

Elena Alexandrescu

CHIMIE ANORGANICĂ și FIZICĂ pentru liceu și gimnaziu

Sinteze
Probleme
Teste

aplicații digitale incluse



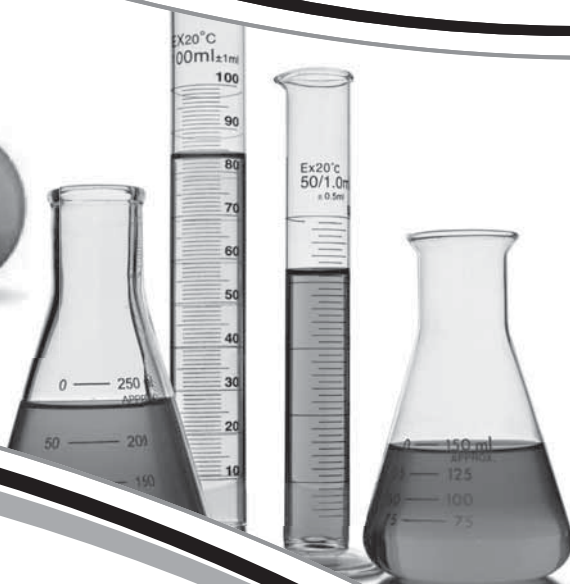
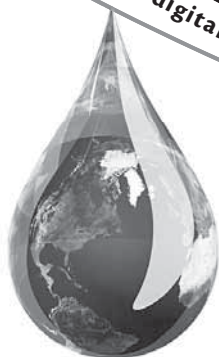
Elena Alexandrescu

CHIMIE ANORGANICĂ și FIZICĂ pentru liceu și gimnaziu

Sinteze
Probleme
Teste



aplicații digitale incluse



Autori: Elena Alexandrescu
prof. gr. I - Școala Internațională „Spectrum”, Ploiești

Referent: Mariana Rosenschein
prof. gr. I - Colegiul Național „Gh. Vrânceanu”, Bacău

Tehnoredactare și grafică: Sultana Vizireanu

Aplicații digitale: Andreea Cojocaru
Mihai Asocie

Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României
ALEXANDRESCU, ELENA

Chimie anorganică și fizică pentru gimnaziu și liceu/Elena Alexandrescu. - Ploiești: Explorator, 2015

ISBN 978-606-93525-7-1

546

544

ISBN: 978-606-93525-7-1

© 2015, Editat și tipărit la EDITURA EXPLORATOR

Ploiești, Prahova

Str. George Coșbuc nr 2

Tel.: 0244-511244, 0244-595348, 0723-387225, 0745-367226, 0344-401284

Fax: 0244-519466

E-mail: office@cutezatorii.ro

www.cutezatorii.ro

Cuvânt înainte

Lucrarea de față este o aventură incitantă în domeniul chimiei anorganice și al chimiei fizice. Ea te cucerește prin profesionalismul abordărilor teoretice, dar și prin complexitatea și originalitatea exercițiilor propuse în partea de aplicații.

Lucrarea se adresează:

- elevilor care doresc să urce treptele performanței în concursuri școlare deoarece prin conținutul științific își clarifică multe noțiuni, iar problemele propuse spre rezolvare parcurg gradual informațiile științifice;

- elevilor care doresc să se pregătească pentru susținerea examenului de bacalaureat, de admitere la facultate cât și pentru studenții din primii ani ai facultăților în care se studiază chimia anorganică și chimia fizică;

- profesorilor care doresc să-și perfecționeze cunoștințele pentru predarea programei școlare cât și pentru susținerea unor teme necesare pregătirii gradelor didactice.

Această lucrare împlinește o cerință mai veche a cadrelor didactice și a elevilor în rezolvarea căreia s-a angajat într-un mod atât de profesionist autoarea, aspect pentru care merită mulțumirile noastre.

*prof. grd. I Mariana Rosenschein
Colegiul Național „Gh. Vranceanu”, Bacău*

Prefață

Lucrarea de față se adresează elevilor de liceu și de gimnaziu care doresc să aprofundeze studiul chimiei anorganice și al chimiei fizice și care se pregătesc pentru concursurile de chimie, pentru examenul de bacalaureat și pentru admiterea în învățământul superior, la facultățile care au ca disciplină de concurs chimia.

În secvența „Rețineți” sunt prezentate cele mai importante informații referitoare la noțiunile chimice studiate și la compușii anorganici studiați. Sunt cuprinse și conținuturi care nu sunt prezăvute în programele de chimie în vigoare, dar care sunt întâlnite la concursurile școlare de chimie.

Secvența „Aplicații” cuprinde probleme și teste cu diferite grade de dificultate. Aplicațiile se adresează atât elevilor care doresc să se inițieze în studiul chimiei anorganice și al chimiei fizice, cât și elevilor care se pregătesc pentru performanță.

Testele tip A presupun alegerea unui răspuns corect din cinci variante formulate.

Testele de tip B presupun aprecierea ca fiind adevărată sau falsă pentru fiecare dintre cele trei afirmații formulate.

Unele informații pot fi utilizate la alcătuirea conținuturilor unor cursuri opționale de chimie (CDS).

În unele capitole sunt prezentate modele de rezolvare a problemelor.

În ultima parte a lucrării, sunt prezentate răspunsurile la problemele și testele propuse, oferind elevilor posibilitatea de a-și verifica propriile rezolvări.

Lucrarea are atașat un DVD, în care se găsesc aplicații digitale și video: modelările unor procese chimice, experimente chimice filmate și alte materiale care facilitează înțelegerea conceptelor chimice studiate. Conținuturile la care se referă materialele din DVD sunt marcate cu sigla .

„Chimie anorganică și fizică pentru liceu și gimnaziu - sinteze, probleme, teste” reprezintă o încercare de a pune la dispoziția celor interesați un instrument de lucru eficient care să încurajeze efortul de a înțelege structura și comportamentul chimic al substanțelor anorganice și unele aspecte ale reacțiilor chimice.

Mulțumesc anticipat elevilor care vor utiliza această lucrare în pregătirea lor și profesorilor care se vor orienta asupra ei.

prof. Elena Alexandrescu

CUPRINS

Cap. 1 Atom. Element chimic. Mol. Calcule stoichiometrice	7
Cap. 2 Tabelul periodic. Proprietățile periodice și neperiodice ale elementelor chimice	33
Cap. 3 Stări de agregare. Rețele cristaline. Legături chimice și interacțiuni intermoleculare	57
Cap. 4 Starea gazoasă	91
Cap. 5 Amestecuri de substanțe. Soluții. Concentrațiile soluțiilor. Cristalohidrați	101
Cap. 6 Echilibrul chimic	120
Cap. 7 Acizi și baze. Reacții cu schimb de protoni	134
Cap. 8 Termodinamică chimică	167
Cap. 9 Cinetică chimică	186
Cap. 10 Electrochimie	205
Cap. 11 Reacții de complexare și de precipitare. Metode experimentale de identificare a unor cationi și anioni	237
Cap. 12 Metale și nemetale	275
Cap. 13 Oxizi, baze, acizi și săruri	312
Cap. 14 Apa	345
Cap. 15 Alte probleme	354
Indicații și răspunsuri	360
Anexe	374

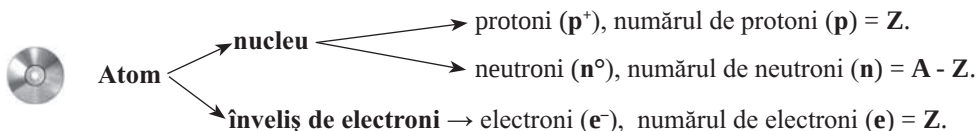
Atom. Element chimic. Mol.

Calcule stoichiometrice

1.1. Atom

• Atomul este o particulă componentă a substanțelor, extrem de mică, neutră din punct de vedere electric, care nu poate fi fragmentată prin procedee fizice și chimice obișnuite. În reacțiile chimice, atomul se conservă ca specie și număr.

Atomul este alcătuit din particule fundamentale: protoni, neutroni și electroni.



• Numărul atomic, notat cu **Z**, indică numărul de protoni din nucleul unui atom (**Z=p**).

• Numărul de masă, notat cu **A**, indică suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleul unui atom (**A=p+n**). Protonii și neutronii se numesc și nucleoni.

• Masele absolute sau masele reale sunt masele exprimate în kilograme (kg), unitatea de măsură pentru masă din S.I.

Masele relative sunt determinate în raport cu unitatea atomică de masă, definită ca a 12-a parte din masa atomului $^{12}_6\text{C}$ și notată cu *u*.

$$1u = \frac{m^{12}_6\text{C}}{12} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Sarcinile electrice absolute sau sarcinile electrice reale sunt sarcinile electrice exprimate în coulombi (C), unitatea de măsură pentru sarcina electrică din S.I.

Sarcinile electrice relative sunt determinate în raport cu sarcina electrică a protonului.

$$q_{p^+} = +1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C} \approx +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

În tabelul 1.1. sunt prezentate masele reale și relative și sarcinile electrice reale și relative ale particulelor subatomice.

Tabelul 1.1.

Particula subatomică	Proton (p^+)	Neutron (n^0)	Electron (e^-)
Masa reală	$1,67252 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$1,67482 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$9,1091 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Masa relativă	$\frac{1,67252 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \approx 1$	$\frac{1,67482 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \approx 1$	$\frac{9,1091 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} =$ $= 5,486 \cdot 10^{-4} = \frac{1}{1823}$



Sarcina electrică reală	$+1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	0	$-1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Sarcina electrică relativă	$\frac{+1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = +1$	0	$\frac{-1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = -1$

• Protonul (p^+) este particula subatomică, din nucleul atomic, cu masa relativă 1 și sarcina electrică relativă +1.

• Neutronul (n^0) este particula subatomică, din nucleul atomic, cu masa relativă 1 și neutră din punct de vedere electric.

• Electronul (e^-) este particula subatomică, din învelișul de electroni, cu masa relativă 1/1823 și sarcina electrică relativă -1.

• Într-un atom, care este neutru din punct de vedere electric, numărul de electroni din învelișul de electroni este egal cu numărul de protoni din nucleu.

1.2. Element chimic

• Totalitatea atomilor cu același număr atomic (Z) reprezintă un element chimic.

Exemplu: Totalitatea atomilor de oxigen, atomi care au 8 protoni în nucleu și, prin urmare, $Z=8$, reprezintă elementul oxigen.

Se cunosc peste 110 elemente chimice, dintre care în jur de 90 se găsesc în natură.

• Notația prescurtată a denumirii unui element chimic se numește simbol chimic.

Simbolul chimic este format din una sau din două litere. Prima literă a simbolului chimic se scrie cu majusculă și este prima literă din denumirea elementului în limba latină. A doua literă a simbolului, care se scrie cu literă mică, este o literă din interiorul denumirii elementului și apare în cazul elementelor ale căror denumiri încep cu aceeași literă.

Exemplu: C (carbon), Ca (calciu), Cr (crom), Co (cobalt).

• Speciile de atomi cu același număr atomic, dar cu numere de masă diferite se numesc izotopi. Izotopii unui element chimic au în nucleu același număr de protoni și un număr diferit de neutroni.

Izotopii se reprezintă astfel: A_Z simbol chimic.

Exemplu: $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$, $^{235}_{92}\text{U}$, $^{16}_8\text{O}$.

Majoritatea elementelor naturale sunt amestecuri de izotopi stabili. Puține elemente sunt monoizotopice, printre care se află: Al, As, Be, Bi, Cs, Co, F, Au, I, Mn, P, Sc, Na, Y (vezi anexa 1).

1.3. Învelișul de electroni

• Totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului unui atom formează **învelișul de electroni** al atomului.

Fiecare electron se rotește în jurul axei sale și în jurul nucleului cu viteză foarte mare.

Mișcarea de rotație a electronului în jurul propriei axe se numește mișcare de spin. Doi electroni care se rotesc în jurul propriei axe în același sens sunt numiți electroni de spin paralel și se notează cu $\uparrow \uparrow$, iar doi electroni care se rotesc în jurul propriei axe în sensuri diferite sunt numiți electroni de spin opus sau electroni cuplați și se notează cu $\uparrow \downarrow$.

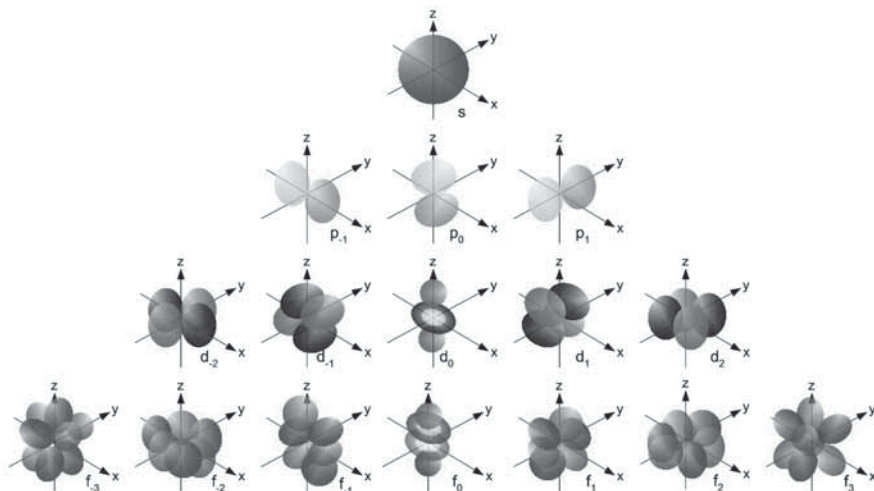
Fiecare electron din învelișul de electroni se află concomitent sub influența atracției nucleului și sub influența respingerii electrostatice a tuturor celorlalți electroni.

• Fiecare electron gravitează în jurul nucleului atomic într-un spațiu bine determinat, numit **orbital**, unde se poate găsi cu probabilitate maximă, formând o zonă de electricitate negativă (nor electronic).

Un orbital poate fi ocupat cu un electron sau cu doi electroni de spin opus.

Se cunosc patru tipuri de orbitali, notați: **s**, **p**, **d**, **f**, care se deosebesc între ei prin formă, energie și orientare în spațiu. Orbitalul de tip **s** are formă sferică, orbitalul **p** este bilobal cu lobi egali, iar orbitalii **d** și **f** au forme mai complicate (vezi schema 1.2).

Schema 1.2.



Se atribuie fiecărui orbital energia electronului care îl ocupă.

- Orbitalii de aceeași energie formează împreună un **substrat**.

Un substrat **s** este format dintr-un singur orbital de tip **s** și este ocupat cu maximum 2 electroni.

Un substrat **p** este format din trei orbitali **p** de aceeași energie orientați de-a lungul axelor rectangulară și poate fi ocupat cu maximum 6 electroni.

Un substrat **d** este format din 5 orbitali **d** și poate fi ocupat cu maximum 10 electroni.

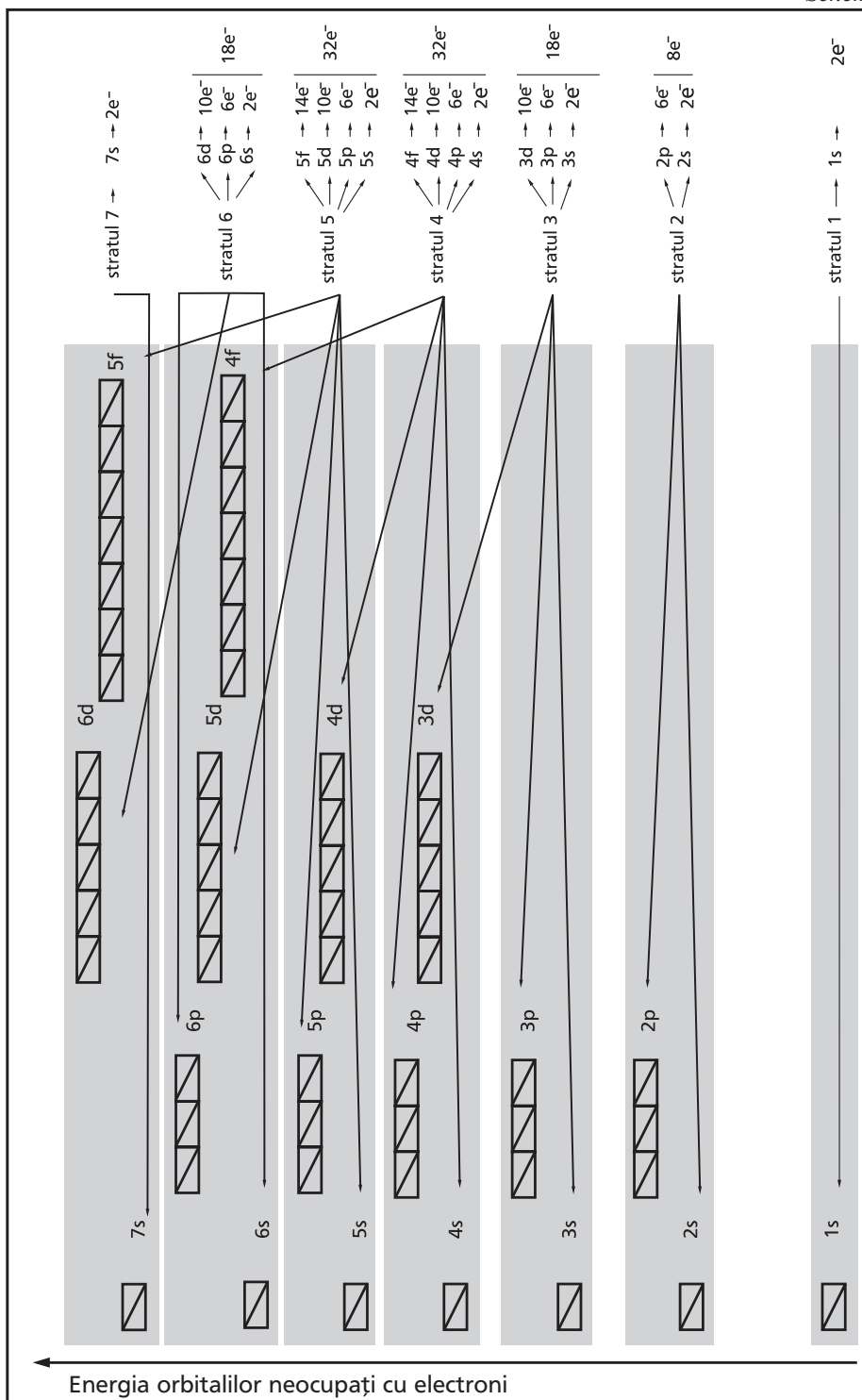
Un substrat **f** este format din 7 orbitali **f** și poate fi ocupat cu maximum 14 electroni.

• Substraturile sunt grupate în **straturi electronice**. Învelișul de electroni este format din 7 straturi electronice notate cu cifrele 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 sau literele K, L, M, N, O, P, Q. Stratul 1(K) este cel mai apropiat de nucleu, iar stratul 7(Q) este cel mai depărtat de nucleu. Energia orbitalilor crește de la nucleu spre periferia învelișului de electroni. Într-un strat energia orbitalilor crește în ordinea **s**, **p**, **d**, **f** (vezi schema 1.3, pagina următoare).

În schema 1.4. este indicată structura primelor 4 straturi electronice.

Schema 1.4.

- | | | |
|------------------------------|---|---------|
| • stratul 1 → 1 substrat | - 1 substrat s (notat 1s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni | $2e^-$ |
| • stratul 2 → 2 substraturi: | - 1 substrat s (notat 2s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
- 1 substrat p (notat 2p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni | $8e^-$ |
| • stratul 3 → 3 substraturi: | - 1 substrat s (notat 3s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
- 1 substrat p (notat 3p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni
- 1 substrat d (notat 3d) - 5 orbitali d - maximum 10 electroni | $18e^-$ |
| • stratul 4 → 4 substraturi: | - 1 substrat s (notat 4s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
- 1 substrat p (notat 4p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni
- 1 substrat d (notat 4d) - 5 orbitali d - maximum 10 electroni
- 1 substrat f (notat 4f) - 7 orbitali f - maximum 14 electroni | $32e^-$ |



Numărul maxim de electroni de pe un strat este dat de relația $2n^2$, unde n este numărul stratului (vezi schema 1.3.).

• În starea fundamentală a unui atom polielectronic, orbitalii se ocupă cu electroni în conformitate cu **trei principii**.

1. Orbitalii se ocupă cu electroni în ordinea crescătoare a energiei lor (Principiul minimului de energie).
2. Un orbital poate fi ocupat cu maximum doi electroni de spin opus (Principiul de excluziune al lui Pauli).
3. Orbitalii de aceeași energie ai unui substrat se ocupă pe rând, la început cu un electron de spin paralel și numai după semiocuparea totală are loc ocuparea cu al doilea electron de spin opus (Regula lui Hund).

• Succesiunea substraturilor neocupate cu electroni în ordinea strict crescătoare a energiei lor este (vezi schema 1.3.): **1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d**.



• Orbitalii se ocupă cu electroni conform schemei:



• La elementele cu număr atomic mai mare, crește atracția nucleului asupra electronilor și învelișul de electroni suferă un fenomen de contracție, de apropiere de nucleu și, prin urmare, de micșorare a energiei orbitalilor. Acest fenomen se manifestă cel mai puternic la substraturile de tip f, ceva mai slab la substraturile d, mai slab la substraturile p și foarte puțin la substraturile s. De aceea, pe măsură ce se ocupă cu electroni, substraturile d și f își micșorează energia.

Succesiunea substraturilor ocupate cu electroni în ordinea strict crescătoare a energiei lor este: **1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 5s 5p 4f 5d 6s 6p 5f 6d 7s**.

• Distribuția electronilor în straturi, substraturi și orbitali din învelișul de electroni al unui atom reprezintă configurația electronică a atomului respectiv.

Exemple: ${}_1\text{H}$: $1s^1$; ${}_2\text{He}$: $1s^2$; ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$; ${}_{10}\text{Ne}$: $1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

${}_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; ${}_{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

• Configurațiile $1s^2$ (dublet) pe primul strat și $ns^2 np^6$ (octet) pentru $n = 2, 3, 4, 5, 6$ sunt configurații stabile de gaz nobil.

• Datorită stabilității mai mari care se obține la semiocuparea (d^5) sau ocuparea completă (d^{10}) a substratului d, la unele elemente au loc salturi electronice din ns în $(n-1)d$.

Exemple: ${}_{24}\text{Cr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ în loc de $3d^4 4s^2$

${}_{29}\text{Cu}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ în loc de $3d^9 4s^2$.

Salturi electronice se întâlnesc la mai multe elemente.

Exemple: ${}_{46}\text{Pd}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$ în loc de $4d^8 5s^2$

${}_{58}\text{Ce}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^2 5d^0 6s^2$ în loc de $4f^1 5d^1 6s^2$.

• Fiecare electron este supus unei atracții electrostatice corespunzătoare sarcinii nucleare efective (Z_{ef}), care depinde de sarcina electrică (Z) a nucleului și de poziția electronului în învelișul de electroni. Această atracție este mai mică decât atracția pe care ar trebui să o exercite nucleul asupra electronului conform legilor electrostatice din cauza efectului de ecranare produs de electronii aflați între nucleu și electronul considerat.

• Locul fiecărui electron în învelișul de electroni este caracterizat de mai multe numere cuantice.



Numărul cuantic principal, notat cu n , indică numărul stratului și are valorile $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

Numărul cuantic secundar, notat cu l , indică tipul substratului și are valorile $l = 0, 1, \dots, n-1$.

Numărul cuantic magnetic, notat cu m , indică orbitalul și are valorile $m = -l, 0, +l$.

Numărul cuantic de spin, notat cu s , caracterizează sensul de rotație în jurul propriei axe a electronului și are valorile $s = +1/2$ și $s = -1/2$.

În schema 1.5 sunt indicate valorile numerelor cuantice în corelație cu structura învelișului de electroni pentru primele patru straturi.

Schema 1.5

$n=1$ (stratul 1)	$l = 0$ (substratul s)	$m = 0$ (orbitalul s)	$1s^{1-2}$
$n = 2$ (stratul 2)	$l = 0$ (substratul s)	$m = 0$ (orbitalul s)	$2s^{1-2}$
	$l = 1$ (substratul p)	$m = +1$ (orbitalul p_x)	$2p^{1-6}$
		$m = 0$ (orbitalul p_z)	
		$m = -1$ (orbitalul p_y)	
$n = 3$ (stratul 3)	$l = 0$ (substratul s)	$m = 0$ (orbitalul s)	$3s^{1-2}$
	$l = 1$ (substratul p)	$m = +1$ (orbitalul p_x)	$3p^{1-6}$
		$m = 0$ (orbitalul p_z)	
		$m = -1$ (orbitalul p_y)	
	$l = 2$ (substratul d)	$m = +2$ (orbitalul $d_{x^2-y^2}$)	$3d^{1-10}$
		$m = +1$ (orbitalul d_{zx})	
		$m = 0$ (orbitalul d_{z^2})	
		$m = -1$ (orbitalul d_{zy})	
		$m = -2$ (orbitalul d_{xy})	
$n = 4$ (stratul 4)	$l = 0$ (substratul s)	$m = 0$ (orbitalul s)	$4s^{1-2}$
	$l = 1$ (substratul p)	$m = +1$ (orbitalul p_x)	$4p^{1-6}$
		$m = 0$ (orbitalul p_z)	
		$m = -1$ (orbitalul p_y)	
	$l = 2$ (substratul d)	$m = +2$ (orbitalul $d_{x^2-y^2}$)	$4d^{1-10}$
		$m = +1$ (orbitalul d_{zx})	
		$m = 0$ (orbitalul d_{z^2})	
		$m = -1$ (orbitalul d_{zy})	
		$m = -2$ (orbitalul d_{xy})	
	$l = 3$ (substratul f)	$m = +3$ (orbital f)	$4f^{1-14}$
		$m = +2$ (orbital f)	
		$m = +1$ (orbital f)	
		$m = 0$ (orbital f)	
		$m = -1$ (orbital f)	
		$m = -2$ (orbital f)	
		$m = -3$ (orbital f)	

Într-un înveliș de electroni, fiecare orbital este definit de un set unic de trei numere cuantice, iar fiecare electron este definit de un set unic de patru numere cuantice.

De exemplu, orbitalul $3s$ este definit de numerele cuantice: $n = 3, l = 0, m = 0$, iar un electron care ocupă orbitalul $3s$ este definit de numerele cuantice: $n = 3, l = 0, m = 0, s = +1/2$ sau $n = 3, l = 0, m = 0, s = -1/2$.

1.4. Mase atomice și moleculare

• **Masa atomică relativă (A^r)** este un număr care arată de câte ori este mai mare masa unui atom decât unitatea atomică de masă.

$$\text{Exemplu: } A_{Al}^r = \frac{m_{Al}}{u} = \frac{44,7868 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 26,98 \approx 27 \text{ sau } A_{Al}^r = 27$$

• Masa atomică a unui element poliizotopic se calculează ca medie ponderată, ținând seama de masa atomică relativă a fiecărui izotop și de proporția în care se găsesc izotopii elementului în elementul natural (abundența izotopică).

$$A_X^r = \frac{p_1}{100} \cdot A_{X_1}^r + \frac{p_2}{100} \cdot A_{X_2}^r + \dots$$

unde: A_X^r = masa atomică relativă a elementului X;

$A_{X_1}^r$ = masa atomică relativă a izotopului X_1 ;

p_1 = proporția, exprimată procentual, în care se găsește izotopul X_1 în elementul natural X.

Masa atomică relativă rotunjită a unui izotop este numeric egală cu numărul său de masă. De exemplu, izotopul $^{35}_{17}\text{Cl}$ are masa atomică relativă 34,97, aproximativ 35.

Exemplu: Clorul natural este format din doi izotopi $^{35}_{17}\text{Cl}$ (cu masa atomică relativă 34,97 ≈ 35 și ponderea 75,77%) și $^{37}_{17}\text{Cl}$ (cu masa atomică relativă 36,97 ≈ 37 și ponderea 24,23%).

$$A_{Cl}^r = \frac{75,77}{100} \cdot 34,97 + \frac{24,23}{100} \cdot 36,97 = 35,45 \approx 35,5$$

sau

$$A_{Cl}^r = \frac{75,77}{100} \cdot 35 + \frac{24,23}{100} \cdot 37 = 35,48 \approx 35,5$$

• **Molecula** este cea mai mică particulă dintr-o substanță care poate exista în stare liberă și care prezintă toate proprietățile substanței respective.

O moleculă este formată din doi sau mai mulți atomi identici sau diferiți uniți între ei prin legături covalente.

• **Masa moleculară relativă (M)** este un număr care arată de câte ori este mai mare masa unei molecule decât unitatea atomică de masă.

Se calculează prin însumarea maselor atomice relative ale atomilor din moleculă.

Exemplu: $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 \cdot A_{\text{H}}^r + A_{\text{P}}^r + 4 \cdot A_{\text{O}}^r = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$ sau $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98$ u.

1.5. Molul

• **Molul** este unitatea de măsură din S.I. pentru cantitatea de substanță și reprezintă cantitatea de substanță care conține numărul lui Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$) particule (atomi, molecule, ioni).

Masa unui mol se numește masă molară și se notează cu μ (miu).

Numărul de moli, notat cu v (niu), se calculează după relațiile:

$$v = \frac{m}{\mu} \quad \text{și} \quad v = \frac{n}{N_A}$$

unde: m = masa de substanță;

n = numărul de particule (atomi, molecule, ioni).

În unele lucrări, masa molară se notează cu M ca și masa moleculară relativă, iar numărul de moli cu n .

• Pentru un element X a cărui masă atomică relativă este x și a cărui masă atomică reală este m , este valabil raționamentul:



$$A_X^r = \frac{m}{u} = x \Rightarrow m = x \cdot u = x \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = x \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{Numărul de atomi din } x \text{ g de element } X = \frac{x \text{ g}}{x \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = \frac{1}{1,66 \cdot 10^{-24}} \approx 6,022 \cdot 10^{23}$$

În concluzie, o cantitate de element X cu masa de x g (masă exprimată în grame numeric egală cu masa atomică relativă a elementului) conține $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi și reprezintă un mol de atomi.

Molul de atomi reprezintă cantitatea dintr-un element chimic care conține numărul lui Avogadro atomi și care, exprimată în grame, este numeric egală cu masa atomică relativă a elementului.

Exemplu: $A_{\text{Al}}^r = 27 \Rightarrow \mu_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$.

• Pentru o substanță chimică X a cărei masă moleculară relativă este x și a cărei masă moleculară reală este m, este valabil raționamentul:

$$M_X = \frac{m}{u} = x \Rightarrow m = x \cdot u = x \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = x \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{Numărul de molecule din } x \text{ g de substanță } X &= \\ &= \frac{x \text{ g}}{x \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = \frac{1}{1,66 \cdot 10^{-24}} \approx 6,022 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

În concluzie, o cantitate de substanță simplă sau compusă X cu masa de x g (masă exprimată în grame numeric egală cu masa moleculară relativă a substanței) conține $6,022 \cdot 10^{23}$ molecule și reprezintă un mol de molecule.

Molul de molecule reprezintă cantitatea dintr-o substanță care conține numărul lui Avogadro molecule și care, exprimată în grame, este numeric egală cu masa moleculară relativă a substanței.

Exemplu: $M_{\text{N}_2} = 28 \Rightarrow \mu_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$

$M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \Rightarrow \mu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

1.6. Semnificația simbolului chimic și a formulei chimice

• **Semnificația simbolului chimic:**

calitativă: indică elementul

cantitativă: $\left\{ \begin{array}{l} \text{la scară microscopică: un atom} \\ \text{la scară macroscopică: un mol de atomi} \end{array} \right.$

Exemplu: Al elementul aluminiu
micro: un atom de aluminiu
macro: un mol de atomi de aluminiu

• **Semnificația formulei chimice:**

calitativă: indică substanța

cantitativă: $\left\{ \begin{array}{l} \text{la scară microscopică: o moleculă} \\ \text{la scară macroscopică: un mol de molecule} \end{array} \right.$

Exemplu: H_3PO_4 acid fosforic
 micro: o moleculă de acid fosforic
 macro: un mol de molecule de acid fosforic

1.7. Calcule stoichiometrice

• Calculele chimice care se referă la rapoartele în care se combină elementele sau în care reacționează substanțele chimice se numesc **calcule stoichiometrice**.

• Relații necesare în rezolvarea problemelor de chimie (vezi pag. 93, 94):

$$\begin{aligned} \nu &= \frac{m}{\mu} & \nu &= \frac{n}{N_A} & \nu &= \frac{V^0}{V_m^0} & pV &= \nu RT & \frac{p_1 V_1}{T_1} &= \frac{p_2 V_2}{T_2} \\ \rho &= \frac{m}{V} & \rho^0 &= \frac{\mu}{V_m^0} & \rho &= \frac{\mu P}{RT} & d &= \frac{\mu_1}{\mu_2} & d_{aer} &= \frac{\mu}{28,9} \\ c\% &= \frac{m_d \cdot 100}{m_s} & c_M &= \frac{\nu}{V_s} & c_N &= \frac{\nu \cdot x}{V_s} & E_g &= \frac{\mu}{x} \\ p &= \frac{m_{pur} \cdot 100}{m_{total}} & p &= \frac{V_{pur} \cdot 100}{V_{total}} \end{aligned}$$

• Randamentul unui proces chimic se poate determina în raport cu reactantul sau cu produsul de reacție, conform schemei generale:

reactant $\rightarrow$ produs de reacție

c_c^r = cantitatea de reactant introdusă în proces (notată și cu c_p , cantitate practică);

c_c^p = cantitatea de produs de reacție care ar trebui să se obțină dacă toată cantitatea de reactant introdusă în proces (c_c^r) ar reacționa;

c_u^r = cantitatea de reactant care se transformă în produs de reacție (notată și cu c_p , cantitate teoretică);

c_u^p = cantitatea de produs de reacție care se obține din cantitatea de reactant care se transformă în produs de reacție (c_u^r);

$$c_u^r < c_c^r \quad \text{sau} \quad c_t < c_p$$

$$c_u^p < c_c^p$$

$$\eta_r = \frac{c_u^r}{c_c^r} \cdot 100$$

$$\eta_r = \eta_p$$

$$\eta_p = \frac{c_u^p}{c_c^p} \cdot 100$$

$$\text{În concluzie: } \eta = \frac{c_u}{c_c} \cdot 100 \quad \text{sau} \quad \eta = \frac{c_t}{c_p} \cdot 100.$$

unde: η = randamentul unei reacții

c_u (cantitatea utilă) = cantitatea (masă, număr de moli, volum) de reactant care se transformă în produsul de reacție util sau cantitatea de produs de reacție util obținută;

c_c (cantitatea consumată) = cantitatea de reactant introdusă în proces sau cantitatea de produs de reacție care ar trebui să se obțină dacă toată cantitatea de reactant introdusă în reacție se transformă în produs de reacție.



• Exemple de calcule chimice

a) Determinarea raportului de masă în care se combină elementele

Exemplu: Determinați raportul de masă H:S:O din acidul sulfuric (H_2SO_4).

Rezolvare: Interpretarea în accepțiunea macro a formulei chimice H_2SO_4 și a simbolurilor H, S, O este:

1 mol de molecule de H_2SO_4 este format din:
$$\begin{cases} 2 \text{ moli de atomi de H;} \\ 1 \text{ mol de atomi de S;} \\ 4 \text{ moli de atomi de O.} \end{cases}$$

Cunoscând mase molare:

$$A^r_H = 1 \Rightarrow \mu_H = 1 \text{ g/mol}; A^r_S = 32 \Rightarrow \mu_S = 32 \text{ g/mol}; A^r_O = 16 \Rightarrow \mu_O = 16 \text{ g/mol}$$

Raportul de masă H : S : O = $2 \cdot 1 \text{ g} : 32 \text{ g} : 4 \cdot 16 \text{ g}$ sau H : O : S = $2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$.

b) Determinarea cantității dintr-un element care se află într-o cantitate dată de substanță compusă sau a cantității dintr-o substanță compusă ce conține o cantitate dată dintr-un element

Exemple:

Calculați:

- b1) numărul de moli de oxigen care se află în 8 mol de acid sulfuric;
- b2) masa de hidrogen care se află în 49 g de acid sulfuric;
- b3) masa de sulf din 0,2 mol de acid sulfuric;
- b4) masa de acid sulfuric ce conține 4 kg de oxigen;
- b5) masa de acid sulfuric ce conține 15 mmol de sulf.

Rezolvare:

Pe baza interpretării în accepțiune macro a formulei chimice H_2SO_4 și a simbolurilor H, S, O:

1 mol de molecule de H_2SO_4 este format din
$$\begin{cases} 2 \text{ moli de atomi de H;} \\ 1 \text{ mol de atomi de S;} \\ 4 \text{ moli de atomi de O.} \end{cases}$$

sau

1 kmol de molecule de H_2SO_4 este format din
$$\begin{cases} 2 \text{ kmoli de atomi de H;} \\ 1 \text{ kmol de atomi de S;} \\ 4 \text{ kmoli de atomi de O.} \end{cases}$$

sau

1 mmol de molecule de H_2SO_4 este format din
$$\begin{cases} 2 \text{ mmoli de atomi de H;} \\ 1 \text{ mmol de atomi de S;} \\ 4 \text{ mmoli de atomi de O.} \end{cases}$$

se construiește câte o regulă de trei simplă, verificând dacă pe verticală se află aceeași unitate de măsură și aceeași substanță.

- b1) Dacă într-un 1 mol de H_2SO_4 se află 4 mol de O
în 8 mol de H_2SO_4 se află x mol de O

sau

1 mol H_2SO_4	4 mol O
8 mol H_2SO_4	x mol O

$$\frac{1}{8} = \frac{4}{x} \Rightarrow x = 8 \cdot 4 = 32 \text{ mol O}$$

$$b2) \quad A^r_H = 1 \Rightarrow \mu_H = 1 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \Rightarrow \mu_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$$

Dacă într-un 1 mol de $H_2SO_4 = 98 \text{ g}$ H_2SO_4 se află 2 mol H = 2·1 g H
 în 49 g H_2SO_4 se află x g H

sau

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ g } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 2 \cdot 1 \text{ g H} \\ 49 \text{ g } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & x \text{ g H} \\ \hline \frac{98}{49} = \frac{2}{x} \Rightarrow x = \frac{2 \cdot 49}{98} = 1 \text{ g H} \end{array}$$

$$b3) \quad A^r_S = 32 \Rightarrow \mu_S = 32 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 32 \text{ g S} \\ 0,2 \text{ mol } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & x \text{ g S} \\ \hline \frac{1}{0,2} = \frac{32}{x} \Rightarrow x = 0,2 \cdot 32 = 6,4 \text{ g S} \end{array}$$

$$b4) \quad A^r_O = 16 \Rightarrow \mu_O = 16 \text{ kg/kmol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 98 \Rightarrow \mu_{H_2SO_4} = 98 \text{ kg/kmol}$$

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ kg } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 4 \cdot 16 \text{ kg O} \\ x \text{ kg } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 4 \text{ kg O} \\ \hline \frac{98}{x} = \frac{4 \cdot 16}{4} \Rightarrow x = \frac{98}{16} = 6,125 \text{ kg } H_2SO_4 \end{array}$$

$$b5) \quad M_{H_2SO_4} = 98 \Rightarrow \mu_{H_2SO_4} = 98 \text{ mg/mmol}$$

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ mg } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 1 \text{ mmol S} \\ x \text{ mg } H_2SO_4 & \dots\dots\dots & 15 \text{ mmol S} \\ \hline \frac{98}{x} = \frac{1}{15} \Rightarrow x = 98 \cdot 15 = 1470 \text{ mg} = 1,47 \text{ g } H_2SO_4 \end{array}$$

c) Determinarea compoziției procentuale de masă a unei substanțe compuse

Compoziția procentuală de masă indică masa din fiecare element component care se află în 100 g de substanță compusă.

Exemplu: Determinați compoziția procentuală de masă a hidroxidului de fier (III) ($Fe(OH)_3$).

Rezolvare:

Interpretarea în accepțiune macro a formulei chimice $Fe(OH)_3$ și a simbolurilor chimice Fe, O, H este:

$$1 \text{ mol de } Fe(OH)_3 \text{ este format din: } \begin{cases} 1 \text{ mol de Fe;} \\ 3 \text{ moli de O;} \\ 3 \text{ moli de H.} \end{cases}$$

$$M_{Fe(OH)_3} = 56 + 3 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 107 \Rightarrow \mu_{Fe(OH)_3} = 107 \text{ g/mol}$$

$$A^r_{Fe} = 56 \Rightarrow \mu_{Fe} = 56 \text{ g/mol}; A^r_O = 16 \Rightarrow \mu_O = 16 \text{ g/mol}; A^r_H = 1 \Rightarrow \mu_H = 1 \text{ g/mol}$$

Pe baza interpretării de mai sus se construiește regula de trei compusă:

Dacă în:

$$\begin{array}{rcll} 1 \text{ mol } Fe(OH)_3 = 107 \text{ g } Fe(OH)_3 & \text{se află} & 1 \text{ mol Fe} = 56 \text{ g Fe}, & 3 \text{ mol O} = 3 \cdot 16 \text{ g O}, & 3 \text{ mol H} = 3 \cdot 1 \text{ g H} \\ \text{în } 100 \text{ g } Fe(OH)_3 & \text{se află} & x \text{ g Fe} & y \text{ g O} & z \text{ g H} \end{array}$$



sau

$$\begin{array}{l} 107 \text{ g Fe(OH)}_3 \dots\dots\dots 56 \text{ g Fe} \dots\dots\dots 3 \cdot 16 \text{ g O} \dots\dots\dots 3 \cdot 1 \text{ g H} \\ 100 \text{ g Fe(OH)}_3 \dots\dots\dots x \text{ g Fe} \dots\dots\dots y \text{ g O} \dots\dots\dots z \text{ g H} \end{array}$$

$$\frac{107}{100} = \frac{56}{x} \Rightarrow x = \frac{56 \cdot 100}{107} = 52,33\% \text{ Fe}$$

$$\frac{107}{100} = \frac{3 \cdot 16}{y} \Rightarrow y = \frac{3 \cdot 16 \cdot 100}{107} = 44,85\% \text{ O}$$

$$\frac{107}{100} = \frac{3 \cdot 1}{z} \Rightarrow z = \frac{3 \cdot 1 \cdot 100}{107} = 2,8\% \text{ H}$$

d) Determinarea formulei moleculare din compoziția procentuală de masă sau din raportul de masă

Exemplu: d1) O substanță compusă A are compoziția procentuală de masă: 56,36% P, 43,63% O și masa moleculară $M = 220$. Determinați formula moleculară a substanței A.

Rezolvare:

În 100 g de substanță A se află 56,36 g P și 43,63 g O și, prin urmare, raportul de masă $P:O = 56,36:43,63 = 1,29:1$.

Pentru a determina formula moleculară trebuie să se transforme acest raport de masă mai întâi în raport molar și apoi în raport atomic.

Se parcurg mai multe etape.

- Se calculează numărul de moli din fiecare element component din procente de masă sau din raportul de masă. Rezultatele se împart la cel mai mic dintre ele pentru a se obține un raport molar mai simplu.

$$A^r_P = 31 \Rightarrow \mu_P = 31 \text{ g/mol} \quad A^r_O = 16 \Rightarrow \mu_O = 16 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} \nu_P = \frac{m}{\mu} = \frac{56,36 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 1,818 \text{ mol} \\ \nu_O = \frac{m}{\mu} = \frac{43,63 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,726 \text{ mol} \end{array} \left| \begin{array}{l} 1 \text{ mol P} \\ :1,818 \\ 1,5 \text{ mol O} \end{array} \right.$$

sau

$$\begin{array}{l} \nu_P = \frac{m}{\mu} = \frac{1,29 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0,0416 \text{ mol} \\ \nu_O = \frac{m}{\mu} = \frac{1 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,0625 \text{ mol} \end{array} \left| \begin{array}{l} 1 \text{ mol P} \\ :0,0416 \\ 1,5 \text{ mol O} \end{array} \right.$$

- Se determină raportul atomic dintre elementele componente din numărul de moli. Din relația $n = \nu \cdot N_A$, rezultă: $1 \cdot N_A$ atomi de fosfor și $1,5 \cdot N_A$ atomi de oxigen, iar raportul atomic $P:O = 1 \cdot N_A : 1,5 N_A = 1:1,5$. Prin urmare, raportul molar este egal cu raportul atomic.

- Din raportul atomic se stabilește formula brută, care indică raportul atomic în care se combină elementele componente ale unei substanțe.

Substanța considerată are formula brută: $\text{PO}_{1,5}$.

- Se stabilește formula moleculară având în vedere formula brută și masa moleculară.

Formula moleculară poate fi identică cu formula brută sau poate fi un multiplu al formulei brute. În acest caz, formula moleculară este de tipul $(\text{PO}_{1,5})_n$.

Din $M(\text{PO}_{1,5})_n = (31 + 16 \cdot 1,5) \cdot n = 55n = 220$, rezultă $n = 4$, iar formula moleculară este $(\text{PO}_{1,5})_4$ sau P_4O_6 .

Rezumând, etapele demersului de determinare a formulei chimice din compoziția procentuală de masă sau din raportul de masă sunt:

- se împarte procentul sau masa fiecărui element la masa lui molară și se calculează numărul de moli;

- se împart rezultatele la cel mai mic dintre ele și se calculează raportul atomic dintre elemente;

- se stabilește formula brută și apoi formula moleculară.

Reluând exemplul analizat, calculele pot fi redactate schematic astfel:

$$\begin{array}{l} \nu_P = \frac{m}{\mu} = \frac{56,36g}{31g/mol} = 1,818mol \\ \nu_O = \frac{m}{\mu} = \frac{43,63g}{16g/mol} = 2,726mol \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} 1 \text{ atom P} \\ :1,818 \\ 1,5 \text{ atomi O} \end{array} \right. \Rightarrow \text{PO}_{1,5} \Rightarrow (\text{PO}_{1,5})_n$$

$$M(\text{PO}_{1,5})_n = 220 \Rightarrow n = 4 \Rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$$

Exemplu: d2) Rugina, care este un compus al fierului cu oxigenul și hidrogenul, conține 62,92% Fe și 1,12% H și are în formula chimică un singur atom de hidrogen. Determinați formula chimică a ruginii.

Rezolvare:

Procentul de oxigen din rugină este: $100 - 62,92 - 1,12 = 35,96\% \text{ O}$

$$A_{\text{Fe}}^r = 56 \Rightarrow \mu_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol} \quad A_{\text{O}}^r = 16 \Rightarrow \mu_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol} \quad A_{\text{H}}^r = 1 \Rightarrow \mu_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} \nu_{\text{Fe}} = \frac{m}{\mu} = \frac{62,92g}{56g/mol} = 1,123mol \\ \nu_{\text{O}} = \frac{m}{\mu} = \frac{35,96g}{16g/mol} = 2,247mol \\ \nu_{\text{H}} = \frac{m}{\mu} = \frac{1,12g}{1g/mol} = 1,12mol \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} 1 \text{ atom Fe} \\ :1,12 \quad 2 \text{ atomi O} \\ 1 \text{ atom H} \end{array} \right. \Rightarrow \text{FeO}_2\text{H} \Rightarrow (\text{FeO}_2\text{H})_n$$

Dar $n = 1$, pentru că în formula chimică se află un atom de hidrogen. Rezultă, formula chimică FeO_2H sau $\text{FeO}(\text{OH})$.

Exemplu: d3) Compusul A cu formula chimică KClO_x conține 46,2% O. Determinați formula chimică a compusului A.

Rezolvare:

$$M_{\text{KClO}_x} = 39 + 35,5 + 16x = 74,5 + 16x \Rightarrow \mu_{\text{KClO}_x} = 74,5 + 16x \text{ g/mol}$$

$$A_{\text{O}}^r = 16 \Rightarrow \mu_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$$

Pe baza interpretării în accepțiunea macro a formulei chimice KClO_x : 1 mol KClO_x conține x moli O, se construiește regula de trei simplă:

$$\begin{array}{l} (74,5 + 16x)g \text{ KClO}_x \dots\dots\dots 16x \text{ g O} \\ 100 \text{ g KClO}_x \dots\dots\dots 46,2 \text{ g O} \end{array}$$

$$\frac{74,5 + 16x}{100} = \frac{16x}{46,2} \Rightarrow x = 4 \Rightarrow \text{KClO}_4$$



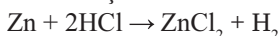
e) Calcule pe baza ecuațiilor chimice

Exemplu: e1) O probă de alamă (aliaj Cu - Zn) cu masa de 150g reacționează cu o soluție de acid clorhidric de concentrație 29,2% aflată în exces, când se degajă 33,6 L (c.n.) de hidrogen. Calculați:

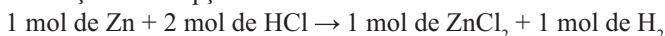
- concentrația procentuală de masă a alamei;
- masa de soluție de acid clorhidric consumată în reacție.

Rezolvare:

Dintre cupru și zinc, numai zincul reacționează cu acidul clorhidric.



Interpretarea ecuației în accepțiune macro este:



$$A_{\text{Zn}}^r = 65 \Rightarrow \mu_{\text{Zn}} = 65 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5 \Rightarrow \mu_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\vartheta_{\text{H}_2} = \frac{V^0}{V_m^0} = \frac{33,6 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

Pe baza interpretării ecuației de mai sus, se construiește regula de trei compusă.

$$\begin{array}{rclcl} 65 \text{ g} & 2 \cdot 36,5 \text{ g} & 1 \text{ mol} & \frac{65}{x} = \frac{1}{1,5} \Rightarrow x = 97,5 \text{ g Zn} \\ \text{Zn} + 2\text{HCl} & \rightarrow & \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \\ x \text{ g} & y \text{ g} & 1,5 \text{ mol} & \frac{2 \cdot 36,5}{y} = \frac{1}{1,5} \Rightarrow y = 109,5 \text{ g HCl} \end{array}$$

$$m_{\text{Cu}} = 150 - 97,5 = 52,5 \text{ g}$$

$$150 \text{ g alamă} \dots\dots\dots 97,5 \text{ g Zn} \dots\dots\dots 52,5 \text{ g Cu}$$

$$100 \text{ g alamă} \dots\dots\dots x \text{ g Zn} \dots\dots\dots y \text{ g Cu}$$

$$x = \frac{100 \cdot 97,5}{150} = 65\% \text{ Zn}$$

$$y = \frac{100 \cdot 52,5}{150} = 35\% \text{ Cu}$$

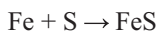
Soluția de HCl:

$$\begin{array}{l} m_d = 109,5 \text{ g} \\ c = 29,2\% \end{array} \Rightarrow \text{din } c = \frac{m_d \cdot 100}{m_s} \Rightarrow m_s = \frac{m_d \cdot 100}{c} = \frac{109,5 \cdot 100}{29,5} = 375 \text{ g}$$

Exemplu: e2) Un amestec format din 11,2 g de fier și 6,4 g de sulf este încălzit până la temperatura necesară reacției. Știind că 2% din cantitatea de sulf sublimază și părăsește amestecul de reacție, calculați compoziția amestecului final, exprimată în procente de masă.

Rezolvare:

$$A_{\text{Fe}}^r = 56 \Rightarrow \mu_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$$



sulfură de fier

$$A_{\text{S}}^r = 32 \Rightarrow \mu_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$$

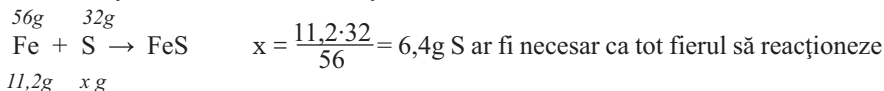
$$M_{\text{FeS}} = 56 + 32 = 88 \Rightarrow \mu_{\text{FeS}} = 88 \text{ g/mol}$$

$$\frac{2}{100} \cdot 6,4 = 0,124 \text{ g de sulf sublimază}$$

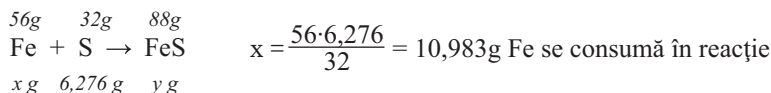
$$6,4 - 0,124 = 6,276 \text{ g de sulf rămas în amestec.}$$

Înainte de reacție, în amestec se află: 11,2 g Fe și 6,276 g S. Pe baza ecuației reacției se

stabilește care element se consumă total și care element se află în exces. Masa de sulfură de fier rezultată din reacție se calculează în funcție de elementul care se consumă total.



Prin urmare, sulful se consumă total, iar fierul este în exces.



11,2-10,983 = 0,217g Fe nu reacționează

$$y = \frac{6,276 \cdot 88}{32} = 17,259g \text{ FeS}$$

Amestecul final este format din: 0,217 g Fe și 17,259 g FeS și are masa:

$$m = 0,217 + 17,259 = 17,476 \text{ g}$$

17,476g amestec	0,217g Fe	17,259g FeS
100g amestec	x g Fe	y g FeS

$$x = \frac{0,217 \cdot 100}{17,476} = 1,24\% \text{ Fe} \quad y = \frac{100 \cdot 17,259}{17,476} = 98,75\% \text{ FeS}$$

Exemplu: e3) O șarjă de calcar cu masa de 200 kg și puritate 90% este încălzită în cuptorul de var. Știind că au rezultat 1,44 kmol de dioxid de carbon (CO₂) și că impuritățile nu se descompun și nu sunt volatile, calculați:

- randamentul procesului;
- puritatea varului nestins obținut.

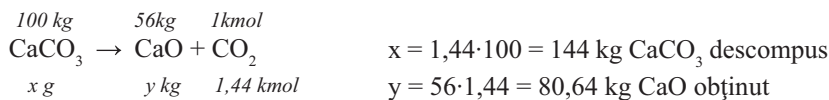
Rezolvare:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \Rightarrow \mu_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ kg/mol}$$

$$M_{\text{CaO}} = 40 + 16 = 56 \Rightarrow \mu_{\text{CaO}} = 56 \text{ kg/mol}$$

Proba de calcar:

$$\begin{array}{l} m_{\text{total}} = 200 \text{ kg} \\ p = 90\% \end{array} \quad \text{din } p = \frac{m_{\text{pur}} \cdot 100}{m_{\text{total}}} \Rightarrow m_{\text{pur}} = \frac{p \cdot m_{\text{total}}}{100} = \frac{90 \cdot 200}{100} = 180 \text{ kg CaCO}_3$$



Randamentul procesului:

$$c_u = 144 \text{ kg CaCO}_3 \text{ descompus}$$

$$c_c = 180 \text{ kg CaCO}_3 \text{ introdus în proces}$$

$$\eta = \frac{c_u}{c_c} \cdot 100 = \frac{144 \cdot 100}{180} = 80\%$$

Proba de var nestins:

$$m_{\text{CaO}} = m_{\text{pur}} = 80,64 \text{ kg}$$

$$m_{\text{impurități din calcar}} = 200 - 180 = 20 \text{ kg}$$

$$m_{\text{CaCO}_3 \text{ nedescompus}} = 180 - 144 = 36 \text{ kg}$$



$$m_{\text{total}} = 80,64 + 20 + 36 = 136,64 \text{ kg}$$

$$p = \frac{m_{\text{pur}} \cdot 100}{m_{\text{total}}} = \frac{80,64 \cdot 100}{136,64} = 59\%$$

PROBLEME

1.1. Se consideră elementul aluminiu (Al) cu $Z=13$ și $A=27$. Indicați:

a) numărul de particule (protoni, neutroni, electroni) din atomul de aluminiu;

b) sarcina electrică relativă și reală a nucleului atomului de aluminiu;

c) numărul de nucleoni din 0,25 mol de atomi de aluminiu;

d) masa de aluminiu care conține $391,43 \cdot 10^{23}$ protoni;

e) configurația electronică a atomului de aluminiu;

f) numărul de straturi, numărul de substraturi, numărul de orbitali ocupați cu electroni dintr-un atom de aluminiu;

g) numărul de orbitali dielectronici (orbitali ocupați cu 2 electroni) și numărul de orbitali monoelectronici (orbitali ocupați cu câte un electron) dintr-un atom de aluminiu;

h) numărul de electroni s (electroni ce sunt plasați în orbitali s) din 8,1 g de aluminiu.

1.2. Se consideră atomul $^{65}_{30}\text{Zn}$. Indicați:

a) numărul de particule (protoni, neutroni, electroni) din atomul de zinc;

b) numărul de particule subatomice din 1,3g de zinc;

c) configurația electronică a atomului de zinc;

d) numărul de straturi complet ocupate cu electroni și numărul de substraturi din atomul de zinc;

e) masa de zinc care conține $3011 \cdot 10^{22}$ electroni d (electroni ce sunt plasați în orbitali d).

1.3. Se consideră atomul $^{80}_{35}\text{Br}$. Indicați:

a) numărul de particule (protoni, neutroni, electroni) dintr-un atom de brom;

b) masa de brom ce conține $3251,88 \cdot 10^{23}$ neutroni;

c) sarcina electrică relativă și reală a învelișului de electroni dintr-un atom de brom;

d) configurația electronică a atomului de brom;

e) numărul de orbitali s și numărul de orbitali p ocupați cu electroni dintr-un atom de brom;

f) numărul de electroni necuplați din 8g de brom.

1.4. Se consideră atomii: ^2_2He , ^3_3Li , $^{19}_{19}\text{K}$, $^{17}_{17}\text{Cl}$, ^9_9F , $^{18}_{18}\text{Ar}$, $^{36}_{36}\text{Kr}$, $^{29}_{29}\text{Cu}$, $^{20}_{20}\text{Ca}$, $^{31}_{31}\text{Ga}$, $^{47}_{47}\text{Ag}$. Indicați configurațiile electronice ale acestor atomi și precizați care dintre acești atomi au:

a) același număr de straturi ocupate cu electroni;

b) același număr de straturi complet ocupate cu electroni;

c) același număr de substraturi ocupate cu electroni;

d) același număr de orbitali ocupați cu electroni;

e) configurații stabile de gaz nobil pe ultimul strat;

f) același număr de orbitali monoelectronici;

g) numai orbitali dielectronici.

1.5. Atomul de germaniu (Ge) are 3 straturi complet ocupate cu electroni și 14 electroni p (electroni ce sunt plasați în orbitali p). Indicați:

a) configurația electronică a atomului de germaniu și numărul atomic;

b) numărul de straturi, numărul de substraturi și numărul de orbitali dintr-un atom de germaniu;

c) numărul de electroni de pe ultimul strat dintr-un atom de germaniu;

d) numărul de electroni d (electroni ce sunt plasați în orbitali d) din 5 mmol de germaniu.

1.6. Atomul de fosfor (P) are în învelișul de electroni 9 electroni p. Indicați:

a) configurația electronică a atomului de fosfor și numărul atomic;

b) numărul de masă dacă numărul de neutroni este cu o unitate mai mare decât numărul de protoni;

c) numărul de orbitali dielectronici și numărul de orbitali monoelectronici dintr-un atom de fosfor;

d) numărul de neutroni din 3 kmol de fosfor.

1.7. Atomul de magneziu (Mg) are 6 orbitali, toți ocupați cu electroni cuplați. Indicați:

a) configurația electronică a atomului de magneziu și numărul atomic;

b) numărul de straturi complet ocupate cu electroni dintr-un atom de magneziu;

c) sarcina electrică reală a electronilor din 144 mg de magneziu.

1.8. Atomul de scandiu (Sc) are în învelișul de electroni 8 electroni s și 11 orbitali. Indicați:

a) configurația electronică a atomului de scandiu și numărul atomic;

b) numărul de straturi complet ocupate cu electroni dintr-un atom de scandiu;

c) numărul de electroni necuplați dintr-un atom de scandiu;

d) raportul număr de electroni s : număr de electroni p dintr-un atom de scandiu.

1.9. Atomii următoarelor elemente se caracterizează prin:

a) atomul de bor (B) are 3 orbitali dintre care unul este monoelectronic;

b) atomul de crom (Cr) are 15 orbitali, dintre care 6 orbitali sunt monoelectronici;

c) atomului de fier (Fe) îi lipsesc 4 electroni pentru a avea stratul 3 complet ocupat;

d) atomul de indiu (In) are 3 electroni pe stratul 5;

e) atomului de sulf (S) îi lipsesc 2 electroni pentru a avea substratul 3p complet ocupat cu electroni;

f) atomul de titan (Ti) are cu 4 electroni mai mult decât atomul celui de al treilea gaz nobil;

g) atomul de mangan (Mn) are 8 electroni s, 12 electroni p și 5 electroni d;

h) în atomul de zinc (Zn), numărul de

electroni d este cu două unități mai mare decât numărul de electroni s și cu două unități mai mic decât numărul de electroni p, iar raportul număr de electroni s : număr de electroni p : număr de electroni d este 4:6:5.

Pentru fiecare element, indicați configurația electronică și numărul atomic.

1.10. Atomii următoarelor elemente se caracterizează prin:

a) atomul de carbon (C) are 4 orbitali și 2 electroni p;

b) atomului de oxigen (O) îi lipsesc 2 electroni pentru a avea stratul 2 complet ocupat;

c) atomul de sodiu (Na) are cu un electron mai mult decât atomul celui de al doilea gaz nobil;

d) atomul de arsen (As) are 8 substraturi, iar ultimul substrat este total semioocupat;

e) atomul de cobalt (Co) are 15 electroni pe stratul 3;

f) atomul de seleniu (Se) are 8 electroni s, 16 electroni p și restul electroni d;

g) atomul de staniu (Sn) are 5 orbitali s, 11 orbitali p, 10 orbitali d și 2 electroni necuplați;

h) atomul de rubidiu (Rb) are 9 electroni s, 18 electroni p și 10 electroni d.

Pentru fiecare element, indicați configurația electronică și numărul atomic.

1.11. Configurațiile electronice „ideale” pentru lantanide sunt de tipul: $[\text{Xe}]4f^{1-14}5d^16s^2$, iar pentru actinide de tipul: $[\text{Rn}]5f^{1-14}6d^17s^2$.

La mulți atomi, au loc salturi electronice din substratul 5d în substratul 4f pentru lantanide și din substratul 6d în substratul 5f pentru actinide.

Atomii următoarelor elemente (lantanide sau actinide) se caracterizează prin:

a) atomul de lantan (La) are 57 electroni în învelișul de electroni;

b) atomul de praseodim (Pr), element ce face parte din seria lantanidelor, are 3 electroni f și 20 electroni d;

c) atomul de gadoliniu (Gd) are sarcina electrică relativă nucleară +64;

d) atomul de lutețiu (Lu) are cu 17 electroni mai mult decât atomul celui de al cincilea gaz nobil;



APLICAȚII

e) atomul de erbiu (Er) are 68 electroni în învelișul de electroni dintre care: 12 electroni s, 24 electroni p și 20 electroni d;

f) atomul de actiniu (Ac) are sarcina electrică relativă a învelișului de electroni -89;

g) atomul de uraniu (U) are 92 electroni dintre care: 17 electroni f și 31 electroni d;

h) atomul de americium (Am), element ce face parte din seria actinidelor, are 7 electroni în substratul 5f în urma saltului unui electron din substratul 6d în substratul 5f;

i) atomul de lawrenciu (Lr) are în configurația electronică exterioară (5f6d7s) 17 electroni.

Pentru fiecare element indicați configurația electronică și numărul atomic.

1.12. Se consideră elementele: ^{105}Db (dubniu) și ^{109}Mt (meitneriu). Pentru fiecare element indicați:

a) configurația electronică a atomului, considerând că nu au loc salturi electronice;

b) numărul de straturi, numărul de substraturi și numărul de orbitali dintr-un atom;

c) numărul de electroni s, numărul de electroni p, numărul de electroni d și numărul de electroni f dintr-un atom.

1.13. Sulfurul natural este format din 4 izotopi caracterizați prin:

- fiecare are sarcina electrică reală nucleară $+25,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$;

- un izotop are numărul de neutroni egal cu numărul de protoni;

- un alt izotop are numărul de masă 33;

- un alt izotop are în nucleu 34 de particule fundamentale;

- un alt izotop are masa atomică relativă rotunjită 36.

Indicați:

a) simbolurile (^A_ZX) celor patru izotopi ai sulfului;

b) configurația electronică a atomului de sulf.

1.14. Azotul natural este format din doi izotopi caracterizați prin:

- un atom de azot are în învelișul de electroni 4 electroni s și 3 electroni p;

- într-un izotop numărul de neutroni este egal cu numărul de protoni;

- în nucleul celui alt izotop se află 15 particule fundamentale.

Indicați simbolurile (^A_ZX) celor doi izotopi ai azotului.

1.15. Cuprul natural este format din doi izotopi: $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69,2%) și $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30,8%). Calculați:

a) masa atomică relativă a cuprului;

b) masa a 0,2 mol de atomi $^{63}_{29}\text{Cu}$;

c) masa a 0,2 mol de atomi de cupru natural.

1.16. Fierul natural este format din 4 izotopi: $^{56}_{26}\text{Fe}$ (91,7%), $^{54}_{26}\text{Fe}$ (5,8%), $^{57}_{26}\text{Fe}$ (2,2%), $^{58}_{26}\text{Fe}$ (0,3%). Calculați:

a) masa atomică relativă a fierului;

b) masa a $24,088 \cdot 10^{23}$ atomi $^{56}_{26}\text{Fe}$;

c) masa a 4 mol de atomi de fier natural.

1.17. Azotul natural este format din doi izotopi $^{14}_7\text{N}$ și $^{15}_7\text{N}$. Azotul are masa atomică relativă 14,0037. Calculați abundența celor doi izotopi în azotul natural.

1.18. Clorul natural este format din doi izotopi $^{35}_{17}\text{Cl}$ și $^{37}_{17}\text{Cl}$. Clorul are masa atomică relativă 35,4846. Calculați abundența celor doi izotopi în clorul natural.

1.19. Uraniul natural este un amestec de trei izotopi: $^x_{92}\text{U}$ (99,274%), $^{235}_{92}\text{U}$ (0,72%) și $^{234}_{92}\text{U}$ (0,006%), iar masa atomică relativă a uraniului este 237,978. Calculați numărul de masă x al primului izotop.

1.20. Neonul natural este format din 3 izotopi: $^{20}_{10}\text{Ne}$ (90,48%), $^{21}_{10}\text{Ne}$ și $^{22}_{10}\text{Ne}$. Neonul are masa atomică relativă 20,1877. Calculați abundența izotopilor $^{21}_{10}\text{Ne}$ și $^{22}_{10}\text{Ne}$.

1.21. Siliciul natural este format din trei izotopi: $^x_{14}\text{Si}$ (92,23%), $^{x+1}_{14}\text{Si}$ (y+1,57%) și $^{x+2}_{14}\text{Si}$ (y%), iar masa atomică relativă a siliciului este 28,1087. Determinați numerele de masă ale celor trei izotopi ai siliciului și abundența ultimilor doi izotopi.

1.22. Argintul natural este format din doi izotopi A și B. Sarcina nucleară a atomului de

argint este $+75,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$. Numărul de neutroni din nucleul izotopului A este cu 13 unități mai mare decât numărul de protoni. Numărul de masă al izotopului B este cu 2 unități mai mare decât numărul de masă al izotopului A. În argintul natural, raportul atomic A:B = 1,0764:1.

Calculați masa atomică relativă a argintului ($q_{p^+} = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$).

1.23. Citiți informațiile de mai jos.

Un nucleu cu compoziția definită (${}^A_Z\text{X}$) este denumit nuclid, denumire care se folosește și pentru atomul care conține acest nucleu. Dacă $Z_1 = Z_2$, dar $A_1 \neq A_2$ pentru că $n_1 \neq n_2$, nucleizii se numesc izotopi. De exemplu: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ și ${}^3_1\text{H}$ sunt izotopi.

Dacă $A_1 = A_2$, dar $Z_1 \neq Z_2$ și $n_1 \neq n_2$, nucleizii se numesc izobari. De exemplu: ${}^{40}_{19}\text{K}$ și ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ sunt izobari.

Dacă $n_1 = n_2$, dar $Z_1 \neq Z_2$ și $A_1 \neq A_2$, nucleizii se numesc izotoni. De exemplu: ${}^{18}_8\text{O}$, ${}^{19}_9\text{F}$ și ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ sunt izotoni, fiecare nuclid are 10 neutroni.

Se consideră nucleizii: ${}^{58}_{26}\text{Fe}$, ${}^{56}_{26}\text{Fe}$, ${}^{54}_{26}\text{Fe}$, ${}^{58}_{28}\text{Ni}$, ${}^{60}_{28}\text{Ni}$.

Identificați: speciile atomice izotopice, speciile atomice izobare, speciile atomice izotonice.

1.24. Se consideră nucleizii: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^a_{18}\text{Ar}$, ${}^{36}_b\text{Ar}$, ${}^c_{19}\text{K}$ cu următoarele caracteristici:

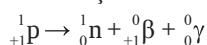
- ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ și ${}^a_{18}\text{Ar}$ sunt izobari;
- ${}^a_{18}\text{Ar}$ și ${}^{36}_b\text{Ar}$ sunt izotopi;
- ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ și ${}^c_{19}\text{K}$ sunt izotoni.

Identificați numerele a, b, c, indicați numărul de particule (protoni, neutroni, electroni) din fiecare nuclid și scrieți configurația electronică a fiecărei specii atomice.

1.25. Citiți informațiile de mai jos.

În raport cu un izotop stabil, ceilalți izotopi ai unui element chimic pot avea un deficit sau un exces de neutroni. Acești izotopi sunt instabili și se pot stabiliza în mai multe moduri.

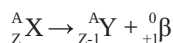
a) Protonul se poate transforma spontan în neutron, conform ecuației:



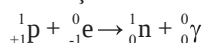
unde ${}^0_{+1}\beta$ este antiparticula electronului, numită pozitron (are masa egală cu cea a electronului și sarcina electrică relativă +1) iar ${}^0_0\gamma$ este o radiație electromagnetică.

Acest mod de stabilizare a izotopilor (emisie pozitronică) este puțin frecventă și se întâlnește la elementele artificiale.

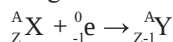
Nuclidul format are același număr de masă, dar are numărul atomic cu o unitate mai mic.



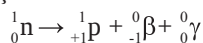
b) Nucleul captează un electron de pe stratul electronic cel mai apropiat de nucleu (stratul I sau k), conform ecuației:



Nuclidul format prin captură k are același număr de masă, dar are numărul atomic cu o unitate mai mic și este un izotop al elementului vecin, plasat la stânga în tabelul periodic.

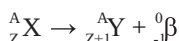


c) Neutronul se poate transforma în proton, conform ecuației:

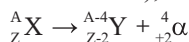


unde ${}^0_{-1}\beta$ este electronul, stabilizarea având loc cu emisie de flux de electroni.

Nuclidul format prin emisie electronică are același număr de masă, dar are numărul atomic cu o unitate mai mare și este un izotop al elementului vecin plasat la dreapta în tabelul periodic.



d) Nucleul expulzează o particulă complexă și anume nucleul de heliu ${}^4_2\text{He}$ (particula cu sarcina electrică relativă +2), numită radiație α .



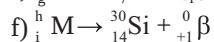
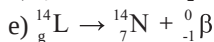
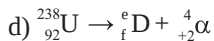
Izotopul format este plasat în tabelul periodic cu două poziții la stânga. Emisia α este specifică nucleelor grele și este însoțită de emisia radiațiilor γ .

Se consideră ecuațiile următoarelor transformări nucleare (unii izotopi sunt artificiali):

- a) ${}^{11}_6\text{C} \rightarrow {}^{11}_a\text{X} + {}^0_{+1}\beta$
- b) ${}^{40}_{19}\text{K} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^b_c\text{A}$
- c) ${}^{32}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{32}_d\text{Z} + {}^0_{-1}\beta$



APLICAȚII



Identificați literele a, b, c, d, e, f, g, h, i și simbolurile elementelor notate cu X, A, Z, D, L, M.

1.26. Calculați:

a) numărul de moli de atomi din 1288 g de fier;

b) numărul de moli de atomi din 144 g de magneziu;

c) numărul de moli de molecule din 756g de acid azotic (HNO_3);

d) numărul de moli de molecule din 426g de clor (Cl_2);

e) numărul de moli de atomi din 42,6g de clor (Cl_2);

f) numărul de mmoli de atomi din 520mg de zinc;

g) numărul de mmoli de molecule din 572mg de dioxid de carbon (CO_2);

h) numărul de kmoli de atomi din 108kg de carbon;

i) numărul de kmoli de molecule din 11,76kg de acid sulfuric (H_2SO_4).

1.27. Calculați:

a) numărul de moli de atomi dintr-o cantitate de zinc care conține $32,5188 \cdot 10^{23}$ atomi;

b) numărul de moli de atomi dintr-o cantitate de azot care conține $30,11 \cdot 10^{20}$ atomi;

c) numărul de moli de molecule dintr-o cantitate de apă care conține $48,176 \cdot 10^{26}$ molecule;

d) numărul de moli de molecule dintr-o cantitate care conține $42,154 \cdot 10^{23}$ molecule.

1.28. Calculați:

a) masa unei cantități de calciu ce conține 0,55 mol de atomi;

b) masa unei cantități de acid azotic (HNO_3) ce conține 6 kmol de molecule;

c) masa unei cantități de hidroxid de sodiu (NaOH) ce conține 10 mol de ioni Na^+ ;

d) masa unei cantități de oxid de sodiu (Na_2O) ce conține 3 mmol de ioni Na^+ ;

e) masa unei cantități de aluminiu ce conține $24,088 \cdot 10^{23}$ atomi;

f) masa unei cantități de apă (H_2O) ce conține $48,176 \cdot 10^{22}$ molecule;

g) masa unei cantități de oxid de aluminiu (Al_2O_3) ce conține $36,132 \cdot 10^{23}$ ioni Al^{3+} ;

h) masa unei cantități de acid sulfuric (H_2SO_4) ce conține $295,078 \cdot 10^{26}$ atomi ai elementelor componente.

1.29. Calculați:

a) numărul de atomi din 16 kg de sulf;

b) numărul de molecule din 2464 g de dioxid de carbon (CO_2);

c) numărul de ioni Ca^{2+} din 50,4 kg de oxid de calciu (CaO);

d) numărul de molecule din 15 kmol de apă (H_2O);

e) numărul de molecule din 30 mmol de dioxid de sulf (SO_2);

f) numărul total de ioni din 68,4 g de hidroxid de bariu (Ba(OH)_2).

1.30. Calculați:

a) masa relativă a 15 atomi de aluminiu;

b) masa relativă a 5 molecule de acid clorhidric (HCl)

c) masa reală (exprimată în grame) a 50 de atomi de oxigen;

d) masa reală (exprimată în kilograme) a 200 molecule de acid fosforic (H_3PO_4).

1.31. Calculați:

a) masa de dioxid de siliciu (SiO_2) care conține aceeași cantitate de oxigen ca și 108 kg de apă;

b) masa de acid sulfhidric (H_2S) care conține aceeași cantitate de sulf ca și 2,4 kg de pirită (FeS_2);

c) numărul de moli de clorat de potasiu (KClO_3) care conține aceeași cantitate de potasiu ca și 10 mol de sulfat de potasiu (K_2SO_4);

d) numărul de moli de amoniac (NH_3) care conține aceeași cantitate de azot ca și 540 mg de pentaoxid de azot (N_2O_5).

1.32. Calculați:

a) masa molară a unei substanțe X, știind că în 81,6 g de substanță X se află 2,4 mol;

b) masa molară a unei substanțe Y, știind că în 480 g de substanță Y se află $36,132 \cdot 10^{23}$ molecule;

c) masa moleculară relativă a unei substanțe Z, știind că 3 mmol de substanță Z au masa de 174 mg;

d) numărul de atomi de oxigen dintr-o moleculă de oxid cu formula chimică N_2O_x , știind că în 1140 g de N_2O_x se află $180,66 \cdot 10^{23}$ atomi de azot;

e) formula chimică a compusului Fe_xS_y , știind că 10 mol de compus Fe_xS_y au masa de 1,2 kg și că raportul de masă Fe:S = 0,875.

1.33. Calculați compoziția procentuală de masă a următoarelor substanțe:

- $CaCl_2$ (clorură de calciu);
- H_2SO_4 (acid sulfuric);
- $K_2Cr_2O_7$ (dicromat de potasiu);
- $(NH_4)_2CO_3$ (carbonat de amoniu);
- $Mg(HPO_4)_2$ (fosfat monoacid de magneziu);
- $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ (calaican);
- $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (alaun).

1.34. Calculați conținutul în fier, exprimat în procente de masă, pentru următoarele substanțe:

- Fe_2O_3 (oxid de fier III);
- Fe_3O_4 (oxid fero-feric);
- FeS_2 (pirită);
- $Fe_2(SO_4)_3$ (sulfat de fier III);
- $Fe(OH)_2$ (hidroxid de fier II);
- $FeCl_3$ (clorură de fier III).

1.35. Determinați formula chimică pentru următoarele substanțe caracterizate prin:

a) compusul A are compoziția procentuală de masă: 1,58% H, 22,22% N, 76,19% O și masa moleculară relativă $M=63$;

b) compusul B are compoziția procentuală de masă: 54,05% Ca, 43,24% O, 2,7% H și masa moleculară relativă $M=74$;

c) compusul C are compoziția procentuală de masă: 15,79% Al, 28,07% S, 56,14% O și masa molară $\mu=342$ g/mol;

d) compusul D are compoziția procentuală de masă: 90,65% Pb, 9,34% O și masa molară $\mu=685$ g/mol;

e) compusul E are compoziția procentuală

de masă: 70% Fe, 30% O, iar numărul atomilor de oxigen din formula chimică este cu o unitate mai mare decât numărul atomilor de fier;

f) compusul F are compoziția procentuală de masă: 24,69% Ca, 1,23% H, 14,81% C, 59,26% O, iar formula chimică este formată din 11 atomi.

1.36. Determinați formula chimică pentru următoarele substanțe caracterizate prin:

a) compusul A conține 5,88% H (procente de masă) și restul oxigen, iar într-un mol de molecule de A se află $4 \cdot N_A$ atomi;

b) compusul B are raportul de masă N:H:O = 7:1:12, iar masa molară a compusului B este de 5 ori mai mare decât masa unui mol de atomi de oxigen;

c) compusul C are raportul de masă Fe:O = 21:8, iar diferența dintre masa de fier și masa de oxigen dintr-un mol de compus C este 104;

d) compusul D are raportul de masă Cu:H:O = 32:1:16, iar suma dintre masa de hidrogen și masa de oxigen dintr-un mol de compus D este 34;

e) compusul E, format din fier, oxigen și hidrogen, conține 62,22% Fe (procente de masă) și are raportul de masă O:H = 16:1, iar într-un mol de compus E se găsesc $5 \cdot N_A$ atomi;

f) despre compușii F și G se cunosc următoarele informații:

- în compusul F 1 g de oxigen se combină cu 1,4375 g de sodiu;

- compusul G, format din potasiu și oxigen, conține 54,93% K;

- într-un mol de compus F se găsește aceeași cantitate de oxigen ca și într-un mol de compus G;

- diferența dintre masele lor moleculare relative este $M_F - M_G = 7$;

g) compusul X are raportul de masă P:O = 31:40 și masa moleculară relativă $M=284$;

h) compusul Y are formula brută $NaCrO_{3,5}$ și masa moleculară $\mu=262$ g/mol.

1.37. Determinați formula chimică a următorilor compuși anorganici caracterizați prin:

a) compusul A cu formula chimică FeS_x conține 53,33% S (procente de masă)



- b) compusul B cu formula chimică KClO_x conține 39,18% O (procente de masă);
c) compusul C cu formula chimică K_2CrO_x conține 26,8% Cr (procente de masă);
d) compusul D cu formula chimică $\text{Fe}(\text{SO}_4)_x$ conține 24% S (procente de masă);
e) pentru compusul E cu formula chimică $(\text{NH}_4)_x\text{H}_{3-x}\text{PO}_4$, raportul dintre masa fosforului

și masa hidrogenului dintr-un mol de compus este 3,444;

f) într-un mol de compus F cu formula chimică SO_x se află 32g de oxigen;

g) într-un mol de compus G cu formula chimică Cl_2O_x se află $42,154 \cdot 10^{23}$ atomi de oxigen;

h) în 2,5 mol de compus H cu formula chimică SO_x se află $60,22 \cdot 10^{23}$ atomi.



Teste tip

1.38. Referitor la nucleoni (protoni și neutroni) este corectă afirmația:

- a) au masele mult mai mari decât unitatea atomică de masă;
b) au sarcini electrice egale;
c) numărul de nucleoni dintr-un atom reprezintă numărul de masă;
d) în orice atom, numărul de nucleoni este de două ori mai mare decât numărul de protoni;
e) protonii și neutronii au mase perfect identice.

1.39. Referitor la atom este incorectă afirmația:

- a) atomul este o particulă de substanță neutră din punct de vedere electric;
b) sarcina nucleară relativă a unui atom este numeric egală cu numărul său atomic;
c) într-o reacție chimică, atomii se conservă ca specie și număr;
d) atomul este o particulă de substanță indivizibilă în orice condiții și prin oricare metodă;
e) atomul este o particulă extrem de mică.

1.40. Referitor la electron sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) este o particulă componentă a învelișului de electroni;
b) masa electronului este de 1823 de ori mai mică decât unitatea atomică de masă;
c) masa electronului este cu 1836 de ori mai

mică decât masa unui proton;

- d) electronul are sarcina electrică relativă -1;
e) numărul de electroni dintr-un atom este indicat de numărul de masă.

1.41. Referitor la izotopii aceluiași element chimic este corectă varianta:

- a) sunt atomi cu aceeași sarcină nucleară;
b) sunt atomi cu aceeași masă;
c) sunt atomi cu numere de masă diferite;
d) sunt atomii cu numere atomice diferite;
e) corecte variantele a și c.

1.42. Referitor la proton este corectă varianta:

- a) masa unui proton este egală cu masa unui electron;
b) sarcina electrică a protonului este unitatea de măsură pentru determinarea sarcinilor electrice relative ale particulelor fundamentale și ale ionilor;
c) sarcina electrică a unui proton este de Z ori mai mică decât sarcina electrică relativă a nucleului în care se află, Z fiind numărul atomic al atomului respectiv;
d) sunt corecte variantele b, c și e;
e) protonul este particula fundamentală cu masa relativă 1 și sarcina electrică relativă +1.

1.43. Referitor la nucleul unui atom sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) în nucleu este concentrată aproape toată masa atomului;

b) numărul de particule din nucleul atomic este indicat de numărul atomic;

c) sarcina electrică relativă a nucleului este pozitivă și egală numeric cu numărul de protoni din nucleu;

d) nucleele izotopilor aceluiasi element chimic diferă între ele prin numărul de neutroni pe care îi conțin;

e) nucleele izotopilor aceluiasi element chimic conțin același număr de protoni.

1.44. Referitor la învelișul de electroni al atomului este corectă varianta:

a) învelișul de electroni al unui atom este format din totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului;

b) învelișul de electroni nu are o structură anume, electronii mișcându-se la întâmplare;

c) învelișul de electroni este format din orbitali grupați în substraturi și straturi;

d) în învelișul de electroni al atomilor elementelor cunoscute se pot afla patru tipuri de orbitali: s, p, d, f;

e) sunt corecte variantele: a, c, d.

1.45. Referitor la orbital este incorectă afirmația:

a) un orbital reprezintă spațiul din jurul unui nucleu acoperit de un electron care gravitează în jurul nucleului atomic;

b) un orbital poate fi asimilat cu un nor electronic;

c) un orbital poate fi ocupat de un electron sau de doi electroni de spin opus;

d) se cunosc foarte multe tipuri de orbitali care se deosebesc între ei doar prin energia lor;

e) se cunosc patru tipuri de orbitali: s, p, d, f care se deosebesc între ei prin forma și energia lor.

1.46. Referitor la un substrat din învelișul de electroni este corectă afirmația:

a) în funcție de tipul său, un substrat este format din 1, 3, 5 sau 7 orbitali de același fel și de aceeași energie și poate fi ocupat cu un număr de electroni cuprins între 1 și $2x$, x fiind numărul de orbitali din substrat;

b) un substrat conține câte un orbital din fiecare tip de orbitali;

c) un substrat poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni, n fiind numărul de orbitali din substrat;

d) la ocuparea cu electroni a orbitalilor unui substrat se ocupă pe rând fiecare orbital cu doi electroni;

e) toți orbitalii unui substrat sunt ocupați numai de electroni de spin paralel.

1.47. Referitor la straturile electronice este incorectă afirmația:

a) în învelișul de electroni al unui atom se pot afla cel puțin șapte straturi electronice;

b) într-un strat, energia substraturilor crește în ordinea: s, p, d, f;

c) un strat poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni, n fiind numărul straturilor;

d) în primele patru straturi se află un număr de orbitali egal cu: 1 (stratul 1), 4 (stratul 2), 9 (stratul 3), 16 (stratul 4);

e) în configurațiile electronice ale atomilor elementelor cunoscute astăzi, sunt complet ocupate cu electroni numai straturile 1, 2, 3, 4.

1.48. Referitor la atomul de $^{72}_{32}\text{Ge}$ sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) are în nucleu 72 de protoni;

b) are în învelișul de electroni 32 de electroni plasați în 15 orbitali dielectronici și 2 orbitali monoelectronici;

c) învelișul de electroni al acestui atom cuprinde 8 substraturi;

d) are 3 straturi complet ocupate cu electroni;

e) electronul distinctiv este plasat în substratul 4p.

1.49. Referitor la atomul $^{107}_{47}\text{Ag}$ este corectă varianta:

a) are în nucleu 107 nucleoni dintre care 60 sunt neutroni;

b) are numărul de masă 47 și numărul atomic 107;

c) are configurația electronică:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^9 5s^2$;

d) are în învelișul de electroni: 9 electroni s, 18 electroni p și 20 electroni d;

e) sunt corecte variantele: a și d.



1.50. Arsenul este un element monoizotopic. În 1,5 mol de atomi de arsen se găsesc $298,089 \cdot 10^{23}$ electroni și $677,475 \cdot 10^{23}$ nucleoni. Referitor la atomul de arsen este incorectă afirmația:

- a) are $Z=33$ și $A=75$;
- b) are 42 de neutroni;
- c) are 3 orbitali monoelectronici;
- d) într-un atom de arsen, numărul de substraturi complet ocupate cu electroni este egal cu numărul de electroni plasați în orbitali s;
- e) într-un atom de arsen, numărul de substraturi ocupate cu electroni este de două ori mai mare decât numărul de straturi.

1.51. Despre elementul europiu (Eu) se cunosc următoarele informații:

- are configurația electronică:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^7 6s^2$;
- elementul natural este format din doi izotopi, unul dintre ei fiind ^{153}Eu (52,2%);
- are masa atomică relativă: 152,044.

Referitor la europiu este incorectă afirmația:

- a) electronul distinctiv este plasat în substratul 6s;
- b) are numărul atomic $Z=63$;
- c) ar trebui să aibă configurația electronică:
 $[\text{Xe}] 4f^6 5d^1 6s^2$;
- d) izotopii europiului sunt ^{151}Eu (47,8%) și ^{153}Eu (52,2%);
- e) în învelișul de electroni al atomului de europiu sunt 7 orbitali monoelectronici și 28 orbitali dielectronici.

1.52. Ytriu (Y) este un element monoizotopic, are numărul de masă $A=89$, iar sarcina electrică nucleară a atomului de ytriu este $+62,4 \cdot 10^{19}\text{C}$ ($q_{p^+} = +1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$).

Referitor la atomul de ytriu este corectă afirmația:

- a) are în nucleu 50 de protoni;
- b) are numărul atomic 50;
- c) are configurația electronică:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^3$;
- d) electronul distinctiv este plasat în substratul 4d;

e) are 9 substraturi.

1.53. Alumiuniul este un element monoizotopic. În nucleul atomului de alumiuniu se află 14 neutroni, iar în învelișul de electroni se află 6 electroni s și 7 electroni p.

Referitor la atomul de alumiuniu sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) are configurația electronică:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
- b) se caracterizează prin $Z=13$, $A=27$;
- c) în 140,4g de alumiuniu se află $407,072 \cdot 10^{23}$ electroni;
- d) masa unui atom de alumiuniu este de 27 de ori mai mare decât masa izotopului $^{12}_6\text{C}$;
- e) are două straturi complet ocupate cu electroni.

1.54. Nu este corectă afirmația:

- a) unitatea atomică de masă este definită ca a 12-a parte din masa izotopului $^{12}_6\text{C}$;
- b) masa atomică relativă este un număr care arată de câte ori este mai mare masa unui atom decât a 12-a parte din masa $^{12}_6\text{C}$;
- c) într-un mol de atomi din orice element se află numărul lui Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) electroni;
- d) masa unui mol de atomi al unui element exprimată în grame este numeric egală cu masa atomică relativă a elementului;
- e) simbolul unui element chimic are semnificația de un atom sau de un mol de atomi.

1.55. Nu este corectă afirmația:

- a) în 115g de sodiu și în 95g de fluor se află același număr de atomi ($A_{\text{Na}}^r=23$, $A_{\text{F}}^r=19$);
- b) într-un gram de alumiuniu se află mai mulți atomi decât într-un gram de calciu ($A_{\text{Al}}^r=27$, $A_{\text{Ca}}^r=40$);
- c) în 54g de apă (H_2O) se află același număr de atomi ca și în 72g de magneziu ($A_{\text{H}}^r=1$, $A_{\text{O}}^r=16$, $A_{\text{Mg}}^r=24$);
- d) 0,25 mol de atomi de oxigen și 0,125 mol de sulf au aceeași masă ($A_{\text{O}}^r=16$, $A_{\text{S}}^r=32$);
- e) acidul sulfuric (H_2SO_4) și acidul fosforic (H_3PO_4) au mase molare identice.

Teste tip

B

1.56. Despre un element monoizotopic X se cunosc următoarele informații:

- sarcina electrică reală a electronilor de pe ultimul strat dintr-un atom este $-8 \cdot 10^{-19} \text{C}$ ($q_{p^+} = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$);

- atomul elementului X are două straturi complet ocupate cu electroni și un strat în curs de completare;

- numărul de neutroni dintr-un atom este cu o unitate mai mare decât numărul de protoni.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) elementul X se caracterizează prin $Z=15$ și $A=31$;

... b) în 155g de element X se află $45165 \cdot 10^{21}$ protoni;

... c) electronul distinctiv din atomul elementului X este ultimul electron dintr-un substrat total semiocupat.

1.57. Despre un element X se cunosc următoarele informații:

- în atomul elementului X se află 14 electroni pe stratul 3;

- masa molară a elementului X $\mu = 56 \text{g/mol}$;

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) elementul X are configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$;

... b) în 56g de element X se află $36,132 \cdot 10^{23}$ electroni d;

... c) atomul elementului X are sarcina nucleară relativă +26.

1.58. Atomul elementului X are cu 2 electroni mai mult decât atomul celui de al 3-lea gaz nobil și are masa atomică relativă 40.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) elementul X are configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;

... b) în 80mg de element X se găsesc 2 mmol de atomi;

... c) în 8g de element X se găsesc $9,6352 \cdot 10^{23}$ electroni p.

1.59. Nucleul unui atom are sarcina electrică relativă +35 și masa relativă 79.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) atomul este izotopul $^{79}_{35}\text{Br}$;

... b) în straturile complet ocupate cu electroni dintr-un atom $^{79}_{35}\text{Br}$ se află 28 de electroni;

... c) în 5 atomi $^{79}_{35}\text{Br}$ se află 35 electroni pe ultimul strat.

1.60. Masa reală a protonilor din nucleul atomului unui element X este $13,38 \cdot 10^{-27} \text{kg}$ ($m_{p^+} = 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{kg}$).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) elementul X are configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^2$;

... b) într-un atom al elementului X se află un număr egal de electroni s și p;

... c) în învelișul de electroni al atomului elementului X, nu se află orbitali monoelectronici.

1.61. Un compus anorganic A are compoziția procentuală de masă: 24,69% Ca, 59,262% O, 1,234% H și 14,814% C.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) compusul A are formula chimică $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

... b) în 486g de compus A se află 3 mol de Ca, 6 mol de H, 6 mol de C și 18 mol de O;

... c) raportul de masă $\text{Ca}:\text{H}:\text{C}:\text{O} = 1:2:2:6$.

1.62. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile.

... a) în 24,5g de acid sulfuric (H_2SO_4) se află $10,5385 \cdot 10^{23}$ atomi;

... b) cantitatea de dioxid de carbon (CO_2) care conține $108,396 \cdot 10^{23}$ atomi are masa de 528g;



... c) în 3 mol de piatră vânată ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) se află 30 mol de oxigen.

1.63. Se consideră atomul de zinc cu $Z = 30$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) electronul distinct al atomului de zinc poate fi definit de numerele cuantice: $n=4$, $l=0$, $m=0$, $s=+1/2$;

... b) electronul distinctiv al atomului de zinc poate fi definit de numerele cuantice: $n=4$, $l=0$, $m=0$, $s=-1/2$;

... c) orbitalul din ultimul strat al atomului de zinc este definit cu numerele cuantice: $n=4$, $l=0$, $m=0$.

1.64. Se consideră elementul X al cărui electron distinctiv este definit de setul de numere cuantice: $n=2$, $l=0$, $m=2$ și $s=-1/2$ sau $+1/2$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

... a) atomul elementului X poate avea configurația electronică: $1s^2 2s^1$;

... b) atomul elementului X poate avea configurația electronică $1s^2 2s^2$;

... c) elementul X poate fi litiu sau beriliu.

Tabelul periodic

Proprietățile periodice și neperiodice ale elementelor chimice

2.1. Tabelul periodic

• Așezând elementele în ordinea crescătoare a numărului atomic de la H ($Z=1$) la Rg ($Z=111$), configurațiile electronice de pe ultimul strat sau exterioare se repetă periodic, după 8, 8, 18, 18 și 32 de elemente.

După aceeași regulă se repetă și proprietățile elementelor, care sunt determinate de configurația electronică exterioară.

Așadar, proprietățile elementelor sunt funcții periodice de numărul atomic, concluzie ce reprezintă **legea periodicității**.



• **Tabelul periodic** al elementelor este o clasificare a elementelor chimice bazată pe legea periodicității. Tabelul periodic este format din grupe și perioade.

• **Perioada** este șirul orizontal din tabelul periodic, format din elemente ai căror atomi au același număr de straturi ocupate cu electroni.

Elementele unei perioade sunt cuprinse între două gaze nobile succesive.

Numărul perioadei indică numărul de straturi ocupate cu electroni.

Sunt 7 perioade, notate cu cifrele arabe: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

Exemple: Elementele: ${}_1\text{H}$: $1s^1$ și ${}_2\text{He}$: $1s^2$ se află în perioada 1 pentru că atomii lor au un strat ocupat cu electroni.

Elementele: ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$, ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, ${}_{33}\text{As}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ se află în perioada 4 pentru că atomii lor au 4 straturi ocupate cu electroni.

• **Grupe** este coloana verticală din tabelul periodic formată din elemente ai căror atomi au aceeași configurație electronică pe ultimul strat sau aceeași configurație electronică exterioară.

Sunt 18 grupe notate cu numerele: 1, 2, ..., 18. Grupele 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 sunt grupe principale, iar grupele: 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12 sunt grupe secundare.

După un sistem mai vechi de numerotare, grupele principale sunt notate cu: IA, IIA, ..., VIIIA, iar grupele secundare cu: IB, IIB, ..., VIIIB.

IUPAC recomandă numerotarea grupelor numai cu cifre arabe: 1, 2, ..., 18. De aceea, în continuare, toate referirile vor fi făcute la acest sistem de numerotare a grupelor.

La atomii elementelor din **grupele principale** (1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18), electronul distinctiv este plasat într-un orbital s sau p din ultimul strat.

Cifra unităților din numărul grupei principale indică numărul de electroni de pe ultimul strat.

Blocul de elemente s cuprinde elementele ai căror atomi au elementul distinctiv plasat în orbitalul s al ultimului strat. Aceste elemente se află în grupele 1 și 2 și au configurația electronică a ultimului strat de tipul: ns^1 (grupa 1) și ns^2 (grupa 2), n fiind numărul ultimului strat.



Blocul de elemente p este format din elementele ai căror atomi au electronul distinctiv în substratul p al ultimului strat. Aceste elemente se află în grupele: 13, 14, 15, 16, 17, 18 și au configurația electronică a ultimului strat de tipul: ns^2np^1 (grupa 13), ns^2np^2 (grupa 14), ns^2np^3 (grupa 15), ns^2np^4 (grupa 16), ns^2np^5 (grupa 17), ns^2np^6 (grupa 18), n fiind numărul ultimul strat.

Exemple:

Elementele: ${}_3\text{Li}: 1s^2\underline{1s}^1$, ${}_{19}\text{K}: 1s^22s^22p^63s^23p^6\underline{4s}^1$, ${}_{55}\text{Cs}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^6\underline{6s}^1$ se află în grupa 1 și blocul s pentru că atomii lor au pe ultimul strat configurația electronică de tip ns^1 (un electron pe ultimul strat).

Elementele: ${}_8\text{O}: 1s^2\underline{2s}^2\underline{2p}^4$, ${}_{16}\text{S}: 1s^22s^22p^6\underline{3s}^2\underline{3p}^4$, ${}_{52}\text{Te}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}\underline{5s}^2\underline{5p}^4$ se află în grupa 16 și blocul p pentru că atomii lor au pe ultimul strat configurația electronică de tip ns^2np^4 (6 electroni pe ultimul strat).

La atomii elementelor din **grupele secundare** (3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12) electronul distinctiv este plasat într-un orbital d al penultimului strat. Aceste elemente fac parte din blocul de elemente d.

Numărul grupei secundare indică suma dintre numărul de electroni din substratul s al ultimului strat și numărul de electroni din substratul d al penultimului strat. Considerând configurația electronică exterioară $(n-1)d^y ns^x$, numărul grupei secundare este egal cu $x+y$.

Elementele din grupele secundare au configurația electronică a substraturilor $(n-1)d$ și ns ($n=4, 5, 6, 7$) de tipul: $(n-1)d^1 ns^2$ (grupa 3), $(n-1)d^2 ns^2$ (grupa 4), $(n-1)d^3 ns^2$ (grupa 5), $(n-1)d^5 ns^1$ (grupa 6), $(n-1)d^5 ns^2$ (grupa 7), $(n-1)d^6 ns^2$ (grupa 8), $(n-1)d^7 ns^2$ (grupa 9), $(n-1)d^8 ns^2$ (grupa 10), $(n-1)d^{10} ns^1$ (grupa 11), $(n-1)d^{10} ns^2$ (grupa 12).

Unele elemente din grupele secundare fac excepție de la această regulă, având configurații electronice exterioare modificate în urma unor salturi electronice. Elementele din blocul d se numesc metale tranziționale.

Exemple:

Elementele: ${}_{21}\text{Sc}: 1s^22s^22p^63s^23p^6\underline{3d}^1\underline{4s}^2$ și ${}_{39}\text{Y}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6\underline{4d}^1\underline{5s}^2$ se află în grupa 3 pentru că atomii lor au configurația electronică exterioară de tip $(n-1)d^1 ns^2$ ($1+2=3$).

Elementele: ${}_{29}\text{Cu}: 1s^22s^22p^63s^23p^6\underline{3d}^{10}\underline{4s}^1$ și ${}_{47}\text{Ag}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6\underline{4d}^{10}\underline{5s}^1$ se află în grupa 11 pentru că atomii lor au configurația electronică exterioară de tip $(n-1)d^{10} ns^1$ ($10+1=11$).

Blocul de elemente f cuprinde două serii de câte 14 elemente, numite lantanide și actinide. Atomii acestor elemente au electronul distinctiv plasat în substratul f al antepenultimului strat și au configurația electronică exterioară teoretică de tip $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^1 ns^2$ ($n=6, 7$).

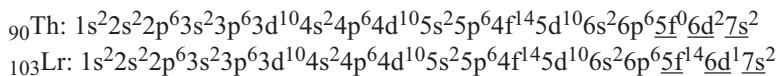
Lantanidele au în curs de completare substratul 4f și au configurația electronică exterioară teoretică de tip: $4f^{1-14}5d^1 6s^2$.

Actinidele au în curs de completare substratul 5f și au configurația electronică exterioară teoretică de tip: $5f^{1-14}6d^1 7s^2$.

Atomii unora dintre aceste elemente au configurația electronică exterioară modificată în urma unor salturi electronice.

Lantanidele fac parte din perioada 6, iar actinidele din perioada 7 și sunt considerate elemente fără grupă.

Exemple: ${}_{58}\text{Ce}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^6\underline{4f}^2\underline{5d}^0\underline{6s}^2$
 ${}_{71}\text{Lu}: 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^6\underline{4f}^{14}\underline{5d}^1\underline{6s}^2$



• Linia frântă îngroșată din tabelul periodic desparte metalele de nemetale. Sub această linie se află metalele, deasupra ei se află nemetalele, iar în vecinătatea ei se află semimetalele, elemente ce împrumută proprietăți atât de la metale cât și de la nemetale.

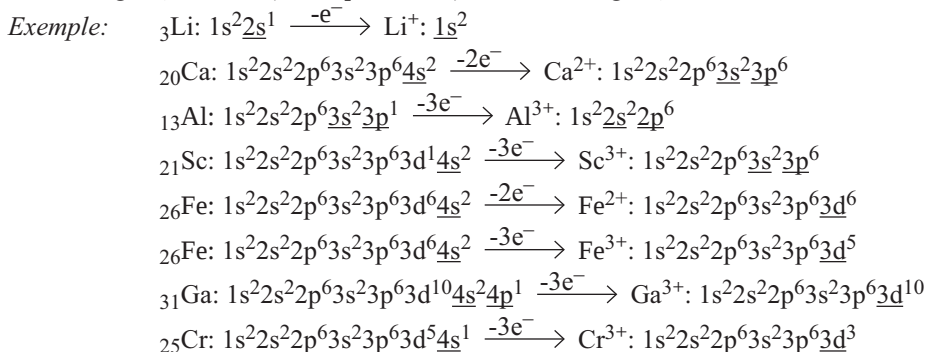
2.2. Caracterul metalic

• Atomii gazelor nobile au o tendință limitată de a se combina cu alți atomi. Stabilitatea acestor atomi este datorată configurațiilor electronice de pe ultimul strat, numite configurații de gaz nobil. Acestea sunt: dublet pe stratul 1 ($1s^2$, configurația electronică a atomului de heliu) și octet ($ns^2 np^6$, $n=2, 3, 4, 5, 6$, configurație întâlnită la atomii de Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Mai sunt stabile și configurațiile: d^5 (substrat d semioocupat), d^{10} (substrat d total ocupat), f^7 și f^{14} .

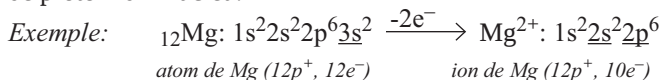
Atomii multor elemente chimice tind să dobândească una dintre aceste configurații stabile pe ultimul strat.

• Atomii metalelor cedează electroni și formează ioni pozitivi. Acești ioni pot avea pe ultimul strat configurații stabile ($1s^2$, $s^2 p^6$, d^5 , d^{10}) sau alte configurații electronice.



Ioni pozitivi se obțin din atomi prin cedare de electroni.

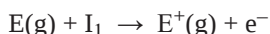
Într-un ion pozitiv, numărul de electroni din învelișul de electroni este mai mic decât numărul de protoni din nucleu.



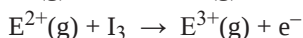
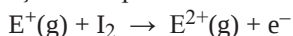
• Ușurința cu care un atom poate să cedeze electroni este măsurată prin energia de ionizare.

Energia de ionizare reprezintă cantitatea de energie absorbită în procesul de îndepărtare a unui electron dintr-un atom în fază gazoasă.

Energia de ionizare primară (I_1) este energia necesară îndepărtării electronului cel mai slab legat din atomul neutru.



Energia de ionizare secundară (I_2) este energia necesară îndepărtării unui electron din cationul E^+ și așa mai departe.



Energiile de ionizare cresc în ordinea $I_1 < I_2 < I_3$ etc., pentru că al doilea electron și următorii vor fi îndepărtați dintr-un ion pozitiv, în care atracția electrostatică a nucleului asupra fiecărui electron este mai mare.



REȚINEȚI

Exemplu: $\text{Al(g)} + \text{I}_1 \rightarrow \text{Al}^+(\text{g}) + \text{e}^- \quad \text{I}_1 = 577,01 \text{ KJ/mol}$

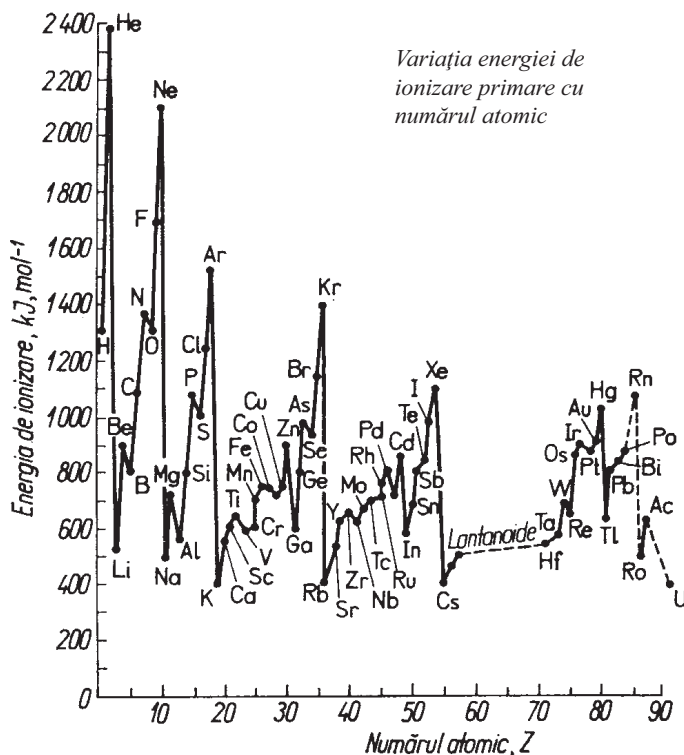
$\text{Al}^+(\text{g}) + \text{I}_2 \rightarrow \text{Al}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^- \quad \text{I}_2 = 1815,9 \text{ KJ/mol}$

$\text{Al}^{2+}(\text{g}) + \text{I}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{g}) + \text{e}^- \quad \text{I}_3 = 2744,1 \text{ KJ/mol}$

Energia de ionizare se măsoară în kJ/mol, în kcal/mol sau în eV (1 electron volt = 96,49 kJ/mol).

Energia de ionizare crește cu creșterea sarcinii nucleare efective și este o proprietate care variază periodic (vezi graficul 2.1 și anexa 2).

Graficul 2.1.



În perioadă, energia de ionizare primară crește de la grupa 1 la grupa 18, odată cu creșterea numărului de protoni din nucleu și cu creșterea atracției nucleului.

Elementele care au în stratul exterior configurații electronice mai stabile au energii de ionizare mai mari, ca de exemplu: elementele din grupa 2 care cedează un electron dintr-un orbital s dielectronic (ns^2), elementele din grupa 15 care cedează un electron dintr-un substrat p semiocupat (ns^2np^3), elementele din grupa 12 care au o configurație exterioară completă ($(n-1)d^{10}ns^2$). Cele mai mari energii de ionizare primară le au gazele nobile, care ar trebui să piardă un electron dintr-o configurație stabilă.

În grupă, energia de ionizare primară scade de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni și cu micșorarea atracției nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat.

• **Caracterul electropozitiv** reprezintă proprietatea atomilor de a ceda electroni și de a se transforma în ioni pozitivi.

Elementele cu caracter electropozitiv au un comportament chimic de metal (vezi paragraful 12.1).

Caracterul metalic al unui element este determinat de ușurința cu care atomii săi cedează

electroni și se transformă în ioni pozitivi. Caracterul electropozitiv și caracterul metalic cresc odată cu scăderea energiei de ionizare.

În perioadă, caracterul metalic crește de la dreapta la stânga (de la grupa 13 - 14 la grupa 1). În acest sens: scade sarcina nucleară, scade atracția nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat, scade numărul de electroni cedați, scade energia de ionizare.

Exemplu: Caracterul metalic al elementelor: Na, Mg, Al din perioada 3 crește în ordinea: $\text{Al} < \text{Mg} < \text{Na}$.

Într-o grupă principală, caracterul metalic crește de sus în jos. În acest sens: crește numărul de straturi ocupate cu electroni, scade atracția exercitată de nucleu asupra electronilor de pe ultimul strat, scade energia de ionizare.

Exemplu: Caracterul metalic al elementelor: Be, Mg, Ca, Sr, Ba din grupa 2 crește în ordinea: $\text{Be} < \text{Mg} < \text{Ca} < \text{Sr} < \text{Ba}$.

Într-o grupă secundară, de regulă, caracterul metalic crește de jos în sus.

Exemplu: Caracterul metalic al elementelor: Cu, Ag, Au din grupa 11 crește în ordinea: $\text{Au} < \text{Ag} < \text{Cu}$.

Caracterele electropozitiv și metalic ale unui element sunt mai accentuate dacă atomul său cedează un număr mai mic de electroni de pe un strat mai depărtat de nucleu.

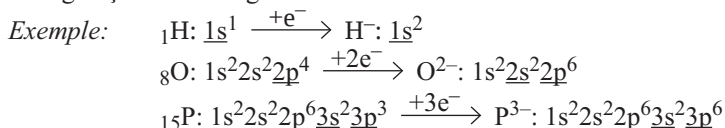
Exemplu: Dintre potasiu ($_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) și magneziu ($_{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), potasiu are caracterul electropozitiv mai accentuat pentru că atomul său cedează un electron de pe stratul 4, pe când atomul de magneziu cedează 2 electroni de pe stratul 3.

Elementele cu caracter metalic accentuat sunt situate în colțul din stânga jos al tabelului periodic. Cesiul este elementul cu caracterul electropozitiv cel mai accentuat.

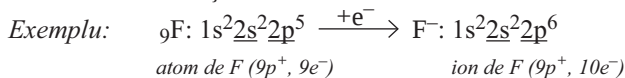
Metalele sunt ordonate în sensul descrescător al caracterului metalic în seria reactivității chimice a metalelor (vezi pag. 227 și anexa 11).

2.3. Caracterul nemetalic

• Atomii nemetalelor acceptă electroni și formează ioni negativi care au pe ultimul strat configurații stabile de gaz nobil.



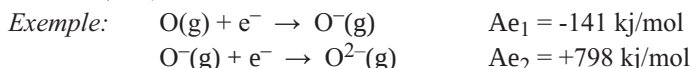
Ioni negativi se obțin din atomi prin acceptare de electroni. Într-un ion negativ, numărul de electroni din învelișul de electroni este mai mare decât numărul de protoni din nucleu.



• Acceptarea unui electron poate fi un proces exoterm sau endoterm.

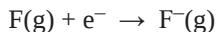
Afinitatea pentru electron (Ae) reprezintă cantitatea de energie degajată sau absorbită în procesul de acceptare a unui electron de către un atom în stare gazoasă. Ca și energia de ionizare, afinitatea pentru electron se măsoară în kJ/mol, kcal/mol sau eV (vezi anexa 3).

La nemetale, acceptarea primului electron este un proces exoterm, iar afinitatea pentru primul electron (Ae_1), fiind o energie pierdută de sistem, are semnul „-”. Acceptarea celui de al doilea electron este un proces endoterm deoarece este necesar un consum de energie pentru învingerea repulsiilor electrostatice exercitate de primul electron acceptat de atom. Afinitatea pentru al doilea electron (Ae_2) are semnul „+”.





În final, formarea ionului O^{2-} din atomul de oxigen prin acceptarea a 2 electroni este un proces endoterm.



$$Ae_1 = -328 \text{ kJ/mol}$$

Formarea ionului F^- din atomul de fluor este un proces exoterm.

Spre deosebire de energia de ionizare, afinitatea pentru electron nu are o variație ordonată.

• Existența unor ioni, printre care: C^{4-} , As^{3-} și mai ales Si^{4+} , este discutabilă. Unele proprietăți ale compușilor ce ar trebui să conțină acești ioni nu pot fi explicate printr-un model pur ionic.

În lucrarea de față, din motive didactice, considerăm posibile aceste specii chimice. De asemenea, nu luăm în considerare posibilitatea existenței unor cationi cu sarcini electrice relative mai mari de +4, deși în unii compuși apar astfel de cationi.

• **Caracterul electronegativ** reprezintă proprietatea atomilor de a accepta electroni și de a se transforma în ioni negativi.

Elementele cu caracter electronegativ au un comportament chimic de nemetal. Caracterul nemetalic al unui element este determinat de ușurința cu care atomii săi acceptă electroni și se transformă în ioni negativi.

În perioadă, caracterul nemetalic crește de la stânga la dreapta (de la grupa 14 - 15 la grupa 17). În acest sens: crește sarcina nucleară, crește atracția nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat, scade numărul de electroni acceptați.

Exemplu: Caracterul nemetalic al elementelor: C, N, O, F din perioada 2 crește în ordinea: $C < N < O < F$.

În grupă, caracterul nemetalic crește de jos în sus. În acest sens: scade distanța dintre nucleu și electronii de pe ultimul strat, crește atracția nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat.

Exemplu: Caracterul nemetalic al elementelor: F, Cl, Br, I din grupa 17 crește în ordinea: $I < Br < Cl < F$.

Caracterele electronegativ și nemetalic ale unui element sunt mai accentuate dacă atomul său acceptă un număr mai mic de electroni pe un strat mai apropiat de nucleu.

Exemplu: Dintre oxigen (${}_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$) și fosfor (${}_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$), oxigenul are caracterul electronegativ mai accentuat pentru că atomul său acceptă 2 electroni pe stratul 2, pe când atomul de fosfor acceptă 3 electroni pe stratul 3.

Elementele cu caracter nemetalic accentuat sunt situate în colțul din dreapta sus a tabelului periodic. Fluorul este elementul cu caracterul electronegativ cel mai accentuat.

2.4. Electronegativitate

• Caracterul electrochimic (electropozitiv sau electronegativ) al unui element chimic poate fi apreciat prin valoarea electronegativității lui.

Electronegativitatea unui element chimic măsoară capacitatea unui atom al elementului, făcând parte dintr-un compus, de a atrage electroni înspre el.

Dacă un atom al unui element chimic are o tendință accentuată de a atrage electroni, elementul este puternic electronegativ și are electronegativitate mare.

Dacă un atom al unui element chimic are o tendință accentuată de a pierde electroni, elementul este puternic electropozitiv și are electronegativitate mică.

Elementele chimice au valori ale electronegativității cuprinse între 0,79 și 4 (după Pauling).

În perioadă, electronegativitatea crește de la stânga la dreapta (de la grupa 1 la grupa 17).

În grupă, electronegativitatea crește de jos în sus (vezi tabelul periodic și anexa 5).

Odată cu creșterea electronegativității, scade caracterul metalic și crește caracterul nemetalic.

2.5. Variația caracterului acido - bazic al unor compuși ai elementelor chimice

Variația periodică a caracterului metalic și a caracterului nemetalic este însoțită și de variația periodică: a caracterului acido - bazic al oxizilor, a tăriei bazelor, a tăriei acizilor.

• În perioadă, de la stânga la dreapta, odată cu scăderea caracterului metalic și cu creșterea caracterului nemetalic:

- variază caracterul acido - bazic al oxizilor de la oxizi bazici, trecând prin oxizi amfoteri, la oxizi acizi;
- scade tăria bazelor;
- crește tăria oxoacizilor;
- crește tăria hidracizilor.

Exemplu:

Tabelul 2.2

Elementul	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Electronegativitate	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,00
Caracterul acido - bazic al oxizilor	Na ₂ O oxid bazic	MgO oxid bazic	Al ₂ O ₃ oxid amfoter	SiO ₂ oxid acid	P ₄ O ₁₀ oxid acid	SO ₃ oxid acid	Cl ₂ O ₇ oxid acid
Tăria bazelor	NaOH bază tare	Mg(OH) ₂ bază slabă	Al(OH) ₃ caracter amfoter	-	-	-	-
Tăria oxoacizilor	-	-	-	-	H ₃ PO ₄ acid slab pK _a =2,12	H ₂ SO ₄ acid tare pK _a =-2	HClO ₄ acid f. tare pK _a =-10
Tăria hidracizilor	-	-	-	-	-	H ₂ S acid slab pK _a =6,92	HCl acid tare pK _a =-7

- În grupă, de sus în jos, odată cu scăderea caracterului nemetalic și creșterea caracterului metalic:
- variază caracterul acido - bazic al oxizilor de la oxizi acizi trecând prin oxizi amfoteri, la oxizi bazici;
 - crește tăria bazelor;
 - scade tăria oxoacizilor;
 - crește tăria hidracizilor.

Exemple:

Tabelul 2.3

Grupa 2 Elementul	Electronegativitatea	Caracterul acido - bazic al oxizilor	Tăria bazelor
Be	1,6	BeO oxid amfoter	Be(OH) ₂ caracter amfoter
Mg	1,3	MgO oxid bazic	Mg(OH) ₂ bază slabă
Ca	1,0	CaO oxid bazic	Ca(OH) ₂ bază tare
Sr	0,9	SrO oxid bazic	Sr(OH) ₂ bază tare
Ba	0,9	BaO oxid bazic	Ba(OH) ₂ bază tare



Grupa 14 Elementul	Electro- negativitate	Caracterul acido - bazic al oxizilor	Tăria oxoacizilor	Tăria bazelor
C	2,6	CO ₂ oxid acid	H ₂ CO ₃ acid slab pK _a =6,52	-
Si	1,9	SiO ₂ oxid acid	-	-
Ge	2,0	GeO ₂ oxid amfoter	-	-
Sn	1,8	SnO ₂ , SnO oxizi amfoteri	-	Sn(OH) ₂ caracter amfoter
Pb	1,9	PbO ₂ , PbO oxizi amfoteri	-	Pb(OH) ₂ caracter amfoter

În grupa 17, tăria hidracizilor crește de sus în jos.

HF (pK_a=3,14) < HCl (pK_a=-7) < HBr (pK_a = -9) < HI (pK_a = -11)

Deși scade polaritatea legăturii H–X de la HF la HI, în acest sens scade tăria legăturii H–X (scade energia de legătură, vezi anexa 6) și crește polarizabilitatea legăturii (ușurința de a se desface sub influența unui factor extern, de exemplu solventul).

2.6. Valența

• Valența unui element chimic este egală cu numărul de electroni cedați, acceptați sau puși în comun de atomul unui element, atunci când acesta se leagă de alți atomi.

• Valența metalelor este egală cu cifra unităților din numărul grupei. Unele metale au mai multe valențe, dar una dintre ele este egală cu cifra unităților din numărul grupei. Sunt și excepții de la această regulă.

Exemple: Na, K (G=1) au valența 1;
Ca, Mg (G=2), Zn, Cd (G=12) au valența 2;
Al (G=13), Sc (G=3) au valența 3;
Cu (G=11) are valențele 1 și 2;
Cr (G=6) are valențele 3 și 6;
Sn, Pb (G=14) au valențele 2 și 4;
Fe (G=8) are valențele 2 și 3.

• Valența nemetalelor în compușii cu metalele și hidrogenul este egală cu diferența dintre numărul 18 și numărul grupei.

Exemple: S (G=16) are valența 2 (18-16=2) în Na₂S și H₂S;
N (G=15) are valența 3 (18-15=3) în Ca₃N₂ și NH₃.

În compușii cu oxigenul, nemetalele prezintă mai multe valențe. Valența maximă față de oxigen a unui nemetal este egală cu cifra unităților din numărul grupei.

Exemple: C (G=14) are valențele 2 și 4 (CO, CO₂);
N (G=15) are valențele 1, 2, 3, 4, 5 (N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅);
P (G=15) are valențele 3, 5 (P₄O₆, P₄O₁₀);
S (G=16) are valențele 4, 6 (SO₂, SO₃);
Cl (G=17) are valențele 1, 3, 5, 7 (Cl₂O, Cl₂O₃, Cl₂O₅, Cl₂O₇);

Sunt și excepții: fluorul (G=17) are numai valența 1, oxigenul (G=16) are numai valența 2.

• Valența elementelor ai căror atomi se transformă în ioni se numește și electrovalență.

Electrovalența metalelor este pozitivă și egală cu numărul de electroni cedați de un atom de metal.

Exemplu: Electrovalența aluminiului este +3 (un atom de aluminiu cedează 3 electroni).

Electrovalența nemetalelor este negativă și egală cu numărul de electroni acceptați de un atom de nemetal.

Exemplu: Electrovalența sulfurii este -2 (un atom de sulf acceptă 2 electroni).

• Valența elementelor ai căror atomi pun în comun electroni se numește și covalență. Covalența este egală cu numărul de electroni puși în comun de un atom.

Exemplu: Covalența sulfurii față de hidrogen este 2 (un atom de sulf pune în comun 2 electroni în H_2S), iar covalența sulfurii față de oxigen în SO_2 este 4 (un atom de sulf pune în comun 4 electroni în SO_2).

Uneori, valențele elementelor sunt exprimate și în cifre romane.

- Elementele chimice din aceeași grupă au, de regulă, aceeași valență.
- Pentru elementele din grupele principale, de la stânga la dreapta în perioadă:
 - crește valența metalelor;
 - scade valența nemetalelor față de metale și hidrogen;
 - crește valența maximă față de oxigen a nemetalelor;
 - crește electrovalența metalelor și a nemetalelor.

2.7. Numărul de oxidare

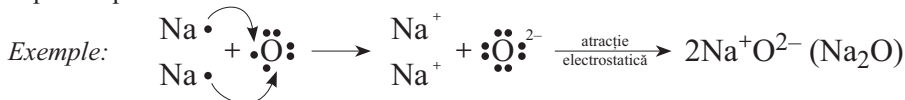
• **Numărul de oxidare** al unui element chimic, notat prescurtat NO, este indicat prin sarcina electrică relativă pe care o are ionul său într-o combinație ionică sau prin sarcina electrică relativă formală pe care ar avea-o atomul, dacă, în mod convențional, electronii puși în comun ar fi total deplasați spre atomul mai electronegativ.

Numărul de oxidare se exprimă printr-un număr întreg, pozitiv sau negativ și zero.

Numărul indică numărul de electroni cedați, acceptați sau puși în comun de un atom al elementului considerat.

Semnul „+” sau „-” indică sensul deplasării totale sau parțiale a electronilor participanți la legătură și anume:

- semnul „+” se utilizează pentru electron cedat sau pentru electron pus în comun și deplasat de la atomul considerat spre un atom cu electronegativitate mai mare;
- semnul „-” se utilizează pentru electron acceptat sau pentru electron pus în comun și deplasat spre atomul considerat.



În Na_2O :

- $\text{NO}_{\text{Na}} = +1$ (un atom de sodiu cedează un electron);
- $\text{NO}_{\text{O}} = -2$ (un atom de oxigen acceptă doi electroni).



În H_2O :

- $\text{NO}_{\text{H}} = +1$ (un atom de hidrogen pune în comun un electron care este deplasat spre oxigen);
- $\text{NO}_{\text{O}} = -2$ (un atom de oxigen pune în comun doi electroni pe care îi deplasează spre el).



• Reguli pentru determinarea numărului de oxidare

a) Hidrogenul ($1\text{H}: 1s^1$) poate avea numerele de oxidare:

- $\text{NO}_\text{H} = -1$ în compușii cu metalele (un atom de hidrogen acceptă un electron);

- $\text{NO}_\text{H} = +1$ în compușii cu nemetalele (un atom de hidrogen pune în comun un electron care este deplasat spre atomul nemetalului, întotdeauna mai electronegativ decât hidrogenul).

Exemple: $\text{NO}_\text{H} = -1$ în NaH , MgH_2 ;

$\text{NO}_\text{H} = +1$ în HCl , H_2O , CH_4 .

b) Oxigenul ($8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$) are $\text{NO} = -2$ (un atom de oxigen acceptă doi electroni sau pune în comun doi electroni pe care îi deplasează spre el, având electronegativitatea mai mare decât toate celelalte nemetale, cu excepția fluorului).

În apa oxigenată (H_2O_2) și peroxizi (Na_2O_2), $\text{NO}_\text{O} = -1$.

În F_2O , $\text{NO}_\text{O} = +2$ (electronii puși în comun de oxigen sunt deplasați spre fluor).

c) Suma algebrică a numerelor de oxidare pentru o moleculă neutră este zero.

Această regulă se poate utiliza pentru determinarea numărului de oxidare al unui element dintr-o combinație, cunoscând numerele de oxidare ale celorlalte elemente.

Exemple: - în N_2O_3 , $\overset{x}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$, $2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +3$ și $\text{NO}_\text{N} = +3$;

- în H_2SO_4 , $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, $2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$ și $\text{NO}_\text{S} = +6$;

- în CH_4 , $\overset{x}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_4$, $x + 4(+1) = 0 \Rightarrow x = -4$ și $\text{NO}_\text{C} = -4$;

- în $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{x}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$, $2(+1) + 2x + 7(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$ și $\text{NO}_\text{Cr} = +6$.

d) Suma algebrică a numerelor de oxidare pentru un ion poliatomic este egală cu sarcina ionului.

Această regulă se poate utiliza pentru determinarea numărului de oxidare al unui element dintr-o combinație, cunoscând numerele de oxidare ale celorlalte elemente și sarcina ionului poliatomic.

Exemple: - în SO_4^{2-} , $\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4^{2-} \Rightarrow x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6$ și $\text{NO}_\text{S} = +6$;

- în NH_4^+ , $\overset{x}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_4^+ \Rightarrow x + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3$ și $\text{NO}_\text{N} = -3$.

e) Pentru un electron pus în comun și nedeplasat se consideră numărul de oxidare zero.

Substanțele în stare elementară au numărul de oxidare zero.

Exemple: - $\text{NO}_\text{H} = 0$ în H_2 ;

- $\text{NO}_\text{P} = 0$ în P_4 ;

- $\text{NO}_\text{C} = 0$ în diamant sau grafit;

- $\text{NO}_\text{Cu} = 0$ în cupru metalic.

f) Pentru determinarea numărului de oxidare al unui element chimic dintr-un compus cu structură cunoscută, se însumează:

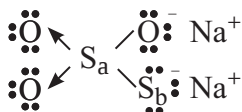
-1 pentru fiecare sarcină negativă sau electron pus în comun și deplasat spre atomul considerat;

0 pentru fiecare electron pus în comun și nedeplasat;

+1 pentru fiecare sarcină pozitivă sau electron pus în comun și deplasat de la atomul considerat spre alt atom.

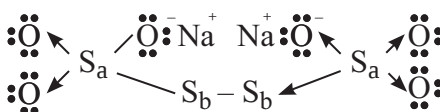
Exemple: - în ionul disulfură (S^{2-}), $\text{NO}_\text{S} = -1$ (pentru sarcina negativă) +0 (pentru electronul pus în comun cu celălalt atom de sulf, electron nedeplasat) = -1

- în tiosulfatul de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) și tetratratul de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$) cu structurile:



$$NO_{S_a} = +1 + 2 + 2 + 0 = +5$$

$$NO_{S_b} = -1 + 0 = -1$$



$$NO_{S_a} = +1 + 2 + 2 + 0 = +5$$

$$NO_{S_b} = 0 + 0 = 0$$

g) Metalele au numere de oxidare pozitive și egale, de regulă, cu cifra unităților din numărul grupei (vezi pag. 275).

Sunt și excepții de la această regulă.

Exemple:

- NO_{Na} ($G=1$) = +1 (un atom de sodiu cedează un electron);
- NO_{Al} ($G=13$) = +3 (un atom de aluminiu cedează 3 electroni);
- NO_{Zn} ($G=12$) = +2 (un atom de zinc cedează 2 electroni);
- NO_{Fe} ($G=8$) = +2 sau +3 (un atom de fier cedează 2 sau 3 electroni).

h) În compușii cu metalele și hidrogenul, numărul de oxidare al unui nemetal este negativ și egal cu diferența: 18 - numărul grupei.

Exemple:

- $NO_S = -2$ și Na_2S sau în H_2S (un atom de sulf acceptă 2 electroni de la atomul de sodiu sau un atom de sulf pune în comun cu hidrogenul 2 electroni pe care îi deplasează spre el);
- $NO_F = -1$ în NaF sau în HF (un atom de fluor acceptă un electron de la un atom de sodiu sau un atom de fluor pune în comun cu hidrogenul un electron pe care îl deplasează spre el).

i) În compușii cu oxigenul, nemetalele (cu excepția fluorului) au numerele de oxidare pozitive. Numărul de oxidare maxim este egal cu cifra unităților din numărul grupei.

În compușii cu oxigenul, nemetalele pun în comun un număr diferit de electroni. Electronii puși în comun de atomul de nemetal sunt deplasați spre oxigen.

Exemplu: $NO_S = +4$ în SO_2 , $NO_S = +6$ în SO_3 .

- Elementele chimice din aceeași grupă au de regulă același număr de oxidare.

Pentru elemente din grupele principale, de la stânga la dreapta în perioadă:

- crește numărul de oxidare al metalelor;
- crește (scade ca modul) numărul de oxidare al nemetalelor față de metale și hidrogen;
- crește numărul de oxidare maxim al nemetalelor față de oxigen.

Exemple:

Tabelul 2.5

Elementul	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
NO	+1	+2	+3	-	-	-	-
NO față de metale și hidrogen	-	-	-	-4 SiH_4	-3 Na_3P PH_3	-2 Na_2S H_2S	-1 $NaCl$ HCl
NO maxim față de oxigen	-	-	-	+4 SiO_2	+5 P_4O_{10}	+6 SO_3	+7 Cl_2O_7

2.8. Raze atomice și raze ionice

- Raza atomică este jumătate din distanța determinată experimental dintre nucleeele a doi atomi vecini.

O rază atomică mai mare determină un volum atomic mai mare.

- În grupă, raza atomică crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.

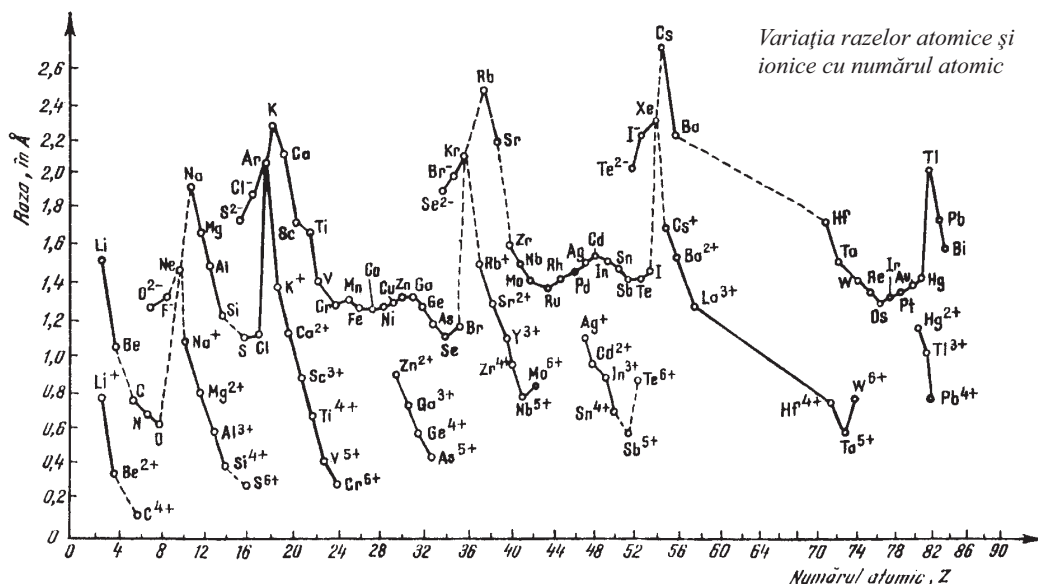


• În perioadă, raza atomică scade de la grupa 1 la grupa 17, odată cu creșterea sarcinii nucleare. Creșterea sarcinii nucleare produce o contracție a învelișului de electroni.

La gazele nobile, apare o relaxare a învelișului de electroni datorită ocupării complete a substratului p din ultimul strat cu electroni și a creșterii repulsiilor electrostatice dintre electronii acestor orbitali.

Într-o perioadă, cele mai mari raze atomice le au metalele alcaline, iar cele mai mici raze atomice le au elementele din grupele 16, 17 (vezi graficul 2.6 și anexa 4).

Graficul 2.6



Într-o serie de elemente de tip d, razele atomice scad odată cu creșterea sarcinii nucleare și cu contracția învelișului de electroni, mai accentuată la substratul d, până la grupa 8 și cresc ușor la elementele din grupele 11 și 12 din cauza ocupării complete a orbitalilor d.

• În grupă, raza ionilor pozitivi sau negativi, crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni (vezi graficul 2.6 și anexa 4).

Exemple:

- Na^+ ($Z=11$): $1s^2 2s^2 2p^6$ ($r = 1,02 \text{ \AA}$)
- K^+ ($Z=19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ($r = 1,38 \text{ \AA}$)
- Cl^- ($Z=17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ($r = 1,81 \text{ \AA}$)
- Br^- ($Z=35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ ($r = 1,96 \text{ \AA}$)

• În perioadă, raza ionilor pozitivi sau negativi scade de la stânga la dreapta, odată cu creșterea sarcinii nucleare ce determină contracția învelișului de electroni.

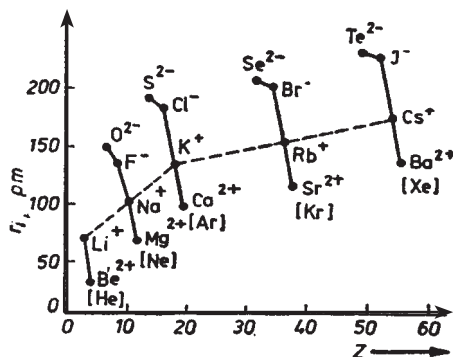
Exemple:

- Na^+ ($Z=11$): $1s^2 2s^2 2p^6$ ($r = 1,02 \text{ \AA}$)
- Mg^{2+} ($Z=12$): $1s^2 2s^2 2p^6$ ($r = 0,72 \text{ \AA}$),
- Al^{3+} ($Z=13$): $1s^2 2s^2 2p^6$ ($r = 0,53 \text{ \AA}$)
- P^{3-} ($Z=15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ($r = 2,12 \text{ \AA}$),
- S^{2-} ($Z=16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ($r = 1,84 \text{ \AA}$)
- Cl^- ($Z=17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ($r = 1,81 \text{ \AA}$).

• Pentru elementele din aceeași perioadă, razele ionilor negativi sunt mai mari decât razele ionilor pozitivi. Față de atomii din care provin, la ionii pozitivi crește sarcina nucleară efectivă

datorită pierderii de electroni, iar la ioni negativi scade sarcina nucleară efectivă datorită surplusului de electroni în învelișul de electroni (vezi graficele 2.6 și 2.7).

Graficul 2.7
Variația razelor ionilor cu
numărul atomic



- Pentru speciile izoelectronice, razele cresc în ordinea:
ioni pozitivi < ioni negativi < gaz nobil.

Exemplu:

Sc^{3+} ($r=0,75\text{\AA}$) < Ca^{2+} ($r=1\text{\AA}$) < K^{+} ($r=1,38\text{\AA}$) < P^{3-} ($r=2,12\text{\AA}$) < S^{2-} ($r=1,84\text{\AA}$) $\approx$ Cl^{-} ($r=1,81\text{\AA}$) < Ar ($r=1,91\text{\AA}$)

2.9. Proprietăți neperiodice

- Numărul atomic (Z) crește continuu de la 1 la 112.
 - Masa atomică relativă crește continuu de la 1,00797 (^1H) la 257 (^{103}Lr).
- Sunt mai multe cazuri în care masele atomice sunt inversate.

Exemple: ^{18}Ar ($A^r=39,34$) și ^{19}K ($A^r=39,098$);
 ^{27}Co ($A^r=58,93$) și ^{28}Ni ($A^r=58,69$);
 ^{52}Te ($A^r=127,60$) și ^{53}I ($A^r=126,90$).



PROBLEME

2.1. Se consideră elementele chimice: ${}^7\text{N}$, ${}^{18}\text{Ar}$, ${}^{19}\text{K}$, ${}^{34}\text{Se}$, ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{23}\text{V}$, ${}^{29}\text{Cu}$, ${}^{31}\text{Ga}$, ${}^{14}\text{Si}$, ${}^{35}\text{Br}$.

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și locul în tabelul periodic (perioadă, grupă, bloc de elemente).

2.2. Se consideră elementele chimice: ${}^{38}\text{Sr}$, ${}^{40}\text{Zr}$, ${}^{42}\text{Mo}$, ${}^{47}\text{Ag}$, ${}^{49}\text{In}$, ${}^{54}\text{Xe}$, ${}^{82}\text{Pb}$, ${}^{58}\text{Ce}$, ${}^{92}\text{U}$.

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și locul în tabelul periodic (perioadă, grupă, bloc de elemente).

2.3. Se consideră următoarele elemente chimice caracterizate prin:

- învelișul de electroni al atomului elementului A_1 este format din doi orbitali dielectronici;

- atomului elementului A_2 îi lipsește un electron pentru a avea primele trei substraturi complet ocupate cu electroni;

- învelișul de electroni al atomului elementului A_3 are 9 orbitali, iar numărul de electroni p este de 1,5 ori mai mare decât numărul de electroni s;

- învelișul de electroni al atomului elementului A_4 este format din 8 substraturi, toate fiind complet ocupate cu electroni;

- atomul elementului A_5 are primele trei substraturi complet ocupate cu electroni, în care se află 8 electroni s și 12 electroni p;

- atomul elementului A_6 are 4 substraturi și 5 electroni s;

- atomul elementului A_7 are 15 orbitali și un număr de electroni d egal cu numărul de substraturi.

Pentru fiecare element chimic indicați configurația electronică și locul în tabelul periodic (perioadă, grupă, bloc de elemente) și identificați elementul consultând tabelul periodic.

2.4. Se consideră următoarele elemente chimice caracterizate prin:

- învelișul de electroni al atomului elementului X_1 este format din 7 substraturi, iar 5 orbitali sunt monoelectronici;

- învelișul de electroni al atomului elementului X_2 este format din 28 de orbitali și nu are electroni necuplați;

- în învelișul de electroni al atomului elementului X_3 se află 5 orbitali s, toți fiind complet ocupați, un număr de electroni p dublu față de numărul de electroni s și un număr de electroni d egal cu numărul de electroni p;

- în urma saltului a doi electroni, atomul elementului X_4 are configurația electronică $[X]nd^{10}$, X fiind al 4-lea gaz nobil;

- atomul elementului X_5 are cu 18 electroni mai mult decât atomul celui de al 5-lea gaz nobil;

- atomul elementului X_6 are 14 substraturi complet ocupate cu electroni și un substrat semiocupat.

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și locul în tabelul periodic (perioadă, grupă, bloc elemente) și identificați elementul consultând tabelul periodic.

2.5. Se consideră următoarele elemente chimice cu configurațiile electronice: $B_1: 1s^1$; $B_2: [\text{He}] 2s^2 2p^2$, $B_3: [\text{Ar}] 3d^1 4s^2$; $B_4: [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, $B_5: [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$, $B_6: [\text{Kr}] 4d^7 5s^1$, $B_7: [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$; $B_8: [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$, $B_9: [\text{Xe}] 4f^6 6s^2$, $B_{10}: [\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$, $B_{11}: [\text{Rn}] 5f^7 6d^1 7s^2$.

Pentru fiecare element chimic indicați locul în tabelul periodic (perioadă, grupă, bloc de elemente) și identificați elementul consultând tabelul periodic.

2.6. Se consideră elementele chimice: S (perioada P= 3, grupa G= 16), Ne (P=2, G=18), Ca (P=4, G=2), Li (P=2, G=1), Ge (P=4, G=14), Ti (P=4, G=4), Ni (P=4, G=10), B (P=2, G=13).

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și numărul atomic.

2.7. Se consideră elementele chimice: Rb (P=5, G=1), Ba (P=6, G=2), Y (P=5, G=3), Tc (P=5, G=7), Te (P=5, G=16), Rn (P=6, G=18), Rf (P=7, G=4).

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și numărul atomic.

2.8. Se consideră elementele chimice caracterizate prin:

- elementul A_1 se află în perioada 2, iar învelișul de electroni al atomului său este format din 3 orbitali dielectronici și 2 orbitali monoelectronici;
- învelișul de electroni al atomului elementului A_2 din perioada 3 este format din 5 substraturi complet ocupate cu electroni;
- învelișul de electroni al atomului elementului A_3 din grupa 2 este format din 6 orbitali;
- în învelișul de electroni al atomului elementului A_4 din grupa 13 se află 6 electroni s;
- elementul A_5 este elementul din perioada 4 al cărui atom are cel mai mare număr de electroni necupați;
- în învelișul de electroni al atomului elementului A_6 din perioada 4 se află 15 electroni p;
- în învelișul de electroni al atomului elementului A_7 din grupa 8 se află 4 substraturi s;
- în învelișul de electroni al atomului elementului A_8 din grupa 12 se află x electroni s și 2x electroni d.

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și, după caz, grupa sau perioada în care se află elementul în tabelul periodic și identificați elementul consultând tabelul periodic.

2.9. Se consideră elementele chimice caracterizate prin:

- în învelișul de electroni al atomului X_1 din grupa 8 se află 14 electroni f;
- atomul elementului X_2 din perioada 6 are 3 electroni pe ultimul strat;
- atomul elementului X_3 din perioada 5 are în substratul 4d același număr de electroni ca și în ultimul substrat s;
- atomul elementului X_4 din grupa 11 are 4 straturi complet ocupate cu electroni.

Pentru fiecare element chimic, indicați configurația electronică și, după caz, grupa sau perioada în care se află elementul în tabelul periodic și identificați elementul consultând tabelul periodic.

2.10. Se dau elementele chimice: ^{12}Mg și ^{19}K .

a) Pentru fiecare element chimic indicați: configurația electronică a atomului și a ionului, locul în tabelul periodic, caracterul electrochimic, valența și numărul de oxidare.

b) Alegeți dintre cele două elemente: elementul cu caracterul electrochimic considerat mai accentuat, elementul cu raza atomică mai mare, elementul cu electronegativitatea mai mare, elementul cu energia de ionizare primară mai mare.

2.11. Se dau elementele chimice: ^8O și ^{15}P .

a) pentru fiecare element chimic indicați: configurația electronică a atomului și a ionului, locul în tabelul periodic, caracterul electrochimic, valența față de metale și hidrogen.

b) Indicați numerele de oxidare ale oxigenului și fosforului în compușii: P_4O_6 , P_4O_{10} , Na_3P , Na_2O , Na_2O_2 .

c) Alegeți dintre oxigen și fosfor: elementul cu caracterul electrochimic considerat mai accentuat, elementul cu raza atomică mai mică, elementul cu electronegativitatea mai mică.

2.12. Se consideră elementele chimice caracterizate prin:

- elementul X_1 formează ionul X_1^{2-} cu configurația electronică a gazului nobil din perioada 3;

- elementul X_2 se află în tabelul periodic în aceeași grupă cu elementul X_1 și are electronegativitatea mai mare decât acesta;

- ionul generat de elementul X_3 are sarcina electrică reală $+3,2 \cdot 10^{-19}\text{C}$ ($q_{p+} = +1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$) și este izoelectronic cu ionul X_1^{2-} ;

- ionul elementului X_4 , de tipul X_4^+ , are în învelișul de electroni 6 electroni s și 12 electroni p.

a) Pentru fiecare element chimic indicați: configurația electronică a atomului și a ionului, locul în tabelul periodic, caracterul chimic, valența și numărul de oxidare în compușii ionici. Identificați elementele consultând tabelul periodic.

b) Asociați fiecărui element chimic

considerat valoarea corespunzătoare a electronegativității, alegând dintre: 3,4; 2,6; 1 și 0,8.

c) Așezați ionii izoelectronici ai elementelor considerate în ordinea crescătoare a razei lor.

d) Așezați elementele considerate în ordinea descrescătoare a razelor atomice.

2.13. Elementele chimice A_1 , A_2 , A_3 și A_4 formează ioni izoelectronici cu gazul nobil din perioada 2. Elementul A_1 este elementul cu electronegativitatea cea mai mare. În 3 mol de ioni ai elementului A_2 se află $126,462 \cdot 10^{23}$ protoni. Sarcina electrică relativă a ionului elementului A_3 este egală ca mărime dar de semn contrar cu sarcina electrică relativă a ionului elementului A_2 . Elementul A_4 este primul element din perioada 3.

a) Pentru fiecare element chimic indicați: configurația electronică a atomului și a ionului, locul în tabelul periodic, caracterul electrochimic, valența și numărul de oxidare în compușii ionici. Identificați elementele consultând tabelul periodic.

b) Asociați fiecărui element electronegativitatea corespunzătoare, alegând dintre: 3, 0,9, 1,6, 4.

c) Comparați caracterul acido-bazic al oxizilor pentru elementele cu caracter metalic și al hidrurilor covalente pentru elementele cu caracter nemetalic.

d) Dintre elementele chimice considerate, identificați elementul cu energia de ionizare primară cea mai mare și elementul cu energia de ionizare primară cea mai mică.

e) Aranjați elementele considerate în ordinea crescătoare a volumului atomic.

f) Aranjați ionii elementelor considerate în ordinea descrescătoare a razei ionice.

2.14. Elementul chimic X este urmat în tabelul periodic de gazul nobil din perioada 3.

a) Identificați elementul X și indicați: configurația electronică a atomului și a ionului, locul în tabelul periodic, caracterul electrochimic și caracterul chimic.

b) Comparați caracterul electrochimic al

elementului X cu caracterul electrochimic al următoarelor elemente: S (P=3, G=16), F (P=2, G=17), Br (P=4, G=17).

c) Aranjați elementele S, F, X în ordinea crescătoare a caracterului lor electrochimic considerat. Asociați fiecărui element valoarea corespunzătoare a electronegativității alegând dintre: 4, 3,2, 2,6.

d) Stabiliți numerele de oxidare ale elementului X în compușii: K_2X , HX , HXO , KXO , X_2O_3 , HXO_2 , KXO_3 , X_2O_7 , HXO_4 , KXO_4 .

e) Calculați numărul de electroni acceptați de 28,4 g de element X în reacția cu potasiu, știind că în 7,1 g de element X se află 0,2 mol de atomi.

2.15. În 28 g de element chimic X se află 0,5 mol de atomi și $78,286 \cdot 10^{23}$ electroni.

a) Determinați numărul atomic al elementului X și identificați elementul.

b) Indicați configurația electronică a atomului și a ionului elementului X.

c) Stabiliți locul în tabelul periodic și caracterul chimic pentru elementul X.

d) Calculați echivalenții chimici ai elementului X (vezi paragraful 5.6) și masele de element X care se pot combina cu câte 21,3 g de clor.

e) Calculați masele de element X care pot ceda câte 0,6 mol de electroni.

f) Indicați valențele și numerele de oxidare ale elementului X în compușii ionici.

2.16. Elementul chimic X formează cu oxigenul doi compuși ionici A_1 și A_2 cu masele molare $\mu = 144$ g/mol (A_1) și $\mu = 80$ g/mol (A_2). În 72 g de oxid A_1 se află 64 g de element X, iar în 16 g de oxid A_2 se află 12,8 g de element X. Într-o probă de element X cu masa de 704 g, se află $66,242 \cdot 10^{23}$ atomi și $1921,018 \cdot 10^{23}$ protoni.

a) Determinați numărul atomic și masa atomică relativă a elementului X și identificați elementul.

b) Determinați formulele chimice ale oxizilor A_1 și A_2 , valențele și numerele de oxidare ale elementului X în cei doi oxizi.

c) Indicați configurațiile electronice ale atomului și ale ionilor elementului X.

d) Pentru elementul X, determinați locul în tabelul periodic și caracterul chimic și alegeți dintre 1,9 și 3 valoarea electronegativității corespunzătoare elementului X.

e) Calculați echivalenții chimici ai elementului X (vezi paragraful 5.6) și masele de sulf care se pot combina cu câte o probă de element X identică cu cantitatea de element X care se află în 10 g de oxid A_2O .

2.17. În 0,2 mol de atomi de element chimic X se află: $84308 \cdot 10^{19}$ electroni s, $144528 \cdot 10^{19}$ electroni p și $6022 \cdot 10^{20}$ electroni d.

a) Determinați configurația electronică a elementului X, numărul său atomic și identificați elementul.

b) Stabiliți locul în tabelul periodic al elementului X și caracterul său chimic.

c) Indicați configurațiile electronice ale ionilor X^{2+} și X^{3+} .

d) Determinați numărul de oxidare al elementului X în fiecare dintre următorii compuși: X_2O_3 , $XCuCl_3$, XBr_2 , XO_2F_2 , XO_3 , $K_2X_2O_7$, $[XO_4]^{2-}$.

2.18. Elementul chimic X este al 7-lea element din perioada în care se află. Atomul său are în plus față de atomul celui de al 3-lea gaz

nobil un număr de electroni egal cu numărul grupei în care se află.

a) Indicați configurația electronică a elementului X, stabiliți locul său în tabelul periodic și identificați elementul.

b) Indicați configurația electronică și sarcina electrică relativă a ionului elementului X, știind că acest ion este izoelectronic cu ionul fierului (^{26}Fe) din $FeCl_3$.

c) Precizați caracterul chimic al elementului X și alegeți dintre: 0,8; 1,5; 2,4; 3,5 valoarea corespunzătoare electronegativității lui.

d) Determinați numărul de oxidare al elementului X în fiecare dintre următorii compuși, știind că atomii de halogen se leagă de atomul elementului X: XO_3F , X_2O_7 , KXO_4 , XO_2Cl_2 , $XOCl_3$, XO_2 , X_2O_3 , XF_3 , XSO_4 , $K_4[XCl_6]$.

2.19. Indicați speciile chimice (ioni sau atomi) izoelectronici care au următoarele configurații electronice:

a) $1s^2$;

b) $1s^2 2s^2 2p^6$;

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$;

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$;

f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Teste tip



2.20. Referitor la perioadă sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) o perioadă este un șir orizontal de elemente chimice din tabelul periodic;

b) într-o perioadă se află elemente ai căror atomi au același număr de electroni pe ultimul strat;

c) într-o perioadă se află elemente ai căror atomi au același număr de straturi ocupate cu electroni;

d) toate elementele chimice ai căror atomi au același număr de straturi ocupate cu electroni se află în aceeași perioadă;

e) în tabelul periodic sunt 7 perioade, numerotate cu 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

2.21. Referitor la perioada 4 este corectă varianta:

a) în perioada 4 se află toate elementele ai căror atomi au 4 straturi complet ocupate cu electroni;

b) toate elementele al căror electron distinctiv este plasat într-un orbital din stratul 4 se află în perioada 4;

c) în perioada 4 se află elementele al căror electron distinctiv este plasat într-un orbital din substraturile: 4s, 4p, 3d;

d) sunt corecte variantele a și c;

e) perioada 4 este singura perioadă formată din 18 elemente.



2.22. Referitor la perioada 3 este incorectă afirmația:

a) perioada 3 este formată din elementele chimice cuprinse între al 2-lea și al 3-lea gaz nobil, considerând înșiruirea elementelor în ordinea crescătoare a numărului atomic;

b) elementele din perioada 3 au în curs de completare stratul 3;

c) atomii elementelor din perioada 3 au două straturi complet ocupate cu electroni;

d) perioada 3 este formată din același număr de elemente ca și perioada 2 și este cea mai scurtă perioadă;

e) în perioada 3 se află elementele al căror electron distinctiv este plasat în substraturile 3s și 3p.

2.23. Referitor la perioade este corectă afirmația:

a) fiecare dintre perioadele 2, 3, 4, 5, 6 începe cu un metal alcalin și se termină cu un gaz nobil;

b) toate perioadele încep cu un element al cărui atom are pe ultimul strat configurația electronică ns^1 și se termină cu un element al cărui atom are pe ultimul strat configurația electronică ns^2np^6 ;

c) în nicio perioadă, atomul ultimului element nu are ultimul strat complet ocupat cu electroni;

d) atomii metalelor tranziționale au în curs de completare substratul nd, n fiind numărul perioadei;

e) lantanidele și actinidele fac parte din aceeași perioadă.

2.24. Referitor la grupă sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) o grupă este o coloană verticală din tabelul periodic formată din elemente ai căror atomi au aceeași configurație electronică exterioară;

b) toate elementele care au același număr de electroni pe ultimul strat sau același număr de electroni în configurația electronică exterioară $(n-1)dn$ s se află în aceeași grupă;

c) toate elementele al căror electron distinctiv este plasat în același substrat se află

în aceeași grupă;

d) elementele al căror electron distinctiv este plasat în substraturile s sau p din ultimul strat se află într-o grupă principală;

e) elementele al căror electron distinctiv este plasat în substratul d al penultimului strat se află într-o grupă secundară.

2.25. Referitor la grupele principale este incorectă afirmația:

a) sunt considerate grupe principale grupele 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18;

b) în grupele principale sunt cuprinse elementele chimice din blocul de elemente s și din blocul de elemente p;

c) electronul distinctiv al oricărui element dintr-o grupă principală este plasat într-un orbital s sau p din ultimul strat;

d) cifra unităților din numărul unei grupe principale este egală cu numărul de electroni care se află pe ultimul strat al atomului fiecărui element din acea grupă;

e) atomii elementelor chimice din aceeași grupă principală au același număr de straturi ocupate cu electroni.

2.26. Referitor la elementele chimice din grupa 1 sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) toate elementele din grupa 1 au pe ultimul strat configurații electronice de tip ns^1 ;

b) fiecare element din grupa 1 se află la începutul unei perioade;

c) fiecare element din grupa 1 este elementul cu cea mai mică energie de ionizare primară din perioada respectivă;

d) cu excepția hidrogenului, fiecare element din grupa 1 este elementul cu cea mai mică electronegativitate din perioada respectivă;

e) toate elementele din grupa 1, inclusiv hidrogenul, au caracter metalic.

2.27. Referitor la elementele chimice din grupa 18 este incorectă afirmația:

a) cu excepția atomului de heliu, atomii celorlalte elemente din grupa 18 au pe ultimul strat 8 electroni;

b) elementele din grupa 18 au fost numite în decursul timpului: gaze rare, gaze inerte sau gaze nobile, ultima denumire fiind recomandată astăzi;

c) ionii tuturor elementelor dintr-o perioadă sunt izoelectronici cu atomul gazului nobil din aceea perioadă;

d) cu excepția heliului, atomul fiecărui element din grupa 18 are raza mai mare decât raza atomului elementului care se află înaintea lui în aceea perioadă;

e) configurațiile electronice $1s^2$ și ns^2np^6 ($n=2, 3, 4, 5, 6$) sunt considerate configurații stabile și sunt configurațiile de pe ultimul strat ale atomilor de He ($1s^2$) și Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (ns^2np^6), elemente din grupa 18.

2.28. Referitor la elementele chimice ai căror atomi au pe ultimul strat configurația electronică ns^2 este corectă varianta:

a) aceste elemente chimice se află în grupa 2 și fac parte din blocul de elemente s;

b) atomii lor nu au electroni necuplați;

c) aceste elemente formează cationi divalenți (X^{2+}) izoelectronici cu atomul gazului nobil din aceeași perioadă cu ele;

d) aceste elemente au energii de ionizare primare mai mari decât cele ale elementelor care se află înaintea lor în tabelul periodic;

e) sunt corecte variantele a, b, d.

2.29. Referitor la elementele chimice: ${}_6C$, ${}_7N$, ${}_8O$, ${}_9F$, ${}_{10}Ne$, ${}_{11}Na$, ${}_{12}Mg$, ${}_{13}Al$, ${}_{14}Si$ este corectă afirmația:

a) au caracter metalic elementele: Na, Mg, Al, Si, Ne;

b) au caracter electronegativ elementele: C, N, O, F, Ne;

c) are cea mai mare energie de ionizare primară: Ne;

d) are cea mai mare rază atomică: F;

e) sunt considerate semimetale elementele: Si și C.

2.30. Referitor la grupele secundare nu este corectă afirmația:

a) electronul distinctiv al elementelor din grupele secundare este plasat în substratul d al penultimului strat;

b) pentru elementele din perioada 4 și grupele secundare, corelația dintre configurația electronică exterioară ($3d^y4s^x$) și numărul grupei este: $3d^14s^2$ (grupa 3), $3d^24s^2$ (grupa

4), $3d^34s^2$ (grupa 5), $3d^44s^2$ (grupa 6), $3d^54s^2$ (grupa 7), $3d^64s^2$ (grupa 8), $3d^74s^2$ (grupa 9), $3d^84s^2$ (grupa 10), $3s^94s^2$ (grupa 11), $3d^{10}4s^2$ (grupa 12);

c) elementele din grupele secundare se numesc metale tranziționale;

d) în fiecare perioadă, metalul tranzițional cu cea mai mare energie de ionizare primară se află în grupa 12;

e) în fiecare perioadă, metalul tranzițional cu volumul atomic cel mai mare se află în grupa 3.

2.31. Referitor la elementele chimice: Mn: $[Ar] 3d^54s^2$, Tc: $[Kr] 4d^55s^2$, Re: $[Xe] 4f^{14}5d^54s^2$, Bh: $[Rn] 5f^{14}6d^57s^2$, este corectă varianta:

a) primele două elemente (Mn și Tc) fac parte din blocul d, iar ultimele două (Re și Bh) fac parte din blocul f;

b) toate elementele se află în grupa 2 pentru că au 2 electroni pe ultimul strat;

c) toate elementele se află în grupa 7 pentru că au configurația electronică exterioară $(n-1)d^5ns^2$;

d) toate elementele au caracter metalic;

e) sunt corecte variantele c și d.

2.32. Referitor la elementele chimice: Ni, $1s^22s^22p^63s^23p^63d^84s^2$; Pd: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^0$; Pt: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^64f^{14}5d^96s^1$ este incorectă afirmația:

a) elementele Ni, Pd, Pt se află în perioade diferite pentru că atomii lor au un număr diferit de straturi ocupate cu electroni;

b) elementele Ni, Pd, Pt se află în grupa 10 pentru că atomii lor au 10 electroni în configurația electronică exterioară $((n-1)dns)$;

c) elementele Ni, Pd, Pt se află în grupe diferite pentru că atomii lor au configurații electronice exterioare $((n-1)dns)$ diferite;

d) elementele Ni, Pd, Pt sunt metale tranziționale;

e) caracterul metalic și caracterul reducător (vezi pag. 277) cresc în ordinea: $Pt < Pd < Ni$.

2.33. Se consideră următoarele elemente chimice: X_1 : $[Ne] 3s^2$, X_2 : $[Xe] 6s^2$, X_3 : $[Xe] 4f^{14}5d^{10}6s^2$, X_4 : $[Xe] 4f^{14}5d^36s^2$, X_5 : $[Ar]$



$3d^{10}4s^2$, X_6 : $[\text{Ne}] 3s^23p^5$, X_7 : $[\text{Kr}] 4d^{10}5s^25p^5$, X_8 : $[\text{Kr}] 5s^1$. Referitor la aceste elemente este incorectă varianta:

a) se află în aceeași grupă principală: X_1 și X_2 în grupa 2, X_6 și X_7 în grupa 17;

b) se află în aceeași grupă secundară: X_3 și X_5 în grupa 12;

c) se află în aceeași perioadă: X_1 și X_6 în perioada 3, X_7 și X_8 în perioada 5, X_2 , X_3 și X_4 în perioada 6;

d) fac parte din seria lantanidelor: X_3 și X_4 ;

e) au același caracter chimic: X_1 , X_2 , X_3 , X_4 , X_5 , X_8 caracter metalic, X_6 și X_7 caracter nemetalic.

2.34. Se consideră următoarele elemente chimice: X_1 : $[\text{Ar}] 4s^1$, X_2 : $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^24p^1$, X_3 : $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^24p^6$, X_4 : $[\text{Xe}] 4f^55d^06s^2$, X_5 : $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$, X_6 : $[\text{Rn}] 5f^36d^17s^2$. Referitor la aceste elemente este corectă afirmația:

a) elementele X_1 , X_2 și X_5 se află în grupa 1 pentru că atomii lor au pe ultimul strat un electron;

b) elementul X_4 face parte din seria lantanidelor, iar elementul X_6 face parte din seria actinidelor, pentru că electronul lor distinctiv este plasat într-un substrat de tip f, 4f și respectiv 5f;

c) toate elementele au caracter metalic și generează ioni pozitivi;

d) elementele X_2 și X_5 pot forma numai ioni monovalenți (X^+);

e) toate elementele se află în perioade diferite.

2.35. Referitor la variația în perioadă a proprietăților periodice sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) într-o perioadă, energia de ionizare primară crește continuu fără variații de la grupa 1 la grupa 18;

b) considerând numai elementele din grupele principale, electronegativitatea crește continuu într-o perioadă de la grupa 1 la grupa 17;

c) considerând numai elementele din grupele principale, într-o perioadă de la stânga la dreapta, scade caracterul metalic și crește

caracterul nemetalic;

d) considerând numai elementele din grupele principale, razele atomice scad continuu într-o perioadă de la grupa 1 la grupele 16, 17 și cresc la grupa 18;

e) considerând numai elementele din grupele principale, într-o perioadă de la stânga la dreapta, scade tăria bazelor și crește tăria hidracizilor.

2.36. Se consideră elementele din perioada 3: ^{11}Na , ^{13}Al , ^{15}P , ^{17}Cl , ^{18}Ar . Referitor la aceste elemente este incorectă afirmația:

a) dintre aceste elemente, argonul are cea mai mare energie de ionizare primară;

b) dintre aceste elemente, clorul are cea mai mică rază atomică;

c) dintre aceste elemente, sodiu are cea mai mică electronegativitate;

d) caracterul electronegativ crește în ordinea: $\text{P} < \text{Cl} < \text{Ar}$;

e) caracterul electropozitiv crește în ordinea: $\text{Al} < \text{Na}$.

2.37. Referitor la variația în grupă a proprietăților periodice este incorectă afirmația:

a) în grupa 17, razele atomice și razele ionilor negativi cresc de sus în jos;

b) în grupa 15, caracterul nemetalic și electronegativitatea cresc de jos în sus;

c) în grupa 12, caracterul metalic crește de sus în jos;

d) în grupa 2, de sus în jos scade energia de ionizare primară și electronegativitatea și crește caracterul metalic;

e) în grupa 14, de sus în jos, caracterul acido-bazic al oxizilor variază de la oxizi acizi la oxizi cu caracter amfoter.

2.38. Se consideră elementele din grupa 2: ^{12}Mg , ^{20}Ca , ^{56}Ba .

Referitor la aceste elemente este incorectă afirmația:

a) atomii acestor elemente au 2 electroni în substratul s al ultimului strat;

b) atomii acestor elemente nu au orbitali monoelectronici;

c) în ordinea: $\text{Mg} < \text{Ca} < \text{Ba}$ cresc: caracterul metalic și raza atomică;

d) în ordinea: $Ba < Ca < Mg$ cresc: energia de ionizare primară și electronegativitatea;

e) aceste elemente pot avea numerele de oxidare 0 și -2.

2.39. Se consideră elementele: 7N , ${}^{15}P$, ${}^{33}As$.

Referitor la aceste elemente este corectă afirmația:

a) aceste elemente se află în grupa 5;

b) energia de ionizare primară scade în ordinea: $As > P > N$;

c) aceste elemente au $NO = -3$ în compușii cu metalele și în compușii cu hidrogenul;

d) pentru fiecare element, raza ionului (X^{3-}) este mai mică decât raza atomului;

e) electronegativitatea, caracterul nemetalic și tăria oxoacizilor cresc în ordinea: $N < P < As$.

2.40. Se consideră elementele: Rb ($P=5$, $G=1$), Ca ($P=4$, $G=2$), Sc ($P=4$, $G=3$), Al ($P=3$, $G=13$).

Referitor la aceste elemente nu este corectă afirmația:

a) caracterul metalic crește în ordinea: $Al < Sc < Ca < Rb$;

b) razele atomice cresc în ordinea: $Al < Sc < Ca < Rb$;

c) electronegativitatea crește în ordinea: $Rb < Ca < Sc < Al$;

d) razele ionilor cresc în ordinea: $Rb^+ < Ca^{2+} < Sc^{3+} < Al^{3+}$;

e) elementele: Rb, Ca, Sc, Al se află în grupe diferite.

2.41. Se consideră elementele chimice: Se ($P=4$, $G=16$), S ($P=3$, $G=16$), Cl ($P=3$, $G=17$), F ($P=2$, $G=17$).

Referitor la aceste elemente este corectă afirmația:

a) caracterul nemetalic crește în ordinea: $Se < Cl < S < F$;

b) electronegativitatea și caracterul electronegativ cresc în ordinea: $Se < S < Cl < F$;

c) dintre aceste elemente, fluorul este elementul care are cel mai mare număr de oxidare în compușii cu oxigenul;

d) constantele de aciditate (vezi paragraful 7.2) ale hidracizilor acestor elemente cresc în ordinea: $H_2Se < H_2S < HCl < HF$;

e) toate elementele au aceeași valență față de metale.

2.42. Este incorectă afirmația:

a) în perioada 3, valența metalelor crește de la stânga la dreapta;

b) în perioada 3, valența nemetalelor în compușii cu metalele și hidrogenul crește de la dreapta la stânga;

c) în perioada 3, numerele de oxidare maxime ale nemetalelor în compușii cu oxigenul scad de la stânga la dreapta;

d) în grupa 17, valența nemetalelor față de metale este aceeași;

e) valența metalelor din grupele 2 și 12 este egală cu cifra unităților din numărul grupei.

2.43. Este corectă varianta:

a) electrovalența metalelor și electrovalența nemetalelor cresc în perioadă de la stânga la dreapta;

b) electrovalența metalelor din grupa 1 este egală ca mărime cu electrovalența nemetalelor din grupa 17;

c) nemetalele din aceeași grupă au aceeași electrovalență;

d) electrovalența metalelor crește în perioadă de la stânga la dreapta, iar electrovalența nemetalelor scade în perioadă de la stânga la dreapta;

e) sunt corecte variantele a, b, c.

2.44. O probă dintr-un metal X cu masa de 16 g cedează $4,8176 \cdot 10^{23}$ electroni. Masa molară a metalului este de 2,5 ori mai mare decât masa de metal considerată.

Referitor la metalul X este incorectă afirmația:

a) sarcina electrică relativă a ionului metalului X este de +2;

b) metalul X se poate afla în grupa 2;

c) metalul X are electrovalența +2;

d) oxidul metalului X are formula chimică XO_2 ;

e) metalul X are $NO = +2$ în compușii XSO_4 , XCl_2 , H_2X .

2.45. Sarcina electrică reală a 0,5 mol de ioni ai elementului X este $+144528 \text{ C}$ ($q_p =$



+1,6·10⁻¹⁹ C). Referitor la elementul X este corectă varianta:

- a) ionul elementului X este de tipul X³⁺;
- b) elementul X este un metal ce se poate afla în grupa 13 sau în grupa 3;
- c) elementul X are electrovalența +3 și numărul de oxidare +3;
- d) 1 mol de atomi din elementul X cedează 18066·10²⁰ electroni;
- e) toate variantele sunt corecte.

2.46. Referitor la nemetalele din grupa 17 este incorectă afirmația:

- a) toate au electrovalența -1 și numărul de oxidare în compușii cu metalele -1;
- b) toate au covalența maximă față de oxigen 7;
- c) formează cu metalele care au electrovalența +3 compuși de forma MeX₃, X fiind un nemetal din grupa 17;
- d) caracterul electronegativ, electronegativitatea și energia de ionizare primară scad în grupă de sus în jos;
- e) toate au covalența față de hidrogen 1.

2.47. Referitor la ${}^{32}_{16}\text{S}$ este incorectă afirmația:

- a) sarcina electrică nucleară reală a unui atom de sulf este +256·10⁻²⁰ C ($q_{p^+}=+1,6\cdot 10^{-19}\text{C}$);
- b) elementul se află în aceeași perioadă cu al treilea gaz nobil și în grupa al cărui număr este cu 2 unități mai mic decât numărul grupei

în care se află gazele nobile;

- c) 1 mol de atomi de sulf acceptă 12,044·10²³ electroni;
- d) electrovalența sulfurii, numărul de oxidare al sulfurii în compușii cu metalele și numărul de oxidare al sulfurii în compusul cu hidrogenul au fiecare valoarea -2;
- e) oxidul în care sulfurii are covalența maximă față de oxigen este SO₂.

2.48. O cantitate de 1,5 mol dintr-un element X din perioada 2 pune în comun cu oxigenul 36,132·10²³ electroni, formând un oxid în care valența elementului X față de oxigen este maximă.

Referitor la elementul X este corectă varianta:

- a) X este elementul față de care se definește unitatea atomică de masă;
- b) elementul X se află în aceeași grupă principală cu metalele care pot genera cationi de tipul E⁴⁺;
- c) elementul X are covalența față de hidrogen 4 și covalența față de oxigen 2 și 4 și formează compuși covalenți cu formula XH₄, XO și XO₂;
- d) elementul X are caracter electropozitiv, formând cu ușurință ioni X⁴⁺, dar și caracter electronegativ, formând cu ușurință ioni X⁴⁻;
- e) sunt corecte variantele a, b, c.



Teste tip

2.49. Știind că în 0,5 mol de atomi dintr-un element chimic X se află 63,231·10²³ electroni, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) elementul X se află în perioada 4;
- b) elementul X se află în grupa 2;
- c) elementul X formează cationi trivalenți (X³⁺) izoelectronici cu ${}_{18}\text{Ar}$.

2.50. Elementele chimice X₁, X₂ și X₃ formează ionii izoelectronici X₁²⁺, X₂³⁺, X₃⁴⁺

cu configurația electronică: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) elementele X₁, X₂ și X₃ se află în perioada 4;
- b) elementele X₁, X₂ și X₃ se află în trei grupe secundare consecutive;
- c) în X₁Cl₂, (X₂)₂O₃, Cs₂[X₃F₆] se află ionii X₁²⁺, X₂³⁺ și respectiv X₃⁴⁺.

2.51. Sarcina electrică relativă a unui ion izoelectronic cu gazul nobil din perioada 2 este -2. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) elementul chimic care formează ionul considerat se află în grupa 16 și perioada 2 și este oxigenul;

..... b) în 200 g de MgO se află $30,11 \cdot 10^{23}$ ioni O^{2-} care conțin $30,11 \cdot 10^{24}$ electroni;

..... c) valența maximă a oxigenului este 6, numeric egală cu cifra unităților din numărul 16, numărul grupei.

2.52. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) elementele chimice din aceeași grupă pot avea: aceeași valență, ioni cu aceeași sarcină electrică, aceeași formulă generală pentru bazele sau pentru hidracizii lor;

..... b) elementele chimice din aceeași perioadă pot avea aceeași rază atomică;

..... c) elementele chimice cu același caracter chimic au aceeași electronegativitate.

2.53. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) considerând numai elementele chimice din grupele principale, de la stânga la dreapta într-o perioadă cresc: numărul de oxidare al metalelor, numărul de oxidare al nemetalelor în compușii cu metalele și hidrogenul și numărul de oxidare maxim al nemetalelor în compușii cu oxigenul;

..... b) cu unele excepții, elementele chimice din aceeași grupă au aceleași numere de oxidare;

..... c) ca și numărul atomic, numărul de oxidare este o mărime fizică ce nu variază periodic.

2.54. Consultați tabelul periodic și pentru elementele chimice: P, N, O, F apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) caracterul nemetalic și electronegativitatea scad în ordinea $P > N > O > F$;

..... b) razele ionice scad în ordinea: $P^{3-} > N^{3-} > O^{2-} > F^{-}$;

..... c) dintre P, N, O, F cea mai mare rază atomică o are azotul.

2.55. Consultați tabelul periodic și pentru elementele chimice Ca, Sc, Ti, Rb, Sr, Cs, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în ordinea Ti, Sc, Ca, Sr, Rb, Cs crește caracterul metalic și scade electronegativitatea;

..... b) ionul Cs^{+} are raza cea mai mare, iar ionul Ti^{4+} are raza cea mai mică;

..... c) ionii Ca^{2+} , Sc^{3+} , Ti^{4+} au aceeași rază, având aceeași configurație electronică.

2.56. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) 18 g de aluminiu cedează același număr de electroni ca și 16 g de oxigen sau 32 g de sulf;

..... b) electronii cedați de 18 g de aluminiu pot fi acceptați de 2 mol de atomi de fluor;

..... c) sarcina electrică a ionilor generați de 18 g de aluminiu este aceeași cu sarcina electrică a 2 mol de ioni de sulf.

2.57. Consultați tabelul periodic și apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) cationii: Ge^{4+} , Ga^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{+} sunt izoelectronici și au trei straturi complet ocupate cu electroni;

..... b) numai ionii Cl^{-} , K^{+} și Ca^{2+} sunt izoelectronici cu atomul gazului nobil din perioada 3;

..... c) speciile chimice (atomi sau ioni) care au configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6$ sunt: C^{4-} , N^{3-} , O^{2-} , F^{-} , Ne, Na^{+} , Mg^{2+} , Al^{3+} , Si^{4+} .

2.58. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în ordinea: $Ba(OH)_2 > Ca(OH)_2 > Mg(OH)_2 > Al(OH)_3$ scade tăria acestor baze;

..... b) în ordinea: $H_3PO_4 > H_2SO_4 > HClO_4$ scade tăria acestor oxoacizi;

..... c) în ordinea: $HBr > HCl > H_2S$ scade tăria acestor hidracizi.

2.59. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) masa atomică crește continuu fără variații, considerând înșiruirea elementelor



chimice în ordinea crescătoare a numărului atomic;

..... b) numărul atomic, numărul de masă și numărul de oxidare variază periodic;

..... c) numai caracterul metalic și caracterul nemetalic reprezintă proprietățile periodice ale elementelor chimice.

2.60. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) $12,044 \cdot 10^{23}$ electroni pot fi cedați de fiecare dintre următoarele cantități: 40 g de calciu, 18 g de aluminiu, 46 g de sodiu;

..... b) fiecare dintre următoarele cantități: 96 g de sulf, 114 g de fluor, 28 g de azot acceptă același număr de electroni;

..... c) un amestec echimolecular de pilitură de aluminiu și pilitură de zinc cu masa de 27,6 g poate să cedeze 1,5 mol de electroni.

Stări de agregare. Rețele cristaline. Legături chimice și interacțiuni intermoleculare

3.1. Stări de agregare. Rețele cristaline.

Particulele componente ale substanțelor (atomi, ioni, molecule) se află într-o continuă mișcare, iar între ele se exercită interacțiuni.

Particulele posedă energie cinetică fiind particule în mișcare și energie potențială datorită interacțiunilor dintre ele.

La temperaturi mici, energia cinetică a particulelor este mai mică, mișcările lor sunt limitate și distanțele dintre ele sunt mai mici.

La temperaturi mari, energia cinetică a particulelor crește, mișcările lor devin complexe, iar distanțele dintre ele sunt mai mari.

Interacțiunile dintre particule și mișcările acestora sunt caracteristice fiecărei stări de agregare.

• Substanțele în **stare solidă** au următoarele caracteristici:

- particulele componente ale solidelor au energia cinetică cea mai mică în comparație cu energia lor în celelalte stări de agregare;
- interacțiunile dintre particule sunt cele mai mari;
- particulele se află în poziții bine determinate, în jurul cărora efectuează mișcări de vibrație;
- spațiile dintre particule nu se modifică și solidele nu se pot comprima;
- solidele au volum propriu și formă proprie.

După gradul de ordonare a particulelor componente, solidele pot fi cristaline sau amorse.

În **solidele cristaline**, particulele componente sunt aranjate ordonat, formând structuri spațiale numite **rețele cristaline**. Cea mai simplă porțiune dintr-o rețea cristalină care prin multiplicare conduce la refacerea cristalului se numește celulă elementară. Prin urmare, o rețea cristalină se compune dintr-o succesiune de celule elementare, identice între ele, repetându-se la infinit. Celula elementară este un corp geometric (un poliedru) având ca elemente definitorii fețe plane, laturi și vârfuri (noduri). De exemplu, în rețeaua cristalină a clorurii de sodiu, celula elementară este un cub.

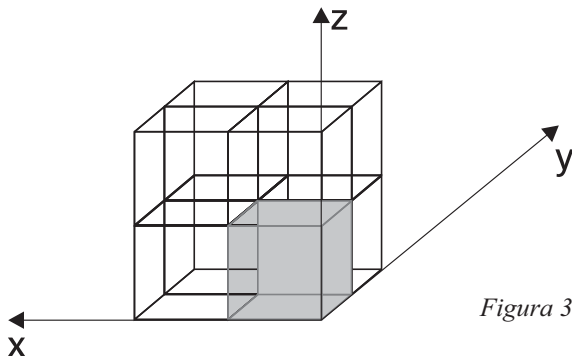


Figura 3.1.



REȚINEȚI

Substanțele cristaline adoptă 7 sisteme cristalografice: cubic, pătratic, rombic, monoclinic, triclinic, romboedric, hexagonal. Cristalele pot avea forme exterioare diferite pentru același sistem cristalografic (același tip de poliedru elementar). Tipul de sistem cristalografic adoptat de o substanță este determinat de natura particulelor (atomi, ioni, molecule), de volumul lor, de raportul numeric dintre ele și de natura interacțiunilor dintre particule.

În funcție de natura particulelor care se află în nodurile rețelei cristaline și de interacțiunile dintre aceste particule, se cunosc patru tipuri de rețele cristaline (tabelul 3.2.).

Tabelul 3.2.

Tip de rețea cristalină	Natura particulelor din nodurile rețelei	Natura interacțiunilor dintre particule
rețea ionică	ioni	atracție electrostatică puternică
rețea atomică sau covalentă	atomi de nemetal	legătură covalentă
rețea metalică	atomi de metal	legătură metalică
rețea moleculară	molecule	interacțiuni intermoleculare (forțe de dispersie, forțe dipol - dipol, legături de hidrogen)

Substanțele cristaline se topesc la temperaturi bine determinate, specifice fiecărei substanțe.

Exemple: H_2O (p.t. = 0°C), NaCl (p.t. = 801°C).

Substanțele solide amorfe sunt alcătuite din particule cu dimensiuni mari (macromolecule, macroioni). Aceste particule nu se pot așeza ordonat și au energie mai mare. Pentru că energia particulelor din solidele cristaline este minimă, starea cristalină este cea mai stabilă și mai răspândită decât starea amorfă.

Substanțele amorfe nu au punctul de topire fix, ci un domeniu de temperaturi în care mai întâi se înmoaie și apoi se topesc.

Câteva substanțe amorfe sunt: sticla, cauciucul, masele plastice, ceara, săpunul.

• Substanțele în **stare lichidă** se caracterizează prin:

- particulele componente ale lichidelor au energii cinetice mai mari decât în starea solidă;
- între particule se exercită forțe de atracție apreciabile, dar mai mici decât în starea solidă;
- spațiile dintre particule nu se modifică și lichidele nu se pot comprima;
- mobilitatea particulelor este mai mare decât în starea solidă, particulele efectuând mișcări de vibrație, de rotație și de translație (de alunecare una pe lângă alta);
- lichidele au volum propriu, curg și nu au formă proprie.

Substanțele pure în stare lichidă se caracterizează printr-un punct de fierbere fix.

Exemple: H_2O (p.f. = $+100^\circ\text{C}$), alcool etilic (p.f. = $+78,4^\circ\text{C}$).

• Substanțele în **stare gazoasă** se caracterizează prin:

- în gaze, particulele nu mai interacționează între ele sau interacționează slab, aceste atracții fiind practic neglijabile;
- energia cinetică a particulelor este mai mare decât în starea lichidă;
- particulele unui gaz au un grad mare de libertate și se mișcă rectiliniu și uniform între ciocniri, se ciocnesc între ele și de peretele vasului descriind o traiectorie în zigzag;
- spațiile dintre particule se modifică continuu;
- gazele nu au volum propriu și formă proprie și se pot comprima.

• În stare de **plasmă**, substanțele sunt constituite din particule ionizate, din electroni și din particule neutre. Energia cinetică a particulelor este foarte mare. Temperaturile sunt foarte mari (10^8K în interiorul stelelor, 10^6K în plasma fierbinte, 10^3K în ionosferă). În stele, fulgere, flăcări se află substanțe în stare de plasmă. Plasma este cea mai răspândită stare de agregare din Univers.

3.2. Legături chimice

Legăturile chimice sunt interacțiuni puternice care se stabilesc între atomi cu participarea electronilor de valență.

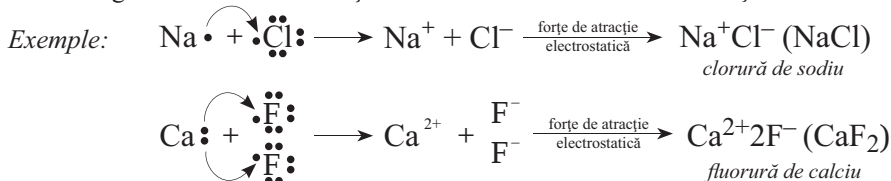
Se cunosc trei tipuri de legături chimice, diferențiate între ele prin modul de realizare: legătura ionică, legătura covalentă, legătura metalică.



3.2.1. Legătura ionică. Rețele ionice

• **Legătura ionică** se realizează prin transfer de electroni de la atomii elementului cu caracter metalic pronunțat la atomii elementului cu caracter nemetalic pronunțat și prin stabilirea forțelor de atracție electrostatică între ionii de semn contrar formați.

Legătura ionică se stabilește între elementele care au o diferență mare de electronegativitate.



• Reacțiile de obținere a compuşilor ionici din atomii liberi sunt reacții exoterme. Ionizarea atomilor de metal are loc cu absorbție de energie (energia de ionizare), iar ionizarea atomilor de nemetal poate fi un proces exoterm sau endoterm (afinitate pentru electroni). Stabilirea atracției electrostatice între ionii de semn contrar formați în urma schimbului de electroni are loc cu degajare de energie (energia de rețea). Bilanțul energetic, adică suma dintre energiile absorbite și energiile degajate, indică o reacție exotermă (vezi pag. 355).

- Un atom trece în stare ionică cu atât mai ușor cu cât:
 - configurația electronică realizată este mai stabilă;
 - sarcina ionului este mai mică;
 - raza ionică este mai mare pentru cation și mai mică pentru anion.

• Sunt substanțe ionice: unii oxizi de metal (ex.: Na_2O , CaO , Al_2O_3), cele mai multe baze de tipul $\text{M}(\text{OH})_n$ (ex.: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$), sărurile (ex.: NaCl , AgNO_3 , NH_4Cl).

• Cationii și anionii unei substanțe ionice se atrag electrostatic între ei și se apropie până la o distanță minimă permisă de repulsiile dintre învelișurile lor electronice. Fiecare ion tinde să se înconjoare de un număr maxim de ioni de semn opus, dispuși la o distanță minimă la care se echilibrează forțele de atracție dintre ionii de semn opus cu forțele de repulsie dintre învelișurile electronice ale ionilor. Nu se formează molecule ci rețele ionice în care ionii sunt dispuși ordonat în nodurile rețelei, alternând ionii pozitivi cu ionii negativi.

Numărul de ioni de semn contrar cu care se înconjoară la distanță minimă un ion se numește număr de coordinație.

De exemplu, în cristallul de clorură de sodiu (vezi figura 3.3.), fiecare ion Na^+ este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Cl^- și, invers, fiecare ion Cl^- este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Na^+ și numărul de coordinație este 6.

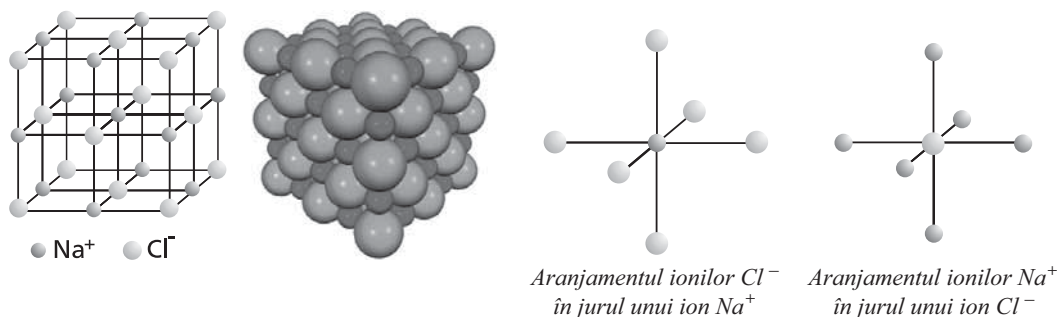


Figura 3.3. Structura cristalului de clorură de sodiu

Într-un cristal ionic, numărul de sarcini electrice pozitive este egal cu numărul de sarcini electrice negative și cristalul ionic este neutru din punct de vedere electric.

Legătura ionică nu este dirijată în spațiu, se manifestă în toate direcțiile.

- Pentru că substanțele ionice nu sunt alcătuite din molecule, formula chimică indică raportul dintre numărul de cationi și anioni din cristal. De exemplu, formula chimică CaF_2 arată că, în cristalul de fluorură de calciu, unui ion Ca^{2+} îi corespund doi ioni F^- .

- Legătura ionică determină principalele **proprietăți ale substanțelor ionice**.

Legătura ionică este o legătură relativ puternică și pentru a învinge atracția electrostatică dintre ionii de semn contrar, se consumă o cantitate mare de energie. De aceea, substanțele ionice sunt solide la temperatura obișnuită și au puncte de topire relativ ridicate (de la câteva sute spre 2000°C).

Atracția electrostatică ($F_e = K \cdot Q_1 \cdot Q_2 : r^2$) crește cu creșterea sarcinii electrice a ionilor (Q_1, Q_2) și scade cu creșterea distanței dintre ioni (r), altfel spus, cu creșterea volumului ionilor. Atracții electrostatice mai puternice determină puncte de topire mai mari. Prin urmare, punctele de topire ale substanțelor ionice cresc cu creșterea sarcinii electrice a ionilor și scad cu creșterea volumului ionilor.

Exemple: NaF (p.t. = +997°C); MgF_2 (p.t. = +1266°C), AlF_3 (p.t. = +1990°C)

NaF (p.t. = +997°C), KF (p.t. = +880°C), RbF (p.t. = +775°C), CsF (p.t. = +684°C)

Substanțele ionice sunt solubile în apă (solvent polar), între ioni și moleculele apei se stabilesc interacțiuni ion - dipol (vezi pag. 104) și insolubile în solvenții nepolari.

Cristalele ionice sunt casante. Sub acțiunea unor forțe exterioare, planele de ioni se deplasează ajungând față în față ionii de același semn, între care se manifestă forțe de repulsie ce duc la spargerea cristalului.

În stare solidă, substanțele ionice nu conduc curentul electric pentru că ionii nu se pot deplasa în cristal. În soluție sau în topitură, ionii se pot mișca și sub acțiunea câmpului electric pot migra spre electrozi și în aceste condiții substanțele ionice pot conduce curentul electric (vezi paragraful 10.6).

3.2.2. Legătura covalentă. Rețele atomice

- **Legătura covalentă** se realizează prin punere în comun de electroni.

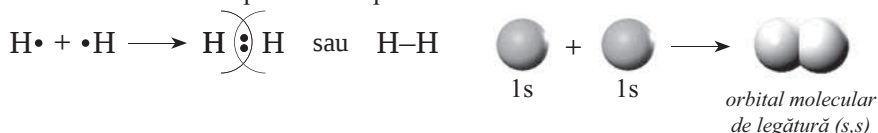
Prin întrepătrunderea a doi orbitali atomici, câte unul de la fiecare atom între care se stabilește legătura covalentă, se formează un orbital molecular de legătură. Ca și orbitalul atomic, orbitalul molecular de legătură poate fi ocupat cu maximum doi electroni de spin opus. De aceea, la realizarea unei legături covalente pot participa:

- doi orbitali atomici monoelectronici;
- un orbital atomic dielectronic și un orbital atomic neocupat cu electroni (cazul legăturii covalente coordinative, vezi pag. 72).

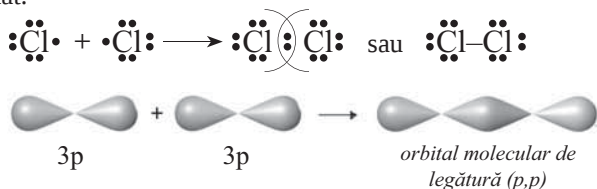


Prin urmare, atomii pun în comun electronii necuplați (neîmperechiați). Perechea de electroni pusă în comun poate fi reprezentată printr-o liniuță, numită covalență.

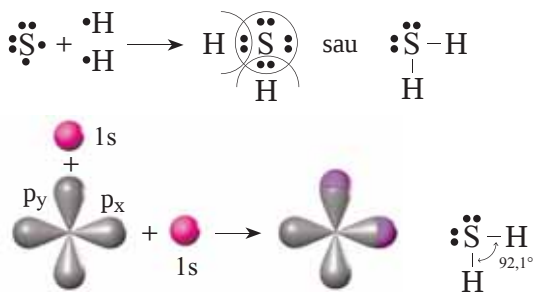
Exemple: Atomii de hidrogen (${}_1\text{H}: 1s^1$) participă la realizarea legăturii covalente cu orbitalii $1s$ monoelectronici. Pentru reprezentarea procesului se folosesc simboluri Lewis.



Atomii de clor (${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) participă la realizarea legăturii covalente din molecula de clor (Cl_2) cu orbitalul p monoelectronic din substratul $3p$, altfel spus, cu electronul necuplat.



Atomul de sulf (${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) are pe ultimul strat doi electroni necuplați, în doi orbitali $3p$, pe care îi poate pune în comun cu doi atomi de hidrogen, de care se leagă prin două legături covalente simple:



• Legătura covalentă este dirijată în spațiu, atomii unei molecule ocupând poziții rigide unul față de celălalt. Lungimea legăturii și unghiurile dintre covalențe sunt caracteristice fiecărei molecule (vezi anexa 7).

• După numărul de perechi de electroni ce sunt puși în comun între doi atomi, legătura covalentă poate fi:

- simplă (între cei doi atomi se pune în comun o pereche de electroni);
- dublă (între cei doi atomi se pun în comun două perechi de electroni);
- triplă (între cei doi atomi se pun în comun trei perechi de electroni).

Exemple:





• Orbitalii moleculari de legătură și covalențele corespunzătoare lor sunt de două tipuri: σ (sigma) și π (pi).

Orbitalul molecular de legătură σ se obține prin întrepătrunderea a doi orbitali atomici de-a lungul axei ce unește nucleele și permite rotirea atomilor în jurul legăturii (forma orbitalului σ nu se modifică în timpul rotirii).

Exemple de orbitali σ :



σ (s, s)
H-H



σ (p, s)
H-Cl



σ (p, p)
Cl-Cl



σ (h, s)
C-H



σ (h, h)
C-C

h = orbital hibrid

Orbitalul molecular de legătură π se obține prin întrepătrunderea laterală a doi orbitali p cu axele paralele. Forma orbitalului π nu permite rotirea atomilor în jurul legăturii.



Orbital molecular π :

Legătura covalentă simplă este o covalență σ , legătura covalentă dublă este formată dintr-o covalență σ și o covalență π , iar legătura covalentă triplă este formată dintr-o covalență σ și două covalențe π (vezi pag. 65 și 67).

• **Hibridizarea** reprezintă procesul de rearanjare a electronilor de pe ultimul strat în noi orbitali, orbitali hibridi, care au o nouă formă, o nouă energie și o nouă orientare în spațiu.

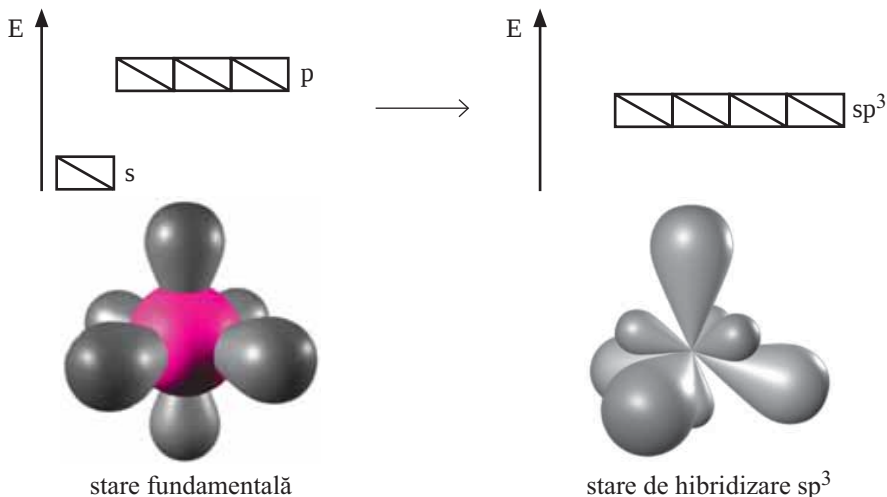
Participarea orbitalilor hibridi la realizarea legăturilor covalente asigură o distribuție în spațiu a orbitalilor moleculari de legătură la distanțe maxime și, în consecință, repulsii minime între norii electronici, conducând la formarea unor molecule stabile.



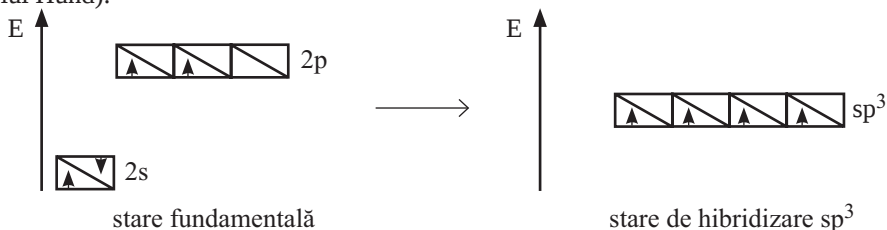
• **Hibridizarea sp^3** constă în combinarea unui orbital s cu trei orbitali p, combinare din care rezultă patru orbitali hibridi sp^3 care au:

- formă: bilobală cu un lob extins;
- energie: toți cei patru orbitali hibridi sp^3 au aceeași energie, mai mare decât energia orbitalului s și mai mică decât energia orbitalilor p;
- orientare: tetraedrică, unghiuri între axe de $109^\circ 28'$.

Orientarea tetraedrică reprezintă distribuția a patru axe la distanțe maxim posibile.

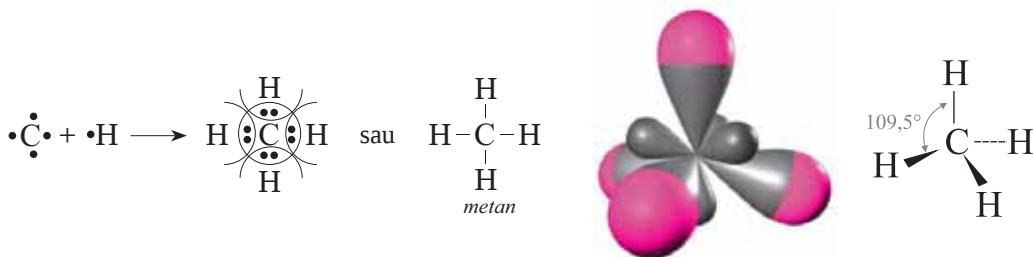


Carbonul (${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$) adoptă hibridizarea sp^3 , când își distribuie cei patru electroni de valență ($2s^2 2p^2$) în patru orbitali hibridi sp^3 egali ca energie, câte unul pe fiecare orbital (conform regulii lui Hund).

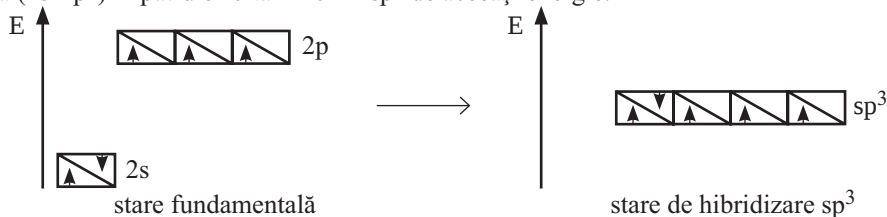


În stare de hibridizare sp^3 , atomul de carbon are patru orbitali hibridi sp^3 monoelectronici, cu care realizează patru legături covalente σ (covalențe simple) orientate tetraedric.

Exemplu:



Azotul (${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$) adoptă hibridizarea sp^3 , când își distribuie cei cinci electroni de valență ($2s^2 2p^3$) în patru orbitali hibridi sp^3 de aceeași energie.

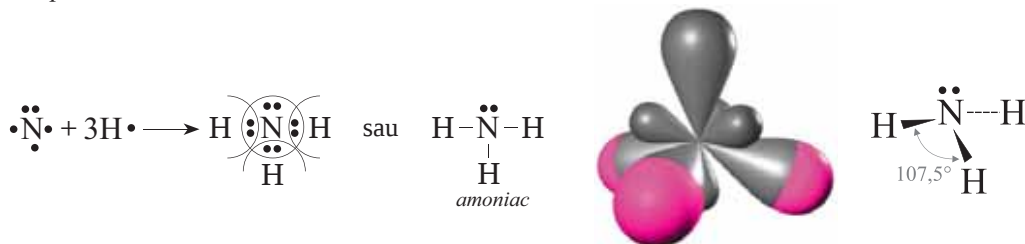




REȚINEȚI

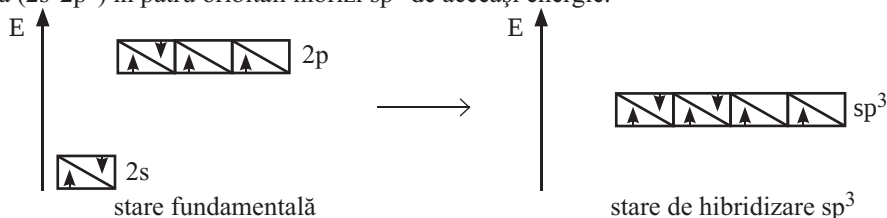
În stare de hibridizare sp^3 , atomul de azot are trei orbitali hibridi sp^3 monoelectronici, cu care realizează trei legături covalente σ (covalențe simple), și un orbital hibrid sp^3 dielectronic (o pereche de electroni neparticipanți la legătură).

Exemplu:



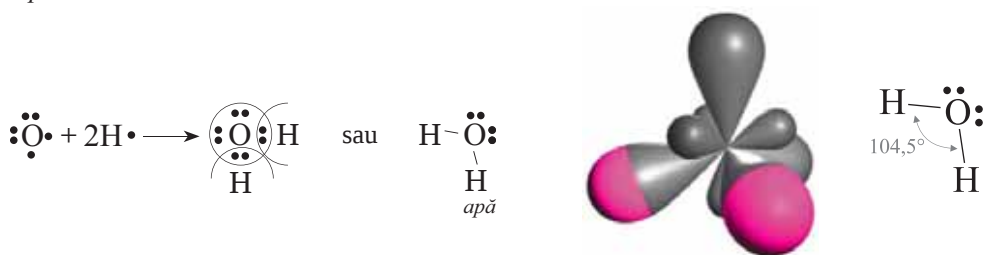
Orbitalul hibrid sp^3 dielectronic are un volum mai mic și, prin urmare, o densitate electronică mai mare decât orbitalul molecular σ (sp^3, s) al legăturii N-H. Repulsiile dintre acești orbitali determină o apropiere a orbitalilor moleculari, unghiul dintre covalențele N-H fiind de $107,3^\circ$.

Oxigenul ($8O: 1s^2 2s^2 2p^4$) adoptă hibridizarea sp^3 , când își distribuie cei șase electroni de valență ($2s^2 2p^4$) în patru orbitali hibridi sp^3 de aceeași energie.



În stare de hibridizare sp^3 , atomul de oxigen are doi orbitali hibridi sp^3 monoelectronici, cu care realizează două legături covalente σ (covalențe simple), și doi orbitali hibridi sp^3 dielectronici (două perechi de electroni neparticipanți la legătură).

Exemplu:



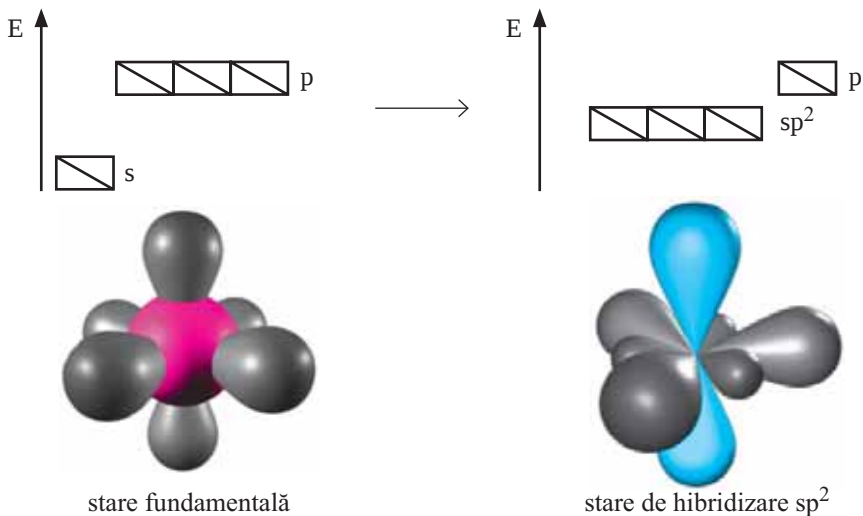
Repulsiile dintre orbitalii hibridi sp^3 dielectronici, cu densitate electronică mai mare, sunt mai mari decât repulsiile dintre orbitalii moleculari σ (sp^3, s) ai legăturilor O-H, cu densitate electronică mai mică. De aceea, ultimii se apropie în spațiu formând între ei un unghi de $104,5^\circ$.



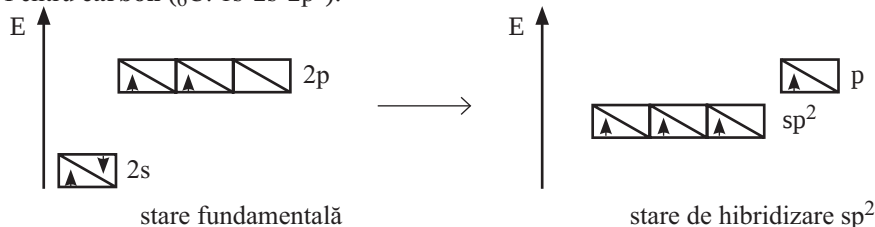
• **Hibridizarea sp^2** constă în combinarea unui orbital s cu doi orbitali p, combinare din care rezultă trei orbitali hibridi sp^2 care au:

- formă: bilobală cu un lob extins;
- energie: cei trei orbitali sp^2 au aceeași energie, mai mare decât energia orbitalului s și mai mică decât energia orbitalilor p;
- orientare: trigonală (orientare a trei axe la distanțe maxim posibile).

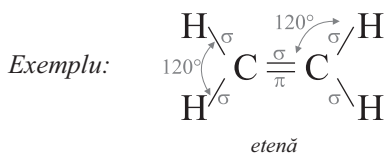
Axele orbitalilor hibridi sp^2 sunt coplanare, cu unghiuri între ele de 120° . Orbitalul p nehibridizat este perpendicular pe planul axelor orbitalilor sp^2 .



Pentru **carbon** (${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$):

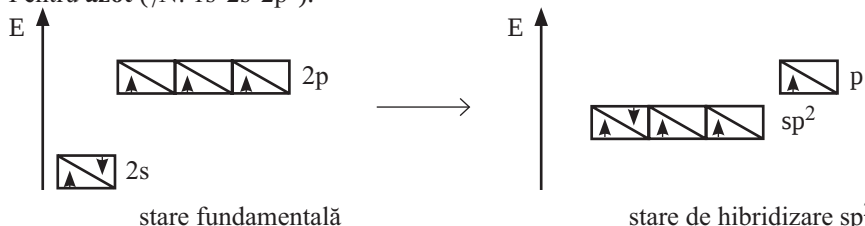


În stare de hibridizare sp^2 , atomul de carbon are trei orbitali hibridi sp^2 monoelectronici cu care realizează trei legături covalente σ și un orbital p monoelectronic cu care realizează o legătură π . Atomul de carbon hibridizat sp^2 se unește de alți atomi printr-o legătură dublă și două legături simple.



Legătura dublă este formată dintr-o legătură σ și o legătură π . În etenă, axele legăturilor σ sunt coplanare și au între ele unghiuri de 120° . Planul legăturii π este perpendicular pe planul axelor legăturilor σ .

Pentru **azot** (${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$):

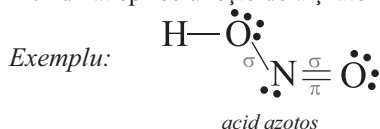


În stare de hibridizare sp^2 , atomul de azot are doi orbitali hibridi sp^2 monoelectronici cu

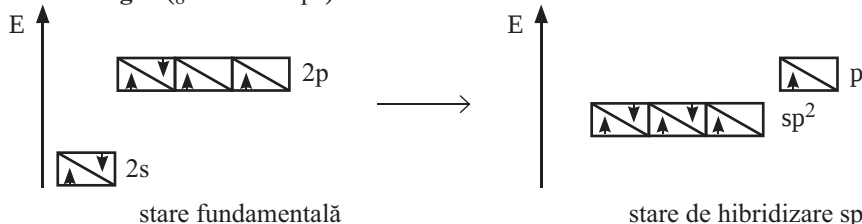


REȚINEȚI

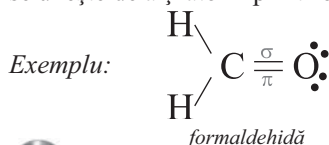
care realizează două legături σ , un orbital p monoelectronic cu care realizează o legătură π și un orbital sp^2 dielectronic (o pereche de electroni neparticipanți la legătură). Atomul de azot hibridizat sp^2 se unește de alți atomi printr-o legătură dublă și o legătură simplă.



Pentru **oxigen** ($8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$):



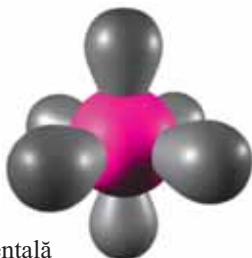
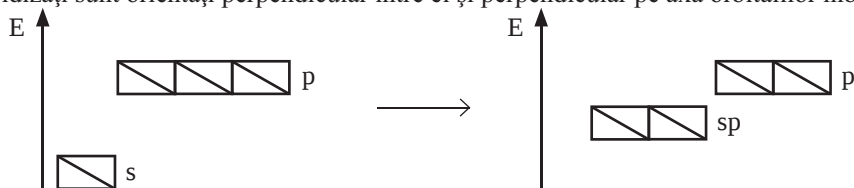
În stare de hibridizare sp^2 , atomul de oxigen are un orbital hibrid sp^2 monoelectronic cu care realizează o legătură σ , un orbital p monoelectronic cu care realizează o legătură π și doi orbitali sp^2 dielectronici (două perechi de electroni neparticipanți la legătură). Atomul de oxigen hibridizat sp^2 se unește de alți atomi printr-o legătură dublă.



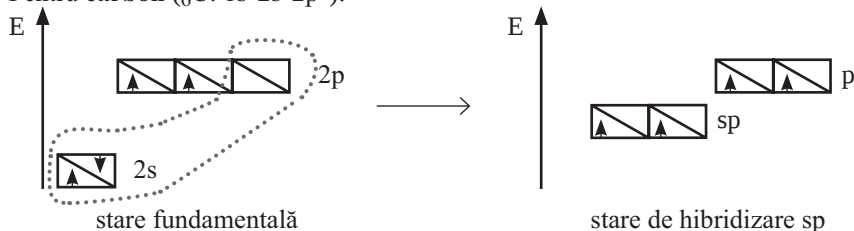
• **Hibridizarea sp** constă în combinarea unui orbital s cu un orbital p, combinare din care rezultă doi orbitali hibridi sp, care au:

- forma: bilobală cu un lob extins;
- energie: cei doi orbitali sp au aceeași energie, mai mare decât energia orbitalului s și mai mică decât energia orbitalilor p;
- orientare: digonală (orientarea a două axe la distanțe maxim posibile).

Axele orbitalilor hibridi sp sunt coliniare, au între ele un unghi de 180° . Cei doi orbitali p nehibridizați sunt orientați perpendicular între ei și perpendicular pe axa orbitalilor hibridi sp.



Pentru **carbon** (${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$):



În stare de hibridizare sp, atomul de carbon are doi orbitali hibridi sp monoelectronici cu care realizează două legături σ și doi orbitali p monoelectronici cu care realizează două legături π . Atomul de carbon hibridizat sp se unește de alți atomi printr-o legătură triplă și o legătură simplă sau prin două legături duble.

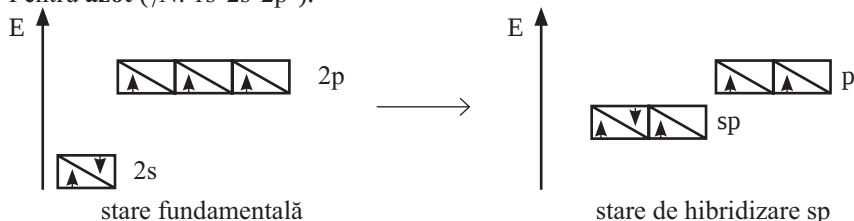
Exemple:



Legătura triplă este formată dintr-o legătură σ și două legături π .

În etină, axele legăturilor σ sunt coliniare și au între ele un unghi de 180° . Planele legăturilor π sunt perpendiculare între ele și au ca intersecție axa legăturilor σ .

Pentru **azot** (${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$):



În stare de hibridizare sp, atomul de azot are un orbital hibridizat sp monoelectronic cu care realizează o legătură σ , doi orbitali p monoelectronici cu care realizează două legături π și un orbital sp dielectronic (o pereche de electroni neparticipanți la legătură). Atomul de azot hibridizat sp se unește de alți atomi printr-o legătură triplă.

Exemple:



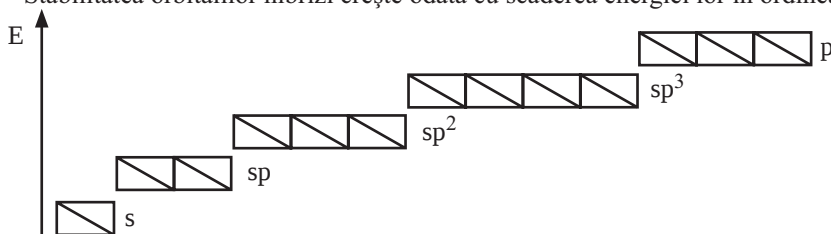
În tabelul 3.4. sunt indicate sintetic tipurile de hibridizări adoptate de atomii de carbon, azot, oxigen.



Tabelul 3.4.

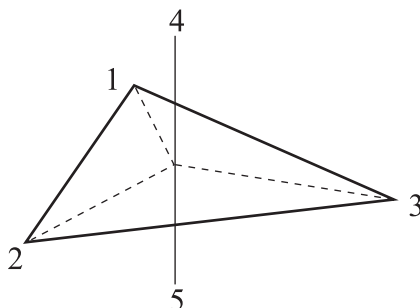
Hibridizare Elementul	sp^3	sp^2	sp
Carbon	4 leg. $\sigma \Rightarrow$ 4 leg. simple 	3 leg. $\sigma \Rightarrow$ 1 leg. dublă 1 leg. $\pi \Rightarrow$ 2 leg. simple 	2 leg. $\sigma \Rightarrow$ a) 1 leg. triplă 2 leg. $\pi \Rightarrow$ 1 leg. simplă —C≡ b) 2 leg. duble =C=
Azot	3 leg. $\sigma \Rightarrow$ 3 leg. simple 	2 leg. $\sigma \Rightarrow$ 1 leg. dublă 1 leg. $\pi \Rightarrow$ 1 leg. simplă 	1 leg. $\sigma \Rightarrow$ 1 leg. triplă 2 leg. $\pi \Rightarrow$:N≡
Oxygen	2 leg. $\sigma \Rightarrow$ 2 leg. simple 	1 leg. $\sigma \Rightarrow$ 1 leg. dublă 1 leg. $\pi \Rightarrow$:O=	—

- Stabilitatea orbitalilor hibrizi crește odată cu scăderea energiei lor în ordinea:

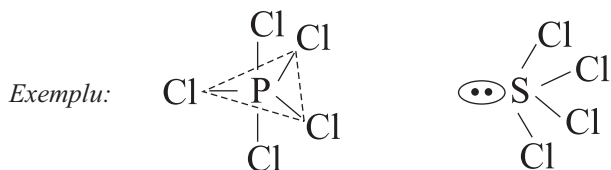


- **Hibridizarea sp^3d** generează cinci orbitali atomici hibrizi. Orbitalii hibrizi $sp^n d^m$ sunt orbitali tetralobali cu un lob mai mare decât ceilalți trei. Orbitalii hibrizi sp^3d sunt orientați cu lobi mai mari spre vârfurile unei piramide trigonale (schema 3.5.)

Schema 3.5.

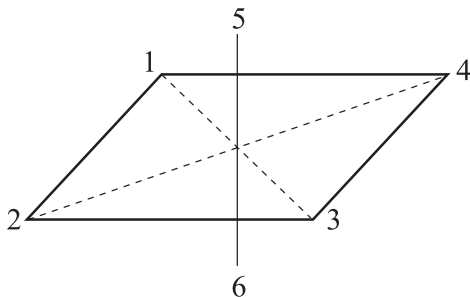


Trei orbitali sunt coplanari și orientați spre vârfurile triunghiului echilateral, iar ceilalți doi sunt coaxiali și orientați perpendicular pe planul triunghiului echilateral. Orbitalii coaxiali sunt mai favorabili realizării legăturilor covalente, iar orbitalii coplanari sunt mai favorabili pentru plasarea perechilor de electroni neparticipanți la legătură ai atomului.

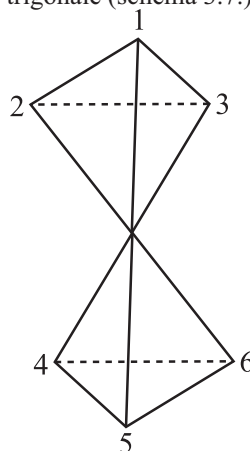


În PCl_5 fosforul este hibridizat sp^3d , în SCl_4 sulfurul este hibridizat sp^3d , iar în BrF_3 bromul este hibridizat sp^3d .

• **Hibridizarea sp^3d^2** generează șase orbitali atomici hibrizi, orientați cu lobi mai mari spre vârfurile unui octaedru (schema 3.6.) sau spre vârfurile unei prisme trigonale (schema 3.7.)



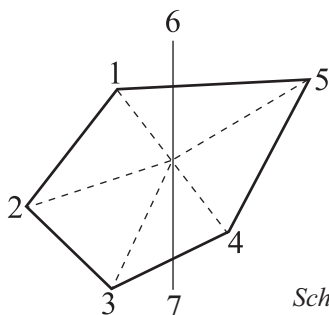
Schema 3.6.



Schema 3.7.

În SF_6 , sulfurul este hibridizat sp^3d^2 .

• **Hibridizarea sp^3d^3** generează șapte orbitali atomici hibrizi, cinci plasați coplanar și orientați spre vârfurile unui pentagon, iar alți doi orientați coaxial și perpendicular pe planul pentagonului (schema 3.8.).



Schema 3.8.

În IF_7 , iodul este hibridizat sp^3d^3 .

• Tăria unei legături covalente depinde de mai mulți factori și se poate aprecia prin valoarea **energiei de legătură** (vezi anexa 6).

Energia absorbită la desfacerea unei anumite legături dintr-un anumit compus reprezintă energia de disociere a legăturii. Aceeași cantitate de energie se degajă la formarea legăturii respective.

Energia de legătură pentru un anumit tip de legătură este media aritmetică a energiilor de disociere ale tuturor legăturilor de acest tip.



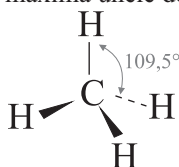
REȚINEȚI

Legătura este mai puternică cu cât energia de legătură este mai mare.

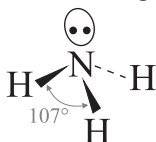
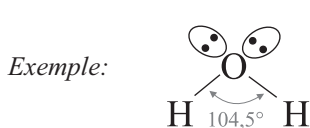
• **Lungimea** unei legături covalente (distanța de echilibru dintre cele două nuclee care se unesc) depinde de natura atomilor între care se stabilește legătura și scade în ordinea: simplă, dublă, triplă (vezi anexa 7).

• **Unghiul de valență** sau unghiul de legătură este unghiul cuprins între două covalențe. Mărimea acestui unghi și configurația geometrică a moleculei pot fi apreciate pe baza a patru reguli empirice.

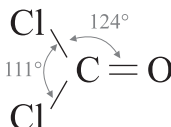
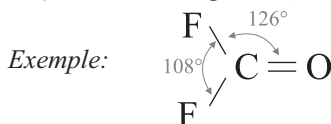
- Perechile de electroni din stratul de legătură al unui atom implicat într-o moleculă adoptă acea poziție care le permite să se afle la distanță maximă unele de altele.



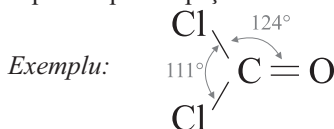
- O pereche de electroni neparticipanți la legătură ocupă pe suprafața unui atom un spațiu mai mare decât cel ocupat de o pereche de electroni de legătură.



- Spațiul ocupat pe suprafața unui atom de o pereche de electroni de legătură descrește cu creșterea electronegativității elementului.

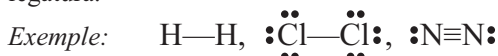


- Două perechi de electroni ai unei legături duble sau trei perechi de electroni ai unei legături triple ocupă un spațiu mai mare decât o pereche de electroni ai unei legături simple.



• **Legătura covalentă nepolară** se realizează între doi atomi de nemetal identici și se caracterizează prin faptul că electronii puși în comun aparțin în egală măsură celor doi atomi.

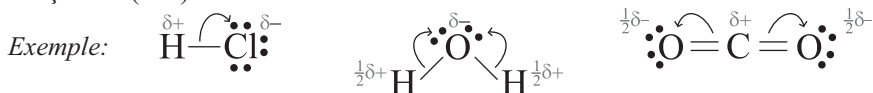
Altfel spus, densitatea norului electronic este simetric distribuită în orbitalul molecular de legătură.



• **Legătura covalentă polară** se realizează între atomi de nemetal cu electronegativități diferite și se caracterizează prin faptul că electronii puși în comun sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai mare.

Altfel spus, electronii nu sunt simetric distribuiți în orbitalul molecular de legătură, ci sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai mare unde se creează o densitate de electroni mai mare. Apar două centre (poli) cu densități electronice diferite, caracterizate prin sarcini electrice

fracționare ($\delta < 1$) de semn contrar.



Polaritatea unei legături covalente este mai mare cu cât diferența de electronegativitate dintre cele două elemente este mai mare.

Exemple: $\text{H}-\text{C}$ ($X_{\text{C}}-X_{\text{H}} = 2,5 - 2,1 = 0,4$) $\Rightarrow$ legătură practic nepolară

$\text{H}-\text{N}$ ($X_{\text{N}}-X_{\text{H}} = 3 - 2,1 = 0,9$) $\Rightarrow$ legătură polară

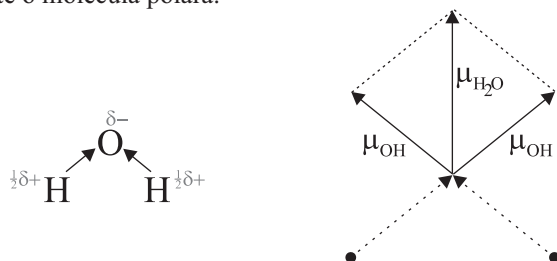
$\text{H}-\text{O}$ ($X_{\text{O}}-X_{\text{H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$) $\Rightarrow$ legătură puternic polară

Polarizarea unei legături covalente se măsoară prin mărimea fizică numită moment electric de dipol, definită după relația: $\mu = d \cdot \delta$, unde pentru o legătură covalentă $\text{A}^{\delta+}-\text{B}^{\delta-}$, δ este sarcina electrică fracționară, iar d este distanța dintre cele două nuclee (lungimea legăturii).

Momentul de dipol se măsoară în debye, notat cu D.

Momentul de dipol este o mărime vectorială. Vectorul moment de dipol este orientat pe axa legăturii de la centrul de sarcină pozitivă la centrul de sarcină negativă ($\text{A}^{\delta+} \rightarrow \text{B}^{\delta-}$).

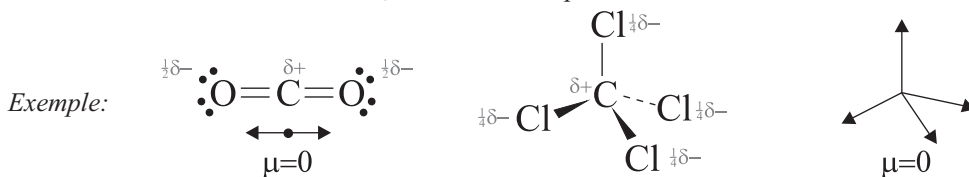
Prin compunerea vectorială a momentelor de dipol ale legăturilor covalente polare dintr-o moleculă se obține momentul de dipol al moleculei. De exemplu, momentul de dipol al moleculei de apă se obține prin compunerea momentelor de dipol ale legăturilor O-H, are valoare $\mu = 1,84\text{D}$, iar molecula de apă este o moleculă polară.



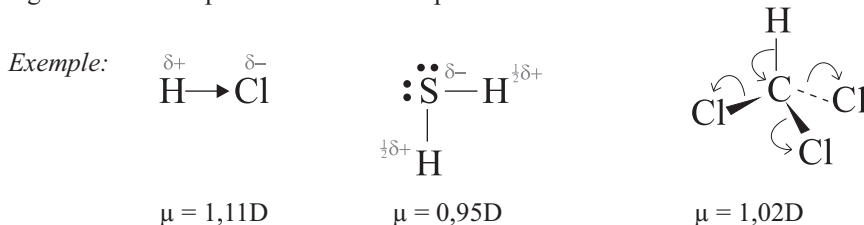
• Moleculele diatomice sau poliatomice în care atomii sunt uniți prin legături covalente nepolare sunt molecule nepolare. De exemplu, moleculele: H_2 , Cl_2 , P_4 , S_8 sunt molecule nepolare.

Sunt molecule nepolare și molecule poliatomice cu structură simetrică, în care atomii sunt uniți prin legături covalente polare.

Datorită simetriei moleculei, momentul de dipol rezultat este zero.



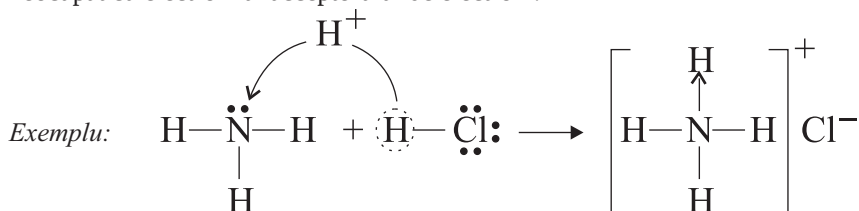
• Moleculele diatomice și moleculele poliatomice nesimetrice în care atomii sunt uniți prin legături covalente polare sunt molecule polare.



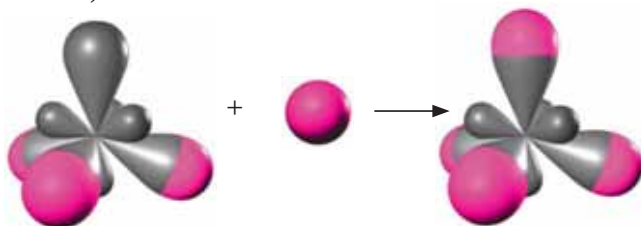


• **Legătura covalentă coordinativă** este legătura covalentă în care electronii puși în comun provin de la un singur atom. Atomul care pune în comun perechea de electroni se numește donor de electroni, iar celălalt atom care nu participă cu electroni la formarea legăturii se numește acceptor de electroni.

Orbitalul molecular de legătură corespunzător unei legături covalente coordinative se formează prin întrepătrunderea unui orbital dielectronic al donorului de electroni cu un orbital neocupat cu electroni al acceptorului de electroni.



Atomul de azot din amoniac are în stratul de valență o pereche de electroni neparticipanți la legătură care poate fixa ionul H^+ desprins, de exemplu, din molecula acidului clorhidric. Orbitalul molecular de legătură al legăturii covalente coordinative N—H se formează prin întrepătrunderea orbitalului dielectronic al atomului de azot (donorul de electroni) cu orbitalul 1s neocupat al ionului H^+ (acceptorul de electroni).



După formarea ionului amoniu (NH_4^+), nu mai există nicio diferență între cele patru legături covalente N—H. Sarcina electrică pozitivă a protonului (H^+) este distribuită pe întreg ionul poliatomic NH_4^+ și nu este localizată la un atom.

Legătura covalentă coordinativă este o legătură polară. Apare un deficit de electroni la donorul de electroni și o densitate electronică mărită la acceptorul de electroni, de exemplu $\text{N}^{\delta+}-\text{H}^{\delta-}$.

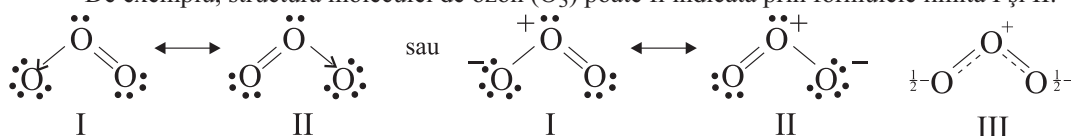
Legătura covalentă coordinativă se reprezintă printr-o săgeată orientată de la atomul donor de electroni la atomul acceptor de electroni ($\text{N} \rightarrow \text{H}$) sau prin sarcina „+” la atomul donor de electroni și sarcina „-” la atomul acceptor de electroni (N^+-H^-).

• Legătura ionică și legătura covalentă nepolară reprezintă doar cazuri limită.

În realitate, nu se cunoaște nici un compus în care legătura să fie 100% de un anumit tip. Legătura chimică poate fi, de exemplu, predominant ionică în NaF, CsF sau predominant covalentă în molecula Cl_2 . Legătura covalentă polară din molecula acidului clorhidric (HCl) face trecerea dintre legătura ionică și legătura covalentă nepolară.

• În multe cazuri, structura moleculei unei substanțe poate fi indicată prin mai multe formule structurale (formule limită), dar niciuna dintre aceste formule nu corespunde cu proprietățile moleculei.

De exemplu, structura moleculei de ozon (O_3) poate fi indicată prin formulele limită I și II.

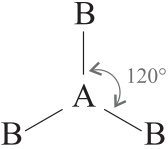
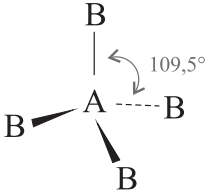
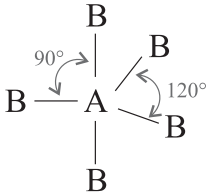
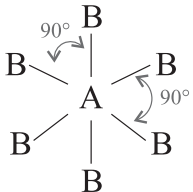
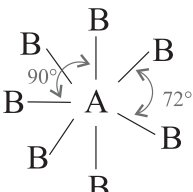


Fiecare formulă prevede o legătură simplă O—O cu lungimea de 1,48Å și o legătură dublă O=O cu lungimea de 1,21Å. În realitate, în molecula ozonului cele două legături oxigen - oxigen sunt identice și cu aceeași lungime (1,28Å).

Conceptul de rezonanță susține că structura reală a unei molecule este indicată de hibridul de rezonanță (structura III), care este structura obținută prin combinarea (suprapunerea) structurilor limită. Semnul care indică starea de rezonanță este săgeata dublă ($\leftrightarrow$).

• În funcție de natura și numărul atomilor componenți, moleculele fiecărei substanțe adoptă o anumită conformație. În tabelele 3.9. și 3.10. sunt indicate conformațiile moleculare de referință. Unele molecule au configurații moleculare apropiate de cele de referință.

Tabelul 3.9.

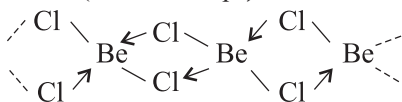
Denumirea conformației	Geometria moleculelor	Starea de hibridizare a atomului A
liniară (digonală) AB_2		sp
triunghiulară plană (plan trigonală) AB_3		sp^2
tetraedrică AB_4		sp^3
bipiramidă triunghiulară AB_5		sp^3d
octaedrică AB_6		sp^3d^2
bipiramidă pentagonală AB_7		sp^3d^3



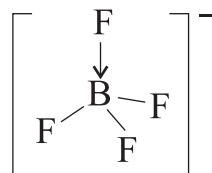
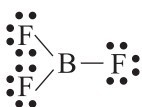
Denumirea conformației	Geometria moleculei	Unghiul de valență (UV) Starea de hibridizare (SH)	Exemple
liniară (digonală) AB_2		UV = 180° SH = sp	CO_2 (C-sp) $BeCl_2$ (Be-sp)
triunghiulară plană (plan trigonală) AB_3		UV = 120° SH = sp^2	BF_3 (B- sp^2) CO_3^{2-} (C- sp^2)
unghiulară AB_2E		UV $\approx 120^\circ$ SH = sp^2	$GeCl_2$ (Ge- sp^2)
tetraedrică AB_4		UV = $109^\circ 28'$ ($105,5^\circ$) SH = sp^3	CH_4 (C- sp^3) NH_4^+ (N- sp^3)
piramidă trigonală AB_3E		UV $< 109,5^\circ$ SH = sp^3	NH_3 (N- sp^3) SO_3^{2-} (S- sp^3)
unghiulară AB_2E_2		UV $< 109,5^\circ$ SH = sp^3	H_2O , OF_2 O_3 (O- sp^3) NO_2^- (N- sp^3)
bipiramidă triunghiulară AB_5		UV în plan ecuatorial = 120° UV între planul ecuatorial și covalența verticală = 90° SH = sp^3d	PCl_5 (P- sp^3d)
piramidă pătrată (conformație de bisfenoid) AB_4E		UV este variabil. Perechea de electroni E se plasează în planul ecuatorial. UV între planul ecuatorial și covalența verticală = 90° SH = sp^3d	SF_4 (S- sp^3d)



În stare solidă, apar structuri polimere în care covalențele σ ale beriliului sunt orientate tetraedric (hibridizare sp^3).

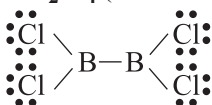


2. BF_3 (fluorură de bor)



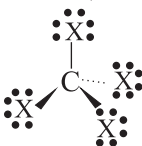
Molecula fluorurii de bor are o conformație trigonală, atomul de bor fiind hibridizat sp^2 . Ionul $[BF_4]^-$ are conformație tetraedrică, atomul de bor fiind hibridizat sp^3 .

3. B_2Cl_4 (tetraclorură de dibor)



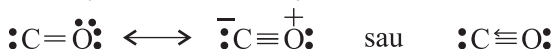
În stare solidă, molecula B_2Cl_4 este plană.

4. CF_4 (tetrafluorură de carbon), CCl_4 (tetraclorură de carbon).



Moleculele CX_4 au conformație tetraedrică, atomul de carbon fiind hibridizat sp^3 .

5. CO (monoxid de carbon)

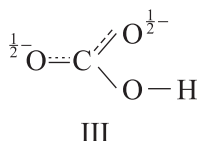
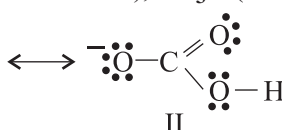
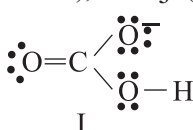
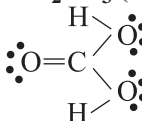


6. CO_2 (dioxid de carbon), C_3O_2 (suboxid de carbon)

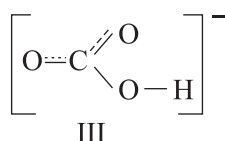


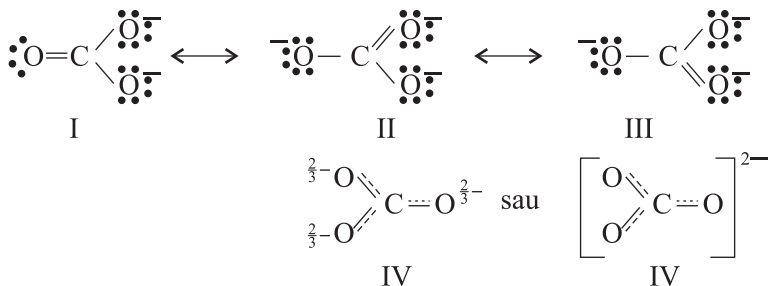
În molecula dioxidului de carbon și a suboxidului de carbon, atomul de carbon este hibridizat sp , iar atomii de oxigen sunt hibridizați sp^2 .

7. H_2CO_3 (acid carbonic), HCO_3^- (carbonat acid), CO_3^{2-} (carbonat neutru).

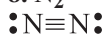


sau





8. N_2

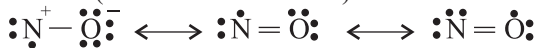


În molecula N_2 , atomul de azot este hibridizat sp .

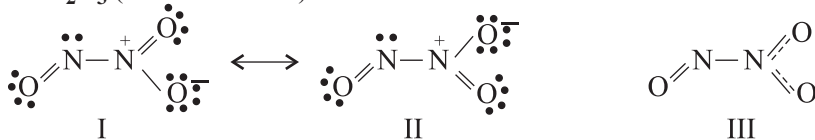
9. N_2O (monoxid de diazot)



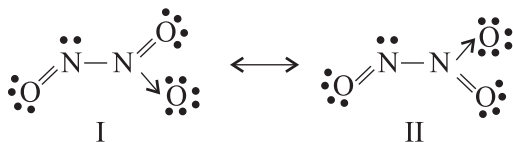
10. NO (monoxid de monoazot)



11. N_2O_3 (trioxid de diazot)

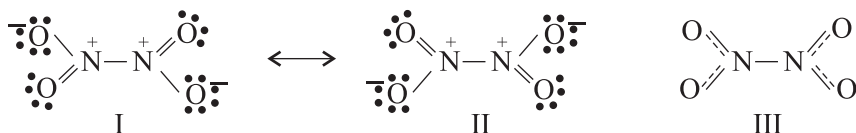
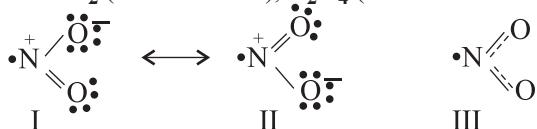


sau



Atomul de azot este hibridizat sp^2 .

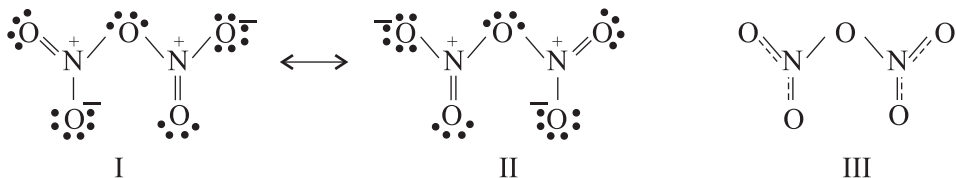
12. NO_2 (dioxid de azot), N_2O_4 (tetraoxid de diazot)



Atomul de azot este hibridizat sp^2 .

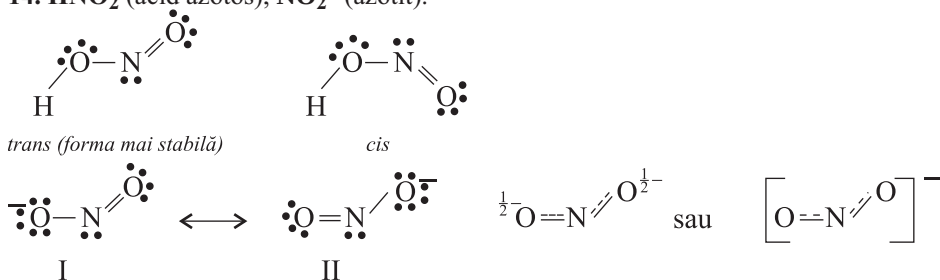


13. N_2O_5 (pentaoxid de diazot)



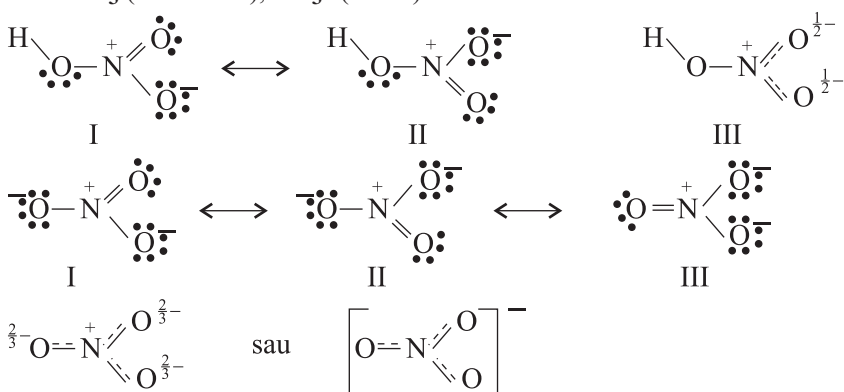
Atomul de azot este hibridizat sp^2 .

14. HNO_2 (acid azotos), NO_2^- (azotit).



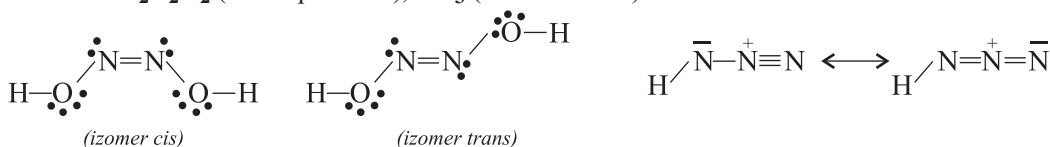
Atomul de azot este hibridizat sp^2 .

15. HNO_3 (acid azotic), NO_3^- (azotat)

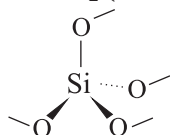


Atomul de azot este hibridizat sp^2 .

16. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ (acid hipoazotos), HN_3 (acid hidrazoic)



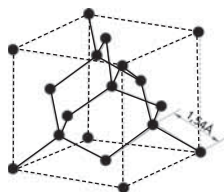
17. SiO_2 (dioxid de siliciu)



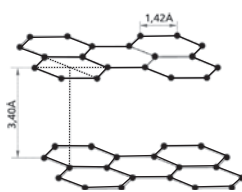
Dioxidul de siliciu prezintă o rețea atomică, în care covalențele atomului de siliciu au o orientare tetraedrică.

18. C (diamant, grafit, fullerene)

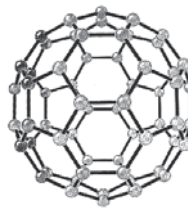
În **diamant**, atomii de carbon sunt hibridizați sp^3 și fiecare atom de carbon este unit de alți patru atomi de carbon prin patru legături covalente σ nepolare orientate tetraedric.



Structura diamantului



Structura grafitului



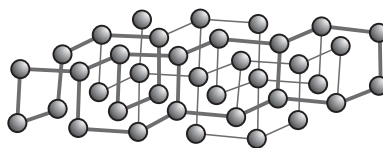
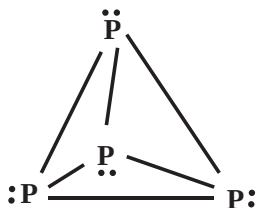
Model fullerene

În **grafit**, atomii de carbon sunt hibridizați sp^2 și fiecare atom de carbon este unit de alți trei atomi de carbon prin trei legături covalente σ nepolare, care sunt orientate în același plan și au între ele unghiuri de 120° .

Se formează rețele plane de atomi de carbon în care aceștia sunt plasați în vârfurile unor hexagoane regulate. Între atomii de carbon din plane diferite se stabilesc forțe de dispersie slabe. Orbitalii p, câte unul la fiecare atom de carbon, sunt orientați perpendicular pe planul legăturilor σ și sunt monoelectronici. Întrepătrunderea laterală a acestor orbitali p conduce la un orbital π extins pe întreg planul de atomi de carbon, în care sunt delocalizați electronii din acești orbitali p. Existența orbitalului π extins asigură conductibilitatea electrică a grafitului.

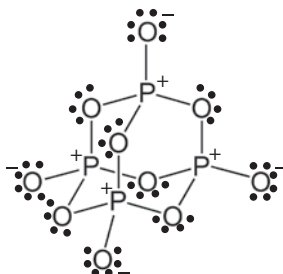
În **fulerene**, atomii de carbon sunt hibridizați sp^2 și fiecare atom de carbon este unit prin trei legături covalente σ de alți trei atomi de carbon. Atomii de carbon sunt plasați în vârfurile unor hexagoane și pentagoane regulate situate pe o suprafață aproape sferică. În molecula unei fullerene se află un număr mare de atomi de carbon (C_{60} , C_{70} , C_{76} , C_{78} , C_{80} , C_{84}).

19. P_4 (fosfor alb), fosfor negru



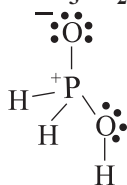
În rețeaua atomică a fosforului negru, fiecare atom de fosfor este legat de alți trei atomi de fosfor prin trei covalențe nepolare.

20. P_4O_6 (trioxid de fosfor), P_4O_{10} (pentaoxid de fosfor)

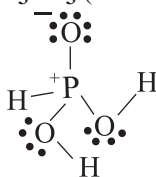




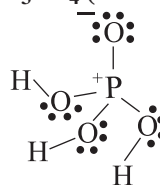
21. H_3PO_2 (acid fosfinic),



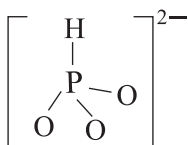
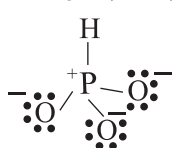
H_3PO_3 (acid fosforos),



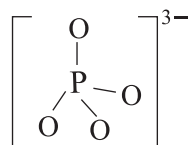
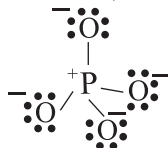
H_3PO_4 (acid fosforic)



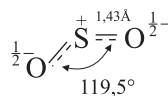
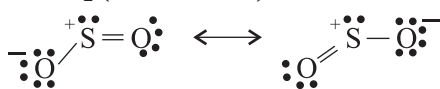
HPO_3^{2-} (fosfit)



PO_4^{3-} (fosfat)

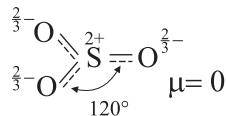
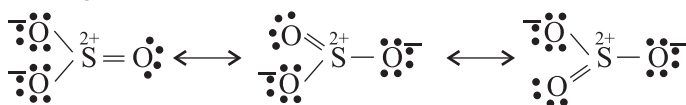


22. SO_2 (dioxid de sulf)

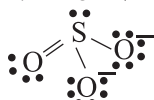
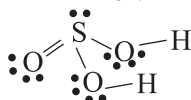


$$\mu = 1,6\text{D}$$

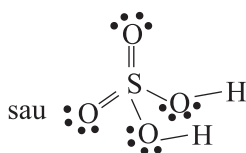
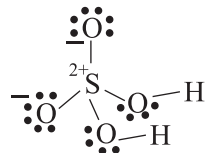
23. SO_3 (trioxid de sulf)



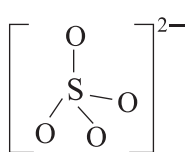
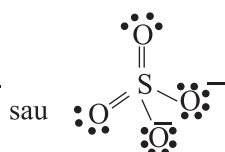
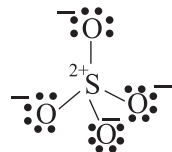
24. H_2SO_3 (acid sulfuros), SO_3^{2-} (sulfit)



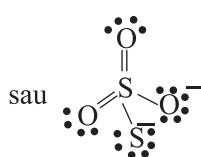
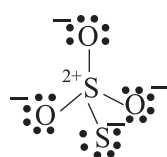
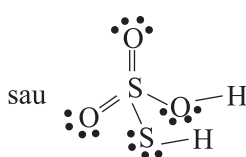
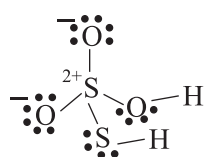
25. H_2SO_4 (acid sulfuric),



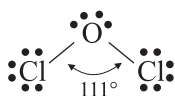
SO_4^{2-} (sulfat)



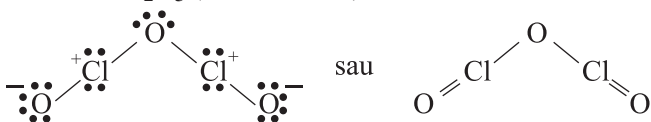
26. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (acid tiosulfuric), $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (tiosulfat)



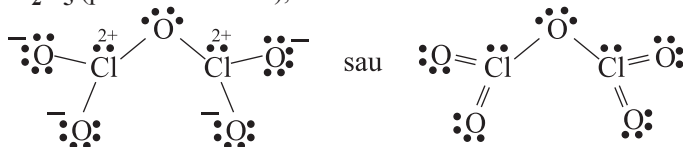
27. Cl_2O (monoxid de clor),



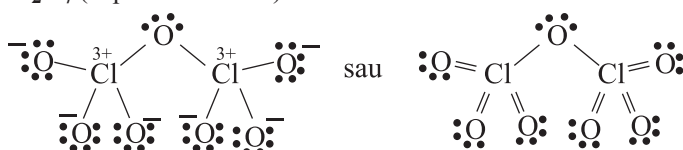
Cl_2O_3 (trioxid de clor),



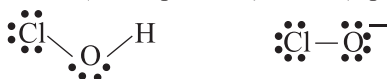
Cl_2O_5 (pentaoxid de clor),



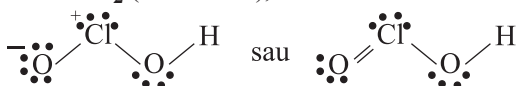
Cl_2O_7 (heptaoxid de clor)



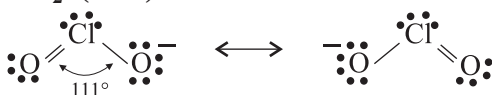
28. HClO (acid hipocloros), ClO^- (hipoclorit)



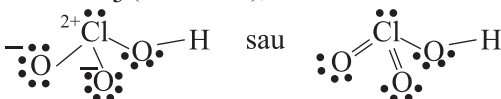
29. HClO_2 (acid cloros),



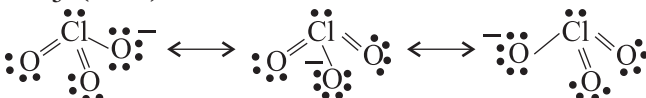
ClO_2^- (clorit)



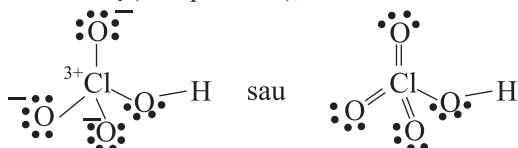
30. HClO_3 (acid cloric),



ClO_3^- (clorat)

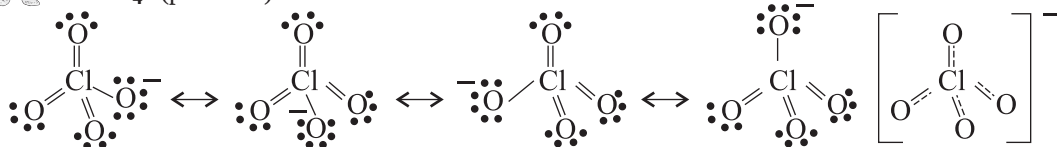


31. HClO_4 (acid percloric),





ClO_4^- (perclorat)



• **Rețelele atomice** sau covalente sunt formate din atomi, de regulă de nemetal, uniți prin legături covalente. Legăturile covalente sunt legături puternice și sunt orientate în spațiu pe anumite direcții. Structura rețelilor atomice este determinată de orientarea în spațiu a legăturilor covalente.

Proprietățile substanțelor cu rețele atomice sunt: duritate mare, puncte de topire ridicate, insolubilitate în solvenți obișnuiți, rău conducătoare de căldură și electricitate, tendința de a prezenta proprietăți semiconductoare.

Formează rețele atomice: carbonul (diamant și grafit), siliciul, germaniul, dioxidul de siliciu, carbura de siliciu, fosforul negru etc (vezi pag. 78, 79).

3.2.3. Legătura metalică. Rețele metalice

Într-un cristal metalic, atomii de metal sunt uniți prin legătură metalică.

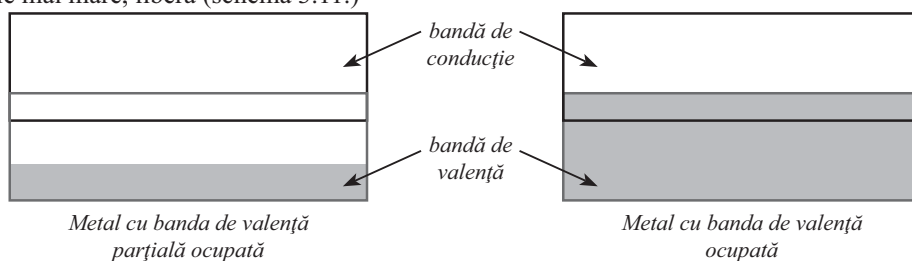
În explicarea legăturii metalice, se admite că distribuția electronilor în atomii de metal cuprinși în rețeaua metalică este diferită de aceea din atomii de metal liberi. Într-un atom liber, electronii sunt repartizați în orbitali atomici numiți și nivele de energie. Într-un cristal metalic, atomii de metal se apropie mult între ei până când orbitalii stratului exterior se contopesc, dând naștere unor orbitali extinși pe întreg cristalul metalic. Diferențele de energie dintre acești orbitali extinși sunt extrem de mici și ei formează împreună o zonă, practic continuă, numită bandă de energie.

Sunt implicați în formarea benzii de energie orbitalii de tip s și p din ultimul strat și chiar orbitalii de tip d, în cazul metalelor tranziționale.

În atomii dintr-un cristal metalic, electronii mai apropiați de nucleu se găsesc în orbitali atomici, pe când electronii din stratul exterior ocupă orbitalii extinși sau banda de energie.

Acești electroni sunt mai puțin atrași de nucleu, sunt mai mobili și aparțin tuturor atomilor.

Banda de energie cuprinde două zone: banda de valență, de energie mai joasă, ocupată cu electronii de valență care acum sunt electroni comuni întregului cristal și banda de conducție de energie mai mare, liberă (schema 3.11.)



Schema 3.11.

Sub influența unui câmp electric, electronii din banda de valență sunt promovați în banda de conducție, asigurând trecerea curentului electric prin cristalul metalic.

Proprietățile fizice ale metalelor pot fi explicate pe baza legăturii metalice (vezi pag. 276, 277) variația acestor proprietăți este determinată de modul de ocupare cu electroni a benzii de valență. Un număr mai mare de electroni de valență necuplați determină o legătură metalică mai puternică.

3.3. Interacțiuni intermoleculare. Rețele moleculare

• Între moleculele substanțelor se stabilesc interacțiuni slabe, de natură fizică, numite interacțiuni intermoleculare. Ele influențează proprietățile fizice ale substanțelor moleculare și sunt

modificate prin dizolvare sau schimbarea stării de agregare.

Interacțiunile intermoleculare sunt:

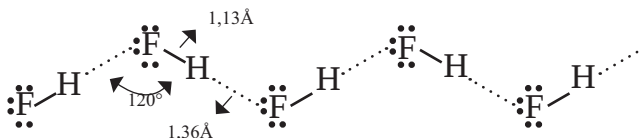
- legătura de hidrogen;
- forțe van der Waals:
 - forțe dipol - dipol (forțe Keesom);
 - forțe de dispersie (forțe London);
 - forțe de inducție (forțe Debye).

• **Legătura de hidrogen** constă în atracția electrostatică care se stabilește între nucleul parțial dezgolit de electroni al atomului de hidrogen legat covalent de un atom puternic electronegativ și o pereche de electroni neparticipanți la legătură de la un alt atom puternic electronegativ.

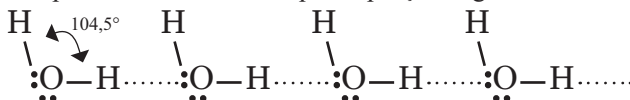
De regulă, sunt considerate legături de hidrogen interacțiunile de tipul: $X-H \cdots Y$, unde atomii X și Y sunt atomi de: fluor, oxigen, azot.

Exemple: $F-H \cdots \ddot{F}$, $O-H \cdots F$, $N-H \cdots F$, $O-H \cdots O$, $N-H \cdots O$, $O-H \cdots N$, $N-H \cdots N$.

Moleculele de acid fluorhidric (HF) sunt asociate între ele prin legături de hidrogen, ceea ce explică punctul de fierbere ridicat al acidului fluorhidric (p.f._{HF} = +19,5°C, p.f._{HCl} = -84,5°C). Asociația moleculară (HF)_n are o structură în zigzag.



În stare lichidă și solidă, moleculele de apă sunt asociate prin legături de hidrogen. În apa lichidă, fiecare moleculă de apă este implicată în două legături de hidrogen, cu un atom de hidrogen și cu o pereche de electroni neparticipanți la legătură de la atomul de oxigen.



Din această cauză, apa are un punct de fierbere ridicat (+100°C).

În gheață, fiecare moleculă de apă este implicată în patru legături de hidrogen. Două legături de hidrogen sunt realizate prin intermediul atomilor de hidrogen, iar celelalte două prin intermediul perechilor de electroni de la atomul de oxigen. Fiecare atom de oxigen este înconjurat tetraedric de alți patru atomi și gheața are o structură afănată cu geometrie hexagonală.

Realizarea a încă două legături de hidrogen pentru fiecare moleculă de apă începe de la +4°C. Moleculele de apă încep să se distanțeze între ele și să se aranjeze astfel încât să permită realizarea celor patru legături de hidrogen pentru fiecare moleculă de apă. Din această cauză, pe măsură ce temperatura scade de la +4°C la 0°C, volumul apei se mărește treptat. De aceea, gheața are densitatea mai mică decât a apei lichide și plutește deasupra apei. Apa cu temperatura de +4°C are densitatea cea mai mare. Această structură a gheții explică și punctul de topire ridicat al apei (0°C).

Legăturile covalente N—H sunt mai puțin polare decât legăturile O—H și legăturile de hidrogen datorate grupelor N—H sunt mai slabe (p.f._{CH₃NH₂} = -6,7°C, p.f._{CH₃—OH} = +64,7°C).

• **Interacțiunea dipol - dipol** (forțe dipol - dipol numite și forțe de orientare sau forțe Keesom) constă în atracția electrostatică ce se stabilește între polii de semn contrar ai moleculelor polare.

Aceste forțe determină o orientare paralelă și coliniară a moleculelor polare (ex. $H^{\delta+}-Cl^{\delta-}$).

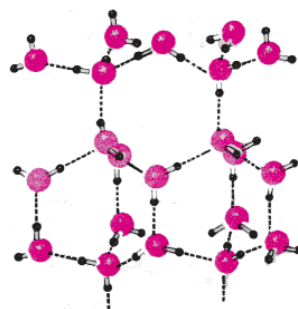
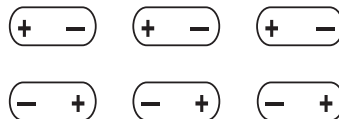


Figura 3.12. Aranjamentul moleculelor de apă în gheață



Forțele dipol - dipol cresc cu creșterea polarității moleculei și scad foarte repede cu creșterea distanței dintre molecule.



Schema 3.13.

Aranjamentul moleculelor polare

• **Forțele de dispersie** (forțe London) sunt forțe de atracție foarte slabe ce se stabilesc între toate tipurile de molecule. La moleculele nepolare, este singurul tip de forțe atractive dintre molecule.

Forțele de dispersie scad foarte repede cu creșterea distanței dintre molecule, manifestându-se numai între moleculele imediat vecine.

Forțele de dispersie cresc cu creșterea masei moleculare.

Exemplu:

Substanța	He	Ne	Ar	Kr	Xe
Masa atomică relativă	4	20	40	84	131
p.t. (°C)	-272,1	-248,6	-189,4	-156,4	-111,5

• **Forțele de inducție** (forțe Debye) sunt forțe de atracție care acționează între moleculele nepolare și moleculele polare.

Forțele van der Waals sunt forțe atractive care se manifestă pe distanțe mici între moleculele imediat vecine, deoarece variază invers proporțional cu puterea a șaptea a distanței dintre molecule.

Mărimea acestor forțe depinde de câteva proprietăți ale moleculelor între care se stabilesc: polaritatea moleculei, polarizabilitatea unor legături covalente din moleculă (proprietatea unor legături covalente de a se polariza sub acțiunea unor forțe externe, de exemplu solventul), masa moleculară. Astfel, între moleculele mici și puternic polare vor acționa predominant forțele dipol - dipol, iar între moleculele mari, nepolare sau ușor polarizabile vor acționa cu precădere forțele de dispersie.

Tăria interacțiunilor intermoleculare scade în ordinea: legătura de hidrogen > forțe dipol - dipol > forțe de dispersie.

Legătura de hidrogen este de aproape 10 ori mai slabă decât legătura covalentă. La moleculele polare, interacțiunile dintre molecule reprezintă o însumare a forțelor de dispersie slabe și a interacțiunii dipol - dipol mai puternice.

De exemplu, punctele de topire cresc în ordinea $\text{HCl} (-114,8^\circ\text{C}) < \text{HBr} (-86,9^\circ\text{C}) < \text{HI} (-50,9^\circ\text{C})$. În această ordine, scade polaritatea moleculelor și scad forțele dipol - dipol, crește masa moleculară și cresc forțele de dispersie.

Între moleculele apei se stabilesc toate cele trei tipuri de interacțiuni intermoleculare, legătura de hidrogen fiind cea mai puternică și cea care determină proprietățile fizice ale apei.

• În **rețelele moleculare**, nodurile rețelei sunt ocupate de molecule sau de atomii gazelor nobile, iar între particule se stabilesc interacțiuni intermoleculare.

Pentru că interacțiunile intermoleculare sunt slabe, substanțele formate din molecule:

- au puncte de topire mici sau foarte mici;
- puncte de topire mai ridicate au substanțele cu moleculele asociate prin legături de hidrogen;
- multe dintre ele sunt lichide sau gaze la temperatură obișnuită;
- au durități mici;
- sunt solubile în solvenți potriviți.

Exemple: Punctele de topire cresc în ordinea: CO_2 (moleculă nepolară, forțe de dispersie, p.t. = $-78,45^\circ\text{C}$) < H_2O (moleculă polară, legături de hidrogen, p.t. = 0°C).

Fosforul alb (P_4) are molecule nepolare asociate prin forțe de dispersie, are duritate mică (se taie cu cuțitul) și este solubil în sulfură de carbon (CS_2).

PROBLEME

3.1. Se consideră elementele chimice: ${}_{20}\text{Ca}$ și ${}_{17}\text{Cl}$.

a) Indicați configurațiile electronice pentru atomii și ionii acestor elemente.

b) Indicați caracterul electrochimic al fiecărui element.

c) Modelați legătura chimică dintre calciu și clor și precizați tipul legăturii și tipul rețelei cristaline.

d) Alegeți dintre valorile: $+772^{\circ}\text{C}$, -78°C , $+3550^{\circ}\text{C}$ punctul de topire al clorurii de calciu.

3.2. Se consideră elementele chimice caracterizate prin: A ($Z=1$), B ($P=2$, $G=16$), C (ionul C^+ este izoelectronic cu gazul nobil din perioada 3).

a) Identificați elementele A, B, C, indicați configurațiile electronice ale atomilor și ale ionilor acestor elemente și precizați caracterul electrochimic al fiecărui element.

b) Indicați tipul legăturilor chimice din compușii: A_2 , A_2B , C_2B și modelați aceste legături, iar unde este cazul precizați polaritatea legăturilor covalente și polaritatea moleculelor.

c) Indicați tipul rețelei cristaline pentru fiecare dintre compușii A_2 , A_2B , C_2B și tipul de interacțiune dintre particulele componente.

d) Așezați compușii: A_2 , A_2B , C_2B în ordinea crescătoare a punctelor de topire.

3.3. Se consideră compușii anorganici: MgF_2 , AlF_3 , HF , F_2 , HCl .

a) Identificați și modelați legăturile chimice din acești compuși.

b) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare fiecărui compus și tipul de interacțiune dintre particulele componente.

c) Așezați compușii considerați în ordinea crescătoare a punctelor de topire. Argumentați.

3.4. Se consideră moleculele: P_4 , N_2 , I_2 , CO_2 , CCl_4 .

a) Identificați și modelați legăturile chimice din aceste molecule.

b) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare acestor compuși și tipul de interacțiune intermoleculară.

c) Așezați substanțele simple considerate în ordinea descrescătoare a punctelor de topire.

d) Indicați stările de hibridizare ale carbonului din CO_2 și CCl_4 .

e) Identificați molecula în care se află cel mai mare număr de electroni neparticipanți la legătură.

f) Identificați molecula în care raportul dintre numărul de electroni puși în comun și numărul de electroni neparticipanți la legătură este 1:1.

3.5. Se consideră ionii poliatomici: HO^- , NH_4^+ , NO_3^- , NO_2^- , H_3O^+ , CO_3^{2-} .

a) Identificați și modelați legăturile chimice din acești ioni.

b) Identificați ionii în care există legături covalente coordinative.

c) Identificați ionul în care nu se află electroni neparticipanți la legătură.

d) Identificați ionii în care se află cel mai mare număr de electroni puși în comun.

e) Calculați masa de ioni azotat (NO_3^-) în care se află același număr de electroni puși în comun ca și în 3,4 g de ioni hidroxid (HO^-).

3.6. Se consideră substanțele în stare elementară: C (diamant), Si, P_4 (fosfor alb), Cu, N_2 .

a) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare fiecărui element și tipul interacțiunilor dintre particule.

b) Așezați elementele considerate în ordinea crescătoare a punctelor de topire.

c) Calculați masa de fosfor alb (P_4) care conține același număr de electroni puși în comun ca și 0,7 g de azot (N_2).

3.7. Se consideră moleculele: SO_2 , SO_3 , CO_2 , H_2O .

a) Identificați și modelați legăturile chimice dintre atomii acestor molecule.

b) Știind că unghiurile dintre covalențe sunt: $119,5^{\circ}$ (SO_2), 120° (SO_3), 180° (CO_2), $104,5^{\circ}$ (H_2O) apreciați polaritatea moleculelor și asociați fiecărei molecule valoarea corespunzătoare a momentului de dipol alegând dintre: 1,6D, 0D, 1,85D.



c) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare fiecărei substanțe și tipul interacțiunilor dintre molecule.

d) Identificați substanța cu punctul de topire cel mai ridicat.

3.8. Se consideră elementele chimice A, B, C despre care se cunosc următoarele informații:

- atomul elementului A are în învelișul de electroni 3 orbitali s, toți dielectronici, și un număr de electroni p egal cu numărul de electroni s;

- numărul atomic al elementului B este cu 4 unități mai mic decât numărul atomic al elementului A;

- atomul elementului C are în învelișul de electroni 18 orbitali dintre care unul monoelectronic.

a) Identificați elementele A, B, C.

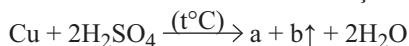
b) Identificați legăturile chimice dintre atomi în următoarele cazuri: substanța simplă A, substanța simplă B, substanța simplă C, substanța compusă A_xB_y , substanța compusă A_xC_z . Modelați legăturile chimice pentru: substanța elementară C și substanțele compuse A_xB_y și A_xC_z .

c) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare fiecăreia dintre substanțele: A, B, C, A_xB_y , A_xC_z și apreciați starea de agregare a fiecărei substanțe la temperatura camerei și presiunea atmosferică.

d) Asociați fiecăreia dintre substanțele: A, B, C, A_xB_y , A_xC_z punctul de topire corespunzător alegând dintre: 650°C , 711°C , 2800°C , -7°C , -219°C .

e) Calculați numărul de electroni implicați în stabilirea legăturilor chimice (electroni de valență) din: 1,6 g substanță C și 3,68 g substanță A_xC_z .

3.9. Se consideră schema de reacții:



a) Identificați substanțele chimice notate cu literele a, b, c, d, e și completați ecuațiile

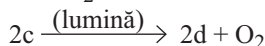
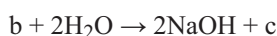
chimice din schemă.

b) Indicați natura legăturilor chimice din compuşii: b, d, e.

c) Indicați tipul de rețea cristalină corespunzătoare fiecăreia dintre substanțele chimice: Cu, b, d.

d) Identificați speciile chimice care se află în soluția rezultată prin adăugarea a xg de soluție de NaOH de concentrație y% la xg de soluție de compus a de concentrație y%, considerând că substanța c și apa nu eliberează ioni în soluție. Calculați numărul de moli de cationi din soluție.

3.10. Se consideră schema de reacții:



a) Identificați substanțele chimice a, b, c, d și completați ecuațiile chimice din schemă.

b) Identificați și modelați legăturile chimice din compuşii anorganici: b, c, d.

c) Indicați tipul de rețea cristalină și tipul interacțiunii din rețea corespunzătoare fiecăreia dintre substanțele chimice: a, b, c, d.

d) Explicați polaritatea moleculelor substanțelor c și d.

e) Calculați concentrația procentuală molară a soluției formate din substanțele c și d, știind că în moleculele din soluție se află $250,5152 \cdot 10^{23}$ electroni neparticipanți la legătură și $248,1064 \cdot 10^{23}$ electroni puși în comun.

Teste tip



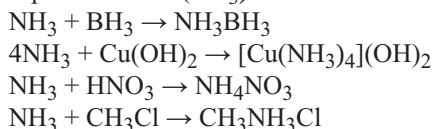
3.11. Referitor la compușii anorganici cu formulele moleculare: COS, CO₂, CS₂, HCN, ClCN, este incorectă afirmația:

- a) în molecula fiecărui compus sunt 8 electroni puși în comun;
- b) toți compușii au molecule nepolare;
- c) în molecula fiecărui compus se află 2 legături σ și 2 legături π ;
- d) numai 2 compuși au molecule izoelectronice;
- e) în molecula unui singur compus numărul de electroni puși în comun nu este egal cu numărul de electroni neparticipanți la legătură.

3.12. Speciile chimice izostere sunt speciile chimice care au un număr egal de electroni de valență. Varianta care conține numai specii chimice izostere este:

- a) NH₄⁺, HNO₂, HClO, SO₃;
- b) CO₂, CS₂, PH₃, CH₄;
- c) NH₃, PCl₃, N₂, H₃O⁺;
- d) HSO₄⁻, HSO₃⁻, NH₂⁻, CO₃²⁻;
- e) HF, HCl, H₂O, HS.

3.13. Se consideră următoarele reacții la care participă amoniacul (NH₃):



Referitor la compușii rezultați din aceste reacții sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) în fiecare compus există cel puțin o legătură covalentă coordinativă;
- b) în toate legăturile covalente coordinative, donorul de electroni este atomul de azot;
- c) numai în doi compuși există câte o legătură covalentă coordinativă;
- d) toți compușii sunt ionici;
- e) numai trei compuși prezintă și legătură ionică.

3.14. Un oxid al azotului are compoziția procentuală de masă: 30,434% N și 69,565% O și $d_{\text{aer}} = 1,5916$. Referitor la acest oxid nu este

corectă afirmația:

- a) are formula moleculară NO₂;
- b) este un gaz brun - roșcat mai greu decât aerul;
- c) atomul de azot din molecula oxidului este hibridizat sp² și are un orbital monoelectronic;
- d) legăturile azot - oxigen din molecula oxidului sunt identice;
- e) este în echilibru cu forma dimeră N₂O₄ în molecula căreia atomul de azot își păstrează un orbital monoelectronic.

3.15. Doi oxoacizi ai clorului A și B cu formula generală HClO_x conțin 67,619% Cl (A) și 63,681% O (B), procente de masă. Referitor la cei doi oxoacizi sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) cei doi oxoacizi sunt: HClO (acid hipocloros, A), HClO₄ (acid percloric, B);
- b) în molecula oxoacidului A, atomul de clor pune în comun cu oxigenul un electron, iar în molecula oxoacidului B, atomul de clor pune în comun cu oxigenul 7 electroni;
- c) legăturile covalente σ H—O—Cl din cei doi oxoacizi sunt identice, la fel de polare;
- d) în molecula oxoacidului B legătura H—O este mai polară decât legătura H—O din oxoacidul A, din cauza vecinătăților diferite ale atomului de clor;
- e) acidul B este mai tare decât acidul A.

3.16. Conțin în moleculă un atom hibridizat sp și au conformație liniară substanțele din seria:

- a) CH₂=C=CH₂, CO₂, BeCl₂, CS₂;
- b) N₂, CO₂, HCN, COS;
- c) N≡C—C≡N, C₂H₂, N₂, HC≡CNa;
- d) CH₄, CH₂O, HF, HCl;
- e) HCN, C₂H₂, NaC≡CNa, H₂S.

3.17. Conțin același număr de perechi de electroni π moleculele substanțelor din seria:

- a) HCN, CH₂O, H₂CO₃, HNO₂;
- b) HNO₂, HCOOH, H₂CO₃, H₂SO₃;



- c) N_2O_4 , N_2O_5 , PCl_3 , NH_2OH ;
- d) N_2O_3 , HCN , C_2H_2 , HNO_2 ;
- e) BF_3 , PH_3 , NH_3 , CH_4 .

3.18. Conțin în moleculă un singur atom hibridizat sp^3 speciile chimice din seria:

- a) NH_3 , HClO , H_2O , CCl_4 ;
- b) NH_4^+ , CH_3NH_2 , CH_3OH , BF_4^- ;
- c) SiO_2 , CO_2 , NO_2 , SO_2 ;
- d) B_2Cl_4 , CF_4 , HNO_3 , CS_2 ;
- e) NH_4^+ , PH_4^+ , H_3O^+ , BF_3 .

3.19. Conțin în moleculă trei legături covalente σ speciile chimice din seria:

- a) CH_4 , NH_3 , NH_4^+ , HOCl ;
- b) HNO_2 , C_2H_2 , PCl_3 , H_2O_2 ;
- c) B_2Cl_4 , CF_4 , CO_3^{2-} , N_2O ;
- d) NO_2 , P_4 , CCl_4 , Cl_2O_3 ;
- e) ClO^- , PH_3 , H_2O_2 , BF_3 .

3.20. Referitor la clorura de var (CaOCl_2) este incorectă afirmația:

- a) este o substanță ionică;
- b) conține ionii: Ca^{2+} , ClO^- , Cl^- ;
- c) conține legături covalente polare ($\text{Cl}-\text{O}$);
- d) este o sare ce conține un singur radical acid;
- e) într-un mol de clorură de var se află 3 mol de ioni.

3.21. Referitor la compușii organici cu formula moleculară C_3H_4 nu este corectă afirmația:

- a) sunt trei structuri posibile;
- b) toate structurile posibile conțin 8 covalențe;
- c) toate structurile posibile conțin 2 covalențe π ;
- d) două structuri conțin fiecare 6 covalențe σ și 2 covalențe π ;
- e) o structură conține 7 covalențe σ și o covalență π .

3.22. Într-o cantitate de CO_2 cu masa de 22g se află:

- a) $24,088 \cdot 10^{23}$ electroni neparticipanți la legătură;

- b) $12,044 \cdot 10^{23}$ perechi de electroni puși în comun;
- c) $66,242 \cdot 10^{23}$ protoni;
- d) 6g de C și 6g de O;
- e) sunt corecte variantele a, b, c.

3.23. Într-un mol de NH_4Cl se află:

- a) $48,176 \cdot 10^{23}$ electroni puși în comun;
- b) un număr de electroni egal cu numărul de protoni;
- c) $3,011 \cdot 10^{23}$ cationi și $3,011 \cdot 10^{23}$ anioni;
- d) $6,022 \cdot 10^{23}$ legături covalente coordonative;
- e) sunt corecte variantele a, b și d.

3.24. Într-un mol de compus ionic de tip AB_3 ce conține ioni izoelectronici se află $240,28 \cdot 10^{23}$ electroni. Compusul poate fi:

- a) AlF_3 sau Na_3N ;
- b) numai AlF_3 ;
- c) numai Na_3N ;
- d) ScCl_3 ;
- e) AlCl_3 .

3.25. Sunt numai compuși ionici în seria:

- a) HCl , NaCl , KClO_3 , H_2S ;
- b) K_2S , CaO , NH_4Cl , Na_2SO_4 ;
- c) H_2SO_4 , NaH , NH_3 , CuCO_3 ;
- d) NaCl , NaOH , H_2O , HF ;
- e) CaH_2 , HF , PH_3 , PCl_3 .

3.26. Sunt numai compuși covalenți în seria:

- a) H_2 , KBr , KOH , Cl_2 ;
- b) Cl_2 , HCl , KClO_3 , HClO ;
- c) Br_2 , HBr , PBr_3 , CBr_4 ;
- d) HCl , HBr , KBr , KI ;
- e) P_4 , S_8 , MgO , Ba(OH)_2 .

3.27. Sunt numai compuși cu molecule nepolare în seria:

- a) NaOH , HCl , Zn , S_8 ;
- b) CCl_4 , P_4 , CO_2 , N_2 ;
- c) HBr , Br_2 , KBr , CaBr_2 ;
- d) Cl_2 , H_2 , CS_2 , SO_3 ;
- e) sunt corecte variantele b și d.

3.28. Se consideră substanțele: H_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 . Sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) în fiecare moleculă, între atomi se stabilesc legături covalente simple nepolare;

b) punctele de topire cresc în ordinea: $H_2 < Cl_2 < Br_2 < P_4 < S_8$ odată cu creșterea maselor moleculare;

c) moleculele diatomice (H_2 , Cl_2 , Br_2) sunt nepolare, iar moleculele poliatomice (P_4 , S_8) sunt polare;

d) între moleculele fiecărui compus se stabilesc numai forțe de dispersie;

e) numai în molecula H_2 nu sunt electroni neparticipanți la legătură.

3.29. Se consideră substanțele: H_2O , SO_3 , CS_2 , CO_2 , HCN , CF_4 . Este incorectă afirmația:

a) în moleculele tuturor acestor substanțe,

atomii sunt uniți numai prin legături covalente polare;

b) toate moleculele sunt polare;

c) moleculele de: SO_3 , CS_2 , CO_2 , CF_4 sunt molecule nepolare datorită simetriei lor;

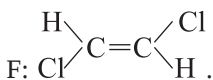
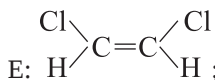
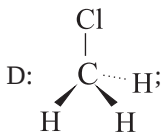
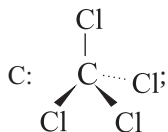
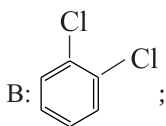
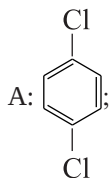
d) atomii din moleculele de: CS_2 , CO_2 , HCN sunt coliniari;

e) moleculele de: SO_3 , CS_2 , CO_2 , CF_4 sunt asociate numai prin forțe de dispersie, moleculele de HCN sunt asociate prin forțe de dispersie și forțe dipol - dipol, moleculele de H_2O sunt asociate prin forțe de dispersie, forțe dipol - dipol și legături de hidrogen.

Teste tip

B

3.30. Se consideră compușii organici A, B, C, D, E, F cu formulele structurale:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) toate cele 6 substanțe conțin legături covalente polare;

..... b) substanțele A, C, F au molecule nepolare;

..... c) substanțele B, D, E au molecule polare.

3.31. Se consideră oxizii micști: Fe_3O_4 (oxid fero - feric), Co_3O_4 (oxid cobalto - cobaltic), Mn_3O_4 (oxid mangano - manganic). Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) toți cei trei oxizi conțin ioni Me^{2+} și

Me^{3+} în raport molar $Me^{2+} : Me^{3+} = 1:2$;

..... b) în fiecare mol de oxid se află $24,088 \cdot 10^{23}$ ioni O^{2-} ;

..... c) toți cei trei oxizi conțin legături metal - oxigen 100% covalente.

3.32. Se consideră compușii organici: CH_4 , CH_2O , HCN . Caracterul electronegativ al atomului de carbon crește în ordinea: $C sp^3 < C sp^2 < C sp$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile.

..... a) polaritatea legăturilor $C-H$ crește în ordinea: $C-H$ din $HCN < C-H$ din $CH_2O < C-H$ din CH_4 ;

..... b) caracterul acid datorat polarității legăturii $C-H$ se manifestă la HCN ;

..... c) substanțele considerate sunt izostere (molecula fiecărui compus conține același număr de electroni puși în comun, 8 electroni).

3.33. Se consideră fluorurile: NaF , KF , RbF și CsF și punctele lor de topire: $684^\circ C$, $775^\circ C$, $880^\circ C$, $997^\circ C$. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) punctele de topire scad în ordinea: $NaF (997^\circ C) > KF (880^\circ C) > RbF (775^\circ C) > CsF (684^\circ C)$ odată cu creșterea razei ionului metalic;

..... b) cel mai mic punct de topire ($684^\circ C$) îl are NaF pentru că atracția electrostatică dintre



ionii Na^+ și F^- este mai mică decât la celelalte fluoruri;

..... c) variația punctelor de topire nu este uniformă și nu este legată de structura fluorurilor.

3.34. Se consideră halogenurile de sodiu: NaF , NaCl , NaBr , NaI și punctele lor de topire: 663°C , 740°C , 801°C , 997°C . Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) punctele de topire cresc în ordinea: NaI (663°C) < NaBr (740°C) < NaCl (801°C) < NaF (997°C) odată cu creșterea forței electrostatice dintre ionii Na^+ și X^- (I^- , Br^- , Cl^- , F^-) din cauza scăderii razei ionului de halogen și a distanței dintre ionii de semn contrar;

..... b) cel mai mic punct de topire (663°C) îl are NaI și cel mai mare punct de topire (997°C) îl are NaF ;

..... c) variația punctelor de topire nu este uniformă și depinde numai de sarcina electrică a ionilor.

3.35. Se consideră compușii anorganici: MgO , CaO , CS_2 , H_2O și punctele lor de topire: -112°C , 0°C ; $+2576^\circ\text{C}$, $+2800^\circ\text{C}$. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare afirmație:

..... a) MgO și CaO au punctele de topire cele mai ridicate ($+2800^\circ\text{C}$ și $+2576^\circ\text{C}$) pentru că sunt compuși ionici;

..... b) CS_2 are molecule nepolare între care se exercită forțe de dispersie slabe și se topește la temperatură scăzută (-112°C);

..... c) deși are masă moleculară mai mică decât CS_2 , apa are punctul de topire ($^\circ\text{C}$) mai ridicat decât CS_2 , deoarece are molecule asociate prin legături de hidrogen.

3.36. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare afirmație:

..... a) în $2,84\text{ g}$ de P_4O_{10} se află $289,056 \cdot 10^{21}$ electroni neparticipanți la legătură;

..... b) în $2,84\text{ g}$ de P_4O_{10} se află $192,704 \cdot 10^{21}$ electroni puși în comun;

..... c) în $3,06\text{ g}$ de BaO se află $12,044 \cdot 10^{21}$ molecule.

3.37. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă

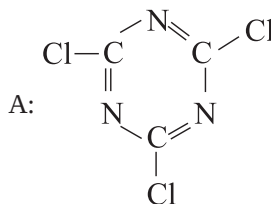
fiecare dintre afirmațiile:

..... a) masa de CO_2 care conține $770,816 \cdot 10^{23}$ electroni puși în comun este 704g ;

..... b) în moleculele de apă și de dioxid de carbon, numărul de electroni puși în comun este egal cu numărul de electroni neparticipanți la legătură;

..... c) în moleculele de HCN și N_2 , electronii neparticipanți la legătură se află într-un orbital sp al atomului de azot.

3.38. Compusul anorganic A cu formula structurală de mai jos este obținut din reacția clorului (Cl_2) cu cianură de sodiu (NaCN) sau acid cianhidric (HCN) și este utilizat la obținerea unor coloranți sau a unor ierbicide.



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) atomii de carbon și azot din compusul A sunt hibridizați sp^2 ;

..... b) raportul dintre numărul de electroni neparticipanți la legătură și numărul de electroni participanți la legătură din molecula compusului A este $1:1$;

..... c) în molecula compusului A se află un orbital π extins pe întreg ciclu în care se află delocalizați 6 electroni π .

3.39. Din reacția fosforului roșu cu sulful la temperatura de 450K se obține compusul cu formula moleculară P_4S_3 , în care fosforul are covalența 3 și sulful are covalența 2.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) molecula compusului P_4S_3 este tridimensională, având o structură apropiată de structura moleculei fosforului alb;

..... b) în molecula compusului P_4S_3 se află 6 legături $\sigma \text{P—S}$ și 3 legături $\sigma \text{P—P}$;

..... c) molecula compusului P_4S_3 are o structură liniară.

Starea gazoasă

• Pentru studierea gazelor se folosește un model simplificat numit **modelul gazului ideal** (gazul perfect). Caracteristicile esențiale ale gazului ideal sunt:

- distanțele dintre molecule sunt mult mai mari decât dimensiunile acestora, volumul moleculelor fiind neglijabil;
- interacțiunile dintre molecule sunt neglijabile;
- presiunea gazului este determinată numai de ciocnirile dintre molecule și pereții vasului, neglijându-se ciocnirile intermoleculare.

În realitate, moleculele substanțelor gazoase au volum bine determinat care nu este de neglijat. Ciocnirile intermoleculare modifică presiunea pe care o exercită moleculele de gaz asupra pereților vasului în care se află. Interacțiunile dintre molecule (forțe de dispersie pentru moleculele nepolare la care se adaugă și forțe dipol - dipol pentru moleculele polare și uneori legături de hidrogen) se manifestă în momentul ciocnirii moleculelor și scad repede pe măsură ce moleculele se îndepărtează.

La temperaturi mari și presiuni mici, un gaz real se apropie de modelul gazului ideal. La temperaturi joase și presiuni mari, în apropierea punctului de lichiefiere, interacțiunile intermoleculare devin semnificative și gazul real se deosebește mult de modelul gazului ideal.

Mărimile fizice ce caracterizează complet starea gazului ideal (parametrii de stare) sunt: presiunea (p), temperatura (T) și volumul (V).

Variația uneia dintre aceste mărimi fizice atrage după sine și modificarea celorlalte două. Este necesar să se cunoască cantitatea de gaz (număr de moli sau masă).

Temperatura este mărimea fizică ce măsoară starea de încălzire a unui corp. Unitatea de măsură pentru temperatură este gradul.

Se utilizează frecvent două scări de temperatură: scara Kelvin, admisă în SI, și scara Celsius. Legătura dintre cele două scări termometrice este dată de relația: $T(K) = 273,15 + t^{\circ}(C)$ sau, mai simplu, $T(K) = 273 + t^{\circ}(C)$.

Temperatura de $0^{\circ}C$ sau $273,15 K$, cu aproximație $273 K$, este temperatura asociată stării termice a amestecului de gheață și apă.

Temperatura de $100^{\circ}C$ sau $373 K$ este temperatura asociată stării termice a amestecului de apă care fierbe și vapori de apă.

Prin creșterea temperaturii unui gaz, crește energia cinetică a particulelor și, implicit, viteza lor.

Volumul este mărimea fizică ce măsoară locul ocupat de un corp în spațiu.

În SI, unitatea de măsură pentru volum este metrul cub (m^3), uzual este utilizat și litrul (L). Corespondența dintre cele două unități de măsură este dată de relația: $1 dm^3 = 1 L$.

Prin urmare: $1 m^3 = 1000 dm^3 = 1000 L$

$1 dm^3 = 1 L = 1000 cm^3 = 1000 mL$ sau $1 cm^3 = 1 mL$



Presiunea este definită de relația: $p = \frac{F}{S}$, unde F este forța ce acționează perpendicular pe o suprafață de mărime S .

Particulele substanțelor gazoase, în mișcarea lor dezordonată, se ciocnesc de pereții vasului, exercitând presiune asupra recipientului în care se află.

Creșterea numărului de moli de gaz din unitatea de volum sau creșterea temperaturii gazului (creșterea vitezei moleculelor) determină creșterea numărului de ciocniri în unitatea de timp și creșterea presiunii.

Presiunea se măsoară cu manometru sau cu barometru.

Unitatea de măsură pentru presiune în SI este $\frac{N}{m^2}$ sau pascal ($1 \frac{N}{m^2} = 1 \text{ Pa}$).

În practică, se utilizează atmosfera (atm).

$$1 \text{ atm} = 101325 \frac{N}{m^2} = 1,013 \cdot 10^5 \frac{N}{m^2} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Presiunea se poate măsura și în mmHg (milimetrii coloană de mercur) sau în bari.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}, 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

- Moleculele de gaz sunt considerate puncte de masă pentru că volumul propriu al moleculelor este neglijabil în comparație cu distanțele dintre molecule. De aceea, în determinarea volumului propriu al unui gaz nu are importanță natura lui chimică, ci numărul de molecule (numărul de moli).

Volume egale din gaze diferite, aflate în condiții identice de temperatură și presiune, conțin același număr de molecule (legea lui Avogadro).

Cu alte cuvinte, același număr de moli din gaze diferite ocupă în aceleași condiții de temperatură și presiune volume egale.

Volumul ocupat de un mol din orice gaz în condiții identice de temperatură și presiune este același și se numește volum molar (V_m).

Temperatura de 0°C sau 273K și presiunea de 1 atm sunt considerate condiții normale (c.n.) de temperatură și presiune și sunt notate T^0 și p^0 .

În condiții normale de temperatură și presiune, volumul molar (V_m^0) al oricărui gaz este același.

$$V_m^0 = 22,4 \frac{dm^3}{mol} = 22,4 \frac{L}{mol} = 22,4 \frac{m^3}{kmol} = 22,4 \frac{mL}{mmol}$$

- Pentru o cantitate bine determinată de gaz ($v = \text{constant}$), având într-o stare dată presiunea p și temperatura T și ocupând volumul V , s-a demonstrat că modificarea unui parametru de stare (p, V sau T) determină o modificare a celorlalți doi, așa încât să fie îndeplinită condiția: $\frac{pV}{T} = \text{constant}$.

Astfel, la trecerea unui gaz ce conține v moli din starea 1 (caracterizată prin parametrii p_1, V_1, T_1) în starea 2 (caracterizată prin parametrii p_2, V_2, T_2) se respectă relația: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$.

Într-o transformare izotermă ($T_1 = T_2 = \text{constant}$) a unei cantități bine determinate de gaz ($v = \text{constant}$), presiunea și volumul variază invers proporțional (legea Boyle - Mariotte).

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \text{ sau } pV = \text{constant}$$

Într-o transformare izobară ($p_1 = p_2 = \text{constant}$) a unei cantități bine determinate de gaz ($v = \text{constant}$), temperatura și volumul variază direct proporțional (legea Gay - Lussac).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ sau } \frac{V}{T} = \text{constant}$$

Într-o transformare izocoră ($V_1 = V_2 = \text{constant}$) a unei cantități bine determinate de gaz ($v = \text{constant}$), presiunea și temperatura variază direct proporțional (legea lui Charles).

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \text{ sau } \frac{p}{T} = \text{constant}$$

• La transformarea a v moli de gaz din condiții normale (p^0, V^0, T^0) în altă stare (p, V, T) se respectă relația:

$$\frac{p^0 V^0}{T^0} = \frac{pV}{T}$$

Volmul V^0 ocupat de v moli de gaz în condiții normale de temperatură și presiune (0°C și 1 atm) este: $V^0 = v \cdot V_m^0$.

Înlocuind în relația anterioară, se obține:

$$\frac{p^0 V_m^0 \cdot v}{T^0} = \frac{pV}{T}$$

Raportul: $\frac{p^0 V_m^0}{T^0} = R$ este constant indiferent de natura gazului și reprezintă constanta universală a gazelor perfecte (R). Valoarea lui R depinde de unitățile de măsură alese pentru parametrii de stare.

$$R = \frac{p^0 V_m^0}{T^0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}{273 \text{ K}} = \frac{0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{p^0 V_m^0}{T^0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{atm}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{p^0 V_m^0}{T^0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot 22,4 \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}}}{273 \text{ K}} = 8,31 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol} \cdot \text{K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Ținând seama că $\text{J} = \text{N} \cdot \text{m}$ și $\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$, rezultă: $\text{J} = \text{N} \cdot \text{m} = \text{Pa} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{m} = \text{Pa} \cdot \text{m}^3 = \text{Pa} \cdot 1000 \text{ L}$
 $= 1000 \text{ Pa} \cdot \text{L} = \text{kPa} \cdot \text{L}$ și $R = 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Înlocuind $R = \frac{p^0 V_m^0}{T^0}$ în $\frac{p^0 V_m^0 \cdot v}{T^0} = \frac{pV}{T}$ rezultă $pV = vRT$, relație ce reprezintă ecuația de stare a gazelor ideale sau ecuația termică de stare.

• Densitatea unui corp de masă m și volum V este definită de relația: $\rho = \frac{m}{V}$ și se măsoară în: kg/m^3 , $\text{g}/\text{cm}^3 = \text{g}/\text{mL}$, $\text{kg}/\text{dm}^3 = \text{kg}/\text{L}$, $\text{g}/\text{dm}^3 = \text{g}/\text{L}$.

Știind că un mol de gaz cu masa molară μ ocupă în condiții normale de temperatură și presiune volumul $V_m^0 = 22,4 \text{ dm}^3$, densitatea în c.n. (ρ^0) a acestui gaz se calculează după relația:

$$\rho^0 = \frac{\mu}{V_m^0}$$



De exemplu, densitatea oxigenului (O_2) în c.n. este: $\rho_{O_2}^0 = \frac{\mu_{O_2}}{V_m^0} = \frac{32 \frac{g}{mol}}{22,4 \frac{L}{mol}} = 1,42 \frac{g}{L}$

• Dacă gazul are temperatura T și presiunea p , volumul ocupat de un mol de gaz în aceste condiții (V_m) se obține din $pV = \nu RT$ și rezultă: $V_m = \frac{RT}{p}$.

Densitatea unui gaz cu masa molară μ la temperatura T și presiunea p este:

$$\rho = \frac{\mu}{V_m} = \frac{\mu}{\frac{RT}{p}} = \frac{\mu p}{RT}$$

De exemplu, densitatea oxigenului (O_2) la $27^\circ C$ (300 K) și 3 atm este:

$$\rho_{O_2} = \frac{\mu_{O_2} \cdot p}{RT} = \frac{32 \frac{g}{mol} \cdot 3 atm}{0,082 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K} \cdot 300 K} = 3,9 \frac{g}{L}$$

• Densitatea relativă a unui gaz față de alt gaz, ambele aflate în aceleași condiții de temperatură și presiune, se definește ca raportul densităților celor două gaze.

$$d = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{\mu_1}{V_m}}{\frac{\mu_2}{V_m}} = \frac{\mu_1}{\mu_2}$$

Densitatea relativă este o mărime adimensională și arată de câte ori este mai greu un gaz față de celălalt.

Astfel, densitățile relative ale unor gaze față de hidrogen, oxigen, dioxid de carbon, aer se calculează după relațiile:

$$d_{H_2} = \frac{\mu}{\mu_{H_2}} = \frac{\mu}{2}; d_{O_2} = \frac{\mu}{\mu_{O_2}} = \frac{\mu}{32}; d_{CO_2} = \frac{\mu}{\mu_{CO_2}} = \frac{\mu}{44}; d_{aer} = \frac{\mu}{\bar{\mu}_{aer}} = \frac{\mu}{28,9}$$

• Cunoscând densitatea unui gaz (ρ^0 , ρ , d), se poate identifica gazul prin masa lui molară.

$$\mu = \rho^0 \cdot V_m^0; \mu = \frac{\rho RT}{p}; \mu_1 = d \cdot \mu_2$$

• În practică, se lucrează frecvent cu amestecuri de gaze care nu reacționează chimic între ele. Aerul este un astfel de amestec format din azot, oxigen, dioxid de carbon, vapori de apă, gaze nobile.

Considerând numai componentele principale, 100 mol de aer sunt formați din 80 mol de azot (N_2) și 20 mol de oxigen (O_2) sau 100 L de aer cuprind 80 L de N_2 și 20 L de O_2 . Prin urmare compoziția aerului, exprimată în procente molare sau în procente volumetrice, este: 80% N_2 și 20% O_2 . Raportul molar $N_2 : O_2$ din aer este 4:1.

Compoziția unui amestec de substanțe poate fi exprimată și prin fracții molare. Frația molară (X_i) a unui component A_i dintr-un amestec de mai multe substanțe: $A_1, A_2, \dots, A_i, \dots$ este definită de raportul:

$$X_i = \frac{\nu_i}{\nu}$$

unde: v_i este numărul de moli din componentul considerat;
 v este numărul total de moli din amestec ($v = v_1 + v_2 + \dots$).

Fracția molară poate fi calculată și după relația $X_i = \frac{p_i}{100}$, unde p_i este procentul molar al componentului considerat.

Fracția molară a azotului din aer este:

$$X_{N_2} = \frac{v_{N_2}}{v_{N_2} + v_{O_2}} = \frac{4}{4 + 1} = \frac{4}{5} = 0,8 \text{ sau } X_{N_2} = \frac{p_{N_2}}{100} = \frac{80}{100} = 0,8$$

Fracția molară a oxigenului din aer este:

$$X_{O_2} = \frac{v_{O_2}}{v_{N_2} + v_{O_2}} = \frac{1}{4 + 1} = \frac{1}{5} = 0,2 \text{ sau } X_{O_2} = \frac{p_{O_2}}{100} = \frac{20}{100} = 0,2$$

Pentru un amestec, suma fracțiilor molare ale substanțelor componente este 1.

$$X_1 + X_2 + \dots = 1$$

Pentru aer: $X_{N_2} + X_{O_2} = 0,8 + 0,2 = 1$

Pentru un amestec de substanțe se poate determina masa molară medie ($\bar{\mu}$), adică masa unui mol de amestec sau a unei cantități de amestec ce conține numărul lui Avogadro particule, ținând seama de compoziția amestecului:

$$\bar{\mu} = X_1 \cdot \mu_1 + X_2 \cdot \mu_2 + \dots \text{ sau } \bar{\mu} = \frac{v_1}{100} \cdot \mu_1 + \frac{v_2}{100} \cdot \mu_2 + \dots$$

unde: $X_1, X_2, \dots$ sunt fracțiile molare;

$v_1, v_2, \dots$ sunt procente molare (pentru gaze și procente volumetrice);

$\mu_1, \mu_2, \dots$ sunt masele molare ale componentelor amestecului.

Astfel, masa molară medie a aerului este:

$$\bar{\mu}_{aer} = X_{N_2} \cdot \mu_{N_2} + X_{O_2} \cdot \mu_{O_2} = 0,8 \cdot 28 + 0,2 \cdot 32 = 28,9 \text{ g/mol}$$

$$\bar{\mu}_{aer} = \frac{v_{N_2}}{100} \cdot \mu_{N_2} + \frac{v_{O_2}}{100} \cdot \mu_{O_2} = \frac{80}{100} \cdot 28 + \frac{20}{100} \cdot 32 = 28,9 \text{ g/mol}$$

Un mol de aer, adică o cantitate de aer ce conține $6,022 \cdot 10^{23}$ molecule, dintre care 80% sunt molecule de azot (N_2) și 20% sunt molecule de oxigen (O_2), are masa de 28,9 g. La 0°C și 1 atm (c.n.), această cantitate de aer ocupă volumul de 22,4 L.

Fracțiile molare ale componentelor unui amestec de substanțe și masa molară medie a amestecului se pot calcula pentru amestecuri în orice stare de agregare (solidă, lichidă, gazoasă).

• Presiunea parțială a unui gaz dintr-un amestec de gaze reprezintă presiunea pe care ar avea-o gazul dacă ar ocupa singur întreg volumul amestecului.

Presiunea parțială (p_i) a unui gaz se calculează după relația: $p_i = X_i P$

unde: X_i este fracția molară a gazului considerat;

P este presiunea totală a amestecului gazos.

Presiunea unui amestec de gaze este egală cu suma presiunilor parțiale ale gazelor componente (legea lui John Dalton).

$$P = p_1 + p_2 + \dots$$

Dacă aerul dintr-un recipient are presiunea $P = 2$ atm, presiunea parțială a azotului $p_{N_2} = X_{N_2} \cdot P = 0,8 \cdot 2 = 1,6$ atm, iar presiunea parțială a oxigenului este: $p_{O_2} = X_{O_2} \cdot P = 0,2 \cdot 2 = 0,4$ atm.

Presiunea aerului este egală cu suma presiunilor parțiale ale azotului și oxigenului.

$$P = p_{N_2} + p_{O_2} = 1,6 + 0,4 = 2 \text{ atm}$$



PROBLEME

4.1. Calculați volumul (c.n.) ocupat de:

- a) 5 mol de CO_2 ;
- b) 15 mmol de O_2 ;
- c) 10 kmol de N_2 ;
- d) 3,55 g de Cl_2 ;
- e) 88 kg de CO_2 ;
- f) 56 mg de N_2 ;
- g) $30,11 \cdot 10^{23}$ molecule de H_2 ;
- h) $18,066 \cdot 10^{26}$ molecule de NH_3 .

4.2. Calculați masa pentru:

- a) 336 L (c.n.) de SO_2 ;
- b) 20,16 mL (c.n.) de Cl_2 ;
- c) 1568 m^3 (c.n.) de O_2 ;
- d) 8,2 L de CO_2 măsurați la 27°C și 9 atm;
- e) 41 m^3 de N_2 măsurați la 227°C și 5 atm.

4.3. Calculați:

a) volumul ocupat la 273 K și $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ de 168 g de N_2 ;

b) volumul ocupat în condiții normale de temperatură și presiune de un amestec de N_2 și CO_2 în raport molar 3:2 cu masa de 516 g;

c) masa unui amestec echimolecular de O_2 și N_2 care ocupă la 0°C și 101325 N/m^2 un volum de 224 L;

d) masa molară a unui gaz A, știind că o probă de A cu masa de 355 g ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 112 L;

e) numărul de atomi dintr-o probă de O_2 care ocupă la 0°C și 760 mmHg volumul de 33,6 mL.

4.4. Calculați:

a) volumul ocupat la 227°C și 5 atm de 528 g de CO_2 ;

b) volumul ocupat la 300 K și 8,2 atm de 10 mmol de N_2 ;

c) volumul ocupat la 27°C și 6 atm de 96 kg de O_2 ;

d) volumul ocupat la temperatura de 127°C și presiunea de 608 mmHg de un amestec echimolecular de CO_2 și O_2 cu masă de 380 g;

e) volumul ocupat la temperatura de -13°C și presiunea de $2,6338 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ de 1440 g de aer ce conține 80% N_2 și 20% O_2 , procente molare.

4.5. Într-un cilindru cu piston se află o probă de gaz cu temperatura de 67°C și presiunea de 1,7 atm. În aceste condiții, gazul ocupă un volum de 2 dm^3 . Calculați:

a) volumul ocupat de gaz dacă este răcit la temperatura de 7°C , iar presiunea rămâne constantă (1,7 atm);

b) presiunea gazului dacă volumul este micșorat la 1250 cm^3 , iar temperatura rămâne constantă (67°C);

c) presiunea gazului dacă gazul este încălzit cu 20° , iar volumul rămâne constant (2 dm^3);

d) temperatura gazului, dacă gazul are presiunea de 2,1 atm și ocupă volumul de $1,8 \text{ dm}^3$.

4.6. O probă de CO_2 cu masa de 396 g este introdusă într-un recipient cu volumul de 90 L și încălzită la 22°C . Calculați:

a) presiunea gazului din recipient;

b) masa de CO_2 ce trebuie să fie scoasă din recipient ca presiunea din recipient să scadă la 1 atm, temperatura rămânând constantă (22°C);

c) volumul (c.n.) ocupat de proba inițială de CO_2 ;

d) presiunea gazului dacă se mai introduc 30 mol de N_2 în recipientul în care se află proba inițială de CO_2 și temperatura gazului scade la 12°C .

4.7. Într-un recipient cu volumul de 205 L s-a introdus un amestec de CO_2 și N_2 cu masa molară medie $\bar{\mu} = 32 \text{ g/mol}$. Știind că temperatura gazelor este de -23°C și presiunea de 2 atm, calculați:

a) masa de CO_2 și masa de N_2 din recipient;

b) densitatea amestecului față de aer;

c) masa de CO_2 ce trebuie adăugată în rezervor ca masa molară medie a amestecului să crească la $34,4 \text{ g/mol}$;

d) cum trebuie să varieze temperatura amestecului după adăugarea dioxidului de carbon ca presiunea amestecului să crească de 1,2 ori.

4.8. Calculați masa molară medie pentru următoarele amestecuri de gaze:

a) amestecul format din 1,4 mol de O_2 și 5,6 mol de CO ;

b) amestecul format din: 68 kg de NH_3 , 6 kg de H_2 și 140 kg de N_2 ;

c) amestecul format din: 32 mg de SO_2 și 2 mmoli de SO_3 ;

d) amestecul format din O_2 și CO_2 cu densitatea față de aer $d_{\text{aer}} = 1,19$;

e) amestecul de Cl_2 , N_2 și H_2 în raport molar $\text{Cl}_2 : \text{N}_2 : \text{H}_2 = 1:2:3$;

f) amestecul caracterizat prin fracțiile molare: $X_{\text{N}_2} = 0,7$ și $X_{\text{Cl}_2} = 0,3$;

g) amestecul cu compoziția procentuală molară: 25% SO_2 , 35% SO_3 și 40% O_2 ;

h) amestecul cu compoziția procentuală de masă: 48% O_2 , 33,6% CO și 18,4% H_2 .

4.9. Calculați compoziția procentuală molară a următoarelor amestecuri de gaze:

a) amestec de CH_4 și O_2 cu masa molară medie $\bar{\mu} = 28,8$ g/mol;

b) amestec de metan (CH_4) și etan (C_2H_6) în care fracția molară a metanului este $X_{\text{CH}_4} = 0,6$;

c) amestec de H_2 , N_2 și NH_3 cu densitatea față de aer $d_{\text{aer}} = 0,3921$ și raportul de masă $\text{H}_2 : \text{N}_2 = 3:14$;

d) amestec de acetilenă (C_2H_2) și metan (CH_4) cu masa de 16,4 g care conține 1,1 mol de atomi de carbon;

e) amestec format din două gaze A și B în raport de masă $m_A : m_B = 4,5$, gazul A având $d_{\text{H}_2} = 21$ și gazul B având $d_{\text{N}_2} = 1$.

4.10. Un amestec de CO_2 și CH_4 , în raport molar $\text{CO}_2 : \text{CH}_4 = 3:4$, ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 470,4 mL. Într-un recipient cu volumul de 820 mL se introduce amestecul de CO_2 și CH_4 considerat și 9 mmol dintr-un gaz A cu formula moleculară X_2 . Știind că, prin adăugarea gazului A, masa molară medie a amestecului inițial de CO_2 și CH_4 nu se modifică și că presiunea gazelor din recipient este de $1,5195 \cdot 10^5$ Pa, calculați:

a) masa amestecului inițial de CO_2 și CH_4 ;

b) masa molară medie a amestecului de CO_2 și CH_4 ;

b) temperatura gazelor din recipient;

d) identificați gazul A.

4.11. Calculați:

a) densitatea în condiții normale de temperatură și presiune a dioxidului de azot (NO_2);

b) densitatea la 57°C și 6,6 atm a propanului (C_3H_8);

c) densitatea față de aer a metanului (CH_4);

d) densitatea față de azot a amoniacului (NH_3);

e) densitatea față de un amestec echimolecular de N_2 și CO_2 a clorului (Cl_2);

f) densitatea în condiții normale de temperatură și presiune a unui amestec de propan (C_3H_8) și butan (C_4H_{10}) în raport molar $\text{C}_3\text{H}_8 : \text{C}_4\text{H}_{10} = 2:5$;

g) densitatea față de aer a unui amestec echimolecular de hidrogen (H_2) și clor (Cl_2).

4.12. Calculați masa molară pentru fiecare gaz și identificați gazul:

a) substanța gazoasă A are densitatea în condiții normale de temperatură și presiune $\rho^0 = 0,08928$ g/L;

b) substanța gazoasă B cu formula moleculară de tipul XO_2 are la 67°C și 17 atm densitatea $\rho = 39,0243$ g/L;

c) substanța gazoasă C cu formula moleculară de tipul X_2 are densitatea față de oxigen $d_{\text{O}_2} = 2,21875$;

d) hidrocarbura gazoasă D cu formula brută CH_2 și cu densitatea față de aer $d_{\text{aer}} = 1,4532$;

e) o probă dintr-o substanță gazoasă E cu caracter acid are masa de 10,95 g și ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 6,72 L.

4.13. Într-un recipient cu volumul de $98,4 \text{ m}^3$ se află un amestec gazos format din CO_2 , O_2 și N_2 . Amestecul gazos are temperatura de 127°C și presiunea de 2 atm. Știind că în recipient se află $6,022 \cdot 10^{26}$ molecule de CO_2 , 64 kg O_2 și restul N_2 , calculați:

a) cantitatea de N_2 din recipient;

b) presiunile parțiale ale celor trei gaze;

c) masa molară medie a amestecului;

d) masa gazelor din recipient.

4.14. Într-un recipient cu volumul de 164 L se introduce un amestec de Cl_2 , N_2 și CO_2 .



Amestecul gazos are temperatura de 17°C și presiunea de $1,45\text{ atm}$, iar presiunile parțiale ale gazelor din amestec sunt: $p_{\text{Cl}_2}=0,29\text{ atm}$, $p_{\text{N}_2}=0,725\text{ atm}$, $p_{\text{CO}_2}=0,435\text{ atm}$. Calculați:

- numărul de moli din fiecare gaz din amestec;
- masa amestecului;
- masa molară medie a amestecului;
- densitatea amestecului în condițiile date;
- volumul ocupat de CO_2 din amestec în condiții normale de temperatură și presiune.

4.15. Într-un recipient bine închis, cu volumul de $32,8\text{ L}$ se află oxigen cu temperatura de 27°C și presiunea de 3 atm . În recipient s-au introdus

și $12,4\text{ g}$ de fosfor alb care, la ușoară încălzire a recipientului, se aprinde.

a) Știind că pentaoxidul de fosfor rezultat este solid, calculați presiunea din recipient la sfârșitul reacției, la aceeași temperatură de 27°C .

b) Dacă în oxigenul rămas în recipient se ard 32 g de sulf, calculați presiunea din recipient la sfârșitul acestei reacții, considerând temperatura de 27°C .

c) Calculați volumul ocupat în condiții normale de amestecul de oxigen și dioxid de sulf din recipient.

d) Ce masă de carbon se poate combina cu oxigenul rămas în recipient.



Teste tip

4.16. Referitor la butan, gaz combustibil cu formula moleculară C_4H_{10} , sunt corecte afirmațiile, cu excepția:

- are $\rho^0=2,589\text{ g/L}$;
- în 56 L (c.n.) de C_4H_{10} se află $15,055 \cdot 10^{23}$ molecule;
- este mai ușor decât aerul de aproape două ori;
- 522 g de C_4H_{10} ocupă la 57°C și $6,6\text{ atm}$ un volum de $36,9\text{ L}$;
- prin arderea unui volum de C_4H_{10} se obține un volum de CO_2 de 4 ori mai mare.

4.17. Referitor la un oxid al carbonului care are la 280 K și $4,1\text{ atm}$ densitatea $\rho=5\text{ g/L}$, este corectă afirmația:

- o probă de oxid cu masa de 196 mg ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de $156,8\text{ mL}$;
- o probă de oxid ce conține $138,506 \cdot 10^{23}$ molecule are masa de 1012 g ;
- are formula moleculară CO_2 ;
- nu se mai poate combina cu oxigenul;
- o probă de oxid cu volumul de $11,193\text{ L}$, temperatura de 273 K și presiunea de $1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}$ conține 12 g C .

4.18. Prin combinarea carbonului cu oxigenul, are loc o creștere a masei carbonului

cu $266,66\%$. Referitor la oxidul obținut sunt corecte variantele:

- oxidul are raportul de masă $\text{C}:\text{O}=3:8$;
- o probă de oxid cu volumul (c.n.) de $5,6\text{ m}^3$ conține 8 kg de oxigen;
- oxidul este de $1,375$ ori mai greu decât oxigenul;
- oxidul are compoziția procentuală de masă: $27,27\%\text{ C}$ și $72,72\%\text{ O}$;
- sunt corecte toate variantele.

4.19. Referitor la un amestec de N_2 și H_2 cu masa molară medie $\bar{\mu}=7,2\text{ g/mol}$ este incorectă afirmația:

- presiunea parțială a azotului din amestec este de 5 ori mai mică decât presiunea amestecului;
- într-o probă de amestec cu volumul (c.n.) de $67,2\text{ mL}$ se află 24 mg de H_2 ;
- amestecul este mai ușor decât aerul;
- dacă presiunea amestecului este de 2 atm , presiunea parțială a hidrogenului este $1,6\text{ atm}$;
- o probă de amestec ce conține $0,5\text{ mol}$ de N_2 are masa de 18 g .

4.20. Despre un amestec de oxizi gazoși de tipul EO_2 (XO_2 , YO_2 , ZO_2), în raport molar $\text{XO}_2:\text{YO}_2:\text{ZO}_2=1:2:2$ se cunosc informațiile:
- are densitatea față de oxigen $d_{\text{O}_2}=1,65$;

- într-un mol de amestec se găsesc 8,8 g de XO_2 ;

- într-o probă de amestec cu volumul (c.n.) de 2,24 L se găsesc 2,56 g de YO_2 .

Referitor la acest amestec nu este corectă afirmația:

a) cei trei oxizi gazoși sunt: CO_2 (XO_2), SO_2 (YO_2), NO_2 (ZO_2);

b) o probă de amestec cu masa de 792 g ocupă la -10°C și 0,5 atm un volum de 646,98 L;

c) raportul de masă $\text{XO}_2 : \text{YO}_2 : \text{ZO}_2 = 11:32:23$;

d) într-o probă de amestec ce ocupă în condiții normale de temperatură și presiune volumul de 33,6 L se află 1,5 mol de atomi de oxigen;

e) un balon umplut cu acest amestec de oxizi lăsat liber într-un recipient umplut cu CO_2 se așază pe fundul recipientului.

Teste tip



4.21. Un balon umplut cu un amestec de acetilenă (C_2H_2) și etan (C_2H_6) plutește în aer.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) masa molară medie a amestecului din balon este egală cu masa molară medie a aerului;

..... b) raportul molar $\text{C}_2\text{H}_2 : \text{C}_2\text{H}_6 = 11:29$;

..... c) o probă din acest amestec ce conține 715 g de C_2H_2 ocupă în condiții normale de temperatură și presiune volumul de $2,24 \text{ m}^3$.

4.22. Într-un recipient cu volumul de $0,5 \text{ m}^3$ se introduc 3,6 kg de apă și o cantitate de N_2 ce ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 1,12 L.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dacă amestecul are temperatura de 27°C și considerând că apa nu se evaporă, presiunea din recipient este de 24,6 atm;

..... b) dacă amestecul are temperatura de 147°C , presiunea din recipient crește de 7 ori față de presiunea de la punctul a;

..... c) presiunea parțială a vaporilor de apă în condițiile de la punctul b este 13,776 atm.

4.23. Un amestec gazos de CH_4 și aer (ce conține 20% O_2 , procente molare), în care raportul molar $\text{CH}_4 : \text{O}_2 = 2:5$, ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 604,8 L. Amestecul este aprins și numai o parte din metan se combină cu oxigenul. După reacție,

amestecul gazos ocupă în condiții normale de temperatură și presiune un volum de 537,6 L.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) s-a combinat cu oxigenul o cantitate de metan ce conține 1,5 mol;

..... b) în amestecul gazos final se află un număr de moli de gaze egal cu numărul de moli din amestecul inițial;

..... c) în amestecul de reacție se află 27 mol de substanțe simple și compuse.

4.24. Se consideră un amestec gazos format din: 0,176 g CO_2 , 156,8 mL SO_2 și 9 mmol N_2 .

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în condiții normale de temperatură și presiune amestecul ocupă un volum de 448 mL;

..... b) amestecul conține 40,18% O , procente de masă;

..... c) dacă amestecul gazos este introdus într-un recipient cu volumul de 200 cm^3 și este răcit la -13°C , presiunea din recipient este de 0,2132 atm.

4.25. Un amestec gazos format din N_2 și CO conține 21,428% O , procente de masă.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar $\text{N}_2 : \text{CO}$ din amestec este 5:3;

..... b) masa molară medie a amestecului este aceeași indiferent de raportul molar $\text{N}_2 : \text{CO}$;



..... c) o probă de amestec cu masa de 224g ocupă la 117°C și $3,9507 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ un volum de $6,56 \text{ m}^3$.

4.26. Densitatea unei probe de aer umed față de aerul uscat, considerând că aerul conține numai N_2 (80%) și O_2 (20%), procente volumetrice, este 0,892847.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar $\text{N}_2:\text{O}_2:\text{H}_2\text{O}$ din proba de aer umed este 4:1:2;

..... b) aerul umed este mai ușor decât aerul uscat;

..... c) concentrația procentuală molară a vaporilor de apă din aerul umed este 28,57%.

Amestecuri de substanțe. Soluții. Concentrațiile soluțiilor. Cristalohidrați

5.1. Amestecuri de substanțe

• O **substanță pură** are următoarele caracteristici:

- are compoziția bine determinată, care nu se modifică prin transformări fizice;
- constantele fizice (temperatură de fierbere, temperatură de topire, indice de refracție, densitate etc) au valori bine determinate.

Exemplu: Apa pură este solidă sub 0°C , se topește la 0°C , este lichidă până la $+100^{\circ}\text{C}$. Compoziția apei nu se modifică prin topire sau prin fierbere.

• **Amestecurile** de substanțe pot fi:

- amestecuri omogene - au în toată masa lor aceeași compoziție și aceleași proprietăți (exemplu: sare, aer, bronz);
- amestecuri eterogene - au compoziție diferită și proprietăți diferite în puncte diferite ale masei lor (exemplu: nisip și apă, ulei și apă, fum).

• Pentru a separa o substanță dintr-un amestec se pot utiliza mai multe metode bazate pe transformări fizice (decantare, filtrare, cristalizare, distilare, extracție, sublimare).

Decantarea este operația de separare a unui solid dintr-un amestec eterogen solid - lichid prin scurgerea lichidului după ce solidul s-a depus pe fundul vasului. Se folosește în cazul în care densitatea solidului este mai mare decât densitatea lichidului.

Exemplu: separarea nisipului de apă.

Filtrarea este operația de separare a unui solid dintr-un amestec eterogen solid - lichid, cu ajutorul unor materiale poroase permeabile numai pentru lichid, numite filtre. Se utilizează în cazul în care densitatea solidului este apropiată de densitatea lichidului.

Exemplu: separarea precipitatului de hidroxid de cupru ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) de restul soluției apoase.

Cristalizarea este operația de trecere a unei substanțe dintr-un amestec omogen lichid în stare solidă, în urma evaporării lichidului în care a fost dizolvată.

Exemplu: separarea sării de bucătărie dintr-o sare, prin evaporarea apei.

Distilarea este operația de separare a substanțelor componente ale unui amestec omogen de lichide prin fierbere urmată de condensarea vaporilor. Se utilizează când lichidele componente nu au temperaturi de fierbere apropiate.

Exemplu: separarea alcoolului etilic dintr-o soluție apoasă.

Extracția este operația de separare a unei sau a mai multor substanțe componente ale unui amestec lichid sau solid cu ajutorul unui lichid care poate să dizolve substanțele respective.

Exemplu: separarea bromului dintr-o soluție apoasă cu un solvent nepolar (toluen, CCl_4).

Sublimarea este operația de trecere a unei substanțe, prin încălzire, din stare solidă direct



REȚINERÎ

în stare de vapori. Se utilizează pentru separarea dintr-un amestec solid a substanțelor care au proprietatea de a sublima. Vaporii sunt captați și prin răcire desublimează.

Exemplu: separarea naftalinei de impurități.

- Unele dintre aceste metode sunt utilizate în procesele de purificare a substanțelor. O substanță, este considerată pură dacă, după mai multe operații de purificare, constantele fizice (p.t., p.f. etc) nu se modifică.

- Puritatea unui amestec, exprimată în procente de masă sau de volum, indică masa sau volumul de substanță pură care se află în 100 de unități de masă sau de volum de amestec.

$$p = \frac{m_{\text{pur}} \cdot 100}{m_{\text{total}}} \quad p = \frac{V_{\text{pur}} \cdot 100}{V_{\text{total}}}$$

unde: p = puritatea unui amestec, exprimată în procente de masă sau de volum;

m_{pur} = masa substanței pure din amestec (g, kg);

m_{total} sau m_{impur} = masa amestecului (g, kg), $m_{\text{total}} = m_{\text{pur}} + m_{\text{impurități}}$;

V_{pur} = volumul substanței pure dintr-un amestec de gaze (cm^3 , dm^3 , m^3);

V_{total} sau V_{impur} = volumul amestecului gazos (cm^3 , dm^3 , m^3).

5.2. Soluții

- Soluția este amestecul omogen de două sau mai multe substanțe rezultat în urma procesului de dizolvare.

- O soluție este formată din:

- dizolvant sau solvent – substanța care se află în cantitate mai mare și în care se produce dizolvarea;

- dizolvat sau solut – substanța care se dizolvă.

Exemplu: În soluția apoasă de sare de bucătărie, apa este solventul, iar clorura de sodiu este solutul.

- După starea de agregare, soluțiile pot fi:

- soluții gazoase – obținute prin amestecarea omogenă a două sau mai multe gaze (ex: aer);

- soluții lichide – obținute prin amestecarea omogenă a unui gaz într-un lichid (ex: apă carbogazoasă - dioxid de carbon în apă), a unui lichid în alt lichid (ex: alcool etilic în apă), a unui solid într-un lichid (ex: iod în toluen);

- soluții solide – obținute prin solidificarea unor amestecuri omogene lichide (ex: aliajele).

Soluțiile propriu-zise sunt soluțiile lichide.

- După cantitatea de solut conținută, o soluție poate fi:

- soluție saturată – soluția care conține cantitatea maximă de solut la o anumită temperatură și în care nu se mai pot dizolva noi cantități de solut;

- soluție nesaturată – soluția în care se mai pot dizolva noi cantități de solut.

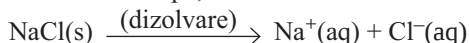


5.3. Dizolvarea

- Dizolvarea reprezintă fenomenul în urma căruia particulele de solut (substanță solidă, lichidă sau gazoasă) se răspândesc printre moleculele solventului, rezultând o soluție.

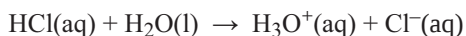
Dizolvarea nu este un simplu proces de difuzie a particulelor de solut printre moleculele de solvent, ci este un proces complex ce presupune desfacerea unor interacțiuni și formarea altora noi.

De exemplu, la dizolvarea clorurii de sodiu (substanță ionică) în apă (solvent cu molecule polare), moleculele apei se orientează cu polul pozitiv spre ionii Cl^- și cu polul negativ spre ionii Na^+ . Între molecula de apă și ion se stabilește o forță de atracție electrostatică, numită interacțiune ion - dipol care este mult mai slabă decât atracția electrostatică dintre ionii de semn contrar din cristalul ionic. Cum în jurul fiecărui ion se orientează mai multe molecule de apă, prin însumarea interacțiunilor slabe ion - dipol exercitate asupra fiecărui ion se obține o forță mai mare decât forța de atracție electrostatică dintre ioni. Sub acțiunea ei, ionul se desprinde din cristal și trece în soluție înconjurat de moleculele de apă, adică hidratat.



Se utilizează notațiile: s (solid), l (lichid), g (gaz), aq (dizolvat în soluție apoasă sau hidratat, aqua = apă).

La dizolvarea unei substanțe cu molecule polare (de exemplu, acid clorhidric) în apă, moleculele apei se orientează cu polul pozitiv către polul negativ al moleculei de solut și invers. Între moleculele apei și moleculele solutului se stabilesc interacțiuni slabe dipol - dipol. Prin însumarea acestor interacțiuni slabe, dar numeroase, molecula polară de solut se desface în ioni, care trec în soluție hidratați cu un număr specific de molecule de apă. În cazul acidului clorhidric, molecula se scindează în H^+ și Cl^- . Ionul H^+ se leagă de o moleculă de apă covalent coordinativ formând ionul H_3O^+ (hidroniu).



Dizolvarea în apă este un proces complex care presupune procesul fizic de difuziune a particulelor de solut printre moleculele apei, dar și procesele chimice de ionizare și hidratare. Desfacerea legăturilor chimice, ionice la dizolvarea unui cristal ionic și covalente la dizolvarea unei substanțe cu molecule polare, este un proces endoterm, iar formarea interacțiunilor ion - dipol în procesul de hidratare este un proces exoterm.

Dizolvarea poate fi:

- exotermă – dacă energia eliberată în procesul de hidratare a ionilor este mai mare decât energia consumată la desprinderea ionilor din cristal sau la scindarea moleculelor polare;
- endotermă – dacă energia consumată la desprinderea ionilor din cristal sau la scindarea moleculelor polare este mai mare decât energia eliberată la hidratarea ionilor.

• Existența ionilor liberi, mobili în soluțiile apoase ale substanțelor ionice sau ale substanțelor cu molecule polare, explică conductibilitatea electrică a acestor soluții (vezi paragraful 10.6).

• Dizolvarea se desfășoară mai rapid dacă:

- suprafața de contact dintre solut și solvent este mai mare;
- se agită;
- temperatura substanțelor este mai mare.

5.4. Solubilitatea substanțelor

• Proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit solvent se numește solubilitate.

Solubilitatea se exprimă prin cantitatea maximă de solut care se poate dizolva în 100g de solvent la o anumită temperatură.

De exemplu, în 100g de apă, la 20°C, se pot dizolva maximum 200g de zahăr sau 36g de clorură de sodiu. Aceste cantități reprezintă solubilitatea acestor substanțe în apă la 20°C. Soluția rezultată prin dizolvarea în 100g de solvent a unei cantități de substanță egală cu solubilitatea este o soluție saturată la temperatura considerată.



REȚINEȚI

• Solubilitatea substanțelor este influențată de mai mulți factori:

- natura solutului și a solventului;
- temperatură;
- presiune.

• Substanțele se dizolvă în solvenți cu structură asemănătoare lor.

În solvenții polari (ex: apă), se dizolvă:

- substanțe ionice (ex: NaCl, NaOH);
- substanțe cu molecule polare (ex: HCl, H₂SO₄);
- substanțe care pot forma cu apa legături de hidrogen (ex: alcool etilic, zahăr).

În solvenții nepolari (ex: tetraclorură de carbon), se dizolvă substanțele cu molecule nepolare (ex: I₂, ulei).

Experimentele au arătat că sarea de bucătărie (compus ionic) se dizolvă în apă (solvent polar), dar nu se dizolvă în tetraclorură de carbon (solvent nepolar). Iodul (substanță cu molecule nepolare) nu se dizolvă în apă (solvent polar), dar se dizolvă în tetraclorură de carbon (solvent nepolar).

Între ionii Na⁺ sau Cl⁻ din cristalul de clorură de sodiu și moleculele polare ale apei se stabilesc interacțiuni dipol - ion, care însumate, pot învinge atracția dintre ionii de semn contrar din cristal și pot asigura desprinderea ionilor.

Între ionii Na⁺ sau Cl⁻ din cristalul de clorură de sodiu și moleculele nepolare de tetraclorură de carbon (CCl₄) nu se pot stabili decât interacțiuni foarte slabe, care nu pot învinge atracția dintre ionii de semn contrar din cristalul ionic și nu pot determina desprinderea ionilor din cristal.

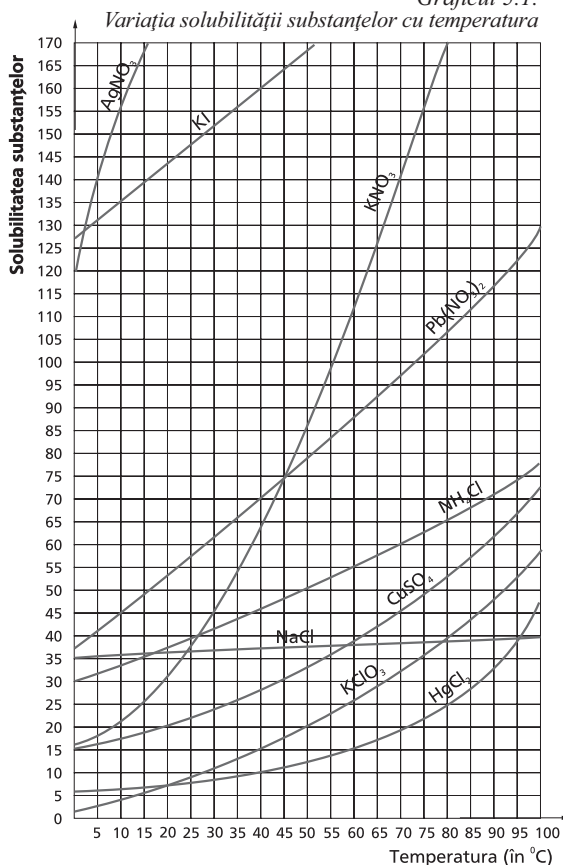
Interacțiunile slabe care se stabilesc între moleculele nepolare ale iodului și moleculele nepolare ale tetraclorurii de carbon sunt suficient de mari pentru a învinge interacțiunile dintre moleculele de iod și pentru a asigura desprinderea moleculelor din cristalul de iod.

• În general, cu creșterea temperaturii, crește solubilitatea substanțelor solide și lichide și scade solubilitatea gazelor.

Procesul complex de dizolvare implică desfacerea unor legături și interacțiuni (proces endoterm) și formarea unor noi interacțiuni între particulele solutului și ale solventului (proces exoterm).

În cele mai multe cazuri, bilanțul energetic conduce la procese de dizolvare endoterme. Prin încălzirea amestecului de solut și solvent, crește energia particulelor acestor substanțe și sunt favorizate procesele endoterme. În același timp, crește și viteza de mișcare a particulelor. În aceste

Graficul 5.1.



condiții, se dizolvă cantități mai mari de substanță.

În graficul 5.1. este prezentată variația solubilității unor substanțe în raport cu temperatura.

Dacă substanța este gazoasă, prin creșterea temperaturii soluției, crește energia moleculelor de gaz. Moleculele de gaz cu energie mai mare pot învinge interacțiunile slabe solut - solvent și părăsesc soluția.

- Cu creșterea presiunii, crește solubilitatea substanțelor gazoase în solvenți lichizi.

5.5. Concentrația soluțiilor

Raportul cantitativ solut : soluție se exprimă prin concentrația soluției. Sunt mai multe moduri de exprimare a concentrației unei soluții.

- Concentrația procentuală de masă indică masa de solut din 100g de soluție.

$$c\% = \frac{m_d \cdot 100}{m_s}$$

unde: m_d = masa de solut

m_s = masa de soluție, iar $m_s = m_d + m_{\text{apă}}$.

- Titrul reprezintă masa de solut, exprimată în grame, dintr-un mililitru ($1\text{mL} = 1\text{cm}^3$) de soluție.

$$t = \frac{m_d}{V_s}$$

unde: m_d = masa de solut;

V_s = volumul soluției exprimat în mL sau cm^3 .

- Concentrația molară sau molaritatea soluției indică numărul de moli de solut dintr-un litru de soluție.

$$c_M = \frac{\nu}{V_s}$$

unde: ν = numărul de moli de solut;

V_s = volumul soluției exprimat în litri.

- Concentrația normală indică numărul de echivalenți gram de solut dintr-un litru de soluție.

$$c_N = \frac{e}{V_s}$$

unde: e = număr de echivalenți gram de solut;

V_s = volumul soluției exprimat în litrii.

Considerând relațiile (vezi pag. 106): $e = \frac{m_d}{E_g}$, $\nu = \frac{m_d}{\mu}$, $E_g = \frac{\mu}{x}$ rezultă:

$$c_N = \frac{e}{V_s} = \frac{\frac{m_d}{E_g}}{V_s} = \frac{\frac{\nu\mu}{x}}{V_s} = \frac{\nu x}{V_s}.$$

5.6. Echivalentul gram

Din studiul legăturilor chimice se știe că un electron cedat de atomul unui element este acceptat de atomul altui element, iar un electron pus în comun de un atom necesită un electron pus în comun de un alt atom. Prin urmare, o cantitate dintr-un element care cedează sau care pune în



REȚINEȚI

comun un anumit număr de electroni se combină cu o cantitate din alt element care acceptă sau care pune în comun același număr de electroni.

- Cantitatea, exprimată în grame, dintr-un element care, după caz, cedează, acceptă sau pune în comun numărul lui Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$) electroni reprezintă **echivalentul gram** sau echivalentul chimic al elementului respectiv.

Un echivalent gram dintr-un element se combină cu un echivalent gram din alt element.

Un echivalent gram dintr-un element stabilește un număr de valențe egal cu numărul lui Avogadro. Echivalentul gram al unui element se calculează după relația:

$$E_g = \frac{\mu}{x}$$

unde: E_g = echivalentul gram, μ = masa molară, x = valența elementului.

Exemple:

$$E_{gO} = \frac{\mu}{x} = \frac{16}{2} = 8g \text{ (cantitatea de 8g de oxigen acceptă sau pune în comun } N_A \text{ electroni și realizează } N_A \text{ valențe);}$$

$$E_{gH} = \frac{\mu}{x} = \frac{1}{1} = 1g \text{ (cantitatea de 1g de hidrogen acceptă sau pune în comun } N_A \text{ electroni și realizează } N_A \text{ valențe);}$$

$$E_{gAl} = \frac{\mu}{x} = \frac{27}{3} = 9g \text{ (cantitatea de 9g de aluminiu cedează } N_A \text{ electroni și realizează } N_A \text{ valențe);}$$

Astfel, 9g de aluminiu se combină cu 8g de oxigen în oxidul de aluminiu (Al_2O_3) și cu 1g de hidrogen în hidrura de aluminiu (AlH_3). Se observă că un echivalent gram al unui element se combină cu 1g de hidrogen sau cu 8g oxigen.

Echivalentul gram este definit ca fiind cantitatea, exprimată în grame, dintr-un element care se combină cu 1g de hidrogen sau cu 8g de oxigen.

Elementelor care prezintă mai multe valențe le corespund mai mulți echivalenți chimici:

Exemple:

$$\text{- în } Na_2S \Rightarrow E_{gS} = \frac{\mu}{x} = \frac{32}{2} = 16g$$

$$\text{- în } FeO \Rightarrow E_{gFe} = \frac{\mu}{x} = \frac{56}{2} = 28g$$

$$\text{- în } SO_2 \Rightarrow E_{gS} = \frac{\mu}{x} = \frac{32}{4} = 8g$$

$$\text{- în } Fe_2O_3 \Rightarrow E_{gFe} = \frac{\mu}{x} = \frac{56}{3} = 18,66g$$

$$\text{- în } SO_3 \Rightarrow E_{gS} = \frac{\mu}{x} = \frac{32}{6} = 5,33g$$

$$\text{- în } Fe_3O_4 \Rightarrow E_{gFe} = 21g \text{ (21g Fe se combină cu 8g O).}$$

Considerând două elemente A și B care se combină între ele, între masele și echivalenții lor există relația:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{E_{gA}}{E_{gB}}$$

- Echivalentul gram al unui acid reprezintă cantitatea de acid, exprimată în grame, care cedează numărul lui Avogadro protoni (vezi pag.134).

$$E_{g \text{ acid}} = \frac{\mu}{x}$$

unde: μ = masa molară a acidului, x = numărul de protoni cedați de o moleculă de acid.

Exemplu: Considerând procesul: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ rezultă: $E_{g\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\mu}{x} = \frac{98}{1} = 98g$ (cantitatea de 98g de H_2SO_4 cedează N_A protoni).

Considerând procesul: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ rezultă: $E_{g\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\mu}{x} = \frac{98}{2} = 49g$ (cantitatea de 49g de H_2SO_4 cedează N_A protoni).

• Echivalentul gram al unei baze reprezintă cantitatea de bază, exprimată în grame, care acceptă numărul lui Avogadro protoni (vezi pag. 136).

$$E_{g \text{ bază}} = \frac{\mu}{x}$$

unde: μ = masa molară a bazei, x = numărul de protoni acceptați de o moleculă de bază.

Exemplu: $E_{g \text{ NaOH}} = \frac{\mu}{x} = \frac{40}{1} = 40g$ (cantitatea de 40g de NaOH acceptă N_A protoni).

Un echivalent gram de acid se combină cu un echivalent gram de bază.

De exemplu, 40g de NaOH se neutralizează cu 49g de H_2SO_4 .

• Echivalentul gram al unei sări reprezintă cantitatea de sare, exprimată în grame, care se obține prin substituirea cu atomi de metal a numărului lui Avogadro protoni din acid.

Pentru o sare de tipul Me_aA_b care conține a ioni Me^{b+} , echivalentul gram se calculează după relația:

$$E_{g \text{ sare}} = \frac{\mu}{x}$$

unde: μ = masa molară a sării, $x = a \cdot b$, a = numărul de atomi de metal, b = valența metalului.

Exemplu: $E_{g\text{CuSO}_4} = \frac{\mu}{a \cdot b} = \frac{160}{1 \cdot 2} = 80g$

• Echivalentul gram al unui oxid reprezintă cantitatea de oxid care conține 8 g de oxigen. Cantitatea de 8 g de oxigen poate să accepte sau poate să pună în comun numărul lui Avogadro electroni.

Pentru un oxid de tipul E_aO_b , echivalentul gram se calculează după relația:

$$E_{g \text{ oxid}} = \frac{\mu}{x}$$

unde: μ = masa molară a oxidului, $x = a \cdot b$, a = numărul de atomi de element E, b = valența elementului.

Exemple: $E_{g\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{\mu}{x} = \frac{102}{2 \cdot 3} = 17g$; $E_{g\text{SO}_2} = \frac{\mu}{x} = \frac{64}{1 \cdot 4} = 16g$.

• Echivalentul gram pentru un oxidant sau pentru un reducător reprezintă cantitatea de oxidant sau de reducător, exprimată în grame, care acceptă respectiv cedează numărul lui Avogadro electroni (vezi pag. 205).

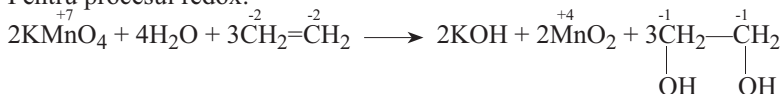
$$E_{g \text{ redox}} = \frac{\mu}{x}$$

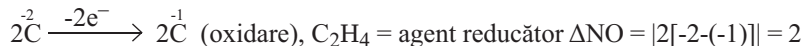
unde: μ = masa molară a oxidantului sau a reducătorului;

x = variația numărului de oxidare (ΔNO) pentru o moleculă de oxidant sau de reducător.

Exemple:

Pentru procesul redox:





$$E_{g\text{KMnO}_4} = \frac{\mu}{x} = \frac{158}{3} = 52,66g \text{ (cantitatea de 52,66g de KMnO}_4 \text{ acceptă } N_A \text{ electroni).}$$

$$E_{g\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{\mu}{x} = \frac{28}{2} = 14g \text{ (cantitatea de 14g de C}_2\text{H}_4 \text{ cedează } N_A \text{ electroni).}$$

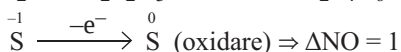
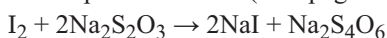
Prin urmare, 52,66g de KMnO_4 (agent oxidant) se combină cu 14g de C_2H_4 (agent reducător).
Un echivalent gram de oxidant se combină cu un echivalent gram de reducător.

Pentru procesul redox:



$$E_{g\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{\mu}{x} = \frac{294}{6} = 49g \text{ (cantitatea de 49 g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ acceptă } N_A \text{ electroni)}$$

Pentru procesul redox (vezi pag. 43):



$$E_{g\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{\mu}{x} = \frac{158}{1} = 158g \text{ (cantitatea de 158 g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ cedează } N_A \text{ electroni).}$$



5.7. Cristalohidrați

• Substanțele solide cristaline capabile să fixeze un anumit număr de molecule de apă și care au o compoziție chimică definită se numesc cristalohidrați.

Apa conținută în cristalohidrați se numește apă de cristalizare. Cei mai cunoscuți cristalohidrați sunt: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (piatră vânată); $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (ghips sau gips), $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$ (ipsos), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sodă de rufe), $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (sare amară), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (alaun sau sare acră), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (calaican).

Cei mai mulți cristalohidrați provin din săruri. În cristalohidrați, moleculele de apă pot fi reținute de anioni, de cationi sau pot ocupa anumite poziții în rețeaua cristalină (vezi pag. 347).

În general, cristalohidrații se obțin din soluțiile lor apoase prin evaporarea apei. Prin încălzire, pierd apa de cristalizare trecând în substanțe anhidre. În unele cazuri, deshidratarea cristalohidraților este însoțită de modificarea culorii. De exemplu, prin încălzirea unei probe de piatră vânată, dispare culoarea albastră specifică ionului Cu^{2+} hidratat. Culoarea albastră re apare după umezirea sulfatului de cupru anhidru.

Lăsați în vase deschise și fără să fie încălziți, unii cristalohidrați pierd o parte din apa de cristalizare. Astfel de substanțe se numesc eflorescente. De exemplu, sodă de rufe ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) lăsată în vase deschise pierde în timp o parte din apa de cristalizare și trece într-o pulbere albă.

Unele substanțe, ca de exemplu: NaOH , CaCl_2 , AlCl_3 , FeCl_3 , CrCl_3 , absorb vaporii de apă din atmosferă și se umezesc. Astfel de substanțe se numesc substanțe higroscopice. Dacă nu sunt păstrate în vase închise, absorb atât de multă apă încât se dizolvă în ea. Substanțele higroscopice se folosesc pentru a obține o atmosferă uscată în unele recipiente.

PROBLEME

5.1. Determinați concentrația procentuală de masă a următoarelor soluții:

- soluția obținută prin dizolvarea a 120 g de hidroxid de sodiu (NaOH) în 680 g de apă;
- soluția care conține 5 g de acid sulfuric (H_2SO_4) în 80 g de soluție;
- soluția apoasă de acid sulfuric (H_2SO_4) caracterizată prin raportul molar $\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{H}_2\text{O} = 1:10$;
- soluția obținută prin dizolvarea a 3 mol de hidroxid de potasiu (KOH) în 332 g de apă;
- soluția obținută prin dizolvarea a 25 g de piatră vântă ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) în 135 g de apă.

5.2. Calculați:

- masa de solut din 50 g de soluție de concentrația 5%;
- masa de apă din 200 g de soluție de concentrația 15%;
- masa de soluție de concentrație 30% ce conține 9 g de solut.

5.3. Se consideră o soluție de NaOH cu masa $m_s = 180$ g, concentrația $c = 20\%$ și densitatea $\rho = 1,22 \text{ g/cm}^3$. Calculați:

- masa de NaOH din soluție;
- raportul molar NaOH : H_2O din soluție;
- concentrația procentuală molară a soluției;
- fracția molară a apei din soluție;
- concentrația molară a soluției;
- masa de NaOH ce trebuie adăugată în soluția considerată pentru a crește concentrația de 1,5 ori;
- masa de apă ce trebuie adăugată în soluția considerată pentru a scade concentrația la 15%.

5.4. Calculați:

- concentrația molară a soluției ce conține 5 mol de KOH și are volumul $V_s = 800$ mL;
- concentrația molară a soluției ce conține 6,66 g de CaCl_2 și are volumul $V_s = 20 \text{ cm}^3$;
- masa de H_2SO_4 aflată în 200 mL de soluție de concentrație 4 mol/L;
- volumul soluției de concentrație 0,25 M care conține 7,3 g de HCl;
- masa de apă din 1,5 L de soluție de

NaOH de concentrație 2,8 M și densitate $\rho = 1,11 \text{ g/mL}$.

5.5. Se consideră o soluție de H_2SO_4 cu volumul $V_s = 400$ mL, concentrația $c_M = 2,6$ mol/L și densitatea $\rho = 1,158 \text{ g/mL}$. Calculați:

- cantitatea, exprimată în moli și grame, de H_2SO_4 din soluție;
- raportul molar $\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{H}_2\text{O}$ din soluție;
- concentrația procentuală a soluției;
- masa de apă ($\rho_{\text{apă}} = 1 \text{ g/mL}$) ce trebuie adăugată în soluția considerată pentru a scădea concentrația la jumătate;
- masa de H_2SO_4 ($\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,848 \text{ g/mL}$) ce trebuie adăugată în soluția considerată pentru a crește densitatea soluției la 1,224 g/mL, considerând că nu are loc o contracție de volum.

5.6. Calculați:

- concentrația procentuală a soluției obținute prin amestecarea a 4 kg de soluție de KOH de concentrație 10% cu 2 kg de soluție de KOH de concentrație 15%;
- concentrația molară a soluției obținute prin amestecarea a 200 mL de soluție de H_2SO_4 de concentrație 0,5 M cu 600 mL de soluție de H_2SO_4 de concentrație 1,5 M;
- concentrația molară a soluției obținute prin amestecarea a 300 g de soluție de NaOH de concentrație 10% și densitate $\rho = 1,11 \text{ g/cm}^3$ cu 200 mL de soluție de NaOH de concentrație 2M;
- concentrația procentuală a soluției obținute prin amestecarea a 20 g de soluție de HNO_3 de concentrație 12% cu 12,6 g de soluție de HNO_3 de concentrație 3,55 M și densitate $\rho = 1,119 \text{ g/mL}$.

5.7. Calculați:

- masa x de soluție de HNO_3 de concentrație 80% și densitate $\rho = 1,46 \text{ g/mL}$ care trebuie adăugată peste 84 mL de soluție de HNO_3 de concentrație 5,95 M pentru a obține o soluție de concentrație 12,6 M;
- concentrația molară x a unei soluții de H_2SO_4 , știind că după adăugarea a 20 mL de soluție de H_2SO_4 de concentrație x peste 30 mL de soluție de H_2SO_4 de concentrație 2M se obține o soluție de concentrație 3M;

c) concentrația molară a soluției obținute prin amestecarea a 104,6 mL de etanol (C_2H_5OH), densitatea etanolului $\rho = 0,83 \text{ g/cm}^3$, cu 95,4 mL de apă, știind că din cauza formării legăturilor de hidrogen între moleculele apei și moleculele alcoolului, volumul soluției scade cu 3,77%.

5.8. Calculați:

a) concentrația normală a soluției ce conține 5,88 g de H_3PO_4 (acid triprotic) în 300 cm^3 de soluție;

b) volumul soluției de $KMnO_4$ de concentrație 1,5N care conține 39,5 g de $KMnO_4$ ($\Delta NO = 3$);

c) titrul soluției de H_2SO_4 de concentrație 2M;

d) concentrația molară a soluției de HNO_3 cu titru de 0,252 g/mL.

5.9. Calculați:

a) echivalentul gram al zincului și masa de sulf care se combină cu 13 g de zinc, dacă s-a constatat experimental că 13 g de zinc se combină cu 3,2g de oxigen;

b) masa atomică a unui element trivalent X, știind că 180g de element X se combină cu 320g de sulf, formând o sulfură;

c) echivalentul chimic al unui metal X și raportul de masă X:O în oxidul în care metalul X are aceeași valență ca și în sulfura care are compoziția procentuală de masă: 80% X și 20% S;

d) echivalentul chimic al unui metal X în clorura cu formula chimică XCl_3 , știind că în clorura cu formula chimică XCl_2 echivalentul chimic al metalului X este 28;

e) masa de oxigen care se combină cu 40g de calciu, știind că 40g de calciu se combină cu 2g de hidrogen.

5.10. Determinați formula chimică a cristalohidraților cu următoarele caracteristici:

a) cristalohidratul A, numit și sare amară, este un sulfat și are compoziția procentuală de masă: 9,756% Mg, 13% S, 5,69% H, 71,544% O;

b) cristalohidratul B are compoziția procentuală de masă: 23,255% Ca, 18,604% S, 2,325% H, 55,814% O, iar într-un mol de cristalohidrat B se află 36g de apă;

c) cristalohidratul C conține sarea neutră a unui metal alcalin și are compoziția procentuală de masă: 16,083% Na, 4,195% C, 7% H, 72,727% O;

d) cristalohidratul D are raportul de masă Ca : Cl : H : O = 1:1,775:0,3:2,4, iar masa apei din 10 mol de cristalohidrat C este 1080 g;

e) cristalohidratul E are raportul de masă Ca : S : O : H = 40:32:72:1, iar într-un mol de sare anhidră se află $24,088 \cdot 10^{23}$ atomi de oxigen;

f) cristalohidratul F este un sulfat dublu de K și Al care conține 45,569% apă de cristalizare, iar sarea anhidră are compoziția procentuală de masă: 15,116% K, 10,465% Al, 24,806% S, 49,612% O;

g) cristalohidratul G are formula chimică de forma $CaCl_2 \cdot xH_2O$ și conține 39,344% H_2O ;

h) cristalohidratul H are formula chimică de forma $FeSO_4 \cdot xH_2O$ și conține 20,143% Fe;

i) cristalohidratul I are formula chimică de forma $CuSO_4 \cdot xH_2O$ iar raportul dintre masa de oxigen și masa de hidrogen dintr-un mol de cristalohidrat este 40;

j) cristalohidratul J are formula chimică de forma $Na_2CrO_4 \cdot xH_2O$, iar în 140,4 g de cristalohidrat se află 27,6 g de sodiu;

k) o probă de cristalohidrat K, cu formula chimică de forma $CuSO_4 \cdot xH_2O$, cu masa de 20g se încălzește la $110^\circ C$ până la pierderea completă a apei, când masa probei a scăzut la 12,8g.

5.11. Un cristalohidrat de tipul $CoCl_2 \cdot xH_2O$ conține 45,378% H_2O . Identificați cristalohidratul și calculați:

a) compoziția procentuală de masă a cristalohidratului;

b) masa de cobalt din 119g de cristalohidrat;

c) numărul de anioni din 23,8g de cristalohidrat.

5.12. Un cristalohidrat conține: 16,084% Na, 4,195% C; 6,993% H, 72,727% O. Identificați cristalohidratul care este o sare neutră și calculați:

a) masa de apă de cristalizare din 858 mg de cristalohidrat;

b) numărul de cationi din 5,72 g de cristalohidrat;

c) masa de cristalohidrat care conține 32g de oxigen.

5.13. O probă de $\text{CaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ce conține 1,573% impurități insolubile în apă se dizolvă în 16g de apă și se obțin 103,6g de soluție saturată la 20°C (solubilitatea clorurii de calciu la 20°C este 75g/100g de apă). Determinați formula moleculară a cristalohidratului și calculați masa probei.

5.14. O probă cu masa de 164,88g dintr-un amestec de calaican și piatră vânăță conține 16,982% Fe^{2+} și 0,5337% impurități ce nu conțin ioni metalici și nu sunt solubile în apă. Amestecul este dizolvat în apă obținându-se o soluție ce conține 10% (procente de masă) ioni metalici. Calculați:

a) masa de calaican și masa de piatră vânăță din amestec;

b) masa de apă adăugată la dizolvarea amestecului;

c) concentrația în ioni SO_4^{2-} a soluției (procente de masă).

5.15. O probă de oxid de bariu (BaO) impur cu masa de 102g este amestecată cu o cantitate de apă cu masa de două ori mai mare decât masa probei de BaO . După reacție, se filtrează amestecul de reacție, se usucă materialul solid separat și se cântărește având masa de 109,259g. Analiza materialului solid indică un conținut în ioni Ba^{2+} de 72,637% (procente de masă). Știind că reacția a fost totală, că impuritățile din probă nu sunt solubile în apă și nu conțin ioni Ba^{2+} , calculați:

a) solubilitatea hidroxidului de bariu ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) în apă, considerând temperatura de 20°C;

b) concentrația procentuală și concentrația molară a soluției obținute (densitatea soluției $\rho = 1,04\text{g/cm}^3$).

5.16. O probă de var nestins cu masa de 140g este amestecată cu 90g de H_2O . După

decantarea amestecului de reacție, în partea de jos a vasului se află 175,935g de material solid. Pentru neutralizarea întregului amestec de reacție s-au consumat 500g de soluție de HCl de concentrație 29,2%. La sfârșitul reacției, s-au separat 28g de material solid.

Știind că impuritățile din var nu sunt solubile în apă și nu reacționează cu HCl și că solubilitatea CaCl_2 la 20°C este 75g/100g apă, calculați:

a) puritatea varului nestins;

b) solubilitatea $\text{Ca}(\text{OH})_2$ la 20°C;

c) concentrația procentuală a soluției finale.

5.17. O pereche de ioni ai unui oxid bazic de tipul EO conține 64 de protoni. O probă de oxid pur cu masa de 122,4g este introdusă într-un vas în care se află 10,8mol de apă.

a) Identificați elementul E și oxidul EO.

b) Calculați masa precipitatului depus, știind că solubilitatea bazei rezultate din reacție la 20°C este de 1,83g/100g apă.

c) Calculați masa apei ce trebuie adăugată pentru a asigura dizolvarea întregului precipitat.

5.18. O probă de calcar de puritate 80% cu masa de 50g este tratată cu 120g de soluție de H_2SO_4 de concentrație 49%. Știind că solubilitatea sulfatului de calciu (CaSO_4) la 20°C este 0,2g/100g apă și că impuritățile din calcar sunt insolubile în apă și nu reacționează cu H_2SO_4 , calculați:

a) masa de CaCO_3 din probă;

b) volumul (c.n.) de gaz degajat;

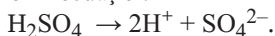
c) masa de H_2SO_4 și masa de soluție de H_2SO_4 luată în exces;

d) masa apei din soluția finală;

e) masa de reziduu solid separat după reacție și filtrare;

f) concentrația procentuală a soluției finale;

g) raportul molar $\text{Ca}^{2+} : \text{SO}_4^{2-}$ din soluția finală, considerând că H_2SO_4 ionizează total conform ecuației:





Teste tip

5.19. Referitor la amestecul de oxid de cupru (I) (Cu_2O) și oxid de cupru (II) (CuO) ce conține 86,956% Cu (procente de masă) este corectă afirmația:

- a) raportul molar $\text{Cu}_2\text{O} : \text{CuO} = 2:1$;
- b) conține 21,74% Cu_2O și 78,26% CuO (procente de masă);
- c) în 3,68g de amestec se află $18066 \cdot 10^{18}$ ioni O^{2-} ;
- d) are masa molară medie $\bar{\mu} = 122,66 \text{ g/mol}$;
- e) sunt corecte afirmațiile a, c și d.

5.20. Referitor la amestecul de oxid de fier (III) (Fe_2O_3) și oxid de fier (II) (FeO) ce conține 72,413% Fe (procente de masă) este corectă afirmația:

- a) raportul de masă $\text{Fe}_2\text{O}_3 : \text{FeO} = 20:9$;
- b) raportul molar $\text{Fe}_2\text{O}_3 : \text{FeO} = 2:1$;
- c) fracția molară a Fe_2O_3 din amestec este 0,5;
- d) sunt corecte afirmațiile a și c;
- e) sunt corecte afirmațiile b și c.

5.21. Referitor la un amestec gazos cu volumul de 268,8L, măsurat în condiții normale de temperatură și presiune, format din dioxid de carbon (CO_2), oxigen (O_2) și azot (N_2) în raport molar $\text{CO}_2 : \text{O}_2 : \text{N}_2 = 1:2:3$, este incorectă afirmația:

- a) în amestec se află $12 \cdot N_A$ molecule;
- b) conține 50% O (procente de masă);
- c) are masa molară medie $\bar{\mu} = 32 \text{ g/mol}$;
- d) în amestec se află 384 g de oxigen;
- e) sunt corecte variantele a, b, c.

5.22. Referitor la un amestec solid cu masa de 295g format din clorură de sodiu (NaCl), bromură de sodiu (NaBr) și iodură de sodiu (NaI), în care raportul molar $\text{Cl}^- : \text{Br}^- : \text{I}^- = 4:2:1$, este corectă afirmația:

- a) conține 80,5g de sodiu;
- b) conține $7 \cdot N_A$ ioni negativi;
- c) sarcina electrică relativă a ionilor Na^+ din amestec este $+42,154 \cdot 10^{23}$;

d) sarcina electrică relativă a anionilor din amestec este $+21,077 \cdot 10^{23}$;

e) nicio variantă nu este corectă.

5.23. Referitor la amestecul sulfonitric (soluție apoasă de HNO_3 și H_2SO_4) ce conține 18,274% H_2O (procente de masă) și care are raportul molar $\text{HNO}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 = 1:1$, este incorectă afirmația:

- a) cantitatea de amestec care conține 432kg de oxigen are masa de 600 kg;
- b) are masa molară medie $\bar{\mu} = 49,25 \text{ g/mol}$;
- c) conține 31,97% HNO_3 și 49,74% H_2SO_4 (procente de masă);
- d) raportul molar $\text{HNO}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 : \text{H}_2\text{O} = 1:1:2$;
- e) concentrația procentuală a soluției de HNO_3 necesară obținerii a 100g de amestec sulfonitric, dacă aceasta se amestecă cu o soluție de H_2SO_4 de concentrație 98%, este 96,923%.

5.24. Referitor la un amestec de dioxid de sulf (SO_2) și trioxid de sulf (SO_3) ce conține 38,461% SO_3 (procente de masă) este incorectă afirmația:

- a) raportul molar $\text{SO}_2 : \text{SO}_3 = 2:1$;
- b) raportul de masă $\text{SO}_2 : \text{SO}_3 = 8:5$;
- c) raportul molar $\text{SO}_2 : \text{SO}_3$ este egal cu raportul de masă $\text{SO}_2 : \text{SO}_3$;
- d) amestecul conține 53,846% O (procente de masă);
- e) masa molară medie a amestecului este $\bar{\mu} = 69,33 \text{ g/mol}$.

5.25. Referitor la o probă de potasiu de puritate 95,4% (procente de masă), impurificată cu oxid de potasiu (K_2O) este corectă afirmația:

- a) raportul molar $\text{K} : \text{K}_2\text{O} = 50:1$;
- b) amestecul conține 3,817% ioni K^+ (procente de masă);
- c) în 50 mg de amestec se află $1472379 \cdot 10^{13}$ ioni O^{2-} ;
- d) amestecul are masa molară medie $\bar{\mu} = 40,078 \text{ g/mol}$;

e) toate afirmațiile sunt corecte.

5.26. Dintr-o soluție de NaOH în apă cu masa de 200g și concentrația 20% se elimină prin evaporare jumătate din apă. Este adevărată afirmația:

a) concentrația soluției rezultate este de două ori mai mare decât concentrația soluției inițiale;

b) masa soluției rezultate este jumătate din masa soluției inițiale;

c) concentrația soluției rezultate a crescut de 1,66 ori față de concentrația soluției inițiale;

d) masa de solut din soluția rezultată este mai mică decât masa de solut din soluția inițială;

e) niciun răspuns nu este corect.

5.27. Într-o soluție de NaCl în apă cu masa de 60g și concentrația 10% se adaugă o cantitate de apă egală cu cantitatea de apă din soluție. Este adevărată afirmația:

a) concentrația soluției finale este de două ori mai mică decât concentrația soluției inițiale;

b) masa soluției finale este de două ori mai mare decât masa soluției inițiale;

c) pentru soluția finală raportul $m_s : m_d = 19$;

d) masa de solut din soluția finală este de două ori mai mică decât masa de solut din soluția inițială;

e) niciun răspuns nu este corect.

5.28. În soluția de NaCl în apă se adaugă o cantitate de apă egală cu un sfert din cantitatea de apă din soluție. Este adevărată afirmația:

a) concentrația soluției finale este un sfert din concentrația soluției inițiale;

b) masa soluției finale este cu 25% mai mare decât masa soluției inițiale;

c) soluția finală este mai concentrată decât soluția inițială;

d) între masa soluției finale (m_{s2}), masa soluției inițiale (m_{s1}) și masa de solut din cele două soluții (m_d) există relația: $m_{s2} = 1,25m_{s1} - 0,25m_d$;

e) niciun răspuns nu este corect.

5.29. Într-o soluție de NaOH în apă se adaugă o cantitate de NaOH astfel încât concentrația

soluției rezultate să fie de două ori mai mare decât concentrația soluției inițiale. Este corectă afirmația:

a) masa de NaOH adăugată este egală cu masa de NaOH dizolvată în soluția inițială;

b) raportul dintre masa soluției finale și masa soluției inițiale este 2;

c) soluția finală este mai diluată decât soluția inițială;

d) în soluția finală se află o cantitate de NaOH de 1,5 ori mai mare decât cantitatea de NaOH dizolvată în soluția inițială;

e) raportul dintre masa de NaOH din soluția finală (m_{d2}) și masa de NaOH din soluția inițială (m_{d1}) este de 2 ori mai mare decât raportul dintre masa soluției finale (m_{s2}) și masa soluției inițiale (m_{s1}).

5.30. Dintr-o soluție de NaCl în apă cu masa de 80g și concentrație 20% se scoate jumătate din cantitatea de soluție și se înlocuiește cu o masă egală de apă. Este incorectă afirmația:

a) soluția finală este mai diluată;

b) concentrația soluției finale este jumătate din concentrația soluției inițiale;

c) în soluția finală se află jumătate din masa de NaCl din soluția inițială;

d) în soluția finală se află 104g de apă;

e) raportul dintre masa de apă din soluția finală (m_{ap2}) și masa de NaCl din soluția finală (m_{d2}) este egal cu raportul dintre masa de apă din soluția inițială (m_{ap1}) și masa de NaCl din soluția inițială (m_{d1}).

5.31. Dintr-o soluție cu masa m_{s1} și concentrație (procente de masă) c_1 în care se află o cantitate de solut m_{d1} și o cantitate de apă m_{ap1} se scoate un sfert din cantitatea de soluție și se înlocuiește cu o masă egală de apă. Se obține o soluție cu masa m_{s2} și concentrația procentuală de masă c_2 în care se află o cantitate de solut m_{d2} și o cantitate de apă m_{ap2} . Este incorectă relația:

a) $c_2 = 0,75c_1$;

b) $3m_{d1} = 4m_{d2}$;

c) $m_{ap2} - m_{ap1} = 0,25m_{d1}$;

d) $m_{s1} = m_{s2}$;

e) $\frac{m_{ap2}}{m_{ap1}} < 1$.



5.32. Se amestecă o cantitate de soluție de NaCl cu masa m_{s1} și concentrația procentuală de masă c_1 cu o altă cantitate de soluție de NaCl cu masa m_{s2} și concentrația procentuală de masă c_2 și se obține o soluție de NaCl cu concentrația procentuală de masă c_3 . Este corectă relația:

a) $c_3 = \frac{c_1 + c_2}{2}$;

b) $c_3 = \frac{c_1 m_{s1} + c_2 m_{s2}}{m_{s1} + m_{s2}}$;

c) $c_3 = \frac{c_1 m_{s1} + c_2 m_{s2}}{100}$;

d) $c_3 = \frac{m_{s1} + m_{s2}}{c_1 + c_2}$;

e) niciun răspuns corect.

5.33. Se amestecă un volum de soluție de H_2SO_4 cu densitatea ρ_1 și concentrația procentuală de masă c_1 cu un volum egal de soluție de H_2SO_4 cu densitatea ρ_2 și concentrația procentuală de masă c_2 și se obține o soluție de H_2SO_4 cu concentrația procentuală de masă c_3 . Este corectă relația:

a) $c_3 = \frac{c_1 \rho_1 + c_2 \rho_2}{\rho_1 + \rho_2}$;

b) $c_3 = \frac{c_2 \rho_1 + c_2 \rho_2}{100}$;

c) $c_3 = \frac{10^4(\rho_1 + \rho_2)}{c_1 \rho_1 + c_2 \rho_2}$;

d) $c_3 = \rho_1 + \rho_2$;

e) niciun răspuns corect.

5.34. O probă de cristalohidrat care conține 36% apă cu masa de 150g se dizolvă în 250g de apă. Referitor la soluția obținută este incorectă afirmația:

- a) masa de solut este de 96g;
- b) masa apei din soluție este de 304g;
- c) concentrația soluției este 24%;
- d) masa soluției este de 400g;
- e) masa soluției este de 346g.

5.35. O probă cu masa de 141g dintr-un

cristalohidrat care conține 55,32% sare anhidră se dizolvă în apă rezultând 500g de soluție. Referitor la soluția obținută este corectă afirmația:

- a) soluția are concentrația 28,2%;
- b) masa apei din soluție este de 359g;
- c) masa de solut este de 141g;
- d) masa apei adăugate este de 359g;
- e) masa apei din cristalohidrat este de 78g.

5.36. O probă cu masa de 28,6kg dintr-un cristalohidrat care conține 37,063% sare anhidră se dizolvă în cantitatea corespunzătoare de apă astfel încât să se obțină o soluție saturată la 20°C. Solubilitatea sării anhidre la 20°C este de 22g/100g apă. Este incorectă afirmația:

- a) masa de solut din soluție este de 10,6kg;
- b) în proba de cristalohidrat considerată se află 1 kmol de apă de cristalizare;
- c) concentrația soluției este de 18,03%;
- d) masa de apă din soluție este de 48,18kg;
- e) masa de apă care se adaugă la proba de cristalohidrat considerată este de 30,18g.

5.37. O probă cu masa de 237g dintr-un cristalohidrat ce conține 45,57% apă se dizolvă în cantitatea corespunzătoare de apă astfel încât să se obțină o soluție saturată la 65°C. Soluția se răcește la 45°C când se separă o anumită cantitate de cristalohidrat. Solubilitatea sării anhidre este de 70g/100g apă la 65°C și 35g/100g apă la 45°C. Este incorectă afirmația:

- a) masa de apă ce trebuie adăugată probei de cristalohidrat pentru a obține o soluție saturată la 65°C este de 76,285g;
- b) masa de cristalohidrat depusă prin răcirea soluției este de 167,59g;
- c) concentrația procentuală a soluției scade de la 41,17% la 25,92%;
- d) prin răcire masa apei din soluție scade cu 50%;
- e) niciun răspuns corect.

5.38. O probă cu masa de 5008,45g de soluție saturată de CO_2 în apă cu temperatura de 20°C se încălzește la 40°C. Solubilitatea CO_2 la 20°C și presiunea de 101,3 kPa este de 1,69g/1000g apă, iar la 40°C și presiunea de 101,3 kPa este de 0,973g/1000g apă. Considerând că în procesul

încălzirii se evaporă și 5% din apă, cantitatea de CO_2 care părăsește soluția este:

- a) 105 mmol;
- b) 0,192 mol;
- c) 0,087 mol;
- d) 87 mmol;
- e) sunt corecte variantele c și d.

5.39. Solubilitatea oxigenului (O_2) este 0,0308g/1000g apă la 40°C și 1 atm și 0,0434g/1000g apă la 20°C și 1 atm. Este corectă afirmația:

a) dacă printr-o soluție saturată în O_2 la 40°C și răcită la 20°C se barbotează O_2 până la saturare, masa soluției inițiale crește cu 0,00126%;

b) dacă printr-o soluție saturată în O_2 la 40°C și răcită la 20°C se barbotează O_2 până la saturare, masa soluției inițiale scade cu 0,00126%;

c) 1L de apă ($\rho_{\text{apă}} = 1\text{g/cm}^3$) cu temperatura de 40°C poate să dizolve minimum 0,0308g de O_2 ;

d) 1 kg de apă cu temperatura de 20°C poate să dizolve o cantitate mai mică de O_2 decât la 40°C ;

e) niciun răspuns corect.

5.40. O probă de soluție saturată de azotat de potasiu (KNO_3) cu masa de 500g și cu temperatura de 50°C se răcește la temperatura de 30°C . Solubilitatea KNO_3 la 50°C este 85g/100g apă, iar la 30°C este 45g/100g apă. Cantitatea de KNO_3 separată din soluție prin răcire este:

- a) 1,07 mol;
- b) 229,73g;
- c) 108,1g;
- d) 121,62g;
- e) sunt corecte variantele a și c.

5.41. O probă de soluție saturată la 15°C de clorat de potasiu (KClO_3) cu masa de 200g se încălzește la 50°C . Solubilitatea KClO_3 la 15°C este 5g/100g apă și 20g/100g apă la 50°C . Cantitatea de KClO_3 care trebuie adăugată în soluția inițială pentru a obține o soluție saturată la 50°C este:

- a) 9,52g;

- b) 28,57g;
- c) 38,09g;
- d) 233,2 mmol;
- e) sunt corecte variantele b și d.

5.42. O probă de soluție saturată la 20°C de clorură de amoniu (NH_4Cl) cu masa de 400g este încălzită la 70°C , când se evaporă 2% din cantitatea de apă din soluție. Solubilitatea NH_4Cl este 37g/100g apă la 20°C și 60g/100g apă la 70°C . Este corectă varianta:

a) concentrația procentuală de masă a soluției saturate cu temperatura de 20°C este 27%;

b) masa de NH_4Cl care trebuie adăugată la soluția cu temperatura de 70°C pentru a deveni saturată este 63,65g;

c) masa de apă evaporată este 5,84g;

d) sunt corecte variantele a, b, c;

e) concentrația soluției saturate cu temperatura de 70°C este de 2 ori mai mare decât concentrația soluției saturate cu temperatura de 20°C .

5.43. Peste o probă de iodură de potasiu (KI) cu masa de 360g se adaugă 250g de apă, temperatura amestecului fiind de 20°C . La 20°C solubilitatea KI este de 144g/100g apă, iar la 40°C de 160g/100g apă. Este corectă afirmația:

a) se dizolvă toată cantitatea de KI și se obține o soluție saturată;

b) soluția obținută are concentrația procentuală de masă 59,01%;

c) soluția obținută are concentrația procentuală molară 13,5%;

d) dacă se încălzește soluția inițială la 40°C , pentru a obține o soluție saturată la această temperatură trebuie să se mai adauge 40g de KI ;

e) toate răspunsurile sunt corecte.

5.44. Peste o probă de piatră vânăță ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) cu masa de 75g se adaugă o cantitate de apă astfel încât, dacă se încălzește amestecul la 70°C , să se obțină o soluție saturată. Soluția astfel obținută se răcește la 20°C , când se separă o anumită cantitate de cristalohidrat. Solubilitatea CuSO_4 la 70°C este 45g/100g H_2O , iar la 20°C este 21g/100g apă. Este corectă afirmația:



- a) în soluția cu temperatura de 70°C se află 48g de CuSO_4 ;
- b) în soluția cu temperatura de 20°C se află 18,97g de CuSO_4 ;
- c) s-au separat prin răcirea soluției 45,36g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
- d) s-au adăugat inițial 79,66g de apă;
- e) toate răspunsurile sunt corecte.

5.45. Peste o probă de piatră vânăță ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) cu masa de 150g se adaugă o cantitate de apă astfel încât, dacă amestecul are temperatura de 20°C , să se obțină o soluție saturată. Soluția astfel obținută se încălzește la 70°C și se adaugă o anumită cantitate de piatră vânăță astfel încât soluția cu temperatura de 70°C să fie saturată. Solubilitatea CuSO_4 la 20°C este 21g/100g apă, iar la 70°C este 45g/100g apă. Este incorectă afirmația:

- a) peste proba de piatră vânăță se adaugă 403,14g apă;
- b) fracția molară pentru CuSO_4 în soluția cu temperatura de 20°C este 0,023;
- c) s-au adăugat 229,52g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
- d) în soluția finală cu temperatura de 70°C , raportul molar $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \approx 1:20$;
- e) în soluția finală se află de 3 ori mai mult CuSO_4 decât în soluția inițială.

5.46. Pentru a se obține 500g de amestec sulfonitric (soluție în apă de HNO_3 și H_2SO_4) ce conține 34,4% HNO_3 și 58,8% H_2SO_4 se amestecă m_{s1} g de soluție de HNO_3 de concentrație c_1 și m_{s2} g de soluție de H_2SO_4 de concentrație c_2 . Știind că raportul $\frac{m_{s1}}{m_{s2}} = \frac{2}{3}$, este corectă varianta:

- a) $m_{s1} = 200\text{g}$, $m_{s2} = 300\text{g}$;
- b) $m_{s1} = 400\text{g}$, $m_{s2} = 600\text{g}$;
- c) $c_1 = 86\%$, $c_2 = 98\%$;
- d) $c_1 = 43\%$, $c_2 = 49\%$;
- e) sunt corecte variantele a și c.

5.47. Pentru a se obține 400g de soluție de NaOH și KOH în apă ce conține 25% NaOH și 15% KOH se amestecă m_{s1} g de soluție de NaOH de concentrație $c_1 = 40\%$ cu m_{s2} g de soluție de KOH de concentrație c_2 . Este

incorectă varianta:

- a) $m_{s1} : m_{s2} = 5:3$;
- b) $c_1 = c_2$;
- c) $m_{s1} = 150\text{g}$; $m_{s2} = 250\text{g}$;
- d) în soluția de NaOH folosită se află o cantitate de apă egală cu m_{s2} ;
- e) în soluția de KOH folosită se află 5 mol de apă.

5.48. Referitor la un amestec echimolecular de carbonat de calciu (CaCO_3) și carbonat de magneziu (MgCO_3) este incorectă afirmația:

- a) amestecul are masa molară medie 92g/mol;
- b) într-un mol de amestec se află N_A ioni carbonat neutru (CO_3^{2-});
- c) amestecul se numește dolomit;
- d) într-un mol de amestec se află N_A ioni Ca^{2+} și N_A ioni Mg^{2+} ;
- e) fiecare component din amestec are fracția molară 0,5.

5.49. Referitor la amestecul gazos format din dioxid de carbon (CO_2) și monoxid de carbon (CO) în raport molar $\text{CO}_2 : \text{CO} = 4:1$, este corectă afirmația:

- a) amestecul are masa molară medie $\bar{\mu} = 40,8\text{g/mol}$;
- b) într-un mol de amestec se află N_A atomi de carbon;
- c) într-un mol de amestec se află $1,8N_A$ atomi de oxigen;
- d) într-un mol de amestec se află 35,2g de CO și 5,6g de CO_2 ;
- e) sunt corecte variantele a, b, c.

5.50. Referitor la o probă de hidroxid de sodiu (NaOH) impurificată cu carbonat de sodiu (Na_2CO_3), cu puritatea de 79,05%, este corectă afirmația:

- a) raportul molar $\text{NaOH} : \text{Na}_2\text{CO}_3 = 10:1$;
- b) amestecul are masa molară medie $\bar{\mu} = 46\text{g/mol}$;
- c) în 100g de amestec se află aproximativ $2,37 \cdot N_A$ ioni Na^+ ;
- d) în 100g de amestec se află aproximativ $15,416 \cdot 10^{23}$ atomi de O;
- e) variantele a, b, c, d sunt corecte.

5.51. Un amestec de oxid de calciu (CaO) și oxid de magneziu (MgO) are masa molară medie egală cu masa molară a dioxidului de carbon (CO_2). Referitor la acest amestec este incorectă afirmația:

- a) raportul molar $\text{CaO} : \text{MgO} = 1:3$;
- b) raportul de masă $\text{CaO} : \text{MgO} = 7:15$;
- c) amestecul conține (procente de masă) : 22,72% Ca , 40,9% Mg și 36,36% O ;
- d) în amestec se află un număr de ioni O^{2-} egal cu suma dintre numărul de ioni Ca^{2+} și numărul de ioni Mg^{2+} ;
- e) în 44g de amestec se află 0,25 mol MgO și 0,75 mol CaO .

5.52. Se consideră 428,4g de soluție de zahăr în apă cu concentrația $c=15,967\%$ și temperatura 20°C . Zahărul are formula moleculară $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Referitor la această soluție este incorectă afirmația:

- a) fracția molară a zahărului este 0,0099;
- b) masa molară medie a soluției este 21,2g/mol;
- c) raportul molar zahăr : apă = 1:100;
- d) concentrația procentuală molară a soluției este 0,99%;
- e) soluția este saturată (solubilitatea zahărului în apă la 20°C este 200g/100g apă).

5.53. Solubilitatea zahărului ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) în apă la 20°C este 200g/100g apă. Referitor la soluția saturată de zahăr la 20°C este incorectă afirmația:

- a) fracția molară a zahărului din soluție este de aproximativ 0,095;
- b) concentrația procentuală de masă a soluției este: 66,66%;

c) soluția conține 63,888% O (procente de masă);

d) concentrația procentuală molară a soluției este: 9,512%;

e) masa molară medie a soluției este cuprinsă numai între 200g/mol și 300g/mol.

5.54. Fracția molară a alcoolului etilic ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) dintr-o soluție de alcool etilic în apă este 0,2. Referitor la această soluție este corectă afirmația:

- a) soluția are masa molară medie $\bar{\mu} = 23,6\text{g/mol}$;
- b) concentrația procentuală a soluției este: 20%;
- c) concentrația procentuală molară a soluției este: 20%;
- d) conținutul în hidrogen (procente de masă) al soluției este: 11,864%;
- e) sunt corecte variantele a, c, d.

5.55. Se supune calcinării o probă de calcar de puritate 80%, când masa probei scade cu 26,4%. Considerând că impuritățile nu se descompun, nu conțin ioni Ca^{2+} , O^{2-} , CO_3^{2-} și nu reacționează cu apa, este incorectă afirmația:

- a) randamentul calcinării este 75%;
- b) în amestecul solid obținut după calcinare, raportul molar $\text{Ca}^{2+}:\text{O}^{2-}=4:3$;
- c) amestecul solid după calcinare conține 43,47% ioni Ca^{2+} (procente de masă);
- d) prin tratarea probei calcinate cu apă masa amestecului poate crește cu minimum 14,67%;
- e) prin tratarea probei calcinate cu apă masa amestecului poate crește cu maximum 14,67%.

Teste tip

B

5.56. Peste o probă de CaO impurificată cu CaCO_3 cu masa de 64,8g se adaugă 49347,73g de apă și se obține o soluție saturată la 20°C , ce înroșește fenolftaleina. Solubilitatea bazei din soluție la 20°C este 0,12g/100g de apă.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) raportul molar $\text{CaO} : \text{CaCO}_3$ din

probă este 4:1;

..... b) puritatea probei este 69,13%;

..... c) soluția obținută este o soluție saturată de CaCO_3 .

5.57. O probă de CaO impurificată cu CaCO_3 cu masa de 660g este calcinată până la descompunerea totală a CaCO_3 , când masa

probei scade cu 6,666%.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar $\text{CaO} : \text{CaCO}_3 = 10:1$;

..... b) masa molară medie a amestecului de CaO și CaCO_3 este $\bar{M} = 60\text{g/mol}$;

..... c) puritatea probei este $p = 84,84\%$.

5.58. Peste o probă de CaO cu masa de 40g și puritate 70% se adaugă 12342,33g de apă. Știind că impuritățile din proba de var sunt insolubile în apă și nu reacționează cu apa, că solubilitatea Ca(OH)_2 la 20°C este 0,12g/100g de apă, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în apa de var se află 14,8g de Ca(OH)_2 , iar în precipitatul depus se află 22,2g Ca(OH)_2 ;

..... b) masa de substanță solidă depusă este 22,4g;

..... c) Ca(OH)_2 reprezintă 64,91% din masa solidă depusă.

5.59. O soluție saturată de Ba(OH)_2 la 20°C are concentrația procentuală de masă $c = 1,8\%$ și densitatea $\rho = 1,04\text{g/cm}^3$. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) solubilitatea Ba(OH)_2 la 20°C este 1,833g/100g de apă;

..... b) concentrația molară a soluției este $c_M = 0,115\text{ mol/L}$;

..... c) titrul soluției (masa în grame de solut dintr-un cm^3 de soluție) este $0,0187\text{ g/cm}^3$.

5.60. Un amestec de Na_2O și K_2O conține 21,39% O. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar $\text{Na}^+:\text{K}^+$ din amestec este 3:2;

..... b) dacă peste o probă din acest amestec se adaugă o cantitate de apă de 5 ori mai mare decât masa probei, se obține o soluție ce conține 10,69% NaOH și 9,98% KOH (procente de masă);

..... c) amestecul se poate obține prin arderea în oxigen a unei probe de aliaj format din Na și K în raport molar 3:2.

5.61. Prin arderea unui amestec format din praf de cărbune și pulbere de sulf în exces de aer se obține un amestec gazos. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dacă amestecul este barbotat printr-o soluție apoasă de turnesol, soluția se colorează în roz;

..... b) dacă amestecul este barbotat prin apă de var sau prin apă de barită soluția se tulbură, iar dacă amestecul este barbotat printr-o soluție de NaOH soluția rămâne limpede;

..... c) amestecul gazos conține doi oxizi acizi.

5.62. O probă cu masa de 30,4g dintr-un amestec de Fe_2O_3 și FeO conține $1,2044 \cdot 10^{23}$ ioni Fe^{2+} . Amestecul este tratat cu o soluție de acid clorhidric de concentrație 29,2%, în exces. În soluția rezultată s-a barbotat clor gazos în exces și apoi s-a adăugat o soluție de NaOH de concentrație 20% în exces. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în amestecul de oxizi se află un număr de ioni Fe^{3+} egal cu numărul de ioni Fe^{2+} și $0,5 \cdot N_A$ ioni O^{2-} ;

..... b) precipitatul format în final este format numai din Fe(OH)_3 ;

..... c) au fost necesare reacțiilor descrise: 2,24L (c.n.) de Cl_2 , 125g soluție de HCl și 240g soluție de NaOH .

5.63. O probă de SO_2 cu volumul de 204,8 m^3 (c.n.) și puritate 87,5% este oxidată catalitic cu un randament de 70%. Amestecul de gaze este reținut în apă, când reacțiile cu apa sunt totale, iar impuritățile nu sunt solubile în apă și nu reacționează cu apa. Soluția obținută este tratată cu o soluție de NaOH de concentrație 20% în cantitate stoichiometrică. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în soluția finală se află $33,7232 \cdot 10^{26}$ ioni SO_4^{2-} , $14,4528 \cdot 10^{26}$ ioni SO_3^{2-} și $96,352 \cdot 10^{26}$ ioni Na^+ ;

..... b) în soluția finală, raportul molar $\text{Na}_2\text{SO}_4 : \text{Na}_2\text{SO}_3 = 7:3$;

..... c) sunt necesare 3,2 kg de soluție de NaOH .

5.64. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) sunt substanțe solubile în apă: HCl, O₂, NaCl, NaOH, CuSO₄;

..... b) sunt substanțe insolubile în apă: H₂, AgCl, Al(OH)₃, I₂, P₄;

..... c) sunt substanțe insolubile în apă, dar solubile în toluen (solvent nepolar): iod, ulei alimentar, naftalină.

5.65. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) substanțele: Au, C (diamant), P (negru), SiO₂ sunt insolubile atât în apă cât și în solvenți nepolari;

..... b) substanțele: CuCl₂, H₂SO₄, S₈, Fe sunt toate insolubile în apă;

..... c) substanțele: BaSO₄, AgBr, PbI₂, AgI sunt toate solide albe insolubile în apă

5.66. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) KOH, NaOH, Al(OH)₃, NH₃, Fe(OH)₂ sunt baze solubile în apă;

..... b) NaOH și H₂SO₄ sunt substanțe a căror dizolvare în apă este exotermă;

..... c) NH₄Cl și NH₄NO₃ sunt substanțe a căror dizolvare în apă este endotermă.

5.67. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) la dizolvarea unui cristal ionic în apă se stabilesc atracții electrostatice între ionii din cristal și moleculele polare ale apei (interacțiuni ion - dipol);

..... b) NaOH (substanță ionică) este puțin solubilă în alcool etilic (solvent cu molecule polare);

..... c) zahărul (C₁₂H₂₂O₁₁) și alcoolul etilic (C₂H₅OH) sunt solubile în apă pentru că între moleculele lor și moleculele apei se pot stabili legături de hidrogen.

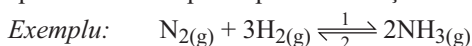


6

Echilibrul chimic

• Reacția care, în aceleași condiții de lucru, poate decurge în ambele sensuri se numește **reacție reversibilă**.

În cazul unei reacții reversibile, sunt prezente întotdeauna în amestecul de reacție toate speciile chimice participante la reacție.



O reacție reversibilă evoluează spre o stare în care sunt prezenți atât reactanții cât și produșii de reacție, în anumite proporții, numită stare de echilibru.

• **Un sistem chimic format din reactanți și produși de reacție, care pot să reacționeze între ei, se află în stare de echilibru dacă are o compoziție constantă în timp, la o anumită temperatură și la o anumită presiune.**

Un sistem aflat în echilibru se caracterizează prin următoarele proprietăți:

- este stabil – nu-și schimbă starea de echilibru atâta timp cât asupra lui nu acționează un factor extern;

- prezintă mobilitate – evoluează către o nouă stare de echilibru dacă asupra lui acționează un factor extern (o constrângere) și revine spontan la starea inițială când încetează constrângerea;

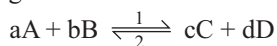
- are un caracter dinamic – la echilibru, transformările nu încetează, cele două reacții, directă și inversă, se desfășoară simultan cu viteze egale.

• Starea de repaus aparent la atingerea echilibrului chimic se explică prin faptul că reacțiile în sensuri opuse decurg cu viteze egale. Numărul de moli dintr-un compus care se transformă în unitatea de timp în una dintre reacții este egal cu numărul de moli din acel compus care se formează în unitatea de timp din reacția în sens invers. Prin urmare, concentrația fiecărui component la echilibru este constantă.

Reacțiile reversibile decurg conform ecuației reacției chimice și nu printr-un mecanism cu mai multe etape (vezi cap. 9).

În acest caz, ordinul parțial de reacție al fiecărui component este egal cu coeficientul lui stoichiometric.

Considerând sistemul chimic general aflat în echilibru:



viteza de reacție în sensul 1 ($v_1 = K_1[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$) este egală cu viteza de reacție în sensul 2 ($v_2 = K_2[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$).

$$v_1 = v_2 \Rightarrow K_1[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b = K_2[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d.$$

sau
$$K_C = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}.$$

Pentru un sistem chimic în echilibru, bazat pe reacția: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$, expresia

legii acțiunii maselor este: $K_C = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$, unde $[\text{A}]$, $[\text{B}]$, $[\text{C}]$, $[\text{D}]$ sunt concentrațiile

molare ale compuşilor A, B, C, D la echilibru.

La temperatură constantă, raportul dintre produsul concentrațiilor molare la echilibru ale produșilor de reacție și produsul concentrațiilor molare la echilibru ale reactanților, fiecare concentrație fiind ridicată la o putere egală cu coeficientul substanței respective din ecuația chimică, este constant.

K_C , numită constantă de echilibru în funcție de concentrație, este o constantă specifică fiecărui sistem chimic. Valoarea ei depinde de temperatură. Același sistem chimic este caracterizat prin valori diferite pentru K_C la temperaturi diferite. Constanta de echilibru K_C nu este influențată de prezența catalizatorilor (catalizatorii măresc viteza reacțiilor chimice și starea de echilibru se atinge mai repede), de variația concentrației substanțelor componente și de variația presiunii sistemului (aceste variații conduc la modificarea compoziției stării de echilibru).

- Raportul concentrațiilor molare inițiale, notate: $[A]_0$, $[B]_0$, $[C]_0$, $[D]_0$, este:

$$Q = \frac{[C]_0^c \cdot [D]_0^d}{[A]_0^a \cdot [B]_0^b}$$

Pentru a determina sensul în care evoluează o reacție reversibilă pentru a atinge starea de echilibru se compară valorile constantelor K_C și Q . Dacă:

- $Q = K_C$, sistemul este în stare de echilibru și vitezele v_1 și v_2 sunt egale;
- $Q > K_C$, $v_2 > v_1$ și produșii de reacție trec în reactanți (sensul 2) până la atingerea stării de echilibru;
- $Q < K_C$, $v_1 > v_2$ și reactanții trec în produși de reacție (sensul 1) până la atingerea stării de echilibru.

- Constanta de echilibru se poate exprima și în funcție de:

- fracțiile molare (X_i) ale componentelor sistemului: $K_X = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b}$;

- presiunile parțiale (p_i) ale componentelor sistemului pentru echilibrele în fază gazoasă:

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} .$$

Între K_C , K_X și K_p ale unui sistem chimic în echilibru există relația:

$$K_C = K_p (RT)^{-\Delta v} = K_X \left(\frac{P}{RT} \right)^{\Delta v} \quad \text{sau} \quad K_p = K_C (RT)^{\Delta v} = K_X P^{\Delta v} \quad \text{sau}$$

$$K_X = K_C \left(\frac{RT}{P} \right)^{\Delta v} = K_p P^{-\Delta v} .$$

Când variația numărului de moli $\Delta v = (c+d) - (a+b) = 0$, atunci $K_C = K_p = K_X$.

Pornind de la relațiile: $pV = \nu RT$, $c_M = \frac{\nu}{V_s}$, $p_i = X_i \cdot P$, $X_i = \frac{\nu_i}{\nu_1 + \nu_2 + \dots}$ rezultă:

$$V = \frac{\nu RT}{p} \Rightarrow c_M = \frac{\nu}{V} = \frac{\nu p}{\nu RT} = \frac{p}{RT}$$

$$K_C = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} = \frac{\left(\frac{1}{RT} \right)^c \cdot \left(\frac{1}{RT} \right)^d}{\left(\frac{1}{RT} \right)^a \cdot \left(\frac{1}{RT} \right)^b} = K_p \left(\frac{1}{RT} \right)^{(c+d)-(a+b)} = K_p \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta v} = K_p (RT)^{-\Delta v}$$



$$K_p = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b} \cdot \frac{P^c \cdot P^d}{P^a \cdot P^b} = K_x \cdot P^{(c+d)-(a+b)} = K_x \cdot P^{\Delta \nu}$$

Unitatea de măsură pentru fiecare constantă de echilibru (K_C , K_P) depinde de sistemul chimic. Constanta K_X este adimensională.

Exemplu: Pentru echilibrul: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \text{ are ca unitate de măsură } \frac{\frac{mol^2}{L^2}}{\frac{mol}{L} \cdot \frac{mol^3}{L^3}} = \frac{L^2}{mol^2} = L^2 \cdot mol^{-2}$$

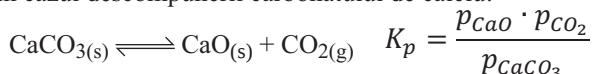
$$K_P = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3} \text{ are ca unitate de măsură } \frac{atm^2}{atm \cdot atm^3} = \frac{1}{atm^2} = atm^{-2}$$

Pentru echilibrul: $HCOOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)} \rightleftharpoons HCOOCH_3_{(l)} + H_2O_{(l)}$

$$K_C = \frac{[HCOOCH_3] \cdot [H_2O]}{[HCOOH] \cdot [CH_3OH]} \text{ este adimensională: } \frac{\frac{mol}{L} \cdot \frac{mol}{L}}{\frac{mol}{L} \cdot \frac{mol}{L}}$$

Echilibrele în sisteme heterogene solid - gaz sunt caracterizate prin constanta de echilibru K_P , în expresia căreia apar presiunile parțiale ale componentelor fazei gazoase.

De exemplu, în cazul descompunerii carbonatului de calciu:



unde p_{CaO} și p_{CaCO_3} sunt presiunile parțiale ale vaporilor de CaO și $CaCO_3$. Substanțele solide au presiuni de vapori extrem de mici și constante la temperatură constantă. De aceea aceste presiuni sunt înglobate în constanta de echilibru K_P .

Rezultă: $K_P = p_{CO_2}$.

• Dacă asupra unui sistem chimic aflat în echilibru acționează o constrângere, echilibrul se deplasează în sensul diminuării constrângerii (principiul lui Le Châtelier).

Prin constrângere se înțelege o modificare a unuia sau a mai multor factori care determină starea de echilibru: concentrație, temperatură, presiune.

• Dacă într-un sistem chimic aflat în echilibru:

- se mărește concentrația unui component, echilibrul se deplasează în sensul consumării acelu component;

- se micșorează concentrația unui component, echilibrul se deplasează în sensul formării acelu component.

Exemplu: Pentru echilibrul: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + Q$

- adaosul de azot determină deplasarea echilibrului în sensul 1, în sensul reacției în care se consumă azotul;

- eliminarea amoniacului din amestec determină deplasarea echilibrului în sensul 1, în sensul reacției din care se formează amoniacul.



• Dacă asupra unui sistem chimic aflat în echilibru se acționează prin:

- creșterea temperaturii, echilibrul se deplasează în sensul reacției endoterme;

- scăderea temperaturii, echilibrul se deplasează în sensul reacției exoterme.

Pentru echilibrul: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \xrightleftharpoons{\frac{1}{2}} 2\text{NH}_{3(\text{g})} + Q$

- creșterea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul 2, sensul reacției endoterme, în care se consumă o parte din căldura primită de sistem;

- scăderea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul 1, sensul reacției exoterme, din care se degajă căldură și se compensează o parte din căldura cedată de sistem prin răcire.

• **Presiunea influențează compoziția sistemelor chimice aflate în echilibru în care cel puțin un component este în stare gazoasă și la care reacțiile au loc cu variația numărului de moli de gaz.**

Dacă asupra unui sistem gazos aflat în echilibru se acționează prin:

- creșterea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul formării unui număr mai mic de moli de gaz;

- scăderea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul formării unui număr mai mare de moli de gaz.

Exemplu: Echilibrul: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \xrightleftharpoons{\frac{1}{2}} 2\text{NH}_{3(\text{g})} + Q$

este influențat de modificarea presiunii sistemului deoarece reacțiile au loc cu modificarea numărului de moli de gaz (în sensul 1 de la 4 moli la 2 moli, în sensul 2 de la 2 moli la 4 moli).

Pentru acest echilibru:

- creșterea presiunii determină deplasarea echilibrului în sensul 1, în sensul reacției care are loc cu micșorarea numărului de moli de gaz;

- scăderea presiunii determină deplasarea echilibrului în sensul 2, în sensul reacției care are loc cu mărirea numărului de moli de gaz.

• În condiții izobare - izoterme, introducerea unui gaz inert (gaz care nu participă la reacții și care nu reacționează cu niciun component al echilibrului chimic) în recipientul în care se află un amestec gazos în echilibru determină deplasarea echilibrului chimic dacă reacția are loc cu modificarea numărului de moli de gaz.

Pentru a păstra presiunea constantă la introducerea gazului inert, trebuie să se mărească volumul vasului de reacție, ceea ce duce la micșorarea presiunii parțiale a fiecărui gaz component al echilibrului chimic. În aceste condiții, echilibrul se deplasează în sensul reacției ce decurge cu mărirea numărului de moli de gaz.

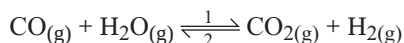
Dacă se lucrează în condiții izocore - izoterme, introducerea unui gaz inert nu modifică presiunile parțiale și nu deplasează echilibrul chimic.

• Echilibrele speciale sunt prezentate în capitolele corespunzătoare lor (produsul de solubilitate pag. 247, constanta de aciditate și bazicitate pag. 135, 136, constanta de instabilitate a ionului complex pag. 240, legătura dintre variația entalpiei libere și constanta de echilibru pag. 215).



PROBLEME REZOLVATE

1. Se consideră reacția reversibilă:



și amestecul gazos format din: 3 mol CO, 3 mol H₂O, 1 mol CO₂ și 5 mol H₂ cu temperatura de 700K și volumul de 40L. Știind că la 700K constanta de echilibru în funcție de concentrație (K_C) pentru acest sistem chimic este K_C = 5, determinați:

- sensul în care se desfășoară reacția până la stabilirea echilibrului;
- numărul de moli din fiecare component la echilibru;
- presiunea sistemului la echilibru, considerând că temperatura și volumul amestecului rămân constante;
- valorile constantelor K_P și K_X.

Rezolvare:

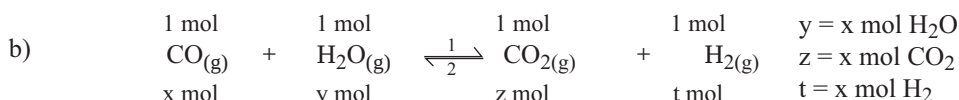
a) Concentrațiile molare inițiale sunt:

$$[\text{CO}]_0 = \frac{3}{40} = 0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}}, [\text{H}_2\text{O}]_0 = \frac{3}{40} = 0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{CO}_2]_0 = \frac{1}{40} = 0,025 \frac{\text{mol}}{\text{L}}, [\text{H}_2]_0 = \frac{5}{40} = 0,125 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$Q = \frac{[\text{CO}_2]_0 \cdot [\text{H}_2]_0}{[\text{CO}]_0 \cdot [\text{H}_2\text{O}]_0} = \frac{0,025 \cdot 0,125}{0,075 \cdot 0,075} = 0,55 < 5$$

Relația $Q < K_C$ arată că reacția în sensul 1 se desfășoară cu viteză mai mare și reactanții (CO și H₂O) trec în produși de reacție (CO₂ și H₂) până la atingerea stării de echilibru.



inițial (i): 3 mol 3 mol 1 mol 5 mol

se consumă (c): x mol y = x mol — —

la echilibru (e): 3-x mol 3-x mol 1+z=1+x mol 5+t=5+x mol

c_M la echilibru (c_M): $\frac{3-x}{40}$ mol/L $\frac{3-x}{40}$ mol/L $\frac{1+x}{40}$ mol/L $\frac{5+x}{40}$ mol/L

$$K_C = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{1+x}{40} \cdot \frac{5+x}{40}}{\frac{3-x}{40} \cdot \frac{3-x}{40}} = 5 \text{ de unde } x_1 = 7,39 \text{ și } x_2 = 0,6.$$

Pentru că inițial au fost 3 mol CO₂, se alege valoarea 0,6 (0,6 < 3).

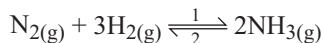
La echilibru, se află: 3-0,6 = 2,4 mol CO, 3-0,6 = 2,4 mol H₂O, 1+0,6 = 1,6 mol CO₂ și 5+0,6 = 5,6 mol H₂.

c) Numărul de moli de gaz la echilibru este: $v = 2,4 + 2,4 + 1,6 + 5,6 = 12$ mol

$$\text{din } pV = \nu RT \Rightarrow p = \frac{\nu RT}{V} = \frac{12 \text{ mol} \cdot 0,08 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 700 \text{ K}}{40 \text{ L}} = 17,22 \text{ atm}.$$

d) Cum $\Delta v = 2-2 = 0$, rezultă $K_C = K_P = K_X = 5$.

2. Se consideră reacția reversibilă:



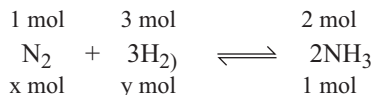
Știind că amestecul gazos la echilibru este format din: 8,87 mol N_2 , 6 mol H_2 și 3,33 mol NH_3 , că amestecul are temperatura de 397°C și ocupă volumul de 10L și că în amestecul inițial se aflau 2,33 mol NH_3 , determinați:

- sensul în care s-a desfășurat reacția până la stabilirea echilibrului;
- compoziția procentuală molară a amestecului inițial;
- valorile constantelor K_C , K_P , K_X .

Rezolvare:

a) Pentru că în amestecul la echilibru se află o cantitate mai mare de NH_3 (3,33 mol) decât în amestecul inițial (2,33 mol), rezultă că reacția în sensul 1 s-a desfășurat cu viteză mai mare și că reactanții (N_2 și H_2) au trecut în produsul de reacție (NH_3).

b) Din reacția 1 până la stabilirea echilibrului s-a obținut: $3,33 - 2,33 = 1$ mol de NH_3 . S-au consumat:



$$x = 0,5 \text{ mol } \text{N}_2 \text{ și } y = \frac{3}{2} = 1,5 \text{ mol } \text{H}_2$$

În amestecul inițial s-au aflat: $8,87 + 0,5 = 9,37$ mol N_2 , $6 + 1,5 = 7,5$ mol H_2 și 2,33 mol NH_3 sau $9,37 + 7,5 + 2,33 = 19,2$ mol

19,2 mol amestec 9,37 mol N_2 7,5 mol H_2 2,33 mol NH_3
 100 mol amestec x mol N_2 y mol H_2 z mol NH_3

$x = 48,8\% \text{ N}_2$, $y = 39,06\% \text{ H}_2$, $z = 12,13\% \text{ NH}_3$.

c) Concentrațiile molare la echilibru sunt:

$$[\text{N}_2] = \frac{\nu}{V} = \frac{8,87}{10} = 0,887 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{\nu}{V} = \frac{6}{10} = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{NH}_2] = \frac{\nu}{V} = \frac{3,33}{10} = 0,333 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{0,333^2}{0,887 \cdot 0,6^3} = 0,578 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$

$$\Delta v = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta v} = 0,578 \cdot (0,082 \cdot 670)^{-2} = 1,91 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$$

Numărul de moli de gaz în amestecul la echilibru este: $\nu = 8,87 + 6 + 3,33 = 18,2$ mol.

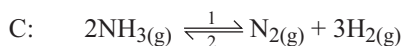
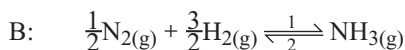
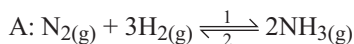
Presiunea amestecului la echilibru este:

$$p = \frac{\nu RT}{V} = \frac{18,2 \cdot 0,082 \cdot 670}{10} = 99,99 = 100 \text{ atm}$$

$$K_X = K_P \cdot P^{-\Delta v} = 1,91 \cdot 10^{-4} \cdot 100^2 = 1,91$$



3. Se consideră ecuațiile chimice:



Echilibrul chimic bazat pe ecuația A aflat la 300 atm și 500°C se caracterizează prin $K_P = 24,36 \cdot 10^{-10} \text{ kPa}^{-2}$.

Determinați constanta de echilibru K_C pentru echilibrul chimic bazat pe fiecare dintre cele trei ecuații chimice.

Rezolvare:

Cazul A:

$K_C = K_P \cdot (RT)^{-\Delta v}$ unde: $K_P = 24,36 \cdot 10^{-10} \text{ kPa}^{-2}$, $R = 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ și $\Delta v = 2 - (1+3) = -2$ și $T = 273 + 500 = 773 \text{ K}$.

$$K_C = 24,36 \cdot 10^{-10} \cdot 8,31^2 \cdot 773^2 = 0,1 \text{ L}^2/\text{mol}^2.$$

$$\text{Unitatea de măsură pentru } K_C \text{ este: } \text{KPa}^{-2} \cdot \left(\frac{\text{KPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right)^2 \cdot \text{K}^2 = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$

$$\text{Prin urmare: } k_{C_A} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = 0,1 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$

Cazul B:

$$k_{C_B} = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2} \cdot [H_2]^{3/2}} = \sqrt{\frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}} = \sqrt{k_{C_A}} = \sqrt{0,1} = 0,316 \text{ L/mol}$$

Cazul C:

$$k_{C_C} = \frac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{1}{\frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}} = \frac{1}{k_{C_A}} = \frac{1}{0,1} = 10 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

PROBLEME

6.1. Pentru sistemul în echilibru:



determinați valoarea constantei de echilibru K_C , știind că PCl_5 are inițial $c_M = 4 \text{ mol/L}$, iar la echilibru are $c_M = 3,446 \text{ mol/L}$.

6.2. Pentru sistemul chimic în echilibru:



la 700K, constanta de echilibru $K_P = 0,422 \text{ atm}^{1/2}$.

Determinați:

- valoarea constantei de echilibru K_C ;
- concentrația molară inițială pentru NO_2 , dacă la echilibru concentrația molară a oxigenului este $c_M = 10 \text{ mol/L}$.

6.3. Se consideră sistemul chimic gazos:



unde: C_2H_6 este etanul, iar C_2H_4 este etena.

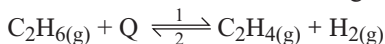
La echilibru, la $T=1000\text{K}$ și $p=1 \text{ atm}$, fracțiile molare ale componentelor sistemului sunt: $X_{\text{C}_2\text{H}_6}=0,364$, $X_{\text{C}_2\text{H}_4}=0,318$, $X_{\text{H}_2}=0,318$. O nouă stare de echilibru stabilită la $T=1100\text{K}$ și $p=1 \text{ atm}$ se caracterizează prin fracțiile molare: $X_{\text{C}_2\text{H}_6}=0,14$, $X_{\text{C}_2\text{H}_4}=0,43$, $X_{\text{H}_2}=0,43$.

a) Calculați constantele K_X și K_C pentru ambele stări de echilibru.

b) Calculați compoziția procentuală molară a amestecului într-o nouă stare de echilibru la temperatura de 1000K, dacă inițial s-au introdus în reacție 10 mol de etan (C_2H_6), iar volumul amestecului este de 200 L.

c) Analizați datele problemei și identificați sensul reacției exoterme.

6.4. Se consideră sistemul chimic gazos:



La echilibru, la $t=827^\circ\text{C}$ și $p = 4,51 \text{ atm}$ se află într-un recipient cu volum constant 20 mol de gaz, ce conțin C_2H_4 și H_2 în raport molar 1:1. La această temperatură, constanta de echilibru $K_X = 1,32$.

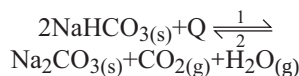
a) Indicați cum se deplasează echilibrul dacă: 1) se introduce în recipient o nouă cantitate de etan (C_2H_6); 2) se încălzește amestecul; 3) se introduce în recipient argon (un gaz inert).

b) Calculați volumul recipientului.

c) Calculați fracțiile molare ale componentelor sistemului chimic la echilibru.

d) Calculați constanta de echilibru K_P în două moduri.

6.5. Se consideră reacția chimică reversibilă:



Precizați în ce sens se deplasează echilibrul chimic dacă:

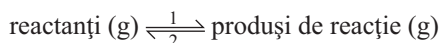
a) crește temperatura amestecului;

b) vasul în care se desfășoară reacția este deschis și permite gazelor să părăsească amestecul de reacție;

c) se micșorează volumul amestecului de reacție, presupunând că vasul în care se desfășoară reacția este închis și permite acest lucru;

d) Calculați masa de NaHCO_3 ce se descompune până la stabilirea echilibrului dacă la 177°C gazele rezultate din reacție ocupă un volum de 2,25 L, iar presiunea parțială a dioxidului de carbon este 8,2 atm.

6.6. Pentru un proces chimic reversibil în stare gazoasă:



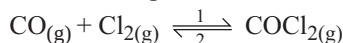
se cunosc următoarele informații:

- la $T = 500\text{K}$ și $p=150 \text{ bar}$, $K_X = 182,078$;
- la $T = 500\text{K}$ și $p=200 \text{ bar}$, $K_X = 323,694$;
- la $T = 600\text{K}$ și $p=200 \text{ bar}$, $K_X = 4,391$.

Analizați datele problemei și stabiliți:

- sensul reacției endoterme;
- sensul reacției ce are loc cu mărirea numărului de moli de gaz.

6.7. Se consideră procesul chimic reversibil:



Într-un vas cu volumul de 2,5L s-au introdus 742,5g de amestec echimolecular de CO și Cl_2 , iar după stabilirea echilibrului s-au găsit în amestecul de reacție 247,5g de COCl_2 .

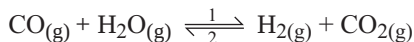
Determinați:

- procentul molar de CO transformat;
- valoarea constantei de echilibru K_C .



APLICAȚII

6.8. Pentru procesul chimic reversibil:



s-au găsit la echilibru: 0,25 mol H_2 , 0,5 mol CO_2 , 0,2 mol CO și 0,5 mol H_2O . Determinați:

a) raportul molar $\text{CO}:\text{H}_2\text{O}:\text{CO}_2$ din amestecul inițial, știind că în amestecul inițial nu se află hidrogen;

b) valoarea constantei de echilibru K_C ;

c) compoziția procentuală molară a amestecului corespunzător unei noi stări de echilibru, în cazul în care inițial sunt 3 mol amestec echimolecular de CO și H_2O .

6.9. Pentru sistemul chimic:



la presiunea $p=1$ atm și temperatura $t=250^\circ\text{C}$, la echilibru, se obține un amestec de reacție ce conține PCl_5 , PCl_3 și Cl_2 în raport molar $\text{PCl}_5:\text{PCl}_3:\text{Cl}_2 = 3:7:2$, masa clorului din amestec fiind de 56,8g. Calculați:

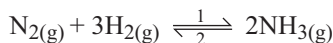
a) numărul de moli din fiecare component la echilibru;

b) raportul molar $\text{PCl}_5:\text{PCl}_3$ inițial, știind că în amestecul inițial nu se află clor;

c) procentul molar de PCl_5 transformat;

d) valoarea constantelor de echilibru K_C , K_X , K_P .

6.10. Se consideră procesul chimic reversibil:



Într-un recipient de reacție cu volumul de 50L se află: 70 mol N_2 , 160 mol H_2 și 130 mol NH_3 . Amestecul este încălzit la 227°C , temperatura la care $K_C = 13,97 \text{ L}^2\cdot\text{mol}^{-2}$.

a) Precizați în ce sens se desfășoară procesul chimic până la stabilirea echilibrului.

b) Calculați numărul de moli din fiecare component la echilibru, știind că fracția molară a NH_3 la echilibru este 0,7145.

c) Calculați presiunea amestecului gazos la echilibru.

d) Determinați valorile constantelor K_X și K_P .



Teste tip

6.11. Referitor la reacțiile reversibile sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) este reversibilă reacția care poate decurge în ambele sensuri în aceleași condiții de lucru;

b) este reversibilă reacția care poate decurge în ambele sensuri chiar și în condiții diferite de lucru;

c) în cazul unei reacții reversibile, transformarea nu este totală în niciunul din cele două sensuri;

d) sunt întotdeauna prezente în amestecul de reacție toate speciile chimice participante la reacție;

e) o reacție reversibilă evoluează către starea de echilibru caracterizată printr-o compoziție constantă în timp la o anumită temperatură și la o anumită presiune.

6.12. Referitor la un sistem chimic aflat în echilibru sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) este stabil - concentrațiile reactanților și ale produșilor de reacție nu se modifică atâta timp cât asupra lui nu acționează un factor extern;

b) este mobil - evoluează către o nouă stare de echilibru dacă asupra lui acționează o constrângere (modificarea concentrației unui component, a temperaturii sau a presiunii) și revine spontan la starea inițială dacă se revine la parametrii inițiali;

c) este dinamic - la echilibru transformările în ambele sensuri nu încetează, dar viteza reacției directe este egală cu viteza reacției inverse;

d) este stabil - odată atinsă starea de echilibru, ea nu mai poate fi modificată nici modificând condițiile de reacție;

e) evoluția dintr-o stare de echilibru în alta în urma modificării unor condiții de lucru se face respectând principiul lui Le Châtelier.

6.13. Referitor la un sistem chimic aflat în echilibru sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) la adăugarea unui component în amestecul de reacție, concentrația celui component se mărește și reacția în care se consumă acel component are loc cu viteză mai mare decât reacția din care se obține acel component până la stabilirea unei noi stări de echilibru;

b) dacă un component este scos din amestecul de reacție, de exemplu prin consumarea lui într-o altă reacție, concentrația celui component scade și reacția din care se formează acel component decurge cu viteză mai mare decât reacția în care se consumă acel component, până la stabilirea unei noi stări de echilibru;

c) mărirea concentrației unui reactant sau micșorarea concentrației unui produs de reacție determină deplasarea echilibrului în sensul reacției directe (de la stânga la dreapta) până la stabilirea unei noi stări de echilibru;

d) micșorarea concentrației unui reactant sau mărirea concentrației unui produs de reacție determină deplasarea echilibrului în sensul reacției indirecte (de la dreapta la stânga) până la stabilirea unei noi stări de echilibru;

e) modificarea concentrației unui reactant sau al unui produs de reacție determină modificarea concentrațiilor celorlalți componenți și în consecință și modificarea valorii constante de echilibru K_c , chiar dacă temperatura rămâne constantă.

6.14. Referitor la un sistem chimic aflat în echilibru este corectă afirmația:

a) dacă reactanții și produșii de reacție sunt substanțe gazoase, iar reacțiile directă și inversă au loc fără variația numărului de moli de gaz, numărul de moli din fiecare gaz poate fi modificat prin mărirea sau micșorarea volumului camerei de reacție sau prin introducerea unui gaz inert menținând presiunea constantă;

b) dacă reacția directă (reactanți $\rightarrow$ produși de reacție) are loc cu încălzirea amestecului de reacție, încălzirea din afară a sistemului chimic determină mărirea vitezei reacției indirecte (produși de reacție $\rightarrow$ reactanți) până

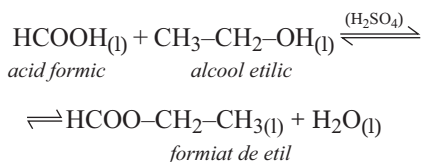
la stabilirea unei noi stări de echilibru;

c) toate echilibrele chimice, chiar și cele caracterizate prin $\Delta H = 0$, adică neînsoțite de efect termic, sunt influențate de modificarea temperaturii amestecului de reacție;

d) compoziția oricărui sistem chimic în stare gazoasă aflat în echilibru poate fi modificată prin modificarea presiunii;

e) compoziția unui sistem chimic aflat în echilibru poate fi modificată prin adăugarea unui catalizator specific sistemului.

6.15. Echilibrul în fază lichidă din care se obține esența de rom (formiatul de etil):



poate fi deplasat în sensul formării formiatului de etil prin;

a) diluarea soluției;

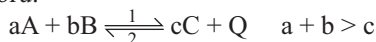
b) introducerea în reacție a unui amestec de reactanți în care raportul molar $\text{HCOOH} : \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$ să fie diferit de 1:1;

c) introducerea în exces a catalizatorului (H_2SO_4);

d) creșterea presiunii sistemului;

e) adăugarea în amestec a unei bucăți de magneziu.

6.16. Se consideră sistemul chimic în echilibru:



Deplasarea echilibrului în sensul formării compusului C are loc:

a) la scăderea temperaturii;

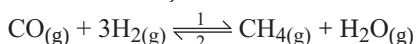
b) la creșterea presiunii;

c) la creșterea concentrației compusului A;

d) la introducerea unui catalizator adecvat;

e) sunt corecte variantele a, b, c.

6.17. Pentru reacția chimică reversibilă:



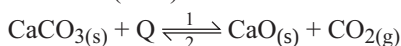
la $T=800\text{K}$ și $p=1\text{atm}$, constanta de echilibru $K_p=32,3\text{atm}^{-2}$.

Referitor la această reacție este corectă varianta:



- a) constanta de echilibru $K_C = 139 \cdot 10^3 \text{ L}^2/\text{mol}^2$;
 b) la creșterea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul 1;
 c) creșterea presiunii nu deplasează acest echilibru;
 d) sunt corecte variantele a și b;
 e) sunt corecte variantele a și c.

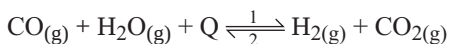
6.18. Se consideră reacția de obținere a varului nestins (CaO):



Pentru a obține varul nestins cu randament cât mai mare, trebuie să se lucreze:

- a) cu cuptoare de var închise etanș;
 b) cu cuptoare de var care au gură de evacuare a gazelor;
 c) la temperaturi ridicate ($900^\circ - 1000^\circ\text{C}$);
 d) la temperaturi mici și presiuni mari;
 e) sunt corecte variantele b și c.

6.19. Se consideră sistemul chimic aflat în echilibru la 500K :

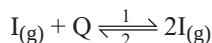


Referitor la acest echilibru este incorectă varianta:

- a) micșorarea volumului vasului de reacție sau adăugarea unui gaz inert în vasul de reacție nu deplasează acest echilibru chimic într-o nouă stare de echilibru;

- b) încălzirea amestecului de reacție conduce la deplasarea echilibrului în sensul 1;
 c) răcirea amestecului la 280K deplasează echilibrul în sensul 2;
 d) adăugarea în vasul de reacție a unei soluții de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ și agitarea vasului, considerând temperatura constantă, deplasează echilibrul în sensul 1;
 e) variantele a, b, c, d sunt incorecte.

6.20. Într-un recipient ce permite modificarea volumului se introduc $10,16\text{g}$ de iod (I_2) solid. Recipientul se încălzește până la 927°C , când se atinge starea de echilibru conform ecuației:



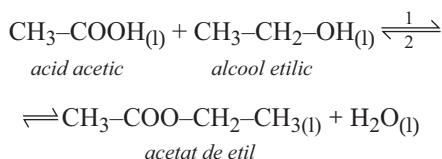
La echilibru, gradul de disociere al iodului este $\alpha = 0,128$, iar presiunea în recipient este de 1 atm . Punctul de fierbere al iodului este $+182,8^\circ\text{C}$, iar în recipient nu se află alte gaze în afara vaporilor de iod ($\text{I}_{2(\text{g})}$ și $\text{I}_{(\text{g})}$). Referitor la acest echilibru nu este corectă afirmația:

- a) echilibrul poate fi deplasat în sensul disocierii iodului (sensul 1) prin mărirea temperaturii și micșorarea presiunii;
 b) volumul recipientului la atingerea echilibrului este de aproximativ $4,44\text{L}$;
 c) masa molară medie a amestecului de reacție este $225,17 \text{ g/mol}$;
 d) constanta de echilibru $K_P = 6,6 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$;
 e) constantele de echilibru K_P și K_C sunt egale.



Teste tip

6.21. Se consideră sistemul chimic în fază lichidă în echilibru:



care are drept catalizator acidul sulfuric și se caracterizează prin $K_C = 4$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) dacă inițial raportul molar CH_3COOH

: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 1:1$, procentul de acid acetic transformat este $66,66\%$;

- b) echilibrul poate fi deplasat în sensul 1 numai prin mărirea cantității de acid sulfuric;
 c) procentul de acid acetic transformat este mai mare dacă masa de reactanți este inițial mai mare, dar se păstrează raportul molar $\text{CH}_3\text{COOH} : \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 1:1$.

6.22. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

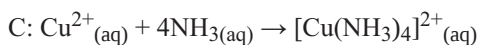
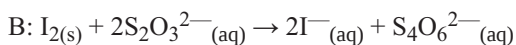
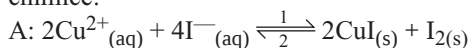
- a) dacă asupra unui sistem chimic aflat la echilibru acționează o constrângere, sistemul

se deplasează spre o nouă stare de echilibru, în sensul în care constrângerea poate fi anulată;

..... b) modificarea concentrației unui component al unui sistem chimic aflat în echilibru determină deplasarea echilibrului în sensul reacției care va diminua modificarea concentrației;

..... c) creșterea presiunii unui sistem chimic gazos aflat în echilibru conduce întotdeauna la micșorarea numărului de molecule din sistem.

6.23. Se consideră ecuațiile reacțiilor chimice:



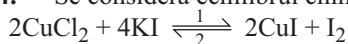
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dacă la sistemul chimic aflat în echilibru indicat de ecuația A se adaugă tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), echilibrul se deplasează în sensul 1;

..... b) dacă la sistemul chimic aflat în echilibru indicat de ecuația A se adaugă amoniac (NH_3), echilibrul se deplasează în sensul 2;

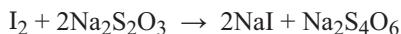
..... c) adăugarea de tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) sau amoniac (NH_3) la echilibru chimic indicat de ecuația A nu poate deplasa acest echilibru pentru că aceste substanțe nu sunt componente ale acestui sistem chimic.

6.24. Se consideră echilibrul chimic:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) prin titrarea iodului (I_2) cu tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) conform ecuației:

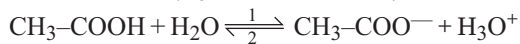


nu se poate determina cantitatea de CuCl_2 introdusă în reacție, pentru că se consumă în reacție cu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ numai I_2 format până la stabilirea echilibrului;

..... b) dacă s-au consumat la titrarea iodului 4 mL de soluție de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentrație 0,1M, inițial s-au introdus în reacție 54 mg de CuCl_2 ;

..... c) dacă s-au consumat la titrarea iodului 4 mL de soluție de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentrație 0,1M, inițial s-a introdus în reacție o cantitate de CuCl_2 mai mare de $4 \cdot 10^{-4}$ mol.

6.25. Se consideră reacția de ionizare a acidului acetic ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L):



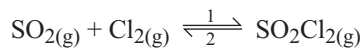
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dacă se adaugă acid clorhidric ($K_a = 10^7$ mol/L) la o soluție apoasă de acid acetic crește cantitatea de ioni acetat ($\text{CH}_3\text{--COO}^{-}$) din soluție;

..... b) dacă se diluează o soluție de acid acetic crește cantitatea de ioni acetat ($\text{CH}_3\text{--COO}^{-}$) din soluție;

..... c) dacă se adaugă acetat de sodiu ($\text{CH}_3\text{--COONa}$) într-o soluție de acid acetic scade concentrația ionilor de hidroniu (H_3O^{+}) din soluție.

6.26. Sistemul chimic aflat în echilibru:



se caracterizează prin $K_C = 4$ L/mol. Inițial, s-au introdus în reacție 0,2 mol SO_2 , 0,3 mol Cl_2 și 0,4 mol SO_2Cl_2 , iar volumul recipientului este 1L.

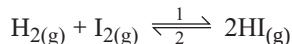
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) până la stabilirea echilibrului, reacția în sensul 2 are loc cu viteză mai mare;

..... b) la echilibru, concentrația molară a Cl_2 este egală cu concentrația molară a SO_2Cl_2 ;

..... c) masa molară medie a amestecului la echilibru este $\bar{\mu} = 92,73$ g/mol.

6.27. Pentru echilibrul chimic:



la 628K, constanta de echilibru $K_C = 87,4$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

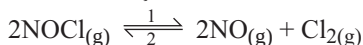
..... a) la aceeași temperatură, pornind de la aceleași cantități de reactanți (H_2 și I_2) constanta de echilibru K_C are valori diferite dacă volumul camerei de reacție este diferit, pentru că și concentrațiile molare la echilibru sunt diferite;



..... b) pornind de la un amestec format din 0,03 mol H_2 , 0,04 mol I_2 și 0,02 mol HI, procentul de iod transformat până la stabilirea echilibrului este de 64,5%;

..... c) pornind de la un amestec echimolecular de H_2 și I_2 , la echilibru masa molară medie a amestecului de reacție este $\bar{\mu} = 128$ g/mol.

6.28. Pentru reacția reversibilă:



la temperatura T, constantele de echilibru sunt: $K_C = 3,9 \cdot 10^{-3}$ mol/L și $K_P = 18,32 \cdot 10^{-2}$ atm.

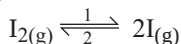
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) temperatura T la care se stabilește echilibrul este 572,8K;

..... b) la temperatura T și presiunea la echilibru de 1 atm, constantele K_P și K_X au aceeași valoare;

..... c) la temperatura T, micșorarea volumului camerei de reacție a amestecului aflat la echilibru conduce la o mărire a constantei K_C .

6.29. La 1300K și 1 atm, masa molară medie a amestecului gazos la echilibru:



este $\bar{\mu} = 212$ g/mol.

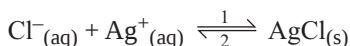
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) gradul de disociere al iodului este $\alpha = 19,8\%$;

..... b) constantele K_C , K_P și K_X au aceeași valoare;

..... c) constantele de echilibru sunt: $K_P = 1,32$ atm, $K_X = 1,32$, $K_C = 0,012$ mol/L.

6.30. La precipitarea clorurii de argint se stabilește echilibrul:



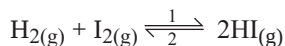
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) pentru a se recupera cu un randament mai bun ioni de argint (Ag^+) din soluție se adaugă NaCl;

..... b) în prezența ionilor de hidroniu (H_3O^+) precipitatul AgCl se dizolvă;

..... c) prezența ionilor azotat (NO_3^-) deplasează echilibrul în sensul 2.

6.31. Se consideră echilibrul chimic:



caracterizat prin constantele de echilibru $K_C = 66,9$ la 356°C și $K_C = 50$ la 448°C.

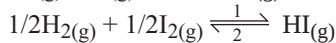
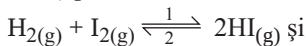
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) reacția în sensul 1 este exotermă;

..... b) constantele de echilibru pentru reacția: $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$

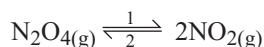
au valorile: $K_C = 14,94 \cdot 10^{-3}$ la 356°C și $K_C = 2 \cdot 10^{-2}$ la 448°C;

..... c) pentru reacțiile:



constantele de echilibru au aceeași valoare la aceeași temperatură.

6.32. Echilibrul chimic:



are la 35°C constanta de echilibru $K_P = 0,3$ atm. Inițial, într-un vas de reacție cu volumul de 10L se află 2 mol de N_2O_4 și 2 mol de NO_2 .

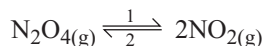
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) până la stabilirea echilibrului, fracția molară a tetraoxidului de diazot (N_2O_4) crește de la 0,5 la 0,827;

..... b) până la stabilirea echilibrului, fracția molară a tetraoxidului de diazot (N_2O_4) scade de la 0,5 la 0,172;

..... c) la echilibru, presiunea parțială a N_2O_4 este de 6,855 atm.

6.33. Echilibrul chimic:



se caracterizează prin $K_P = 0,13$ atm la 25°C. Într-un vas de reacție cu volumul de 1L se introduce NO_2 , iar la echilibru amestecul de reacție are presiunea de 662,16 kPa.

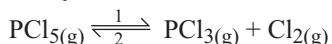
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în vasul de reacție, s-au aflat inițial 500 mmol de NO_2 ;

..... b) în vasul de reacție, se află la echilibru 1,536 g de NO_2 ;

..... c) raportul presiunilor parțiale la echilibru $p_{\text{N}_2\text{O}_4}:p_{\text{NO}_2} = 6,86$.

6.34. Într-un vas cu piston se introduc 0,05 mol PCl_5 și se încălzește la 250°C menținând pistonul în poziția în care volumul vasului este de 1L. În aceste condiții PCl_5 se descompune până la stabilirea echilibrului conform ecuației:



La temperatura de 250° , acest echilibru chimic se caracterizează prin $K_C = 41,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) presiunea amestecului la echilibru este de 2,32 atm;

..... b) dacă în amestecul gazos aflat în echilibru se introduc 0,25 mol de argon, temperatura fiind de 250°C și presiunea rămânând constantă prin deplasarea pistonului, numărul de moli de PCl_3 crește de la 0,00415 la 0,0319;

..... c) dacă în amestecul gazos aflat în echilibru se introduc 0,25 mol de argon, în condiții izobare - izoterme, echilibrul se deplasează în sensul 2.



Acizi și baze

Reacții cu schimb de protoni

7.1 Teorii asupra acizilor și bazelor

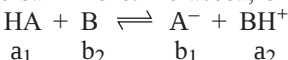
Se cunosc trei teorii care încearcă să precizeze conținutul noțiunilor chimice „acid” și „bază”.

- Conform teoriei **disociației electrolitice**, formulată de Svante Arrhenius în 1887, acizii sunt definiți ca substanțe care eliberează prin disociere în soluție apoasă ioni H^+ ($HA \rightleftharpoons A^- + H^+$), iar bazele sunt definite ca substanțe care eliberează în soluție apoasă ioni HO^- ($BOH \rightleftharpoons B^+ + HO^-$).

Această teorie este aplicabilă numai soluțiilor apoase și limitează noțiunea de bază la substanțe care conțin ionul HO^- . Conform acestei teorii nu se poate explica, de exemplu, caracterul bazic al amoniacului (NH_3).

- **Teoria protolitică**, formulată de chimistul danez J.N. Brønsted și de chimistul englez T.N. Lowry în 1923, definește acizii ca specii chimice (molecule sau ioni) capabile să cedeze protoni ($HA \rightleftharpoons A^- + H^+$), iar bazele ca specii chimice (molecule sau ioni) capabile să accepte protoni ($B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$).

Deoarece protonul (H^+) nu poate exista ca atare, un acid cedează protoni numai în prezența unei baze care să-l fixeze. De aceea, o reacție cu schimb de protoni presupune un sistem dublu conjugat:



În viziunea acestei teorii sunt prezentați acizii și bazele în acest capitol.

- **Teoria electronică**, formulată de chimistul american G.N. Lewis în 1923, definește acizii ca substanțe capabile de a accepta o pereche de electroni, iar bazele ca substanțe capabile de a oferi o pereche de electroni. De exemplu, în reacția: $AlCl_3 + Cl_2 \rightleftharpoons [AlCl_4]^- Cl^+$, $AlCl_3$ este un acid, iar Cl^- este o bază.

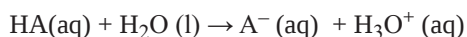
Conform acestei teorii, multe reacții din chimia combinațiilor complexe pot fi considerate ca reacții între un acid și o bază.

7.2 Acizi

- Conform teoriei protolitice, acizii sunt specii chimice (molecule sau ioni) care pot să cedeze protoni (H^+).

În molecula unui acid (HA), atomul de hidrogen este legat de un atom, de regulă, de nemetal printr-o legătură covalentă polară. Cu cât legătura hidrogen - nemetal este mai polară și mai slabă și cu cât anionul A^- este mai stabil cu atât acidul HA este mai tare. Mulți anioni A^- au stabilitate mărită în urma unor efecte electronice (vezi pag. 76 - 81).

Acizii foarte tari cedează într-o proporție mare protoni și ionizarea lor în soluție apoasă diluată ($c_M < 0,1M$) este, practic, o reacție totală:



Toți ionii din soluțiile apoase sunt hidratați și acest aspect este indicat prin notația aq. Pentru simplificarea ecuațiilor, în acest capitol, se renunță la această indicație, care se subînțelege. Ecuația de mai sus este:



În soluția apoasă diluată a unui acid tare nu se mai găsesc practic molecule HA neionizate.

Acizii slabi au tendință mică de a ceda protoni și ionizează în proporție mică în soluție apoasă diluată, reacția fiind reversibilă.



În soluția apoasă a unui acid slab se află atât ioni A^- cât și molecule HA dizolvate, dar neionizate.

• Echilibrul de ionizare al unui acid este caracterizat prin constanta de aciditate (k_a), definită de relația:

$$k_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

unde: $[\text{A}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HA}]$ reprezintă concentrațiile molare la echilibru ale speciilor chimice respective.

Pentru echilibrul: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

$$k_c = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Pentru că, în soluțiile diluate, concentrația apei este practic constantă, rezultă:

$$k_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = k_a$$

De exemplu, pentru acidul cianhidric (HCN):

$$k_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

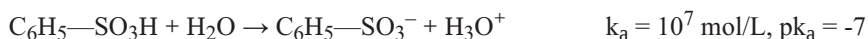
Pe lângă constanta de aciditate, se folosește și exponentul de aciditate (pk_a), definit de relația: $\text{pk}_a = -\lg k_a$.

De exemplu, pentru acidul cianhidric (HCN): $\text{pk}_a = -\lg k_a = -\lg 4,9 \cdot 10^{-10} = 9,3$.

Un acid este cu atât mai tare cu cât valoarea constantei de aciditate k_a este mai mare sau cu cât valoarea exponentului de aciditate pk_a este mai mică.

Acizii tari au $k_a > 1$ și $\text{pk}_a < 0$.

Exemple:



Acizii slabi au $k_a < 1$ și $\text{pk}_a > 0$.

Exemple:





Acizii slabi diferă mult ca tărie între ei. Acizii cu:

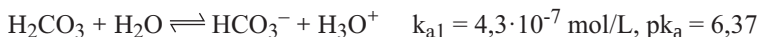
- $k_a = 1 - 10^{-4}$ sunt acizi de tărie mijlocie (ex: H_2SO_3 , $k_a = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L);
- $k_a = 10^{-4} - 10^{-7}$ sunt acizi slabi (ex: H_2CO_3 , $k_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$ mol/L);
- $k_a < 10^{-7}$ sunt acizi foarte slabi (ex: HCN , $k_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$ mol/L).

După numărul de protoni cedați, acizii pot fi:

- acizi monoprotici sau monobazici (ex: HCl , HCO_3^-);
- acizi poliprotici sau polibazici (ex: H_2SO_4 , H_3PO_4).

Acizii poliprotici ionizează în etape succesive, caracterizate prin valori diferite ale constantei de aciditate.

Exemplu:



• Ca specii chimice acizii pot fi: molecule neutre (ex: HCl , H_2SO_4 , HCN), cationi (ex: H_3O^+ , NH_4^+), anioni (ex: HSO_4^- , HS^-).

7.3 Baze

• **Conform teoriei protolitice, bazele sunt specii chimice (molecule sau ioni) care pot să accepte protoni (H^+).**

O bază posedă la unul dintre atomii ei o pereche de electroni neparticipanți la legătură pe care se poate fixa un proton (H^+) printr-o legătură covalentă coordinativă.

Bazele tari acceptă în proporție mare protoni și ionizarea lor în soluția apoasă diluată ($c_M < 0,1M$) este, practic, o reacție totală:



Baze tari sunt și hidroxizii metalelor alcaline care sunt practic complet disociați în soluții apoase.



Bazele slabe au o tendință mică de a accepta protoni și ionizează puțin în soluție apoasă diluată, reacția fiind reversibilă:



În soluția apoasă a unei baze slabe se află atât ioni BH^+ cât și molecule B dizolvate, dar neionizate.

• Echilibrul de ionizare al unei baze este caracterizat prin constanta de bazicitate (k_b), definită de relația:

$$k_b = \frac{[BH^+] \cdot [HO^-]}{[B]}$$

unde $[BH^+]$, $[HO^-]$ și $[B]$ reprezintă concentrațiile molare la echilibru ale speciilor chimice respective.

De exemplu, pentru amoniac (NH_3):

$$k_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [HO^-]}{[NH_3]} = 1,76 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L}$$

Pe lângă constanta de bazicitate, se folosește și exponentul de bazicitate ($p k_b$), definit de relația $p k_b = -\lg k_b$.

De exemplu, pentru amoniac (NH_3): $p k_b = -\lg k_b = -\lg 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,75$.

O bază este cu atât mai tare cu cât valoarea constantei de bazicitate k_b este mai mare sau cu cât valoarea exponentului de bazicitate $p k_b$ este mai mică.

Bazele tari au $k_b > 1$ și $p k_b < 0$.

Exemplu:



Bazele slabe au $k_b < 1$ și $p k_b > 0$.

Exemplu:



• După numărul de protoni acceptați, bazele pot fi:

– baze monoprotice sau monoacide (ex: NaOH , NH_3 , HO^- , NO_2^-);

– baze poliprotice sau poliacide (ex: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CO_3^{2-} , PO_4^{3-}).

Bazele poliprotice ionizează în etape succesive, caracterizate prin valori diferite ale constantei de bazicitate.

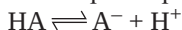
Exemplu:



• Ca specii chimice, bazele pot fi: molecule neutre (exemplu: NH_3 , H_2O), anioni (exemple: CH_3O^- , Cl^- , CO_3^{2-} , HO^-).

7.4 Acid și bază conjugată

• Un acid (HA), prin cedarea protonului, se transformă în baza conjugată (A^-), iar o bază (A^-), prin acceptarea protonului, trece în acidul conjugat (HA).



Cu cât un acid este mai tare (cedează în proporție mai mare protoni), cu atât baza lui conjugată este mai slabă (acceptă în proporție mai mică protoni) și invers.

În soluție apoasă, cel mai tare acid este ionul H_3O^+ (hidroniu) și cea mai tare bază este ionul HO^- (hidroxid).

• Apa este un acid slab și o bază slabă și ionizează conform echilibrului:



caracterizat prin constanta $k_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$, numită produsul ionic al apei.

La 25°C , $k_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$.

Baza conjugată generată prin ionizarea unui acid tare este o bază mai slabă decât apa, iar baza conjugată a unui acid slab este o bază mai tare decât apa.

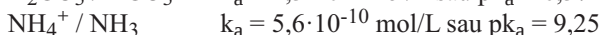
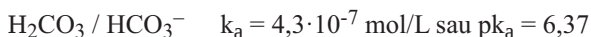
• Pentru un cuplu acid - bază conjugată, la 25°C , sunt valabile relațiile:

$$k_a \cdot k_b = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

și $p k_a + p k_b = 14$.

Se recomandă caracterizarea unui cuplu acid - bază conjugată numai prin constanta de aciditate (k_a) sau numai prin exponentul de aciditate ($p k_a$).

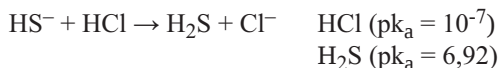
Exemple:





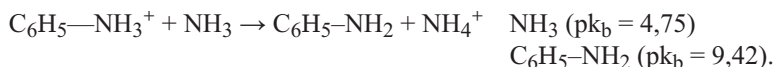
• Un acid reacționează cu baza conjugată a unui acid mai slab decât el, punând în libertate acidul mai slab.

Exemplu:



O bază reacționează cu acidul conjugat al unei baze mai slabe decât ea, punând în libertate baza mai slabă.

Exemplu:



7.5 Gradul de ionizare

Gradul de ionizare al unui acid sau al unei baze, notat α , reprezintă raportul dintre numărul de moli de substanță ionizată (v_i) și numărul total de moli de substanță dizolvată (v_t).

$$\alpha = \frac{v_i}{v_t} \text{ sau } \alpha(\%) = \frac{v_i}{v_t} \cdot 100$$

În funcție de gradul de ionizare poate fi apreciată tăria unui acid sau a unei baze. Acizii și bazele slabe au $\alpha < 5\%$.

Între constanta de aciditate a unui acid (k_a), gradul de ionizare (α) și concentrația molară a soluției acide (c) există relația: $k_a = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$, numită legea diluției sau legea lui Ostwald.

Considerând 1L de soluție de acid slab HA care conține c moli de acid cu gradul de ionizare α se poate completa tabelul:

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
v inițial (v_t)	c	—	—
v ionizați (v_i)	αc	—	—
v la echilibru	$c - \alpha c$	—	αc

Concentrația apei nu se ia în calcul, fiind practic constantă pentru soluțiile diluate.

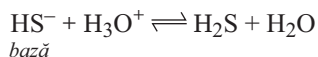
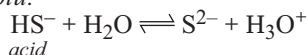
$$k_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c - \alpha c} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

7.6 Amfoliți acido - bazici

Substanțele care se comportă ca acizi în reacțiile cu bazele și ca baze în reacțiile cu acizii se numesc substanțe **amfotere** sau substanțe amfiprotice sau amfoliți.

Amfoliții acido - bazici prezintă aspecte structurale care le permit să se comporte atât ca acizi (existența unui atom de hidrogen legat covalent polar) cât și ca baze (existența unei perechi de electroni neparticipanți la legătură la unul dintre atomi).

Exemplu:



Mai mulți compuși anorganici au caracter amfoter: apa, unii radicali acizi, oxizii și hidroxizii unor metale sau unele metale (vezi pag. 316, 317, 322).

7.7 pH-ul soluțiilor apoase

• Pentru o soluție apoasă cu temperatura de 25°C este valabilă relația: $[H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$.

Într-o soluție neutră, $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Într-o soluție acidă, $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ și $[HO^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Într-o soluție bazică, $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ și $[HO^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$.

• PH-ul se definește conform relației: $pH = -\lg[H_3O^+]$, iar $pOH = -\lg[HO^-]$ și $pH + pOH = 14$.

Tabelul 7.1. Scara de pH

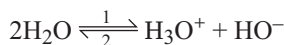
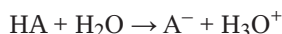
$[H_3O^+]$ mol/L	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Caracterul soluțiilor	$\xleftarrow{\text{soluții acide}} \text{ crește caracterul acid}$							soluție neutră	$\xrightarrow{\text{soluții bazice}} \text{ crește caracterul bazic}$						
$[HO^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Scările pH și pOH sunt valabile numai pentru soluții apoase diluate ($c_M < 1M$) de acizi și baze.

În practica de laborator, se măsoară pH-ul soluțiilor cu ajutorul hârtiei indicatoare de pH sau cu ajutorul pH-metrului.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile apoase ale acizilor monoprotici tari.

În soluția apoasă a unui acid monoprotic tare (HA) au loc ionizările:



Ionii H_3O^+ rezultați din ionizarea acidului tare vor deplasa echilibrul de ionizare al apei în sensul 2, cu atât mai mult cu cât concentrația acestor ioni este mai mare.

Calcululele au arătat că pentru concentrații ale acidului tare mai mari de 10^{-6} mol/L concentrația ionilor H_3O^+ din soluție este practic egală cu concentrația acidului, neglijându-se ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

Prin urmare: $[H_3O^+] = c_{HA}$ și $pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg c_{HA}$.

De exemplu, pH-ul unei soluții apoase de HCl $7,5 \cdot 10^{-2} M$ ($k_a = 10^7 \text{ mol/L}$) este: $[H_3O^+] = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ și $pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 7,5 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 7,5 = 1,12$.

Dacă $10^{-9} < c_{HA} < 10^{-6}$, se iau în considerare ionii H_3O^+ proveniți din ambele procese de ionizare, a acidului și a apei, și concentrația ionilor H_3O^+ din soluție se calculează după relația: $[H_3O^+] = 10^{-7} + c_{HA}$.

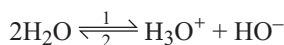
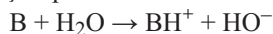
De exemplu, pH-ul unei soluții de HCl de concentrație 10^{-7} mol/L este:

$$[H_3O^+] = 10^{-7} + c_{HA} = 10^{-7} + 10^{-7} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \text{ și } pH = -\lg 2 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 2 = 6,7.$$

Dacă $c_{HA} < 10^{-9} \text{ mol/L}$, se neglijează ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului și se iau în considerare numai ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei, iar pH-ul soluției este practic 7.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile apoase ale bazelor monoprotice tari.

În soluția apoasă a unui baze monoprotice tari (B) au loc ionizările:





Ionii HO^- rezultați din ionizarea bazei tari vor deplasa echilibrul de ionizare al apei în sensul 2, cu atât mai mult cu cât concentrația acestor ioni este mai mare.

Calculule au arătat că pentru concentrații ale bazei tari mai mari de 10^{-6} mol/L concentrația ionilor HO^- din soluție este practic egală cu concentrația bazei și se pot neglija ionii HO^- proveniți din ionizarea apei.

$$\text{Prin urmare: } [\text{HO}^-] = c_B \text{ și } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{kw}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{c_B} \text{ și}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg \frac{10^{-14}}{c_B} \text{ sau } \text{pH} = 14 + \lg c_B$$

De exemplu, pH-ul unei soluții apoase de NaOH 0,25M este:

$$[\text{HO}^-] = 0,25 \text{ mol/L}, [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{kw}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,25} = 4 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

și $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 4 \cdot 10^{-14} = 14 - \lg 4 = 13,39$ sau $\text{pH} = 14 + \lg c_B = 14 + \lg 0,25 = 13,39$.

Dacă $10^{-9} < c_B < 10^{-6}$, se iau în considerare ionii HO^- proveniți din ambele procese de ionizare, a bazei și a apei, și concentrația ionilor HO^- din soluție se calculează după relația: $[\text{HO}^-] = 10^{-7} + c_B$.

De exemplu, pH-ul soluției apoase de NaOH de concentrația $3 \cdot 10^{-7}$ mol/L este:

$$[\text{HO}^-] = 10^{-7} + c_B = 10^{-7} + 3 \cdot 10^{-7} = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L},$$

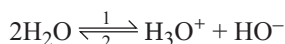
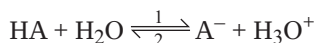
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{kw}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-7}} = 0,25 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L și}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0,25 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 0,25 = 7,6.$$

Dacă $c_B < 10^{-9}$ mol/L, se neglijează ionii HO^- proveniți din ionizarea bazei și se iau în considerare numai ionii HO^- proveniți din ionizarea apei, iar pH-ul soluției este practic 7.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile apoase ale acizilor monoprotici slabi.

În soluția apoasă a unui acid monoprotic slab (HA) au loc ionizările:



Cantitatea de ioni H_3O^+ eliberați în soluție de un acid slab depinde de tăria acidului caracterizată prin constanta de aciditate (k_a) și de concentrația acidului (c_{HA}). Cu creșterea tăriei acidului, indicată de creșterea constantei de aciditate, echilibrul de ionizare a acidului se deplasează spre dreapta (semnul 1). Cu scăderea concentrației acidului, creșterea diluției, echilibrul de ionizare a acidului se deplasează spre dreapta (sensul 1).

Se disting mai multe situații.

a) Dacă $1 > k_a > 10^{-4}$ și $c_{\text{HA}} > 10^{-6}$ mol/L, acidul HA este de tărie mijlocie, și este suficient de ionizat încât să se neglijeze ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

$$\text{Pentru echilibrul: } \text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ constanta de aciditate este: } k_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Dacă acidul are concentrația molară inițială c_{HA} , pentru starea de echilibru sunt valabile relațiile: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ și $[\text{HA}] = c_{\text{HA}} - [\text{H}_3\text{O}^+]$, iar k_a devine: $k_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_{\text{HA}} - [\text{H}_3\text{O}^+]}$ sau

$$[H_3O^+]^2 + k_a[H_3O^+] - k_a c_{HA} = 0 \text{ de unde: } [H_3O^+] = -\frac{k_a}{2} \pm \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}}.$$

Se alege soluția $[H_3O^+] > 0$.

Prin urmare, concentrația molară a ionilor H_3O^+ la echilibru se calculează după relația:

$$[H_3O^+] = -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}}$$

De exemplu, pH-ul unei soluții de acid cloros ($HClO_2$) de concentrație 10^{-3} mol/L ($k_a = 10^{-2}$ mol/L) este:

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}} = -\frac{10^{-2}}{2} + \sqrt{\frac{(10^{-2})^2}{4} + 10^{-2} \cdot 10^{-3}} = \\ &= -0,5 \cdot 10^{-2} + \sqrt{0,25 \cdot 10^{-4} + 0,1 \cdot 10^{-4}} = -0,005 + 0,0059 = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 9 \cdot 10^{-4} = 4 - \lg 9 = 3,04.$$

În funcție de valoarea constantei de aciditate (k_a) și de valoarea concentrației inițiale a acidului (c_{HA}), termenul $k_a^2/4$ se poate uneori neglija.

De exemplu, pH-ul unei soluții de HF 0,5M ($k_a = 7,2 \cdot 10^{-4}$ mol/L) este:

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}} = -\frac{7,2 \cdot 10^{-4}}{2} + \sqrt{\frac{(7,2 \cdot 10^{-4})^2}{4} + 7,2 \cdot 10^{-4} \cdot 0,5} = \\ &= -3,6 \cdot 10^{-4} + \sqrt{12,96 \cdot 10^{-8} + 3,6 \cdot 10^{-4}} \approx -3,6 \cdot 10^{-4} + \sqrt{3,6 \cdot 10^{-4}} = \\ &= -3,6 \cdot 10^{-4} + 189,7 \cdot 10^{-4} = 186,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 186,1 \cdot 10^{-4} = 4 - \lg 186,1 = 1,73.$$

b) Dacă $k_a < 10^{-4}$, acizii sunt slabi și foarte slabi.

• Dacă valoarea concentrației molare inițiale a acidului (c_{HA}) nu este foarte mică ($c_{HA} \geq 10^{-6} + 10^{-12}/k_a$, conform unui raționament matematic mai complicat), se neglijează ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

$$\text{Din relația: } [H_3O^+] = -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}} \text{ se neglijează termenii } -k_a/2 \text{ și } k_a^2/4 \text{ și}$$

$$\text{rezultă: } [H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{HA}}, \text{ iar } pH = -\lg \sqrt{k_a \cdot c_{HA}} \text{ sau } pH = \frac{1}{2} pk_a - \frac{1}{2} \lg c_{HA}.$$

De exemplu, pH-ul unei soluții de acid acetic (CH_3COOH) de concentrație 0,2M ($k_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L sau $pk_a = 4,74$) este:

$$[H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{HA}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-1}} = 1,89 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 1,89 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 1,89 = 2,72$$



$$\text{sau } \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}k_a - \frac{1}{2} \lg c_{\text{HA}} = \frac{1}{2} \cdot 4,74 - \frac{1}{2} \lg 0,2 = 2,72$$

Acest mod de calcul al pH-ului poate fi utilizat și pentru acizii foarte slabi ($k_b < 10^{-8}$), dar pentru concentrații nu foarte mici ($c_{\text{HA}} > k_w/k_a$).

De exemplu, pH-ul soluției de HCN ($k_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) de concentrație 0,1M este:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{0,49 \cdot 10^{-11} \cdot 10^{-1}} = 0,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0,7 \cdot 10^{-6} = 6 - \lg 0,7 = 6,15$$

• Dacă acizii sunt foarte slabi ($k_a < 10^{-8}$) și cu concentrații mici ($c_{\text{HA}} \approx k_w/k_a$), se iau în considerare atât ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului cât și ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei și concentrația molară a ionilor H_3O^+ din soluție se calculează după relația:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_w + k_a \cdot c_{\text{HA}}}$$

De exemplu, pH-ul unei soluții de HCN ($k_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) de concentrație $0,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ este:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_w + k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{10^{-14} + 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 0,5 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{3,45 \cdot 10^{-14}} = 1,85 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,85 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 1,85 = 6,73$$

În acest caz, dacă s-ar neglija ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei, pH-ul soluției ar fi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 0,5 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{2,45 \cdot 10^{-14}} = 1,56 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

și $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,56 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 1,56 = 6,8$.

Diferența dintre rezultate arată că în acest caz nu trebuie să se neglijeze ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

• Dacă $c_{\text{HA}} < k_w/k_a$, se neglijează ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului și se iau în considerare numai ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei, iar pH-ul soluției este practic 7.

De exemplu, pentru o soluție de HCN ($k_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) de concentrație 10^{-6} mol/L , dacă s-ar neglija ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei, pH-ul ar fi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-6}} = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-16}} = 2,21 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 2,21 \cdot 10^{-8} = 8 - \lg 2,21 = 7,65.$$

Rezultatul este greșit și arată că trebuie să se ia în calcul și ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

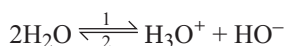
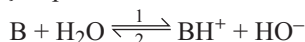
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_w + k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{10^{-14} + 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-6}} = 1,024 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,024 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 1,024 = 6,989 \approx 7.$$

Rezultatul arată că se pot neglija ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului cianhidric.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile apoase ale bazelor monoprotice slabe

În soluția apoasă a unei baze monoprotice slabe au loc ionizările:



Cantitatea de ioni HO^- eliberați în soluție de o bază slabă depinde de tăria bazei caracterizată prin constanta de bazicitate (k_b) și de concentrația bazei (c_B). Ca și în cazul acizilor slabi, echilibrul de ionizare a unei baze slabe se deplasează spre dreapta (sensul 1) odată cu creșterea tăriei bazei sau odată cu scăderea concentrației soluției.

Ca și în cazul acizilor slabi se disting mai multe cazuri.

a) Dacă $1 > k_a > 10^{-4}$ și $c_B > 10^{-6} \text{ mol/L}$, baza B este relativ slabă și este suficient de ionizată încât să se negligeze ionii HO^- proveniți din ionizarea apei.

Aplicând același raționament folosit în cazul acizilor slabi, se deduce relația după care se poate calcula concentrația molară a ionilor HO^- la echilibru:

$$[\text{HO}^-] = -\frac{k_b}{2} + \sqrt{\frac{k_b^2}{4} + k_b \cdot c_{BA}}$$

De exemplu, pH-ul soluției apoase de dietilamină ($(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$) de concentrație 10^{-2} M ($k_b = 8,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$) este:

$$\begin{aligned} [\text{HO}^-] &= -\frac{k_b}{2} + \sqrt{\frac{k_b^2}{4} + k_b \cdot c_{BA}} = -\frac{8,7 \cdot 10^{-4}}{2} + \sqrt{\frac{(8,7 \cdot 10^{-4})^2}{4} + 8,7 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2}} = \\ &= -4,35 \cdot 10^{-4} + \sqrt{18,92 \cdot 10^{-8} + 8,7 \cdot 10^{-6}} = -4,35 \cdot 10^{-4} + 29,8 \cdot 10^{-4} = \\ &= 25,45 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-4}}{25,45 \cdot 10^{-4}} = 0,039 \cdot 10^{-10} = 3,9 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \text{și}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 3,9 \cdot 10^{-12} = 12 - \lg 3,9 = 11,4.$$

b) Dacă $k_a < 10^{-4}$, bazele sunt slabe și foarte slabe.

Ca și în cazul acizilor slabi, dacă valoarea concentrației molare inițiale a bazei (c_B) nu este foarte mică ($c_B \geq 10^{-6} + 10^{-12}/k_b$) se negligează ionii HO^- proveniți din ionizarea apei.

Pentru calculul pH-ului acestor soluții se folosesc relațiile:

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{k_b \cdot c_B}, [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{k_w}{\sqrt{k_b \cdot c_B}} \quad \text{și} \quad \text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}k_b + \frac{1}{2} \lg c_B$$

$$\begin{aligned} \text{sau } [\text{H}_3\text{O}^+] &= \sqrt{\frac{k_w \cdot k_a}{c_B}} \quad \text{unde } k_a = \frac{k_w}{k_b} \quad \text{este constanta de aciditate a acidului } \text{BH}^+ \text{ conjugat} \\ \text{bazei B, de unde: } \text{pH} &= \frac{1}{2} \text{p}k_a + \frac{1}{2} \lg c_B + 7. \end{aligned}$$

De exemplu, pH-ul soluției de amoniac (NH_3) de concentrație $0,02 \text{ M}$ ($k_b = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, $\text{p}k_b = 4,75$) este:

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{k_b \cdot c_B} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-2}} = 5,93 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L},$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-4}}{5,93 \cdot 10^{-4}} = 0,168 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L} \quad \text{și}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0,168 \cdot 10^{-10} = 10 - \lg 0,168 = 10,77 \quad \text{sau}$$



$$pH = 14 - \frac{1}{2}pk_b + \frac{1}{2}lgc_B = 14 - \frac{1}{2}4,75 + \frac{1}{2}lg0,02 = 10,77.$$

Dacă bazele sunt foarte slabe ($k_b < 10^{-8}$) și au concentrații mici ($c_B \approx k_w/k_b$), se iau în considerare atât ionii HO^- proveniți din ionizarea bazei cât și ionii HO^- proveniți din ionizarea apei și concentrația molară a ionilor HO^- din soluție se calculează după relația: $[HO^-] = \sqrt{k_w + k_b \cdot c_B}$.

De exemplu, pH-ul unei soluții de anilină ($C_6H_5-NH_2$) de concentrație $10^{-4}M$ ($k_b = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) este:

$$[HO^-] = \sqrt{k_w + k_a \cdot c_B} = \sqrt{10^{-14} + 3,8 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-4}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-14}} = 2,19 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+] = \frac{k_w}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{2,19 \cdot 10^{-7}} = 0,456 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \text{ și } pH = -\lg 0,456 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 0,456 = 7,34.$$

Dacă $c_B < k_w/k_b$, se neglijează ionii HO^- proveniți din ionizarea bazei și se iau în considerare numai ionii HO^- proveniți din ionizarea apei, iar pH-ul soluției este practic 7.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile apoase de acizi sau baze poliprotice

Acizii poliprotici (H_nA) ionizează în mai multe trepte caracterizate prin constante de aciditate cu valori diferite și cu diferențe mari între ele.

Calculul au arătat că acizii poliprotici pot fi tratați din punctul de vedere al calculului pH-ului în soluție apoasă ca acizi monoprotici, luând în considerare numai prima treaptă de ionizare și aplicând aproximațiile stabilite în cazul acizilor monoprotici.

De exemplu, pentru acidul sulfuros:



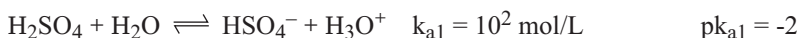
pH-ul unei soluții de concentrație $10^{-2}M$ se calculează luând în considerare numai prima treaptă de ionizare și neglijând ionii H_3O^+ proveniți din a doua treaptă de ionizare ($k_{a2} \ll k_{a1}$) și ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei.

Valoarea constantei k_{a1} ($10^{-4} < 1,5 \cdot 10^{-2} < 1$) indică utilizarea relației:

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}} = -\frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{2} + \sqrt{\frac{(1,5 \cdot 10^{-2})^2}{4} + 1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2}} = \\ &= -0,75 \cdot 10^{-2} + \sqrt{0,5625 \cdot 10^{-4} + 1,5 \cdot 10^{-4}} = -0,75 \cdot 10^{-2} + 1,436 \cdot 10^{-2} = \\ &= 0,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 0,68 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 0,68 = 2,16$$

În cazul acidului sulfuric:



constantele de aciditate arată că H_2SO_4 este un acid tare, iar anionul HSO_4^- (sulfat acid) este un acid relativ slab.

Considerând o soluție de H_2SO_4 0,1M, concentrația molară a ionilor HSO_4^- înainte de a doua treaptă de ionizare este 0,1M pentru că în prima treaptă H_2SO_4 este practic total ionizat fiind un acid tare.

În acest caz, pentru calculul pH-ului se ține seama de ambele trepte de ionizare.

$$[H_3O^+]_1 = c_{H_2SO_4} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_2 = -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot c_{HA}} = -\frac{1,2 \cdot 10^{-2}}{2} + \sqrt{\frac{(1,2 \cdot 10^{-2})^2}{4} + 1,2 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-1}} =$$

$$= -0,6 \cdot 10^{-2} + \sqrt{0,36 \cdot 10^{-4} + 1,2 \cdot 10^{-3}} = -0,6 \cdot 10^{-2} + 3,51 \cdot 10^{-2} =$$

$$= 2,91 \cdot 10^{-2} = 0,029 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_t = 0,1 + 0,029 = 0,129 \text{ mol/L și } pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 0,129 = 0,88$$

Asemănător se procedează și în cazul bazelor poliprotice. Se consideră, de regulă, numai prima treaptă de protonare.

• Calculul pH-ului pentru soluțiile care conțin mai mulți acizi sau mai multe baze

• Dacă într-o soluție se află mai mulți acizi tari, fiecare dintre ei este practic total ionizat, iar la calculul concentrației ionilor H_3O^+ din soluție se ține seama de aportul de ioni H_3O^+ al fiecărui acid.

De exemplu, pH-ul unei soluții apoase ce conține HCl ($k_a=10^7$ mol/L) și HBr ($k_a=10^9$ mol/L), $c_{HCl}=0,5$ M și $c_{HBr}=0,05$ M este:

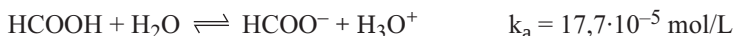
$$[H_3O^+]_{HCl} = c_{HCl} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_{HBr} = c_{HBr} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_t = 0,5 + 0,05 = 0,55 \text{ mol/L și } pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 0,55 = 0,25$$

• Dacă într-o soluție se află un acid tare și un acid slab, ionizarea practic totală a acidului tare aduce în soluție o cantitate mare de ioni H_3O^+ și va determina deplasarea spre stânga a echilibrului de ionizare a acidului slab și a echilibrului de ionizare a apei. La calcularea pH-ului se vor lua în considerare numai ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului tare.

De exemplu, pentru o soluție apoasă ce conține HCl și HCOOH (acid formic), $c_{HCl}=2 \cdot 10^{-2}$ M și $c_{HCOOH}=10^{-3}$ M.



pH-ul se calculează luând în considerare numai ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea acidului clorhidric.

$$[H_3O^+] = c_{HCl} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L și } pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 0,02 = 1,7$$

Asemător se procedează și în cazul amestecurilor de baze tari și baze slabe.

În toate determinările de pH indicate în acest paragraf s-au făcut aproximări care depind de tăria acidului sau a bazei și de concentrația soluției.

7.8 Hidroliza sărurilor

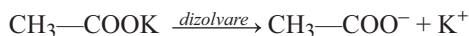
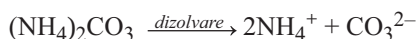
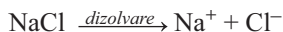
• Sărurile sunt substanțe ionice, formate din cationi (ioni de metal sau ionul amoniu, NH_4^+) și din anioni (radicali acizi). De exemplu, sunt săruri: clorura de sodiu (Na^+Cl^-), carbonatul de amoniu ($(NH_4^+)_2CO_3^{2-}$), acetatul de potasiu ($CH_3COO^-K^+$).

La dizolvarea în apă, sărurile solubile disociază și pun în libertate în soluție ionii componenți, ioni care sunt hidratați.



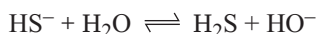
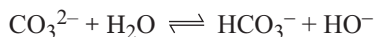
REȚINEȚI

Exemple:

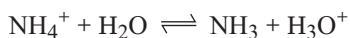


Unii dintre anionii radicali acizi, proveniți de la acizi slabi, sunt baze mai tari decât apa și fixează protonii cedăți de moleculele de apă, trecând în acizii conjugați.

Exemple:

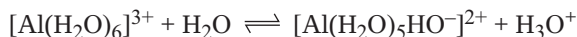


Cationul amoniu (NH_4^+), acidul conjugat amoniului (NH_3) este un acid mai tare decât apa, cedează unei molecule de apă un proton și trece în baza conjugată.



Și unii cationi metalici hidratați (aquacationi) pot transfera protoni moleculelor de apă.

Exemplu:



Se observă că din aceste echilibre cu schimb de protoni rezultă ioni H_3O^+ sau HO^- , fapt ce va determina modificarea caracterului neutru al soluției.

Reacția cu schimb de protoni dintre moleculele apei și ionii proveniți dintr-o sare, care are loc la dizolvarea unor săruri în apă, se numește reacție de hidroliză.

După comportarea la hidroliză, se disting patru categorii de săruri.

1. Săruri provenite de la acizi tari și baze tari

Clorura de sodiu (NaCl) este o sare provenită de la un acid tare (HCl , $\text{p}K_a \approx -7$) și o bază tare (NaOH). La dizolvarea în apă, clorura de sodiu eliberează în soluție ioni Na^+ și Cl^- (baza conjugată a HCl , $\text{p}K_b = 21$), specii care nu fac schimb de protoni cu apa (specii protic inactive).

Ionii H_3O^+ și HO^- din soluție provin numai din ionizarea apei și soluția are caracter neutru ($\text{pH}=7$).

Soluții apoase ale sărurilor provenite de la acizi tari și baze tari au caracter neutru ($\text{pH}=7$). Aceste săruri nu hidrolizează.

Aceste săruri conțin:

- acizi foarte slabi, aquacationi care nu se pot deprotona (ceda protoni) în soluție apoasă și anume: Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} ;

- baze foarte slabe care nu se pot protona (accepta protoni) în soluție apoasă și anume: Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , NO_3^- , MnO_4^- , SO_4^{2-} , considerând cei mai întâlniți radicali acizi anorganici.

Aquacationii indicați mai sus sunt acizi mai slabi decât apa, cu $\text{p}K_a$ mai mare de 15,74 ($\text{p}K_{a\text{H}_2\text{O}}=15,74$).

Anionii radicali acizi indicați mai sus sunt baze mai slabe decât apa, cu $\text{p}K_b$ mai mare de 15,74 ($\text{p}K_{b\text{H}_2\text{O}}=15,74$).

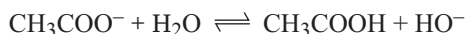
2. Săruri provenite de la acizi slabi și baze tari

Acetatul de sodiu (CH_3COONa) este o sare provenită de la un acid slab (CH_3COOH , $\text{p}K_a=4,74$) și o bază tare (NaOH).

La dizolvarea în apă, acetatul de sodiu eliberează în soluție ioni:

- Na^+ , specie incapabilă să facă schimb de protoni cu apa;
- CH_3COO^- , baza conjugată a acidului acetic.

Anionul CH_3COO^- , fiind o bază mai tare decât apa ($\text{p}K_{\text{bCH}_3\text{COO}^-} = 9,26$, $\text{p}K_{\text{bH}_2\text{O}} = 15,74$), acceptă de la apă un proton, trecând în CH_3COOH , acid slab puțin ionizat.

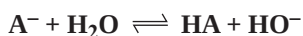


Datorită acestei reacții există în soluție un plus de ion hidroxid (HO^-), care imprimă soluției caracter bazic.

Reacția de hidroliză poate fi indicată și prin ecuația:



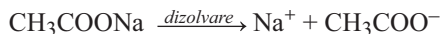
Soluțiile apoase ale sărurilor provenite de la acizi slabi și baze tari au caracter bazic. Reacția de hidroliză constă în schimbul de protoni dintre apă și anionul sării.



Acest echilibru este echilibrul de ionizare al unei baze și $k_h = k_b = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{A}^-]}$ unde k_h este constanta de hidroliză.

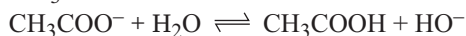
Pentru aceste soluții, pH-ul se calculează conform algoritmului prezentat în paragraful 7.7. pentru soluțiile bazice.

De exemplu, pH-ul soluției de CH_3COONa de concentrație 0,1M (pentru CH_3COOH $k_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L și $\text{p}K_a = 4,74$) se calculează după algoritmul prezentat în continuare.



Pentru că toată cantitatea de CH_3COONa dizolvată a disociat, concentrația ionilor CH_3COO^- este egală cu concentrația CH_3COONa .

$$c_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0,1\text{M}$$



$$k_{b\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{k_w}{k_{a\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,55 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} \text{ de unde rezultă că}$$

anionul CH_3COO^- este o bază slabă.

Prin urmare:

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{k_b \cdot c_B} = \sqrt{0,55 \cdot 10^{-9} \cdot 10^{-1}} = 0,74 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,74 \cdot 10^{-5}} = 1,35 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,35 \cdot 10^{-9} = 9 - \lg 1,35 = 8,87$$

$$\text{sau } \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \lg c_B + 7 = \frac{1}{2} \cdot 4,74 + \frac{1}{2} \cdot \lg 0,1 + 7 = 8,87.$$

Sărurile cu hidroliză bazică conțin:

- unul dintre cationii: Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} ;
- un anion, altul decât: Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , NO_3^- , MnO_4^- , SO_4^{2-} .

Anionii cu caracter amfoter pot ioniza în soluție apoasă în două moduri.



De exemplu:



În acest caz $k_b > k_a$ și este predominant caracterul bazic și $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ și soluția are caracter slab bazic.

În general:

- dacă amfoterul este predominant acid ($k_a/k_b > 1$), atunci $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$ și soluția este slab acidă;

- dacă amfoterul este predominant bazic ($k_a/k_b < 1$), atunci $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$ și soluția este slab bazică;

- dacă $k_a/k_b = 1$, soluția este neutră.

În acest paragraf, luăm în considerare numai anionii cu caracter predominant bazic.

3. Săruri provenite de la acizi tari și baze slabe

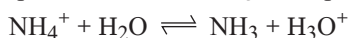
Clorura de amoniu (NH_4Cl) este o sare provenită de la un acid tare (HCl , $pK_a = -7$) și de la o bază slabă (NH_3 , $pK_b = 4,75$).

La dizolvarea în apă, clorura de amoniu eliberează în soluție ionii:

- Cl^- , specie incapabilă să facă schimb de protoni cu apa;

- NH_4^+ , acidul conjugat amoniului (NH_3).

Cationul NH_4^+ , fiind un acid mai tare decât apa ($pK_{a\text{NH}_4^+} = 9,25$, $pK_{a\text{H}_2\text{O}} = 15,74$), cedează apei un proton trecând în NH_3 , bază puțin ionizată.



Datorită acestei reacții, există în soluție un plus de ioni de hidroniu (H_3O^+), care imprimă soluției un caracter acid.

Această reacție de hidroliză poate fi indicată și prin ecuația:



Soluțiile apoase ale sărurilor provenite de la acizi tari și baze slabe au caracter acid. Reacția de hidroliză constă în schimbul de protoni dintre cationul sării și apă.



Acest echilibru este echilibrul de ionizare a unui acid și $k_h = k_a = \frac{[\text{B}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{BH}^+]}$ unde k_h este constanta de hidroliză.

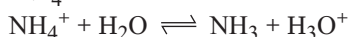
Pentru aceste soluții, pH-ul se calculează conform algoritmului prezentat în paragraful 7.7. pentru soluții acide.

De exemplu, pH-ul soluției de NH_4Cl de concentrație 10^{-2}M (pentru NH_4^+ , $k_a = 5,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ și $pK_a = 9,25$) se calculează după algoritmul prezentat în continuare.



Pentru că toată cantitatea de NH_4Cl dizolvată a disociat, concentrația ionilor NH_4^+ este egală cu concentrația sării.

$$c_{\text{NH}_4^+} = 10^{-2}\text{M}$$



Valoarea constantei de aciditate arată că ionul NH_4^+ este un acid slab.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{0,568 \cdot 10^{-9} \cdot 10^{-2}} = 2,38 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{și } pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 2,38 \cdot 10^{-6} = 6 - \lg 2,38 = 5,62$$

$$\text{sau } pH = \frac{1}{2}pk_a - \frac{1}{2}\lg c_{HA} = \frac{1}{2} \cdot 9,25 - \frac{1}{2}\lg 10^{-2} = 5,62.$$

Sărurile cu hidroliză acidă conțin:

- un cation, altul decât: Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} ;
- unul dintre anionii: Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , NO_3^- , MnO_4^- , SO_4^{2-} .

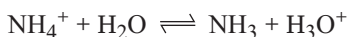
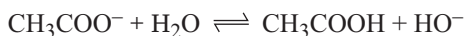
4. Săruri provenite de la acizi slabi și baze slabe

Acetatul de amoniu (CH_3COONH_4) este o sare provenită de la un acid slab (CH_3COOH , $pk_a=4,74$) și de la o bază slabă (NH_3 , $pk_b=4,75$).

La dizolvarea în apă, acetatul de amoniu eliberează în soluție ionii:

- CH_3COO^- , baza conjugată acidului acetic (CH_3COOH), bază mai tare decât apa;
- NH_4^+ , acidul conjugat amoniului (NH_3), acid mai tare decât apa.

Ambii ioni pot face schimb de protoni cu apa.



Datorită acestor reacții apar în soluție ionii H_3O^+ și HO^- .

Comparând exponentul de bazicitate al anionului CH_3COO^- ($pk_b=9,26$) cu exponentul de aciditate al cationului NH_4^+ ($pk_a=9,25$) se constată că ambii ioni hidrolizează în aceeași proporție, iar în soluție se eliberează aceeași cantitate de ioni H_3O^+ și HO^- și soluția este neutră.

Această reacție de hidroliză poate fi indicată și prin ecuația:



Soluțiile apoase ale sărurilor provenite de la acizi slabi și baze slabe au caracter slab acid, slab bazic sau neutru, în funcție de tăria relativă a acidului și a bazei de la care provine sarea.

Când constanta de aciditate a acidului slab este mai mare decât constanta de bazicitate a bazei slabe ($k_a > k_b$), soluția are caracter slab acid.

Când constanta de aciditate a acidului slab este egală cu constanta de bazicitate a bazei slabe ($k_a = k_b$), soluția are caracter neutru.

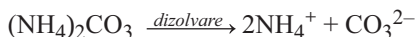
Când constanta de aciditate a acidului slab este mai mică decât constanta de bazicitate a bazei slabe ($k_a < k_b$), soluția are caracter slab bazic.

Reacția de hidroliză constă în schimbul de protoni dintre cationul sării și apă și dintre anionul sării și apă.

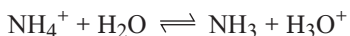


Pentru aceste soluții, pH-ul se calculează după algoritmul prezentat în paragraful 7.7.

De exemplu, pH-ul unei soluții de carbonat de amoniu ($(NH_4)_2CO_3$) de concentrație $10^{-2}M$ (pentru NH_4^+ $k_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$ mol/L, $pk_a=9,25$, iar pentru CO_3^{2-} $k_b=2,5 \cdot 10^{-4}$ mol/L, $pk_b=3,6$) se calculează după un algoritm prezentat în continuare.



$$c_{NH_4^+} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}, c_{CO_3^{2-}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$





Din constantele k_a și k_b se deduce că ionul NH_4^+ este un acid slab, iar ionul CO_3^{2-} este o bază de tărie mijlocie.

Prin urmare:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{k_a \cdot c_{\text{HA}}} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 2 \cdot 10^{-2}} = 3,34 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HO}^-] = -\frac{k_b}{2} + \sqrt{\frac{k_b^2}{4} + k_b \cdot c_B} = -\frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{2} + \sqrt{\frac{(2,5 \cdot 10^{-4})^2}{4} + 2,5 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2}} = -1,25 \cdot 10^{-4} + 1,58 \cdot 10^{-3} = 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calcululele arată că ionii HO^- sunt în cantitate mai mare decât ionii H_3O^+ . Luând în considerare echilibrul: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ rezultă:

$$[\text{HO}^-] = 1,45 \cdot 10^{-3} - 3,34 \cdot 10^{-6} \approx 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{1,45 \cdot 10^{-3}} = 0,69 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L și}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0,69 \cdot 10^{-11} = 11 - \lg 0,69 = 11,16.$$

Sărurile din această categorie conțin:

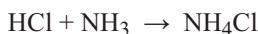
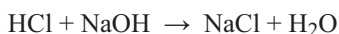
- un cation, altul decât: Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} ;
- un anion, altul decât: Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , NO_3^- , MnO_4^- , SO_4^{2-} .



7.9 Reacția de neutralizare. Titrări acido-bazice

- Reacția de neutralizare este reacția cu schimb de protoni dintre un acid și o bază.

Exemplu:



De obicei, se lucrează cu soluții apoase de acizi și baze.

În cazul reacției de neutralizare dintre HCl și NaOH , în soluția apoasă se află următoarele specii chimice: H_3O^+ și Cl^- (soluția de HCl) și Na^+ și HO^- (soluția de NaOH).



Deoarece ionii Na^+ și Cl^- nu participă la reacție, sunt „ioni spectatori”, ecuația reacției este:



Schimbul de protoni are loc între ionii H_3O^+ și HO^- . Echilibrul este practic total deplasat spre dreapta.

Reacția de neutralizare în soluție apoasă dintre un acid tare și o bază tare constă în schimbul de protoni dintre ionii hidroniu (H_3O^+) și hidroxid (HO^-) din soluție, cu formare de molecule de apă.

Reacția dintre un mol de ioni H_3O^+ și un mol de ioni HO^- este exotermă și este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H = -57,27 \text{ kJ}$ (căldura molară de neutralizare), indiferent de natura acidului tare sau a bazei tari care participă la neutralizare.

- Se poate afla cantitatea de acid sau de bază dintr-o probă determinând experimental cantitatea dintr-o bază, respectiv dintr-un acid, care neutralizează acidul sau baza din probă. Demersul practic se numește **titrare acido-bazică**.

Ca o titrare acido-bazică să conducă la un rezultat cât mai exact, trebuie să se sesizeze cât mai bine punctul de echivalență, adică momentul în care toată cantitatea de acid sau de bază din

probă a fost neutralizată.

În cazul neutralizării unui acid tare cu o bază tare, la punctul de echivalență, concentrația ionilor H_3O^+ este egală cu concentrația ionilor HO^- și pH-ul soluției este 7.

În cazul neutralizării unui acid slab cu o bază tare, la punctul de echivalență, pH-ul soluției este mai mare de 7, din cauza hidrolizei anionului provenit din acidul slab.

În cazul neutralizării unui acid tare cu o bază slabă, la punctul de echivalență pH-ul soluției este mai mic de 7 din cauza hidrolizei cationului provenit din baza slabă.

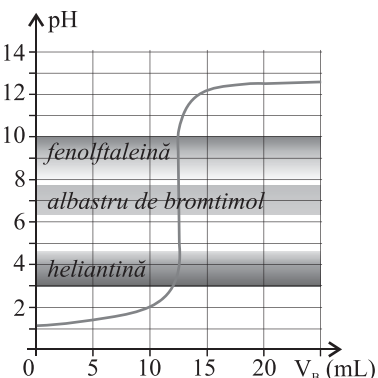
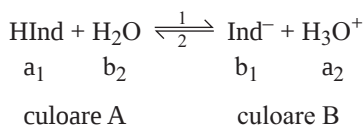
Măsurând pH-ul soluției pe parcursul titrării se poate trasa curba ce reprezintă variația pH-ului cu volumul soluției de titrare. Din această curbă se poate determina punctul de echivalență (figura 7.2.).

• În practica obișnuită de laborator se utilizează un indicator acido-bazic pentru identificarea punctului de echivalență.

Indicatorii acido-bazici sunt substanțe organice (acizi slabi sau baze slabe) care își schimbă culoarea în funcție de pH-ul soluției.

Schimbarea culorii unui indicator este datorată modificării structurii moleculei sale în funcție de caracterul acido-bazic al soluției.

De exemplu, dacă indicatorul este un acid slab, în soluție apasă ionizează conform ecuației generale:



Graficul 7.2. Variația pH-ului cu volumul soluției de titrare

Forma HInd (acid) și forma Ind^- (bază) au culori diferite. La creșterea concentrației ionilor H_3O^+ din soluție, echilibrul se deplasează în sensul 2, crește concentrația formei HInd și se accentuează culoarea A. La micșorarea concentrației ionilor H_3O^+ din soluție, echilibrul se deplasează în sensul 1, crește concentrația formei Ind^- și se accentuează culoarea B. Prin urmare, culoarea indicatorului se schimbă, virează de la culoarea A la culoarea B și invers în funcție de pH-ul soluției. Schimbarea culorii nu are loc brusc, la o anumită valoare a pH-ului, ci într-un interval de pH, numit domeniu sau interval de pH. În tabelul 7.3. sunt indicate domeniile de viraj pentru cei mai folosiți indicatori de pH.

Tabelul 7.3.

Indicator	Domeniul de viraj	Culoarea indicatorului	
		mediu acid	mediu bazic
metiloranj	3,2 - 4,4	roșu	galben
roșu de metil	4,8 - 6,0	roșu	galben
turnesol	5,0 - 8,0	roșu	albastru
albastru de bromtimol	6 - 7,6	galben	albastru
fenolftaleină	8,2 - 10,0	incolor	roșu

În acest interval de pH, în soluție există, în anumite concentrații, ambele forme ale indicatorului și ochiul nostru percepe culoarea rezultată prin combinarea culorilor celor două forme.



Deoarece sunt acizi slabi sau baze slabe, indicatorii se adaugă în cantități mici pentru a nu modifica pH-ul soluției.

Pentru a putea fi folosit, un indicator trebuie să îndeplinească unele condiții:

- să prezinte culori diferite în funcție de caracterul acido-bazic al soluției;
- să-și schimbe culoarea pe un interval mic de pH;
- să fie solubil în mediul de reacție;
- să fie stabil în condițiile de lucru.

În titrările acido-bazice, este importantă alegerea indicatorului al cărui interval de viraj poate repera cel mai bine punctul de echivalență.

• Uneori, concentrația reală a unei soluții nu coincide cu valoarea concentrației scrise pe etichetă. O analiză folosind soluții standardizate indică o altă valoare, valoarea exactă. În acest caz se calculează factorul de corecție, notat cu F , după relația:

$$F = \frac{T_1}{T_2} = \frac{c_{N1}}{c_{N2}} = \frac{c_{M1}}{c_{M2}}$$

unde: T_1 , c_{N1} , c_{M1} sunt titrul, concentrația normală, concentrația molară înscrise pe etichetă, iar T_2 , c_{N2} , c_{M2} sunt titrul, concentrația normală, concentrația molară exacte.

Pentru soluțiile a căror concentrație indicată pe etichetă este mai mare decât concentrația exactă, $F > 1$, iar pentru soluțiile a căror concentrație indicată pe etichetă este mai mică decât concentrația exactă, $F < 1$. Pentru soluțiile de concentrație exactă $F = 1$. Factorul de corecție se calculează cu patru zecimale și nu trebuie să fie mai mic decât 0,9000 și mai mare decât 1,1000.

Cu ajutorul acestui factor se corectează volumul de reactiv de titrare determinat experimental.

$$V_{\text{exact}} = V_{\text{citat}} \cdot F$$

De exemplu, dacă la titrarea unei probe de NaOH cu soluție de HCl cu $c_M = 0,1 \text{ M}$ și $F = 0,9055$ s-au consumat $15,4 \text{ cm}^3$ (volumul măsurat cu biureta) de soluție de HCl, în calcule se consideră volumul:

$$V_{\text{exact}} = 15,4 \cdot 0,9055 = 13,94 \text{ cm}^3$$

7.10 Soluții tampon

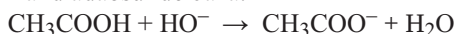
• O soluție tampon conține specii chimice cu caracter acido-bazic antagonist care nu reacționează între ele și are capacitatea de a menține aproape constantă valoarea pH-ului la adăugarea de cantități limitate de acizi sau baze tari.

De obicei, în compoziția unei soluții tampon intră:

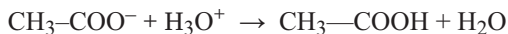
- un acid slab și baza sa conjugată (HA și A^-), de exemplu: CH_3COOH și CH_3COO^- ;
- o bază slabă și acidul său conjugat (B și BH^+), de exemplu: NH_3 și NH_4^+ .

• Să analizăm primul caz, al amestecului tampon format din acid acetic (CH_3COOH) și acetat de sodiu (CH_3COONa). În această soluție, se află în cantitate mai mare molecule CH_3COOH , acidul acetic fiind un acid slab puțin ionizat în soluție apoasă, și ioni CH_3COO^- , proveniți din disocierea la dizolvare a acetatului de sodiu.

Dacă se adaugă în soluția tampon o bază tare, de exemplu NaOH, care eliberează în soluție ioni HO^- , moleculele de acid acetic cedează protoni ionilor hidroxid și trec în ioni acetat, neutralizând adaosul de bază.

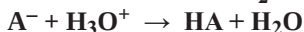
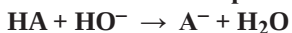


Dacă se adaugă în soluția tampon un acid tare, de exemplu HCl, care eliberează în soluție ioni H_3O^+ , ionii acetat acceptă protoni de la ionii hidroniu și trec în molecule de acid acetic, neutralizând adaosul de acid.

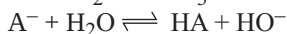
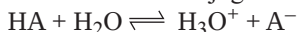


În felul acesta, concentrația ionilor H_3O^+ nu se modifică semnificativ și valoarea pH-ului soluției este practic constantă.

În cazul unei soluții tampon ce conține un acid slab (HA) și baza sa conjugată (A^-), reacțiile care au loc la tamponare sunt:



Pentru un sistem tampon de tipul HA—A^- , ecuațiile reacțiilor de ionizare a acidului slab HA și de hidroliză a bazei conjugate A^- sunt:



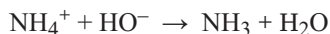
Constanta de aciditate a acidului slab HA este: $k_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$ relație din care rezultă $[\text{H}_3\text{O}^+] = k_a \cdot \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$ unde $[\text{HA}]$ și $[\text{A}^-]$ sunt concentrațiile molare ale celor două specii la echilibru, care pot fi approximate cu: $[\text{HA}] \approx c_{\text{acid}}$ și $[\text{A}^-] \approx c_{\text{sare}}$. Rezultă: $[\text{H}_3\text{O}^+] = k_a \cdot \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}}$
 $-\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg k_a \cdot \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}}$ sau $\text{pH} = \text{p}k_a - \lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}}$ sau $\text{pH} = \text{p}k_a + \lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}}$.

De exemplu, pH-ul unei soluții tampon formată din $\text{CH}_3\text{—COOH}$ și $\text{CH}_3\text{—COONa}$, caracterizată prin $c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,1\text{M}$, $c_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 0,2\text{M}$ și $\text{p}k_a = 4,74$, este:

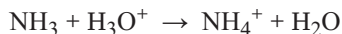
$$\text{pH} = \text{p}k_a + \lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}} = 4,74 + \lg \frac{0,2}{0,1} = 5,04$$

• Să analizăm al doilea caz, al amestecului tampon format din amoniac (NH_3) și clorură de amoniu (NH_4Cl). În această soluție, se află în cantitate mai mare molecule NH_3 , bază slabă puțin ionizată în soluție apoasă, și ioni NH_4^+ , proveniți din disocierea la dizolvare a clorurii de amoniu.

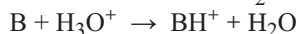
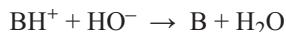
Dacă se adaugă în soluția tampon o bază tare, ionii amoniu cedează protoni ionilor HO^- eliberați în soluție de baza tare și trec în molecule de amoniac, neutralizând adaosul de bază.



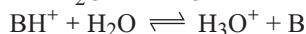
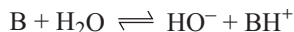
Dacă se adaugă în soluția tampon un acid tare, moleculele de amoniac acceptă protoni de la ionii H_3O^+ eliberați în soluție de acidul tare și trec în ionii amoniu, neutralizând adaosul de acid:



În cazul unei soluții tampon ce conține o bază slabă (B) și acidul său conjugat (BH^+), reacțiile care au loc la tamponare sunt:



Pentru un sistem tampon de tipul B—BH^+ , ecuațiile reacțiilor de ionizare a bazei slabe B și de hidroliză a acidului conjugat BH^+ sunt:



Constanta de bazicitate a bazei slabe B este $k_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{B}]}$ relație din care rezultă



$[HO^-] = k_b \cdot \frac{[B]}{[BH^+]}$ unde $[B]$ și $[BH^+]$ sunt concentrațiile molare ale celor două specii la

echilibru, care pot fi approximate cu $[B] \approx c_{\text{bază}}$ și $[BH^+] \approx c_{\text{sare}}$.

Rezultă: $[HO^-] = k_b \cdot \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{sare}}}$, iar $[H_3O^+] = \frac{k_w}{k_b \cdot \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{sare}}}} = \frac{k_w}{k_b} \cdot \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{bază}}}$,

$$-lg[H_3O^+] = -lg \frac{10^{-14}}{k_b} \cdot \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{bază}}} \text{ sau } pH = 14 - pk_b - lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{bază}}}.$$

De exemplu, pH-ul unei soluții tampon formată din NH_3 și NH_4Cl caracterizată prin $c_{NH_3} = 0,1M$, $c_{NH_4Cl} = 0,2M$, $pk_b = 4,75$ este:

$$pH = 14 - pk_b - lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{bază}}} = 14 - 4,75 - lg \frac{0,2}{0,1} = 8,95$$

Dacă pentru sistemul tampon HA (acid) – A^- (bază conjugată) se notează: $[HA] = c_{\text{acid}}$ și

$$[A^-] = c_{\text{bază}} = c_{\text{sare}}, \text{ relația } pH = pk_a + lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{acid}}} \text{ devine } pH = pk_a + lg \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{acid}}}.$$

Dacă, pentru sistemul tampon B (bază) – BH^+ (acid conjugat), se ține seama de $[BH^+] = c_{\text{acid}}$

$= c_{\text{sare}}$, $[B] = c_{\text{bază}}$ și $pk_a = 14 - pk_b$, relația:

$$pH = 14 - pk_b - lg \frac{c_{\text{sare}}}{c_{\text{bază}}} = pk_a + lg \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{sare}}} = pk_a + lg \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{acid}}}$$

Prin urmare, se poate utiliza o singură relație pentru calculul pH-ului unei soluții tampon:

$$pH = pk_a + lg \frac{c_{\text{bază}}}{c_{\text{acid}}}.$$

Raportul $c_{\text{bază}}/c_{\text{acid}}$ este numit raport de tamponare și el trebuie să aibă valori cuprinse între 0,1 și 10. Prin urmare, pH-ul soluției tampon este cuprins între $pk_a - 1$ și $pk_a + 1$, iar domeniul optim de tamponare este $pH = pk_a$. De exemplu, soluția tampon CH_3COOH/CH_3COONa ($pk_a = 4,74$), este utilizat în intervalul $pH = 3,74$ și $pH = 5,74$, domeniul optim de tamponare fiind $pH = 4,74$.

În practică se lucrează cu concentrații de acid și sare relativ mari (0,2 - 0,5M).

7.11 Soluții tampon în sisteme biologice

Pentru că multe dintre reacțiile biochimice sunt foarte sensibile la pH-ul mediului de reacție, organismele vii și-au creat sisteme de menținere în anumite limite a valorii pH-ului.

Un exemplu îl constituie sângele, un fluid cu rol de transport. Sângele uman este ușor bazic, valorile normale ale pH-ului sângelui sunt cuprinse între 7,35 și 7,45. Orice modificare a valorii pH-ului sângelui în afara acestor limite poate avea consecințe foarte grave. Astfel, la pH peste 7,45 se instalează o stare numită „alcaloză”, iar la pH sub 7,35 apare starea de „acidoză”. Dacă valoarea pH-ului sanguin scade sub 6,8 sau crește peste 7,8 poate surveni moartea.

PH-ul sângelui este menținut în limite normale cu ajutorul mai multor sisteme tampon (tabelul 7.4.) ce sunt corelate cu mecanisme fiziologice realizate de organele de eliminare.

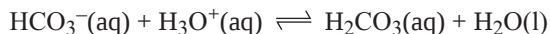
Tabelul 7.4. Sisteme tampon ale sângelui

Sistemul tampon	Cantitatea %
$\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$	52
Hb / HbO_2 (Hb = hemoglobină)	31
Sisteme tampon alcătuite din proteine	15
$\text{HPO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{PO}_4^-$	2

Acțiunea celui mai important sistem tampon din sânge, acid carbonic (H_2CO_3) - carbonat acid (HCO_3^-) se bazează pe echilibrul:

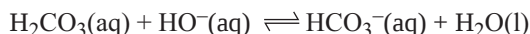


Dacă apar în sânge substanțe cu caracter acid, ionii HCO_3^- fixează protonii eliberați de substanțele cu caracter acid, trecând în molecule de acid carbonic care se descompun în H_2O și CO_2 .



În același timp, prin accelerarea respirației scade presiunea parțială a CO_2 din aerul pulmonar, scade cantitatea de H_2CO_3 și echilibrul de mai sus este deplasat spre dreapta. În felul acesta, sunt consumați ionii H_3O^+ existenți în exces.

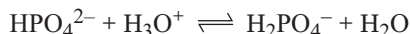
Dacă în sânge apar substanțe cu caracter bazic, moleculele de acid carbonic cedează protonii ionilor HO^- eliberați de baze și trec în ionii HCO_3^- .



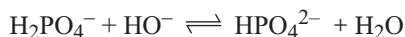
Prin scăderea frecvenței respiratorii crește presiunea parțială a CO_2 din aerul pulmonar, crește cantitatea de H_2CO_3 și echilibrul de mai sus este deplasat spre dreapta. În felul acesta sunt consumați ionii HO^- existenți în exces.

Sistemul tampon fosfat diacid (H_2PO_4^-) - fosfat monoacid (HPO_4^{2-}) acționează atât în celule ($\text{KH}_2\text{PO}_4 - \text{K}_2\text{HPO}_4$) cât și în spațiul extracelular ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 - \text{Na}_2\text{HPO}_4$).

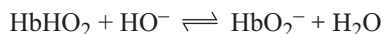
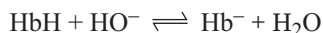
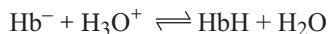
Protonii cedați de substanțele cu caracter acid sunt fixați de ionii HPO_4^{2-} .



Ionii H_2PO_4^- cedează protoni ionilor HO^- eliberați de substanțele cu caracter bazic:

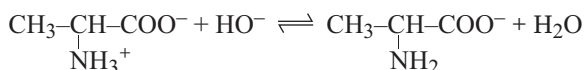
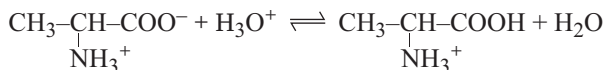


Cele mai importante sisteme tampon cu componente proteice din sânge sunt: hemoglobina acidă (HbH) - hemoglobinat de potasiu (Hb^-K^+) și oxihemoglobină (HbHO_2) - oxihemoglobinat de potasiu (HbO_2^-K^+), care la tamponare dau echilibrele:



În organismele vii, funcționează și alte sisteme tampon, ca de exemplu: acid lactic ($\text{CH}_3\text{--CH}(\text{OH})\text{--COOH}$) - lactat alcalin ($\text{CH}_3\text{--CH}(\text{OH})\text{--COO}^-\text{Na}^+$), acid piruvic ($\text{CH}_3\text{--CO--COOH}$) - piruvat alcalin ($\text{CH}_3\text{--CO--COO}^-\text{Na}^+$), amfionii aminoacizilor.

De exemplu, amfionul alaninei poate reacționa atât cu acizii cât și cu bazele.



Soluțiile tampon au multiple aplicații în chimia analitică, în biochimie, în industria farmaceutică, în agricultură etc.

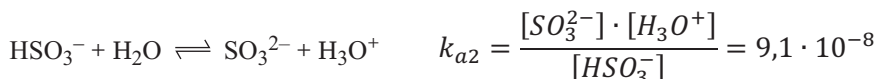
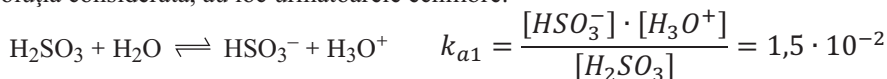
PROBLEMĂ REZOLVATĂ

Se consideră o soluție de H_2SO_3 ($k_{a1} = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L, $\text{p}k_a = 1,81$, $k_{a2} = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mol/L, $\text{p}k_{a2} = 7,04$) de concentrație 10^{-2}M , cu temperatura de 25°C . Determinați:

- concentrația la echilibru a tuturor speciilor chimice din soluție;
- pH-ul soluției;
- specia care există predominant în soluție la $\text{pH} = 0,5$, la $\text{pH} = 5,5$ și la $\text{pH} = 9$.

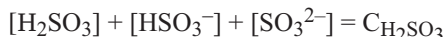
Rezolvare:

- În soluția considerată, au loc următoarele echilibre:

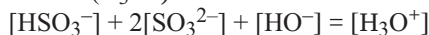


În relațiile de mai sus, $[\text{H}_2\text{SO}_3]$, $[\text{HSO}_3^-]$, $[\text{SO}_3^{2-}]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ și $[\text{HO}^-]$ reprezintă concentrațiile molare ale speciilor chimice respective la echilibru.

Suma concentrațiilor: $[\text{H}_2\text{SO}_3]$, $[\text{HSO}_3^-]$, $[\text{SO}_3^{2-}]$ este egală cu concentrația inițială a H_2SO_3 .



Soluția finală este neutră din punct de vedere electric, ceea ce înseamnă că suma sarcinilor electrice relative ale anionilor (HSO_3^- , SO_3^{2-} , HO^-) trebuie să fie egală suma sarcinilor electrice relative ale cationilor (H_3O^+).



Prin urmare, se pot scrie următoarele ecuații matematice:

$$(1) \frac{[\text{HSO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

$$(2) \frac{[\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_3^-]} = 9,1 \cdot 10^{-8}$$

$$(3) [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

$$(4) [\text{H}_2\text{SO}_3] + [\text{HSO}_3^-] + [\text{SO}_3^{2-}] = 10^{-2}$$

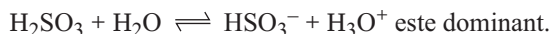
$$(5) [\text{HSO}_3^-] + 2[\text{SO}_3^{2-}] + [\text{HO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

în care necunoscutele sunt: $[\text{H}_2\text{SO}_3]$, $[\text{HSO}_3^-]$, $[\text{SO}_3^{2-}]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HO}^-]$.

Rezolvarea acestui sistem de 5 ecuații cu 5 necunoscute ar constitui răspunsul la punctul a.

Matematic, rezolvarea este mai complicată. De aceea, se fac câteva aproximări.

Comparând constantele de echilibru, se apreciază care este echilibrul dominant în soluție. Cum k_{a1} este mult mai mare decât k_{a2} și k_w , echilibrul



Considerăm că putem neglija ionii H_3O^+ rezultați din celelalte două ionizări și că putem calcula concentrația ionilor H_3O^+ numai din echilibrul dominant.

$$[H_3O^+] = -\frac{k_{a1}}{2} \pm \sqrt{\frac{k_{a1}^2}{4} + c_{H_2SO_3} \cdot k_{a1}} = -\frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{2} \pm \sqrt{\frac{1,5^2 \cdot 10^{-4}}{4} + 10^{-2} \cdot 1,5 \cdot 10^{-2}}$$

De unde $[H_3O^+] = 0,00686M = 6,86 \cdot 10^{-3}M$

Înlocuind valoarea $[H_3O^+] = 6,86 \cdot 10^{-3}M$ în ecuațiile (1), (2) și (4) se obțin trei ecuații cu trei necunoscute: $[H_2SO_3]$, $[HSO_3^-]$, $[SO_3^{2-}]$.

$$\frac{[HSO_3^-] \cdot 6,86 \cdot 10^{-3}}{[H_2SO_3]} = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\frac{[SO_3^{2-}] \cdot 6,86 \cdot 10^{-3}}{[HSO_3^-]} = 9,1 \cdot 10^{-8}$$

$$[H_2SO_3] + [HSO_3^-] + [SO_3^{2-}] = 10^{-2}$$

De unde: $[H_2SO_3] = 3,137 \cdot 10^{-3}M$, $[HSO_3^-] = 6,86 \cdot 10^{-3}M$, $[SO_3^{2-}] = 9,01 \cdot 10^{-8}M$.

$$[HO^-] = \frac{k_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{6,86 \cdot 10^{-3}} = 0,145 \cdot 10^{-11}M$$

$$b) pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 6,86 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 6,86 = 3 - 0,836 = 2,16.$$

$$c) \text{ Din } k_{a1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2SO_3]} \text{ rezultă:}$$

$$-\lg k_{a1} = -\lg \frac{[HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} \cdot [H_3O^+] \text{ sau } -\lg k_{a1} = -\left(\lg \frac{[HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} + \lg [H_3O^+] \right)$$

$$\text{sau } pk_{a1} = pH - \lg \frac{[HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} \text{ sau } pH = pk_{a1} + \lg \frac{[HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

Analizând ultima relație rezultă:

- dacă $[H_2SO_3] > [HSO_3^-]$ $pH < pk_{a1}$

- dacă $[H_2SO_3] = [HSO_3^-]$ $pH = pk_{a1}$

- dacă $[H_2SO_3] < [HSO_3^-]$ $pH > pk_{a1}$

Un raționament asemănător, conduce din $k_{a2} = \frac{[SO_3^{2-}] \cdot [H_3O^+]}{[HSO_3^-]}$ la

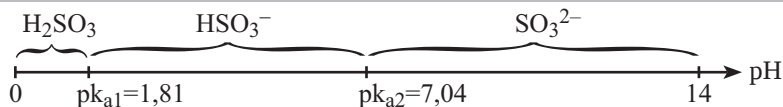
$$pH = pk_{a2} + \lg \frac{[SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]} \text{ și:}$$

- dacă $[HSO_3^-] > [SO_3^{2-}]$ $pH < pk_{a2}$

- dacă $[HSO_3^-] = [SO_3^{2-}]$ $pH = pk_{a2}$

- dacă $[HSO_3^-] < [SO_3^{2-}]$ $pH > pk_{a2}$

Din aceste date se poate construi diagrama:



care arată că:

- la pH între 0 și 1,81 predomină specia H_2SO_3 ;
- la pH între 1,81 și 7,04 predomină specia HSO_3^- ;
- la pH între 7,04 și 14 predomină specia SO_3^{2-} .

Deci, la pH = 0,5 predomină H_2SO_3 , la pH = 5,5 predomină HSO_3^- , iar la pH = 9 predomină SO_3^{2-} .

PROBLEME

7.1. Se consideră acizii: HBr ($\text{p}K_a = -9$), HF ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$), HNO_3 ($K_a = 25,1 \text{ mol/L}$), CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,74$).

a) Apreciați tăria fiecărui acid și scrieți ecuația reacției de ionizare în soluție apoasă pentru fiecare acid.

b) Identificați perechile de acid - bază conjugată pentru fiecare reacție de ionizare.

c) Scrieți expresia constantei de aciditate pentru fiecare acid.

d) Calculați K_a sau $\text{p}K_a$ pentru fiecare acid și așezați acizii în ordinea crescătoare a caracterului acid.

7.2. Se consideră bazele: NH_3 ($K_b = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$), $\text{NH}_2\text{--CO--NH}_2$ ($\text{p}K_b = 13,82$), $\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2$ ($K_b = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$), NH_2^- ($\text{p}K_b = -9$).

a) Apreciați tăria fiecărei baze și scrieți ecuația reacției de ionizare în soluție apoasă pentru fiecare bază.

b) Identificați perechile acid - bază conjugată pentru fiecare reacție de ionizare.

c) Scrieți expresia constantei de bazicitate pentru fiecare bază.

d) Calculați K_b sau $\text{p}K_b$ pentru fiecare bază și așezați bazele în ordinea descrescătoare a caracterului bazic.

7.3. Se consideră acizii: HCl ($\text{p}K_a = -7$), HNO_2 ($\text{p}K_a = 3,37$), H_2CO_3 ($\text{p}K_{a1} = 6,37$), H_2S ($\text{p}K_{a1} = 7,04$), CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,74$). Indicați care dintre reacțiile chimice de mai jos sunt posibile și scrieți ecuațiile lor.

- a) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- b) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

c) $\text{NaNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

d) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

e) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$

f) $\text{NaHS} + \text{CH}_3\text{--COOH} \rightarrow$

7.4. Se consideră bazele: NaOH , NH_3 ($K_b = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$), $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ ($K_b = 5,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$), $\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2$ ($K_b = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$). Indicați care dintre reacțiile chimice de mai jos sunt posibile și scrieți ecuațiile lor.

a) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$

b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_3\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow$

c) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow$

d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$

e) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{C}_6\text{H}_5\text{--NH}_2 \rightarrow$

f) $\text{NH}_4\text{Cl} + (\text{CH}_3)_2\text{NH} \rightarrow$

7.5. Acidul fosforic (H_3PO_4) este un acid tribazic caracterizat prin exponenții de aciditate: 12,67, 2,12 și 7,2.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare în soluție apoasă a acidului fosforic și asociați fiecărei reacții de ionizare exponentul de aciditate corespunzător.

b) Pentru fiecare etapă de ionizare, determinați valoarea constantei de aciditate.

7.6. Hidrazina ($\text{H}_2\text{N--NH}_2$) este o bază diprotică, caracterizată prin constantele de bazicitate: 10^{-14} mol/L și $8,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare în soluție apoasă a hidrazinei și asociați fiecărei reacții de ionizare constanta de bazicitate corespunzătoare.

b) Pentru fiecare etapă de ionizare, determinați valoarea exponentului de bazicitate.

7.7. Acidul sulfuric este un acid diprotic caracterizat prin constantele de aciditate: $k_{a1}=10^2 \text{ mol/L}$ și $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare a acidului sulfuric în soluție apoasă.

b) Indicați care sunt speciile chimice din soluția apoasă de acid sulfuric și care este caracterul lor acido - bazic. Apreciați care dintre acestea are cel mai accentuat caracter acid.

7.8. Se consideră acizii: HClO_3 ($k_a=10 \text{ mol/L}$), HNO_2 ($k_a=4,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$), H_2SO_3 ($k_a=1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$), H_2S ($k_a=9,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$).

a) Pentru fiecare acid, indicați baza conjugată și calculați valoarea constantei de bazicitate a acesteia.

b) Așezați acizii în ordinea crescătoare a caracterului acid și bazele lor conjugate în ordinea crescătoare a caracterului lor bazic.

7.9. Se consideră bazele: $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ ($p_{k_b}=3,36$), $\text{CH}_3\text{-O}^-$ ($p_{k_b}=-1,5$), HCOO^- ($p_{k_b}=10,25$), NH_3 ($p_{k_b}=4,75$).

a) Pentru fiecare bază, indicați acidul conjugat și calculați valoarea exponentului de aciditate al acestuia.

b) Așezați bazele în ordinea crescătoare a caracterului bazic și acizii lor conjugati în ordinea descrescătoare a caracterului acid.

7.10. Se consideră aquacationii cu caracter acid: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ($p_{k_a}=4,85$), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ($p_{k_a}=2,22$) și $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ($p_{k_a}=9,6$).

a) Pentru fiecare aquacation, scrieți ecuația reacției de ionizare în soluție apoasă și indicați în care caz este mai mare concentrația ionilor H_3O^+ din soluție, considerând că acești ioni provin din dizolvarea în apă a clorurilor (AlCl_3 , FeCl_3 , ZnCl_2) și că soluțiile au aceeași concentrație molară.

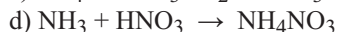
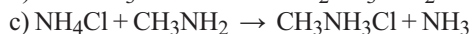
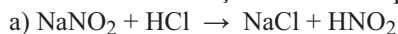
b) Pentru fiecare aquacation, calculați constanta de aciditate.

7.11. Se consideră speciile chimice cu caracter amfoter: HCO_3^- , HPO_4^{2-} , $\text{H}_2\text{N-NH}_3^+$, HOOC-COO^- .

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor acestor specii chimice cu ionii H_3O^+ (din soluția unui acid) și HO^- (din soluția unei baze).

b) Pentru fiecare reacție, identificați perechile de acid - bază conjugată.

7.12. Se consideră reacțiile cu schimb de protoni:



Pentru fiecare reacție, identificați speciile chimice între care se realizează schimbul de protoni și precizați rolul lor de acid sau bază.

7.13. Calculați:

a) gradul de ionizare a acidului formic (HCOOH) într-o soluție apoasă de concentrație 10^{-2}M ($k_a = 17,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$);

b) gradul de ionizare a amoniacului (NH_3) într-o soluție apoasă de concentrație $5 \cdot 10^{-3}\text{M}$ ($k_b = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$);

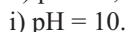
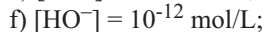
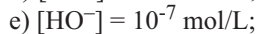
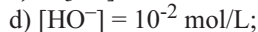
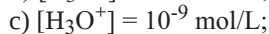
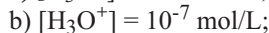
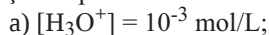
c) constanta de aciditate a acidului azotos, dacă gradul de ionizare a acidului azotos într-o soluție de concentrație 10^{-3}M este 47,35%;

d) constanta de bazicitate a metilaminei (CH_3NH_2), dacă gradul de ionizare a metilaminei într-o soluție de concentrație $0,2\text{M}$ este 0,046;

e) concentrația soluției de HF ($k_a = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$) dacă gradul de ionizare este 0,17;

f) concentrația soluției de dimetilamină ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, $k_b = 5,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$) dacă gradul de ionizare este 50,4%.

7.14. Indicați caracterul acido - bazic al soluțiilor apoase caracterizate prin:



7.15. Calculați:

a) pH -ul, pOH -ul și concentrația molară a ionilor HO^- pentru soluția caracterizată prin $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$;

b) pH -ul, pOH -ul și concentrația molară



a ionilor HO^- pentru soluția caracterizată prin $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,025 \text{ mol/L}$;

c) pH-ul, pOH-ul și concentrația molară a ionilor H_3O^+ pentru soluția caracterizată prin $[\text{HO}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$;

d) pH-ul, pOH-ul și concentrația molară a ionilor H_3O^+ pentru soluția caracterizată prin $[\text{HO}^-] = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$;

e) concentrația molară a H_3O^+ și HO^- și pOH-ul pentru o soluție caracterizată prin $\text{pH}=3$;

f) concentrația molară a ionilor H_3O^+ și HO^- și pOH-ul pentru o soluție caracterizată prin $\text{pH}=9,5$;

g) concentrația molară a ionilor H_3O^+ și HO^- și pH-ul pentru o soluție caracterizată prin $\text{pOH}=7$;

h) concentrația molară a ionilor H_3O^+ și HO^- și pH-ul pentru o soluție caracterizată prin $\text{pOH}=2,5$.

7.16. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de HCl ($\text{p}K_a = -7$):

a) soluție de concentrație $0,01\text{M}$;

b) soluție de concentrație $0,025\text{M}$;

c) soluție cu volumul $V_s = 0,5\text{L}$ care conține $0,2 \text{ mol}$ de HCl ;

d) soluție cu volumul $V_s = 300\text{mL}$ care conține 60 mmol de HCl ;

e) soluție care conține $3,65\text{g}$ de HCl și are volumul $V_s = 1500 \text{ mL}$;

f) soluție obținută prin amestecarea a 25g de soluție de HCl de concentrație $7,3\%$ și densitate $\rho = 1,044 \text{ g/cm}^3$ cu 200mL de soluție de HCl de concentrație $0,1\text{M}$;

g) soluție obținută prin amestecarea a $1,5\text{L}$ de soluție de HCl cu $\text{pH}=3$ cu 500mL de soluție de HCl cu $\text{pH}=1,5$.

7.17. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de HNO_3 ($\text{p}K_a = -1,4$):

a) soluție de concentrație 10^{-3} mol/L ;

b) soluție de concentrație $5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$;

c) soluție de concentrație 10^{-9} mol/L .

7.18. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de NaOH :

a) soluție de concentrație $0,001\text{M}$;

b) soluție de concentrație $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;

c) soluție cu volumul $V_s = 1,5\text{L}$ care conține $0,3 \text{ mol}$ de NaOH ;

d) soluție cu volumul $V_s = 20\text{mL}$ care conține $0,005 \text{ mmol}$ de NaOH ;

e) soluție care conține $3,6\text{g}$ de NaOH și are volumul $V_s = 2\text{L}$;

f) soluție obținută prin amestecarea a 50mL de soluție de NaOH cu $\text{pH}=11$ cu 50mL de soluție de NaOH de concentrație 10^{-2}M .

7.19. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de KOH :

a) soluție de concentrație 10^{-3} mol/L ;

b) soluție de concentrație $8 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$;

c) soluție de concentrație 10^{-10} mol/L .

7.20. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase:

a) soluție de HBr ($K_a = 10^9 \text{ mol/L}$) de concentrație 10^{-3}M ;

b) soluție de HClO_2 ($K_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$) de concentrație 10^{-3}M ;

c) soluție de CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) de concentrație 10^{-3}M ;

d) soluție de HCN ($K_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) de concentrație 10^{-3}M ;

7.21. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase:

a) soluție de KOH de concentrație $2 \cdot 10^{-3}\text{M}$;

b) soluție de NH_3 ($K_b = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) de concentrație $2 \cdot 10^{-3}\text{M}$;

c) soluție de $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($K_b = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$) de concentrație $2 \cdot 10^{-3}\text{M}$.

7.22. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de fenol, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ($K_a = 1,25 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$):

a) soluție de concentrație $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$;

b) soluție de concentrație 10^{-4} M ;

c) soluție de concentrație 10^{-6} M .

7.23. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase de anilină, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($K_b = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$):

a) soluție de concentrație $9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;

b) soluție de concentrație $0,0002 \text{ mol/L}$;

c) soluție de concentrație $6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

7.24. Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase:

a) soluție de H_2SO_4 de concentrație $4 \cdot 10^{-3}\text{M}$

($k_{a1}=10^2$ mol/L, $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-2}$ mol/L);

b) soluție de H_2SO_3 de concentrație $10^{-3}M$ ($k_{a1}=1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L, $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-7}$ mol/L).

7.25. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluția cu volumul de 2L rezultată din reacția a 6,4g de SO_3 cu apa (pentru H_2SO_4 : $k_{a1}=10^2$ mol/L, $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-2}$ mol/L);

b) soluția cu volumul de 50 cm³ rezultată din reacția a 57,5 mg de sodiu cu apa;

c) soluția rezultată din reacția a 0,8g de SO_3 cu 140g de soluție de H_2SO_4 de concentrație 4,9%, densitatea soluției finale fiind $\rho=1,037$ g/cm³;

d) soluția rezultată din reacția a 0,184g de sodiu cu 120g de soluție de NaOH de concentrație 0,4%, densitatea soluției finale fiind $\rho=1$ g/cm³.

7.26. Calculați:

a) constanta de aciditate a acidului acetic (CH_3COOH), știind că pH-ul soluției de acid acetic de concentrație $2 \cdot 10^{-3}M$ este 3,72;

b) exponentul de aciditate al acidului azotos (HNO_2), știind că pH-ul soluției de acid azotos de concentrație $5 \cdot 10^{-2}M$ este 2,33;

c) constanta de bazicitate a amoniacului (NH_3), știind că pH-ul soluției de amoniac de concentrație 0,003M este 10,36;

d) exponentul de bazicitate al etilaminei ($C_2H_5NH_2$), știind că pH-ul soluției de etilamină de concentrație $4 \cdot 10^{-4}M$ este 10,62.

7.27. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluția obținută prin diluarea cu apă până la volumul de 200mL a unei soluții de HCl cu volumul de 50mL și pH=2 ($pK_{aHCl}=-7$);

b) soluția obținută prin diluarea cu apă până la volumul de 160mL a unei soluții de NH_3 cu volumul de 80mL și concentrația 0,05M ($k_{bNH_3}=1,77 \cdot 10^{-5}$ mol/L, $pK_{aNH_4^+}=9,25$);

c) soluția obținută din 200mL de soluție de KOH cu pH=13 prin înlocuirea a 40mL de soluție cu 40mL de apă distilată;

d) soluția obținută din 400mL de soluție de CH_3COOH de concentrație 0,1M prin scoaterea a 100mL de soluție și adăugarea a 150mL de apă distilată ($k_a=1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L, $pK_a=4,74$).

7.28. Se consideră sărurile: NH_4Br , NH_4HS , C_6H_5-OK ; $NaNO_3$ pentru care se cunosc: $k_{aHBr}=10^9$ mol/L, $k_{aNH_4^+}=5,65 \cdot 10^{-10}$ mol/L, $k_{aH_2S}=9,1 \cdot 10^{-8}$ mol/L, $k_{aC_6H_5-OH}=1,26 \cdot 10^{-10}$ mol/L, $k_{aHNO_3}=25,11$ mol/L.

a) Identificați sărurile care hidrolizează la dizolvarea în apă, scrieți ecuațiile reacțiilor de hidroliză și precizați caracterul acido - bazic al fiecărei soluții.

b) Calculați pH-ul fiecărei soluții, considerând concentrația fiecărei soluții egală cu 0,02M.

7.29. Se consideră sărurile: $(NH_4)_2SO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, $(NH_4)_2S$.

Se cunosc: $k_{aNH_4^+}=5,65 \cdot 10^{-10}$ mol/L, $k_{aH_2CO_3}=4,3 \cdot 10^{-7}$ mol/L, $k_{aHS^-}=10^{-19}$ mol/L.

a) Pentru fiecare sare, scrieți ecuația reacției de hidroliză și precizați caracterul acido-bazic al soluției apoase.

b) Calculați pH-ul fiecărei soluții, știind că în fiecare caz s-au dizolvat 0,005 mol de sare în 200mL de soluție.

7.30. Se consideră sărurile: $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ și $(CH_3COO)_2Zn$. Se cunosc următoarele constante de aciditate:

$[Al(H_2O)_6]^{3+}$: $k_a=1,4 \cdot 10^{-5}$ mol/L,

$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$: $k_a=6 \cdot 10^{-3}$ mol/L,

$[Zn(H_2O)_6]^{2+}$: $k_a=2,5 \cdot 10^{-10}$ mol/L;

CH_3COOH : $k_a=1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

a) Pentru fiecare sare, scrieți ecuația reacției de hidroliză și precizați caracterul acido-bazic al soluției apoase.

b) Calculați pH-ul soluției apoase de $AlCl_3$ cu volumul de 500mL ce conține 66,75mg de $AlCl_3$.

c) Calculați pH-ul soluției apoase de $Fe_2(SO_4)_3$ cu concentrația în ioni SO_4^{2-} 0,06M.

d) Calculați pH-ul soluției apoase de $(CH_3COO)_2Zn$ cu volumul de 150 mL ce conține 6 mmol de ioni CH_3COO^- .

7.31. Calculați:

a) volumul de soluție de HNO_3 0,05M necesar neutralizării a 20 mmol de NaOH;

b) volumul de soluție de HCl 2M necesar



neutralizării a 50mL de soluție de KOH 1,5M;

c) masa de soluție de H_2SO_4 de concentrație 49% necesară neutralizării a 20mL de soluție de NaOH de concentrație 32% ($\rho=1,35 \text{ g/cm}^3$);

d) volumul de soluție de HCl de concentrație 29,2% ($\rho=1,148 \text{ g/cm}^3$) necesar neutralizării a 30g de soluție de NaOH în care raportul molar $\text{H}_2\text{O} : \text{NaOH} = 20:1$;

e) masa de soluție de HNO_3 de concentrație 6,3% necesară neutralizării a 185g de soluție de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentrație 0,074%;

f) volumul de soluție de H_2SO_4 0,8M necesar neutralizării a 100mL de soluție de KOH 1,2M.

7.32. O probă de oleum ce conține 20% SO_3 (procente de masă) cu masa de 24,5g este adusă la $\text{pH}=7$ cu o soluție de NaOH de concentrație 10,45M ($\rho=1,34 \text{ g/cm}^3$). După reacție, amestecul de reacție este răcit la 20°C , temperatură la care solubilitatea sării neutre rezultate din reacție este de 19g/100g apă. Calculați:

a) volumul de soluție de NaOH necesar reacției;

b) masa amestecului de reacție;

c) concentrația procentuală a soluției obținute, știind că sarea rezultată din reacție nu formează un cristalohidrat.

7.33. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluția obținută prin amestecarea a 50mL de soluție de HCl cu $\text{pH}=2$ cu 50mL de soluție de KOH cu $\text{pH}=12$;

b) soluția obținută prin amestecarea a 200mL de soluție de HNO_3 0,04M cu 100mL de soluție de NaOH 0,08M;

c) soluția obținută prin amestecarea a 15mL de soluție de HCl cu $\text{pH}=1$ cu 35mL de soluție de KOH 0,05M;

d) soluția obținută prin amestecarea a 1,25L de soluție de HNO_3 cu $\text{pH}=1$ cu 0,75L de soluție de NaOH cu $\text{pH}=13$.

7.34. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluția obținută prin amestecarea a 40mL de soluție de H_2SO_4 0,25M ($k_{a1}=10^2 \text{ mol/L}$, $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$) cu 60mL de soluție de KOH 0,15M;

b) soluția obținută prin amestecarea a 100mL de soluție de CH_3COOH 0,02M ($k_a=1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) cu 200mL de soluție de KOH cu $\text{pH}=12$;

c) soluția obținută prin amestecarea a 20mL de soluție de NH_3 cu $\text{pH}=10,77$ ($k_b=1,77 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) cu 195mL de soluție de H_2SO_4 10^{-3}M .

7.35. Se consideră 100mL de soluție de HCl 0,1M. Determinați:

a) volumul de soluție de KOH 0,2M necesar pentru a aduce soluția considerată la $\text{pH}=7$;

b) volumul de soluție de KOH 0,5M necesar pentru a aduce soluția considerată la $\text{pH}=5$;

c) volumul de soluție de KOH 1M necesar pentru a aduce soluția considerată la $\text{pH}=11$.

7.36. Se consideră soluția tampon cu volumul de 0,5L obținută prin dizolvarea în apă a 6g de acid acetic și 32,8g de acetat de sodiu ($\text{p}k_{\text{aCH}_3\text{COOH}}=4,74$).

a) Calculați pH-ul soluției.

b) Calculați volumul maxim de soluție de NaOH 0,1M ce poate fi tamponat de soluția considerată.

c) Calculați pH-ul soluției rezultate prin adăugarea la soluția tampon inițială a 50mL de soluție de HCl 0,2M.

7.37. Se obțin 0,4L de soluție tampon prin dizolvarea în apă a 1,68g de NaHCO_3 și 2,12g de Na_2CO_3 ($\text{p}k_{\text{aHCO}_3^-}=10,31$). Calculați:

a) pH-ul soluției tampon;

b) masa maximă de soluție de NaOH de concentrație 8% ce poate fi tamponată de soluția tampon considerată;

c) raportul molar $\text{NaHCO}_3:\text{Na}_2\text{CO}_3$ din soluția tampon;

d) pH-ul soluției tampon dacă raportul molar $\text{NaHCO}_3:\text{Na}_2\text{CO}_3$ este 5:2;

e) Scrieți ecuațiile reacțiilor ce au loc la tamponare, folosind H_3O^+ pentru soluții acide și HO^- pentru soluții bazice.

7.38. Se obțin 500mL de soluție tampon prin dizolvarea în apă a 44,6g de amestec de KH_2PO_4 și K_2HPO_4 . În soluția astfel obținută, concentrația ionilor K^+ este 0,8 mol/L. Se cunoaște $\text{p}k_{\text{aH}_2\text{PO}_4}=7,2$.

a) Calculați raportul molar $\text{KH}_2\text{PO}_4:\text{K}_2\text{HPO}_4$ din soluția tampon.

b) Calculați volumul maxim de soluție acidă a cărei concentrație în ioni H_3O^+ este 0,2M ce poate fi tamponat de jumătate din soluția tampon.

c) Calculați cantitatea maximă de ioni HO^- ce poate fi tamponată de cealaltă jumătate de soluție tampon.

d) Calculați pH-ul soluției tampon.

e) Calculați raportul molar

$\text{KH}_2\text{PO}_4:\text{K}_2\text{HPO}_4$ (raport de tamponare) din soluția tampon al cărei $\text{pH}=8,103$.

7.39. În 200 mL de soluție se află dizolvați 10 mmol de $\text{HOOC}-\text{COOH}$ (acid oxalic), cu $\text{pK}_{a1} = 1,27$ și $\text{pK}_{a2} = 4,27$. Determinați:

a) concentrațiile molare ale speciilor chimice din soluție la echilibru;

b) pH-ul soluției;

c) specia chimică organică predominantă la $\text{pH}=3$.

Teste tip



7.40. Referitor la acizi, conform teoriei protolitice, este corectă afirmația:

a) acizii sunt numai substanțe chimice formate din molecule care au capacitatea de a ceda unul sau mai mulți protoni;

b) orice substanță chimică ce conține hidrogen are caracter acid;

c) speciile chimice (molecule, cationi sau anioni) care conțin unul sau mai mulți atomi de hidrogen legați covalent polar au capacitatea de a ceda protoni (H^+) și au caracter acid;

d) un acid are una sau mai multe baze conjugate;

e) în acizi, atomul de hidrogen se leagă covalent polar numai de atomul de oxigen.

7.41. Referitor la baze, conform teoriei protolitice, este corectă afirmația:

a) bazele sunt specii chimice (molecule sau anioni) care au la unul din atomii componenți un orbital atomic dielectronic pe care pot fixa covalent coordinativ un proton;

b) numai anionii au perechi de electroni neparticipanți la legătură și pot să accepte protoni și, prin urmare, pot fi baze;

c) nu toate bazele trec în acidul conjugat prin acceptarea unui proton;

d) bazele sunt ioni negativi de care se fixează ionul H^+ printr-o legătură ionică;

e) bazele sunt specii chimice care acceptă atomi de hidrogen.

7.42. Se consideră speciile chimice: HCl , H_2CO_3 , HSO_4^- , $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, S^{2-} , NH_4^+ , NO_3^- . Este incorectă afirmația:

a) au caracter acid: HCl , H_2CO_3 , $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$;

b) are caracter amfoter: HSO_4^- ;

c) au caracter bazic: S^{2-} , NO_3^- ;

d) NH_4^+ și NO_3^- formează o pereche de acid și bază conjugată;

e) HSO_4^- are ca acid conjugat H_2SO_4 și ca bază conjugată SO_4^{2-} .

7.43. Se consideră oxoacizii clorului: HOCl ($\text{pK}_a=7,53$), HClO_4 ($\text{pK}_a=-10$), HClO_2 ($\text{pK}_a=2$), HClO_3 ($\text{pK}_a=-1$). Referitor la acești acizi este incorectă afirmația:

a) ordinea descrescătoare a caracterului acid este: $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$;

b) HClO_4 este un acid foarte tare, HClO_3 este un acid tare, HClO_2 este un acid de tărie mijlocie, iar HClO este un acid slab;

c) caracterul acid al acestor oxoacizi crește odată cu creșterea polarității legăturii $\text{H}-\text{O}$, polaritate determinată de vecinătățile diferite ale atomului de oxigen;

d) ordinea crescătoare a caracterului bazic pentru bazele conjugate ale acestor oxoacizi este: $\text{ClO}^- < \text{ClO}_2^- < \text{ClO}_3^- < \text{ClO}_4^-$;

e) numărul de oxidare al clorului din moleculele acestor oxoacizi crește de la +1 la +3, la +5 și la +7, dacă acizii sunt așezați în ordinea crescătoare a acidității lor.

7.44. Se consideră substanțele cu caracter bazic: amoniac, NH_3 ($\text{p}K_b=4,75$), hidroxilamină, NH_2OH ($\text{p}K_b=8,04$) și hidrazină, $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ ($\text{p}K_{b1}=6,05$, $\text{p}K_{b2}=14$). Referitor la aceste baze este incorectă afirmația:

a) caracterul bazic al acestor compuși este datorat perechii de electroni neparticipanți la legătură de la atomul de azot pe care se poate fixa protonul printr-o legătură covalentă coordinativă;

b) amoniacul este o bază monoprotică, iar hidrazina este o bază diprotică;

c) toate aceste substanțe sunt baze slabe;

d) ordinea descrescătoare a caracterului acid pentru acizii conjugați ai acestor baze este: $\text{NH}_4^+ < \text{H}_2\text{N}-\text{NH}_3^+ < \text{HONH}_3^+$;

e) specia cu caracter amfoter $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_3^+$ este un acid mai tare decât $^+\text{H}_3\text{N}-\text{NH}_3^+$.

7.45. Referitor la acidul fosforos H_3PO_3 ($\text{p}K_{a1}=2$, $\text{p}K_{a2}=6,59$) sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) acidul fosforos ionizează în două trepte și este un acid dibazic;

b) H_2PO_3^- este baza conjugată a H_3PO_3 și are $\text{p}K_b=12$;

c) HPO_3^{2-} este baza conjugată a H_2PO_3^- și are $\text{p}K_b=7,41$;

d) având trei atomi de hidrogen în moleculă este un acid triprotic și generează perechile acid - bază conjugată: $\text{H}_3\text{PO}_3-\text{H}_2\text{PO}_3^-$, $\text{H}_2\text{PO}_3^--\text{HPO}_3^{2-}$, $\text{HPO}_3^{2-}-\text{PO}_3^{3-}$;

e) în molecula acidului fosforos, numai doi atomi de hidrogen se leagă de oxigen și numai acești atomi de hidrogen pot fi cedați ca protoni și acidul fosforos este un acid diprotic.

7.46. Se consideră următoarele specii chimice: KOH , HCl ($K_a=10^7$ mol/L), NH_3 ($K_b=1,77 \cdot 10^{-5}$ mol/L), H_2S ($K_{a1}=9,1 \cdot 10^{-8}$ mol/L), $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ ($K_b=5,12 \cdot 10^{-4}$ mol/L), HNO_2 ($K_a=4,26 \cdot 10^{-4}$ mol/L). Nu este posibilă reacția:

a) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$

b) $\text{NaNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HNO}_2$

c) $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

d) $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{KHS} + \text{HNO}_2$

e) $\text{NH}_4\text{Br} + (\text{CH}_3)_2\text{NH} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{Br} + \text{NH}_3$

7.47. Se consideră sărurile: KBr , NaClO , NH_4NO_3 , NH_4HS și HBr ($K_a=10^9$ mol/L), HClO ($K_a=2,9 \cdot 10^{-8}$ mol/L), HNO_3 ($K_a=25,11$ mol/L), H_2S ($K_{a1}=9,1 \cdot 10^{-8}$ mol/L), NH_3 ($K_b=1,77 \cdot 10^{-5}$ mol/L). Referitor la reacția de hidroliză a acestor săruri, nu este corectă afirmația:

a) soluția apoasă de KBr are $\text{pH}=7$;

b) soluția apoasă de NH_4NO_3 are caracter slab acid;

c) soluțiile apoase ale sărurilor metalelor alcaline (KBr și NaClO) au caracter neutru;

d) soluția apoasă de NaClO are caracter slab bazic;

e) pH -ul soluției apoase de NH_4HS 0,01M este mai mic decât pH -ul soluției apoase de NaClO 0,01M.

7.48. Se consideră clorurile: NaCl , CaCl_2 , NH_4Cl , FeCl_3 , ZnCl_2 . Referitor la reacția de hidroliză a acestor săruri sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) soluțiile apoase ale clorurilor: NaCl , CaCl_2 , FeCl_3 , ZnCl_2 sunt neutre;

b) pH -ul soluției apoase de NH_4Cl este mai mic decât pH -ul soluției apoase de CaCl_2 ;

c) soluțiile apoase ale clorurilor: NH_4Cl , FeCl_3 , ZnCl_2 au caracter acid;

d) în cazul clorurilor: NH_4Cl , FeCl_3 , ZnCl_2 , reacția de hidroliză constă în schimbul de protoni dintre cationii cu caracter acid: NH_4^+ , $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ și moleculele apei;

e) ionul Cl^- este o bază foarte slabă, mai slabă decât apa.

7.49. Se consideră soluțiile apoase:

- A, soluția de HCl ($\text{p}K_a=-7$) 0,01M cu volumul de 50mL;

- B, soluția de HCOOH ($\text{p}K_a=3,75$) 0,01M cu volumul de 50mL;

- C, soluția de KOH 0,01M cu volumul de 50mL;

- D, soluția de NH_3 ($\text{p}K_a=4,75$) 0,01M cu volumul de 50mL.

Este corectă afirmația:

a) soluția obținută prin amestecarea soluției

A și C are $\text{pH} \neq 7$;

b) soluția obținută prin amestecarea soluțiilor A și B are $\text{pH} > 7$;

c) soluția obținută prin amestecarea soluțiilor B și C are $\text{pH} < 7$;

d) soluția obținută prin amestecarea soluțiilor A și D are $\text{pH} > 7$;

e) soluția obținută prin amestecarea soluțiilor B și D are $\text{pH} < 7$.

7.50. Se consideră soluția de H_2SO_3 ($k_{a1}=1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L, $k_{a2}=1,2 \cdot 10^{-7}$ mol/L) de

concentrație 0,02M. Referitor la această soluție sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) concentrația ionilor SO_3^{2-} din soluție este de cel puțin $3,69 \cdot 10^{-5}$ mol/L;

b) pH -ul soluției este de cel mult 1,94;

c) concentrația ionilor H_3O^+ este de cel mult $1,13 \cdot 10^{-2}$ M;

d) pOH -ul soluției este de cel puțin 12,06;

e) concentrația ionilor HSO_3^- din soluție este de cel mult $1,133 \cdot 10^{-2}$ M.

Teste tip

B

7.51. Se consideră soluția apoasă de acid benzensulfonic $\text{C}_6\text{H}_5\text{--SO}_3\text{H}$ ($\text{p}k_a=-7$) de concentrație 0,02M cu volumul de 0,2L.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) pH -ul soluției este 1,69;

..... b) pentru neutralizarea soluției sunt necesari 40mL de soluție de NaOH 0,1M;

..... c) acidul benzensulfonic este un acid slab cu $k_a=10^{-7}$ mol/L.

7.52. Se consideră acizii: H_2CO_3 ($\text{p}k_{a1}=6,37$), CH_3COOH ($\text{p}k_a=4,75$), CF_3COOH ($\text{p}k_a=0,23$).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) ordinea creșterii caracterului acid este: $\text{H}_2\text{CO}_3 < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{CF}_3\text{COOH}$;

..... b) ordinea creșterii caracterului bazic este: $\text{CF}_3\text{COO}^- < \text{CH}_3\text{COO}^- < \text{HCO}_3^-$;

..... c) nu sunt posibile reacțiile dintre: CH_3COOK și H_2CO_3 , CF_3COOK și CH_3COOH .

7.53. Se consideră bazele: CO_3^{2-} ($\text{p}k_b=3,69$), S^{2-} ($\text{p}k_b=-5$), SO_3^{2-} ($\text{p}k_b=7,08$).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) ordinea descreșterii caracterului bazic este: $\text{S}^{2-} > \text{CO}_3^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$;

..... b) ordinea descreșterii caracterului acid este: $\text{HSO}_3^- > \text{HCO}_3^- > \text{HS}^-$;

..... c) soluția apoasă de K_2S este mai bazică decât soluțiile apoase ale sărurilor K_2CO_3 , K_2SO_3 .

7.54. Se consideră două soluții apoase:

- A, soluție de HNO_3 ($k_a=25,11$ mol/L) $5 \cdot 10^{-3}$ M;

- B, soluție de HNO_2 ($k_a=4,26 \cdot 10^{-4}$ mol/L) $5,86 \cdot 10^{-2}$ M.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) soluțiile A și B au pH -uri egale, $\text{pH}=2,3$;

..... b) cele două soluții nu pot avea aceeași valoare a pH -ului pentru că au constante de aciditate diferite;

..... c) volume egale din cele două soluții consumă pentru neutralizare aceeași cantitate de KOH .

7.55. Se amestecă 0,4L de soluție de HCl ($\text{p}k_a=-7$) ce conține 1,46g de HCl cu 0,4L de soluție de H_2SO_4 ($\text{p}k_{a1}=-2$, $\text{p}k_{a2}=1,92$) de concentrație 0,05M.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) pH -ul soluției obținute prin amestecarea celor două soluții este 1,12;

..... b) pH -ul soluției obținute prin amestecarea celor două soluții este mai mic de 1,12;

..... c) pentru neutralizarea soluției obținute prin amestecarea celor două soluții sunt necesari 0,06 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

7.56. În soluția apoasă de MgCl_2 se află ionii: $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ($\text{p}k_a=11,44$) și Cl^- ($\text{p}k_b=21$).



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) pH-ul soluției de MgCl_2 este 7;

..... b) pH-ul soluției de MgCl_2 este mai mic de 7;

..... c) pH-ul soluției de MgCl_2 este mai mare de 7.

7.57. Soluția apoasă de CuSO_4 de concentrație 0,08 mol/L are $\text{pH}=4,22$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) aquacationul $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ are $\text{p}K_a=7,34$;

..... b) aquacationul $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ are $K_a=4,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L;

..... c) aquacationul $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ are $\text{p}K_a$ mai mare de 15,74 și nu hidrolizează.

7.58. O soluție apoasă de HNO_2 ($K_a = 4,26 \cdot 10^{-4}$ mol/L) se caracterizează prin gradul de ionizare $\alpha=20\%$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) soluția are concentrația $8,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L;

..... b) soluția are $\text{pH}=2,72$;

..... c) soluția are $\text{pH}=2,07$.

7.59. O soluție apoasă de etilamină, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ($K_b=3,4 \cdot 10^{-4}$ mol/L) se caracterizează prin gradul de ionizare $\alpha=0,336$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) într-un litru de soluție se află 90 mg de etilamină;

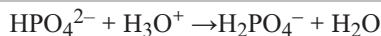
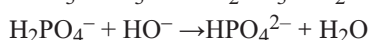
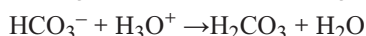
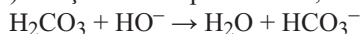
..... b) soluția are $\text{pH}=10,91$;

..... c) dacă soluția are concentrația 10^{-3}M , gradul de ionizare este $\alpha=43,73\%$.

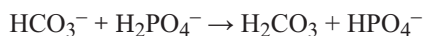
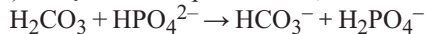
7.60. Pentru menținerea constantă a pH-ului salivei (6 - 7), acționează sistemele tampon $\text{H}_2\text{CO}_3\text{--HCO}_3^-$ și $\text{H}_2\text{PO}_4^-\text{--HPO}_4^{2-}$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) reacțiile de tamponare sunt;



..... b) reacțiile de tamponare sunt;



..... c) H_2CO_3 și H_2PO_4^- sunt specii baze, iar HCO_3^- și HPO_4^{2-} sunt specii acide.

7.61. Se obțin 0,8L de soluție tampon prin dizolvarea în apă a 15,5g de CH_3NH_2 și a unei cantități de $\text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{Cl}^-$ ce conduce la o concentrație a ionului Cl^- în soluție de 4,4375g/L. ($\text{p}K_b\text{CH}_3\text{NH}_2=3,36$)

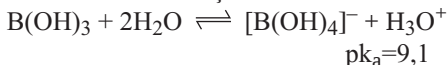
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar $\text{CH}_3\text{NH}_2 : \text{CH}_3\text{NH}_3^+$ din soluția tampon este 5:1;

..... b) pH-ul soluției tampon este 4,05;

..... c) pH-ul unei soluții tampon formată din CH_3NH_2 și $\text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{Cl}^-$ este 10,816 dacă raportul molar specie cu caracter bazic : specie cu caracter acid este 3:2.

7.62. În soluția apoasă, acidul boric $\text{B}(\text{OH})_3$ ionizează conform ecuației:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) acidul boric se comportă ca un acid Lewis;

..... b) în anionul $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$, atomul de bor se leagă covalent coordinativ de un ion HO^- ;

..... c) pH-ul unei soluții de acid boric de concentrație 10^{-3}M este 6,05.

7.63. Se titrează 20 mL de soluție de KOH cu $25,4 \text{ cm}^3$ de soluție de HCl cu $c_M=0,4$ mol/L și $F=0,9842$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) soluția de NaOH analizată are $c_M = 0,5$ mol/L;

..... b) soluția de NaOH analizată are $c_M = 0,508$ mol/L;

..... c) concentrația exactă a soluției de HCl este 0,3937 M.

Termodinamică chimică

8.1 Noțiuni importante de termodinamică

Termodinamica studiază schimbul de căldură și lucru mecanic între un sistem termodinamic și mediul exterior lui.

- Un **sistem termodinamic** reprezintă un ansamblu finit format din entități macroscopice (corpuri și câmpuri) care pot schimba energie între ele sau cu mediul înconjurător.

Un sistem termodinamic poate fi:

- deschis, dacă între sistem și mediul înconjurător au loc schimbări de căldură și masă;
- închis, dacă între sistem și mediul înconjurător nu are loc schimb de masă, dar are loc schimb de căldură;

- izolat, dacă între sistem și mediul înconjurător nu se face schimb de masă și căldură.

Ansamblul proprietăților sistemului la un moment dat determină **starea termodinamică** a acestuia, iar mărimile fizice asociate acestor proprietăți sunt numite **parametri de stare**.

Modificarea stării termodinamice a unui sistem, în urma unor interacțiuni cu mediul exterior, reprezintă un **proces termodinamic**.

Două sisteme termodinamice aflate în echilibru termic, fiecare dintre ele separat cu al treilea, sunt în echilibru termic și unul cu celălalt.

- Forma de energie transferată între corpurile aflate în contact termic se numește **căldură**.

Când un sistem termodinamic primește căldură $Q > 0$, iar când cedează căldură $Q < 0$.

Cantitatea de căldură primită de un corp poate fi folosită la: ridicarea temperaturii corpului, efectuarea de lucru mecanic de către corp, schimbarea stării de agregare a corpului.

- **Caloria** reprezintă cantitatea de căldură necesară unui gram de apă pură pentru a-și ridica temperatura cu un grad, de la 14,5°C la 15,5°C la presiunea normală.

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

- Cantitatea de căldură necesară pentru a încălzi un corp de masă m , astfel încât temperatura lui să crească cu un grad, se numește **capacitate calorică** (C).

$$C = \frac{Q}{\Delta t}, [C] = \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = \frac{\text{J}}{\text{g}}, Q = C \cdot \Delta t$$

- Cantitatea de căldură necesară pentru a încălzi unitatea de masă dintr-o substanță, astfel încât temperatura ei să crească cu un grad, se numește **căldură specifică** (c).

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta t}, [c] = \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} = \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}, Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Căldura specifică molară reprezintă cantitatea de căldură necesară pentru a încălzi un mol de substanță, astfel încât temperatura ei să crească cu un grad.



$$c = \frac{Q}{v \cdot \Delta t}, [c] = \frac{kJ}{kmol \cdot K} = \frac{J}{mol \cdot K}, Q = v \cdot c \cdot \Delta t$$

• Căldura necesară pentru topirea, vaporizarea, sublimarea unității de masă dintr-o substanță, la temperatura la care decurge transformarea de stare de agregare, se numește **căldură latentă specifică** de topire, vaporizare, sublimare (λ).

$$\lambda = \frac{Q}{m}, [\lambda] = \frac{kJ}{kg} = \frac{J}{g}, Q = m \cdot \lambda$$

Căldura necesară pentru topirea, vaporizarea, sublimarea unui mol de substanță, la temperatura la care decurge transformarea de stare de agregare, se numește căldură latentă specifică molară de topire, vaporizare, sublimare (λ).

$$\lambda = \frac{Q}{v}, [\lambda] = \frac{kJ}{kmol} = \frac{J}{mol}, Q = v \cdot \lambda$$

• Principiile calorimetrice sunt:

- principiul echilibrului termic, conform căruia mai multe corpuri cu temperaturi diferite ce formează un sistem termodinamic izolat, puse în contact, după un timp oarecare vor avea aceeași temperatură;

- principiul egalității schimbului de căldură, după care atunci când între două corpuri ale unui sistem izolat are loc un schimb de căldură, cantitatea de căldură cedată de unul dintre ele este egală cu cantitatea de căldură primită de celălalt;

- principiul egalității de căldură în procese inverse, potrivit căruia cantitatea de căldură pe care o absoarbe un corp într-o transformare este egală cu cea degajată de acesta în transformarea inversă.

• Principiile termodinamicii

• Principiul întâi al termodinamicii este un caz particular al legii conservării energiei care arată că energia nu poate fi creată din nimic, nu poate dispărea, ea se transformă calitativ dintr-o formă în alta, conservându-se cantitativ.

Acest principiu se enunță în mai multe moduri.

Este imposibil un perpetuum mobile de speța I, adică o mașină care să furnizeze lucru mecanic fără a consuma energie.

Într-un proces ciclic, căldura se transformă în lucru mecanic și invers, în cantități egale.

Relația $Q = \Delta U + L$ arată că energia termică primită de un corp se transformă integral în alte forme de energie (energie internă și lucru mecanic).

• Principiul al doilea al termodinamicii precizează sensul de desfășurare a proceselor și condițiile de echilibru și are mai multe formulări.

Trecerea căldurii de la un corp rece la unul cald se poate face doar cu consum de lucru mecanic.

Este imposibil un perpetuum mobil de speța a II-a, adică o mașină care să transforme în cursul unui proces ciclic reversibil căldura în lucru mecanic prin utilizarea unei singure surse termice.

Pentru a realiza lucru mecanic, o mașină trebuie să preia căldura de la un corp cald, să cedeze o parte din ea unui corp rece, restul transformându-se în lucru mecanic.

Căldura nu poate fi transformată complet în lucru mecanic.

8.2 Căldura de reacție

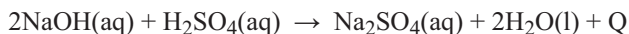
Termochimia studiază efectele termice ale reacțiilor chimice pe baza principiilor termodinamicii.

Efectul termic ce însoțește un proces chimic constă în degajarea sau absorbția de căldură.

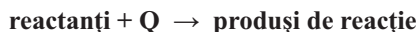
Reacțiile exoterme sunt reacții care au loc cu degajare de căldură. Schema generală a unei reacții exoterme este:



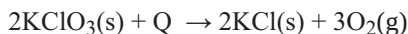
Exemplu de ecuație termochimică a unei reacții exoterme:



Reacțiile endoterme sunt reacții care au loc cu absorbție de căldură. Schema generală a unei reacții endoterme este:



Exemplu de ecuație termochimică a unei reacții endoterme:



Cantitatea de căldură Q , cedată într-o reacție exotermă sau absorbită într-o reacție endotermă, se numește căldură de reacție.

În reacțiile chimice, se desfac unele legături din reactanți (proces endoterm) și se formează noi legături în produșii de reacție (proces exoterm). Pot avea loc și modificări de stări de agregare sau de stări alotropice. Topirea, vaporizarea și sublimarea sunt procese endoterme, iar solidificarea, condensarea și desublimarea sunt procese exoterme. Efectul termic ce însoțește o reacție chimică este dat de bilanțul dintre energiile absorbite și energiile degajate. În ecuația termochimică trebuie să se specifice starea de agregare sau starea alotropică a reactanților și a produșilor de reacție, ținând seama de condițiile de temperatură și presiune la care se desfășoară reacția.

S-a convenit ca temperatura de 25°C (298K), presiunea de 1 atm și concentrația 1M să reprezinte **condițiile standard**.

8.3 Entalpia de reacție

• În relația $Q = \Delta U + L$, dedusă din principiul I al termodinamicii, Q este căldura primită sau cedată de un sistem termodinamic, ΔU este variația energiei interne a sistemului, iar L este lucrul mecanic primit sau efectuat de sistem.

• Toate particulele (atomi, molecule, ioni) componente ale substanțelor, în orice stare de agregare, se află într-o continuă mișcare (agitație termică) și între ele se exercită diferite tipuri de interacțiuni (legături chimice și interacțiuni intermoleculare). De aceea, fiecare particulă posedă energie (cinetică și potențială).

Energia internă (U) a unui sistem este egală cu suma tuturor energiilor cinetice și potențiale ale particulelor componente ale sistemului. Fiecărei stări de echilibru termic a unui sistem (fiecărei temperaturi a sistemului) îi corespunde o energie internă. Nu se poate determina valoarea absolută a acestei energii.

Experimental, se poate determina variația acestei energii (ΔU).

• Să considerăm o cantitate de gaz închis într-un cilindru în care alunecă fără frecare un piston. Gazul ocupă inițial volumul V_1 la temperatura T_1 și exercită asupra pereților cilindrului și asupra pistonului o presiune p egală cu presiunea care apasă din exterior asupra pistonului (figura 8.1).

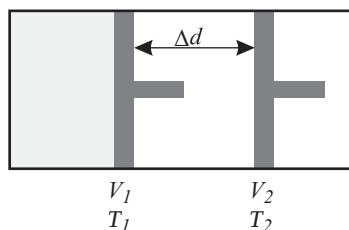


Figura 8.1



Când gazul din cilindru primește din exterior o cantitate de căldură Q se încălzește la temperatura T_2 și îi crește energia internă cu ΔU și se dilată la volumul V_2 acționând asupra pistonului cu o forță F și deplasându-l pe distanța Δd . Gazul efectuează un lucru mecanic $L = F \cdot \Delta d$.

Înmulțind și împărțind relația de mai sus cu S (suprafața pistonului), rezultă:

$$L = \frac{F}{S} \cdot \Delta d \cdot S, \text{ unde } p = \frac{F}{S} \text{ și } \Delta V = V_2 - V_1 = \Delta d \cdot S \text{ iar } L = p \cdot \Delta V$$

Relația $Q = \Delta U + L$ devine $Q = \Delta U + p \Delta V$.

• Într-o transformare izocoră (volumul este constant, pistonul în exemplu de mai sus nu se poate deplasa), $\Delta V = 0$ și $p \Delta V = 0$ și căldura primită de gaz de la mediul exterior duce exclusiv la încălzirea gazului, adică la creșterea energiei interne cu ΔU .

Căldura de reacție pentru o reacție care se desfășoară la volum constant, notată Q_V , este egală cu variația energiei interne a sistemului chimic.

$$Q_V = \Delta U$$

• Într-o transformare izobară (la presiune constantă), gazul folosește o parte (ΔU) din căldura primită pentru a se încălzi cu ΔT grade ($\Delta T = T_2 - T_1$) și consumă cealaltă parte ($p \Delta V$) sub formă de lucru mecanic pentru a se dilata.

$$Q_p = \Delta U + p \Delta V = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) = \Delta(U + pV) = \Delta H$$

Relația $U + pV$ definește mărimea de stare numită entalpie, notată cu H . În relația $H = U + pV$, U este energia internă a unui sistem termodinamic, iar pV este lucrul mecanic necesar sistemului pentru a-și ocupa volumul propriu V la presiunea constantă p .

Analizând relația de mai sus și cunoscând că nu se poate determina valoarea absolută a energiei interne a unui sistem termodinamic se deduce că nu se poate cunoaște nici valoarea absolută entalpiei sistemului. Se poate determina experimental variația de entalpie (ΔH).

$$\Delta H = \Delta U + p \Delta V$$

Căldura de reacție pentru o reacție care se desfășoară la presiune constantă, notată Q_p , este egală cu variația entalpiei sistemului chimic.

$$Q_p = \Delta H$$

Pentru reacțiile chimice în fază lichidă sau solidă, variația de volum este, în general, nulă sau foarte mică. ($\Delta V = 0$) și $p \Delta V = 0$, de unde $\Delta H = \Delta U$.

Pentru reacțiile în fază gazoasă care au loc fără variația numărului de moli, $\Delta V = 0$ și $\Delta H = \Delta U$.

Pentru reacțiile în fază gazoasă care au loc cu variația numărului de moli, din $pV = \nu RT$ rezultă $p \Delta V = \Delta \nu RT$ și $\Delta H = \Delta U + \Delta \nu RT$.

• Într-o transformare izotermă (la temperatură constantă), căldura primită de sistemul termodinamic se transformă cantitativ în lucru mecanic de expansiune și invers: lucru mecanic de comprimare este egal ca mărime cu cantitatea de căldură cedată de sistem exteriorului.

În acest caz $\Delta U = 0$ și căldura de reacție, notată Q_T , este egală cu lucrul mecanic efectuat de sistem.

$$Q_T = p \Delta V$$

Într-o transformare izotermă a unei cantități de gaz ideal ($\Delta \nu = 0$), volumul și presiunea variază invers proporțional ($V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$). Sunt valabile relațiile:

$$Q_T = RT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad \text{și} \quad Q_T = RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

• Într-o transformare adiabetică (sistemul nu face schimb de căldură cu exteriorul), $Q = 0$ și $\Delta U = -p\Delta V$, iar lucrul mecanic de expansiune este furnizat prin micșorarea energiei interne a sistemului, iar lucrul mecanic de comprimare duce la creșterea energiei interne a sistemului.

Pentru un gaz ideal:

$\Delta U = C_V \cdot \Delta T$ unde C_V este capacitatea calorică la $V = \text{constant}$; și $C_V \cdot \Delta T = -p \Delta V$.

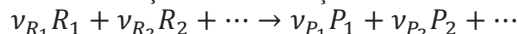
• O reacție chimică se desfășoară conform schemei generale:

reactanți $\rightarrow$ produși de reacție

iar $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inițial}} = H_{\text{produși}} - H_{\text{reactanți}}$ sau $\Delta H = H_P - H_R$.

Entalpia este o mărime de stare extensivă a substanțelor, depinde de numărul de moli de substanță ($H_{\text{total}} = \nu \cdot H_{\text{unui mol}}$).

Pentru o reacție care se desfășoară conform schemei generale:



$$\Delta H = H_P - H_R = (\nu_{P_1} H_{P_1} + \nu_{P_2} H_{P_2} + \dots) - (\nu_{R_1} H_{R_1} + \nu_{R_2} H_{R_2} + \dots) :$$

$$= \sum \nu_P H_P - \sum \nu_R H_R$$

unde: ν_P = numărul de moli dintr-un produs de reacție;

H_P = entalpia unui mol de produs de reacție;

ν_R = numărul de moli dintr-un reactant;

H_R = entalpia unui mol de reactant.

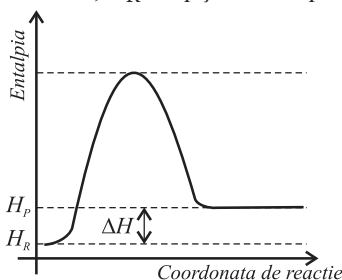
De exemplu, pentru reacția: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$,

$$\Delta H = (H_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})} + H_{\text{CO}_2(\text{g})} + H_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}) - 2H_{\text{NaHCO}_3(\text{s})}.$$

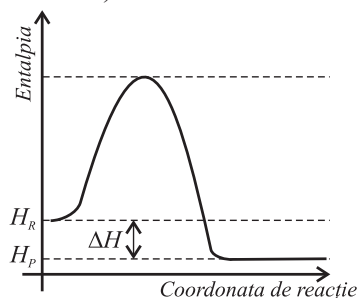
• Variația de entalpie în reacțiile endoterme și exoterme.

În cazul unei reacții endoterme, sistemul chimic primește energie din exterior și trece dintr-o stare (reactanți) caracterizată printr-o entalpie mai mică (H_R) într-o nouă stare (produși de reacție) caracterizată prin entalpie mai mare (H_P).

Prin urmare, $H_R < H_P$ și $\Delta H = H_P - H_R > 0$ (vezi graficul 8.2)



8.2. Variația de entalpie
într-o reacție endotermă



8.3. Variația de entalpie
într-o reacție exotermă

În cazul unei reacții exoterme, sistemul chimic cedează energie și trece dintr-o stare (reactanți) caracterizată prin entalpie mai mare (H_R) într-o nouă stare (produși de reacție) caracterizată prin entalpie mai mică (H_P) (vezi graficul 8.3).

Prin urmare, $H_R > H_P$ și $\Delta H = H_P - H_R < 0$.

Exemple:



$$\Delta H = +135 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$$



• Entalpia molară de formare

Valoarea absolută a entalpiei unei substanțe chimice nu se poate determina. Convențional, s-a ales ca entalpie de referință entalpia substanțelor în stare elementară care este considerată zero în condiții standard ($T = 298\text{K}$, $p = 1\text{atm}$, $c_M = 1\text{M}$).

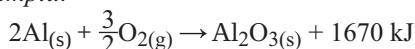
Dacă o substanță există în mai multe stări alotropice, se alege ca stare standard forma cea mai stabilă.

Variația de entalpie a reacției de sinteză a unui mol de substanță compusă din elementele componente reprezintă entalpia molară de formare a substanței respective.

Măsurată în condiții standard, se numește entalpie molară de formare standard și se notează cu H°_f sau ΔH°_f .

Entalpia molară de formare se măsoară în kJ/mol (vezi anexa 9).

De exemplu:



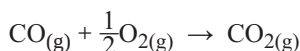
$$\Delta H = H_{\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}} - (2H_{\text{Al}_{(s)}} + \frac{3}{2}H_{\text{O}_{2(g)}}) = H_{\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}} - (2 \cdot 0 + \frac{3}{2} \cdot 0) = H_{\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}} = -1670 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{Al}_2\text{O}_{3(s)} = -1670 \text{ kJ}$$

După valoarea entalpiei molare de formare se apreciază stabilitatea unei substanțe. Dacă entalpia molară de formare a unei substanțe compuse este negativă, înseamnă că reacția de obținere a ei din elementele componente este o reacție exotermă, că entalpia substanței compuse este mai mică decât entalpia elementelor componente și că substanța este mai stabilă.

Cunoscând entalpiile molare de formare ale substanțelor participante la o reacție, se poate calcula variația de entalpie a reacției.

Exemplu:



$$\Delta H = \Delta H^\circ_f \text{CO}_{2(g)} - (\Delta H^\circ_f \text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2}\Delta H^\circ_f \text{O}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol} - (-110,5 \text{ kJ/mol} + 0) = -283 \text{ kJ/mol}$$

• Calculul variației de entalpie din energii de legătură

Energia absorbită la desfacerea unei legături este egală ca mărime cu energia degajată la formarea aceleași legături.

Energia necesară desfacerii unei anumite legături dintr-un anumit compus reprezintă energia de disociere a legăturii.

Energia de legătură pentru un anumit tip de legătură este media aritmetică a energiilor de disociere ale tuturor legăturilor de acest tip.

De exemplu, energiile de disociere a legăturilor C–H din CH_4 sunt:



Aceste energii sunt ușor diferite pentru că vecinătățile fiecărei legături C–H sunt mereu altele.

Energia unei legături C–H din metan poate fi aproximată cu media aritmetică a acestor patru energii de disociere:

$$\varepsilon_{C-H} = \frac{\varepsilon_1 + \varepsilon_2 + \varepsilon_3 + \varepsilon_4}{4} = \frac{430,5 + 372 + 514 + 338,6}{4} = 413,77 \text{ kJ/mol}$$

Pentru o reacție chimică, variația de entalpie se poate determina din energia de legătură după relația:

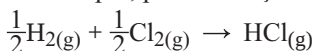
$$\Delta H = \sum \varepsilon_{\text{legături desfăcute}} - \sum \varepsilon_{\text{legături formate}}$$

Pentru o reacție exotermă, caracterizată prin $\Delta H < 0$, energia consumată la scindarea legăturilor este mai mică decât energia degajată la formarea noilor legături. O valoare negativă pentru ΔH se obține dacă se scade din numărul mai mic (energia absorbită la scindarea legăturilor) numărul mai mare (energia degajată la formarea legăturilor).

$$\Delta H = \sum \varepsilon_{\text{legături desfăcute}} - \sum \varepsilon_{\text{legături formate}}$$

Un raționament asemănător aplicat și în cazul reacțiilor endoterme conduce la aceeași relație pentru ΔH .

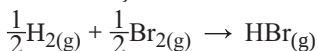
De exemplu, pentru reacția:



$$\Delta H = \left(\frac{1}{2}\varepsilon_{\text{H-H}} + \frac{1}{2}\varepsilon_{\text{Cl-Cl}}\right) - \varepsilon_{\text{H-Cl}} = \frac{1}{2} \cdot 431,58 + \frac{1}{2} \cdot 239,5 - 427,61 = -92,07 \text{ kJ/mol}$$

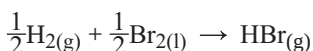
Entalpia molară de formare standard pentru HCl este $\Delta H^\circ_f \text{HCl} = -92,31 \text{ kJ/mol}$. Diferența mică dintre cele două valori se datorează folosirii energiilor de legătură în locul energiilor de disociere.

Pentru reacția:



$$\Delta H = \left(\frac{1}{2}\varepsilon_{\text{H-H}} + \frac{1}{2}\varepsilon_{\text{Br-Br}}\right) - \varepsilon_{\text{H-Br}} = \frac{1}{2} \cdot 431,58 + \frac{1}{2} \cdot 190,21 - 362 = -51,51 \text{ kJ/mol}$$

Entalpia molară de formare standard pentru acidul bromhidric este $\Delta H^\circ_f \text{HBr} = -36,2 \text{ kJ/mol}$ și corespunde reacției:



Diferența dintre cele două valori corespunde variației de entalpie în procesul de vaporizare a bromului, proces endoterm.

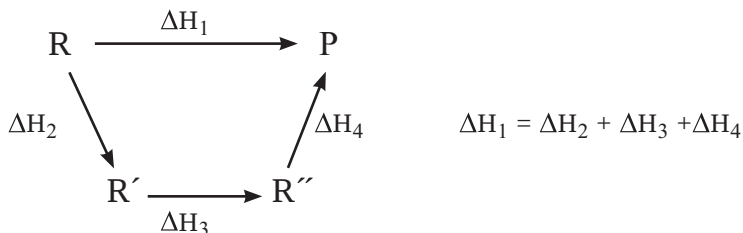
$$\Delta H_{\text{vap}} = 51,1 - 36,2 = 14,9 \text{ kJ pentru } \frac{1}{2} \text{ mol Br}_2.$$

Prin urmare, calculul variației de entalpie din energii de legătură se poate aplica pentru reacțiile care nu sunt însoțite și de alte procese în care sunt implicate energii (transformări de stări de agregare, dizolvare).

• Legea lui Hess

Căldura absorbită sau degajată într-o reacție chimică este constantă și este determinată numai de starea inițială și de starea finală a sistemului chimic, indiferent dacă transformarea are loc într-o singură etapă sau în mai multe.

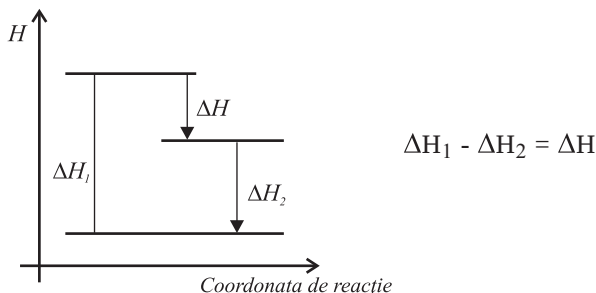
Dacă un sistem de reactanți (R) poate trece în produși de reacție (P) direct (calea 1) sau în mai multe etape (calea 2), variația de entalpie în cele două procese este aceeași.



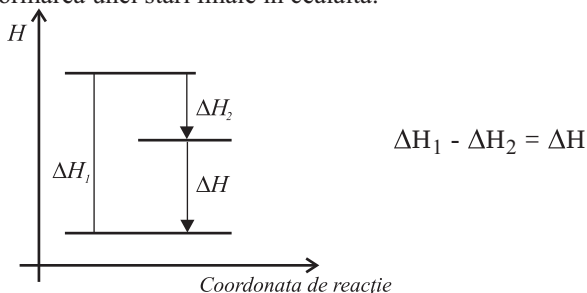
Pot fi formulate câteva consecințe ale legii lui Hess.

- În reacțiile reversibile, căldura reacției directe este egală cu căldura reacției inverse (legea Lavoisier - Laplace).

- Dacă în două reacții chimice se pornește de la două stări inițiale diferite și se ajunge la aceeași stare finală, diferența dintre căldurile de reacție ale celor două reacții reprezintă tocmai căldura absorbită sau degajată la trecerea dintr-o stare în alta.



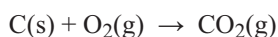
- Dacă în două reacții chimice se pornește de la aceeași stare inițială și se ajunge la două stări finale diferite, diferența dintre căldurile de reacție ale celor două reacții reprezintă tocmai variația de entalpie la transformarea unei stări finale în cealaltă.



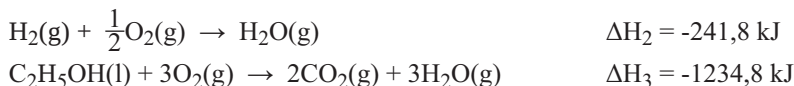
- Legea lui Hess permite calcularea entalpiilor de formare ale unor substanțe care nu se pot obține direct din elementele componente sau a căldurilor de reacție ale unor reacții care au loc în condiții dificile ce nu permit măsurarea practică a acestora.

Exemplu:

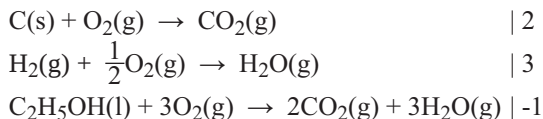
Se poate determina entalpia molară de formare standard a etanolului (C_2H_5OH), substanță care nu se poate obține prin sinteza directă din elemente, cunoscând variațiile de entalpie în următoarele reacții:



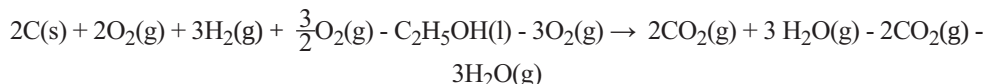
$$\Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ}$$



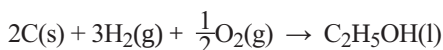
Înmulțind ecuațiile de mai sus astfel:



și adunându-le membru cu membru:



se obține ecuația:



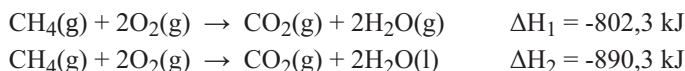
care este ecuația reacției de obținere a etanolului direct din elementele componente, caracterizată prin $\Delta H = \Delta H^\circ_{\text{fC}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})}$.

Efectuând aceleași operații cu variațiile de entalpie ΔH_1 , ΔH_2 , ΔH_3 se obține entalpia molară de formare standard a etanolului.

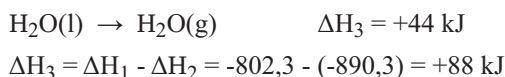
$$\Delta H^\circ_{\text{fC}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})} = 2\Delta H_1 + 3\Delta H_2 - \Delta H_3 = 2(-393,5) + 3(-241,8) - (-1234,8) = -277,6 \text{ kJ/mol.}$$

• Arderea combustibililor, numită și **combustie**, se desfășoară în mod obișnuit în condiții izobare. De aceea, căldura de combustie reprezintă variația de entalpie în procesul de ardere a unui combustibil.

Exemplu:



Apa rezultată din combustie poate fi sub formă lichidă sau sub formă de vapori. Căldura de combustie are o valoare mai mare dacă rezultă din ardere apă lichidă și o valoare mai mică dacă rezultă din ardere vapori de apă. Diferența dintre cele două călduri de combustie este căldura absorbită în procesul de vaporizare a apei lichide.



Puterea calorică a unui combustibil se exprimă prin cantitatea de căldură degajată la arderea unității de masă sau de volum a combustibilului.

De regulă, puterea calorică a combustibililor gazoși se exprimă în kJ/Nm^3 (normal metru cub, 1m^3 măsurat în condiții normale de temperatură, 0°C , și presiune, 1 atm), iar a combustibililor lichizi sau solizi în kJ/kg . Puterea calorică se poate exprima și în MJ/Nm^3 sau MJ/kg ($1 \text{ MJ} = 10^3 \text{ kJ} = 10^6 \text{ J}$).

Deoarece căldura de combustie diferă în funcție de starea de agregare a apei rezultate din reacție, se definesc două puteri calorice:

- puterea calorică superioară (Q_s), când rezultă din ardere apă în stare lichidă;
- puterea calorică inferioară (Q_i), când rezultă din ardere apă în stare gazoasă.

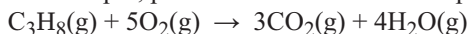
Puterea calorică se poate calcula în funcție de căldura molară de combustie standard ($\Delta H^\circ_{\text{combustie}}$), după relațiile:



$$Q = \frac{1000}{\mu} \cdot |\Delta H^{\circ}_{\text{combustie}}| \quad \text{pentru substanțele lichide și solide;}$$

$$Q = \frac{1000}{22,4} \cdot |\Delta H^{\circ}_{\text{combustie}}| \quad \text{pentru substanțele gazoase.}$$

De exemplu, puterea calorică inferioară a propanului se calculează astfel:



$$\Delta H^{\circ}_{\text{combustie}} = (3\Delta H^{\circ}_f\text{CO}_2(\text{g}) + 4\Delta H^{\circ}_f\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - (\Delta H^{\circ}_f\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\Delta H^{\circ}_f\text{O}_2(\text{g})) = [3(-393,5) + 4(-241,8)] - (-103,9) = -2044 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_i = \frac{1000}{22,4} \cdot |\Delta H^{\circ}_{\text{combustie}}| = \frac{1000}{22,4} \cdot 2044 = 91250 \text{ kJ/Nm}^3 = 91,25 \text{ MJ/Nm}^3$$

• **Căldura molară de neutralizare** sau entalpia molară de neutralizare reprezintă cantitatea de căldură degajată în reacția unui mol de ioni hidroniu (H_3O^+) cu un mol de ioni hidroxid (HO^-).



Căldura molară de neutralizare a acizilor monoprofici tari cu baze monoprofice tari, acizi și baze care în soluție apoasă diluată sunt practic total ionizate, nu depinde de natura acidului și a bazei și are o valoare constantă ($\Delta H = -57,27 \text{ kJ}$).

• **Căldura molară de dizolvare** reprezintă cantitatea de căldură degajată sau absorbită la dizolvarea unui mol de solut într-o cantitate foarte mare de solvent.

Solubilizarea sărurilor hidratate (ex. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) sau a sărurilor care nu formează hidrați stabili (ex. KNO_3) este un proces endoterm. Solubilizarea sărurilor anhidre care formează hidrați este un proces exoterm.

Exemple: $\Delta H^{\circ}_{\text{dizolvare}}(\text{CuSO}_4) = -16,43 \text{ kcal/mol}$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{dizolvare}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = +2,42 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{dizolvare}}(\text{KNO}_3) = +8,28 \text{ kcal/mol}$$

8.4 Energia în sistemele biologice

Sursa de energie a vieții pe Pământ este Soarele.

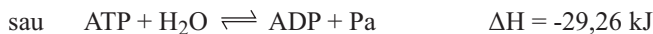
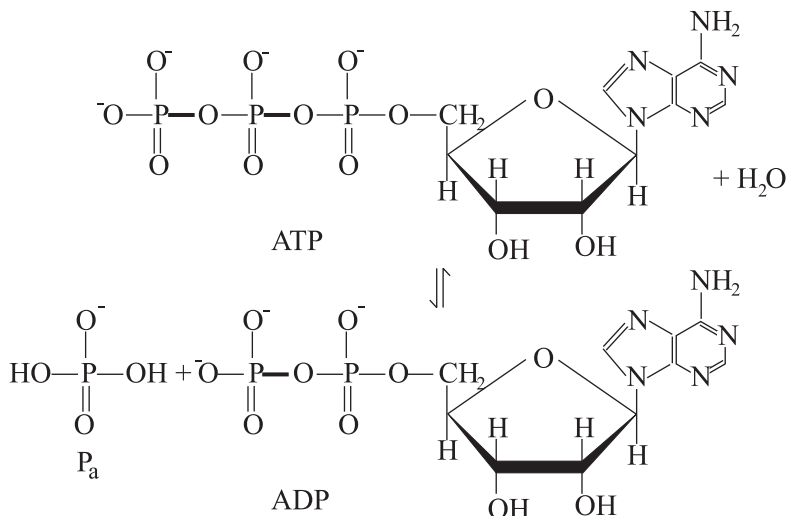
Folosind energia solară prin intermediul clorofilei, plantele sintetizează zaharidele din dioxid de carbon și apă într-un proces complex numit fotosinteză.



Zaharidele depozitate în diferite părți ale plantelor intră în hrana celorlalte viețuitoare și reprezintă principala sursă energetică a organismelor vii. Rezerva glucidică la plante este amidonul, iar la animalele superioare și la om este glicogenul depozitat în ficat și mușchi. O altă sursă de energie pentru organismele vii o reprezintă lipidele.

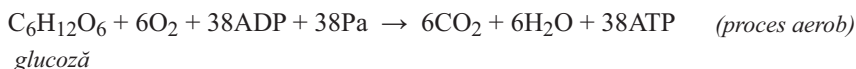
O parte din energia eliberată în procesele biochimice de degradare oxidativă a acestor substanțe energetice este înmagazinată ca energie chimică în adenzin trifosfat, un ester fosforic al adenozinei, notat ATP. Scindarea prin hidroliză a legăturilor macroergice, reprezentate prin linii îngroșate în formulele de mai jos, eliberează energia stocată care va fi absorbită în alte procese din organismele vii.

Molecula ATP-ului se scindează în adenzindifosfat (ADP) și fosfat anorganic (Pa) și se eliberează circa 29 kJ.



Invers, ATP-ul se formează din ADP printr-o serie de reacții de fosforilare, absorbind energia eliberată în procesele de degradare oxidativă a moleculelor combustibil.

La nivelul celulelor vii, glucoza poate participa la două procese de degradare: anaerobă și aerobă. Procesele sunt complexe și pot fi redactate mai simplu:



În arderile biologice, apa rezultată este în stare lichidă, iar cantitatea de energie eliberată este maximă.

8.5 Entropia și entalpia liberă.

Criterii de spontaneitate a sistemelor chimice

Principiul al II-lea al termodinamicii stabilește că un sistem termodinamic primește căldura Q_1 de la o sursă caldă cu temperatura T_1 , cedează căldura Q_2 sursei reci cu temperatura T_2 ($T_1 > T_2$) și transformă diferența ($|Q_1 - Q_2|$) în lucru mecanic.

• **Entropia (S)** este o funcție termodinamică definită în raport cu Q_2 , partea din căldura primită

de sistemul termodinamic care nu poate fi transformată în lucru mecanic ($\int_1^2 \frac{dQ_r}{T} = S_2 - S_1$ unde $Q_r = Q_2$ într-un proces reversibil).

Entropia este o măsură a capacității de evoluție a unui sistem și a gradului său de dezordine. Cu cât entropia unui sistem este mai mare, cu atât gradul său de dezordine este mai avansat și cu atât șansele sale de evoluție sunt mai restrânse. În mod spontan, un sistem termodinamic evoluează către o stare mai dezordonată, caracterizată printr-o entalpie mai mare. Prin urmare, evoluția spontană a unui sistem termodinamic se caracterizează prin $\Delta S = S_2 - S_1 > 0$.

Ordonarea unui sistem are loc cu consum de lucru mecanic și nu este un proces spontan.

Când un sistem termodinamic a atins valoarea maximă a entropiei sale, nu mai poate evolua. S-a atins starea de echilibru, caracterizată prin $\Delta S = S_2 - S_1 = 0$.



Ca și entalpia, entropia este o funcție de stare, depinde numai de starea inițială și finală a procesului și nu de drumul ales de sistem. Variația de entropie (ΔS) se calculează asemănător variației de entalpie.

$$\Delta S = S_P - S_R = \sum \nu_P S_P - \sum \nu_R S_R$$

În anexa 10 sunt indicate entropiile molare standard pentru câteva substanțe chimice.

• **Entalpia liberă (G)** este o funcție termodinamică definită în raport cu partea din căldura primită de un sistem termodinamic care poate fi valorificată sub formă de lucru mecanic. Entalpia liberă, numită și potențial termodinamic, se definește prin relația:

$$G = H - TS$$

unde H este entalpia, S este entropia și T este temperatura sistemului.

Ca și cazul celorlalte funcții termodinamice, variația entalpiei libere într-o reacție chimică este:

$$\Delta G = \sum \nu_P G_P - \sum \nu_R G_R$$

În anexa 10 sunt indicate entalpiile libere molare standard pentru câteva substanțe chimice.

Procesele spontane sunt transformările care conduc sistemul la un conținut de energie mai scăzut și la un grad de dezordine mai mare. Astfel, arderile care sunt reacții exoterme din care rezultă gaze sunt reacții spontane.

Transformările în care sistemul trece la un conținut de energie mai ridicat și devine mai ordonat nu sunt procese spontane.

Pentru procesele chimice spontane $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$, iar pentru sistemele chimice aflate în echilibru $\Delta G = 0$.

Pornind de la această condiție ($\Delta G \leq 0$ pentru reacțiile chimice spontane), sunt de discutat mai multe situații.

a) Reacțiile chimice caracterizate prin $\Delta H > 0$ (reacții endoterme) și $\Delta S < 0$ reacții care au loc cu creșterea gradului de ordonare, adică prin $\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$ nu sunt spontane.

b) Reacțiile chimice caracterizate prin $\Delta H > 0$ (reacții endoterme) și $\Delta S > 0$ (reacții care au loc cu creșterea gradului de dezordine) nu sunt spontane la temperaturi mai mici de $T = \Delta H/\Delta S$ și sunt spontane la temperaturi mai mari de $T = \Delta H/\Delta S$.

T (K)	0								$\Delta H/\Delta S$	∞
ΔH	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
ΔS	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	+	+	+	+	0	-	-	-	-	-

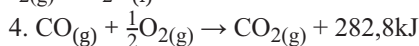
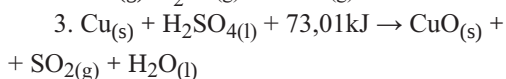
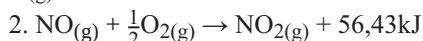
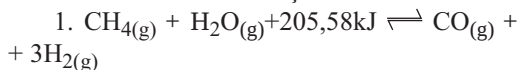
c) Reacțiile chimice caracterizate prin $\Delta H < 0$ (reacții exoterme) și $\Delta S < 0$ (reacții care au loc cu creșterea gradului de ordonare) sunt spontane la temperaturi mai mici de $T = \Delta H/\Delta S$ și nu sunt spontane la temperaturi mai mari de $T = \Delta H/\Delta S$.

T (K)	0								$\Delta H/\Delta S$	∞
ΔH	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
ΔS	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	-	-	-	-	0	+	+	+	+	+

d) Reacțiile chimice caracterizate prin $\Delta H < 0$ (reacții exoterme) și $\Delta S > 0$ (reacții care au loc cu creșterea gradului de dezordine) adică prin $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$, sunt spontane indiferent de temperatura sistemului.

PROBLEME

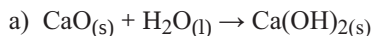
8.1. Se consideră ecuațiile termochimice:



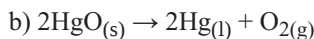
a) Identificați reacțiile chimice exoterme și reacțiile chimice endoterme.

b) Indicați pentru fiecare reacție variația de entalpie (ΔH).

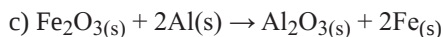
8.2. Se consideră reacțiile chimice:



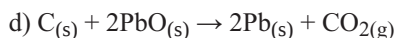
$$\Delta H = -64,7 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +182 \text{ kJ}$$



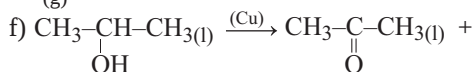
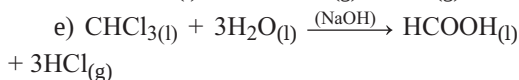
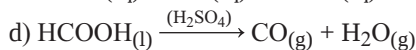
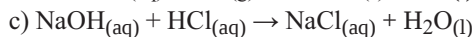
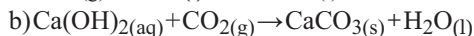
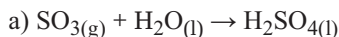
$$\Delta H = -852 \text{ kJ}$$



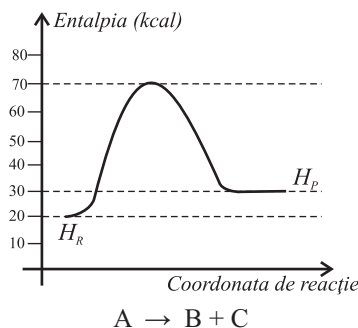
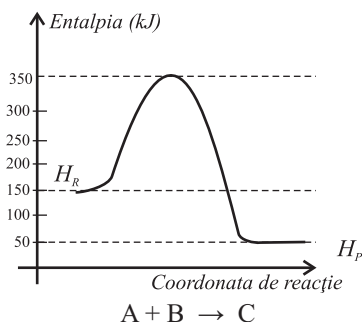
$$\Delta H = +44,5 \text{ kJ}$$

Identificați reacțiile chimice exoterme și pe cele endoterme și scrieți ecuația termochimică pentru fiecare reacție chimică.

8.3. Calculați variațiile de entalpie din entalpii molare de formare pentru reacțiile chimice de mai jos, care se desfășoară în condiții standard. Precizați dacă reacțiile sunt endoterme sau exoterme. Consultați anexa 9.

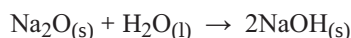


8.4. Analizați graficele de mai jos, corespunzătoare reacțiilor generale indicate sub grafice.



Pentru fiecare caz, calculați variația de entalpie, apreciați caracterul exoterm sau endoterm al reacției și scrieți ecuația termochimică.

8.5. Procesul de obținere a 320g de hidroxid de sodiu în condiții standard conform reacției:

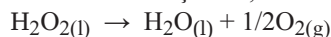


este însoțit de o variație de entalpie $\Delta H = -592,8 \text{ kJ}$.

a) Calculați variația de entalpie pentru reacția unui mol de Na_2O cu apa.

b) Calculați entalpia molară de formare standard pentru NaOH , dacă $\Delta H^\circ_f \text{Na}_2\text{O}(\text{s}) = -418 \text{ kJ/mol}$ și $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

8.6. Procesul de descompunere în condiții standard a apei oxigenate din 272 g de soluție apoasă de concentrație 5%, conform ecuației:



este însoțit de variația de entalpie $\Delta H = -39,52 \text{ kJ}$.

a) Calculați variația de entalpie pentru reacția de descompunere a unui mol de apă oxigenată.



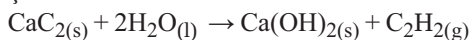
APLICAȚII

b) Calculați entalpia molară de formare standard a apei oxigenate, cunoscând $\Delta H^{\circ}_f \text{H}_2\text{O(l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

c) Calculați variația de entalpie ce însoțește descompunerea apei oxigenate din 340 g de soluție apoasă de concentrație 3%.

d) Calculați concentrația procentuală a soluției de apă oxigenată cu masa de 170 g, știind că descompunerea apei oxigenate din această soluție este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H = -49,4 \text{ kJ}$.

8.7. Acetilena (C_2H_2) se poate obține prin reacția dintre carbid (CaC_2) și apă conform ecuației:

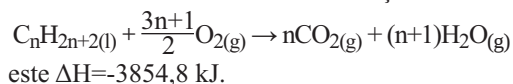


S-a introdus în reacție o probă de carbid tehnic cu masa de 160 g și s-a înregistrat variația de entalpie $\Delta H = -254 \text{ kJ}$.

a) Calculați variația de entalpie în reacția unui mol de carbid cu apa. Consultați anexa 9.

b) Calculați puritatea carbidului, exprimată în procente de masă.

8.8. Variația entalpiei în reacția de combustie a unui mol de n-alcan conform ecuației:



a) Identificați n-alcanul, cunoscând $\Delta H^{\circ}_f \text{C}_n\text{H}_{2n+2}(\text{l}) = -198,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^{\circ}_f \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^{\circ}_f \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

b) Calculați cantitatea de căldură degajată la arderea a 430 g de n-alcan.

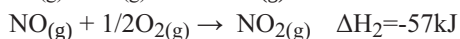
c) Calculați masa de apă care ar putea fi încălzită de la 10°C la 80°C cu căldura calculată la punctul b, dacă au loc pierderi de căldură de 20% ($c_{\text{apă}} = 4,184 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$).

8.9. Se consideră reacțiile chimice, desfășurate în condiții standard:

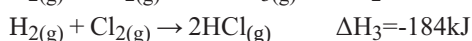


Determinați variația de entalpie corespunzătoare procesului de sublimare a 50,8 g de iod.

8.10. Determinați entalpia molară de formare standard a dioxidului de azot (NO_2), dacă se cunosc variațiile de entalpie în următoarele reacții:



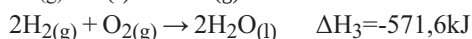
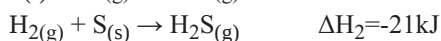
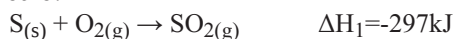
8.11. Se cunosc variațiile de entalpie în următoarele reacții, desfășurate în condiții standard:



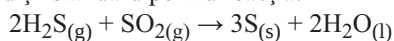
a) Determinați variația de entalpie în reacția de descopunere a 321 g de clorură de amoniu (NH_4Cl).

b) Determinați entalpia molară de formare standard a clorurii de amoniu (NH_4Cl).

8.12. Se cunosc variațiile de entalpie în următoarele reacții desfășurate în condiții standard:



a) Determinați variația de entalpie în condiții standard pentru reacția:

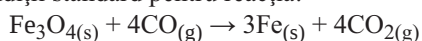


b) Calculați variația de entalpie corepunzătoare obținerii a 1,6 kg de sulf.

8.13. Se cunosc variațiile de entalpie în următoarele reacții desfășurate în condiții standard:

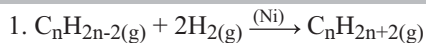


a) Determinați variația de entalpie în condiții standard pentru reacția:

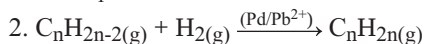


b) Determinați masa de fier care se poate obține dacă din reacția de mai sus se degajă 6800 kcal.

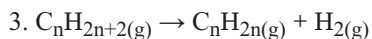
8.14. Se cunosc variațiile de entalpie în următoarele reacții desfășurate în condiții standard:



$$\Delta H_1 = -312 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = -175 \text{ kJ}$$



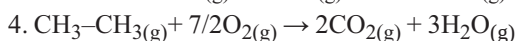
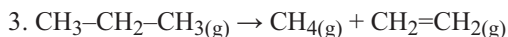
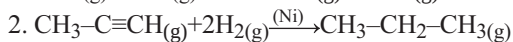
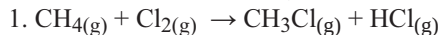
$$\Delta H_3$$

a) Determinați variația de entalpie ΔH_3 . Exprimați valoarea ei în kJ și kcal.

b) Identificați compușii organici din reacțiile de mai sus, știind că pentru obținerea a 112 kg de C_nH_{2n} conform ecuației 3 sunt necesari $548 \cdot 10^3$ kJ.

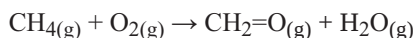
c) Identificați caracterul exoterm sau endoterm pentru fiecare dintre cele trei reacții și scrieți ecuațiile lor termochimice.

8.15. Se consideră reacțiile:



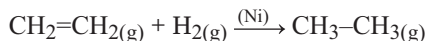
Calculați pentru fiecare reacție variația de entalpie folosind energiile de legătură. Consultați anexa 6.

8.16. Pentru reacția de obținere a aldehydei formice prin oxidarea parțială a metanului conform ecuației:



calculați variația de entalpie din entalpii molare de formare standard și din energii de legătură. Explicați diferența dintre valorile găsite. Consultați anexele 9 și 6.

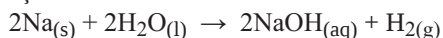
8.17. Adiția hidrogenului la etenă în condiții standard conform ecuației:



se caracterizează prin $\Delta H = -124$ kJ.

Considerând următoarele energii de legătură: $\varepsilon_{\text{H-H}} = 436$ kJ/mol, $\varepsilon_{\text{C-C}} = 348$ kJ/mol, $\varepsilon_{\text{C-H}} = 413$ kJ/mol, determinați energia legăturii $\text{C}=\text{C}$.

8.18. Se consideră reacția desfășurată în condiții standard:



Calculați:

a) variația de entalpie pentru această reacție în condiții standard;

b) lucrul mecanic de expansiune efectuat de gazul degajat;

c) variația energiei interne a sistemului și explicați sensul acestei variații.

Se cunosc: $\Delta H^\circ_{\text{fNaOH(aq)}} = -470,1$ kJ/mol,

$\Delta H^\circ_{\text{fH}_2\text{O(g)}} = -285,8$ kJ/mol, $R = 8,31$ kJ/kmolK = 8,31 J/molK.

8.19. Se consideră reacția de descompunere a carbonatului de calciu la presiunea de 1 atm și temperatura de 927°C , conform ecuației:



La presiunea de 1 atm și altă temperatură decât temperatura standard, variația de entalpie se calculează după relația:

$$\Delta H^\circ_{\text{T}} = \Delta H^\circ_{298} + \Delta \overline{C^\circ_{\text{P}}} (\text{T} - 298)$$

unde:

$\Delta H^\circ_{\text{T}}$ = este variația de entalpie a reacției la temperatura T;

ΔH°_{298} = variația de entalpie a reacției la 298K (25°C);

$\Delta \overline{C^\circ_{\text{P}}}$ = variația capacității calorice a sistemului chimic, calculată după relația:

$$\Delta \overline{C^\circ_{\text{P}}} = \sum \nu_{\text{P}} \cdot \overline{C^\circ_{\text{P}}}_{\text{P}} - \sum \nu_{\text{R}} \cdot \overline{C^\circ_{\text{P}}}_{\text{R}}$$

T = temperatura sistemului chimic.

Calculați variația de entalpie pentru reacția de mai sus cunoscând: $\Delta H^\circ_{\text{fCaCO}_3(\text{s})} = -1206$ kJ/mol, $\Delta H^\circ_{\text{fCaO}(\text{s})} = -635,1$ kJ/mol, $\Delta H^\circ_{\text{fCO}_2(\text{g})} = -393,5$ kJ/mol, $\overline{C^\circ_{\text{PCaCO}_3(\text{s})}} = 113,8$ J/mol·K, $\overline{C^\circ_{\text{PCaO}(\text{s})}} = 51,09$ J/mol·K, $\overline{C^\circ_{\text{PCO}_2(\text{g})}} = 48,53$ J/mol·K.

8.20. Calculați puterea calorică superioară și inferioară pentru:

a) n-butan, exprimată în kJ/N·m³ și MJ/N·m³;

b) n-hexan, exprimată în kJ/kg și MJ/kg;

c) metanol, exprimată în kJ/kg și kcal/kg.

Consultați anexa 9.

8.21. Calculați puterea calorică a propanului exprimată în kJ/N·m³ și kcal/kg, știind că la arderea a 880 g de propan se degajă 40880 kJ (apa degajată este în stare de vapori).



8.22. Consumul de gaz metan pentru o locuință într-o lună este de 180 m^3 (c.n.). Cunoșcând puterile calorice: $Q_{\text{CH}_4} = 35816 \text{ kJ/N} \cdot \text{m}^3$, $Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 118616 \text{ kJ/N} \cdot \text{m}^3$ și $Q_{\text{motorină}} = 43,1 \text{ MJ/kg}$, calculați volumul (c.n.) de butan și masa de motorină care s-ar consuma dacă în loc de metan s-ar utiliza butan sau motorină.

8.23. Considerând că într-o butelie de aragaz se află un amestec echimolecular de propan și n-butan, calculați masa de gaz combustibil necesară preparării a 50 L de apă caldă menajeră, considerând că apa se încălzește de la 15°C la 45°C și că sunt pierderi de căldură de 20% . Se cunosc: $Q_{\text{C}_3\text{H}_8} = 46450,68 \text{ kJ/kg}$; $Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 45833,44 \text{ kJ/kg}$, $\rho_{\text{apă}} = 1 \text{ kg/L}$, $c_{\text{apă}} = 4,184 \text{ kJ/g} \cdot \text{grad}$.

8.24. O bucată de cupru cu masa de 915 g se încălzește de la 10°C la 175°C . Cantitatea de căldură necesară încălzirii cuprului se obține prin arderea în condiții standard a unui amestec de propan și n-butan.

Considerând că numai 80% din căldura degajată la ardere este folosită pentru încălzirea bucății de cupru și cunoscând variațiile de entalpie în reacțiile de combustie în condiții standard cu formare de vapori de apă: $\Delta H^\circ_{\text{combC}_3\text{H}_8} = -2043,87 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{\text{combC}_4\text{H}_{10}} = -2658,34 \text{ kJ/mol}$, căldura specifică a cuprului $c_{\text{Cu}} = 0,39 \text{ kJ/Kg} \cdot \text{K}$ și că s-au ars $1,6 \text{ g}$ de amestec combustibil, determinați raportul molar $\text{C}_3\text{H}_8:\text{C}_4\text{H}_{10}$ din amestec.

8.25. Despre un n-alcan A se cunosc următoarele informații:

- are $\Delta H^\circ_f = -126 \text{ kJ/mol}$;

- prin arderea în condiții standard a $11,2 \text{ m}^3$ (c.n.) de n-alcan A se degajă $1328499,2 \text{ kJ}$, apa rezultată din reacție fiind în stare de vapori.

a) Identificați n-alcanul A, cunoscând $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 = -393,5 \text{ kJ/mol}$ și $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O(g)} = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

b) Calculați variația de entalpie în procesul de izomerizare a 10 mol de n-alcan A, cunoscând că în amestecul de reacție cei doi alcani se află în raport molar A:B = 1:4, B fiind izomerul de

catenă a lui A, și că pentru B $\Delta H^\circ_{\text{comb}} = -2651,4 \text{ kJ/mol}$.

8.26. Se amestecă 250 mL de soluție de HCl de concentrație $0,2 \text{ M}$ cu cantitatea stoichiometrică de NaOH de concentrație $0,5 \text{ M}$.

a) Calculați volumul de soluție de NaOH necesar reacției.

b) Calculați cantitatea de căldură degajată din reacția de neutralizare, exprimată în J și cal. ($\Delta H_{\text{neutralizare}} = -57,27 \text{ kJ/mol}$)

8.27. Prin amestecarea a 200 mL de soluție de KOH cu 400 mL de soluție de HNO_3 se degajă $4581,6 \text{ J}$. Calculați concentrațiile molare ale celor două soluții, știind că ambii reactanți se consumă total. ($\Delta H_{\text{neutralizare}} = -57,27 \text{ kJ/mol}$)

8.28. Se amestecă 198 mL de soluție de HCl de concentrație $5,4\%$ și densitate $\rho = 1,025 \text{ g/mL}$ cu 403 g de soluție de KOH de concentrație $1,6 \text{ M}$ și densitate $\rho = 1,074 \text{ g/cm}^3$.

a) Calculați cantitatea de căldură degajată din reacție. ($\Delta H_{\text{neutralizare}} = -57,27 \text{ kJ/mol}$)

b) Calculați care va fi temperatura soluției finale, considerând că toată cantitatea de căldură degajată din reacție conduce la încălzirea soluției ($c_{\text{soluție}} = 4,184 \text{ J/g} \cdot \text{K}$) și că cele două soluții inițiale au temperatura de 25°C .

8.29. Determinați căldura molară de dizolvare a clorurii de amoniu (NH_4Cl) în apă, dacă se cunoaște că la dizolvarea a 107 g NH_4Cl în 1000 g de apă în condiții standard, temperatura soluției obținute a scăzut cu $6,6^\circ$. Se consideră căldura specifică a soluției $c = 4,184 \text{ J/g} \cdot \text{K}$.

8.30. Se dizolvă $124,32 \text{ g}$ de KOH într-o cantitate de apă distilată ce conține 111 mol , în condiții standard. Știind că variația de entalpie în procesul de dizolvare este $\Delta H = -28,83 \text{ kcal}$, determinați:

a) căldura molară de dizolvare a KOH (kcal/mol și kJ/mol);

b) ce se întâmplă cu temperatura soluției, dacă soluția are $c = 4,184 \text{ J/g} \cdot \text{K}$ și nu sunt pierderi de căldură în afara soluției.

8.31. La obținerea a 500 mL de soluție de

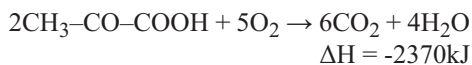
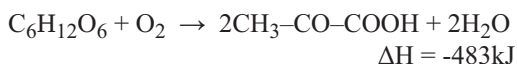
acid sulfuric (H_2SO_4) se degajă 10,4166 kJ.

a) Calculați concentrația molară a soluției, știind că entalpia molară de dizolvare standard pentru H_2SO_4 este $\Delta H = -74,94$ kJ/mol;

b) Calculați masa de apă utilizată la prepararea soluției dacă în soluția considerată raportul molar $\text{H}_2\text{O}:\text{H}_2\text{SO}_4 = 200:1$.

c) Calculați densitatea soluției.

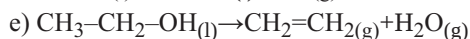
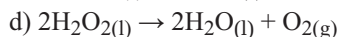
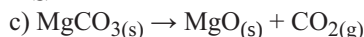
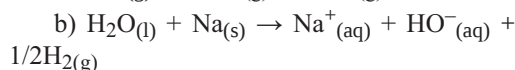
8.32. Principalele etape în degradarea aerobă a glucozei la CO_2 și H_2O sunt:



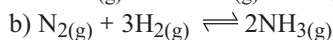
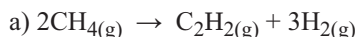
Știind că unei legături macroergice din ATP îi corespunde o energie chimică de aproximativ 7 kcal și că randamentul de înmagazinare a energiei în ATP este de aproximativ 39%

determinați raportul molar glucoză:ATP în degradarea aerobă a glucozei.

8.33. Pentru fiecare dintre reacțiile indicate mai jos, calculați variația de entalpie liberă (ΔG) în condiții standard și apreciați dacă reacția este spontană sau nu la 25°C . Consultați anexa 10.



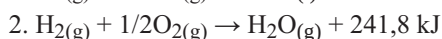
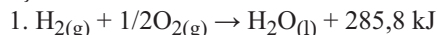
8.34. Determinați intervalul de temperatură pe care sunt spontane reacțiile de mai jos. Consultați anexele 10 și 9.



Teste tip



8.35. Referitor la reacțiile desfășurate în condiții standard:



nu este corectă afirmația:

a) ambele reacții sunt exoterme;

b) variațiile de entalpie sunt $\Delta H = -285,8$ kJ (reacția 1) și $\Delta H = -241,8$ kJ (reacția 2);

c) vaporizarea în condiții standard a doi moli de apă lichidă este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H = +88$ kJ;

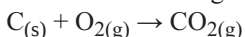
d) condensarea în condiții standard a 36 g de apă este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H = +88$ kJ;

e) entalpiile molare de formare standard pentru apă sunt: $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$ kJ, $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$ kJ.

8.36. Reacția de descompunere a unui mol de CaCO_3 la temperatura de 927°C și presiunea de 1 atm conform ecuației:



este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H_1 = +164,6$ kJ, iar combustia în condiții standard a unui mol de grafit conform ecuației:



este însoțită de o variație de entalpie $\Delta H_2 = -393,5$ kJ.

Referitor la reacțiile de mai sus este corectă afirmația:

a) ambele reacții sunt exoterme;

b) dacă se ard 300 kg de cărbuni ce conțin 80% grafit se pot descompune minimum 5976,6 kg de calcar de puritate 80%;

c) este valabilă relația $|\Delta H_1| = 2,39|\Delta H_2|$;

d) considerând că 50% din căldura degajată la arderea a 300 kg de cărbune ce conține 80% grafit este utilizată la descompunerea carbonatului de calciu, se degajă în cele două reacții 43,9 kmol de CO_2 ;

e) nicio variantă nu este corectă.

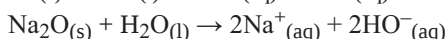
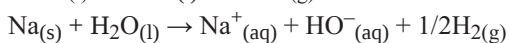
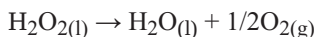
8.37. Într-un pahar Berzelius se introduc 340g de soluție de apă oxigenată de concentrație 5% și o bucată de sodiu tehnic cu masa de 19,25g



ce conține 7,75g de Na_2O . Inițial temperatura amestecului este de 25°C . Se consideră că nu se pierde căldură în afara soluției.

Se cunosc: $\Delta H^\circ_{\text{fH}_2\text{O}(\text{l})} = -187 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{fH}_2\text{O}(\text{l})} = -285,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{\text{fNa}^+(\text{aq})} = -239,6 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{\text{fHO}^-(\text{aq})} = -230 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{\text{fNa}_2\text{O}(\text{s})} = -418 \text{ kJ/mol}$, $\lambda_{\text{topire apă}} = 2260 \text{ J/g}$.

Cunoscând că au loc reacțiile chimice:



referitor la experimentul indicat nu este corectă afirmația:

- toate reacțiile sunt exoterme;
- căldura degajată din reacțiile exoterme nu este suficientă pentru a aduce soluția finală la fierbere, considerând că soluția finală fierbe la 100°C și are căldura specifică $c=4,184 \text{ J/g}\cdot\text{grad}$;
- în soluția finală se află $0,75 \text{ mol Na}^+$;
- soluția finală este o soluție de NaOH de concentrație $9,26\%$;
- în soluția finală se află mai puțin de $320,75\text{g}$ de apă.

8.38. Se consideră că se arde un mol de acetilenă (C_2H_2) și un mol de propan (C_3H_8). Procesele de combustie se desfășoară în condiții standard. Apa rezultată din reacție este în stare gazoasă.

Referitor la aceste procese de combustie este corectă afirmația (consultați anexa 9):

- puterea calorică a acetilenei este mai mare decât puterea calorică a propanului;

- combustia acetilenei are loc cu micșorarea numărului de moli de gaz și cu micșorarea entropiei;

- combustia propanului are loc cu mărirea numărului de moli de gaz și cu micșorarea entropiei;

- pentru a se degaja aceeași cantitate de energie ca la arderea unui mol de propan trebuie să se ardă cel mult $1,5 \text{ mol}$ de acetilenă;

- puterea calorică a acetilenei este $56,06 \text{ kJ/N}\cdot\text{m}^3$ și a propanului $91,24 \text{ kJ/N}\cdot\text{m}^3$.

8.39. Sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- căldura de reacție pentru o reacție care se desfășoară în condiții izocore este egală cu variația de entalpie a sistemului chimic;
- pentru reacțiile în fază gazoasă care au loc fără variația numărului de moli sunt valabile relațiile: $\Delta V=0$ și $\Delta H=\Delta U$;
- entalpia molară de formare standard a unei substanțe reprezintă variația de entalpie în reacția de obținere în condiții standard a unui mol de substanță direct din elemente componente;
- variația de entalpie într-o reacție chimică este constantă și este determinată numai de starea inițială și de starea finală a sistemului chimic, indiferent dacă transformarea are loc într-o singură etapă sau în mai multe;
- cantitatea de căldură degajată sau absorbită la dizolvarea unui mol de solut într-o cantitate foarte mare de solvent reprezintă căldura molară de dizolvare.



Teste tip

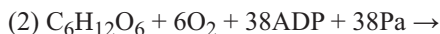
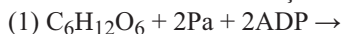
8.40. Referitor la căldura molară de neutralizare, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:.

- a) cantitatea de căldură degajată în reacția dintre un mol de ioni H_3O^+ și un mol de ioni HO^- reprezintă entalpia molară de neutralizare;
- b) căldura molară de neutralizare este

constantă indiferent de concentrația soluției acidului sau a bazei care reacționează și indiferent de tăria acestora;

- c) căldura molară de neutralizare este constantă și nu depinde de natura acidului și a bazei în cazul soluțiilor diluate de acizi monoprotici tari și baze monoprotice tari.

8.41. Se consideră reacțiile biochimice.



Referitor la aceste reacții biochimice, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) ambele procese sunt anaerobe;

..... b) în ambele procese de degradare oxidativă a glucozei, energia eliberată este înmagazinată în moleculele de ATP;

..... c) apa rezultată din procesul de degradare oxidativă aerobă a glucozei este în stare lichidă.

8.42. Se consideră reacția de dehidrogenare a etanolului:



Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile (consultați anexele 9 și 6):

..... a) variația de entalpie calculată din energii de legătură are valoarea $\Delta H = +124 \text{ kJ}$;

..... b) variația de entalpie calculată din entalpii molare de formare standard are valoarea $\Delta H = +137 \text{ kJ}$;

..... c) diferența dintre cele două valori este determinată de folosirea energiilor de legătură în loc de energii de disociere.

8.43. Puterile calorice ale metanului sunt: $Q_i = 35,81 \text{ MJ/N} \cdot \text{m}^3$ și $Q_s = 39,74 \text{ MJ/N} \cdot \text{m}^3$.

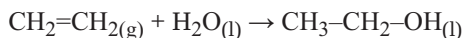
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) la combustia unui metru cub de metan măsurat în condiții normale de temperatură și presiune se degajă $35,81 \text{ MJ}$ dacă apa rezultată din reacție este lichidă;

..... b) la combustia unui metru cub de metan măsurat în condiții normale de temperatură și presiune se degajă $39,74 \text{ MJ/N} \cdot \text{m}^3$ dacă apa rezultată din reacție este gazoasă;

..... c) diferența dintre puterile calorice este datorată vaporizării apei rezultate din reacție.

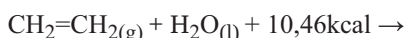
8.44. Se consideră reacția chimică:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile (consultați anexa 9):

..... a) variația de entalpie în condiții standard are valoarea $\Delta H = -10,46 \text{ kcal}$;

..... b) reacția este endotermă și are ecuația termochimică;



..... c) la obținerea a 230 g de etanol se degajă din reacție 219 kJ .



9

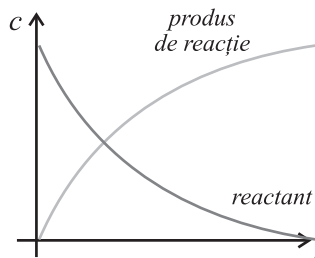
Noțiuni de cinetică chimică

9.1. Viteza de reacție

• Cinetica chimică este domeniul chimiei care se ocupă cu studiul desfășurării în timp a reacțiilor chimice.

• Ca și alte procese care se desfășoară în timp, reacțiile chimice sunt caracterizate prin viteză, numită viteză de reacție.

În cinetică, viteza de reacție se exprimă în raport cu o mărime care variază odată cu desfășurarea reacției și anume concentrația reactanților sau a produșilor de reacție. Pe măsură ce reacția se desfășoară, reactanții se consumă și concentrația lor scade. În același timp, se formează produșii de reacție, a căror concentrație crește (vezi graficul 9.1.).



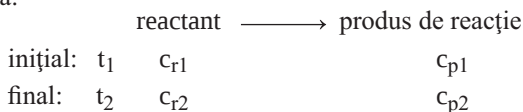
Graficul 9.1. Variația concentrației unui reactant și a unui produs de reacție în funcție de timp

Viteza medie de reacție pe un interval de timp Δt este definită de relația:

$$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$
 și reprezintă variația concentrației unui reactant sau a unui produs de reacție în unitatea de timp.

În definirea vitezei de reacție se utilizează concentrația molară, iar unitatea de măsură pentru viteza de reacție este: $[v] = \frac{\text{mol/L}}{\text{s}} = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ sau $\text{mol/L} \cdot \text{min}$ sau $\text{mol/L} \cdot \text{h}$ ($\text{h} = \text{oră}$), în funcție de unitatea de măsură în care se exprimă timpul.

Se consideră schema:



unde: c_{r1} și c_{r2} sunt concentrațiile molare ale reactantului la momentul t_1 și respectiv t_2 , iar c_{p1} și c_{p2} sunt concentrațiile molare ale produsului de reacție la momentul t_1 și respectiv t_2 .

Viteza medie de reacție poate fi exprimată în funcție de concentrația molară a reactantului ($\bar{v}_r$) sau în funcție de concentrația molară a produsului de reacție ($\bar{v}_p$).

$$\bar{v}_r = \frac{\Delta c_r}{\Delta t} = \frac{c_{r2} - c_{r1}}{t_2 - t_1} < 0$$

$\bar{v}_r < 0$ pentru că $c_{r1} > c_{r2}$ (concentrația reactantului scade în timp).

$$\bar{v}_p = \frac{\Delta c_p}{\Delta t} = \frac{c_{p2} - c_{p1}}{t_2 - t_1} > 0$$

$\bar{v}_p > 0$ pentru că $c_{p1} < c_{p2}$ (concentrația produsului de reacție crește în timp).

Pentru ca viteza de reacție să fie întotdeauna pozitivă, viteza medie de reacție exprimată în funcție de concentrația reactantului se calculează conform relației: $\bar{v}_r = -\frac{\Delta c_r}{\Delta t}$.

Pentru reacția de descompunere a pentaoxidului de diazot (N_2O_5) conform ecuației:



se cunosc datele:

timp (h)	0	1	2	3	4	5	6
$c_{N_2O_5}$ (mol/L)	1,4	1,08	0,8	0,58	0,42	0,34	0,26
c_{NO_2} (mol/L)	0	0,64	1,2	1,64	1,96	2,12	2,28

Pe intervalul 1-2 ore, viteza medie de reacție în funcție de concentrația reactantului (N_2O_5) este:

$$\bar{v}_{N_2O_5} = -\frac{\Delta c_{N_2O_5}}{\Delta t} = -\frac{0,8-1,08}{2-1} = 0,28 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

Pe același interval de timp, viteza medie de reacție în funcție de concentrația unui produs de reacție (NO_2) este:

$$\bar{v}_{NO_2} = \frac{\Delta c_{NO_2}}{\Delta t} = \frac{1,2-0,64}{2-1} = 0,56 \text{ mol/L}\cdot\text{h}$$

Comparând valorile celor două viteze de reacție se verifică relația:

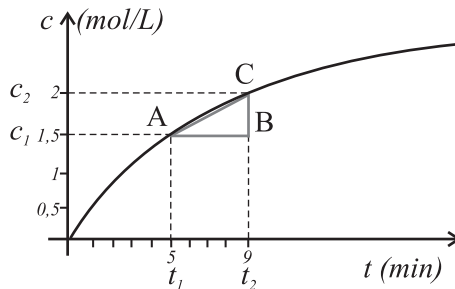
$$\frac{\bar{v}_{N_2O_5}}{\text{coeficientul pentru } N_2O_5} = \frac{\bar{v}_{NO_2}}{\text{coeficientul pentru } NO_2} \text{ sau } \frac{0,28}{2} = \frac{0,56}{4} = 0,14.$$

Pentru o reacție chimică de tipul: $aA + bB \rightarrow cC + dD$ este valabilă relația:

$$\frac{\bar{v}_A}{a} = \frac{\bar{v}_B}{b} = \frac{\bar{v}_C}{c} = \frac{\bar{v}_D}{d}.$$

• Viteza medie de reacție pe un anumit interval de timp se poate determina și din graficul variației concentrației în funcție de timp. De exemplu, din graficul 9.2., care indică variația concentrației unui produs de reacție în timp, se observă că: $\overline{AB} = t_2 - t_1$ și $\overline{BC} = C_2 - C_1$ și

$$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \frac{\overline{BC}}{\overline{AB}} = \frac{2-1,5}{9-5} = \frac{0,5}{4} = 0,125 \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

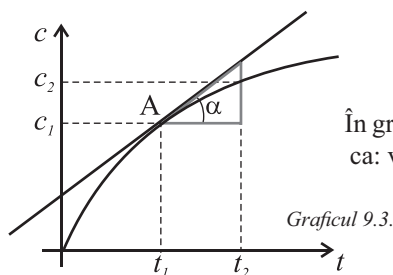


Graficul 9.2.

Dacă intervalul de timp $t_2 - t_1$ este foarte mic, viteza medie de reacție pe acest interval se



apropie de viteza la un moment dat: $v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{dc}{dt}$.



În graficul 9.3. se observă că viteza la momentul t_1 poate fi calculată ca: $v = \tan \alpha$ (panta dreptei este tangentă la grafic în punctul A).

- În funcție de viteza de reacție, reacțiile chimice se clasifică în:
 - reacții rapide (timp de reacție foarte scurt, câteva secunde);
 - reacții cu viteză moderată (timp de reacție relativ scurt, câteva minute);
 - reacții lente (timp de reacție mai lung, câteva ore sau zile).

Unele reacții chimice au viteze foarte mari și sunt instantanee. Viteza este determinată practic de viteza cu care reactanții difuzează spre a veni în contact, după care reacționează imediat. Reacții rapide sunt reacțiile dintre ioni, reacțiile dintre acizi și baze.

Alte reacții decurg cu viteză mică. Acestea sunt de obicei reacții în care se desfac sau se formează legături covalente.

Legăturile covalente se desfac mai greu și moleculele respective prezintă o anumită inerție chimică.



9.2. Teoria complexului activat

Desfășurarea unei reacții chimice implică o redistribuire a legăturilor chimice între anumiți atomi. Se desfac legăturile chimice dintre unii atomi, proces endoterm și se formează noi legături chimice între atomii respectivi, proces exoterm.

Teoria complexului activat susține că redistribuirea legăturilor chimice are loc în momentul ciocnirii particulelor reactante. Însă, nu toate ciocnirile dintre particulele reactante sunt eficace, adică nu se asigură redistribuirea legăturilor chimice și formarea produșilor de reacție ori de câte ori particulele reactante se ciocnesc. Ca o ciocnire să fie eficace trebuie să îndeplinească mai multe condiții.

În primul rând trebuie să se asigure energia necesară desfacerii legăturilor dintre unii atomi. În momentul ciocnirii a două particule reactante se formează o asociație moleculară temporară, numită stare de tranziție sau complex activat. O parte din energia cinetică a particulelor reactante se transformă, în momentul ciocnirii, în energia potențială a complexului activat. Acesta este o stare de energie maximă a sistemului format din cele două particule reactante și energia lui este mai mare decât energia fiecărei particule în parte. Complexul activat este instabil și se desface imediat și spontan fie în componentele inițiale, fie în produșii de reacție.

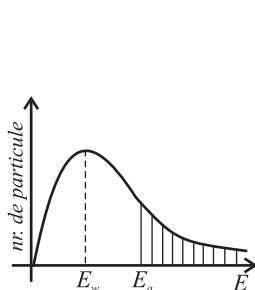
Dacă energia potențială a complexului activat nu este suficient de mare pentru a asigura redistribuirea legăturilor, acesta se desface în componentele inițiale și ciocnirea nu a fost eficace.

Dacă energia potențială a complexului activat este suficient de mare și poate să asigure redistribuirea legăturilor, acest proces are loc și complexul activat se desface în produșii de reacție, iar ciocnirea a fost eficace. Ca o ciocnire să fie eficace, complexul activat trebuie să treacă o „barieră” energetică. Aceasta este condiția energetică a unei ciocniri eficace.

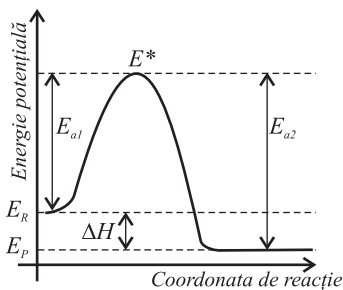
Energia cinetică minimă pe care trebuie să o posedă particulele reactante pentru a da ciocniri eficace se numește energie de activare și se notează cu E_a .

Particulele care au energii cinetice cel puțin egale cu energia de activare sunt particule activate. Numai ciocnirile dintre particulele activate pot fi ciocniri eficace.

Într-un sistem chimic format din particulele reactante, la o anumită temperatură, majoritatea particulelor au o anumită energie, E_w , numită energia cea mai probabilă (vezi graficul 9.4).

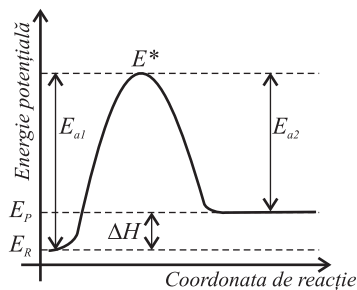


Graficul 9.4.



$\Delta H = E_P - E_R < 0$ (reacție exotermă)

Graficul 9.5.



$\Delta H = E_P - E_R > 0$ (reacție endotermă)

Graficul 9.6.

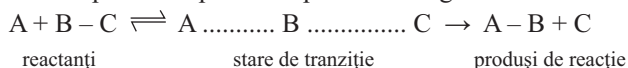
Numărul de molecule care au energii mai mici sau mai mari decât această valoare este mic. Numărul de molecule care au energie mai mare decât energia de activare și care pot suferi ciocniri eficace este mic (zona hașurată din graficul 9.4).

Particulele reactante au o energie potențială medie E_R . În timpul apropierii particulelor în vederea realizării complexului activat, o parte din energia lor cinetică se transformă în energie potențială, pentru că se efectuează un lucru pentru învingerea repulsiilor electrostatice dintre norii electronici externi ai particulelor care se ciocnesc. În felul acesta energia potențială a sistemului crește, E^* fiind energia complexului activat. Complexul activat se descompune în produșii de reacție cu energia potențială medie E_P . Energia de activare este tocmai energia consumată pentru învingerea repulsiilor electrostatice în timpul apropierii particulelor reactante și poate fi calculată cu relația: $E_a = E^* - E_R$.

În graficele 9.5 și 9.6 E_{a1} și E_{a2} sunt energiile de activare în reacția directă (E_{a1}) și în reacția inversă (E_{a2}). Se observă că energia de activare în reacția exotermă este mai mică decât energia de activare în reacția endotermă.

Căldura de reacție (ΔH) este independentă de energia de activare.

Teoria complexului activat consideră că un rol determinant în redistribuirea legăturilor îl are procesul exoterm de formare a noii legături. Energia degajată în acest proces este absorbită pentru desfacerea vechii legături, procesele de formare și de scindare ale legăturilor având loc simultan în starea de tranziție. Procesul poate fi reprezentat prin schema generală:



Se observă că A trebuie să se apropie de B și nu de C pentru a asigura realizarea reacției. De aceea, o altă condiție ca o ciocnire să fie eficace este ca particulele reactante să aibă o orientare favorabilă în momentul ciocnirii, astfel încât să asigure apropierea în spațiu a atomilor între care se realizează noile legături. Această condiție reprezintă condiția geometrică pentru ca o ciocnire să fie eficace. Particulele reactante simple, de exemplu molecule de tipul A_2 , ionii, îndeplinesc mai ușor această condiție decât moleculele cu structură complexă, de exemplu moleculele organice.



Numărul de ciocniri eficace este mai mare dacă energia de activare este mai mică, dacă numărul particulelor reactante activate este mai mare și dacă particulele reactante au o structură simplă.

Viteza de reacție depinde de numărul de ciocniri eficace. Cu cât au loc mai multe ciocniri eficace într-o unitate de timp cu atât viteza de reacție este mai mare.

9.3. Influența concentrației asupra vitezei de reacție

• Creșterea concentrației unui reactant înseamnă creșterea numărului de moli de reactant din unitatea de volum adică mărirea numărului de particule reactante. În consecință, numărul de ciocniri dintre particulele reactante în unitatea de timp va fi mai mare și proporțional va crește și numărul de ciocniri eficace. Un număr mai mare de ciocniri eficace în unitatea de timp înseamnă o viteză de reacție mai mare.

Prin urmare, creșterea concentrației reactanților determină creșterea vitezei de reacție.

Pentru o reacție de forma:



dependența vitezei de reacție de concentrația reactanților se exprimă matematic prin relația:

$$v = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}, \text{ numită legea vitezei de reacție,}$$

unde: v = viteza de reacție;

k = factor de proporționalitate, numit constanta de viteză;

$[A]$, $[B]$ = concentrațiile molare ale reactanților A și B;

n_A , n_B = ordinele parțiale de reacție în raport cu A și respectiv B.

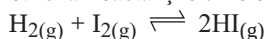
Ordinul de reacție în raport cu un reactant arată în ce manieră variază viteza de reacție cu variația concentrației aceluși reactant. De exemplu, dacă $n_A = 1$, viteza de reacție variază direct proporțional cu concentrația reactantului A ($v = k[A]$), adică de câte ori crește concentrația reactantului A de atâtea ori crește și viteza de reacție.

Ordinul total de reacție, notat cu n , se obține prin însumarea ordinelor parțiale de reacție: $n_A + n_B = n$. Ordinul de reacție nu este întotdeauna un număr întreg. Multe reacții în fază gazoasă au ordin de reacție fracționar.

Dacă fiecare ordin parțial de reacție este egal cu coeficientul stoichiometric corespunzător ($n_A = a$ și $n_B = b$), reacția este simplă și decurge conform ecuației reacției. Pentru realizarea transformării trebuie să se întâlnească în momentul ciocnirii un număr a de molecule din reactantul A și un număr b de molecule din reactantul B.

Dacă ordinele parțiale de reacție nu sunt egale cu coeficienții stoichiometrici reacția este complexă și decurge printr-un alt mecanism, cu mai multe etape, decât cel indicat de ecuația reacției.

Molecularitatea unei reacții indică numărul de particule reactante care se întâlnesc în momentul formării complexului activat. Pentru reacțiile simple care au loc conform ecuației reacției, molecularitatea este egală cu suma coeficienților stoichiometrici ai reactanților. De exemplu, pentru reacția:



molecularitatea este 2.

• Reacțiile chimice care au același ordin de reacție prezintă anumite caracteristici comune. Pentru reacțiile de forma generală



a căror viteză de reacție are expresia: $v = k[A]^n$, caracteristicile importante sunt prezentate în tabelul 9.7.

Tabelul 9.7.

Ordinul de reacție	Expresia vitezei de reacție	Raportul v_2/v_1 v_1 = viteza de reacție la c_1 v_2 = viteza de reacție la $c_2=2c_1$	Unitatea de măsură pentru k	Forma graficului variației vitezei cu concentrația reactantului
$n = 0$	$v = k$	$v_2/v_1 = 1$ Viteza nu depinde de concentrație.	mol/L·s	dreaptă paralelă cu axa concentrației (fig. 9.8)
$n = 1$	$v = k[A]$	$v_2/v_1 = 2$ La dublarea concentrației reactantului, viteza de reacție se dublează.	s^{-1}	dreaptă ce trece prin origine (fig. 9.9)
$n = 2$	$v = k[A]^2$	$v_2/v_1 = 4$ La dublarea concentrației reactantului, viteza de reacție crește de 4 ori.	L/mol·s	ramură de parabolă (fig. 9.10)

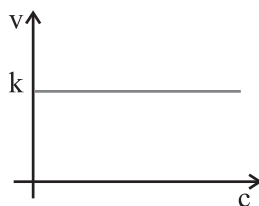


Figura 9.8

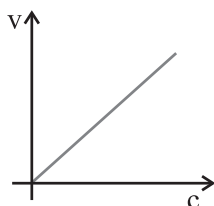


Figura 9.9

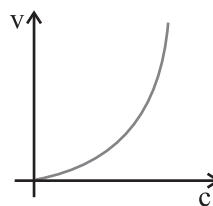


Figura 9.10

Informațiile din tabelul 9.7 pot fi utilizate pentru identificarea ordinului de reacție.

De exemplu, dacă dimensiunea constantei de viteză este L/mol·s, reacția este de ordinul 2, dacă dublarea concentrației reactantului nu conduce la o modificare a vitezei de reacție, reacția este de ordinul 0, dacă mărirea concentrației reactantului de un număr de ori conduce la o mărire de același număr de ori a vitezei de reacție, reacția este de ordinul 1.

• Timpul de înjumătățire, notat $t_{1/2}$, reprezintă timpul în care a reacționat jumătate din cantitatea inițială de reactant. Pentru o reacție de ordinul I, de forma:



timpul de înjumătățire se calculează conform raționamentului matematic:

$$\text{din } v = -\frac{d[A]}{dt} \text{ și } v = k[A], \text{ rezultă } \frac{d[A]}{dt} = -k[A] \text{ sau } \frac{d[A]}{[A]} = -k dt$$

$$\text{și } \int_{[A_0]}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = -k \int_{t_0}^{t_{1/2}} dt \text{ unde } [A] = \frac{[A_0]}{2}.$$

$$\text{Rezultă } t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}.$$



REȚINEȚI

Pentru o reacție de ordinul I, timpul de înjumătățire este constant și nu depinde de concentrația inițială a reactantului.

• În tabelul 9.11 sunt prezentate principalele caracteristici cinetice ale reacțiilor chimice de ordinul 0, 1, 2, n.

Tabelul 9.11

Ordinul de reacție	Ecuția vitezei de reacție	Relația dintre concentrația reactantului și timpul de reacție	Dimensiunea constantei de viteză (k)	Timpul de înjumătățire
0	$v = k$	$-\frac{dc}{dt} = k$ și $c_0 - c = kt$	$\text{mol/L} \cdot \text{s}$	$t_{1/2} = \frac{1}{2k} \cdot c_0$
1	$v = kc$	$-\frac{dc}{dt} = kc$ și $\ln \frac{c_0}{c} = kt$	s^{-1}	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2	$v = kc^2$	$-\frac{dc}{dt} = kc^2$ și $\frac{1}{c} - \frac{1}{c_0} = kt$	$\text{L/mol} \cdot \text{s}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k} \cdot c_0$
n	$v = kc^n$	$-\frac{dc}{dt} = kc^n$ și $\frac{1}{n-1} \left(\frac{1}{c^{n-1}} - \frac{1}{c_0^{n-1}} \right) = kt$	$\frac{\text{L}^{n-1}}{\text{mol}^{n-1} \cdot \text{s}}$	$t_{1/2} = \frac{1}{(n-1)k} \cdot \frac{n}{c_0^{n-1}}$

Odată cu avansarea reacției, scade concentrația reactanților și scade și viteza de reacție.

Problemă rezolvată

Pentru reacția de descompunere a apei oxigenate la 25°C, conform ecuației:



se cunosc următoarele date:

t (min)	0	5	10	15	20
[H ₂ O ₂] (mol/L)	2	1,45	1,05	0,77	0,56

Determinați:

- ordinul de reacție;
- constanta de viteză;
- timpul de înjumătățire;
- timpul necesar scăderii concentrației apei oxigenate la 0,25 mol/L.

Rezolvare:

- Ecuția vitezei medii de reacție este: $\bar{v} = k\bar{c}^n$. În expresia vitezei medii de reacție se

consideră concentrația medie a reactantului calculată după relația: $\bar{c} = \frac{c_i + c_f}{2}$, unde c_i și c_f sunt concentrațiile reactantului la începutul și respectiv la sfârșitul intervalului de timp considerat.

Se calculează vitezele medii și concentrațiile medii pe două intervale de timp diferite, de exemplu pe intervalul 0-5 min ($\bar{v}_1$ și $\bar{c}_1$) și 15-20 min ($\bar{v}_2$ și $\bar{c}_2$).

$$\bar{v}_1 = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = -\frac{1,45-2}{5-0} = 0,11 \text{ mol/L} \cdot \text{min}, \quad \bar{c}_1 = \frac{2+1,45}{2} = 1,725 \text{ mol/L}$$

$$\bar{v}_2 = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = -\frac{0,56-0,77}{20-15} = 0,042 \text{ mol/L} \cdot \text{min}, \quad \bar{c}_2 = \frac{0,77+0,56}{2} = 0,665 \text{ mol/L}$$

Introducând datele în expresia vitezei medii de reacție, rezultă:

$$0,11 = k \cdot 1,725^n \text{ și } 0,042 = k \cdot 0,665^n$$

Din raportul celor două viteze, rezultă: $\frac{0,11}{0,042} = \frac{k \cdot 1,725^n}{k \cdot 0,665^n}$ sau $2,61 = 2,59^n$ și $n \approx 1$.

b) Din una dintre ecuațiile de mai sus, se calculează constanta de viteză k .

$$0,11 = k \cdot 1,725 \text{ și } k = \frac{0,11}{1,725} = 0,063 \text{ min}^{-1}$$

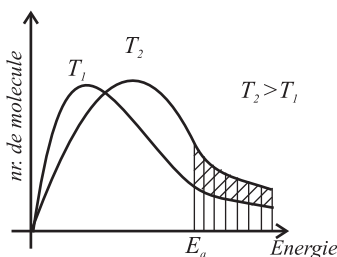
c) Pentru o reacție de ordinul 1, timpul de înjumătățire se calculează după relația:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{0,063} = 11 \text{ min}$$

d) Timpul cerut se calculează din relația: $\ln \frac{c_0}{c} = kt$ unde $c_0 = 2 \text{ mol/L}$, $c = 0,25 \text{ mol/L}$,

$$k = 0,063 \text{ min}^{-1}, \quad t = \frac{\ln \frac{c_0}{c}}{k} = \frac{\ln \frac{2}{0,25}}{0,063} = 33 \text{ min}.$$

9.4. Influența temperaturii asupra vitezei de reacție



Graficul 9.12.

• La temperaturi mai mari, energia cinetică a particulelor reactante este mai mare și un număr mai mare de molecule pot da ciocniri eficiente (vezi graficul 9.12).

Viteza reacțiilor chimice crește cu creșterea temperaturii.

În expresia vitezei de reacție: $v = kc^n$, constanta de viteză k este factorul dependent de temperatură. Dependența constantei de viteză de temperatură este indicată de relația lui Arrhenius:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

unde: A = factor preexponențial care este o constantă specifică fiecărei reacții;

E_a = energia de activare;

R = constanta gazelor ideale ($R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$);

T = temperatura absolută.

O reacție chimică se caracterizează prin valori diferite ale constantei de viteză, la temperaturi diferite.



REȚINEȚI

• Folosind relația lui Arrhenius se poate determina energia de activare a unei reacții chimice dacă se cunosc două constante de viteză k_1 și k_2 la două temperaturi diferite T_1 și T_2 ($T_2 > T_1$). Expresiile constantelor de viteză la cele două temperaturi sunt:

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

Raportând cele două constante, rezultă:

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} = e^{-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)}$$

Prin logaritmarea expresiei: $\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)}$, rezultă: $\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$ și

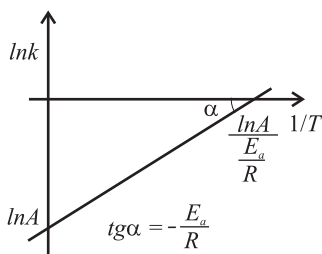
$$E_a = R \cdot \frac{T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1} \text{ sau } E_a = \frac{R \cdot \ln \frac{k_2}{k_1}}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}}.$$

Energia de activare a unei reacții chimice se poate determina prin metoda grafică, dacă se cunosc valorile constantei de viteză la diferite temperaturi.

$$\text{Din } k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \text{ se obține } \ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}.$$

Notând $\ln k = y$, $\ln A = b$, $-\frac{E_a}{R} = a$ și $\frac{1}{T} = x$ se obține ecuația unei drepte: $y = ax + b$.

Reprezentând grafic $\ln k$ în funcție de $1/T$ se obține o dreaptă, din panta căreia se poate calcula energia de activare.



• Coeficientul de temperatură, notat cu γ , este un număr care arată de câte ori crește viteza de reacție la creșterea temperaturii cu 10 grade. Se calculează conform relației:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} \text{ sau } \gamma^n = \frac{k_{T+n \cdot 10}}{k_T}$$

unde: k_T = este constanta de viteză la temperatura T_1 ;

$k_{T+n \cdot 10}$ = este constanta de viteză de temperatură $T' = T + n \cdot 10$.

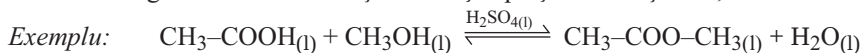


Inhibitorii micșorează viteza reacțiilor chimice, acționând asupra reactanților și nu asupra catalizatorilor.

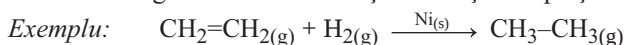
Selectivitatea reprezintă capacitatea unui catalizator de a favoriza o anumită reacție, dintre mai multe posibile.

Reacțiile care au loc în prezența catalizatorilor se numesc **reacții catalitice**. În funcție de starea de agregare a catalizatorului și a reactanților și de natura catalizatorului, reacțiile catalitice pot fi:

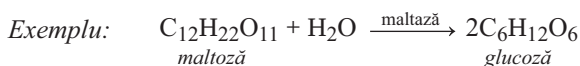
- omogene – catalizatorul și reactanții aparțin aceleiași faze, de obicei faza lichidă;



- eterogene – catalizatorul și reactanții nu aparțin aceleiași faze;



- enzimatică – catalizatorul este o enzimă.



PROBLEME

9.1. Se consideră reacția:



Dacă reacția se desfășoară la 25°C, se cunosc următoarele date:

t (min)	0	848,3	1343	1736,2	2686
[N ₂ O ₅] (mol/L)	2,4	1	0,6	0,4	0,15

Dacă reacția se desfășoară la 45°C se cunosc următoarele date:

t (min)	0	58,36	92,4	119,45	184,8
[N ₂ O ₅] (mol/L)	2,4	1	0,6	0,4	0,15

Calculați:

a) viteza medie de reacție în raport cu N₂O₅ și NO₂ pe intervalul 0 - 848,3 min, când reacția se desfășoară la 25°C;

b) ordinul de reacție;

c) constanta de viteză la 25°C;

d) concentrația N₂O₅ după 900 minute la 25°C;

e) viteza de reacție la 25°C când concentrația N₂O₅ este 1,5 mol/L;

f) timpul după care concentrația 2,4 mol/L pentru N₂O₅ la 25°C scade la jumătate;

g) constanta de viteză la 45°C;

h) energia de activare pentru această reacție.

9.2. O probă de carbonat de sodiu (Na₂CO₃) este introdusă într-un pahar și tratată cu 40 mL de soluție diluată de acid sulfuric. Prin cântărire, s-a determinat că masa paharului a scăzut cu 0,198 g în 4,5 minute. Considerând că volumul soluției rămâne de 40 mL, calculați viteza de reacție medie în raport cu acidul sulfuric, exprimată în mol/L·min.

9.3. Referitor la descompunerea etanului (C₂H₆) la 327°C conform ecuației:



se cunosc următoarele date:

timp (min)	t ₁ =0	t ₂ =20	t ₃	t ₄ =122
[C ₂ H ₆] (mol/L)	c ₁ =3,6	c ₂	c ₃ =2,5	c ₄ =1,2
$\bar{v}$ (mol/L·min)	$\bar{v}_1=0,03$		$\bar{v}_2=0,025$	$\bar{v}_3$

Determinați:

a) concentrația c₂;

b) timpul t₃;

c) viteza $\bar{v}_3$;

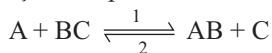
d) cum variază viteza de reacție în timp;

e) compoziția procentuală molară a amestecului de reacție la timpul t₄;

f) ordinul de reacție;

g) constanta de viteză.

9.4. Se consideră ecuația unei reacții care se desfășoară la presiune constantă:

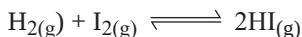


pentru care se cunosc: $E_R=4$ kcal, $E^*=30$ kcal, $E_P=2$ kcal.

Reprezentați grafic variația energiei sistemului în timpul ciocnirii și determinați:

- energia de activare în reacția directă (E_{a1});
- energia de activare în reacția inversă (E_{a2});
- căldura de reacție a reacției directe (ΔH_1);
- căldura de reacție a reacției inverse (ΔH_2);
- identificați reacția exotermă și reacția endotermă.

9.5. În reacția de sinteză a acidului iodhidric conform ecuației:

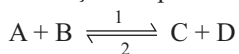


se cunosc: căldura de reacție $\Delta H_1=-11,3$ kJ și energia de activare $E_{a1}=174,1$ kJ/mol.

a) Calculați energia de activare E_{a2} în reacția inversă de descompunere a acidului iodhidric.

b) Reprezentați grafic variația energiei sistemului în timpul ciocnirii.

9.6. Pentru o reacție de tipul:



se cunosc variația de entalpie a reacției 1 ($\Delta H_1=+18,7$ kcal) și energia de activare a reacției 2 ($E_{a2}=38,7$ kcal).

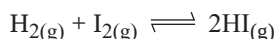
a) Calculați energia de activare a reacției 1 (E_{a1}).

b) Reprezentați grafic variația energiei sistemului în timpul ciocnirii.

9.7. Pentru o reacție reversibilă se cunosc: $E_R=4$ kJ, $E_{a1}=60$ kJ/mol și $E_{a2}=50$ kJ/mol. Reprezentați grafic variația energiei sistemului în timpul ciocnirii și determinați:

- energia complexului activat (E^*);
- energia produșilor de reacție (E_P);
- variația de entalpie în reacția directă (ΔH_1) și precizați dacă reacția este exotermă sau endotermă.

9.8. Pentru reacția:



la 356°C , se cunoaște valoarea constantei de viteză $k=3,02 \cdot 10^{-5}$ L/mol·s.

Determinați:

- ordinul de reacție;
- ordinea parțială de reacție (n_{H_2} și n_{I_2}), știind că dublarea concentrației hidrogenului când concentrația iodului rămâne constantă conduce la dublarea vitezei de reacție;
- viteza de reacție la 356°C , când $c_{H_2}=0,2\text{M}$ și $c_{I_2}=0,3\text{M}$.

9.9. Pentru o reacție de forma:



la o anumită temperatură se cunosc următoarele date:

- dublarea concentrației reactantului A conduce la o creștere de 4 ori a vitezei de reacție;
- dacă în vasul de reacție cu volumul de 500 mL se află 0,2 mol de reactant A, viteza de reacție este $5,6 \cdot 10^{-5}$ mol/Ls.

Determinați:

- ordinul de reacție;
- constanta de viteză la temperatura considerată;
- timpul necesar scăderii concentrației lui A de la 0,4M la 0,04M;
- viteza de reacție pentru $c_A=0,06$ mol/L.

9.10. Pentru o reacție de tipul: $2A \rightarrow B$, la o anumită temperatură, se cunosc următoarele valori pentru timpul de reacție și concentrația reactantului:

t (min)	0	5	12	25	40
[A](mol/L)	0,8	0,655	0,495	0,294	0,1614

Determinați:

- ordinul de reacție;
- constanta de viteză;
- timpul de înjumătățire;
- după cât timp concentrația reactantului A este egală cu 30% din concentrația inițială.

9.11. Pentru o reacție de tipul: $nA \rightarrow \text{produși de reacție}$, se cunosc următoarele date:

t (s)	0	60	480	720	900	1200
[A](mol/L)	1	0,984	0,885	0,838	0,805	0,756

Determinați:

- ordinul de reacție;



- b) constanta de viteză;
c) timpul de înjumătățire;
d) viteza de reacție când concentrația reactantului este 0,8 mol/L;
e) concentrația reactantului A după 30 min.

9.12. O reacție de forma: $A \rightarrow$ produși de reacție are la 400°C constanta de viteză $k=6,8 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$.

Determinați:

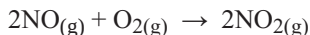
- a) ordinul de reacție;
b) după cât timp concentrația reactantului A a scăzut la 40% din concentrația inițială;
c) timpul în care viteza de reacție scade cu 40% din valoarea inițială;
d) concentrația inițială a reactantului A, dacă după 15 min de la începutul reacției concentrația lui A este 0,025 mol/L.

9.13. Pentru o reacție de tipul: $2A \rightarrow$ produși de reacție, s-a constatat că scăderea concentrației reactantului de la 4 mol/L la 2 mol/L este însoțită de o scădere a vitezei de reacție de la 1,864 mol/L·s la 0,466 mol/L·s.

Determinați:

- a) ordinul de reacție;
b) constanta de viteză;
c) timpul necesar desfășurării procesului considerat;
d) scăderea concentrației inițiale a reactantului (4 mol/L) exprimată procentual, după 10s;
e) după cât timp concentrația inițială a reactantului (4 mol/L) scade de 20 de ori.

9.14. Pentru reacția:



se cunosc următoarele date experimentale:

[NO] (mol/L)	[O ₂] (mol/L)	viteza de reacție (mol/L·s)
0,8	0,4	6,4
1,6	0,4	25,6
0,04	0,02	0,0008
0,04	0,04	0,0016

- a) Determinați ecuația vitezei de reacție.
b) Calculați valoarea constantei de viteză.
c) Calculați viteza de reacție pentru

[NO]=0,03M și [O₂]=0,01M.

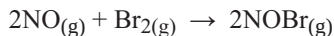
9.15. Pentru o reacție de tipul: $A \rightarrow$ produși de reacție, se cunosc următoarele date:

- viteza de reacție scade de 4 ori dacă se micșorează de 4 ori concentrația reactantului A;
- timpul de înjumătățire este de 10 minute.

Determinați:

- a) ordinul de reacție;
b) constanta de viteză;
c) scăderea concentrației inițiale a reactantului, exprimată procentual, după un interval de timp egal cu dublu timpului de înjumătățire;
d) timpul necesar pentru ca reactantul să se consume în proporție de 80%.

9.16. Pentru reacția de obținere a bromurii de nitrozil (NOBr):



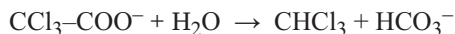
se cunosc următoarele informații:

- viteza de reacție crește de 4 ori dacă se dublează concentrația monoxidului de azot (NO) și concentrația bromului (Br₂) rămâne constantă;
- viteza de reacție scade la jumătate dacă scade la jumătate concentrația bromului (Br₂) și concentrația monoxidului de azot (NO) rămâne constantă.

a) Determinați ordinele parțiale și ordinul total de reacție și scrieți expresia vitezei de reacție.

b) Indicați cum se modifică viteza de reacție dacă se măresc de trei ori ambele concentrații, ale NO și Br₂.

9.17. Despre reacția:



desfășurată în soluție apoasă la 70°C, se cunosc următoarele date:

[CCl ₃ -COO ⁻] (mol/L)	[H ₂ O] (mol/L)	viteza de reacție (mol/L·s)
1	50	$1,71 \cdot 10^{-5}$
0,75	50	$1,2825 \cdot 10^{-5}$
0,5	46	$0,855 \cdot 10^{-5}$
0,5	40	$0,855 \cdot 10^{-5}$

a) Determinați ordinele parțiale și ordinul total de reacție și scrieți expresia vitezei de

reacție.

b) Calculați valoarea constantei de viteză la 70°C.

c) Calculați valoarea vitezei de reacție pentru momentul în care $[\text{CCl}_3\text{COO}^-] = 0,25 \text{ mol/L}$ și $[\text{H}_2\text{O}] = 49,25 \text{ mol/L}$.

d) Calculați energia de activare, știind că la 90°C constanta de viteză are valoarea $k = 31,1 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$.

9.18. Pentru reacția de obținere a etil-metil eterului conform ecuației:

$\text{CH}_3\text{I} + \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—} \rightarrow \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_3 + \text{I}^-$
la 12°C, se cunosc constanta de viteză $k = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ și factorul preexponențial $A = 15,89 \cdot 10^{15} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

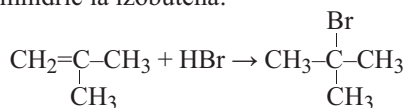
a) Calculați energia de activare a acestei reacții.

b) Calculați valoarea constantei de viteză la 24°C ($e^{-32,69} = 6,35 \cdot 10^{-15}$).

c) Calculați de câte ori crește viteza de reacție dacă amestecul de reacție este încălzit de la 12°C la 24°C, considerând constante concentrațiile reactanților.

d) Indicați ordinul total de reacție și scrieți expresia vitezei de reacție, știind că viteza de reacție este influențată în același mod de concentrațiile ambilor reactanți.

9.19. Pentru reacția de adiție a acidului bromhidric la izobutenă:



se cunosc următoarele date:

- la 27°C, constanta de viteză are valoarea $k = 6,4 \cdot 10^{-10} \text{ L/mol} \cdot \text{s}$;

- la 77°C, viteza de reacție este de 221,875 ori mai mare decât viteza la 27°C considerând constante concentrațiile reactanților.

a) Determinați constanta de viteză la 77°C.

b) Calculați energia de activare (exprimată în kJ/mol și kcal/mol) și factorul preexponențial A pentru această reacție ($e^{-37,8} = 3,83 \cdot 10^{-17}$).

c) Calculați constanta de viteză la 97°C ($e^{-30,65} = 4,885 \cdot 10^{-14}$).

d) Indicați ordinul total de reacție și scrieți expresia vitezei de reacție, știind că viteza

de reacție este influențată în același mod de concentrațiile ambilor reactanți.

e) Calculați viteza de reacție la 27°C și la 97°C considerând concentrațiile $[\text{C}_4\text{H}_8] = 0,2 \text{ M}$ și $[\text{HBr}] = 0,25 \text{ M}$ și precizați de câte ori a crescut viteza de reacție prin încălzirea amestecului de reacție de la 27°C la 97°C.

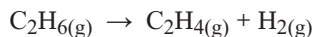
9.20. Energia de activare pentru reacția:



este $E_a = 25,2 \text{ kcal/mol}$.

Determinați temperatura la care viteza de reacție este de 25 de ori mai mare decât viteza de reacție la 25°C, considerând concentrațiile reactanților constante.

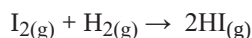
9.21. Pentru reacția:



desfășurată la 327°C constanta de viteză este $k = 9 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$. Considerând că volumul recipientului de reacție este de 5L, completați tabelul de mai jos. Folosiți: $e^{0,603} = 1,8276$, $e^{0,558} = 1,7472$, $e^{0,468} = 1,5968$.

timp (min)	0	10	15	25
$[\text{C}_2\text{H}_6]$ (mol/L)	2			
V_{total} din amestec (moli)	10			
p (atm)	98,4			

9.22. Pentru reacția:



desfășurată la 393°C într-un recipient cu volum constant se cunosc următoarele date:

- dublarea presiunii parțiale a iodului dacă presiunea parțială a hidrogenului rămâne constantă conduce la o dublare a vitezei de reacție;

- dublarea presiunilor parțiale ale iodului și hidrogenului conduce la o mărire de patru ori a vitezei de reacție.

a) Determinați ordinele parțiale de reacție, ordinul total de reacție și expresia vitezei de reacție.

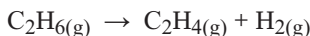
b) Cunoscând că pentru presiunile parțiale $p_{\text{I}_2} = p_{\text{H}_2} = 10,9224 \text{ atm}$ viteza de reacție este $v = 8,76 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$, determinați valoarea



constantei de viteză.

c) Calculați timpul după care presiunile parțiale ale iodului și hidrogenului (10,9224 atm) scad fiecare cu 40%.

9.23. Pentru reacția:



ce are loc la temperatura de 327°C într-un recipient cu volumul constant de 1 dm³, se cunosc următoarele date:

t (min)	0	24,79	56,75	101,81
P _{totală} (atm)	24,6	29,52	34,44	39,36

a) Determinați ordinul de reacție și valoarea constantei de viteză.

b) Determinați presiunea parțială a hidrogenului în amestecul de reacție rezultat la 77 minute după începerea reacției.

9.24. Pentru reacția:



desfășurată la 427°C într-un recipient cu volum constant, se cunosc următoarele date:

t (min)	0	186,5	550,1	825,17
P _{C₂H₅---Cl} (atm)	4,592	2,87	1,148	0,574

a) Determinați ordinul de reacție și scrieți expresia vitezei de reacție.

b) Calculați valoarea constantei de viteză.

c) Calculați presiunea din recipientul de reacție la 700 minute după începerea reacției.



Teste tip

9.25. Pentru o reacție de tipul



sunt corecte afirmațiile:

a) este valabilă relația: $\bar{v}_A = \bar{v}_B$ și $\bar{v}_C = \bar{v}_D$;

b) viteza de reacție calculată în raport cu reactantul A crește odată cu înaintarea reacției;

c) este valabilă relația:

$$\frac{\bar{v}_A}{a} = \frac{\bar{v}_B}{b} = \frac{\bar{v}_C}{c} = \frac{\bar{v}_D}{d};$$

d) viteza medie de reacție se calculează după

$$\text{relația: } \bar{v}_A = \frac{\Delta c_A}{\Delta t}, \quad \bar{v}_B = \frac{\Delta c_B}{\Delta t}, \quad \bar{v}_C = -\frac{\Delta c_C}{\Delta t}, \quad \bar{v}_D = -\frac{\Delta c_D}{\Delta t};$$

e) viteza de reacție se măsoară în L·s/mol.

9.26. Referitor la constanta de viteză, sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) pentru o reacție de ordinul n, dimensiunea constantei de viteză este mol¹⁻ⁿ·Lⁿ⁻¹·s⁻¹;

b) pentru o reacție chimică, valoarea constantei de viteză depinde de temperatura la care se desfășoară reacția;

c) raportul dintre vitezele de reacție (v_2/v_1) calculate la două temperaturi diferite (v_1 la T_1 și v_2 la T_2 , $T_2 > T_1$) pentru aceleași concentrații ale reactanților este egal cu raportul constantelor de viteză (k_2/k_1 , k_1 la T_1 și k_2 la T_2);

d) pentru niciun ordin de reacție, constanta de viteză nu este egală cu viteza de reacție;

e) pentru o reacție chimică, valoarea constantei de viteză crește cu creșterea temperaturii.

9.27. Referitor la o reacție de tipul: A → produși de reacție, de ordinul 1, nu este corectă afirmația:

a) timpul de înjumătățire calculat după relația $t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$ nu este constant pentru o anumită temperatură pentru că valoarea constantei de viteză se modifică odată cu modificarea concentrației reactantului;

b) dimensiunea constantei de viteză este s⁻¹ sau min⁻¹ sau h⁻¹;

c) în timp, viteza de reacție scade direct proporțional cu scăderea concentrației reactantului;

d) timpul de înjumătățire este constant și se calculează după relația $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$;

e) graficul variației vitezei de reacție cu concentrația reactantului este o dreaptă ce trece prin origine.

9.28. Referitor la o reacție de tipul: A + B → produși de reacție, de ordinul 2 este incorectă

afirmația:

a) expresia vitezei de reacție poate fi $v=k[A]^2$ cu ordinele parțiale de reacție: $n_A=2$ și $n_B=0$;

b) expresia vitezei de reacție poate fi: $v=k[A] \cdot [B]$ cu ordinele parțiale de reacție: $n_A=1$ și $n_B=1$;

c) dimensiunea constantei de viteză este $L/\text{mol} \cdot \text{s}$;

d) dacă se dublează atât concentrația lui A cât și concentrația lui B, viteza de reacție crește de patru ori;

e) timpul de înjumătățire este constant.

9.29. Pentru o reacție de tipul: $2A + B \rightarrow$ produși de reacție, se cunosc următoarele informații:

- viteza de reacție crește de patru ori dacă se dublează concentrația compusului A și concentrația compusului B rămâne constantă;

- viteza de reacție nu se modifică dacă se dublează concentrația lui B și concentrația lui A rămâne constantă.

Referitor la această reacție este corectă afirmația:

a) ordinele parțiale de reacție sunt: $n_A=1$, $n_B=1$;

b) expresia vitezei de reacție este $v=k[A]^2$;

c) expresia vitezei de reacție este $v=k[A]^2 \cdot [B]$;

d) dimensiunea constantei de viteză este $L^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$;

e) ordinele parțiale de reacție sunt: $n_A=0$, $n_B=2$.

9.30. Pentru o reacție de tipul $A + 2B + C \rightarrow$ produși de reacție, expresia vitezei de reacție este: $v=k[A] \cdot [B]^2$.

Referitor la această reacție nu este corectă afirmația:

a) ordinele parțiale de reacție sunt: $n_A=1$, $n_B=2$, $n_C=0$;

b) dacă se micșorează la jumătate concentrația lui A și concentrațiile reactanților B și C rămân constante, viteza de reacție scade la jumătate;

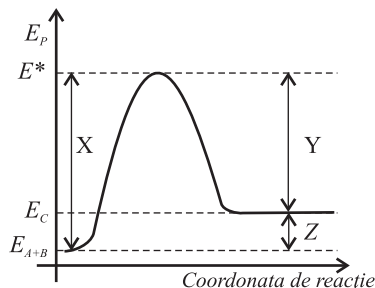
c) dacă se dublează concentrația lui B și concentrațiile reactanților A și C rămân

constante, viteza de reacție crește de două ori;

d) dacă se dublează concentrația lui C și concentrațiile reactanților A și B rămân constante, viteza de reacție nu se modifică;

e) dacă se dublează concentrațiile celor trei reactanți A, B și C, viteza de reacție crește de opt ori.

9.31. Pentru o reacție de tipul: $A + B \xrightleftharpoons[2]{1} C$, variația energiei potențiale a sistemului chimic este:



Referitor la această reacție, nu este corectă afirmația:

a) segmentul notat cu X reprezintă energia de activare în reacția 2;

b) segmentul notat cu Z reprezintă variația de entalpie care, ca modul, are aceeași valoare pentru ambele reacții 1 și 2;

c) segmentul notat cu Y reprezintă energia de activare în reacția 2;

d) reacția 1 este endotermă și are $\Delta H > 0$;

e) reacția 2 este exotermă și are $\Delta H < 0$.

9.32. Referitor la catalizatori, nu este corectă afirmația:

a) participă efectiv la reacție modificând mecanismul reacției și se regăsesc cantitativ la sfârșitul reacției;

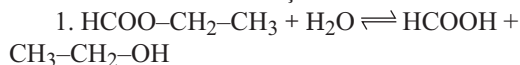
b) micșorează energia de activare și astfel mai multe particule pot da ciocniri eficace;

c) modifică valoarea căldurii de reacție și deplasează echilibrul chimic;

d) nu modifică valoarea căldurii de reacție și nu deplasează echilibrul chimic;

e) participă la reacție în cantități mici.

9.33. Se consideră reacțiile chimice:





2. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
3. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} + 2\text{CO}_2$
4. $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$

Referitor la aceste reacții sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) toate reacțiile se desfășoară în mod curent cu viteză mare în absența catalizatorilor;
- b) reacțiile 1 și 2 sunt catalizate de H_2SO_4 ;
- c) reacția 1 este o reacție catalitică omogenă;
- d) reacția 3 este o reacție enzimatică;
- e) reacția 4 are loc în prezența nichelului drept catalizator și este o reacție catalitică eterogenă.

9.34. Este corectă afirmația:

- a) numărul de ciocniri eficiente este mai mare dacă energia de activare este mai mare;
- b) numărul de ciocniri eficiente este mai mare dacă numărul particulelor reactante activate este mai mic;
- c) numărul de ciocniri eficiente este mai mare dacă particulele reactante au o structură complexă;

d) viteza de reacție este mai mare cu cât au loc mai multe ciocniri eficiente într-o unitate de timp;

e) viteza de reacție nu depinde de numărul de ciocniri eficiente.

9.35. Pentru reacția:



se cunosc constanta de viteză la 35°C $k = 6,65 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ și coeficientul de temperatură $\gamma = 3,759$.

Referitor la această reacție, nu este corectă afirmația:

- a) constanta de viteză la 45°C este $k = 25 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$;
- b) prin încălzirea amestecului de reacție de la 35°C la 45°C , pentru aceeași concentrație a reactantului, viteza de reacție crește de 3,759 ori;
- c) energia de activare a reacției este $E_a = 25,7 \text{ kcal}$;
- d) expresia vitezei de reacție este $v = k[\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}$;
- e) ordinul de reacție este 1.



Teste tip

9.36. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

Timpul necesar pentru a reacționa 8g de NaOH cu o soluție de H_2SO_4 în exces este mai mic dacă:

- a) se folosesc 8g de NaOH, solid;
- b) se folosește o soluție apoasă ce conține 8g de NaOH;
- c) timpul de reacție nu depinde de forma în care se prezintă NaOH.

9.37. Pentru o reacție chimică de forma: $n\text{A} \rightarrow$ produși de reacție, constanta de viteză $k = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ L/mol} \cdot \text{s}$.

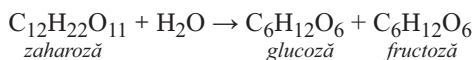
Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) expresia vitezei de reacție este $v = k[\text{A}]^2$;
- b) timpul necesar scăderii concentrației

inițiale $c_0 = 0,4 \text{ mol/L}$ la jumătate este de circa 119 min;

..... c) după 5 minute concentrația inițială $c_0 = 0,4 \text{ mol/L}$ a scăzut cu circa 4,05%.

9.38. Viteza reacției de hidroliză a zaharozei, conform reacției:



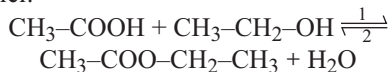
depinde numai de concentrația zaharozei și scade de două ori când concentrația zaharozei scade de două ori.

Referitor la hidroliza zaharozei, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

- a) expresia vitezei de reacție este $v = k[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]$;
- b) expresia vitezei de reacție este $v = k[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$;

..... c) ordinele parțiale de reacție sunt:
 $n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}=1$, $n_{\text{H}_2\text{O}}=0$.

9.39. Obținerea acetatului de etil, conform ecuației:



se caracterizează prin ordinul parțial 1 în raport cu fiecare reactant.

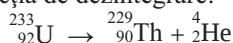
Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dublarea concentrațiilor celor doi reactanți, conduce la o mărire de patru ori a vitezei de reacție;

..... b) dublarea concentrației acidului acetic și menținerea constantă a concentrației alcoolului etilic conduc la dublarea vitezei de reacție și la deplasarea echilibrului chimic în sensul 1;

..... c) o scădere a concentrației acidului acetic de la 2 mol/L la 0,5 mol/L și o scădere a concentrației alcoolului etilic de la 2 mol/L la 1 mol/L conduc la scăderea de opt ori a vitezei de reacție și la deplasarea echilibrului chimic în sensul 2.

9.40. Reacția de dezintegrare:



are timpul de înjumătățire $t_{1/2}=1,62 \cdot 10^5$ s. Dezintegrarea elementelor radioactive este o reacție de ordinul 1. Viteza de reacție pentru aceste reacții reprezintă numărul de nuclee atomice care se dezintegrează în unitatea de timp și are expresia: $v=kN$, unde N reprezintă numărul de nuclee atomice.

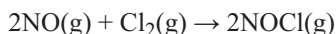
Referitor la reacția de mai sus, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) constanta de viteză este $0,4277 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$;

..... b) dacă se pleacă de la 11,65 g de ${}^{233}_{92}\text{U}$, în prima secundă se dezintegrează $1288 \cdot 10^{14}$ nuclee;

..... c) proba de ${}^{233}_{92}\text{U}$ cu masa de 11,65 g se dezintegrează în proporție de 75% după 100 s.

9.41. Pentru reacția:



la temperatura de 127°C în fază gazoasă, viteza

de reacție este $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L·s pentru un amestec de reacție cu volumul de 2L în care se află 12g NO și 14,2g Cl_2 și $24 \cdot 10^{-5}$ mol/L·s pentru un amestec de reacție cu volumul de 2L în care se află 36g NO și 28,4g Cl_2 .

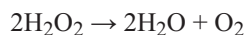
Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) expresia vitezei de reacție este $v=k[\text{NO}] \cdot [\text{Cl}_2]$;

..... b) constanta de viteză este $k=2 \cdot 10^{-3}$ L/mol·s;

..... c) ordinele parțiale de reacție sunt: $n_{\text{NO}}=2$ și $n_{\text{Cl}_2}=1$.

9.42. Reacția necatalizată de descompunere a apei oxigenate:



are energia de activare $E_a=75,2$ kJ/mol. Ionii Fe^{3+} reduc energia de activare la 41 kJ/mol, iar catalaza din sânge la 5 kJ/mol.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) la aceeași concentrație a soluției de apă oxigenată și la temperatura de 25°C, în prezența ionilor Fe^{3+} viteza de reacție crește de circa 10^6 ori;

..... b) la aceeași concentrație a soluției de apă oxigenată și la temperatura de 25°C, în prezența catalazei viteza de reacție crește de circa $2 \cdot 10^{12}$ ori;

..... c) catalaza este un catalizator mai slab decât ionii Fe^{3+} .

9.43. Referitor la constanta de viteză, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) constanta de viteză k , numită și viteză specifică, este independentă de concentrațiile reactanților;

..... b) constanta de viteză este dependentă de temperatură și valoarea ei crește cu creșterea temperaturii;

..... c) constanta de viteză este dependentă de catalizatori care modifică energia de activare.

9.44. Referitor la constanta de viteză, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) dacă toate concentrațiile reactanților au valoarea 1M constanta de viteză este numeric



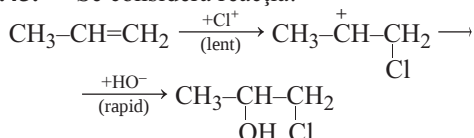
APLICAȚII

egală cu viteza de reacție;

..... b) constanta de viteză nu este dependentă de energia de activare și de temperatură;

..... c) constanta de viteză este definită de relația $k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$.

9.45. Se consideră reacția:



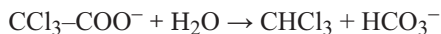
Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) viteza de reacție a întregului proces este determinată de prima etapă, etapa lentă;

..... b) viteza de reacție a întregului proces este media vitezelor celor două etape;

..... c) viteza de reacție a întregului proces este determinată de a doua etapă, etapa rapidă.

9.46. Pentru reacția:



se cunosc constantele de viteză $k_1 = 1,71 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ la 70°C și $k_2 = 31,1 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ a 90°C .

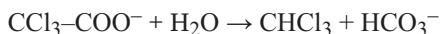
Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) coeficientul de temperatură $\gamma = 4,265$;

..... b) la creșterea temperaturii cu 10 grade, viteza de reacție crește de 4,625;

..... c) constanta de viteză la 80°C este $k = 7,29 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$.

9.47. Pentru reacția:



se cunosc următoarele date:

- ordinele parțiale de reacție sunt

$n_{\text{CCl}_3\text{COO}^-} = 1$, $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0$;

- constanta de viteză la 70°C este $k = 1,71 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$;

- viteza de reacție crește de 90,935 ori dacă se încălzește amestecul de reacție de la 70°C la 90°C și concentrația $\text{CCl}_3\text{--COO}^-$ crește de la 0,5 mol/L la 2,5 mol/L.

Referitor la această reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) constanta de viteză la 90°C $k = 31,1 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$;

..... b) dacă temperatura crește de la 70°C la 90°C și concentrația reactantului $\text{CCl}_3\text{--COO}^-$ rămâne constantă de 0,5 mol/L, viteza de reacție crește de 18,18 ori;

..... c) constanta de viteză este specifică fiecărui sistem și nu depinde de temperatură.

10.1. Reacții de oxido-reducere

Într-o reacție de oxido-reducere sau reacție redox este cuplată o semireacție de oxidare cu o semireacție de reducere.

Procesul de oxidare este transformarea ce are loc cu cedare de electroni. În procesul de oxidare, numărul de oxidare crește.

Procesul de reducere este transformarea ce are loc cu acceptare de electroni. În procesul de reducere, numărul de oxidare scade.

Specia chimică (atom, ion) care cedează electronii acceptați în procesul de reducere, favorizând astfel reacția de reducere, se numește reducător sau agent reducător. Agentul reducător se oxidează.

Specia chimică (atom, ion) care acceptă electronii cedați în procesul de oxidare, favorizând astfel procesul de oxidare, se numește oxidant sau agent oxidant. Agentul oxidant se reduce.

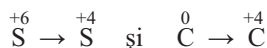
Pentru a exemplifica noțiunile chimice prezentate mai sus și modul de stabilire a coeficienților într-o ecuație chimică, în urma studiului redox, să analizăm următoarea reacție redox:



- Se determină numerele de oxidare ale atomilor (vezi paragraful 2.7.).



- Se identifică elementele care își modifică numerele de oxidare în timpul reacției.



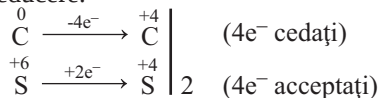
- Se identifică semireacțiile de oxidare și reducere, ținând seama că în procesul de oxidare numărul de oxidare crește, iar în procesul de reducere numărul de oxidare scade.



- Se identifică agentul oxidant (specia care se reduce) și agentul reducător (specia care se oxidează).



- Pentru a stabili coeficienții în ecuația chimică, se amplifică cele două procese astfel încât numărul de electroni cedați în procesul de oxidare să fie egal cu numărul de electroni acceptați în procesul de reducere.





REȚINEȚI

- Se stabilesc coeficienții pentru substanțele ce conțin elementele participante în semireacția de oxidare și în semireacția de reducere.



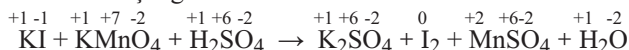
- Se stabilesc coeficienții și pentru celelalte substanțe participante la reacție.



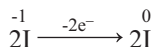
Să analizăm, urmărind pașii prezentați mai sus, următoarea reacție:



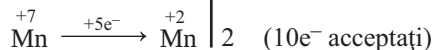
- Se stabilesc: numerele de oxidare ale atomilor, semireacția de oxidare și semireacția de reducere, agentul oxidant și agentul reducător.



- Pentru că există în membrul al doilea al ecuației molecule I_2 , se amplifică cu 2 semireacția de oxidare.



- Se amplifică cele două procese de oxidare și de reducere astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.



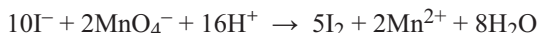
- Se stabilesc coeficienții pentru substanțele ce conțin elementele participante la procesul redox.



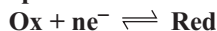
- Se stabilesc coeficienții pentru celelalte substanțe. Se recomandă să se lucreze în ordinea: metale, nemetale (altele decât H și O), hidrogen, oxigen.



În exemplul analizat, se observă că ionii K^+ și SO_4^{2-} nu participă la reacție. De aceea procesul se poate simplifica:

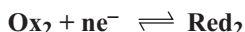


Ansamblul format dintr-un oxidant (Ox) și reducătorul conjugat lui (Red) se numește cuplu oxidant-reducător sau cuplu redox.

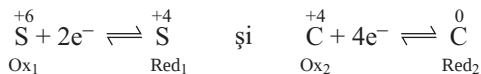


Într-un cuplu redox, reducătorul este donatorul de electroni, iar oxidantul este acceptorul de electroni.

La o reacție de oxido-reducere, participă două cupluri redox:



În reacția redox: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \overset{+6}{\text{C}} \rightarrow \overset{0}{\text{CO}_2} + 2\overset{+4}{\text{SO}_2} + 2\text{H}_2\text{O}$ cele două cupluri redox sunt:

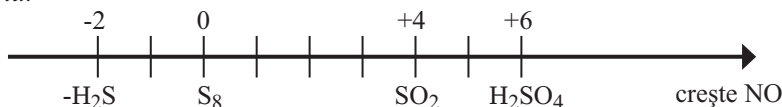


Speciile chimice care conțin elemente cu număr de oxidare minim prezintă numai caracter reducător, pentru că nu pot participa decât la un proces ce are loc cu mărirea numărului de oxidare, adică la un proces de oxidare.

Speciile chimice care conțin elemente cu număr de oxidare maxim prezintă numai caracter oxidant, pentru că nu pot participa decât la un proces ce are loc cu micșorarea numărului de oxidare, adică la un proces de reducere.

Speciile chimice care conțin elemente cu număr de oxidare intermediar între cel minim și cel maxim pot fi și agenți oxidanți și agenți reducători.

Exemplu:



Acidul sulfhidric (H_2S) cu $\text{NO}_\text{S} = -2$ poate fi numai agent reducător, iar acidul sulfuric (H_2SO_4) cu $\text{NO}_\text{S} = +6$ poate fi numai agent oxidant, iar sulful (S_8) cu $\text{NO}_\text{S} = 0$ și dioxidul de sulf (SO_2) cu $\text{NO}_\text{S} = +4$ pot fi și agenți oxidanți și agenți reducători.

10.2. Electrozi. Potențiale standard de electrod

Electrochimia este un capitol al chimiei care studiază transformările reciproce dintre energia chimică și energia electrică.

În electrochimie, prin **electrod** se înțelege un ansamblu format dintr-un conductor electronic și soluția electrolitului din jurul său.

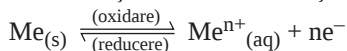
Un conducător electronic conduce curentul electric prin intermediul electronilor. Metalele și grafitul sunt conducători electronici.

Electrolitiții conduc curentul electric în stare topită sau în soluție prin intermediul ionilor. Electrolitiții pot fi: săruri, acizi sau baze.

În electrochimie, sunt utilizați electrozi de mai multe tipuri.

• **Electrodul unui metal** reprezintă ansamblul format dintr-o lamă metalică cufundată într-o soluție ce conține ionii metalului respectiv.

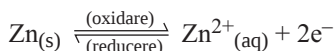
Între atomii de metal din lama metalică și ionii săi din soluție se stabilește un echilibru:



De pe placa metalică se desprind continuu atomi, care, după ce au cedat electroni în procesul de oxidare, trec în soluție ca ioni Me^{n+} . Electronii cedați rămân pe placa metalică și sunt preluați în procesul de reducere de ionii Me^{n+} din soluție care trec în atomi care se fixează pe placa metalică. Fiind un sistem în echilibru, vitezele cu care se desfășoară cele două procese sunt egale și astfel nu se modifică nici masa plăcii de metal și nici concentrația ionilor Me^{n+} din soluție.

Descrierea unui electrod se face în ordinea: reducător/oxidant. Astfel, electrodul unui metal se notează $\text{Me}_{(\text{s})} | \text{Me}^{n+}_{(\text{aq})}$ unde Me reprezintă metalul (reducător), $\text{Me}^{n+}_{(\text{aq})}$ ionii metalului din soluție (oxidant), iar bara verticală interfața dintre cele două faze.

De exemplu, pentru electrodul de zinc, format dintr-o placă de zinc introdusă într-o soluție de sulfat de zinc (ZnSO_4), se stabilește echilibrul:



Electrodul de zinc se reprezintă: $\text{Zn}_{(\text{s})} | \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$.



Dacă electrozii sunt construiți în condiții standard, ei se numesc electrozi standard. Condițiile standard sunt:

- temperatura: 25°C sau 298K;
- presiunea: 1 atm;
- concentrația ionilor din soluție: 1 mol/L.

Astfel, electrodul standard de zinc este format dintr-o placă de zinc cufundată într-o soluție de sulfat de zinc cu concentrația ionilor Zn^{2+} 1M, tot ansamblul având temperatura de 25°C. Electrodul standard se reprezintă: $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)} (1\text{M})$.

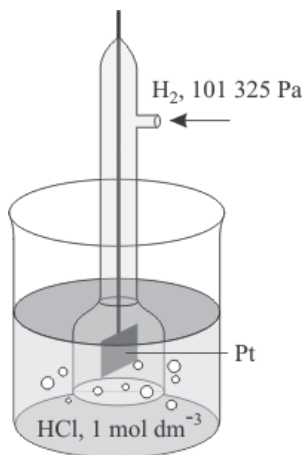
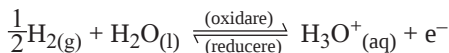


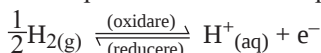
Figura 10.1. Electrodul normal de hidrogen

• **Electrodul standard de hidrogen**, numit și electrod normal de hidrogen, este format dintr-o placă de platină cufundată într-o soluție acidă cu concentrația ionilor H_3O^+ de 1 mol/L, prin care se barbotează hidrogen gazos cu presiunea de 1 atm, tot sistemul având temperatura de 25°C (fig. 10.1)

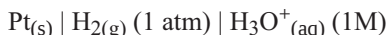
Se utilizează, de obicei, o placă de platină acoperită cu un strat subțire de platină spongioasă și o soluție apoasă de acid sulfuric. Între moleculele de hidrogen și ionii de hidroniu din soluția acidă se stabilește următorul echilibru:



Acest echilibru poate fi redat mai simplu:

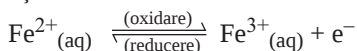


Cum speciile chimice între care se realizează schimbul de electroni nu sunt conductori electronici, ele trebuie să fie în contact cu un metal inert (platina) pe care să se acumuleze electronii. Electrodul standard de hidrogen se reprezintă:



• **Electrodul redox** este alcătuit dintr-o lamă a unui metal inert (platină) introdusă într-o soluție ce conține ioni în două stări de oxidare diferite, ioni între care are loc schimbul de electroni.

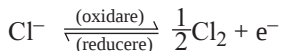
De exemplu, într-o soluție în care s-au dizolvat sulfat de fier (II) (FeSO_4) și sulfat de fier (III) ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), se stabilește echilibrul:



Acest electrod se reprezintă astfel: $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{Fe}^{2+}_{(aq)}, \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$.

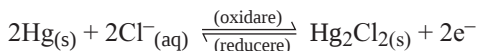
• **Electrodul de gaz**, asemănător cu electrodul de hidrogen, este format dintr-o placă de metal nobile (platină) care este introdusă într-o soluție ce conține ionii unui nemetal (HO^- pentru electrodul de oxigen, Cl^- pentru electrodul de clor etc.) prin care se barbotează nemetalul gazos.

Echilibrul se stabilește între nemetalul gazos și ionii din soluție.



Acest electrod se reprezintă: $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{Cl}^-_{(aq)} \mid \text{Cl}_{2(g)}$.

• **Electrodul compus dintr-un metal, o sare greu solubilă a acestui metal și un electrolit (sare sau acid) care au anionul comun.** Un astfel de electrod este electrodul de calomel format din mercur, clorură de mercur (I) (Hg_2Cl_2) solidă și o soluție de clorură de potasiu (KCl), care în aceste condiții este saturată în Hg_2Cl_2 . Cele două săruri au anionul Cl^- în comun. Echilibrul corespunzător acestui electrod este:



Acest electrod se reprezintă astfel: $\text{Hg(l)} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})} \mid \text{KCl}_{(\text{aq})}$.

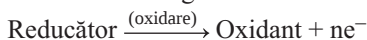
• La suprafața de contact dintre conductorul electronic și soluția electrolitului din cadrul unui electrod, se stabilește o diferență de potențial, numită **potențial de electrod**.

Această diferență de potențial dintre reducător și oxidant este datorată schimbului de electroni dintre aceste specii chimice.

Valoarea absolută a acestui potențial nu se poate determina. Pentru determinarea valorilor relative ale potențialelor de electrod, s-a ales ca potențial de referință potențialul electrodului normal de hidrogen, a cărui valoare este considerată zero.

Diferența de potențial dintre potențialul unui electrod standard și potențialul electrodului normal de hidrogen este numită potențial standard de electrod și poate fi determinată experimental. Se notează cu E° .

Dacă se consideră reacția de oxidare, potențialul standard de electrod este un potențial de oxidare. Având în vedere că reacția de oxidare decurge conform schemei:



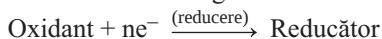
potențialul standard de oxidare (E°_{ox}) se notează $E^\circ_{\text{Red}|\text{Ox}}$.

Potențialul standard de oxidare al electrodului unui metal, în cazul căruia reacția de oxidare este:



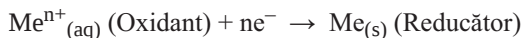
se notează $E^\circ_{\text{Me}|\text{Me}^{\text{n}+}}$.

Considerând reacția de reducere, potențialul standard de electrod este un potențial de reducere. Având în vedere că reacția de reducere decurge conform schemei:



potențialul standard de reducere (E°_{red}) se notează: $E^\circ_{\text{Ox}|\text{Red}}$.

Potențialul standard de reducere al electrodului unui metal, în cazul căruia reacția de reducere este:



se notează $E^\circ_{\text{Me}^{\text{n}+}|\text{Me}}$.

Pentru speciile chimice (atomi, ioni) care au tendința de a se oxida (de a ceda electroni) mai mare decât a hidrogenului, potențialul de oxidare este considerat pozitiv, iar potențialul de reducere negativ.

Pentru speciile chimice (atomi, ioni) care au tendința de a se oxida (de a ceda electroni) mai mică decât a hidrogenului, potențialul de oxidare este considerat negativ, iar potențialul de reducere pozitiv.

Speciile chimice cu potențiale de oxidare negative și, prin urmare au potențiale de reducere pozitive au tendința de a se reduce (de a accepta electroni) mai mare decât ce a ionilor H^+ .

Pentru un cuplu reducător - oxidant, potențialul standard de oxidare este egal ca mărime și de semn opus cu potențialul standard de reducere: $E^\circ_{\text{ox}} = -E^\circ_{\text{red}}$.

Potențialele standard de electrod, de oxidare sau de reducere, sunt o măsură a puterii reducătoare sau oxidante a unei specii chimice, adică a tendinței acesteia de a ceda sau de a accepta electroni.

Se recomandă să se utilizeze numai potențialul de reducere pentru aprecierea puterii reducătoare sau oxidante a unei specii chimice.

Speciile chimice caracterizate prin potențiale de reducere mici sunt agenți reducători puternici, iar speciile chimice caracterizate prin potențiale de reducere mari sunt agenți oxidanți puternici.



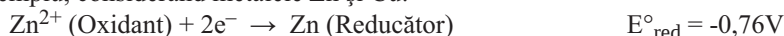
De exemplu, alumiul cu $E^\circ_{\text{red}} = -1,66\text{V}$ este un reducător mai puternic decât cuprul cu $E^\circ_{\text{red}} = +0,34\text{V}$, dar mai slab decât magneziul cu $E^\circ_{\text{Red}} = -1,51\text{V}$. Clorul (Cl_2) cu $E^\circ_{\text{red}} = +1,36\text{V}$ este un agent oxidant mai puternic decât bromul (Br_2) cu $E^\circ_{\text{red}} = +1,09\text{V}$, dar mai slab decât fluorul (F_2) cu $E^\circ_{\text{red}} = +2,87\text{V}$.

Cum un cuplu redox este format dintr-un oxidant și un reducător, prin valoarea potențialului redox de reducere, se poate aprecia atât puterea oxidantă a agentului oxidant cât și puterea reducătoare a agentului reducător.

Cu cât potențialul de reducere al unui cuplu redox este mai mare, cu atât oxidantul din cuplu este mai puternic și reducătorul din cuplu este mai slab.

Cu cât potențialul de reducere al unui cuplu redox este mai mic, cu atât oxidantul din cuplu este mai slab și reducătorul din cuplu este mai puternic.

De exemplu, considerând metalele Zn și Cu:



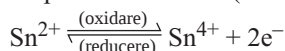
din valorile potențialelor de reducere se deduce că zincul este un reducător mai puternic decât cuprul și că ionul Zn^{2+} este un oxidant mai slab decât ionul Cu^{2+} .

• Valoarea potențialului de reducere al unui electrod variază cu temperatura și cu concentrația ionilor din soluție, conform ecuației lui Nernst:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \quad \text{sau} \quad E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \cdot \ln \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}}$$

unde: E° = potențial standard de reducere (V), $R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$, T = temperatura (K), n = numărul de electroni cedați sau captați, $F = 96500 \text{ C}$, c_{Ox} = concentrația molară a oxidantului, c_{Red} = concentrația molară a reducătorului.

De exemplu, potențialul de reducere al electrodului redox $\text{Pt(s)}|\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}, \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$, format dintr-o soluție ce conține SnCl_2 și SnCl_4 cu concentrațiile: 1,2 M pentru ionii Sn^{2+} și 0,5M pentru ionii Sn^{4+} , la temperatura de 37°C (310K) se poate calcula după ecuația lui Nernst.



Rezultă că Sn^{2+} este agentul reducător, iar Sn^{4+} este agentul oxidant.

$$\begin{aligned} E &= E^\circ + \frac{RT}{nF} \cdot \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = +0,15 + \frac{8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 310\text{K}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \cdot \ln \frac{0,5}{1,2} = \\ &= 0,15 + 0,0133 \ln \frac{0,5}{1,2} = +0,15 - 0,00768 = +0,1423\text{V} \end{aligned}$$

Pentru electrodul unui metal, când se consideră $c_{\text{red}} = 1$, relația de mai sus devine:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \cdot \lg c_{\text{Ox}}$$

unde c_{Ox} este concentrația molară a ionilor metalici din soluție.

De exemplu, pentru o concentrație de 1,5M a soluției de ZnSO_4 , potențialul de reducere al electrodului de zinc este:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1,5 = -0,76 + 0,0052 = -0,7548\text{V}$$

Pentru o concentrația de 0,5M a soluției de ZnSO_4 , potențialul de reducere al electrodului

de zinc este:

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,5 = -0,76 - 0,0089 = -0,7689V$$

Așadar, potențialul de electrod al unui metal depinde de concentrația ionilor săi din soluție.

La concentrații ale ionilor mai mari de 1 mol/L, potențialele de reducere vor fi mai mari decât potențialele standard de reducere și metalele vor reacționa ca reducători mai slabi.

La concentrații ale ionilor mai mici de 1 mol/L, potențialele de reducere vor fi mai mici decât potențialele standard de reducere și metalele vor fi reducători mai puternici.

10.3. Seria potențialelor electrochimice ale metalelor

Metalele sunt elemente cu caracter electropozitiv, atomii lor având proprietatea de a ceda electroni și de a se transforma în ioni pozitivi: $Me \xrightarrow{\text{(oxidare)}} Me^{n+} + ne^-$.

Atomii metalelor se oxidează și metalele sunt agenți reducători.

Caracterele electropozitiv și reducător variază de la un metal la altul și depinde de configurația electronică a atomului de metal. O măsură a acestor proprietăți poate fi potențialul standard de electrod.

Metalele sunt așezate în ordinea crescătoare a potențialelor lor standard de reducere într-o serie numită seria reactivității metalelor sau seria potențialelor electrochimice ale metalelor sau seria Beketov - Volta (vezi anexa 11).

La începutul seriei, se află metalele cu cel mai accentuat caracter reducător. Atomii acestor metale cedează foarte ușor electroni. Aceste elemente au cele mai mici valori ale electronegativității și caracterul metalic cel mai accentuat.

La sfârșitul seriei, se află metalele cu cel mai slab caracter reducător. Atomii acestor metale cedează greu electroni. Aceste metale (Ag, Pt, Au) au cel mai slab caracter metalic și sunt numite metale nobile. Urmărind seria potențialelor electrochimice în sens invers, scade tendința ionilor metalici de a accepta electroni, adică scade caracterul lor oxidant.

Reactivitatea unui metal poate fi apreciată după poziția lui în această serie.

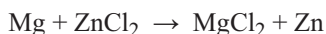
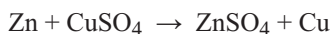
Un metal scoate din ionii lor, aflați în soluție, metalele care urmează după el în seria potențialelor electrochimice ale metalelor. Aceste metale au potențiale standard de reducere mai mari decât potențialul standard de reducere al metalului considerat.

Un metal este scos din ionii săi, aflați în soluție, de metalele care îl preced în seria potențialelor electrochimice ale metalelor. Aceste metale au potențiale standard de reducere mai mici decât potențialul standard de reducere al metalului considerat.

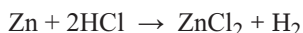
Metalele care preced hidrogenul în seria potențialelor electrochimice ale metalelor (metale cu potențiale standard de reducere negative) substituie hidrogenul din apă și acizi.

Metalele care urmează după hidrogen în seria potențialelor electrochimice ale metalelor (metale cu potențiale standard de reducere pozitive) nu substituie hidrogenul din apă și acizi.

De exemplu, zincul cu $E^\circ_{\text{red}} = -0,76V$ poate scoate cuprul cu $E^\circ_{\text{red}} = +0,34V$ din ionii Cu^{2+} și poate fi scos din ionii Zn^{2+} de magneziu cu $E^\circ_{\text{red}} = -2,36V$. Sunt posibile reacțiile:



De asemenea, zincul reacționează cu acidul clorhidric cu degajare de hidrogen:

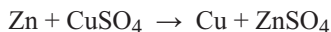


Cuprul nu poate substitui hidrogenul din acizi și cuprul nu reacționează cu acidul clorhidric.

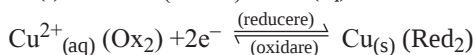
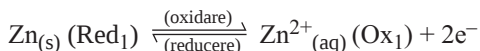


REȚINEȚI

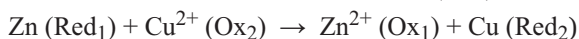
În reacția:



cuplurile redox sunt:

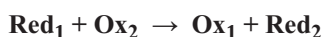


Având în vedere potențialele standard de reducere ($E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{V}$ și $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{V}$) se deduce că zincul (Red_1) este un reducător mai puternic decât cuprul (Red_2) și că ionul Zn^{2+} (Ox_1) este un oxidant mai slab decât ionul Cu^{2+} (Ox_2). Analizând schimbul de electroni:



se observă că reducătorul mai puternic (Zn) cedează electroni oxidantului mai puternic (Cu^{2+}), conducând la oxidantul mai slab (Zn^{2+}) și la reducătorul mai slab (Cu).

Într-o reacție redox:



reducătorul (Red_1) mai puternic cedează electroni oxidantului (Ox_2) mai puternic, formând oxidantul (Ox_1) mai slab și reducătorul (Red_2) mai slab.

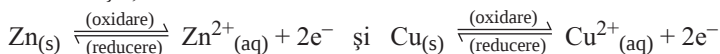
Metalele puternic reducătoare au mai multe utilizări practice: obținerea altor metale (W, U, Cr, Zn), obținerea hidrogenului în laborator, obținerea bazelor tari în laborator, sudarea prin aluminotermie, agenți reducători puternici în chimia organică, îndepărtarea urmelor de apă din solvenții organici și gaze.



10.4. Pile electrochimice

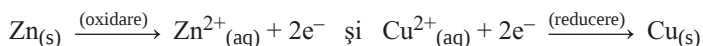
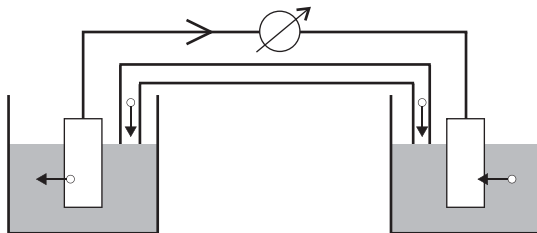
• Pilele electrochimice, numite și celule electrochimice sau pile galvanice, sunt sisteme care convertesc energia chimică în energia electrică.

O pilă electrochimică este formată din doi electrozi (două semicelule) care, în cazul pilei zinc - cupru, sunt electrodul de zinc și electrodul de cupru. Când electrozii nu sunt cuplați între ei, la interfața metal - soluție, se stabilesc echilibrele:



Când plăcile metalice sunt unite între ele printr-un fir conductor, au loc următoarele procese (vezi schema 10.2).

Schema 10.2.



Atomii de zinc cedează mai ușor electroni, se oxidează mai ușor, decât atomii de cupru și trec în soluție ca ioni Zn^{2+} . Electronii cedați se acumulează pe placa de zinc, de unde migrează prin firul conductor pe placa de cupru. Ionii Cu^{2+} au tendința de a accepta electroni, de a se reduce, mai accentuată decât ionii Zn^{2+} . De aceea, electronii de pe placa metalică vor fi acceptați de ionii Cu^{2+} ,

care trec în atomi de cupru și se fixează pe placa de cupru. Prin urmare, electronii cedați în procesul de oxidare a atomilor de zinc trec de pe placa de zinc prin circuitul exterior spre placa de cupru, de unde sunt preluați în procesul de reducere a ionilor Cu^{2+} . Astfel, în circuitul exterior se generează un curent electric continuu. Funcționarea pilei se bazează pe diferența de caracter electropozitiv al celor două metale.

În semicelula zincului (element cu potențial de reducere mai mic), are loc procesul de oxidare. Electrocul de zinc reprezintă anodul și borna negativă a pilei.

În semicelula cuprului (element cu potențial de reducere mai mare), are loc procesul de reducere. Electrocul de cupru reprezintă catodul și borna pozitivă a pilei.

Construită în felul acesta, pila va funcționa o fracțiune de secundă. În urma procesului de oxidare, soluția din jurul zincului metalic nu mai este neutră. Vor fi în soluție mai mulți ioni Zn^{2+} decât ioni SO_4^{2-} , situație care împiedică trecerea a noi atomi de zinc în ioni Zn^{2+} . Asemănător, în soluția din semicelula cuprului vor exista mai puțini ioni Cu^{2+} decât ioni SO_4^{2-} , situație care blochează procesul de reducere a noi ioni Cu^{2+} . Astfel, funcționarea pilei este blocată.

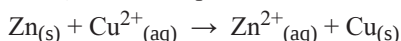
Pentru asigurarea continuă a neutralității soluțiilor din cele două semicelule se introduce puntea de sare care face legătura între aceste soluții. Anionii din puntea de sare (de exemplu NO_3^-) migrează spre semicelula anodului (semicelula zincului), iar cationii din puntea de sare (de exemplu Na^+) migrează spre semicelula catodului (semicelula cuprului).

Pila electrochimică zinc - cupru se reprezintă schematic astfel:



Linia dublă reprezintă puntea de sare. S-a convenit să se scrie mai întâi semicelula în care are loc oxidarea.

Ecuția reacției chimice pe care se bazează funcționarea acestei pile este:



O pilă electrochimică este formată din doi electrozi cu potențiale de reducere diferite.

Electrocul cu potențial de reducere mai mic reprezintă anodul pilei. La acest electrod, are loc procesul de oxidare. Anodul constituie borna negativă a pilei.

Electrocul cu potențial de reducere mai mare reprezintă catodul pilei. La acest electrod, are loc procesul de reducere. Catodul constituie borna pozitivă a pilei.

Puntea de sare are rolul de a asigura neutralitatea soluțiilor de electroliți din cele două semicelule.

- Tensiunea electromotoare a unei pile electrochimice reprezintă diferența de potențial electric care se stabilește între cei doi electrozi ai pilei, când circuitul exterior este deschis. Sub influența ei, electronii trec prin circuitul exterior de la borna negativă (anodul pilei) la borna pozitivă (catodul pilei).

Între tensiunea electromotoare (E), tensiunea la borne (U_b) și căderea de tensiune pe circuitul interior al pilei (u) există relația:

$$E = U_b + u$$

Prin urmare, numai o parte din tensiunea electromotoare a pilei alimentează circuitul exterior. Raportul de conversie între energia eliberată de pilă și cea utilizată de circuitul exterior reprezintă randamentul pilei. Acesta poate fi mai mare de 80%.

Tensiunea electromotoare a unei pile electrochimice se calculează după relațiile:

$$\text{a) } E = E_{\text{catod}}^{\text{red}} - E_{\text{anod}}^{\text{red}}$$

unde $E_{\text{catod}}^{\text{red}}$ este potențialul de reducere al electrodului la care are loc reducerea, iar $E_{\text{anod}}^{\text{red}}$ este potențialul de reducere al electrodului la care are loc oxidarea.



$$b) E = E_{\text{anod}}^{\text{ox}} + E_{\text{catod}}^{\text{red}}$$

unde $E_{\text{anod}}^{\text{ox}}$ este potențialul de oxidare al electrodului la care are loc oxidarea, iar $E_{\text{catod}}^{\text{red}}$ este potențialul de reducere al electrodului la care are loc reducerea.

Tensiunea electromotoare a pilei zinc - cupru construită în condiții standard este:

$$E = E_{\text{catod}}^{\text{red}} - E_{\text{anod}}^{\text{red}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

$$\text{sau } E = E_{\text{anod}}^{\text{ox}} + E_{\text{catod}}^{\text{red}} = +0,76 + 0,34 = 1,1 \text{ V}$$

Potențialul unui electrod se determină practic prin măsurarea tensiunii electromotoare a pilei formate din electrodul considerat și electrodul normal de hidrogen.

Utilizând relația: $E = E_{\text{catod}}^{\text{red}} - E_{\text{anod}}^{\text{red}}$ rezultă: $E = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 - E_{\text{anod}}^{\text{red}} = 0 - E_{\text{anod}}^{\text{red}} = -E_{\text{anod}}^{\text{red}}$ când electrodul normal de hidrogen este catodul pilei și $E = E_{\text{anod}}^{\text{red}} - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = E_{\text{anod}}^{\text{red}} - 0 = E_{\text{anod}}^{\text{red}}$ când electrodul normal de hidrogen este anodul pilei.

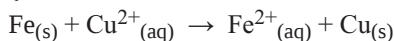
Dacă tensiunea electromotoare a pilei bazată pe o reacție chimică este pozitivă, reacția este spontană în sensul considerat și poate fi generatoare de curent electric.

Dacă tensiunea electromotoare a pilei bazată pe o reacție chimică este negativă, reacția nu este spontană în sensul considerat. Este spontană reacția în sens invers.

De exemplu, tensiunea electromotoare a pilei:



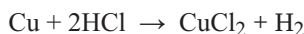
Bazată pe reacția:



$$\text{este: } E = E_{\text{catod}}^{\text{red}} - E_{\text{anod}}^{\text{red}} = +0,34 - (-0,44) = +0,78 \text{ V}$$

Tensiunea electromotoare este pozitivă și reacția este spontană.

Pila bazată pe reacția:



$$\text{are } E = E_{\text{catod}}^{\text{red}} - E_{\text{anod}}^{\text{red}} = 0 - (+0,34\text{V}) = -0,34\text{V}$$

Tensiunea electromotoare este negativă și reacția nu este posibilă.

• În electrochimie, printr-un raționament teoretic se ajunge la relația: $\Delta G = -nFE$.

ΔG reprezintă variația entalpiei libere a unei reacții chimice și are semnificația lucrului mecanic maxim pe care este capabil să-l producă sistemul chimic considerat în condiții reversibile. În electrochimie, ΔG reprezintă energia electrică maximă (lucrul electric maxim) obținută din energia chimică într-o pilă electrochimică. În fizică, între diferența de potențial electric (U) dintre două puncte ale unui câmp electrostatic, sarcina electrică Q și lucrul mecanic (L) necesar transportării sarcinii Q între cele două puncte există relația: $U = L/Q$.

Sarcina electrică Q transportată între cele două borne ale pilei electrochimice se calculează după relația $Q = nF$, unde F este sarcina electrică a unui mol de electroni $F = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ C} \approx 96500 \text{ C}$, iar n este numărul de moli de electroni. Numărul n este egal și cu electrovalența elementului sau cu sarcina electrică relativă a ionului (ex. $n=1$ pentru Na^+ , Cl^- , $n=2$ pentru Ca^{2+} , S^{2-} etc).

Numărul n reprezintă și numărul de echivalenți gram de substanță elementară care a reacționat (vezi paragraful 5.6).

Conform informațiilor de mai sus, pentru o pilă electrochimică cu tensiunea electromotoare E sunt valabile relațiile:

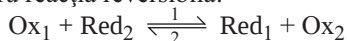
$$E = U, \Delta G = L, Q = nF \text{ și } E = \Delta G/nF \text{ sau } |\Delta G| = nEF.$$

Pentru o reacție reversibilă spontană generatoare de curent electric $\Delta G < 0$ și $E > 0$, de unde rezultă: $\Delta G = -nFE$.

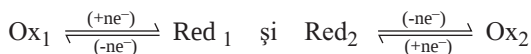
Variația entalpiei libere standard ΔG° reprezintă variația entalpiei libere a reacției chimice generatoare de curent electric dacă pila electrochimică este construită în condiții standard (concentrația ionilor din soluție 1 mol/L, presiunea gazelor 1 atm, temperatura 25°C). În aceste condiții, tensiunea electromotoare a pilei se numește tensiune electromotoare standard E° . Rezultă: $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$.

Dacă rămân constante concentrațiile soluțiilor și presiunea, tensiunea electromotoare variază cu temperatura, pentru că și potențialele electrozilor variază cu temperatura (legea lui Nernst).

• Pentru reacția reversibilă:



cu perechile oxidant - reductant:



Constanta de echilibru K este:

$$K = \frac{[\text{Red}_1] \cdot [\text{Ox}_2]}{[\text{Ox}_1] \cdot [\text{Red}_2]}$$

Utilizând relațiile:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K, \Delta G = -nFE, \Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

rezultă: $-nFE = -nFE^\circ + RT \ln K$

$$\text{sau} \quad E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln K \quad \text{și} \quad E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \ln K$$

unde E este tensiunea electromotoare a pilei bazată pe ecuația redox considerată.

$$\text{La echilibru: } \Delta G = 0 \text{ și } \Delta G^\circ = -RT \ln K \text{ sau } -nFE^\circ = -RT \ln K \text{ și } \ln K = \frac{nFE^\circ}{RT} \text{ sau}$$

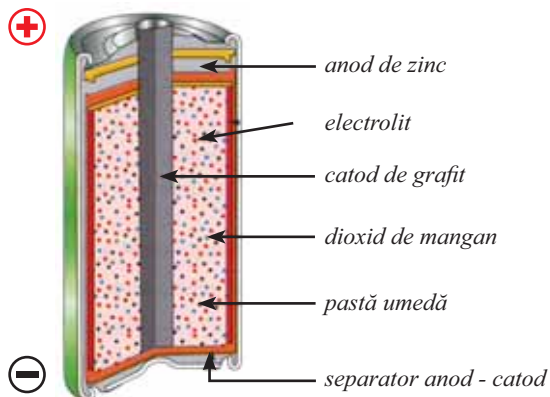
$$\ln K = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} \text{ și } K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}.$$

Pentru o reacție termodinamic posibilă în condiții standard:

$$E^\circ > 0 \text{ și } \Delta G < 0, \text{ iar } K > 1.$$

10.5. Pile electrochimice utilizate în practică

Schema 10.3



• **Pila Leclanché**, numită și pilă salină, este formată dintr-un cilindru de zinc ce constituie polul negativ (anodul pilei). În mijlocul cilindrului se află un electrod de cărbune înconjurat de dioxid de mangan (MnO_2). Acest electrod constituie polul pozitiv (catodul pilei).

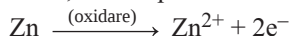
Spațiul dintre cei doi electrozi este umplut cu o pastă umedă formată din: clorură de amoniu (NH_4Cl), clorură de zinc (ZnCl_2), apă și un material inert de umplutură, de exemplu amidon (vezi schema 10.3).



REȚINEȚI

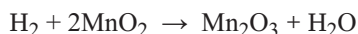
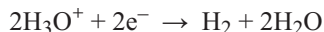
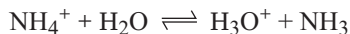
Totul este bine închis pentru a nu se pierde apa, în lipsa căreia pila nu poate funcționa.

La anod, are loc procesul de oxidare a zincului:

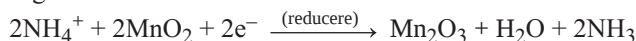


Cilindrul de zinc se consumă în timpul funcționării pilei.

La catod, procesul este mai complex. Ioni H^+ , cedați de NH_4^+ , sunt reduși la atomi de hidrogen, care sunt oxidați la apă de dioxidul de mangan.



Procesul general de reducere:



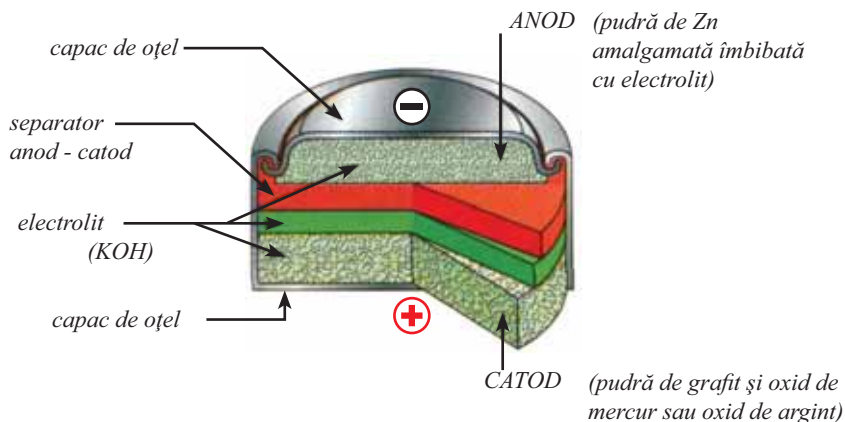
Ecuția reacției generatoare de curent este:



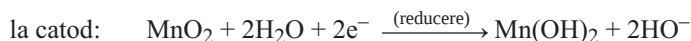
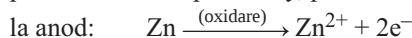
Tensiunea electromotoare maximă este de 1,5V și mai mică la pilele consumate. Se pot forma combinațiile complexe $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ și $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ în stare solidă cristalină și astfel se reduce mobilitatea ionilor din sistem și funcționarea pilei. Dacă se încălzește ușor bateria timp de câteva ore se mărește mobilitatea speciilor chimice din sistem și se prelungește timpul de funcționare a pilei.

• **Pilele alcaline** folosesc ca electrolit o soluție suprasaturată de KOH sau NaOH. La anod are loc oxidarea zincului. Pilele alcaline se construiesc în mai multe variante care diferă între ele prin procesele de reducere de la catod (vezi schema 10.4).

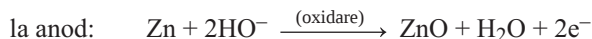
Schema 10.4



Pentru pila alcalină de tip Mallory, procesele de oxidare și de reducere sunt:



La pilele alcaline cu mercur, dioxidul de mangan a fost înlocuit cu oxid de mercur (II) (HgO). Procesele care au loc la electrozi sunt:



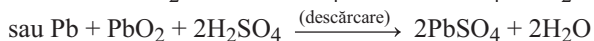
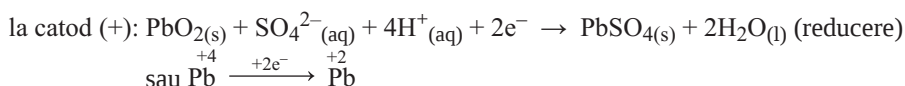
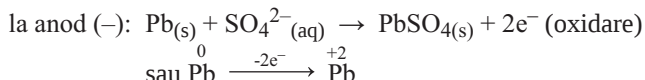
Tensiunea electromotoare a pilei alcaline cu mercur este de 1,3V.

Pilele alcaline au durate de funcționare mari. Se construiesc sub formă cilindrică sau de pastile cu volum mic.

Pilele prezentate mai sus funcționează până la consumarea totală a reactanților și nu mai pot fi reîncărcate. Se numesc pile primare. Spre deosebire de acestea, pilele secundare numite și acumulatori se pot reîncărca.

• **Acumulatorul cu plumb** este format din mai multe celule electrochimice legate în serie. În fiecare celulă, anodul (electrodul negativ) este format dintr-un grătar de plumb ce are ochiurile umplute cu plumb spongios, iar catodul (electrodul pozitiv) este format dintr-un grătar de plumb ce are ochiurile umplute cu dioxid de plumb (PbO_2). Cele două plăci sunt cufundate într-o soluție de acid sulfuric de concentrație 38% ($\rho = 1,29 \text{ g/cm}^3$).

Când acumulatorul debitează curent electric au loc următoarele reacții:



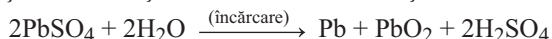
La ambii electrozi se formează sulfat de plumb insolubil care aderă la plăci.

În această reacție se consumă acid sulfuric. De aceea, în acumulatorul descărcat, concentrația acidului sulfuric este mai mică de 38% și densitatea soluției este mai mică de $1,29 \text{ g/cm}^3$. Prin măsurarea densității soluției din acumulator, se poate aprecia gradul de încărcare al acumulatorului. Când se debitează curent electric pe plăcuțele acumulatorului se depune sulfat de plumb greu solubil care acoperă o parte din suprafața activă a electrozilor (proces de sulfatare) și împiedică funcționarea normală a acumulatorului.

Tensiunea electromotoare a acumulatorului cu plumb este de 2V. În practică se utilizează baterii formate din 3 sau 6 celule legate în serie, pentru a se obține tensiunea de 6V sau 12V.

Acumulatorul poate fi reîncărcat, dacă este conectat la o sursă de curent continuu care să debiteze curentul în sens invers față de acumulator și să ofere o tensiune mai mare decât cea dezvoltată de acesta. Practic, se conectează borna pozitivă a sursei de curent electric continuu cu borna pozitivă a acumulatorului și borna negativă a sursei de curent cu borna negativă a acumulatorului. La tensiuni mai mari de 2,4V apar reacții secundare care modifică parametrii de funcționare ai acumulatorului.

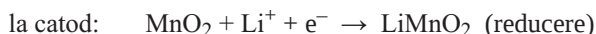
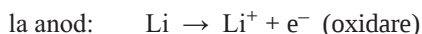
La reîncărcare, reacțiile la electrozi au loc în sens invers. Se consumă sulfatul de plumb de pe plăci și crește concentrația în acid sulfuric a soluției:



• **Acumulatorul pe bază de litiu** este mult utilizat. Anodul este confecționat din litiu amestecat cu grafit și perclorat de litiu (LiClO_4) drept electrolit, toate introduse într-un solvent organic.

Catodul este confecționat din MnO_2 .

La electrozi, au loc procesele:



Tensiunea electromotoare a acumulatorului pe bază de litiu este de 3V.

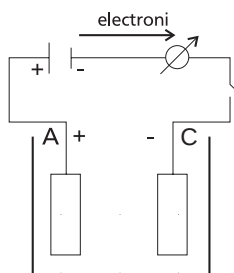


10.6. Electroliza - proces redox

• Electroliții sunt substanțe care conduc curentul electric în soluție sau topitură prin intermediul ionilor. Sunt electroliți: sărurile, acizii și bazele. Pentru a transporta curentul electric, ionii trebuie să se poată mișca liber. De aceea, electroliții conduc curentul electric în soluție sau în topitură când ionii se pot mișca liber și nu în stare solidă, când ionii nu se pot deplasa.

Transportul curentului electric prin topitura sau soluția unui electrolit este însoțit de transformarea substanței, cu obținerea de noi compuși chimici la electrozi, proces complex numit electroliză.

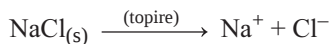
Pentru a stabili cum conduc electroliții curentul electric și cum se descompun substanțele sub acțiunea curentului electric, să analizăm un exemplu mai simplu, electroliza topiturii de clorură de sodiu (NaCl).



Schema 10.5

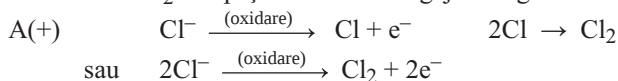
Celula electrolitică (vezi schema 10.5) conține doi electrozi conectați la o sursă de curent electric continuu. Electrocul conectat la borna pozitivă a sursei de curent electric se numește anod și se notează cu A(+). Electrocul conectat la borna negativă a sursei de curent electric se numește catod și se notează cu C (-).

Clorura de sodiu se topește la 802°C. În topitură, ionii Na^+ și Cl^- se mișcă liber.



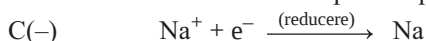
Cei doi electrozi creează în jurul lor câmpuri electrice, sub acțiunea cărora ionii Cl^- se vor deplasa la anod și ionii Na^+ se vor deplasa la catod.

La anod, fiecare ion Cl^- cedează un electron anodului, se oxidează, trecând într-un atom liber de clor. Atomii de clor se vor uni câte doi prin legătură covalentă nepolară în molecule Cl_2 . În spațiul anodic se degajă clor gazos. Procesele de la anod se pot reprezenta astfel:

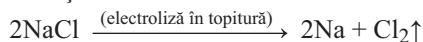


La catod, fiecare ion Na^+ acceptă un electron de la catod, se reduce, trecând într-un atom liber de sodiu.

Procesul de la catod se poate reprezenta astfel:



Ecuatia reacției totale este:



Se observă că, în mod continuu, pleacă electroni de pe catod, preluați în procesul de reducere a ionilor Na^+ și ajung electroni pe anod, cedați în procesul de oxidare a ionilor Cl^- . În acest mod se închide circuitul electric prin topitura clorurii de sodiu.

Electroliza este un proces complex ce are loc la trecerea curentului electric prin topitură sau soluția unui electrolit și constă în:

- migrarea ionilor la electrozi (ionii negativi migrează spre anod, A(+), motiv pentru care se numesc și anioni, iar ionii pozitivi migrează spre catod, C(-), motiv pentru care se numesc și cationi);
- descărcarea (neutralizarea) ionilor la electrozi (la anod are loc procesul de oxidare a anionilor, iar la catod are loc procesul de reducere a cationilor);
- formarea moleculelor stabile.

Descărcarea ionilor la electrozi, în procesul de electroliză, asigură închiderea circuitului electric prin soluția sau prin topitura electrolitelor.

Electroliza are loc cu consum de energie electrică și este un proces endoenergetic, nespontan.

- Ionii se descarcă la electrozi într-o anumită ordine.

La anod, unde are loc oxidarea, anionii se descarcă în ordinea crescătoare a potențialului de reducere, adică se descarcă mai întâi anionii cu potențiale de reducere mai mici. De exemplu, la electroliza unei soluții în care se află ionii Cl^- și I^- , în concentrație de 1 mol/L, se descarcă la anod întâi ionii I^- ($E^\circ_{\text{red}} = +0,54 \text{ V}$) și apoi ionii Cl^- ($E^\circ_{\text{red}} = +1,36 \text{ V}$).

La catod, unde are loc reducerea, cationii se descarcă în ordinea descrescătoare a potențialelor de reducere, adică se descarcă mai întâi cationii cu potențiale de reducere mai mari. De exemplu, la electroliza unei soluții în care se află ionii Cu^{2+} și Ag^+ , în concentrație de 1 mol/L, se descarcă la catod întâi ionii Ag^+ ($E^\circ_{\text{red}} = +0,8 \text{ V}$) și apoi ionii Cu^{2+} ($E^\circ_{\text{red}} = +0,34 \text{ V}$).

Valoarea potențialului de electrod depinde și de concentrația ionilor din soluție. De exemplu, potențialul de reducere al electrodului de hidrogen, care la o concentrație a ionilor H_3O^+ de 1 mol/L este zero, la o concentrație a ionilor H_3O^+ de 10^{-7} mol/L este $-0,41 \text{ V}$. Dacă se supune electrolizei soluții apoase cu $\text{pH}=7$ ce conțin ioni metalici cu potențiale de reducere negative, dar mai mari de $-0,41 \text{ V}$ (de exemplu: Cd^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+}), teoretic acești cationi se pot descărca la catod înaintea ionilor H_3O^+ .

Fiecare specie de ioni se descarcă atunci când s-a atins un anumit potențial, numit potențial de descărcare. Prin potențial de descărcare al unui ion se înțelege potențialul minim de la care începe descărcarea la electrod, continuu și vizibil, a ionului respectiv. Valoarea potențialului de descărcare al unui ion este influențată de mai mulți factori: natura conductorului electronic din care este făcut electrodul, aspectul lucios sau poros al electrodului etc. Pentru unii ioni, în special ioni metalici, potențialele de descărcare sunt foarte apropiate de potențialele lor de electrod. Pentru alți ioni, potențialele de descărcare sunt mai mari decât potențialele lor de electrod. De exemplu, potențialul de descărcare al ionilor Cl^- pe electrod de platină este aproape egal cu potențialul de electrod ($E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = +1,36 \text{ V}$), iar față de electrodul de grafit este $+1,84 \text{ V}$.

Diferența dintre potențialul de descărcare a unui ion și potențialul de electrod calculat după legea lui Nernst se numește supratensiune.

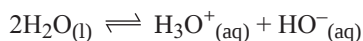
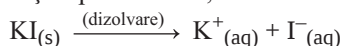
Seria: I^- , Br^- , Cl^- , F^- , HO^- , SO_4^{2-} , NO_3^- cuprinde cei mai întâlniți anioni așezați în ordinea crescătoare a potențialelor de descărcare.

În soluțiile care conțin mai multe specii ionice, ionii se descarcă pe rând, imediat ce potențialul lor de descărcare a fost atins. De exemplu, dacă se supune electrolizei o soluție ce conține ionii Zn^{2+} și Cu^{2+} și se începe electroliza cu o tensiune joasă, ce se mărește progresiv, la o anumită tensiune, când s-a atins potențialul de descărcare al ionilor Cu^{2+} , se descarcă ionii Cu^{2+} până la epuizarea lor din soluție. Ridicând, apoi, tensiunea se descarcă și ionii Zn^{2+} la o tensiune ce permite atingerea potențialului lor de descărcare.



- Ținând seama de toate aceste aspecte, se pot explica procesele ce au loc la electroliza soluției apoase de iodură de potasiu (KI).

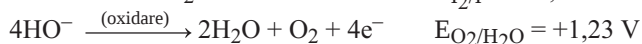
În soluția apoasă de KI, se află ionii:

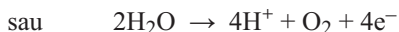


A(+)

La anod, migrează ionii: I^- și HO^- .

Teoretic, sunt posibile procesele de oxidare:

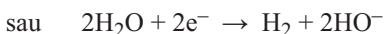




Se descarcă ionii I^- ($E_{\text{I}_2/\text{I}^-} < E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}$) și în spațiul anodic se formează I_2 .

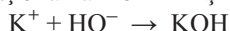
C(-) La catod, migrează ionii: K^+ și H_3O^+ .

Teoretic, sunt posibile procesele de reducere:

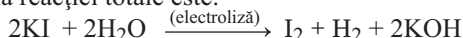


Se descarcă ionii H_3O^+ ($E_{\text{K}^+/\text{K}} < E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}$) și în spațiul anodic se formează H_2 .

În soluție rămân ionii K^+ și HO^- :



Ecuatia reacției totale este:



10.7. Legile electrolizei

1. Masele de substanțe depuse la electrozi sunt proporționale cu sarcina electrică transportată prin celula electrolitică.

2. La trecerea aceleiași sarcini electrice prin mai multe celule electrolitice legate în serie, se depun la electrozi mase de substanțe proporționale cu echivalenții lor chimici.

Aceste legi pot fi explicate teoretic.

În general, la un electrod poate avea loc unul dintre procesele:



Sarcina electrică q necesară pentru a obține un atom X este sarcina a n electroni: $q = n \cdot q_0$ unde $q_0 = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (sarcina unui electron). Creșterea sarcinii electrice transportate prin celula electrolitică determină creșterea numărului de atomi depuși la electrod, adică determină creșterea masei de substanță depusă la electrod. Această dependență dintre masa (m) de substanță depusă prin electroliză și sarcina electrică (Q) transportată este redată matematic de relația:

$$m = K \cdot Q$$

unde K este un factor de proporționalitate.

Dacă $Q = 1 \text{ C}$, rezultă $K = m$.

Factorul K se numește echivalent electrochimic și reprezintă masa de substanță depusă la electrod la trecerea unei sarcini electrice de 1 C .

Sarcina electrică Q este proporțională cu intensitatea curentului electric (I) și cu timpul (t) cât trece curentul electric prin celula electrolitică.

$$Q = I \cdot t$$

Relația $m = K \cdot Q$ devine $m = K \cdot I \cdot t$.

Prin urmare, se depun la electrozi cantități de substanță mai mari dacă crește intensitatea curentului electric și dacă crește timpul cât durează electroliza.

Echivalentul gram al unui element reprezintă cantitatea din acel element, exprimată în grame, care, după caz, cedează, acceptă sau pune în comun numărul lui Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) electroni.

La electroliză, un echivalent gram dintr-un element este depus prin cedarea la anod sau prin acceptarea la catod a numărului lui Avogadro electroni.

Echivalentul gram al unui element se calculează după relația:

$$E_g = \frac{\mu}{n}$$

unde: μ = masa molară, egală numeric cu masa atomică relativă, iar n este valența elementului.

De exemplu, $E_{gZn} = \frac{\mu_{Zn}}{n_{Zn}} = \frac{65}{2} = 32,5g$ (masa de 32,5 g de zinc este depusă pe catodul

celulei electrolitice prin acceptarea a $6,022 \cdot 10^{23}$ electroni).

Așadar, pentru a obține la electrod un echivalent gram dintr-un element, trebuie să se cedeze la anod sau să se accepte la catod $6,022 \cdot 10^{23}$ electroni, adică un mol de electroni.

Sarcina electrică a unui mol de electroni se poate calcula astfel:

$$Q = N_A \cdot q_0 = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} C = 96352 C \approx 96500 C$$

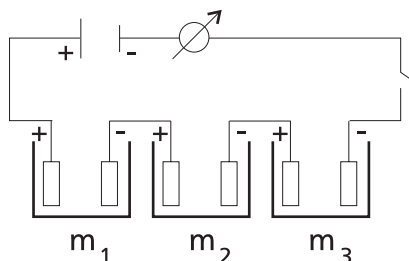
și a fost denumită Faraday, notată cu F ($1F = 96500 C/E_g$).

Folosind ca unitate de măsură pentru sarcina electrică amperul - oră ($1Ah = 1A \cdot 3600 s = 3600 As = 3600 C$), sarcina electrică a unui mol de electroni este:

$$1F = 96500 C/\text{echivalent} = 96500 : 3600 = 26,8 Ah/\text{echivalent}.$$

Când se transportă prin celula electrolitică o sarcină electrică de $1F$, se obține la electrod un echivalent gram (E_g) de substanță elementară. Dacă sarcina electrică transportată este un multiplu al lui F ($Q=cF$), se obțin la electrod de c ori mai mulți echivalenți gram, adică o masă de substanță elementară $m = cE_g$.

Schema 10.6



În schema 10.6 se reprezintă montajul a trei celule electrolitice legate în serie, în care se realizează electroliza a trei substanțe diferite, când la unul dintre cei doi electrozi ai fiecărei celule se depune câte o substanță elementară. Cele trei substanțe elementare diferite au echivalenții chimici: E_{g1} , E_{g2} , E_{g3} .

Sarcina electrică Q ($Q=I \cdot t$ sau $Q = c \cdot F$) ce trece prin cele trei celule electrolitice legate în serie este aceeași și determină obținerea în fiecare celulă a unei mase de substanță elementară de c ori mai mare decât echivalentul gram: $m_1 = cE_{g1}$, $m_2 = cE_{g2}$, $m_3 = cE_{g3}$.

Sarcina electrică de $1F$ ($96500 C$) determină obținerea unui echivalent gram (E_g) de substanță elementară, iar sarcina electrică de $1C$ determină obținerea a unui echivalent electrochimic (K) de substanță elementară. Pornind de la aceste considerente, se obține relația:

$$K = \frac{E_g}{F} = \frac{E_g}{96500} = \frac{1}{96500} \cdot \frac{\mu}{n}$$

$$\text{Din } m = K \cdot Q, \text{ rezultă: } m = \frac{1}{96500} \cdot \frac{\mu}{n} \cdot I \cdot t$$



Cu această relație se poate calcula masa unei substanțe elementare, cu masa molară μ și valență n , obținută la un electrod, în funcție de intensitatea curentului electric și de timpul cât durează electroliza.

Ca în orice proces practic, randamentul nu este 100%. O parte din energia electrică se pierde (de exemplu, prin încălzirea circuitului, efect Joule).

Randamentul de curent se calculează după relația:

$$\eta = \frac{Q_u}{Q_c} \cdot 100$$

unde: Q_u este sarcina electrică utilă care se calculează în funcție de masa de substanță depusă:

$$m = \frac{1}{96500} \cdot \frac{\mu}{n} \cdot Q_u$$

Q_c este sarcina electrică consumată care se calculează din măsurătorile practice: $Q_c = I \cdot t$.

Pila electrochimică transformă energia chimică în energie electrică.

Procesul invers, transformarea energiei electrice în energie chimică are loc la electroliză. În ambele cazuri, anodul este electrodul unde are loc oxidarea, iar catodul este electrodul unde are loc reducerea. Polaritatea lor este însă inversă:

- la electroliză: anod (+), catod (-);

- la pilă: anod (-), catod (+).

Cantitativ, în ambele cazuri, procesul se desfășoară în conformitate cu legile electrolizei.

10.8. Electroliza - metoda de obținere a metalelor, nemetalelor și a substanțelor compuse

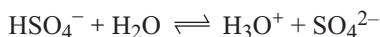
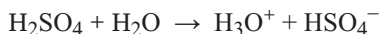
Electroliza permite obținerea mai multor substanțe simple (H_2 , O_2 , Cl_2 , metale) și compuse (NaOH).

• Electroliza apei

În apa pură, există molecule de apă și ionii H_3O^+ și HO^- proveniți din ionizarea apei.



Concentrația ionilor H_3O^+ și HO^- în apa pură este mică (10^{-7} mol/L) și electroliza apei se desfășoară cu viteză foarte mică, procesul fiind practic neobservabil. Pentru a mări conductibilitatea electrică a apei, se acidulează apa cu acid sulfuric sau se alcalinizează cu hidroxid de sodiu. În apa acidulată cu H_2SO_4 se află ionii: HSO_4^- , SO_4^{2-} , H_3O^+ , HO^- rezultați din ionizările:



În apa alcalinizată cu NaOH, se află ionii: H_3O^+ , HO^- și Na^+ , proveniți din ionizarea apei:



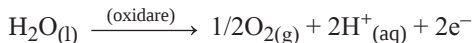
și disocierea: $NaOH \xrightarrow{\text{(dizolvare)}} Na^+ + HO^-$

La **anod** migrează ionii: HO^- , HSO_4^- , SO_4^{2-} (apă acidulată) sau HO^- (apă alcalinizată).

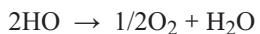
Se descarcă ionii HO^- :



Acest proces de oxidare poate fi redat și sub forma:



Această ecuație se obține însumând toate procesele ce au loc la anod.

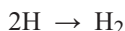
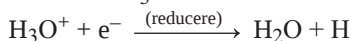


sau $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 1/2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

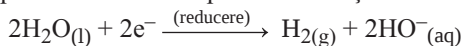
La anod se degajă oxigen. În spațiul anodic, apare un mediu acid.

La **catod**, migrează ionii: H_3O^+ (apa acidulată) sau ionii H_3O^+ și Na^+ (apa alcalinizată).

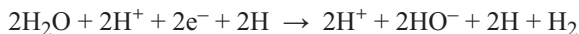
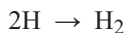
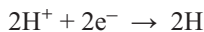
Se descarcă ionii H_3O^+ :



Acest proces de reducere poate fi redat și sub forma:

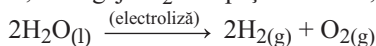


Această ecuație se obține însumând toate procesele ce au loc la catod:



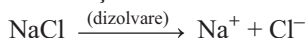
sau $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{HO}^-$

La catod, se degajă H_2 . În spațiul catodic, apare un mediu bazic. Ecuația reacției totale este:



• Electroliza soluției de clorură de sodiu

Se supune electrolizei o soluție apoasă concentrată de NaCl de concentrație 315 g/L sau 5,38M. În această soluție se află ionii:

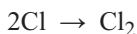


Clorura de sodiu nu hidrolizează și în soluția de NaCl concentrația ionilor H_3O^+ și HO^- este 10^{-7} mol/L.

Mecanismul acestei electrolize este:

A(+)
La anod, migrează ionii: Cl^- și HO^- .

Se descarcă ionii Cl^- : $\text{Cl}^- \xrightarrow{\text{(oxidare)}} \text{Cl} + \text{e}^-$

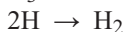


sau $2\text{Cl}^- \xrightarrow{\text{(oxidare)}} \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

La anod, se degajă Cl_2 .

C(-)
La catod, migrează ionii: H_3O^+ și Na^+ .

Se descarcă ionii H_3O^+ : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- \xrightarrow{\text{(reducere)}} \text{H}_2\text{O} + \text{H}$

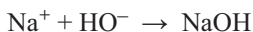


sau $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{(reducere)}} \text{H}_2 + 2\text{HO}^-$



REȚINEȚI

La catod, se degajă H_2 și se formează $NaOH$.



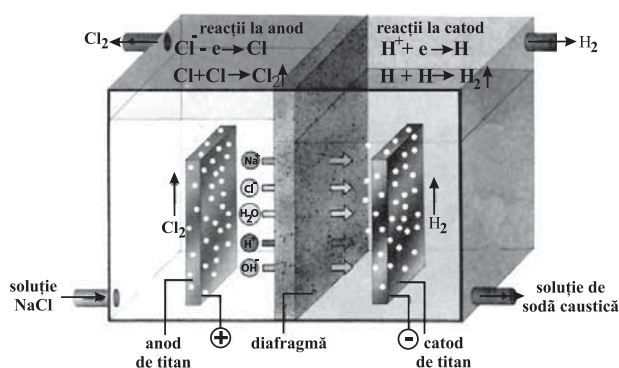
Ecuția reacției totale este:



Clorul și hidroxidul de sodiu pot reacționa, rezultând hipoclorit de sodiu ($NaClO$), clorură de sodiu ($NaCl$) și apă.



Pentru a împiedica această reacție, în care se consumă două substanțe importante (Cl_2 și $NaOH$), în industrie se utilizează instalații speciale.



Schema 10.7

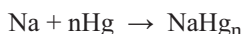
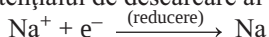
acoperite care conțin în partea inferioară un strat de mercur, ce constituie catodul. Anozii sunt situați în capac, la câțiva centimetri de catod. Reacțiile care au loc la cei doi electrozi, în acest procedeu, sunt:

A(+): La anod, migrează ionii: HO^- și Cl^- și se descarcă ionii Cl^- .



În spațiul anodic, se degajă Cl_2 .

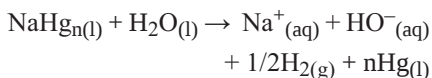
C(-): La catod, migrează ionii: H_3O^+ și Na^+ și se descarcă ionii Na^+ , pentru că față de electrodul de mercur potențialul de descărcare al ionilor Na^+ este mai mare decât cel al ionilor H_3O^+ :



La catod, se formează sodiu metalic care se dizolvă în mercur, formând amalgamul de sodiu ($NaHg_n$) ce conține 1,5% Na. Acesta curge într-o altă cuvă, numită dezamalgator, unde sodiul din amalgam reacționează cu apa (vezi schema 10.8).



sau



Prin electroliza soluției de clorură de sodiu, procedeul cu diafragmă, se obține: H_2 , Cl_2 și leșie care este o soluție apoasă ce conține $NaOH$ (16%) și $NaCl$.

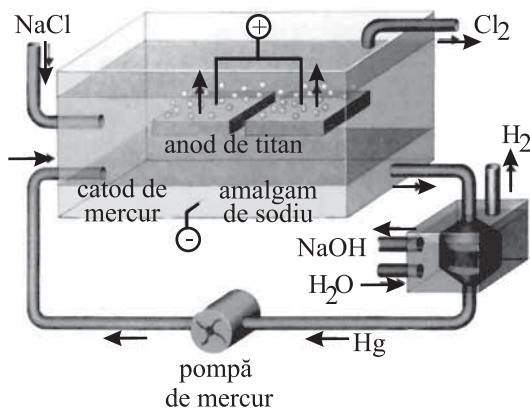
Prin procedeul cu catod de mercur, se obține o soluție de $NaOH$ de concentrație 70% și cu

Procedeul cu diafragmă

folosește pentru separarea spațiului anodic de cel catodic un perete poros, numit diafragma, care împiedică difuzarea gazelor și a soluțiilor, dar permite trecerea ionilor ce asigură transportul curentului electric (vezi schema 10.7).

Procedeul cu catod de mercur

se bazează pe proprietatea sodiului de a forma cu mercurul un aliaj (amalgam), solubil în exces de mercur. În acest procedeu, se folosesc cuve de beton



Schema 10.8

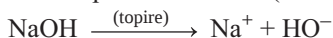
puritate mare. Acest procedeu ridică probleme legate de poluarea cu mercur. Hidrogenul rezultat este impurificat cu vapori de mercur și nu poate fi folosit la obținerea acidului clorhidric.

Prin electroliza soluției apoase de NaCl se obțin: Cl_2 , H_2 și NaOH.

• Obținerea sodiului prin electroliză

Metalele alcaline au potențiale de reducere foarte mici și ionii lor au o tendință foarte mică de a se reduce. De aceea, aceste metale se obțin pe cale electrolitică. Se supun electrolizei, în stare topită, hidroxizii sau clorurile acestor metale sau, mai bine, amestecuri care se topesc la temperaturi mai joase.

În cazul electrolizei topitului de NaOH (NaOH bine uscat, $t = 310 - 330^\circ\text{C}$) au loc procesele:



A(+) (nichel) $2\text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$ Apa se evaporă.

C(-) (fier) $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Na}$

În cazul electrolizei unei topituri de NaCl și CaCl_2 (41-42% NaCl, 58-59% CaCl_2 , $t = 600^\circ\text{C}$), au loc procesele:

A(+) (grafit) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

C(-) (oțel) $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Na}$

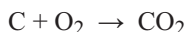
După purificare se obține Na de puritate mare (99,9%).

• Obținerea electrolitică a aluminiului

Se supune electrolizei în stare topită ($t = 960 - 970^\circ\text{C}$) un amestec de Al_2O_3 (alumină) și $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (criolit). Procesul este complex și nu este pe deplin cunoscut. În topitură sunt prezenți mai mulți ioni: Al^{3+} , Na^+ , $[\text{AlF}_6]^{3-}$, F^- , O^{2-} .

A(+) (cărbune) $2\text{F}^- \rightarrow \text{F}_2 + 2\text{e}^-$
 $3\text{F}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlF}_3 + 3/2\text{O}_2$

Anodul de cărbune se consumă în prezența oxigenului.



Din reacția secundară: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$ se formează și CO.

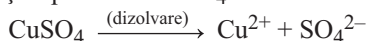
C(-) (plăci de cărbune grafitizat care se acoperă cu aluminiu)
 $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$

Aluminiul în stare topită se evacuează periodic.

Se obține aluminiu de puritate 99,7 - 99,8%.

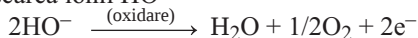
• Electroliza soluției de sulfat de cupru cu electrozi inerti

În soluția apoasă de CuSO_4 se află ionii:



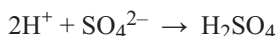
A(+) La anod, migrează ionii: HO^- și SO_4^{2-}

Se descarcă ionii HO^-



sau $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{(oxidare)}} 1/2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

În spațiul anodic, se degajă O_2 și apare un mediu acid.



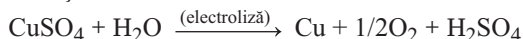
C(-) La catod, migrează ionii: Cu^{2+} și H_3O^+ .



Se descarcă ionii Cu^{2+} : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{(reducere)}} \text{Cu}$

La catod, se depune cuprul metalic.

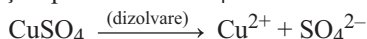
Ecuația reacției totale este:



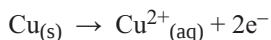
Asemănător, se obțin și alte metale cu potențiale de reducere mari (teoretic, mai mari de -0,41V care este potențialul de reducere al electrodului de hidrogen pentru $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-7}$ mol/L). Se utilizează soluțiile apoase ale oxoacizilor (sulfați, azotați etc).

• Electroliza soluției de sulfat de cupru cu anod solubil

În soluția apoasă de CuSO_4 se află ionii:

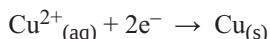


A(+) (Cu brut) La anod, migrează ionii: HO^- și SO_4^{2-} , dar în aceste condiții (anod de cupru) are loc oxidarea atomilor de cupru din anod:



Anodul se dizolvă.

C(-) La catod, migrează ionii: Cu^{2+} și H_3O^+ și se descarcă ionii Cu^{2+} .



Pe catod se depune cupru.

Cuprul de pe anod trece pe catod.

Această electroliză se utilizează industrial pentru purificarea cuprului. Cuprul rafinat electrolitic (99,9%) este utilizat în electronică și electrotehnică.

Electroliza se efectuează la o tensiune joasă (0,4V) când trec în soluție, din plăcile anodice, ionii de cupru și ionii altor metale aflate în cuprul brut (Fe, Zn, Ni, Co). La catod se descarcă numai ionii Cu^{2+} . Având tendința de a se reduce mai mică decât a ionilor Cu^{2+} , ionii celorlalte metale rămân în soluție.

Alte câteva metale (Ag, Au, Pt, Sb, Bi), aflate ca impurități în cuprul brut și care, în aceste condiții, nu pot trece în ioni, se depun pe fundul băii de electroliză formând nămolul anodic.

Acesta reprezintă o sursă pentru obținerea acestor metale.

Aceste tipuri de electroliză se utilizează în metalurgie pentru obținerea și purificarea unor metale, dar și pentru acoperiri galvanice (zincare, nichelare, argintare etc), la lustruirea metalelor, la electrocoroziunea pieselor etc.

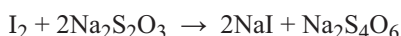
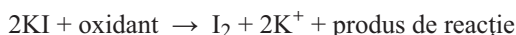


10.9. Titrări redox

Unele reacții redox sunt utilizate în chimia analitică pentru dozarea unor compuși. Pentru aceste determinări cantitative, sunt alese acele reacții redox care îndeplinesc următoarele condiții:

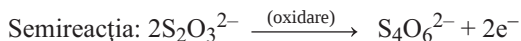
- să fie reacții cantitative, adică să se deplaseze practic total în sensul dorit;
- să permită sesizarea punctului de echivalență, de exemplu, prin schimbarea culorii soluției;
- să decurgă cu viteză mare, încât determinările să poată fi efectuate într-un timp relativ scurt.

Una dintre aceste metode de analiză este **iodometria**. Principiul metodei cuprinde două etape, bazate pe următoarele reacții redox:



unde: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ este tiosulfatul de sodiu și $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ este tetratationatul de sodiu.

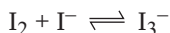
Un agent oxidant este tratat cu exces de soluție slab acidă sau neutră ce conține ionii I^- . Oxidantul este redus cantitativ și se eliberează din prima reacție redox o anumită cantitate de iod (I_2), care este determinată prin titrarea cu o soluție de tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentrație cunoscută.



este posibilă în soluție neutră sau slab acidă. În soluții alcaline sau puternic acide, ionul tiosulfat ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) trece în alți compuși. Iodometria se bazează pe cuplul redox:



Iodul nu este solubil în apă decât în prezența iodurilor alcaline, când se formează ionul complex I_3^- .

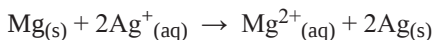


Ca indicator se utilizează soluția de amidon, care formează cu iodul o colorație albastră. Pentru o mai bună sesizare a momentului echivalenței, iodul, aflat în soluția rezultată din prima reacție, este titrat cu soluție de tiosulfat de sodiu până când culoarea brună trece într-o culoare galbenă. În acest moment, când a rămas în soluție o cantitate mică de iod, se adaugă amidon și se continuă titrarea până când se observă o virare a culorii de la albastru la incolor.

Prin iodometrie pot fi dozate mai multe substanțe simple (Cl_2 , Br_2) sau compuse (HClO , H_2O_2 , MnO_2 etc) și mai mulți ioni (Fe^{3+} , Cu^{2+} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ etc).

PROBLEME REZOLVATE

1. Demonstrați că reacția:



desfășurată în condiții standard este termodinamic posibilă: $E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,37\text{V}$, $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,8\text{V}$.

Rezolvare:

Tensiunea electromotoare a pilei electrochimice bazate pe ecuația dată este:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{catod}} - E^\circ_{\text{anod}} = 0,8 - (-2,37) = +3,17 > 0$$

Variația entalpiei libere este:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -2 \cdot 96500 \cdot 3,17 = -611810 \text{ J/mol} = -611,8 \text{ kJ/mol}$$

Constanta de echilibru este:

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} = e^{-\frac{-611810 \text{ J/mol}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298\text{K}}} = e^{247} \gg 1$$

Reacția considerată este practic totală.

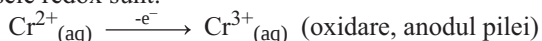
2. Determinați dacă reacția de disproporționare desfășurată în condiții standard

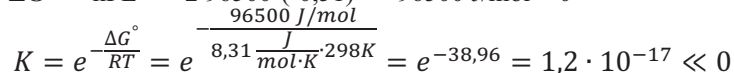


este posibilă. Se cunosc: $E^\circ_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} = -0,41\text{V}$, $E^\circ_{\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}} = -0,91\text{V}$.

Rezolvare:

Procesele redox sunt:



228 colecția
EDUCATIONAL

semireacția de oxidare și semireacția de reducere și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox.

- $\text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$
- $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$
- $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$

10.5. Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox:

- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

10.6. Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox:

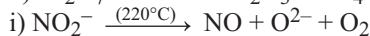
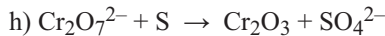
- $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

10.7. Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox:

- $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
- $\text{KClO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_2$
- $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

10.8. Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere și egalați următoarele ecuații chimice în care sunt indicate numai speciile chimice ce participă efectiv la reacție.

- $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^-$
- $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}^-$
- $\text{NO}_2 + \text{HO}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_3^- + \text{Pb} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{PbO}$



10.9. Identificați substanțele notate cu litere din ecuațiile de mai jos și studiați procesul redox din fiecare reacție.

- $\text{KClO}_3 + 2\text{a} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- $3\text{NO} \rightleftharpoons \text{b} + \text{NO}_2$
- $2\text{CrO}_3 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{c} + 3\text{d} + \text{Cr}_2\text{O}_3$
- $2\text{e} + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

10.10. Azotatul de plumb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) se descompune la încălzire conform ecuației:

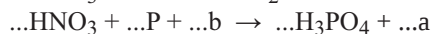
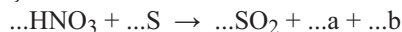


a) Studiați procesul redox, identificați agentul oxidant și agentul reducător și egalați ecuația.

b) Calculați masa de PbO obținută dacă în procesul de reducere au fost acceptați $6,022 \cdot 10^{24}$ electroni.

c) Calculați masa de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de puritate 90% introdusă în proces dacă randamentul reacției este 80%.

10.11. Acidul azotic concentrat transformă sulfurul în SO_2 și fosforul în H_3PO_4 , conform ecuațiilor:



unde a este oxidul azotului ce conține 46,66% azot.

a) Identificați substanțele notate cu a și b, procesele de oxidare și de reducere și egalați ecuațiile reacțiilor chimice.

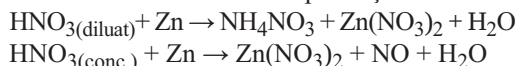
b) Identificați rolul acidului azotic și explicați de ce acidul azotic nu poate avea decât un astfel de rol.

c) Calculați volumul (c.n.) de gaze rezultat din prima reacție, știind că în semireacția de oxidare s-au cedat $3,6132 \cdot 10^{23}$ electroni.

d) Calculați masa de fosfor consumată în a doua reacție, știind că din această reacție s-a degajat aceeași cantitate de oxid a ca și din prima reacție în condițiile de la punctul c.

10.12. Acidul azotic se comportă destul de diferit față de metale. Producția de reacție depinde de concentrația acidului și de potențialul de

reducere al metalului. De exemplu, din reacția zincului cu acidul azotic se pot obține:

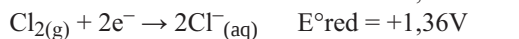
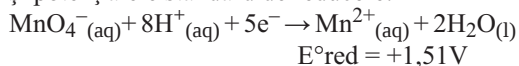
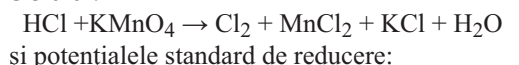


a) Pentru fiecare reacție, identificați procesul de oxidare, procesul de reducere, agentul oxidant și agentul reducător.

b) Calculați numărul de electroni cedați de 15 mmol de zinc în prima reacție.

c) Calculați masa de acid azotic și masa de zinc care se consumă în a doua reacție, dacă în fiecare semireacție au fost implicați același număr de electroni ca la punctul b.

10.13. Se consideră reacția de obținere a clorului:

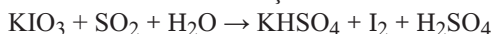


a) Identificați procesul de oxidare, procesul de reducere, agentul oxidant și agentul reducător și egalați ecuația reacției redox.

b) Verificați dacă reacția poate avea loc în condiții standard.

c) Calculați volumul de soluție de KMnO_4 de concentrație 1M necesar obținerii a 336 mL (c.n.) de clor, considerând reacția totală.

10.14. Se consideră reacția redox:

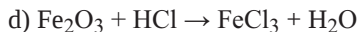
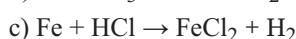
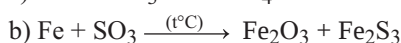


a) Identificați procesul de oxidare, procesul de reducere, agentul oxidant și agentul reducător și egalați ecuația.

b) Calculați masa de iod obținută dacă a reacționat cu iodatul de potasiu (KIO_3) o cantitate de dioxid de sulf (SO_2) ce ocupă 65,6 mL măsurată la 37°C și 3,1 atm.

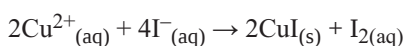
c) Calculați echivalentul gram de oxido-reducere al iodatului de potasiu și indicați semnificația acestei mase.

10.15. Se consideră reacțiile:



Identificați reacțiile redox, studiați procesele de oxidare și de reducere și stabiliți coeficienții.

10.16. Într-o soluție cu masa de 10g ce conține ioni Cu^{2+} se adaugă iodură de potasiu (KI) în exces. Iodul eliberat este titrat până la punctul de echivalență, marcat cu amidon, cu 10 mL de soluție de tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentrație 0,5M. Știind că reducerea ionilor Cu^{2+} de către ionii I^- are loc conform ecuației:



calculați conținutul în ioni Cu^{2+} al soluției, exprimat în procente de masă.

10.17. O probă dintr-un amestec gazos de etan și etenă, cu volumul de 0,672 L (c.n.) este barbotată prin 100g de soluție de brom de concentrație 4%. În soluția rezultată se adaugă iodură de potasiu (KI) în exces care reduce la Br^- bromul nereacționat. Iodul eliberat este titrat până la punctul de echivalență, marcat cu amidon, cu 50 mL de soluție de tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentrație 0,2M.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor care au loc și studiați procesele redox.

b) Calculați raportul molar etan : etenă din amestecul gazos considerat.

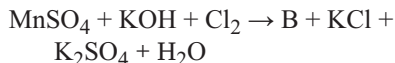
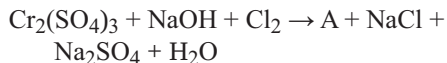
c) Calculați masa de soluție de brom care se află în exces.

10.18. Într-un pahar, se introduc 4 mL de soluție de apă oxigenată (H_2O_2), 20 mL de apă distilată, 10 mL de soluție de H_2SO_4 și 4g de KI. Se acoperă paharul și se lasă la întuneric 10-15 minute. Iodul rezultat din reacție se titrează până la punctul de echivalență, marcat cu amidon, cu 27,2 mL de soluție de tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentrație 1M.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor care au loc. Studiați procesele redox.

b) Determinați concentrația molară a soluției de apă oxigenată.

10.19. Clorul are caracter oxidant puternic și poate oxida unele metale tranzitionale la numărul de oxidare maxim, ca în următoarele reacții:



unde A este o sare cu raportul de masă: Na:Cr:O = 23:26:32, iar B este o sare cu compoziția procentuală de masă: 24,683% K, 34,8% Mn, 40,506% O.

a) Identificați sărurile A și B, studiați procesele redox și egalați ecuațiile celor două reacții redox.

b) Calculați numărul de moli de clor consumați în fiecare reacție, dacă în fiecare reacție se consumă un echivalent gram de oxido-reducere de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ și respectiv MnSO_4 .

10.20. Consultați anexa 12 și indicați care dintre reacțiile de mai jos sunt posibile și completați ecuațiile lor.

- $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- $\text{Ag} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{AlCl}_3 \rightarrow$
- $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Hg} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{CuO} \rightarrow$
- $\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow$
- $\text{Br}_2 + \text{NaF} \rightarrow$

10.21. O placă de zinc cu masa de 30g este introdusă în 64 mL de soluție de sulfat de cupru, cu densitatea $\rho = 1,25 \text{ g/cm}^3$, unde este lăsată până la epuizarea sulfatului de cupru din soluție. După reacție, placa de zinc cântărește 29,91 g. Calculați:

- masa de zinc ce a trecut în soluție și masa de cupru care s-a depus pe placă;
- concentrația procentuală a soluției de sulfat de cupru.

10.22. O placă de cupru este introdusă în 80cm^3 de soluție de azotat de argint (AgNO_3) de concentrație 0,5M. După ce placa de cupru a fost scoasă din soluție, s-a constatat că masa ei a

crescut cu 2,28g. Calculați:

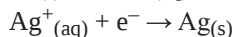
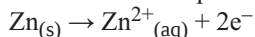
- masa metalului ce a trecut în soluție;
- masa metalului scos din soluție;
- concentrația molară a soluției de azotat de argint după reacție, considerând că volumul soluției rămâne constant.

10.23. O sârmă de aluminiu, proaspăt curățată de stratul de oxid de aluminiu, este introdusă în 60 mL de soluție de sulfat de cupru (CuSO_4) de concentrație 1,5M. După reacție, concentrația soluției în sulfat de cupru este 0,5M. Se consideră constant volumul soluției.

a) Determinați cu cât a crescut masa sârmei de aluminiu.

b) Calculați concentrația molară a soluției în sulfat de aluminiu ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) după reacție.

10.24. Se consideră procesele:



a) Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere.

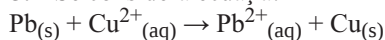
b) Reprezentați pila a cărei funcționare se bazează pe aceste procese.

c) Scrieți ecuația reacției redox pe care se bazează funcționarea pilei.

d) Calculați tensiunea electromotoare a pilei, considerând potențialele standard. Consultați anexa 11.

e) Descrieți cum se poate construi o astfel de pilă.

10.25. Se consideră ecuația:



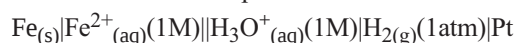
a) Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere.

b) Precizați care electrod este anodul pilei și care electrod este catodul pilei.

c) Reprezentați pila a cărei funcționare se bazează pe această reacție.

d) Calculați tensiunea electromotoare a pilei, considerând potențialele standard.

10.26. Se consideră pila electrochimică:



a) Identificați procesul de oxidare și procesul de reducere. Consultați anexa 11.



b) Stabiliți anodul și catodul pilei.

c) Scrieți ecuația reacției pe baza căreia funcționează pila.

d) Precizați ce semnificație are tensiunea electromotoare a acestei pile.

10.27. Se consideră pila electrochimică formată din electrodul standard de aluminiu și electrodul standard de magneziu.

a) Identificați anodul și catodul acestei pile. Consultați anexa 11.

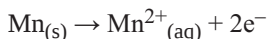
b) Scrieți ecuațiile semireacțiilor de oxidare și de reducere.

c) Calculați tensiunea electromotoare a pilei.

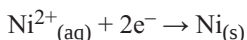
d) Reprezentați pila.

e) Scrieți ecuația reacției ce stă la baza funcționării pilei.

10.28. Se consideră procesul de oxidare:



și procesul de reducere:

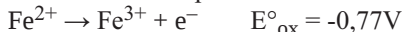


a) Reprezentați pila a cărei funcționare se bazează pe aceste două procese.

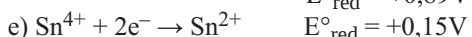
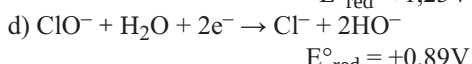
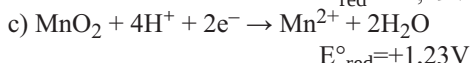
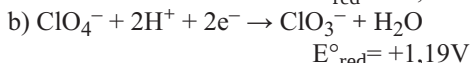
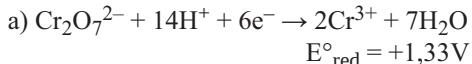
b) Scrieți ecuația reacției pe care se bazează funcționarea pilei.

c) Calculați potențialul standard de reducere al electrodului de mangan, știind că $E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,23\text{V}$ și că tensiunea electromotoare a pilei construită în condiții standard este $E = +0,95\text{V}$.

10.29. Se consideră procesul de oxidare:

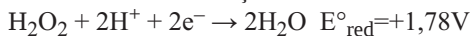


și procesele de reducere:

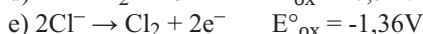
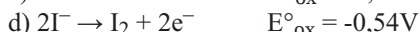
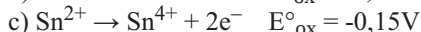
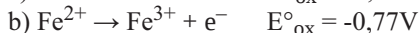
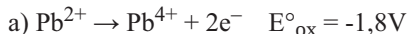


Indicați care dintre agenții oxidanți de mai sus pot oxida ionii Fe^{2+} la ionii Fe^{3+} și în ce condiții.

10.30. Se consideră reacția de reducere:



și procesele de oxidare:



Indicați care dintre ionii de mai sus pot fi oxidați de apa oxigenată.

10.31. Într-un acumulator cu plumb încărcat se află 515,8 g de soluție de acid sulfuric de concentrație 38%. După ce acumulatorul a fost utilizat o anumită perioadă de timp, masa de apă din soluția de acid sulfuric a crescut la 328,8 g.

Calculați:

a) concentrația soluției de acid sulfuric după utilizarea acumulatorului;

b) variația de masă a anodului și variația de masă a catodului.

10.32. Se consideră electroliza topiturii de clorură de calciu (CaCl_2).

a) Scrieți ecuațiile semireacțiilor ce au loc la electroliză și ecuația reacției finale.

b) Calculați masa de metal depusă la unul dintre electrozi, dacă s-au supus electrolizei 500g de CaCl_2 de puritate 88,8% și dacă randamentul electrolizei este 90%.

10.33. Calculați masa de cupru depusă la catod la electroliza unei soluții de sulfat de cupru (CuSO_4), dacă intensitatea curentului electric este de 5A, electroliza a durat 20 minute, iar randamentul de curent a fost de 95%.

10.34. Pentru identificarea unui metal necunoscut, divalent, se realizează un montaj în care sunt legate în serie două instalații speciale de electroliză. În prima instalație se realizează electroliza topiturii de clorură de magneziu (MgCl_2), iar în a doua instalație se realizează electroliza topiturii clorurii metalului necunoscut. După întreruperea electrolizei, în prima instalație s-au depus la catod 6g de magneziu, iar în a doua instalație s-au depus la catod 13,75g de metal. Identificați metalul necunoscut.

10.35. La electroliza soluției azotatului unui metal monovalent, s-au depus pe catod 6,48 g de metal, la trecerea unei sarcini electrice de 5790 C. Considerând că nu au loc pierderi de curent, determinați pentru metalul considerat:

- echivalentul gram;
- echivalentul electrochimic;
- masa atomică relativă.

10.36. La electroliza topiturii clorurii unui metal divalent, s-au depus pe catod 109,6 mg de metal, la trecerea unei sarcini electrice de 166,667 C. Considerând că pierderile de curent sunt de 7,36%, determinați pentru metalul considerat:

- echivalentul gram;
- echivalentul electrochimic;
- masa atomică relativă.

10.37. Se leagă în serie o celulă electrochimică în care se află soluție de azotat de argint (AgNO_3) și o alta ce conține soluția sulfatului unui metal divalent. După întreruperea electrolizei, la catodul primei celule s-au depus 6,48 g de argint. Știind că metalul necunoscut are echivalentul electrochimic 0,3316 mg și că randamentul de curent a fost de 92,64%, determinați:

- echivalentul gram al metalului necunoscut;
- masa de metal depusă la catodul celei de-a doua celule electrolitice;

c) masa molară a metalului necunoscut și identificați metalul;

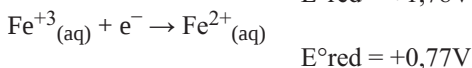
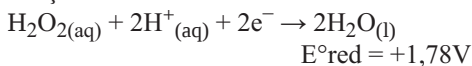
d) sarcina electrică consumată.

10.38. La electroliza unei soluții de sulfat de nichel (NiSO_4) s-au depus 5,31 kg de nichel și s-au consumat 5000 Ah.

a) Calculați randamentul de curent.

b) Considerând că intensitatea curentului electric a fost de 1000 A, calculați timpul cât a durat electroliza.

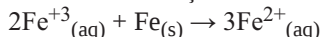
10.39. Se consideră semireacțiile de reducere în condiții standard:



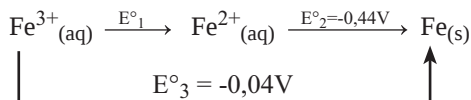
Verificați în trei moduri dacă ionii Fe^{2+} pot fi oxidați de apa oxigenată la ioni Fe^{3+} .

În caz afirmativ, scrieți ecuația reacției.

10.40. Se consideră reacția redox:



și diagrama Latimer, în care potențialele indicate sunt potențiale de reducere standard.



Verificați dacă reacția considerată poate avea loc în condiții standard.

Teste tip



10.41. O placă de fier cu masa de 10g este introdusă într-o soluție de CuSO_4 de concentrație 16%. La sfârșitul reacției, când cantitatea de CuSO_4 din soluție a reacționat, masa plăcii de fier este 10,16g. Este corectă afirmația:

- au trecut în soluție ca ioni Fe^{2+} 1,12g de Fe și s-au depus pe placa de Fe 1,28g de Cu;
- masa soluției de CuSO_4 este 20g;
- masa plăcii a crescut cu 1,6%;
- sunt corecte variantele a, b, c;
- niciun răspuns corect.

10.42. O placă de Zn cu masa de 5,68 g este introdusă într-o soluție de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, când masa

plăcii se dublează. Este incorectă afirmația:

- s-au depus pe placa de zinc un număr de moli de atomi de plumb egal cu numărul de moli de atomi de zinc care au plecat de pe placa de zinc;
- s-au depus 0,04 mol de atomi de Pb;
- s-au depus 5,68 g de Pb;
- în soluție s-au aflat cel puțin 13,24 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
- placa de zinc își schimbă culoarea de la argintiu la gri - cenușiu cu aspect spongios.

10.43. După ce a fost introdusă într-o soluție de azotat de argint (AgNO_3), masa unei plăcuțe



de cupru crește cu 4,56g. Știind că s-a consumat numai 80% din cantitatea de AgNO_3 din soluție, este corectă afirmația:

- a) s-au depus pe placa de cupru 6,48g Ag;
- b) soluția rezultată conține $18,066 \cdot 10^{21}$ ioni Cu^{2+} ;
- c) soluția inițială de AgNO_3 conține 0,075 mol de ioni Ag^+ și 0,075 mol ioni NO_3^- ;
- d) soluția rezultată conține: 0,03 mol de ioni Cu^{2+} , 0,015 mol de ioni Ag^+ și 0,075 mol de ioni NO_3^- ;
- e) sunt corecte toate variantele.

10.44. O placă de magneziu cu masa de 40g este introdusă într-o soluție de CuCl_2 cu masa de 45g. La sfârșitul reacției, când toată cantitatea de CuCl_2 din soluție a fost consumată, masa plăcii de magneziu a crescut cu 5%. Este incorectă afirmația:

- a) pe placa de magneziu s-au depus 3,2g de cupru;
- b) concentrația procentuală de masă a soluției de CuCl_2 este 15%;
- c) în urma reacției masa soluției a scăzut cu 4,44%;
- d) după reacție soluția conține: 2,125 mol de molecule de apă, 0,05 mol de ioni Mg^{2+} și 0,1 mol de ioni Cl^- ;
- e) după reacție placa metalică are: 92,38% Cu și 7,62% Mg.

10.45. O placă de cupru este introdusă într-o soluție de AgNO_3 . După reacție, masa plăcii s-a modificat cu 12,16%. Este corectă afirmația:

- a) dacă placa de cupru a avut inițial masa de 100g, după reacție placa conține: 94,88g Cu și 17,25g Ag;
- b) masa plăcii de cupru a crescut cu 12,16%;
- c) masa plăcii de cupru a scăzut cu 12,16%;
- d) dacă placa de cupru a avut inițial masa de 50g, s-au depus pe placa de cupru 8,64g Ag;
- e) sunt corecte variantele a, b și d.

10.46. Se consideră o placă de Al pur cu masa de 5,4g. Placa se introduce în 120g de soluție de CuSO_4 de concentrație 20% până la epuizarea sulfatului de cupru din soluție. Este incorectă

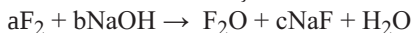
afirmația:

- a) masa plăcii de aluminiu a crescut cu 127,77%;
- b) după reacție, raportul molar Al : Cu din placa metalică este 2:3;
- c) după reacție, masa plăcii metalice este 6,9g;
- d) placa de aluminiu se acoperă cu un strat arămiu;
- e) sarcina electrică relativă a ionilor Al^{3+} din soluție după reacție este $+18,066 \cdot 10^{22}$.

10.47. O placă de Zn cu masa de 45,5g se introduce în 600g soluție de CuSO_4 de concentrație 16%. Sunt corecte afirmațiile:

- a) CuSO_4 din soluție se poate consuma total în reacție;
- b) pe placa de Zn se pot depune maximum 38,4g de Cu;
- c) soluția își poate schimba culoarea din albastru în incolor;
- d) masa plăcii de Zn poate scăde cu maximum 1,138%;
- e) sunt corecte toate variantele.

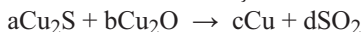
10.48. Se consideră reacția:



Referitor la această reacție este corectă afirmația:

- a) coeficienții a, b și c sunt diferiți ($a \neq b \neq c$);
- b) reacția este o reacție de disproportionare, F^0 fiind și agent oxidant și agent reducător;
- c) reacția nu este o reacție redox;
- d) semireacția de oxidare este: $\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}^{+2} + 4\text{e}^-$, iar semireacția de reducere este: $\text{F}^0 + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^{-1}$;
- e) toți produșii de reacție sunt compuși ionici.

10.49. Se consideră reacția:



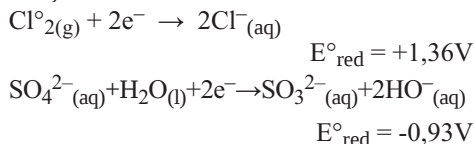
Referitor la această reacție nu este corectă afirmația:

- a) coeficienții a, b, c, d sunt: $a=d=1$, $b=2$, $c=6$;
- b) Cu^{+1} este agentul reducător și S^{-2} este agentul oxidant;
- c) 16g de Cu_2S reacționează cu 28,8g de Cu_2O ;

d) pentru obținerea a 3,84g Cu, agentul oxidant acceptă $361,32 \cdot 10^{20}$ electroni;

e) pentru obținerea a 22,4 L (c.n.) de SO_2 , agentul reducător cedează 6 mol de electroni.

10.50. Se consideră semireacțiile de reducere în condiții standard:



Nu este corectă afirmația:

a) reacția: $2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ este posibilă;

b) reacția: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ este posibilă;

c) tensiunea electromotoare a pilei bazate pe reacția posibilă este $E=+2,29\text{V}$;

d) variația energiei interne în condiții standard (ΔG°) pentru reacția posibilă este $\Delta G^\circ = -441970 \text{ J/mol}$;

e) reacția posibilă este practic totală ($K_c = e^{178}$).

10.51. Se supune electrolizei o soluție apoasă ce conține CuCl_2 și FeBr_3 .

Considerând că potențialele de descărcare la electrozi sunt identice cu potențialele standard de electrod ($E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{V}$, $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0,04\text{V}$, $E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = +1,36\text{V}$, $E^\circ_{\text{Br}_2/2\text{Br}^-} = +1,09\text{V}$), alegeți varianta corectă:

a) la anod, ordinea descărcării anionilor este: Br^- , Cl^- ;

b) la catod, ordinea descărcării cationilor este: Cu^{2+} , Fe^{3+} ;

c) ordinea descărcării nu depinde de potențialele de descărcare, depinde numai de sarcina electrică a ionilor;

d) la anod se oxidează primul anionul cu potențialul de reducere cel mai mic, iar la catod se reduce primul cationul cu potențialul de reducere cel mai mare;

e) sunt corecte variantele a, b și d.

Teste tip

B

10.52. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) specia chimică (atomi, ioni) care se oxidează cedează electroni și își mărește numărul de oxidare;

..... b) specia chimică (atomi, ioni) care se reduce acceptă electroni și își micșorează numărul de oxidare;

..... c) atomii sau ionii care cedează electroni sunt agenți oxidanți, iar atomii sau ionii care acceptă electroni sunt agenți reducători.

10.53. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) într-un cuplu redox, reducătorul este donatorul de electroni;

..... b) într-un cuplu redox, oxidantul este acceptorul de electroni;

..... c) într-o reacție de oxido-reducere se întâlnește un singur cuplu redox.

10.54. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile referitoare la electrodul

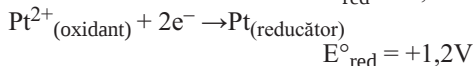
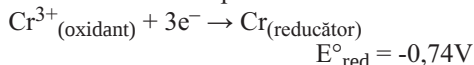
standard de argint:

..... a) electrodul standard de argint este format dintr-o placă de argint imersată într-o soluție de AgNO_3 de concentrație 1M, la temperatura de 298K;

..... b) diferența de potențial dintre potențialul electrodului standard de argint și potențialul electrodului normal de hidrogen reprezintă potențialul standard al electrodului de argint;

..... c) potențialul standard de reducere al argintului este pozitiv, pentru că argintul are o tendință mai mică decât a hidrogenului de a se oxida.

10.55. Se consideră cuplurile redox:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) cromul este un agent reducător mai slab decât platina;

..... b) ionii Cr^{3+} sunt agent oxidanți mai slabi decât ionii Pt^{2+} ;

..... c) nici cromul și nici platina nu substituie hidrogenul din acidul clorhidric.

10.56. Se consideră metalele: Ba ($E^\circ_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}} = -2,91\text{V}$), Al ($E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,66\text{V}$), Mn ($E^\circ_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -1,18\text{V}$), Bi ($E^\circ_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}} = +0,2\text{V}$), Hg ($E^\circ_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}} = +0,86\text{V}$).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) reactivitatea metalelor considerate crește în ordinea: $\text{Ba} < \text{Al} < \text{Mn} < \text{Bi} < \text{Hg}$;

..... b) Ba, Al și Mn pot reacționa cu HCl cu degajare de H_2 ;

..... c) Bi și Hg nu reacționează cu apa.

10.57. Se consideră metalele: Ca ($E^\circ_{\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}} = -2,87\text{V}$), Zn ($E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{V}$), Cu ($E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{V}$), Au ($E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = +1,4\text{V}$).

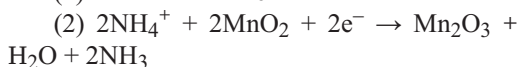
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) calciu poate scoate din sărurile lor metalele: Zn, Cu, Au;

..... b) cupru poate scoate aurul dintr-o sare a sa și este scos din sărurile sale de către calciu și zinc;

..... c) cuprul și aurul reacționează cu apa și acidul clorhidric, iar calciul și zincul nu reacționează cu apa și acidul clorhidric.

10.58. Se consideră semireacțiile:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) semireacția (1) este procesul de oxidare care are loc la anodul pilei Leclanché;

..... b) semireacția (2) este procesul de reducere care are loc la catodul pilei Leclanché;

..... c) ambele semireacții sunt procese de reducere și nu pot forma un cuplu redox pe care să se bazeze funcționarea unei pile electrochimice.

10.59. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) echivalentul electrochimic K reprezintă masa dintr-un element depusă la electrod la trecerea unei sarcini electrice de 1 C;

..... b) echivalentul chimic al unui element reprezintă masa din acel element depusă la electrod la trecerea prin cuva de electroliză a N_A electroni;

..... c) pentru cupru ($\mu_{\text{Cu}} = 64\text{g/mol}$, valența $\text{Cu} = 2$), $E_g = 32\text{g}$ și $K = 0,331\text{mg}$.

10.60. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) procesul de oxidare: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 1/2\text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$ are loc la catodul celulei în care are loc electroliza apei;

..... b) procesul de reducere: $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ are loc la anodul celulei în care are loc electroliza apei;

..... c) la electroliza apei acidulate cu H_2SO_4 sau alcalinizate cu NaOH se degajă oxigen la anod și hidrogen la catod.

10.61. Cele mai importante numere de oxidare ale manganului sunt: 0, +2, +3, +4, +7, iar ale cromului sunt: 0, +2, +3, +6.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) manganul metalic și cromul metalic nu pot fi decât agenți reducători;

..... b) Mn_2O_7 , KMnO_4 , CrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 nu pot fi decât agenți oxidanți;

..... c) Mn_2O_3 , MnO_4 , MnCl_2 , Cr_2O_3 , CrCl_2 pot fi și agenți oxidanți și agenți reducători.

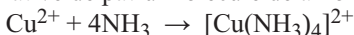
11

Reacții de complexare și precipitare. Metode experimentale de identificare a unor cationi și anioni

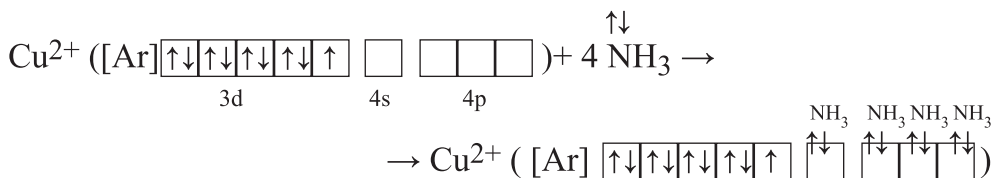
11.1. Combinații complexe

• Combinațiile complexe sunt o clasă de compuși ai metalelor cu multiple aplicații practice. Pentru a înțelege structura unei combinații complexe, să analizăm structura combinației complexe $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, denumită hidroxid de tetraaminocupru (II).

Ionul complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ este format din ionul Cu^{2+} legat prin patru legături covalente coordinative de patru molecule de amoniac.

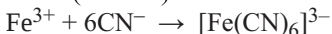


Ionul Cu^{2+} este acceptorul de electroni, iar atomul de azot din amoniac, care posedă o pereche de electroni neparticipanți la legătură, este donatorul de electroni.

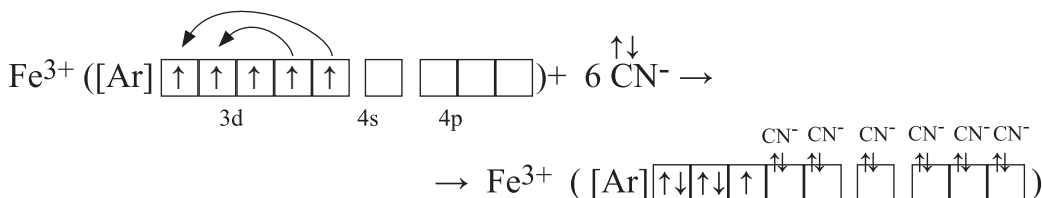


Ionul Cu^{2+} participă la realizarea legăturilor covalente coordinative cu patru orbitali neocupați din substraturile 4s și 4p, având însă forme, energii și orientări modificate (hibridizare sp^3), iar atomul de azot participă cu orbitalul dielectronic de pe ultimul strat.

În combinația complexă $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, denumită hexacianoferat (III) de potasiu, ionul complex $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ este format din ionul Fe^{3+} legat prin 6 legături covalente coordinative de 6 ioni ciarnură ($\text{:N}\equiv\text{C:}^-$).



Ionul Fe^{3+} este acceptorul de electroni, iar atomul de carbon din ionul CN^- este donatorul de electroni.



Ionul Fe^{3+} participă la realizarea legăturilor covalente coordinative cu orbitalii neocupați cu electroni din substraturile 3d, 4s și 4p, având forme, energii și orientare modificate (hibridizare d^2sp^3).



O combinație complexă este compusă dintr-un ion metalic, numit ion central, care este unit prin legături covalente coordinative de particule (molecule sau ioni) de ligand.

Reacția dintre un ion metalic și un ligand cu formarea unei combinații complexe se numește reacție de complexare.

• Liganzii pot fi:

- molecule care au atomi cu perechi de electroni neparticipanți la legătură: NH_3 , H_2O , CO , molecule organice etc;

- ioni negativi: F^- , Cl^- , Br^- , I^- , HO^- , CN^- , SCN^- etc.

• Numărul de particule de ligand care se leagă covalent coordinativ de ionul central se numește număr de coordinare.

De exemplu, în $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, numărul de coordinare este 4, iar în $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, numărul de coordinare este 6.

• Formează combinații complexe ionii metalici cu volum mic și care posedă orbitali liberi, în care pot accepta electronii neparticipanți ai ligandului.

• Sarcina electrică relativă a ionului complex este determinată de sarcina electrică a particulelor (molecule sau ioni) componente.

Dacă ligandul este o moleculă neutră, sarcina electrică a ionului complex este egală cu sarcina ionului metalic. De exemplu, sarcina electrică a ionului complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ este:

$$+2 \text{ (sarcina electrică a ionului } \text{Cu}^{2+}) + 4 \cdot 0 \text{ (sarcina electrică a moleculei } \text{NH}_3) = +2$$

Dacă ligandul este un ion negativ, sarcina ionului complex este egală cu suma algebrică a sarcinilor ionilor componenți.

De exemplu, sarcina electrică a ionului complex $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ este:

$$+3 \text{ (sarcina electrică a ionului } \text{Fe}^{3+}) + 6 \cdot (-1) \text{ (sarcina electrică a ionului } \text{CN}^-) = -3$$

• Denumirea unei combinații complexe ține seama de structura ei.

Dacă ionul complex este un cation (ion pozitiv), denumirea combinației complexe se stabilește după regula:

numele ionului care neutralizează sarcina ionului complex + de + numărul particulelor de ligand + numele ligandului + numele metalului central + valența metalului

De exemplu, combinația complexă $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ are denumirea: hidroxid de tetraaminocupru (II).

Dacă ionul complex este un anion (ion negativ), denumirea combinației complexe se stabilește după regula:

numărul de particule de ligand + numele ligandului + cuvânt terminat în „at” derivat din numele metalului central + valența metalului + de + numele cationului

De exemplu, combinația complexă $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ are denumirea: hexacianoferat (III) de potasiu.

Denumirile celor mai întâlniți liganzi sunt: H_2O (aqua), HO^- (hidroxo), CN^- (ciano), SCN^- (tiocianato), NH_3 (amino), F^- (fluoro), Cl^- (cloro), Br^- (bromo), I^- (iodo), SO_4^{2-} (sulfato), $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (tiosulfato).

Se recomandă să se scrie lângă simbolul ionului central simbolul atomului din ligand care este donatorul de electroni. De exemplu, se recomandă formula chimică: $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$.

• Combinațiile complexe sunt compuși ionici. Între ionul complex și ionul care neutralizează

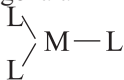
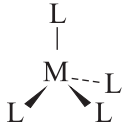
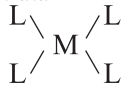
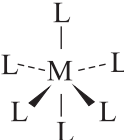
sarcina ionului complex se stabilește o legătură ionică.

- Câteva proprietăți ale combinațiilor complexe sunt:

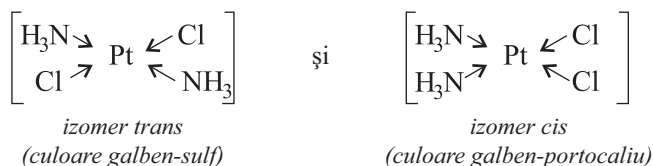
- combinațiile complexe sunt stabile atât în stare solidă cât și în soluție;
- majoritatea combinațiilor complexe sunt solubile în apă;
- combinațiile complexe pot fi incolore sau colorate.

• În structura unei combinații complexe, liganzii ocupă poziții bine determinate în spațiu în funcție de numărul de coordinare al ionului central. Informații despre structura unor combinații complexe sunt prezentate în tabelul 11.1.

Tabelul 11.1.

Număr de coordinare	Structura	Observații	Exemple
2	liniară L – M – L	Liganzii sunt dispuși liniar.	$[H_3N \rightarrow Ag \leftarrow NH_3]^+$
3	plan trigonală 	Liganzii sunt dispuși în același plan, în vârfurile unui triunghi echilateral.	$\left[\begin{array}{c} I \\ \diagup \\ Hg \\ \diagdown \\ I \end{array} \right]^-$
4	tetraedrică  plan pătrată 	Liganzii sunt dispuși în vârfurile unui tetraedru regulat. Liganzii sunt dispuși în același plan, în vârfurile unui pătrat.	$\left[\begin{array}{c} Cl \\ \\ Co \cdots Cl \\ / \quad \backslash \\ Cl \quad Cl \end{array} \right]^{2-}$ $\left[\begin{array}{c} NH_3 \\ \downarrow \\ H_3N \rightarrow Cu \leftarrow NH_3 \\ \uparrow \\ NH_3 \end{array} \right]^{2+}$
6	octaedrică 	Liganzii sunt dispuși în vârfurile unui octaedru regulat	$\left[\begin{array}{c} NH_3 \\ \downarrow \\ H_3N \rightarrow Ni \leftarrow NH_3 \\ \uparrow \\ H_3N \rightarrow \\ \uparrow \\ NH_3 \end{array} \right]^{2+}$

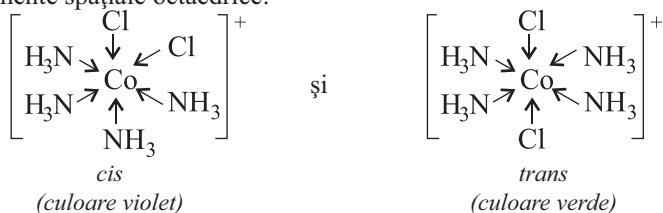
• Unele combinații complexe pot conține mai multe tipuri de liganzi. De exemplu, în combinația complexă $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, ionul Pt^{2+} este legat de două molecule de (NH_3) și de doi ioni clorură (Cl^-). În această combinație complexă, cu geometrie de coordinare plan pătrată, liganzii pot fi dispuși în două moduri:



Având structuri diferite, acești doi izomeri geometrici se vor diferenția prin unele proprietăți, de exemplu prin culoare.



Izomeria geometrică este întâlnită și la ionii complecși cu număr de coordinare 6 de tipul $[\text{MeA}_2\text{B}_4]^{n+}$. De exemplu, ionul complex $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ din combinația $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ prezintă două aranjamente spațiale octaedrice:



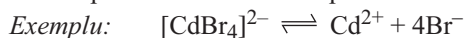
• Reacțiile de complexare pot fi considerate ca echilibre chimice mai mult sau mai puțin deplasate în sensul formării combinației complexe și sunt caracterizate printr-o constantă de echilibru numită constantă de stabilitate (K).



$$K = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4} = 2 \cdot 10^{13}$$

Din valoarea acestei constante se deduce că ionul complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ este foarte stabil.

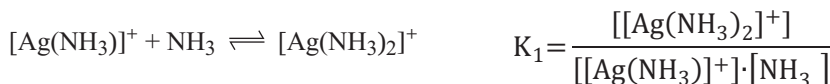
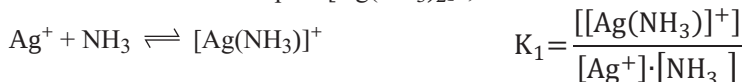
Se poate scrie și o constantă de instabilitate ($K' = 1/K$), dacă se consideră reacția de descompunere a unui ion complex.



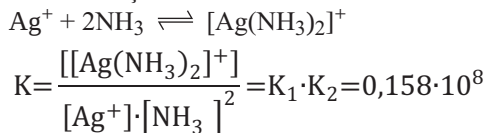
$$K' = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{Br}^-]^4}{[[\text{CdBr}_4]^{2-}]} = 2 \cdot 10^{-4}$$

Din valorile constantelor $K' = 2 \cdot 10^{-4}$ și $K = 0,5 \cdot 10^4$ se deduce că ionul complex $[\text{CdBr}_4]^{2-}$ este relativ stabil.

La formarea ionului complex $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, au loc echilibrele:



Pentru reacția finală:



• Combinațiile complexe sunt utilizate în diferite ramuri industriale și în laboratoarele de analiză chimică. Datorită culorilor caracteristice, obținerea combinațiilor complexe este utilizată pentru identificarea și dozarea unor ioni metalici.

11.2. Exemple de combinații complexe

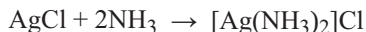
În continuare, sunt prezentate informații importante despre unele combinații complexe.



1. Combinații complexe ale ionului Ag^+

• $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ clorură de diaminoargint (I):

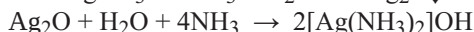
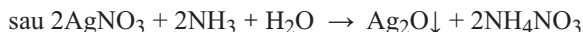
Obținere: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ sau $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$
pp alb



Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.
La acidulare cu HNO_3 precipită AgCl .
 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.

• **$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$** hidroxid de diaminoargint (I), reactiv Tollens.

Obținere: $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ sau $2\text{Ag}^+ + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
pp brun



Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.
Se descompune în timp cu formare de amidură de argint (Ag_2NH), explozivă.
 $2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{NH} + 3\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Este un agent oxidant și este redusă la rece sau la cald de unele substanțe organice (aldehide, glucoză etc) la argint metalic (oglindea de argint).



• Alte combinații complexe:

$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ dicianoargintat (I) de potasiu

$\text{K}[\text{Ag}(\text{SCN})_2]$ ditiocianatoargintat (I) de potasiu

$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ditioculfatoargintat (I) de sodiu



2. Combinații complexe ale ionului Hg^{2+}

• **$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$** tetraiodomercurat (II) de potasiu:

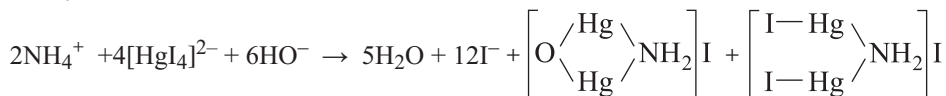
Obținere: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ sau $\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2$
pp roșu



sau $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{Hg}$

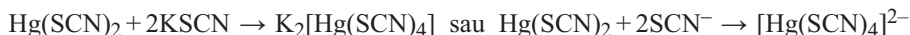
Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră. Din această combinație complexă, hidroxizii alcalini nu precipită HgO , iar H_2S precipită HgS .

$[\text{HgI}_4]^{2-}$ în soluție alcalină (reactivul Nessler) formează în prezența ionului NH_4^+ un precipitat roșu-brun.



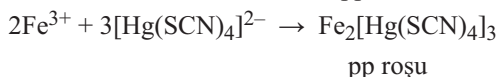
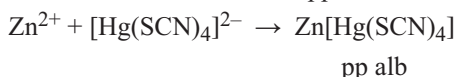
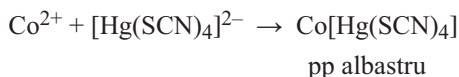
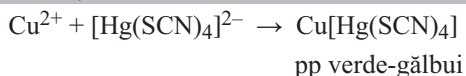
• **$\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$** tetratiocianatomercurat (II) de potasiu:

Obținere: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KSCN} \rightarrow \text{Hg}(\text{SCN})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ sau $\text{Hg}^{2+} + 2\text{SCN}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{SCN})_2$
pp alb



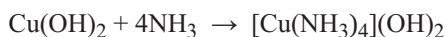
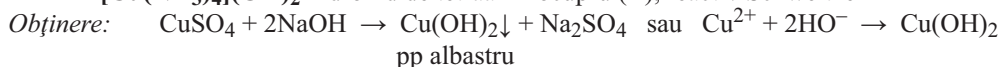
Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

Combinația complexă $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$, numită reactiv Korenman, formează precipitate cristaline, uneori colorate, cu cationi divalenți (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} etc) sau ionul Fe^{3+} .

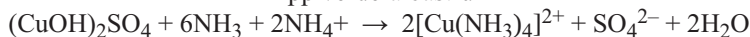
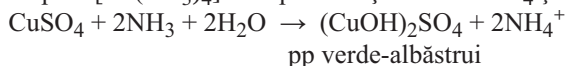


3. Combinații complexe ale ionilor Cu^{2+} , Cu^+

• $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ hidroxid de tetraaminocupru (II), reactiv Schweitzer



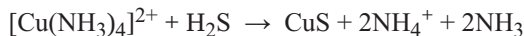
Ionul complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ se poate obține din CuSO_4 și NH_3 .



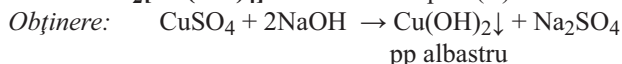
Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ este solubilă în apă, soluția are culoare albastru - violet.

Reactivul Schweitzer dizolvă celuloza.

Precipită CuS la adăugare de H_2S .

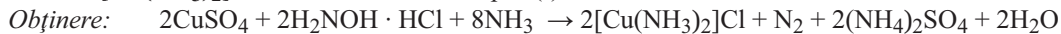


• $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$ tetrahidroxocuprat (II) de sodiu:

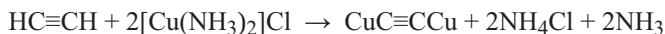


Proprietăți: Ionul complex $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ este albastru, solubil în apă. La diluare precipită $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Reacția justifică caracterul amfoter al $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

• $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ clorură de diaminocupru (I):



Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ este solubilă în apă, soluția este incoloră. Formează cu alchinele cu tripla legătură la marginea catenei, alchiluri de cupru insolubile în apă.

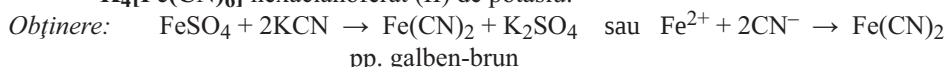


Acetilura de cupru este un precipitat roșu-violet. Reacția este folosită pentru identificarea urmelor de acetilenă dintr-un amestec de gaze.

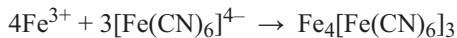


3. Combinații complexe ale ionilor Fe^{2+} , Fe^{3+}

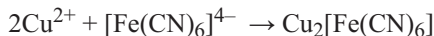
• $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ hexacianoferat (II) de potasiu:



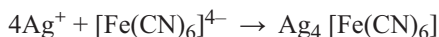
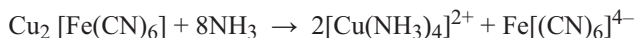
Proprietăți: Combinația complexă $K_4[Fe(CN)_6]$ este solubilă în apă, soluția are culoarea galbenă. Formează cu ionii Fe^{3+} în mediu acid $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ hexocianoferrat (II) de fier (III) sau albastru de Berlin, un precipitat albastru.



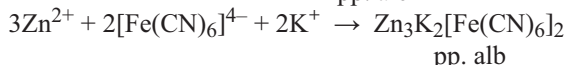
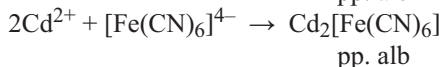
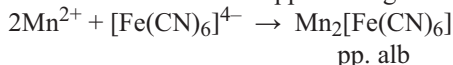
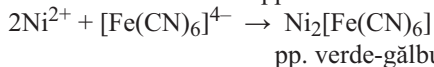
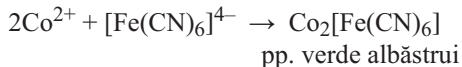
Formează combinații complexe cu ionii altor metale (Cu^{2+} , Ag^+ , Co^{2+} , Ni^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+}) sau cu ionii Fe^{3+} .



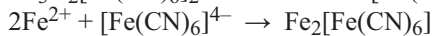
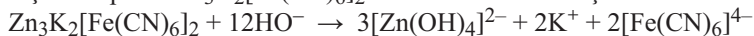
Combinația complexă $Cu_2[Fe(CN)_6]$, hexacianoferrat (II) de cupru (II) este un precipitat roșu-brun, insolubil în acizi minerali și în acid acetic, solubil în amoniac cu formarea unei colorații albastru - violet.



Combinația complexă $Ag_4[Fe(CN)_6]$ hexacianoferrat (II) de argint (I) este un precipitat alb. Cu HNO_3 concentrat se colorează în roșu-portocaliu datorită formării precipitatului $Ag_3[Fe(CN)_6]$ hexacianoferrat (III) de argint (I).

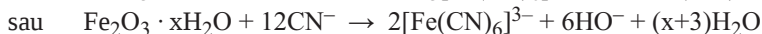
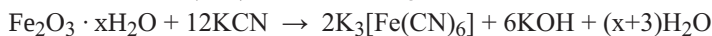
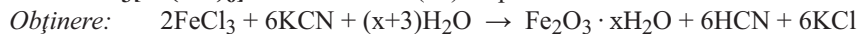


Combinația complexă $Zn_3K_2[Fe(CN)_6]_2$ este solubilă în HCl și în hidroxizi alcalini.

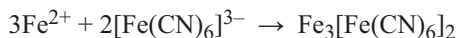


Combinațiile complexe $Fe_2[Fe(CN)_6]$ și $FeK_2[Fe(CN)_6]$ sunt precipitate albe care în prezența oxigenului din aer trec în albastru de Berlin.

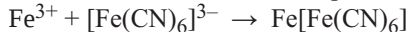
• **$K_3[Fe(CN)_6]$** hexacianoferrat (III) de potasiu:



Proprietăți: Combinația complexă $K_3[Fe(CN)_6]$ este solubilă în apă, soluția are culoarea portocalie. Formează cu ionii Fe^{2+} în mediu acid $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ hexocianoferrat (III) de fier (II) sau albastru de Turnbull, un precipitat albastru.



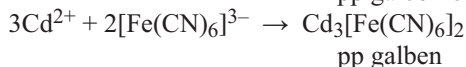
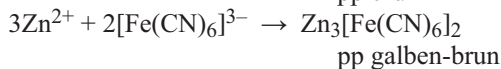
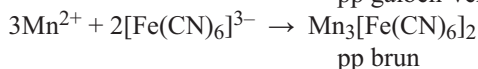
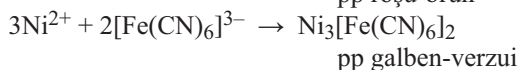
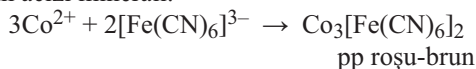
Formează cu ionii Fe^{3+} un complex brun $Fe[Fe(CN)_6]$, hexacianoferrat (III) de fier (III).



Formează cu ionii mai multor metale combinații complexe, precipitate colorate



solubile în acizi minerali.



• **K₃[Fe(SCN)₆]** hexatiocianatoferat (III) de potasiu:

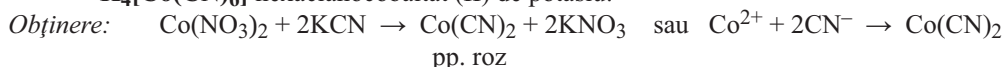


Proprietăți: Combinația complexă K₃[Fe(SCN)₆] este solubilă în apă, soluția are culoarea roșu-sângeriu.

În funcție de cantitatea de reactiv se pot forma și alți ioni complecși: [FeSCN]²⁺, [Fe(SCN)₂]⁺, Fe(SCN)₃, [Fe(SCN)₄]⁻, [Fe(SCN)₅]²⁻.

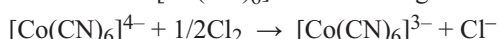
4. Combinații complexe ale ionului Co²⁺

• **K₄[Co(CN)₆]** hexacianocobaltat (II) de potasiu:



Proprietăți: Combinația complexă K₄[Co(CN)₆] este solubilă în apă.

În prezența oxigenului din aer, a apei de clor sau a apei de brom, ionul complex [Co(CN)₆]⁴⁻ se oxidează la [Co(CN)₆]³⁻ de culoare galbenă.

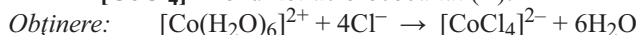


• **K₂[Co(SCN)₄]** tetratiocianatocobaltat (II) de potasiu:



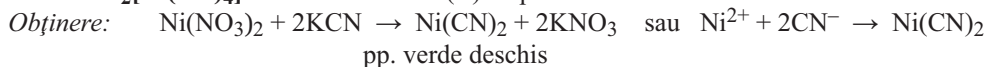
Proprietăți: Combinația complexă K₂[Co(SCN)₄] este solubilă în apă, soluția are culoarea albastru-intens.

• **[CoCl₄]²⁻** ionul tetraclorocobaltat (II):



5. Combinații complexe ale ionului Ni²⁺

• **K₂[Ni(CN)₄]** tetracianonichelat (II) de potasiu:



Proprietăți: Combinația complexă K₂[Ni(CN)₄] este solubilă în apă, soluția are culoare galbenă.

• **[Ni(NH₃)₆]Cl₂** clorură de hexaaminonichel (II):

Obținere: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$ sau $\text{Ni}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$
pp. verde deschis



sau $\text{Ni}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 + 2\text{NH}_4^+ \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ este solubilă în apă, soluția are culoare albastră.

6. Combinații complexe ale ionului Cr^{3+}

• $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ clorură de hexaaminocrom (III):

Obținere: $\text{Cr}^{3+} + 6\text{HO}^- + (\text{x}-3)\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{xH}_2\text{O}$
pp. verde-cenușiu



Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ este solubilă în apă, soluția are culoare violetă.

• $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ hexacianocromat (III) de potasiu:

Obținere: $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{xH}_2\text{O} + 12\text{KCN} \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6] + 6\text{KOH} + (\text{x}-3)\text{H}_2\text{O}$

Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ este solubilă în apă, soluția are culoare gălbenă.

• $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$ hexatiocianatocromat (III) de potasiu:

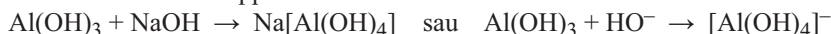
Obținere: $\text{Cr}^{3+} + 6\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Cr}(\text{SCN})_6]^{3-}$

Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$ este solubilă în apă, soluția are culoare roșu-violet.

7. Combinații complexe ale ionului Al^{3+}

• $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ tetrahidroxoaluminat de sodiu:

Obținere: $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ sau $\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
pp. alb



Proprietăți: Combinația complexă $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

• $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ hexafluoroaluminat de sodiu:

Obținere: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{NaF} \rightarrow \text{Na}_3[\text{AlF}_6] + 3\text{NaOH}$

Proprietăți: Combinația complexă $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

8. Combinații complexe ale ionului Zn^{2+}

• $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ tetrahidrozo zincat de sodiu:

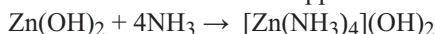
Obținere: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$ sau $\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$
pp. alb



Proprietăți: Combinația complexă $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

• $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ hidroxid de tetraaminozinc:

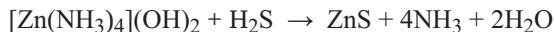
Obținere: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$
pp. alb



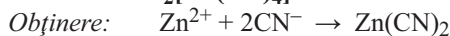
Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ este solubilă în apă, soluția este incoloră. În prezență de H_2S precipită ZnS .



REȚINETI



- **$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$** tetracianozincat de potasiu:



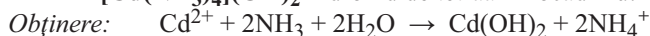
pp. alb



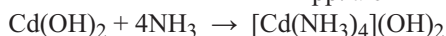
Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

9. Combinații complexe ale ionului Cd^{2+}

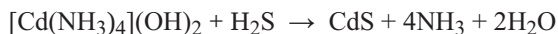
- **$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$** hidroxid de tetraaminocadmiiu:



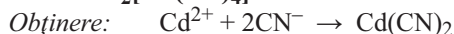
pp. alb



Proprietăți: Combinația complexă $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ este solubilă în apă, soluția este incoloră. În prezență de H_2S precipită CdS .



- **$\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$** tetracianocadmiat de potasiu:



pp. alb



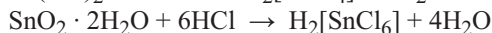
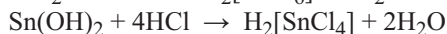
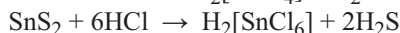
Proprietăți: Combinația complexă $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ este solubilă în apă, soluția este incoloră.

10. Combinații complexe ale ionilor Sn^{2+} , Sn^{4+}

- **$\text{H}_2[\text{SnCl}_4]$**

$\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ acid hexaclorostanic

Obținere: Sulfurile SnS și SnS_2 sunt solubile în HCl concentrat.



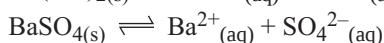
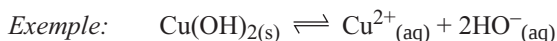
11.3. Reacții de precipitare

Multe substanțe anorganice sunt greu solubile în apă și apar ca precipitate în urma unor reacții cu schimb de ioni între compuși solubili în apă.



Reacțiile în care se formează substanțe insolubile în apă se numesc reacții de precipitare.

Substanțele precipită când soluția a devenit saturată. Între precipitat și ionii săi din soluția saturată se stabilește un echilibru.



În general, între un compus greu solubil cu formula generală $C_m A_n$ și ionii săi din soluția saturată se stabilește un echilibru:



Din $K_c = \frac{[C^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n}{[C_m A_n]}$ considerând concentrația fazei solide o constantă rezultă relația:

$$K_{ps} = [C^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$$

ce definește produsul de solubilitate, unde $[C^{n+}]$ și $[A^{m-}]$ sunt concentrațiile molare ale ionilor C^{n+} și A^{m-} la echilibru.

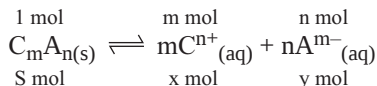
După valoarea produsului de solubilitate se poate aprecia solubilitatea unui compus greu solubil. Precipitatele au valori mici ale produsului de solubilitate.

De exemplu: $K_{ps}(Cu(OH)_2) = 5,6 \cdot 10^{-20} \text{ mol}^2/L^2$

$$K_{ps}(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/L^2$$

Solubilitatea unui compus, notat cu S, se exprimă prin numărul de moli de compus dizolvați într-un litru de soluție saturată.

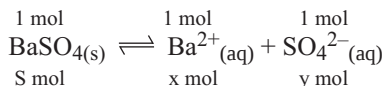
Pentru echilibrul general:



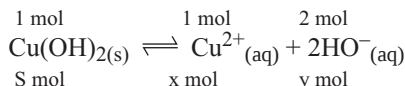
Rezultă $x = [C^{n+}] = m \cdot S \text{ mol/L}$ și $y = [A^{m-}] = n \cdot S \text{ mol/L}$ și

$$K_{ps} = [C^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n = (mS)^m \cdot (nS)^n$$

Pentru cazuri particulare, relația se simplifică. De exemplu:



$x = [Ba^{2+}] = S \text{ mol/L}$ și $y = [SO_4^{2-}] = S \text{ mol/L}$, iar $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = S^2$ și $S = \sqrt{K_{ps}}$.



$x = [Cu^{2+}] = S \text{ mol/L}$ și $y = [OH^-] = 2S \text{ mol/L}$, iar $K_{ps} = [Cu^{2+}] \cdot [HO^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$.

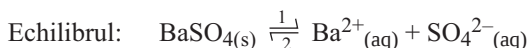
Dacă concentrațiile molare ale ionilor din soluție sunt mai mici decât concentrațiile care satisfac condiția produsului de solubilitate, compusul nu precipită.

De exemplu, pentru $BaSO_4$, produsul de solubilitate este $1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/L^2$, iar solubilitatea $S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,048 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Atâta timp cât concentrațiile ionilor Ba^{2+} și SO_4^{2-} din soluție sunt mai mici de $1,048 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, sulfatul de bariu nu precipită.

Precipitarea are loc când concentrațiile ionilor Ba^{2+} și SO_4^{2-} din soluție ating valoarea de $1,048 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Dacă în soluția saturată a unui compus greu solubil se adaugă un ion comun cu al compusului greu solubil, apar noi cantități de precipitat.

De exemplu, dacă în soluția saturată de $BaSO_4$ se adaugă $BaCl_2$ sau Na_2SO_4 care eliberează în soluție ioni Ba^{2+} sau SO_4^{2-} , ioni comuni cu $BaSO_4$, precipită o nouă cantitate de $BaSO_4$.



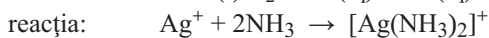
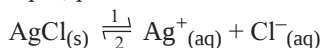


REȚINEȚI

se deplasează în sensul 2 dacă crește concentrația ionului Ba^{2+} sau a ionului SO_4^{2-} . Precipitarea se oprește când produsul concentrațiilor molare ale ionilor Ba^{2+} și SO_4^{2-} din soluție este egal cu produsul de solubilitate ($1,1 \cdot 10^{-10}$).

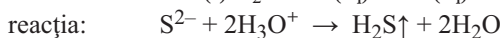
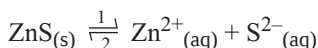
Dacă unul dintre ionii din soluție este consumat într-o altă reacție (reacție cu schimb de protoni, reacție de complexare etc) are loc solubilizarea precipitatului.

De exemplu, pentru echilibrul:



determină dizolvarea clorurii de argint.

Pentru echilibrul:



determină dizolvarea precipitatului. Precipitarea sulfurii de zinc este influențată de prezența unui acid tare.

Cele mai întâlnite categorii de precipitate sunt:

- săruri: halogenuri (AgCl , AgBr , AgI , PbI_2 etc), sulfați (BaSO_4 , PbSO_4 etc), carbonați (CaCO_3 , MgCO_3 etc), sulfuri (MnS , FeS , CuS , PbS etc), cromati (Ag_2CrO_4 , BaCrO_4 , PbCrO_4 etc);
- baze: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Co}(\text{OH})_2$ etc;
- combinații complexe: $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ etc.

Sunt de reținut câteva considerații despre solubilitatea în apă a unor compuși anorganici:

- azotații, acetatii, clorații sunt solubili în apă, cu unele excepții (exemplu: CH_3COOAg);
- sărurile de sodiu, potasiu și amoniu sunt solubile în apă;
- clorurile sunt solubile în apă, cu excepția: AgCl , Hg_2Cl_2 , CuCl , PbCl_2 (PbCl_2 este solubilă în apă caldă);
- sulfații sunt solubili în apă, cu excepția: PbSO_4 , BaSO_4 , SrSO_4 , CaSO_4 (puțin solubil);
- carbonații neutri, fosfații neutri, silicații sunt insolubili în apă, cu excepția celor ai metalelor alcaline și amoniu;
- sulfurile neutre sunt insolubile, cu excepția celor ai metalelor din grupele 1 și 2 și amoniu;
- hidroxizii sunt insolubili în apă, cu excepția hidroxizilor de sodiu, potasiu, amoniu și a hidroxizilor de calciu, bariu și stronțiu care sunt puțin solubili.

11.4. Exemple de substanțe anorganice insolubile în apă

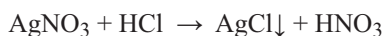
În continuare, sunt prezentate informații importante despre unele substanțe anorganice insolubile în apă.

1. Halogenuri

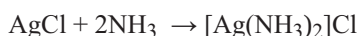
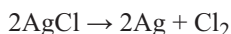
Pentru halogenurile de argint (AgCl , AgBr , AgI), reactivul de precipitare este AgNO_3 .



- **AgCl** clorură de argint ($K_{ps} = 1,82 \cdot 10^{-10}$)



Proprietăți: AgCl este un precipitat alb - gelatinos. Se înnegește la lumină (se reduce la argint metalic). Este insolubilă în acizi minerali diluați. Se dizolvă ușor în amoniac.



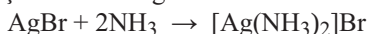
Se dizolvă în cianuri alcaline (KCN), tiocianați alcalini (KSCN), tiosulfați alcalini (Na₂S₂O₃).



• **AgBr** bromură de argint ($K_{ps} = 3,3 \cdot 10^{-13}$)



Proprietăți: AgBr este un precipitat alb - gălbui. Se înnește la lumină. Este insolubilă în acizi minerali diluați. Se dizolvă greu în amoniac.



Se dizolvă în cianuri alcaline și tiosulfați alcalini (vezi AgCl).

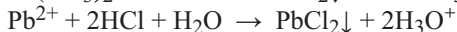
• **AgI** iodură de argint ($K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-18}$)



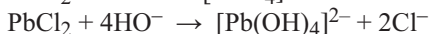
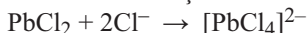
Proprietăți: Iodura de argint este un precipitat galben - pal. Este insolubilă în acizi minerali și amoniac. Se dizolvă în cianuri alcaline și tiosulfați alcalini (vezi AgCl).



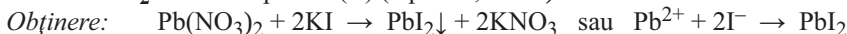
• **PbCl₂** clorura de plumb (II) ($K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-5}$)



Proprietăți: PbCl₂ este un precipitat alb, cristalin solubil în apă fierbinte. La răcirea soluției precipită sub forma unor cristale aciculare sau paiete strălucitoare. Este solubilă în acid clorhidric concentrat sau cloruri alcaline și hidroxizi alcalini concentrați.

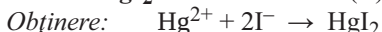


• **PbI₂** iodură de plumb (II) ($K_{ps} = 7,9 \cdot 10^{-9}$)

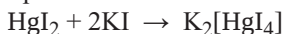


Proprietăți: PbI₂ este un precipitat galben cristalin, solubil în apă la fierbere. La răcirea soluției precipită. Este solubilă în exces de KI și HCl concentrat și în hidroxizi alcalini concentrați (vezi PbCl₂).

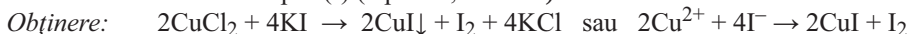
• **HgI₂** iodura de mercur (II) ($K_{ps} = 10^{-12}$)



Proprietăți: HgI₂ este un precipitat roșu solubil în exces de reactiv (KI) cu formarea unei combinații complexe incolore.



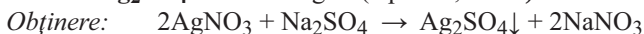
• **CuI** iodură de cupru (I) ($K_{ps} = 1,27 \cdot 10^{-12}$)



Proprietăți: CuI este un precipitat alb. Culoarea albă nu poate fi observată din cauza iodului brun.

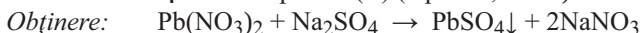
2. Sulfati

• **Ag₂SO₄** sulfat de argint ($K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-5}$)



Proprietăți: Ag₂SO₄ este un precipitat alb cristalin.

• **PbSO₄** sulfat de plumb (II) ($K_{ps} = 2,2 \cdot 10^{-8}$)



Proprietăți: PbSO₄ este un precipitat alb cristalin, solubil în H₂SO₄ concentrat și în HCl



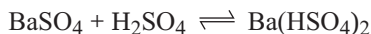
concentrat.



- **BaSO₄** sulfat de bariu ($K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-10}$)

Obținere: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ sau $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$

Proprietăți: BaSO₄ un precipitat alb cristalin, solubil în H₂SO₄ concentrat la fierbere, prin diluare reprecipită BaSO₄.



Este insolubil în acetat de amoniu în mediu amoniacal, spre deosebire de PbSO₄ care este solubil.

Este solubil în sarea de sodiu a acidului etilendiaminotetraacetic (EDTA) cu formarea unei combinații complexe.

- **SrSO₄** sulfat de stronțiu ($K_{ps} = 3 \cdot 10^{-7}$)

Obținere: $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrSO}_4$

Proprietăți: SrSO₄ este un precipitat alb cu proprietăți asemănătoare cu BaSO₄.

- **CaSO₄** sulfat de calciu ($K_{ps} = 4,5 \cdot 10^{-5}$)

Obținere: $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CaSO}_4$

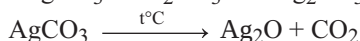
Proprietăți: CaSO₄ este un precipitat alb cristalin puțin solubil în apă. Soluția limpede de deasupra precipitatului se numește „apă de ghips”. Este solubil în EDTA cu formarea unei combinații complexe stabile.



4. Carbonați

- **Ag₂CO₃** carbonat de argint ($K_{ps} = 8,2 \cdot 10^{-12}$)

Obținere: $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaNO}_3$



Proprietăți: Ag₂CO₃ este un precipitat alb care devine cafeniu la încălzire. Este solubil în acizi minerali diluați.

- **(PbCO₃)_x·(Pb(OH)₂)_y** carbonat bazic de plumb

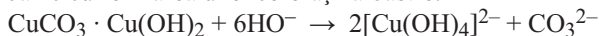
Obținere: $(x+y)\text{Pb}^{2+} + (x+y)\text{CO}_3^{2-} + y\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{PbCO}_3)_x \cdot (\text{Pb(OH)}_2)_y + y\text{CO}_2$

Proprietăți: Carbonatul bazic de plumb este un precipitat alb, solubil în acizi minerali diluați.

- **CuCO₃·Cu(OH)₂** carbonat bazic de cupru ($K_{ps} = 1,4 \cdot 10^{-10}$)

Obținere: $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2 + \text{CO}_2$

Proprietăți: Carbonatul bazic de cupru este un precipitat verde, solubil în acizi minerali și în mediu bazic cu formarea unei colorații albastre.



- **(CoCO₃)_x·(Co(OH)₂)_y** carbonat bazic de cobalt

Obținere: $(x+y)\text{Co}^{2+} + (x+y)\text{CO}_3^{2-} + y\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CoCO}_3)_x \cdot (\text{Co(OH)}_2)_y + y\text{CO}_2$

Proprietăți: Carbonatul bazic de cobalt este un precipitat albastru, solubil în acizi și în amoniac în prezența sărurilor de amoniu.

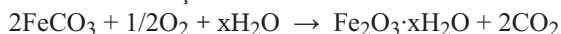
- **(NiCO₃)_x·(Ni(OH)₂)_y** carbonat bazic de nichel

Carbonatul bazic de nichel se obține asemănător cu carbonatul bazic de cobalt. Este un precipitat verde cu proprietăți asemănătoare cu carbonatul bazic de cobalt.

- **FeCO₃** carbonat de fier (II) ($K_{ps} = 2,1 \cdot 10^{-11}$)

Obținere: $\text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{FeCO}_3$

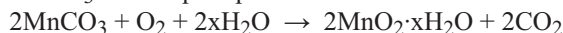
Proprietăți: FeCO_3 este un precipitat alb, solubil în acizi minerali și acid acetic. În contact cu aerul se colorează în roșu brun.



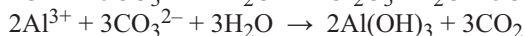
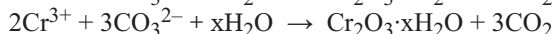
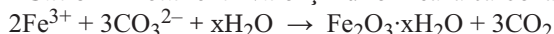
• **MnCO_3** carbonat de mangan (II) ($K_{ps} = 8,8 \cdot 10^{-11}$)

Obținere: $\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnCO}_3$

Proprietăți: MnCO_3 este un precipitat alb care la încălzire se oxidează parțial.



• **Cationii metalici trivalenți** nu formează carbonați



• **$(\text{ZnCO}_3)_x(\text{Zn}(\text{OH})_2)_y$** carbonat bazic de zinc

Obținere: $(x+y)\text{Zn}^{2+} + (x+y)\text{CO}_3^{2-} + y\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{ZnCO}_3)_x(\text{Zn}(\text{OH})_2)_y + y\text{CO}_2$

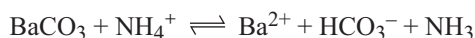
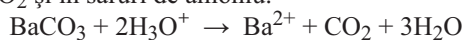
Proprietăți: Carbonatul bazic de zinc este un precipitat alb, solubil în acizi și exces de carbonat de amoniu.

• **BaCO_3** carbonat de bariu ($K_{ps} = 5 \cdot 10^{-9}$)

Obținere: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ sau $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$



Proprietăți: BaCO_3 este un precipitat alb, cristalin, solubil în acizi minerali, acid acetic, în apă saturată cu CO_2 și în săruri de amoniu.



• **SrCO_3** carbonat de stronțiu ($K_{ps} = 9,3 \cdot 10^{-10}$), **CaCO_3** carbonat de calciu ($K_{ps} = 4,5 \cdot 10^{-9}$) sunt precipitate albe. Se obțin asemănător ca BaCO_3 și au aceleași proprietăți ca BaCO_3 .

• **$(\text{MgCO}_3)_x(\text{Mg}(\text{OH})_2)_y$** este un precipitat alb cu compoziție variabilă în funcție de concentrație și temperatură.

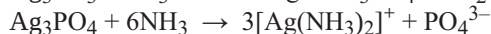
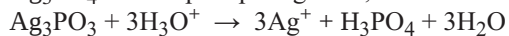
5. Fosfați

Reactantul de precipitare este un fosfat alcalin (Na_2HPO_4)

• **Ag_3PO_4** fosfat de argint ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-18}$)

Obținere: $3\text{Ag}^+ + 2\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{PO}_4^-$

Proprietăți: Ag_3PO_4 este un precipitat galben, solubil în acizi minerali și în amoniac.



• **$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$** fosfat de plumb (II) ($K_{ps} = 1,55 \cdot 10^{-32}$)

Obținere: $3\text{Pb}^{2+} + 4\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{PO}_4^-$

Proprietăți: $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ este un precipitat alb, solubil în acid azotic diluat și în hidroxizi alcalini concentrați.

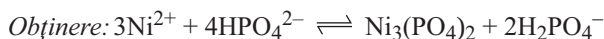
• **$\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$** fosfat de mercur (II)

Obținere: $3\text{Hg}^{2+} + 2\text{HPO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+$

Proprietăți: $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$ este un precipitat alb, solubil în acizi minerali.



• $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfat de nichel



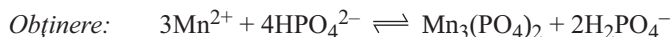
Proprietăți: $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$ este un precipitat verde, solubil în acizi minerali și acid acetic.

• FePO_4 fosfat de fier (III) ($K_{ps} = 1,3 \cdot 10^{-22}$)

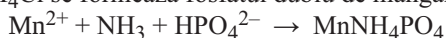


Proprietăți: FePO_4 este un precipitat alb-gălbui, solubil în acizi minerali, insolubil în acid acetic.

• $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfat de mangan (II) ($K_{ps} = 10^{-22}$)



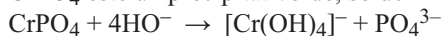
Proprietăți: $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ este un precipitat alb, solubil în acizi minerali și acid acetic. În prezență de NH_3 și NH_4Cl se formează fosfatul dublu de mangan și amoniu, un precipitat roz deschis.



• CrPO_4 fosfat de crom ($K_{ps} = 2,4 \cdot 10^{-23}$)



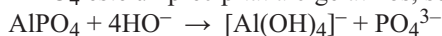
Proprietăți: CrPO_4 este un precipitat verde, solubil în acizi minerali și hidroxizi alcalini.



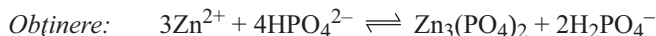
• AlPO_4 fosfat de aluminiu ($K_{ps} = 6,83 \cdot 10^{-19}$)



Proprietăți: AlPO_4 este un precipitat alb gelatinos, solubil în acizi minerali și hidroxizi alcalini.



• $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfat de zinc ($K_{ps} = 9,1 \cdot 10^{-33}$)



Proprietăți: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ este un precipitat alb gelatinos, solubil în acizi minerali. În prezență de NH_3 și NH_4Cl se formează fosfatul dublu de zinc și amoniu (ZnNH_4PO_4), un precipitat alb ($K_{ps} = 5 \cdot 10^{-10}$).



• BaHPO_4 , SrHPO_4 , CaHPO_4 fosfați monoacizi de bariu, stronțiu, calciu



Proprietăți: BaHPO_4 , SrHPO_4 , CaHPO_4 sunt precipitate albe, solubile în acizi minerali și acid acetic.

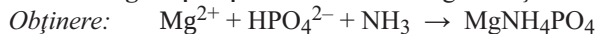
• $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfați de bariu, stronțiu, calciu.

Obținere: Se obțin în prezența amoniacului sau a hidroxizilor alcalini.



Proprietăți: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sunt precipitate albe, solubile în acizi minerali și acid azotic.

• MgNH_4PO_4 fosfat dublu de magneziu și amoniu ($K_{ps} = 3 \cdot 10^{-13}$)



Proprietăți: MgNH_4PO_4 este un precipitat alb cristalin, solubil în acizi minerali și acid acetic.



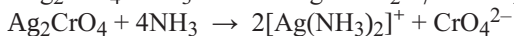
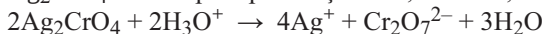
6. Cromați

Reactivul de precipitare este un cromat alcalin (Na_2CrO_4)

• Ag_2CrO_4 cromat de argint ($K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-12}$)

Obținere: $2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$

Proprietăți: Ag_2CrO_4 este un precipitat roșu-brun, cristalin, solubil în acid azotic și amoniac.



• **PbCrO₄** cromat de plumb (II) ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-14}$)

Obținere: $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4$

Proprietăți: PbCrO_4 este un precipitat galben, solubil în acizi minerali și hidroxizi alcalini concentrați (deosebire de BaCrO_4).



• **HgCrO₄** cromat de mercur (II)

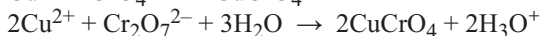
Obținere: $\text{Hg}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{HgCrO}_4$



Proprietăți: HgCrO_4 este un precipitat galben, solubil în acizi minerali.

• **CuCrO₄** cromat de cupru (II) ($K_{ps} = 3,63 \cdot 10^{-6}$)

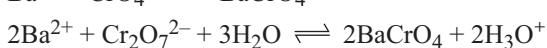
Obținere: $\text{Cu}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{CuCrO}_4$



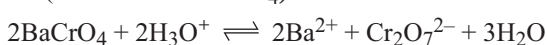
Proprietăți: CuCrO_4 este un precipitat roșu, solubil în acizi minerali și în amoniac.

• **BaCrO₄** cromat de bariu ($K_{ps} = 2 \cdot 10^{-10}$)

Obținere: $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4$



Proprietăți: BaCrO_4 este un precipitat galben, cristalin, solubil în acizi minerali, insolubil în hidroxizi alcalini (deosebire de PbCrO_4).



• **SrCrO₄** cromat de stronțiu ($K_{ps} = 4 \cdot 10^{-5}$)

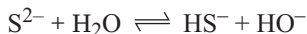
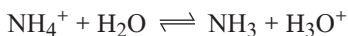
Obținere: $\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrCrO}_4$

Proprietăți: SrCrO_4 este un precipitat galben, cristalin, solubil în acizi minerali și acid acetic (deosebire de BaCrO_4), parțial solubil în apă. Precipită din soluții concentrate.

7. Sulfuri

Reactivul de precipitare este o sulfură alcalină (Na_2S , NaHS), sulfura de amoniu ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$) sau acidul sulfhidric (H_2S).

Sulfura de amoniu hidrolizează puternic.



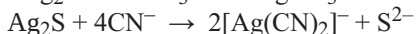
De aceea în soluția apoasă de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ se află NH_3 și ionul HS^- .



• **Ag₂S** sulfura de argint ($K_{ps} = 8 \cdot 10^{-51}$)

Obținere: $2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$

Proprietăți: Ag_2S este un precipitat negru, insolubil în HCl și NH_3 , solubil în acid azotic la cald și cianuri alcaline concentrate.



• **PbS** sulfură de plumb ($K_{ps} = 3 \cdot 10^{-28}$)

Obținere: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$



REȚINEȚI

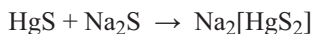
Proprietăți: PbS este un precipitat negru, insolubil în HCl diluat, solubil în HNO₃, diluat și concentrat.



• **HgS** sulfură de mercur (II) ($K_{ps} = 2 \cdot 10^{-53}$)

Obținere: $\text{Hg}^{2+} + \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HgS} + 2\text{H}_3\text{O}^+$

Proprietăți: HgS este un precipitat negru insolubil în acizi tari și concentrați, solubil în sulfuri alcaline.



• **CuS** sulfură de cupru (II) ($K_{ps} = 8 \cdot 10^{-37}$)

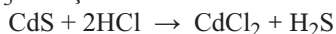
Obținere: $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{H}_3\text{O}^+$

Proprietăți: CuS este un precipitat negru, insolubil în HCl concentrat și în H₂SO₄ diluat (deosebire de CdS) și în sulfuri alcaline (deosebire de HgS)

• **CdS** sulfură de cadmiu ($K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-28}$)

Obținere: $\text{Cd}^{2+} + \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CdS} + 2\text{H}_3\text{O}^+$

Proprietăți: CdS este un precipitat galben intens, insolubil în sulfuri alcaline, solubil în HCl, H₂SO₄, HNO₃ diluați la cald.



• **CoS** sulfură de cobalt (II) ($K_{ps} = 5 \cdot 10^{-22}$)

Obținere: $\text{Co}^{2+} + \text{HS}^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CoS} + \text{NH}_4^+$

Proprietăți: CoS este un precipitat negru, prezintă două forme cristaline cu solubilități diferite în acizi. Una dintre forme este solubilă în acid azotic concentrat.



Nu precipită cu H₂S decât în mediu tamponat cu acetat de sodiu la pH > 4,5.

• **NiS** sulfură de nichel (II) ($K_{ps} = 3 \cdot 10^{-21}$)

Obținere: $\text{Ni}^{2+} + \text{HS}^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NiS} + \text{NH}_4^+$

Proprietăți: NiS este un precipitat negru, prezintă trei modificații cristaline care au solubilități diferite în acizi.

Nu precipită cu H₂S decât în mediu tamponat cu acetat de sodiu la pH > 3,6.

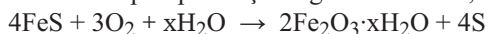
• **FeS** sulfură de fier (II) ($K_{ps} = 8 \cdot 10^{-14}$)

Obținere: $\text{Fe}^{2+} + \text{HS}^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{FeS} + \text{NH}_4^+$

Proprietăți: FeS este un precipitat negru, solubil în acizi minerali și acid acetic.



Se oxidează în timp în prezența oxigenului din aer, când apare o colorație brună.

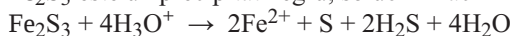


Nu precipită cu H₂S decât în mediu tamponat cu acetat de sodiu la pH > 4,5.

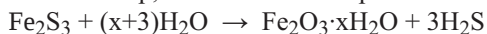
• **Fe₂S₃** sulfură de fier (III) ($K_{ps} = 10^{-88}$)

Obținere: $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{HS}^- + 3\text{NH}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 + 3\text{NH}_4^+$

Proprietăți: Fe₂S₃ este un precipitat negru, solubil în acizi minerali și acid acetic.



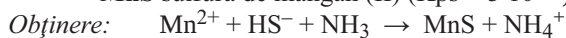
Hidrolizează în timp, la încălzire când apare o colorație brună.



Nu precipită cu H₂S în mediu acid.



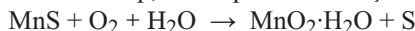
- **MnS** sulfură de mangan (II) ($K_{ps} = 3 \cdot 10^{-11}$)



Proprietăți: MnS este un precipitat roz, solubil în acizi minerali și acid acetic.



Se oxidează în timp, când apare o colorație brună.

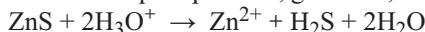


Nu precipită cu H_2S decât în mediu tamponat cu acetat de sodiu la $\text{pH} > 6$.

- **ZnS** sulfură de zinc ($K_{ps} = 2 \cdot 10^{-25}$)



Proprietăți: ZnS este un precipitat alb, gelatinos, insolubil în acid acetic, solubil în acizi minerali.



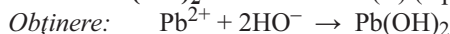
Precipită cu H_2S la $\text{pH} > 1,5$.



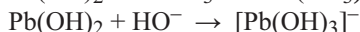
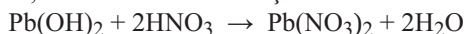
8. Hidroxizi

Reactivul de precipitare este un hidroxid alcalin.

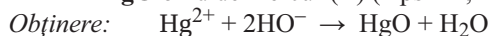
- **Pb(OH)₂** hidroxid de Pb (II) ($K_{ps} = 8 \cdot 10^{-16}$)



Proprietăți: Pb(OH)₂ este un precipitat alb. Se formează în domeniul de pH: 7,7 - 10,5. Are caracter amfoter, solubil în acid azotic și exces de hidroxid alcalin.

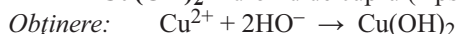


- **HgO** oxid de mercur (II) ($K_{ps} = 1,4 \cdot 10^{-26}$)

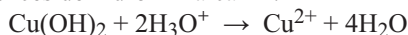


Proprietăți: HgO este un precipitat galben.

- **Cu(OH)₂** hidroxid de cupru ($K_{ps} = 5,6 \cdot 10^{-20}$)



Proprietăți: Cu(OH)₂ este un precipitat albastru gelatinos. Precipitarea începe la $\text{pH}=5,6$, precipitarea fiind totală la $\text{pH}=7,1$ în soluție 10^{-2}M . Cu(OH)₂ are slab caracter amfoter, se dizolvă în acizi și în exces de hidroxizi alcalini.

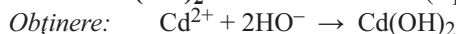


Este solubil în NH_3 (vezi pag. 242).

Cu(OH)₂ este solubil în tartrat (sare Seignette) formând o combinație complexă de culoare albastru - violet (reactivul Fehling). Reactivul Fehling depune Cu_2O , precipitat roșu - cărămiziu, în prezența unor agenți reducători (formaldehidă, hidroxilamină, glucoză etc) la cald.

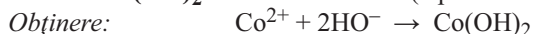


- **Cd(OH)₂** hidroxid de cadmiu ($K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-14}$)



Proprietăți: Cd(OH)₂ este un precipitat alb gelatinos. Este insolubil în exces de reactiv (deosebire de Zn(OH)₂, Pb(OH)₂, Cu(OH)₂). Este solubil în NH_3 (vezi pag. 246) și în acizi.

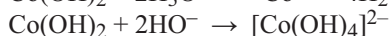
- **Co(OH)₂** hidroxid de cobalt ($K_{ps} = 2 \cdot 10^{-16}$)



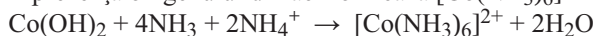


REȚINEȚI

Proprietăți: Co(OH)_2 este un precipitat roz. Inițial precipită combinații de culoare albastră (Co(OH)^+) care în exces de reactiv formează Co(OH)_2 . Are slab caracter amfoter, caracterul bazic fiind mai pregnant.



Este solubil în NH_3 în prezența sărurilor de amoniu cu formare de $[\text{Co(NH}_3)_6]^{2+}$ de culoare galbenă, care în prezența oxigenului din aer formează $[\text{Co(NH}_3)_6]^{3+}$ roșu - violet.



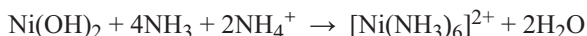
• **Ni(OH)_2** hidroxid de nichel ($K_{ps} = 1,63 \cdot 10^{-14}$)

Obținere: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ni(OH)}_2$

Proprietăți: Ni(OH)_2 este un precipitat verde deschis, insolubil în exces de reactiv (deosebire de Co(OH)_2), solubil în acizi.



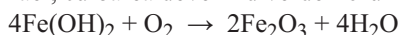
Este solubil în NH_3 în prezența sărurilor de amoniu cu formare de $[\text{Ni(NH}_3)_6]^{2+}$ de culoare albastră.



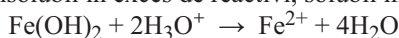
• **Fe(OH)_2** hidroxid de fier (II) ($K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-16}$)

Obținere: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$

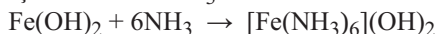
Proprietăți: Fe(OH)_2 este un precipitat alb apoi verde închis, care se oxidează imediat în prezența oxigenului din aer, culoarea devenind verde - brun și apoi roșie - brună.



Este insolubil în exces de reactivi, solubil în acizi minerali și acid acetic.



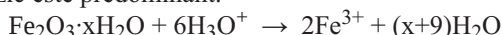
Este parțial solubil în NH_3 .



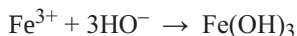
• **$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$** oxid de fier (III) ($K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-38}$)

Obținere: $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{HO}^- + (x-3)\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

Proprietăți: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ este un precipitat roșu - brun gelatinos. Are slab caracter amfoter, caracterul bazic este predominant.



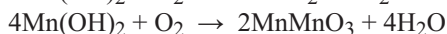
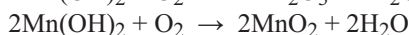
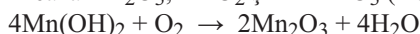
Pentru facilitarea demersului didactic și a scrierii ecuațiilor chimice, se admite și formula chimică Fe(OH)_3 și denumirea hidroxid de fier (III). Ecuațiile reacțiilor de mai sus pot fi scrise mai simplu astfel:



• **Mn(OH)_2** hidroxid de mangan ($K_{ps} = 7,13 \cdot 10^{-15}$)

Obținere: $\text{Mn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Mn(OH)}_2$

Proprietăți: Mn(OH)_2 este un precipitat alb gelatinos care se oxidează în prezența oxigenului din aer când se formează Mn_2O_3 , MnO_2 și MnMnO_3 (manganit de mangan) și apare o colorație brună.



Mn_2O_3 , MnO_2 și MnMnO_3 sunt solubili în HCl concentrat când are lor reducerea la Mn^{2+} .

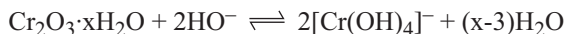
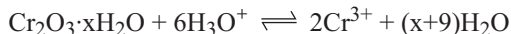


Mn(OH)_2 este insolubil în exces de reactiv.

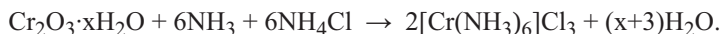
- **Cr₂O₃·xH₂O** oxid de crom (III) (K_{ps} = 6,7·10⁻³¹)

Obținere: $2\text{Cr}^{3+} + 6\text{HO}^- + (\text{x}-3)\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{xH}_2\text{O}$

Proprietăți: Cr₂O₃·xH₂O este un precipitat verde - cenușiu gelatinos. Are caracter amfoter.



Este solubil în NH₃ în prezența sărurilor de amoniu cu formarea unei combinații complexe de culoare violetă.



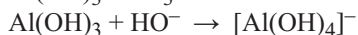
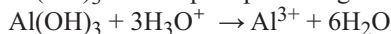
Ca și în cazul Fe₂O₃·xH₂O se admite formula chimică Cr(OH)₃.



- **Al(OH)₃** hidroxid de aluminiu (K_{ps} = 1,9·10⁻³³)

Obținere: $\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

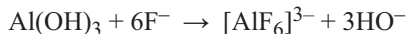
Proprietăți: Al(OH)₃ este un precipitat alb gelatinos. Are caracter amfoter.



Este parțial solubil în exces mare de amoniac.



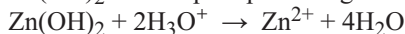
Solubil în fluoruri alcaline cu formarea unei combinații complexe.



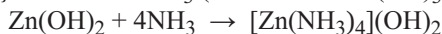
- **Zn(OH)₂** hidroxid de zinc (K_{ps} = 4,5·10⁻¹⁷)

Obținere: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

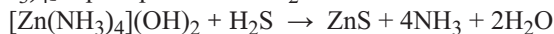
Proprietăți: Zn(OH)₂ este un precipitat alb gelatinos. Are caracter amfoter.



Este ușor solubil în NH₃ (deosebire de Al(OH)₃).



[Zn(NH₃)₄]²⁻ precipită ZnS cu H₂S.



- **Mg(OH)₂** hidroxid de magneziu (K_{ps} = 6·10⁻¹²)

Obținere: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

Proprietăți: Mg(OH)₂ este un precipitat alb gelatinos, insolubil în exces de reactiv, solubil în acizi minerali și acid acetic.

11.5. Metode de identificare a unor cationi

Metodele de identificare a unor cationi se bazează în principal pe reacțiile de precipitare sau reacțiile de complexare. În continuare sunt prezentate cele mai utilizate metode de identificare a unor cationi.

1. Na⁺

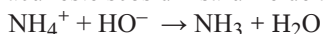
Ionii Na⁺ colorează flacăra becului de gaz în galben.

2. K⁺

Ionii K⁺ colorează flacăra becului de gaz în violet.

3. NH₄⁺

Amoniacul este scos din sărurile de amoniu cu baze alcaline:



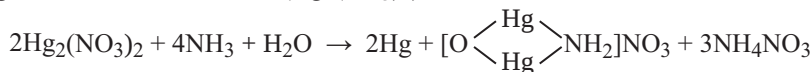


REȚINEȚI

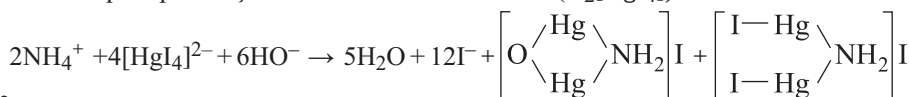
și recunoscut prin:

- mirosul caracteristic;
- formarea unui fum alb în prezența acidului clorhidric;

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$$
- albăstrirea hârtiei de turnesol;
- înnegrirea azotatului mercurous ($\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$);



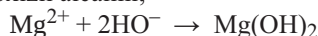
- formarea unui precipitat roșu - brun cu reactivul Nessler ($\text{K}_2[\text{HgI}_4]$).



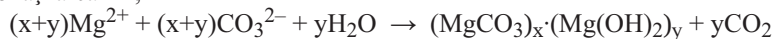
4. Mg^{2+}

Cationul Mg^{2+} formează precipitate albe cu:

- hidroxizii alcalini;



- carbonați alcalini;



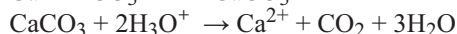
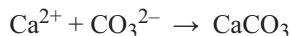
- monohidrogenofosfat alcalin.



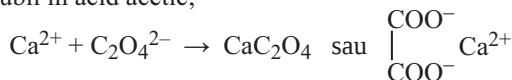
5. Ca^{2+}

Ionii Ca^{2+} colorează flacăra becului de gaz în roșu - cărămiziu. Cationul Ca^{2+} formează cu:

- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ sau Na_2CO_3 un precipitat alb (CaCO_3) solubil în soluții diluate de acizi cu efervescentă;



- oxalatul de amoniu sau sodiu un precipitat alb (CaC_2O_4) care este solubil în acizi minerali, dar este insolubil în acid acetic;



- Na_2HPO_4 și NH_3 un precipitat alb ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$).

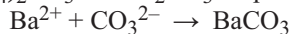


6. Ba^{2+}

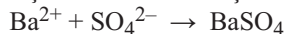
Ionul Ba^{2+} colorează flacăra becului de gaz în verde.

Cationul Ba^{2+} formează cu:

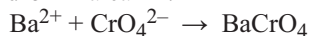
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ sau Na_2CO_3 un precipitat alb (BaCO_3) solubil în acizi minerali și acid acetic;



- H_2SO_4 sau Na_2SO_4 un precipitat alb (BaSO_4) solubil în H_2SO_4 concentrat la fierbere, insolubil în soluție diluată de acizi și insolubil în NH_3 ;



- Na_2CrO_4 un precipitat galben (BaCrO_4) solubil în acizi minerali, insolubil în acid acetic și insolubil în hidroxizi alcalini.



7. Sr^{2+}

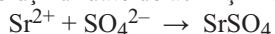
Sr^{2+} colorează flacăra becului de gaz în roșu.

Cationul Sr^{2+} formează cu:

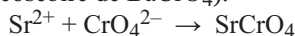
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ sau Na_2CO_3 un precipitat alb (SrCO_3) solubil în acizi minerali și acid acetic;

$$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3;$$

- H_2SO_4 sau Na_2SO_4 un precipitat alb (SrSO_4) solubil în H_2SO_4 concentrat la fierbere, insolubil în soluții diluate de acizi și insolubil în NH_3 ;



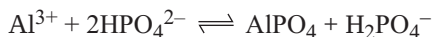
- Na_2CrO_4 un precipitat galben (SrCrO_4), parțial solubil în apă, solubil în acizi minerali și în acid acetic (deosebire de BaCrO_4).



8. Al^{3+}

Cationul Al^{3+} formează un precipitat alb gelatinos ($\text{Al}(\text{OH})_3$) cu: NH_4HS și NH_3 , hidroxizi alcalini, soluție de NH_3 , carbonați alcalini sau $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (vezi pag. 257). $\text{Al}(\text{OH})_3$ se dizolvă în acizi, exces de NaOH și nu se dizolvă în NH_3 .

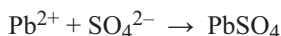
Cationul Al^{3+} formează cu Na_2HPO_4 un precipitat alb gelatinos (AlPO_4) insolubil în acid acetic, solubil în acizi minerali și hidroxizi alcalini.



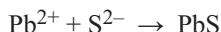
9. Pb^{2+}

Cationul Pb^{2+} formează cu:

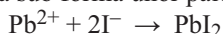
- H_2SO_4 sau Na_2SO_4 un precipitat alb (PbSO_4) solubil în H_2SO_4 concentrat și în HCl concentrat;



- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ sau H_2S un precipitat negru (PbS) insolubil în HCl diluat, solubil în HNO_3 diluat și concentrat;



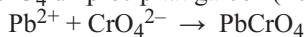
- KI un precipitat galben intens (PbI_2) care se dizolvă în apă la fierbere iar, la răcire recrystalizează sub forma unor paiete aurii;



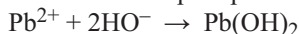
- NaCl sau HCl un precipitat alb (PbCl_2) solubil la cald, la răcirea soluției reprecipită PbCl_2 sub forma unor cristale aciculare sau paiete strălucitoare;



- Na_2CrO_4 un precipitat galben (PbCrO_4) solubil în acizi minerali;

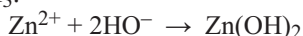


- hidroxizii alcalini un precipitat alb ($\text{Pb}(\text{OH})_2$) cu caracter amfoter.



10. Zn^{2+}

Cationul Zn^{2+} formează cu NaOH un precipitat alb gelatinos ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) cu caracter amfoter, solubil în NH_3 .



Cationul Zn^{2+} formează precipitate albe cu: NH_4HS și NH_3 (ZnS), Na_2HPO_4 ($\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$), $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ ($\text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($\text{Zn}_3\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$).

11. Cu^{2+}

Cationii Cu^{2+} colorează flacăra becului de gaz în verde.

Cationii Cu^{2+} formează cu:

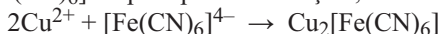
- NaOH un precipitat albastru ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) care se dizolvă în NH_3 conducând la o colorație



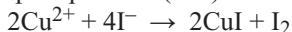
albastru - violet;



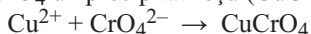
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ un precipitat brun roșcat;



- KI un precipitat alb (CuI) alături de I_2 (brun);



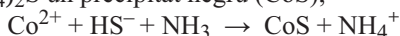
- Na_2CrO_4 un precipitat roșu (CuCrO_4) solubil în acizi minerali și în NH_3 .



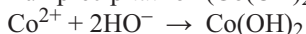
12. Co^{2+}

Cationii Co^{2+} formează cu:

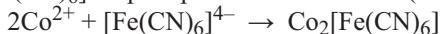
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ un precipitat negru (CoS);



- NaOH un precipitat roz ($\text{Co}(\text{OH})_2$);



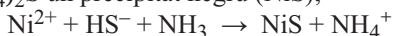
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ un precipitat verde - albastru ($\text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).



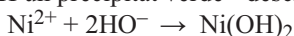
13. Ni^{2+}

Cationii Ni^{2+} formează cu:

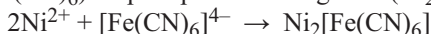
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ un precipitat negru (NiS);



- NaOH un precipitat verde - deschis ($\text{Ni}(\text{OH})_2$);



- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ un precipitat verde - gălbui ($\text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).



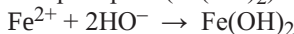
14. Fe^{2+}

Cationii Fe^{2+} formează cu:

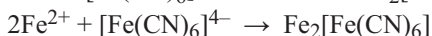
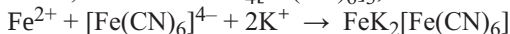
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ un precipitat negru (FeS) solubil în acizi minerali și acid acetic;



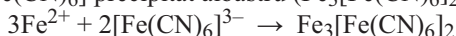
- NaOH un precipitat ($\text{Fe}(\text{OH})_2$) inițial alb apoi verde închis și după un timp brun;



- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ precipitate albe ($\text{FeK}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Fe}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) care în prezența oxigenului din aer se albăstresc, se formează $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$;



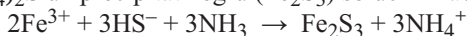
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ precipitat albastru ($\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$), albastru de Turnbull.



15. Fe^{3+}

Cationii Fe^{3+} formează cu:

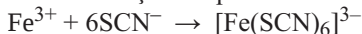
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ un precipitat negru (Fe_2S_3) solubil în acizi minerali și acid acetic;



- NaOH un precipitat roșu - brun gelatinos ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) care se dizolvă ușor în acizi;



- KSCN o combinație complexă solubilă în apă de culoare roșu - sângerieu ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$);



- $K_4[Fe(CN)_6]$ un precipitat albastru ($Fe_4[Fe(CN)_6]_3$, albastru de Berlin.
 $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$

16. Mn^{2+}

Cationii Mn^{2+} formează cu:

- $(NH_4)_2S$ un precipitat roz (MnS), solubil în acizi minerali și acid acetic;
 $Mn^{2+} + HS^- + NH_3 \rightarrow MnS + NH_4^+$
- $NaOH$ un precipitat alb gelatinos ($Mn(OH)_2$) care în prezența oxigenului din aer trece într-un precipitat brun (Mn_2O_3 , MnO_2 , $MnMnO_3$) (vezi pag. 256);
 $Mn^{2+} + 2HO^- \rightarrow Mn(OH)_2$
- Na_2HPO_4 un precipitat alb ($Mn_3(PO_4)_2$) solubil în acizi minerali și acid acetic;
 $3Mn^{2+} + 4HPO_4^{2-} \rightleftharpoons Mn_3(PO_4)_2 + 2H_2PO_4^-$
- $K_4[Fe(CN)_6]$ un precipitat alb ($Mn_2[Fe(CN)_6]$);
 $2Mn^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Mn_2[Fe(CN)_6]$
- Na_2CO_3 un precipitat alb ($MnCO_3$).
 $Mn^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow MnCO_3$

17. Cr^{3+}

Cationii Cr^{3+} formează cu:

- $NaOH$ un precipitat verde - cenușiu ($Cr_2O_3 \cdot xH_2O$), cu caracter amfoter, solubil în NH_3 și NH_4Cl cu formarea unei combinații complexe de culoare violetă;
 $2Cr^{3+} + 6HO^- + (x-3)H_2O \rightarrow Cr_2O_3 \cdot xH_2O$
- Precipitatul verde ($Cr_2O_3 \cdot xH_2O$) se formează și în reacție cu NH_3 , Na_2CO_3 , $(NH_4)_2S$.
 $2Cr^{3+} + 6NH_3 + (x+3)H_2O \rightarrow Cr_2O_3 \cdot xH_2O + 6NH_4^+$
 $2Cr^{3+} + 3HS^- + 3NH_3 + (x+3)H_2O \rightarrow Cr_2O_3 \cdot xH_2O + 3H_2S + 3NH_4^+$
- Na_2HPO_4 un precipitat verde ($CrPO_4$) solubil în acizi minerali și hidroxizi alcalini .
 $Cr^{3+} + 2HPO_4^{2-} \rightleftharpoons CrPO_4 + H_2PO_4^-$

18. Ag^+

Cationii Ag^+ formează cu:

- $NaCl$, HCl un precipitat alb gelatinos ($AgCl$) care se înnegrește la lumină și se dizolvă în: NH_3 , $KSCN$, $Na_2S_2O_3$ (vezi pag. 248);
 $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
- $NaBr$ un precipitat alb - gălbui ($AgBr$), mai greu solubil în NH_3 decât $AgCl$, solubil în $Na_2S_2O_3$;
 $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr$
- $(NH_4)_2S$, Na_2S un precipitat negru (Ag_2S), solubil în HNO_3 la cald;
 $2Ag^+ + S^{2-} \rightarrow Ag_2S$;
- $NaOH$ un precipitat cafeniu (Ag_2O), solubil în acizi minerali și NH_3 ;
 $2Ag^+ + 2HO^- \rightarrow Ag_2O + H_2O$
- $KSCN$ un precipitat alb ($AgSCN$) solubil în exces de $KSCN$;
 $Ag^+ + SCN^- \rightarrow AgSCN$
 $AgSCN + SCN^- \rightarrow [Ag(SCN)_2]^-$
- Na_2CrO_4 un precipitat roșu-brun (Ag_2CrO_4) solubil în HNO_3 și NH_3 ;
 $2Ag^+ + CrO_4^{2-} \rightarrow Ag_2CrO_4$
- Na_2HPO_4 un precipitat galben (Ag_3PO_4) solubil în acizi minerali și NH_3 ;
 $3Ag^+ + 2HPO_4^{2-} \rightarrow Ag_3PO_4 + H_2PO_4^-$



- $K_4[Fe(CN)_6]$ un precipitat alb ($Ag_4[Fe(CN)_6]$);
 $4Ag^+ + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Ag_4[Fe(CN)_6]$;
- Na_2CO_3 un precipitat alb (Ag_2CO_3) care la încălzire trece în cafeniu (Ag_2O).
 $2Ag^+ + CO_3^{2-} \rightarrow Ag_2CO_3$.

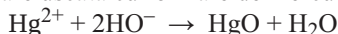
19. Hg^{2+}

Cationii Hg^{2+} formează cu:

- H_2S un precipitat negru (HgS) insolubil în acizi minerali;
 $Hg^{2+} + H_2S + 2H_2O \rightarrow HgS + 2H_3O^+$
- KI un precipitat roșu (HgI_2) solubil în exces de KI cu formarea unei combinații complexe incolore;



- NaOH un precipitat galben (HgO) solubil în acizi minerali diluați, se descompune la încălzire în stare uscată cu formare de mercur;



- KSCN un precipitat alb ($Hg(SCN)_2$) solubil în exces de KSCN;
 $Hg^{2+} + 2SCN^- \rightarrow Hg(SCN)_2 \quad Hg(SCN)_2 + 2SCN^- \rightarrow [Hg(SCN)_4]^{2-}$
- Na_2CrO_4 un precipitat galben ($HgCrO_4$) solubil în acizi minerali;
 $Hg^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow HgCrO_4$
- Na_2HPO_4 un precipitat alb ($Hg_3(PO_4)_2$), solubil în acizi minerali.
 $3Hg^{2+} + 2HPO_4^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons Hg_3(PO_4)_2 + 2H_3O^+$

20. Hg_2^{2+}

Cationii Hg_2^{2+} formează cu:

- HCl, NaCl un precipitat alb (Hg_2Cl_2 , calomel) care se înnește la lumină;
 $Hg_2^{2+} + 2HCl + 2H_2O \rightarrow Hg_2Cl_2 + 2H_3O^+$
 $Hg_2Cl_2 \rightarrow Hg + HgCl_2$
- NaBr un precipitat galben (Hg_2Br_2);
 $Hg_2^{2+} + 2Br^- \rightarrow Hg_2Br_2$
- KI un precipitat galben - verzui (Hg_2I_2) care se dizolvă în exces de KI;
 $Hg_2^{2+} + 2I^- \rightarrow Hg_2I_2 \quad Hg_2I_2 + 2I^- \rightarrow [HgI_4]^{2-} + Hg$
- H_2S , $(NH_4)_2S$, Na_2S un precipitat negru;
 $Hg_2^{2+} + S^{2-} \rightarrow HgS + Hg$
- NaOH un precipitat negru (Hg_2O), solubil în acizi minerali diluați;
 $Hg_2^{2+} + 2HO^- \rightarrow Hg_2O + H_2O$
 $Hg_2O + 2H_3O^+ \rightarrow Hg_2^{2+} + 3H_2O$
- Na_2CrO_4 un precipitat roșu (Hg_2CrO_4).
 $Hg_2^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow Hg_2CrO_4$

11.6. Metode de identificare a unor anioni

Metodele de identificare a unor anioni se bazează pe reacții de precipitare sau reacții de complexare. În continuare, sunt prezentate cele mai utilizate metode de identificare a unor anioni.

1. Cl^- , Br^- , I^-

Anionii Cl^- , Br^- , I^- formează cu:

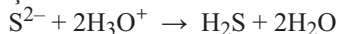
- $AgNO_3$ precipitate: alb gelatinos ($AgCl$) ușor solubil în NH_3 , alb - gălbui ($AgBr$) greu solubil în NH_3 , galben-deschis (AgI) insolubil în NH_3 ;

- $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ precipitate: albe (PbCl_2 , PbBr_2) și galben (PbI_2) solubile în apă la fierbere.

2. S^{2-}

Anionii S^{2-} formează cu:

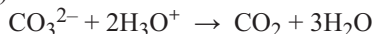
- H_2SO_4 , HCl , soluții diluate la cald, H_2S care se recunoaște după mirosul specific neplăcut și care înnește hârtia de filtru umezită cu $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;



- unii cationi (Ag^+ , Pb^{2+} etc) precipitate negre (Ag_2S , PbS etc).

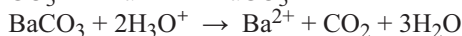
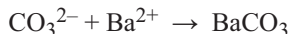
3. CO_3^{2-}

- Anionii CO_3^{2-} reacționează cu acizii diluați (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) cu degajare de CO_2 (efervescentă).

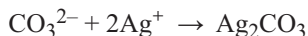


Dioxidul de carbon degajat tulbură apa de var ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) sau apa de barită ($\text{Ba}(\text{OH})_2$).

- Anionii CO_3^{2-} formează cu BaCl_2 un precipitat alb (BaCO_3) solubil în HNO_3 diluat cu efervescentă.



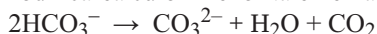
- Anionii CO_3^{2-} formează cu AgNO_3 un precipitat alb (Ag_2CO_3) solubil în HNO_3 diluat cu efervescentă.



Anionul CO_3^{2-} hidrolizează în două trepte:



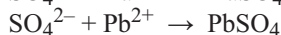
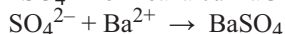
Anionul CO_3^{2-} este o bază relativ tare și înroșește fenolftaleina, iar HCO_3^- este o bază slabă și nu înroșește fenolftaleina. Prin încălzire, carbonații acizi trec în carbonați neutri, reacție ce este însoțită și de modificarea culorii fenolftaleinei la roșu intens.



Pe baza acestor observații se poate face diferența între anionii CO_3^{2-} și HCO_3^- .

4. SO_4^{2-}

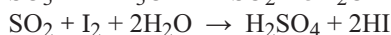
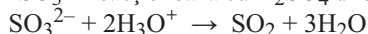
Anionii SO_4^{2-} formează cu BaCl_2 sau $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ precipitate albe (BaSO_4 sau PbSO_4).



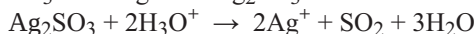
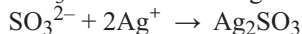
BaSO_4 și PbSO_4 formează cu $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ un precipitat galben ($3\text{HgO} \cdot \text{SO}_3$).

5. SO_3^{2-}

Anionii SO_3^{2-} reacționează cu H_2SO_4 diluat cu degajare de SO_2 ce decolorează soluția de iod.

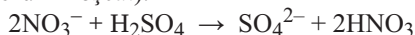


Anionii SO_3^{2-} formează cu AgNO_3 un precipitat alb (Ag_2SO_3) solubil în acizi.



6. NO_3^-

Anionii NO_3^- formează cu H_2SO_4 concentrat HNO_3 care se descompune cu degajare de NO_2 (un gaz brun - roșcat).



Azotații sunt săruri solubile.



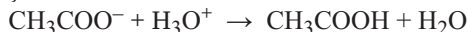
7. NO_2^-

Anionii NO_2^- formează cu H_2SO_4 diluat NO_2 (vapori bruni).



8. CH_3COO^-

Anionii CH_3COO^- formează cu H_2SO_4 la cald acid acetic care se identifică după mirosul specific de oțet.



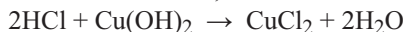
11.7. Identificarea unor acizi

1. HCl

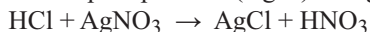
Acidul clorhidric:

- schimbă culoarea indicatorilor acido - bazici (turnesol - roșu, fenolftaleină - incolor, metiloranj - roșu);

- dizolvă bazele insolubile;



- formează un precipitat alb (AgCl) cu AgNO_3 .

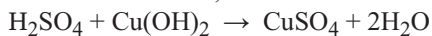


2. H_2SO_4

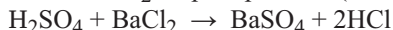
Acidul sulfuric:

- schimbă culoarea indicatorilor acido - bazici (vezi HCl);

- dizolvă bazele insolubile;



- formează cu BaCl_2 un precipitat alb (BaSO_4).

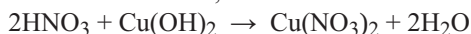


3. HNO_3

Acidul azotic:

- schimbă culoarea indicatorilor acido - bazici (vezi HCl);

- dizolvă bazele insolubile;



- nu are reactiv de precipitare (azotații sunt solubili).

11.8. Identificarea unor baze

1. NaOH , KOH

Hidroxizii alcalini:

- schimbă culoarea indicatorilor acido-bazici (turnesol - albastru, fenolftaleină - roșu, metiloranj - galben);

- scoate NH_3 din sărurile de amoniu la cald;

- dizolvă bazele cu caracter amfoter ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

2. Bazele insolubile:

- sunt precipitate cu culori specifice;

- se dizolvă în acizi diluați.

PROBLEME

11.1. Se consideră combinațiile complexe:

- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$;
- $\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6]$;
- $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$.

Pentru fiecare combinație complexă, indicați: ionul complex, ionul central, ligandul, numărul de coordinație, denumirea.

11.2. Două combinații complexe izomere A și B au compoziția procentuală de masă: 18,437% Co, 21,875% N, 4,687% H, 25% Br, 10% S, 20% O.

Combinația complexă A de culoare violet formează cu BaCl_2 un precipitat alb, insolubil în NH_3 și solubil în H_2SO_4 la cald.

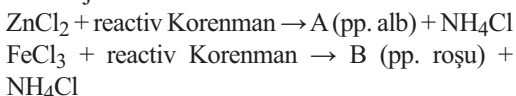
Combinația complexă B de culoare roșie formează cu AgNO_3 un precipitat alb-gălbui, greu solubil în NH_3 .

Identificați cele două combinații complexe și stabiliți denumirile lor.

11.3. Combinația complexă $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{ClBr}]$ prezintă doi izomeri geometrici. Indicați formula structurală pentru fiecare dintre cei doi izomeri.

11.4. Reactivul Korenman, cu denumirea tetratiocianatomercurat (II) de amoniu, reacționează cu unii cationi metalici formând noi combinații complexe, precipitate albe sau colorate.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor de precipitare de mai jos:



b) Denumiți combinațiile complexe nou formate.

11.5. Combinația complexă $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ formează combinații complexe cu ionii altor metale.

a) Scrieți ecuațiile următoarelor reacții de precipitare:



b) Pentru combinațiile complexe A, B, C, indicați: ionul complex, ionul metalic central, ligandul, numărul de coordinare, denumirea.

11.6. Pentru reactivii Tollens și Schweitzer indicați ecuațiile reacțiilor de obținere. Calculați:

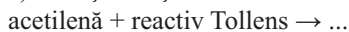
a) masa de soluție de AgNO_3 de concentrație 10% necesară obținerii reactivului Tollens ce poate reacționa cu 50g de soluție de formaldehidă de concentrație 30%;

b) masa de argint depusă în condițiile de la punctul a;

c) masa de reactiv Schweitzer care se poate obține din 5g de piatră vântată ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), considerând un randament total al reacțiilor de 98%.

11.7. Reactivul Tollens reacționează cu alchinele cu tripla legătură marginală.

a) Scrieți ecuațiile următoarelor reacții:



b) Calculați masa de acetilură de argint (precipitat gălbui) care se formează prin barbotarea a 0,5 mol de acetilenă prin reactiv Tollens.

11.8. Clorura de diaminocupru (I) este o combinație complexă folosită la identificarea urmelor de acetilenă din gaze, pentru că reacționează cu acetilena formând acetilura de cupru, de culoare roșu-violet.

a) Scrieți ecuația reacției de obținere a clorurii de diaminocupru (I) din CuSO_4 , NH_3 și $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ și ecuația reacției de obținere a acetilurii de cupru.

b) Știind că, prin barbotarea unei probe de metan impurificat cu acetilenă, cu volumul (c.n.) de 117,6L prin soluție de clorură de diaminocupru (I), se depun 7,98g de precipitat roșu-violet, determinați puritatea metanului, exprimată în procente volumetrice.

11.9. Identificați substanțele anorganice A,

B, C, D care se obțin în urma unor reacții de precipitare și despre care se cunosc informațiile:

- substanța A este un precipitat albastru care se dizolvă în HCl și în NH_3 , care are formula moleculară de forma CuO_xH_x și care conține 32,653% oxigen;

- substanța B este un precipitat alb, solubil în soluții diluate de acizi, cu compoziția procentuală de masă: 28,57% Mg, 14,285% C, 57,14% O;

- substanța C este un precipitat roșu-brun care are raportul de masă Ag:Cr:O = 54:13:16;

- substanța D este un compus binar de culoare neagră ce precipită în reacția dintre acetatul de plumb și sulfura de sodiu.

11.10. O probă de apă industrială ce conține ioni Fe^{3+} , cu volumul de 40 mL, este tratată cu o soluție de $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ în exces, când se separă 0,516 g de precipitat albastru. Determinați concentrația ionilor Fe^{3+} , exprimată în g/L.

11.11. O probă de soluție de acetat de plumb $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ cu volumul de 20 mL este tratată cu o soluție de acid sulfuric până la precipitarea totală. După filtrare, spălare și uscare se obțin 1,212 g de precipitat. Considerând că nu sunt pierderi de substanțe, calculați concentrația molară a soluției de acetat de plumb.

11.12. Sulfura de plumb (PbS) este un precipitat negru cu produsul de solubilitate $K_{ps} = 3 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2/\text{L}^2$.

a) Calculați solubilitatea (mol/L) sulfurii de plumb.

b) Se amestecă 10 mL de soluție de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentrație 10^{-4}M cu 10 mL de soluție de Na_2S de concentrație $0,5 \cdot 10^{-4}\text{M}$. Apreciați dacă precipită PbS .

11.13. Sulfatul de calciu (CaSO_4), precipitat alb, este o sare puțin solubilă în apă și este caracterizată prin $K_{ps} = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$.

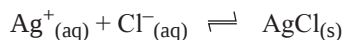
a) Considerând că se amestecă 20 mL de soluție de CaCl_2 de concentrație $5 \cdot 10^{-4}\text{M}$ cu 20 mL de soluție de Na_2SO_4 , calculați ce concentrație trebuie să aibă soluția de Na_2SO_4 ca să se producă precipitarea sulfatului de

calciu.

b) Considerând că se amestecă 100 mL de soluție de CaCl_2 de concentrație $5 \cdot 10^{-4}\text{M}$ cu 100 mL de soluție de Na_2SO_4 de concentrație $5 \cdot 10^{-4}\text{M}$, apreciați dacă precipită CaSO_4 .

c) Considerând că se amestecă 50 mL de soluție de CaCl_2 de concentrație $2 \cdot 10^{-2}\text{M}$ cu 50 mL de soluție de Na_2SO_4 de concentrație $2 \cdot 10^{-2}\text{M}$, apreciați dacă precipită CaSO_4 și în caz afirmativ calculați masa de CaSO_4 depusă.

11.14. Pentru recuperarea ionilor Ag^+ din soluțiile reziduale recuperate din industria fotografică și de film, se tratează aceste soluții cu HCl. Între ionii Ag^+ și Cl^- din soluție și precipitatul de AgCl se stabilește echilibrul:

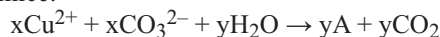


a) Pentru o mai bună recuperare a ionilor Ag^+ din soluție, este bine să se adauge în soluție NaCl sau NaNO_3 ? Argumentați alegerea făcută.

b) Prin tratarea unei probe de soluție reziduală cu volumul de 400 mL cu HCl în exces, se separă 1,5498 g de precipitat. Știind că argintul a fost recuperat din soluție în proporție de 90%, determinați concentrația ionilor Ag^+ din soluția reziduală exprimată în mol/L.

11.15. Un precipitat verde A, solubil în HCl și în NaOH, are compoziția procentuală de masă: 57,657% Cu; 5,405% C; 36,036% O; 0,9% H. Într-un mol de compus A se află 80 g de oxigen.

Compusul A se obține conform ecuației chimice:



a) Identificați compusul A și scrieți ecuațiile reacțiilor indicate.

b) Calculați volumul de soluție de HCl de concentrație 36,5% și $\rho = 1,164 \text{ g/cm}^3$ care reacționează cu 44,4 g de compus A.

c) Calculați masa de compus A care reacționează cu 0,25 L de soluție de NaOH de concentrație 10M.

11.16. Prin tratarea clorurii de mangan (MnCl_2) cu soluție de NaOH, apare mai întâi un precipitat alb gelatinos (A) care în scurt timp, în prezența oxigenului din aer, trece într-un precipitat brun format din trei compuși B, C și

D. Dacă considerăm că precipitatul brun este un amestec echimolecular de B, C și D, raportul de masă Mn:O din acest amestec este Mn:O = 275:128. Compușii B, C și D au următoarele mase moleculare relative: $M_B=158$, $M_C=87$, $M_D=158$.

a) Identificați compușii A, B, C, D și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

b) Precipitatul brun considerat (raport molar B:C:D = 1:1:1) este solubil în soluție concentrată de HCl. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice și indicați rolul acidului clorhidric.

c) Calculați volumul soluției de HCl de concentrație 12M și $\rho=1,18 \text{ g/cm}^3$ care reacționează cu 20,15 g de precipitat brun și volumul (c.n.) de gaz degajat din reacție.

d) Calculați masa de MnCl_2 rezultată din reacție în condițiile de la punctul c și concentrația procentuală a soluției de MnCl_2 dacă peste amestecul de reacție se adaugă 226,8412 g de apă. Se consideră că tot gazul rezultat din reacție s-a degajat și că reacțiile au fost totale.

11.17. Hidroxidul unui metal divalent (A) conține 65,656% ioni Me^{2+} , procente de masă, este un precipitat alb gelatinos, are caracter amfoter și este ușor solubil în NH_3 formând o combinație complexă (B) solubilă în apă, incoloră. Combinația complexă B precipită MeS în reacție cu H_2S .

a) Identificați baza insolubilă A și scrieți ecuațiile reacțiilor care demonstrează caracterul amfoter al bazei A și ecuațiile celorlalte reacții indicate.

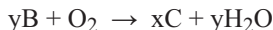
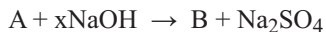
b) Identificați ionul complex, ligandul, numărul de coordinare din combinația complexă B. Indicați denumirea acestei combinații complexe.

c) Baza insolubilă A are $K_{ps}=4,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^3/\text{L}^3$. Dacă concentrația ionilor Me^{2+} din soluție este $5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$, indicați ce valoare trebuie să aibă concentrația molară a ionilor HO^- ca să se producă precipitarea.

d) Calculați masa de MeS care se poate separa pornind de la 200 g de soluție de MeCl_2 de concentrație 34% conform reacțiilor indicate, considerând un randament total al reacțiilor de

80% și un randament al proceselor de filtrare și spălare de 95%.

11.18. Se consideră schema de reacții:



unde:

- A este sulfatul unui metal divalent ce conține 21,052% S;

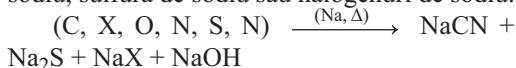
- B este un precipitat inițial alb apoi verde închis.

a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Identificați agentul oxidant și agentul reducător din a doua reacție și studiați procesul redox.

c) Forma hidratată a compusului C ($\text{C} \cdot x\text{H}_2\text{O}$) este un precipitat roșu-brun gelatinos. Scrieți ecuația reacției de obținere a compusului $\text{C} \cdot x\text{H}_2\text{O}$ dintr-o clorură ce conține același cation metallic ca și C și NaOH.

11.19. Una dintre metodele de analiză elementală a substanțelor organice începe cu dezagregarea substanțelor organice cu sodiu metallic (metoda Lassaigue). În urma reacției cu sodiu, azotul, sulful și halogenii din substanța organică analizată se transformă în: cianură de sodiu, sulfură de sodiu sau halogenuri de sodiu.



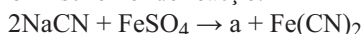
unde: X = F, Cl, Br, I.

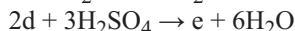
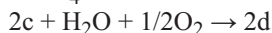
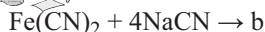
Fiecare anion din compușii anorganici rezultați la mineralizarea cu sodiu (CN^- , S^{2-} , X^-) poate fi identificat prin reacții specifice.

a) Dacă soluția Lassaigue conține un singur halogen (Cl, Br sau I) și nu conține NaCN sau Na_2S , explicați cum se poate identifica halogenul și de ce trebuie acidulată proba cu HNO_3 înainte de a adăuga reactivul pentru recunoașterea halogenului.

b) Dacă soluția Lassaigue conține S^{2-} , indicați cum se poate identifica anionul S^{2-} .

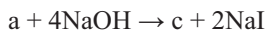
c) Prin dezagregare cu sodiu, azotul din substanța organică se transformă în NaCN, care se identifică sub formă de albastru de Berlin, conform schemei de reacție:





Identificați substanțele: a, b, c, d, e și scrieți ecuațiile reacțiilor din schemă. Identificați precipitatele și combinațiile complexe.

11.20. Se consideră schema de reacții:



unde compusul a este un precipitat galben cristalin, solubil în apă la fierbere.

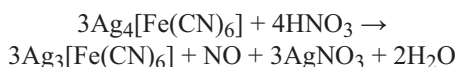
a) Identificați compuşii a, b, c și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice. Denumiți combinațiile complexe.

b) Calculați masa de precipitat a care se poate obține prin tratarea a 121,3g de soluție de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, cu fracțiile molare: $X_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,02$ și $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,98$, cu KI în exces.



Teste tip

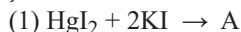
11.21. Combinația complexă $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ este un precipitat alb care în reacție cu HNO_3 concentrat se colorează în roșu-portocaliu datorită formării $\text{Ag}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ conform ecuației:



Referitor la combinațiile complexe $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ și $\text{Ag}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ nu este corectă afirmația:

- a) ionul central este Ag^+ ;
- b) ionii complecși sunt: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ și $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$;
- c) denumirile combinațiilor complexe sunt: hexacianoferat (II) de argint (I) și hexacianoferat (III) de argint (I);
- d) numărul de coordinare este 6;
- e) ionii centrali sunt Fe^{2+} și Fe^{3+} .

11.22. Combinația complexă A cu denumirea tetraiodomercurat (II) de potasiu se obține din reacțiile:



Nu este corectă afirmația:

- a) combinația complexă A are formula chimică $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$;
- b) ionul complex A este $[\text{HgI}_4]^{2-}$;
- c) reacția 2 este o reacție redox de disproportionare;
- d) în soluție alcalină, combinația complexă A este utilizată pentru identificarea ionului

NH_4^+ (reactivul Nessler);

e) ionul central din A este Hg_2^{2+} .

11.23. Referitor la $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ nu este corectă afirmația:

- a) are denumirea hexafluoroaluminat de sodiu;
- b) ligandul este ionul fluorură (F^-);
- c) ionul complex are o structură octaedrică;
- d) ionul complex este $[\text{AlF}_6]^{3+}$;
- e) între ionii Na^+ și $[\text{AlF}_6]^{3-}$ se stabilesc legături ionice.

11.24. Nu este corectă afirmația:

- a) liganzii din combinațiile complexe sunt molecule care au atomi cu perechi de electroni neparticipanți la legătură sau ioni negativi;
- b) numărul de coordinare este dat de numărul de molecule de ligand care se leagă de ionul central;
- c) într-o combinație complexă, particulele de ligand (molecule sau ioni) se leagă covalent coordinativ de ionul central;
- d) sarcina electrică relativă a ionului complex este întotdeauna egală cu sarcina electrică relativă a ionului central;
- e) ionul central este un ion metalic cu volum mic care posedă orbitali liberi, în care pot fi acceptați electronii neparticipanți ai ligandului.

11.25. Este corectă afirmația:

- a) combinațiile complexe $\text{Fe}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ și $\text{FeK}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ au același ion complex:

hexacianoferat (II), $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;

b) hexacianoferat (II) de cupru (II) are formula moleculară $\text{Fe}_2[\text{Cu}(\text{CN})_6]$;

c) combinația complexă $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ are denumirea hexaaminonichelat (II) de clor;

d) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ este o combinație complexă;

e) ionul complex $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ are un singur aranjament spațial octaedric.

11.26. Nu este corectă afirmația:

a) pentru un compus greu solubil de tipul C_mA_n produsul de solubilitate este $K_{ps} = [\text{C}^{n+}]^m \cdot [\text{A}^{m-}]^n$;

b) la precipitarea $\text{Al}(\text{OH})_3$ din reacția dintre AlCl_3 și NaOH , masa de precipitat crește la adăugarea în exces a NaOH ;

c) la adăugarea de ioni Ag^+ sau Cl^- la soluția saturată de AgCl precipită AgCl ;

d) solubilitatea unui compus se exprimă prin numărul de moli de compus dizolvați într-un litru de soluție saturată;

e) valoarea foarte mică a produsului de solubilitate indică un compus greu solubil.

11.27. Alegeți seria care conține numai substanțe greu solubile:

a) AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;

b) KCl , NH_4Cl ;

c) AgCl , Hg_2Cl_2 ;

d) NaOH , KOH ;

e) Na_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

11.28. Alegeți seria care conține numai substanțe solubile:

a) PbI_2 , PbSO_4 ;

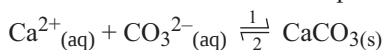
b) CaCO_3 , MgCO_3 ;

c) FeS , PbS ;

d) BaCrO_4 , PbCrO_4 ;

e) BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

11.29. Se consideră echilibrul de precipitare:



Nu este corectă afirmația:

a) adăugarea de CaCl_2 în soluția saturată de CaCO_3 deplasează echilibrul în sensul 1, sensul precipitării CaCO_3 ;

b) dacă se adaugă o soluție de HCl , ionul CO_3^{2-} reacționează cu acidul și echilibrul se deplasează în sensul 2, în sensul dizolvării precipitatului;

c) dacă se adaugă Na_2CO_3 în soluția saturată de CaCO_3 echilibrul de precipitare a CaCO_3 nu este deplasat;

d) adăugarea cationului Ca^{2+} sau a anionului CO_3^{2-} într-o soluție saturată de CaCO_3 determină apariția unei noi cantități de precipitat CaCO_3 ;

e) relația dintre K_{ps} și S pentru CaCO_3 este $K_{ps} = S^2$.

11.30. Hidroxidul de aluminiu ($\text{Al}(\text{OH})_3$) este un precipitat alb gelatinos insolubil în:

a) HCl ;

b) NaOH ;

c) NaF ;

d) H_2O ;

e) HNO_3 .

Teste tip

B

11.31. Combinația complexă $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ se dizolvă în apă și dă o soluție albastră. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) între ionul complex $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ și ionii Cl^- se stabilește o legătură ionică;

..... b) în molecula ligandului, atomii sunt uniți prin legături covalente polare;

..... c) între ionul central Ni^{2+} și moleculele ligandului (NH_3) se stabilesc legături covalente coordinative.

11.32. Aluminiul este atacat de soluția concentrată de NaOH conform ecuației:



Referitor la combinația complexă rezultată din reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

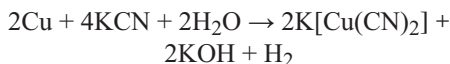
..... a) numărul de coordinare este 4;

..... b) ionul complex este $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{OH}_2)_2]^-$;

..... c) are denumirea diaquatetrahidroxo-aluminat de sodiu.



11.33. Cuprul reacționează cu cianurile alcaline conform ecuației:



Referitor la combinația complexă rezultată din reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) ligantul este un anion în care raportul electroni π : electroni neparticipanți la legătură este 1:1;

..... b) are denumirea dicianocuprat (II) de potasiu;

..... c) ionul complex este $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$.

11.34. Pentaoxidul de stibiu (Sb_2O_5) reacționează cu soluția de NaOH conform ecuației:



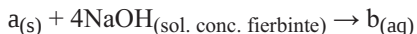
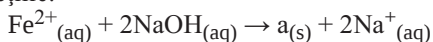
Referitor la combinația complexă rezultată din reacție, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în combinația complexă $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ se stabilesc: o legătură ionică, 6 legături covalente coordinative, 6 legături covalente polare;

..... b) ionul complex este un cation;

..... c) ionul complex are o structură octaedrică.

11.35. Sărurile ce conțin cationul Fe^{2+} dau reacții:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) compusul a este un precipitat verde închis ($\text{Fe}(\text{OH})_2$);

..... b) compusul b este hexahidrooferat (II) de sodiu;

..... c) a și b sunt compuși ionici.

11.36. Sărurile unor metale (Mg, Zn, Cu, Ni) formează prin precipitare cu carbonații solubili, carbonați bazici. De exemplu:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare

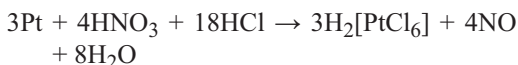
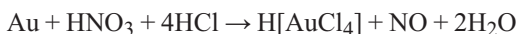
dintre afirmațiile

..... a) a are formula moleculară $\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2$;

..... b) a este un precipitat verde;

..... c) a conține 33,8% Mg, procente de masă.

11.37. Metalele nobile Pt și Au se dizolvă în apă regală conform ecuațiilor:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) combinațiile complex $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ și $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ au același număr de coordinare;

..... b) combinațiile complexe $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ și $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ au caracter acid;

..... c) ionii complecși sunt anioni cu aceeași sarcină electrică relativă.

11.38. Clorura de plumb (II) (PbCl_2) este insolubilă în apă rece, se poate solubiliza în soluție concentrată de HCl la cald, conform ecuației:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) a are formula moleculară $\text{H}_2[\text{PbCl}_4]$ și este o combinație complexă;

..... b) ligandul din combinația complexă este un anion monovalent cu patru perechi de electroni neparticipanți la legătură pe ultimul strat electronic;

..... c) a este o sare a plumbului tetravalent.

11.39. Se consideră combinațiile complexe: $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]\text{Cl}_2$ (soluție roz), $[\text{Co}(\text{OH}_2)_4(\text{OH})_2]$ (precipitat albastru - verde), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ (soluție galben deschis).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în toate cele trei combinații complexe, ionii complecși sunt anioni;

..... b) în toate cele trei combinații complexe, numărul de coordinare este 6;

..... c) în toate cele trei combinații complexe, liganzii sunt molecule neutre.

11.40. Apreciați ca fiind adevărată sau falsă

fiecare dintre afirmațiile:

..... a) următorii carbonați sunt substanțe insolubile: CaCO_3 , MgCO_3 , CuCO_3 , Ag_2CO_3 , FeCO_3 , MnCO_3 ;

..... b) următoarele baze sunt baze insolubile: NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_4OH ;

..... c) următoarele halogenuri sunt insolubile: AgCl , AgBr , AgI , PbI_2 , PbCl_2 , HgI_2 , CuI .

PROBLEME

de identificare a unor cationi și anioni

11.41. Considerați două sticlute neetichetate. În una se află soluție de Na_2CO_3 , iar în a doua soluție de Na_2SO_4 . Indicați cum ați putea identifica substanțele, având la dispoziție soluție de BaCl_2 și soluție de HCl . Scrieți ecuațiile reacțiilor folosite.

11.42. Într-o sticlută se află o soluție de culoare albastră. Tratatănd o probă din această soluție cu NaOH se obține un precipitat de culoare albastră care se dizolvă în soluție de NH_3 , conducând la o soluție de culoare albastru - violet ce poate să dizolve o probă de vată de bumbac. Tratatănd o probă din soluția inițială cu BaCl_2 , se obține, după filtrare și spălare, un precipitat alb care nu reacționează cu HCl . Identificați substanța din sticlută și scrieți ecuațiile reacțiilor care au loc.

11.43. Considerați trei sticlute neetichetate. În una se află soluție de CuCl_2 , în alta soluție de FeCl_3 și în a treia soluție de CaCl_2 . Pe masa de lucru se află reactivii: AgNO_3 , NH_3 , HCl , NaOH , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, BaCl_2 .

a) Indicați dacă puteți identifica substanțele după culoarea soluțiilor.

b) Alegeți dintre reactivii indicați pe aceia care vă pot ajuta la identificarea soluțiilor. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice utilizate.

11.44. Se dau cinci eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4, 5. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următoarelor substanțe: CuSO_4 , HNO_3 , HCl , AgNO_3 , NaOH . Folosind numai turnesol și fenolftaleină și numărul minim de reacții dintre soluțiile din eprubete, identificați ce substanță se află în fiecare eprubetă.

În tabelul de la pagina 272 sunt indicate observațiile experimentelor.

Completați ultima rubrică a tabelului cu formula chimică a substanței identificate. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice în două moduri (o dată folosind formulele chimice ale substanțelor și a doua oară indicând numai speciile participante la reacție).

11.45. Se dau patru eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următoarelor substanțe: HCl , H_2SO_4 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Folosind numai turnesol, BaCl_2 și Na_2CO_3 , identificați ce substanță se află în fiecare eprubetă. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

În tabelul de la pagina 272 sunt indicate observațiile experimentelor. Completați ultima rubrică a tabelului cu formula chimică a substanței identificate.

11.46. Se dau cinci eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4, 5. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următoarelor substanțe: NaCl , AgNO_3 , FeCl_3 , NaOH , HCl . Folosind numai turnesolul și reacțiile dintre substanțele din eprubete, identificați ce substanță se află în fiecare eprubetă. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice. În tabelul de la pagina 272 sunt indicate observațiile experimentelor. Completați ultima rubrică a tabelului cu formula chimică a substanței identificate.

11.47. Se dau patru eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următoarelor substanțe: H_2SO_4 , NaOH , KI , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Testarea soluțiilor cu metiloranj și reacțiile dintre soluții au condus la rezultatele:

- metiloranj + 1 $\Rightarrow$ galben;
- metiloranj + 3 $\Rightarrow$ roșu;
- 3 + 4 $\Rightarrow$ precipitat alb;



Tabel problema 11.44

Eprubeta	1	2	3	4	5
Aspectul soluției	soluție incoloră	soluție albastră	soluție incoloră	soluție incoloră	soluție incoloră
Turnesol	soluție roșie	soluție violetă	soluție roșie	soluție albastră	soluție violetă
Fenolftaleină	soluție incoloră	soluție albastră	soluție incoloră	soluție roșie	soluție incoloră
4	soluție incoloră	precipitat albastru	soluție incoloră	–	precipitat cafeniu
5	soluție incoloră	precipitat alb soluție albastră	precipitat alb	precipitat cafeniu	–
Concluzii					

Tabel problema 11.45

Eprubeta	1	2	3	4
Aspectul soluției	soluție incoloră	soluție incoloră	soluție incoloră	soluție incoloră
Turnesol	soluție albastră	soluție roșie	soluție roșie	soluție albastră
BaCl ₂	soluție incoloră	precipitat alb	soluție incoloră	precipitat alb parțial solubil
Na ₂ CO ₃	precipitat alb	efervescentă	efervescentă	soluție incoloră
Concluzii				

Tabel problema 11.46

Eprubeta	1	2	3	4	5
Aspectul soluției	soluție galben pai	soluție incoloră	soluție incoloră	soluție incoloră	soluție incoloră
Turnesol	soluție roșie	soluție albastră	soluție violetă	soluție violetă	soluție roșie
1	–	precipitat roșu-brun	soluție galben - pai	precipitat alb	soluție galben pai
2	precipitat roșu-brun	–	soluție incoloră	precipitat cafeniu	soluție incoloră
4	precipitat alb	precipitat cafeniu	precipitat alb	–	precipitat alb
Concluzii					

Tabel problema 11.48

Eprubeta	1	2	3	4
NaCl	pp. alb solubil în NH_3	pp. alb solubil în apă la fierbere, insolubil în NH_3	soluție incoloră	soluție incoloră
Na_2CrO_4	pp roșu-brun solubil în NH_3	pp. galben solubil în NaOH	soluție incoloră	pp. galben insolubil în NaOH
Concluzii				

- 2 + 4 $\Rightarrow$ precipitat galben;

- 1 + 4 $\Rightarrow$ precipitat alb.

Identificați ce substanță se află în fiecare eprubetă. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

11.48. Se dau patru eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următorilor azotați: NaNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Folosind reactivii: NaCl, NH_3 , Na_2CrO_4 și NaOH (soluție concentrată) s-au reținut observațiile indicate în tabelul de mai jos.

Identificați azotatul din fiecare eprubetă, completați ultima rubrică a tabelului cu formula chimică a azotatului indentificat și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au avut loc.

11.49. Se dau cinci eprubete numertoate: 1, 2, 3, 4, 5. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următorilor azotați: KNO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Folosind numai soluție de NH_3 s-au obținut următoarele orbservații:

- eprubeta 1: pp. alb solubil în exces de NH_3 ;

- eprubeta 2: pp. alb insolubil în cantități limitate de NH_3 ;

- eprubeta 3: soluție incoloră;

- eprubeta 4: pp. alb care trece repede în pp.

brun-negru insolubil în NH_3 ;

- eprubeta 5: pp. roșu-brun insolubil în NH_3 .

Identificați azotatul din fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au avut loc.

11.50. Se dau patru eprubete numerotate: 1, 2, 3, 4. În fiecare eprubetă se află una dintre soluțiile următoarelor săruri de sodiu: NaCl, Na_2CO_3 , Na_2S , NaNO_3 . Folosind ca reactiv numai AgNO_3 s-au reținut următoarele observații:

- eprubeta 1: soluție incoloră;

- eprubeta 2: pp. alb care se înnegrește la lumină puternică;

- eprubeta 3: pp. negru;

- eprubeta 4: pp. alb care trece în cafeniu la încălzire.

Identificați sarea de sodiu din fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au avut loc.

11.51. Despre o substanță anorganică A se cunosc următoarele informații:

- este o substanță solidă cristalină de culoare verde, insolubilă în apă;

- colorează flacăra becului de gaz în verde,

- se descompune ușor la încălzire conducând la o substanță solidă de culoare neagră și la un



gaz care barbotat prin apă de var tulbură această soluție;

- reacționează cu o soluție de HCl cu efervescentă;
- se dizolvă într-o soluție de NaOH cu formarea unei colorații albastre;
- are masa moleculară relativă $M=222$.

Identificați substanța A și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

11.52. Despre soluția apoasă incoloră a unei substanțe anorganice A se cunosc următoarele informații:

- are un miros caracteristic;
- albăstrește turnesolul și înroșește fenolfthaleina;
- în jurul a două baghete apropiate între ele, una înmuiată în soluția substanței A și una înmuiată în soluție de HCl, se formează un fum alb;
- formează un precipitat roșu - brun cu reactivul Nessler ($K_2[HgI_4]$) în soluție alcalină.

Identificați substanța A și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

11.53. Despre o substanță anorganică A se cunosc următoarele informații:

- este o substanță solidă cristalină de culoare albă solubilă în apă;

- colorează flacăra becului de gaz în roșu - cărămiziu;

- prin tratarea soluției sale cu oxalat de sodiu apare un precipitat alb solubil în HCl, dar insolubil în acid acetic;

- prin tratarea soluției sale cu $AgNO_3$ apare un precipitat alb care se dizolvă ușor în soluție de NH_3 ;

- substanța A este un cristalohidrat care conține 49,315% apă.

Identificați substanța A și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

11.54. Despre o sare A a unui metal X se cunosc următoarele informații:

- este o substanță solidă cristalină de culoare albă, solubilă în apă;
- colorează flacăra becului de gaz în verde;
- formează cu Na_2SO_4 un precipitat alb solubil în H_2SO_4 concentrat la fierbere;
- formează cu Na_2CrO_4 un precipitat galben insolubil în NaOH;
- substanța conține 52,49% X, 10,73% N, 36,78% O.

Identificați substanța A și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

11.55. În patru eprubete se găsesc soluțiile unor săruri. Analizați informațiile din tabelul următor și identificați sarea din fiecare eprubetă. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

Tabel problema 11.55

Eprubeta	1 MX_3	2 MX_2	3 MX_2	4 MX_2
$AgNO_3$	precipitat alb solubil în NH_3	precipitat alb solubil în NH_3	precipitat alb solubil în NH_3	precipitat alb solubil în NH_3
$(NH_4)_2[Hg(SCN)_4]$	precipitat roșu	precipitat verde-gălbui	precipitat albastru	precipitat alb
$K_4[Fe(CN)_6]$	precipitat albastru	precipitat roșu-brun	precipitat verde albastrui	precipitat alb
NaOH	precipitat brun-roșcat	precipitat albastru	precipitat roz	precipitat alb solubil în HCl, NaOH, NH_3
Concluzii				

Metale și nemetale

12

12.1. Metale – generalități

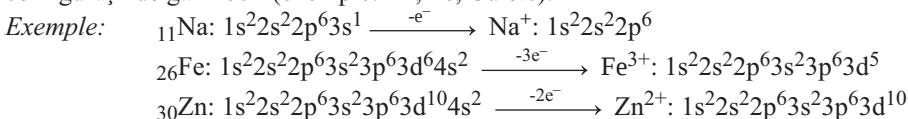
Caracterizare generală

• Metalele se află în tabelul periodic sub linia frântă îngroșată, în grupele principale: 1, 2, 13 (Al, Ga, In, Tl), 14 (Sn, Pb), 15 (Bi) și în toate grupele secundare.

Metalele din grupele secundare (3-12) se numesc metale tranziționale.

În partea de jos a tabelului periodic se află două serii de metale numite lantanide și actinide.

• Atomii metalelor au tendința de a ceda electroni și de a se transforma în ioni pozitivi. Cationii metalelor pot avea pe ultimul strat configurații stabile de gaz nobil (exemplu: Na, Ca, Al, Sc etc.) sau alte configurații, când configurația electronică a atomului nu permite obținerea unei configurații de gaz nobil (exemple: Zn, Fe, Cu etc).

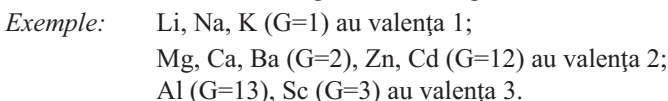


• Pentru că atomii lor cedează electroni și se transformă în ioni pozitivi, aceste elemente au caracter electropozitiv și un comportament chimic de metal. Atomii metalelor se oxidează (cedează electroni) și au caracter reducător.

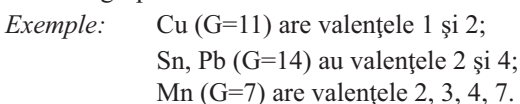
Pentru metalele din grupele principale, caracterul electropozitiv este mai accentuat dacă numărul de electroni cedați de un atom este mai mic și dacă electronii care sunt cedați sunt plasați pe un strat mai depărtat de nucleu (vezi pag. 37).

• În general, valența unui metal este egală cu cifra unităților din numărul grupei.

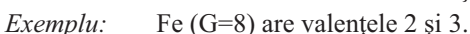
Unele metale au o singură valență, egală cu cifra unităților din numărul grupei.



Unele metale au mai multe valențe, dar una dintre ele este egală cu cifra unităților din numărul grupei.



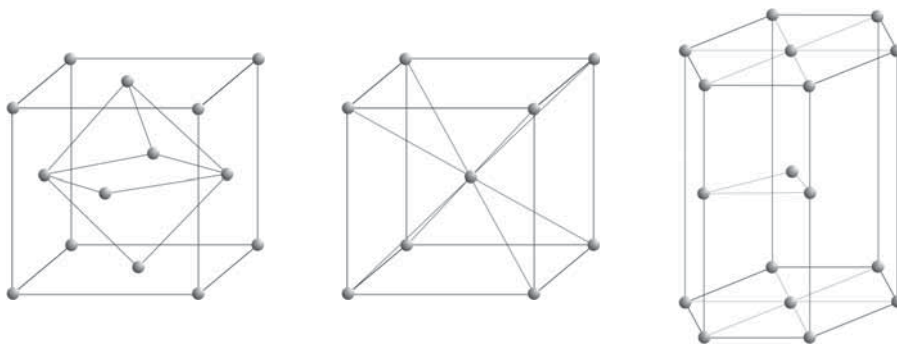
Sunt metale care au mai multe valențe, dar mai mici decât cifra unităților din numărul grupei.



• În stare elementară, metalele au numărul de oxidare zero, iar în compuși au numere de oxidare pozitive și egale, de regulă cu cifra unităților din numărul grupei (vezi pag. 43).



- În stare liberă, metalele prezintă rețele metalice formate dintr-un număr foarte mare de atomi de metal, care sunt uniți între ei prin legătură metalică (vezi pag. 81, 82). În aceste rețele atomii au un aranjament ordonat. Majoritatea metalelor adoptă acele rețele cristaline care corespund celor mai compacte aranjări spațiale. Astfel, în cristalele compacte ale multor metale, fiecare atom este înconjurat, în imediata vecinătate, de alți 12 atomi. Un număr redus de metale formează rețele cu numărul de coordinație 8. Metalele adoptă rețele cubice și hexagonale.



Schema 12.1. Rețele cubice și hexagonale ale metalelor

La solidificarea topiturii unui metal, cristalizarea începe concomitent în mai multe puncte, numite puncte de cristalizare. Cristalele cresc în toate direcțiile până întâlnesc alte cristale vecine. Rezultă microcristale cu forme neregulate, numite cristalite. Metalele sunt, în general, conglomerate de asemenea cristalite orientate în direcții diferite, și au astfel o structură policristalină.

Prin tratamente termice și mecanice pot avea loc modificări controlate ale structurii policristaline a metalelor. Cristalitele își modifică forma, orientarea și dimensiunile. Se obțin astfel anumite proprietăți importante ale metalelor.

Unele metale prezintă fenomenul de alotropie, adică se găsesc în mai multe forme cristaline. Fenomenul se numește polimorfism. De exemplu, fierul are o rețea cubică centrată intern la temperaturi mai mici de 906°C și mai mari de 1401°C și o rețea cubică cu fețe centrate în intervalul de temperatură $906 - 1401^{\circ}\text{C}$.

Proprietăți fizice

Proprietățile fizice ale metalelor sunt determinate de legătura metalică.

• Stare de agregare

În cristalul metalic, atomii ocupă poziții fixe. La temperatura obișnuită, toate metalele sunt solide, cu excepția mercurului care este lichid.

• Aspect

O parte din lumina care cade pe suprafața unui metal este absorbită de electronii mobili, iar altă parte este reflectată. De aceea, metalele sunt opace, au luciu caracteristic și sunt alb-argintii sau cenușii. Colorate sunt aurul (galben) și cuprul (arămiu).

• Conductibilitate electrică și termică

Metalele sunt foarte bune conducătoare de căldură și electricitate. Existența benzii de energie și structura ei permite scurgerea de electroni prin cristalul metalic. Sub influența unei diferențe de potențial electronii se mișcă ordonat deplasându-se prin firul metalic exterior de la borna negativă la borna pozitivă a sursei de curent electric. Conductibilitatea electrică a metalelor crește cu scăderea

temperaturii și este maximă în apropiere de 0°K (supraconductibilitate).

Într-un cristal metalic, energia cinetică este transferată de la un atom la altul prin intermediul electronilor mobili. Când se ciocnesc cu un atom „cald” electronii mobili își măresc energia cinetică. Excesul de energie dobândită în acest mod este repede transferat unui atom „rece” de care acești electroni mobili se ciocnesc. În acest mod se transmite într-un metal energia termică.

Metalele cu cele mai bune conductibilități electrice și termice sunt, în ordinea creșterii conductibilității: Al, Au, Cu, Ag.

• Densitate

Densitatea metalelor variază în limite largi, de la metale mai ușoare decât apa ($\rho_K = 0,86 \text{ g/cm}^3$, $\rho_{Na} = 0,97 \text{ g/cm}^3$) la metale foarte grele ($\rho_{Pb} = 11,34 \text{ g/cm}^3$, $\rho_{Hg} = 13,53 \text{ g/cm}^3$). Metalele cu densitate mai mică de 5 g/cm^3 sunt considerate metale ușoare, iar cele cu densitate mai mare de 5 g/cm^3 sunt considerate metale grele. Osmiu este metalul cu densitatea cea mai mare ($\rho_{Os} = 22,59 \text{ g/cm}^3$ la 25°C).

• Punctul de topire

Punctele de topire ale metalelor depind de tăria legăturii metalice și variază în limite largi, de la -39°C (Hg) la +3422°C (W).

• Solubilitate

Metalele nu sunt solubile în apă sau în solvenți organici. În stare topită, se amestecă între ele formând soluții solide, numite aliaje. La solidificarea amestecului topit se stabilește legătura metalică între atomii unor metale diferite.

• Duritate

Duritatea se referă la rezistența materialelor la zgâriere și la acțiunea de deformare a unor forțe exterioare.

Duritatea metalelor variază în limite largi, de la metale moi care se taie cu cuțitul (K, Na), până la metale foarte dure (Cr, duritate aproape 9 pe scara Mohs).

• Maleabilitate și ductibilitate

Metalele pot fi deformate permanent sub acțiunea unor forțe exterioare. Sunt maleabile (pot fi trase în foi) și ductile (pot fi trase în fire). Sub acțiunea unor forțe exterioare, atomii de metal se deplasează într-o nouă poziție în care se restabilește legătura metalică. Cele mai maleabile și ductile metale sunt aurul și argintul.

Proprietăți chimice

• **Caracterul electropozitiv** și odată cu el caracterul metalic și reactivitatea variază de la un metal la altul. O măsură a acestor proprietăți poate fi potențialul standard de reducere al fiecărui metal.

Metalele sunt așezate în ordinea crescătoare a potențialelor lor standard de reducere într-o serie numită seria potențialelor electrochimice ale metalelor sau mai simplu seria reactivității chimice a metalelor (vezi anexa 11).

O variantă restrânsă a acestei serii care cuprinde cele mai importante metale este:

K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Bi, Sb, Hg, Ag, Pt, Au.

La începutul seriei, se află metalele cu tendința cea mai mare de a ceda electroni (de a se oxida), adică metalele cu cel mai accentuat caracter metalic. Aceste metale au cele mai mici potențiale de reducere, cele mai mici valori ale electronegativității și sunt agenți reducători puternici.

La sfârșitul seriei, se află metalele cu tendința cea mai mică de a ceda electroni, adică metalele cu cel mai slab caracter metalic. Aceste metale au potențiale de reducere mari și sunt agenți



reducători slabi. Ultimele metale (Ag, Pt, Au) se numesc metale nobile.

Urmând seria reactivității chimice a metalelor în sens invers, de la sfârșit spre început, scade tendința cationilor metalici de a accepta electroni (de a se reduce) și scade și caracterul lor oxidant.

În această serie, figurează și hidrogenul, deși nu este un metal. Hidrogenul este un element de referință (potențialul de reducere standard al hidrogenului este zero).

Reactivitatea unui metal poate fi apreciată după poziția lui în această serie. Regulile indicate la pagina 211, pot fi enunțate mai simplu.

- Metalele care preced hidrogenul în seria reactivității chimice a metalelor pot substitui hidrogenul din apă și acizi.

- Metalele care se află după hidrogen în seria reactivității chimice a metalelor nu pot substitui hidrogenul din apă și acizi.

- Fiecare metal poate substitui din combinațiile lor (oxizi și săruri) metalele care urmează după el în seria reactivității chimice a metalelor.

- Fiecare metal poate fi substituit din combinațiile sale (oxizi și săruri) de către metalele care îl preced în seria reactivității chimice a metalelor.

• Cele mai importante reacții chimice la care pot participa metalele sunt prezentate în paragrafele 12.2, 12.3, 12.4 și se referă la: reacția cu nemetalele (ex: H_2 , halogeni, O_2 , S, P_4 , N_2), reacția cu apa, reacția cu acizii (ex: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , CH_3COOH), reacția cu unii oxizi sau cu unele săruri.

Stare naturală

Puține metale se găsesc în natură în stare liberă (ex: Ag, Au, Pt, Cu). Cele mai multe metale se găsesc în natură sub formă de săruri și oxizi. Acești compuși se găsesc: în scoarța terestră, disipați sau în depozite, dizolvați în apele de suprafață sau subterane și în organismele vii.

În general, mineralele metalelor se găsesc în rocile de origine vulcanică sau în depozitele obținute prin evaporarea apei din fose mări.

Cele mai abundente metale din scoarța pământului (procente de masă) sunt: aluminiul (7,5%), fierul (4,7%), calciul (3,4%), sodiul (2,64%), potasiul (2,4%), magneziul (1,98%).

În continuare, sunt indicați cei mai importanți compuși sub forma cărora se găsesc în natură metalele mai importante:

Na: sare gemă ($NaCl$), salpetru de Chile ($NaNO_3$), borax ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), criolit ($Na_3[AlF_6]$), silicați ($Na[AlSi_3O_8]$, $Na[AlSiO_4]$ etc);

K: silvină (KCl), silvinit ($KCl \cdot NaCl$), carnalit ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$), schönit ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$), alaunul de potasiu ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$), silicați ($K[AlSi_3O_8]$);

Mg: magnezit ($MgCO_3$), dolomit ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$), sare amară ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$), spinel ($MgAl_2O_4$), schönit ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$), silicați ($MgSiO_3$, Mg_2SiO_4 etc), talc ($3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$);

Ca: calcit și aragonit (forme cristaline de $CaCO_3$), spatul de Islanda (formă de calcit deosebit de pură, incoloră și transparentă), piatra de var și marmura (conțin agregate microcristaline de calcit), creta (varietate amorfă de $CaCO_3$ de origine animală), gips ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$), alabastru (formă translucidă de gips), fluoropatită ($Ca_5[(PO_4)_3F]$), fluorina (CaF_2), silicați cu compoziție complexă;

Al: silicați sub multiple forme: feldspați ($K[AlSi_3O_8]$, $Na[AlSi_3O_8]$, $Ca[Al_2Si_2O_8]$), mica ($Al_2K[Si_3AlO_{10}(OH)_2]$), caolinul ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$), corindon (Al_2O_3 sau formele colorate safir și rubin), bauxita (amestec de $Al(OH)_3$ și $AlO(OH)$ și diferite impurități ca SiO_2 , Fe_2O_3 etc), criolit ($Na_3[AlF_6]$), spinel ($MgAl_2O_4$);

Sn: cassiterit (SnO_2), stanit ($\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$);

Pb: galenă (PbS), cerusită (PbCO_3), litargă (PbO), miniu (Pb_3O_4);

Mn: manganozit (MgO), manganit ($\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ sau $\text{MnO}(\text{OH})$), piroluzit (MnO_2), hausmanit (Mn_3O_4 sau Mn_2MnO_4);

Fe: hematit (Fe_2O_3), magnetit (Fe_3O_4), limonit ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ sau $\text{FeO}(\text{OH}) \cdot x\text{H}_2\text{O}$), pirită (FeS_2), siderit (FeCO_3);

Cu: calcopirită (CuFeS_2), calcozină (Cu_2S), cuprit (Cu_2O), malachit ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, verde), azurit ($2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, albastru);

Zn: blendă (ZnS), smithsonit (ZnCO_3), calamina ($\text{Zn}_2\text{SiO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot \text{ZnCO}_3$), zincit (ZnO);

Ag: argentit (Ag_2S), kerargirit (AgCl).

Apa mărilor și oceanelor conține: NaCl (2,8% în oceane), KCl , MgCl_2 , MgBr_2 , MgSO_4 , etc.

Unele metale apar în organismele vii: fierul în hemoglobină, magneziul în clorofilă, cupru, calciu, magneziu, zinc etc în cantități mici.

Metode de obținere

Metalele alcaline, metalele alcalino - pământoase și aluminiul se obțin în special prin **electroliză**. Se utilizează amestecuri în stare topită (hidroxizi, oxizi, săruri). Metalele se separă la catodul celulei de electroliză (vezi pag. 225)

- Sodiul se obține uzual prin electroliza topiturii unui amestec de NaCl (41-42%) și CaCl_2 (58-55%) la 600°C . Sodiul obținut este impurificat cu calciu de care se separă prin răcire, când solubilitatea calciului în sodiu scade foarte mult și calciul se ridică la suprafață.

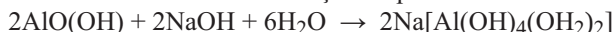
- Potasiul se obține prin electroliza hidroxidului de potasiu topit sau a amestecului topit de clorură de potasiu și fluorură de potasiu.

- Magneziul se obține prin electroliza topiturii carnalitului deshidratat ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl}$) sau a amestecului topit de clorură de magneziu și clorură de sodiu.

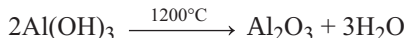
- Calciul se obține prin electroliza topiturii de clorură de calciu anhidre.

- Aluminiul se obține industrial prin electroliza amestecului obținut prin dizolvarea aluminei (Al_2O_3) în criolit topit ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$).

Alumina se obține prin prelucrarea bauxitei (amestec de $\text{Al}(\text{OH})_3$ și $\text{AlO}(\text{OH})$ și impurități ca: SiO_2 , Fe_2O_3 , TiO_2) printr-un procedeu complex ce cuprinde mai multe etape. Principiul acestor procedee este de a trece bauxita în combinații complexe ale aluminiului solubile în apă:



separarea soluției apoase de impurități, precipitarea $\text{Al}(\text{OH})_3$ prin mai multe metode și calcinarea $\text{Al}(\text{OH})_3$.

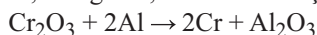


Mai multe metale se obțin prin **procedeu pirometalurgic**, care cuprinde mai multe etape. În prima etapă, minereul este încălzit în curent de aer cald (prăjirea minereului), când compușii metalului din minereu trec în oxid de metal. Condițiile de lucru depind de natura minereului, iar procesele care au loc sunt complexe.

În a doua etapă, oxidul de metal este redus la metal cu: carbon, monoxid de carbon, hidrogen, aluminiu, siliciu.

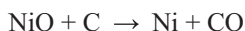
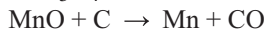
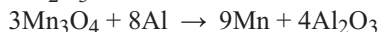
Carbonul din cocsul metalurgic reduce majoritatea oxizilor de metal, combinându-se cu oxigenul din oxizi. Reacția are loc la diferite temperaturi și din reacție rezultă CO_2 sau CO (ex: PbO , CuO se reduc la 600° și formează CO_2 , iar FeO , ZnO , MnO se reduc la $1000 - 1500^\circ\text{C}$ și formează CO).

- Cromul, manganul, nichelul se obțin prin reducerea oxizilor lor cu: Al , Si sau C .

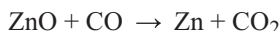
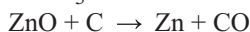
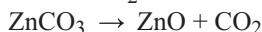
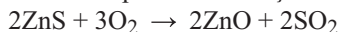




REȚINEȚI

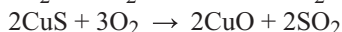
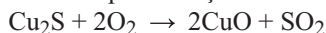


• Prin prăjirea minereurilor ce conțin zinc sub formă de sulfură sau carbonat se obține oxidul de zinc, care este redus apoi cu carbon și monoxid de carbon la zinc.

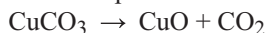


Procesul are loc la 1000 - 1300°C, iar zincul se obține sub formă de vapori, care apoi condensează într-o instalație în absența aerului.

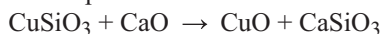
• Procesele de obținere a cuprului sunt complexe și depind de compoziția minereului. Prin prăjirea sulfurilor de cupru se obține oxidul de cupru (CuO).



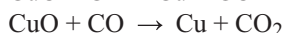
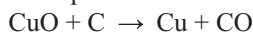
Carbonatul de cupru se descompune cu formare de CuO.



Silicatul de cupru este trecut în CuO.



Oxidul de cupru este redus de cărbune sau monoxidul de carbon.



• Fierul se obține din oxizii de fier existenți în minereurile de fier prin reducerea cu monoxidul de carbon în furnal.

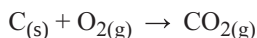
Furnalul este o instalație specială construită din cărămidă refractară învelită în exterior cu o manta de oțel. Prin partea de sus (gura de încărcare), se introduc în furnal în straturi succesive: cocs, minereu de fier și fondant. În funcție de compoziția minereului de fier, fondantul poate fi calcar (CaCO₃) sau nisip (SiO₂)

Prin partea de jos a furnalului, se suflă aer cald încălzit până la 1000 - 1100°C în cuptoare speciale.

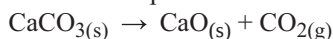
În furnal, materialul solid coboară și se încălzește de la gazele calde care urcă, se răcesc și sunt evacuate prin partea de sus a furnalului.

În diferite zone ale furnalului, au loc mai multe reacții chimice. Procesele sunt complexe, dar pot fi reprezentate mai simplu astfel:

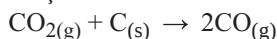
- cocsul încălzit de aerul cald se aprinde și arde:



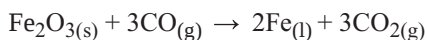
- calcarul se descompune:



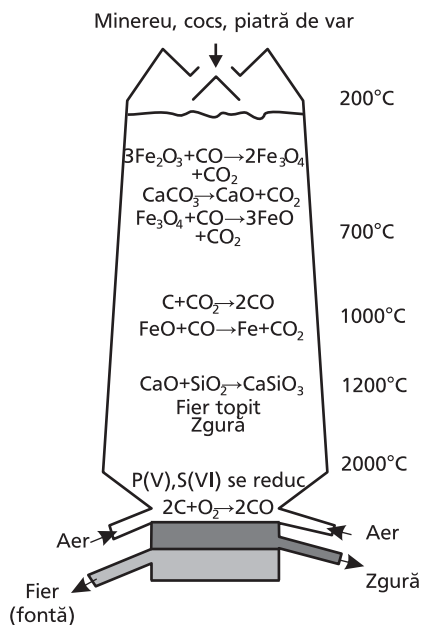
- CO₂ reacționează cu cocsul:



- CO reduce oxizii de fier:

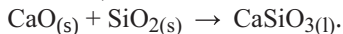


- CaO și SiO₂ reacționează și formează zgură de



Schema 12.2. Schema unui furnal

furnal (silicat de calciu):



Fierul topit se amestecă cu o parte din cocs formând fontă topită, care se scurge la baza furnalului într-un recipient, de unde este evacuată. Zgura topită se scurge și, fiind mai ușoară decât fonta, rămâne deasupra acesteia, de unde este evacuată.

Fonta solidă este dură, dar casantă. De aceea, ea se prelucrează numai prin turnare. Se utilizează la obținerea oțelului, la confecționarea unor postamente de mașini, căzi de baie, calorifere etc.

Fonta este un aliaj Fe–C ce conține între 1,7 și 5% carbon, alături de alte elemente (Si, Mn, S, P) care se află în cantități mici.

Oțelul este un aliaj Fe–C conținând mai puțin de 1,7% carbon. În funcție de tipul oțelului, se mai găsesc și alte elemente: Si, Mn, S, P, Cr, Ni, V, Mo, W etc.

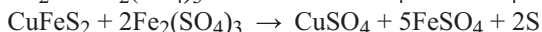
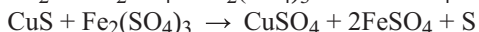
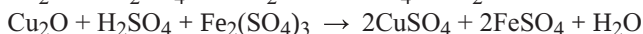
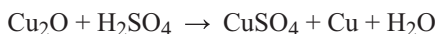
Oțelul se obține din fontă, în convertizoare, prin îndepărtarea prin oxidare a elementelor care dăunează și adăugarea altora.

În **procedeele hidrometalurgice**, minereul este tratat cu un reactiv (ex: H_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH) din reacție rezultând compuși solubili în apă ai metalelor.

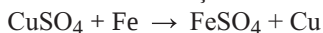
Metalele sunt scoase din acești compuși prin electroliză (vezi pag. 225) sau cu alte metale.

De exemplu, prin tratarea minereurilor sărace în cupru cu H_2SO_4 sau $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ se obține o soluție de CuSO_4 .

Reacțiile care au loc sunt:



Cuprul este scos din soluția de CuSO_4 prin electroliză sau cu șpan de fier.



Aliaje

Aliajele sunt amestecuri solide omogene de două sau mai multe metale. Aliajele sunt soluții solide.

Aliajele au puncte de topire mai mici, conductibilități electrice mai scăzute și proprietăți mecanice mai bune decât metalele corespunzătoare.

Cele mai utilizate aliaje sunt indicate în tabelul 12.3.

Tabelul 12.3

Aliaj	Compoziție	Principalele proprietăți și utilizări
fontă	Fe, C (2-5%) alte elemente (S, P, Mn etc)	- casantă; - obținerea oțelului, vase de bucătărie emailate, radiatoare;
oțel	Fe, C (sub 1,7%) și alte metale	- bune proprietăți mecanice; - industria constructoare de mașini, construcții;
duraluminu	Al, Cu, Mg, Mn	- ușor, dur; - industria aeronautică;
alamă	Cu, Zn	- dur, ușor prelucrabil; - fenerie, țevi, robinete;



bronz	Cu, Sn	- dur, ușor prelucrabil; - robinete, monede, statui;
constantan	Cu, Ni	- rezistență electrică mare; - rezistențe pentru reșouri și radiatoare electrice;
aliaje de lipit	Sn, Pb	- ușor fuzibil; - lipirea metalelor;
aliaje pentru bijuterii	Au, Ag, Cu (aur galben) Au, Ag, Pt (aur alb)	- ușor prelucrabil; - bijuterii, obiecte de cult

Utilizări

Metalele au multiple utilizări:

- obținerea aliajelor utilizate în multe domenii: industria constructoare de mașini, industria aeronautică, confecționarea multor obiecte de uz casnic, construcții, confecționarea monedelor, confecționarea bijuteriilor, feronerie etc;
- transportul curentului electric (Al, Cu), industria electronică și electrotehnică (Cu);
- obținerea unor compuși anorganici (oxizi, baze, săruri);
- staniul și aluminiul se utilizează la ambalarea alimentelor;
- zincul se utilizează la obținerea tablei zincate rezistente la coroziune;
- aluminiul se utilizează la confecționarea cisternelor pentru transportul acidului azotic;
- plumbul se utilizează pentru obținerea acumulatorilor cu plumb;
- metalele puternic reducătoare se utilizează la obținerea altor metale.

12.2. Blocul de metale s cuprinde metalele din grupa 1 (metale alcaline) și din grupa 2 (metale alcalino - pământoase).

Principalele caracteristici ale acestor metale sunt prezentate în tabelele 12.4 și 12.5 unde: NO = număr de oxidare, E = energia de ionizare primară, E_{red}^0 = potențial standard de reducere ($M^{n+}_{(\text{aq})} + ne^- \rightarrow M_{(\text{s})}$).

Tabelul 12.4

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	E_1 (kJ/mol)	E_{red}^0 (V)	Electronegativitate	Observații	p.t. (°C)
Li (litium) Z=3	Li: [He]2s ¹ Li ⁺ : [He]	0, +1	520,2	-3,04	1	crește caracterul metalic ↓ crește caracterul reducător	+180,5
Na (sodiu) Z=11	Na: [Ne]3s ¹ Na ⁺ : [Ne]	0, +1	495,8	-2,71	0,9		+98
K (potasiu) Z=19	K: [Ar]4s ¹ K ⁺ : [Ar]	0, +1	418,8	-2,93	0,8		+63
Rb (rubidiu) Z=37	Rb: [Kr]5s ¹ Rb ⁺ : [Kr]	0, +1	403	-2,98	0,8		+39
Cs (cesiu) Z=55	Cs: [Xe]6s ¹ Cs ⁺ : [Xe]	0, +1	375,7	-3,03	0,8		+28,5

Tabelul 12.5

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	E_1 (kJ/mol)	E_{red}^0 (V)	Electronegativitate	Obs.	p.t. (°C)
Be (beriliu) Z=4	Be: [He]2s ² Be ²⁺ : [He]	0, +2	899,5	-1,85	1,6	crește caracterul metalic ↓ crește caracterul reducător	+1287
Mg (magneziu) Z=12	Mg: [Ne]3s ² Mg ²⁺ : [Ne]	0, +2	737,7	-2,37	1,3		+650
Ca (calciu) Z=20	Ca: [Ar]4s ² Ca ²⁺ : [Ar]	0, +2	589,8	-2,87	1		+842
Sr (stronțiu) Z=38	Sr: [Kr]5s ² Sr ²⁺ : [Kr]	0, +2	549,5	-2,89	0,9		+767
Ba (bariu) Z=56	Ba: [Xe]6s ² Ba ²⁺ : [Xe]	0, +2	502,8	-2,9	0,9		+727

Atomii metalelor din blocul s au proprietatea accentuată de a ceda electroni și de a forma ioni pozitivi cu configurația exterioară stabilă de gaz nobil. Aceste elemente au un caracter puternic electropozitiv și potențiale de reducere mici. În aceste grupe, cresc de sus în jos caracterul metalic și caracterul reducător.

Aceste metale sunt foarte reactive, existând diferențe de reactivitate de la un metal la altul.

Litiul și beriliul prezintă o reactivitate puțin diferită, din cauza razelor ionice mici.

Din cauza reactivității lor mari față de oxigenul și vaporii de apă din aer, majoritatea acestor metale (Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba) se păstrează sub petrol. Beriliul și magneziul nu sunt atacate la temperatura obișnuită de oxigen din cauza stratului protector de oxid care se formează la suprafață.

Cele mai importante reacții ale metalelor din blocul s sunt indicate în continuare.

1. Reacția cu nemetalele

a) Reacția cu hidrogenul $\Rightarrow$ hidruri ionice (MH_x)

Exemple: Na + H₂ $\rightarrow$ 2NaH (hidrură de sodiu)

Ca + H₂ $\rightarrow$ CaH₂ (hidrură de calciu)

Observații: Reacțiile au loc la încălzirea acestor metale în atmosferă uscată de hidrogen.

b) Reacția cu oxigenul $\Rightarrow$ oxizi de metal (M₂O_x)

Exemple: 4Li + O₂ $\rightarrow$ 2Li₂O (oxid de litiu)

2Na + O₂ $\rightarrow$ Na₂O₂ (peroxid de sodiu)

K + O₂ $\rightarrow$ KO₂ (superoxid de potasiu)

2Mg + O₂ $\rightarrow$ 2MgO (oxid de magneziu)

2Ca + O₂ $\rightarrow$ 2CaO (oxid de calciu)

Observații: Aceste metale se aprind și ard în aer sau oxigen la ușoară încălzire (ex: Li, Mg, Na) sau la temperatura obișnuită (ex: Rb, Cs, Ba). De remarcat faptul că, metalele alcaline, aprinse în aer sau oxigen, reacționează diferit: litiul formează oxidul de litiu (Li₂O), sodiul formează peroxidul de sodiu (Na₂O₂), iar potasiul, rubidiul și cesiul formează superoxizi (KO₂, RbO₂, CsO₂).

c) Reacția cu halogenii (F₂, Cl₂, Br₂, I₂) $\Rightarrow$ halogenuri (MX_x)

Exemple: 2Na + Cl₂ $\rightarrow$ 2NaCl (clorură de sodiu)

Mg + Br₂ $\rightarrow$ MgBr₂ (bromură de magneziu)



REȚINEȚI

Observații: Aceste metale reacționează cu halogenii la temperatura obișnuită sau la ușoară încălzire. Unele se aprind și ard în atmosferă de F_2 sau Cl_2 (ex: metalele alcaline).

d) Reacția cu sulfur $\Rightarrow$ sulfuri (M_2S_x)

Exemple: $2Na + S \rightarrow Na_2S$ (sulfură de sodiu)

$Ca + S \rightarrow CaS$ (sulfură de calciu)

Observații: Aceste metale reacționează cu sulfurul topit sau vaporii de sulfur.

e) Reacția cu azotul $\Rightarrow$ azoturi (M_3N_x)

Exemple: $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$ (azotură de litiu)

$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$ (azotură de magneziu)

Observații: Metalele din grupa 2 reacționează cu N_2 la cald. Litiul se combină cu N_2 pur uscat.

f) Reacția cu fosforul $\Rightarrow$ fosfuri (M_3P_x)

Exemple: $12K + P_4 \rightarrow 4K_3P$ (fosfură de potasiu)

$6Mg + P_4 \rightarrow 2Mg_3P_2$ (fosfură de magneziu)

Observații: Aceste metale reacționează cu fosforul la cald.

2. Reacția cu apa $\Rightarrow$ baze solubile și H_2

Exemple: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + 1/2H_2$ (NaOH – hidroxid de sodiu)

$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$ (Ca(OH)₂ – hidroxid de calciu)

Observații: Aceste metale reacționează cu apa la temperatura obișnuită, cu atât mai energetic, cu cât crește caracterul electropozitiv. Reacția magneziului cu apa practic nu are loc la rece, dar are loc la încălzire, deoarece hidroxidul de magneziu este greu solubil și se depune la suprafața metalului împiedicând atacarea mai departe a metalului.

3. Reacția cu acizii $\Rightarrow$ săruri + H_2

Exemple: $2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2$ (NaCl – clorură de sodiu)

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$ (MgSO₄ – sulfat de magneziu)

$Mg + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2$ ((CH₃COO)₂Mg – acetat de magneziu)

Observații: Metalele alcaline reacționează energetic cu acizii, uneori chiar cu explozie. Metalele alcalino - pământoase reacționează cu acizii ușor la rece sau la cald.

4. Reacția cu acizii foarte slabi (alchine, alcoolii) $\Rightarrow$ compuși ionici + H_2

Exemple: $HC\equiv CH + 2Na \rightarrow NaC\equiv CNa + H_2$ (NaC≡CNa – acetilură de sodiu)

$2CH_3OH + 2K \rightarrow 2CH_3OK + H_2$ (CH₃OK – metoxid de potasiu)

Observații: Metalele alcaline reacționează cu alchinele cu tripla legătură marginală, cu alcoolii în mediu anhidru.

5. Reacția metalelor alcaline cu amoniacul $\Rightarrow$ amidură + H_2

Exemple: $2NH_3 + 2Na \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$ (NaNH₂ – amidură de sodiu)

Observații: Metalele alcaline, în stare topită, reacționează cu amoniacul gazos.

6. Reacția cu oxizii sau sărurile metalelor cu potențiale de reducere mai mari $\Rightarrow$ oxizi

+ metal sau săruri + metal

Exemple: $Cr_2O_3 + 3Ca \rightarrow 3CaO + 2Cr$

$CuSO_4 + Mg \rightarrow MgSO_4 + Cu$

Observații: Metalele alcaline și alcalino - pământoase au un pronunțat caracter reducător.

12.3. Blocul de metale p cuprinde metalele:

- Al, Ga, In, Tl din grupa 13;
- Sn, Pb din grupa 14;
- Bi din grupa 15.

• Principalele caracteristici ale acestor elemente sunt prezentate în tabelele 12.6, 12.7 și 12.8.

Tabelul 12.6

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	E_1, E_2, E_3 (kJ/mol)	E_{red}^0 (V)	Electronegativitate	p.t. (°C)
Al (aluminiu) Z=13	Al: [Ne]3s ² 3p ¹ Al ³⁺ : [Ne]	0, +3	577,5 1817 2745	$E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -1,66$	1,6	+660
Ga (galiu) Z=31	Ga: [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ Ga ³⁺ : [Ar]3d ¹⁰	0, +3	578,8 1979 2963	$E_{\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}}^0 = -0,56$	1,8	+30
In (indiu) Z=49	In: [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ In ³⁺ : [Kr]4d ¹⁰	0, +3	558,3 1821 2704	$E_{\text{In}^{3+}/\text{In}}^0 = -0,336$	1,8	+157
Tl (taliu) Z=81	Tl: [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ Tl ⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Tl ³⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ Obs: Tl ⁺ mai stabil decât Tl ³⁺	0, +1, +3	589,4 1971 2878	$E_{\text{Tl}^+/\text{Tl}}^0 = -0,336$	1,6	+303,5

Tabelul 12.7

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	E_1 (kJ/mol)	E_{red}^0 (V)	Electronegativitate	p.t. (°C)
Sn (staniu) Z=50	Sn: [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Sn ²⁺ : [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Sn ⁴⁺ : [Kr]4d ¹⁰ Obs: - Sn ⁴⁺ mai stabil decât Sn ²⁺ ; - Sn ²⁺ agent reducător	0 +2 +4	708,6	$E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14$ $E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^0 = +0,15$	1,8	+232
Pb (plumb) Z=82	Pb: [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Pb ²⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Pb ⁴⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ Obs: - Pb ²⁺ mai stabil decât Pb ⁴⁺ ; - Pb ⁴⁺ agent oxidant	0 +2 +4	715,6	$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13$	1,9	+327



Tabelul 12.8

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	E_1 (kJ/mol)	E_{red}^0 (V)	Electrone-gativitate	p.t. (°C)
Bi (bismut) Z=83	Bi: [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Bi ³⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	0 +3 +5	703,3	$E_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 = +0,2$	2	+271

• Tendința atomilor acestor metale de a ceda electroni și de a forma ioni pozitivi este mai mică decât a metalelor de tip s, iar caracterul lor electropozitiv nu mai variază ordonat în grupă.

Aluminiul formează numai ioni Al³⁺ cu configurația electronică exterioară de gaz nobil. Celelalte metale de tip p au posibilitatea de a forma mai multe specii de ioni. Această tendință este accentuată la staniu, plumb și talii și se datorează stabilității perechilor de electroni 5s² și 6s².

Ionii formați de aceste metale nu mai au configurații stabile de gaz nobil, iar unii dintre ei prezintă o stabilitate mai mare decât ceilalți (Sn⁴⁺ mai stabil decât Sn²⁺, Pb²⁺ mai stabil decât Pb⁴⁺, Tl⁺ mai stabil decât Tl³⁺).

• Cu excepția bismutului, metalele din blocul p se află în fața hidrogenului în seria potențialelor electrochimice, având potențiale standard de reducere negative, dar nu foarte mici.

• Metalele de tip p nu sunt metale foarte reactive și necesită condiții de reacție mai energice (temperaturi ridicate, stare fin divizată).

• Majoritatea acestor metale se acoperă la suprafață cu o peliculă foarte fină, dar compactă, de oxid care le protejează (ex: Al, Sn). Din cauza acestui strat de oxid, cu o grosime de 10⁻⁴ – 10⁻⁶ mm, aluminiul nu reacționează cu apa, nici la cald. Prin amalgamare, se împiedică formarea peliculei compacte de Al₂O₃ și, în această stare, aluminiul este corodat în prezența apei. Acțiunea protectoare a stratului de oxid permite folosirea aluminiului la confecționarea unor vase de bucătărie și folosirea foliilor de aluminiu la împachetarea alimentelor. Din același motiv, cutiile de conserve se acoperă în interior cu un strat de staniu, iar foilțele de staniol se folosesc la ambalarea alimentelor.

Plumbul se acoperă cu un strat protector de sulfat de plumb (PbSO₄) și de carbonat de plumb (PbCO₃), insolubili în apă, atunci când vine în contact cu apa potabilă ce conține sulfați de calciu și de magneziu (CaSO₄, MgSO₄) și carbonați acizi de calciu și de magneziu (Ca(HCO₃)₂, Mg(HCO₃)₂). Pe această proprietate se bazează folosirea plumbului la confecționarea țevilor pentru instalațiile de apă.

• În prezența oxoacizilor cu caracter oxidant (H₂SO₄, HNO₃), unele din aceste metale se pasivează, adică se acoperă cu un strat protector de oxid sau sare care împiedică contactul pe mai departe cu acidul.

Astfel, aluminiul se acoperă cu un strat protector de Al₂O₃ în prezența acidului azotic (HNO₃) diluat sau concentrat. De aceea, acidul azotic se transportă în vase de aluminiu.

Plumbul în bucată compactă se pasivează:

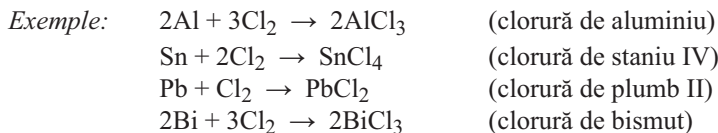
- în acid clorhidric (HCl), deoarece formează un strat de clorură de plumb (II) (PbCl₂) insolubilă;

- în acid sulfuric (H₂SO₄) de concentrație mai mare de 78%, deoarece se formează un strat de sulfat de plumb (PbSO₄) insolubil;

- în acid azotic (HNO₃) concentrat, deoarece se formează un strat protector de oxizi;

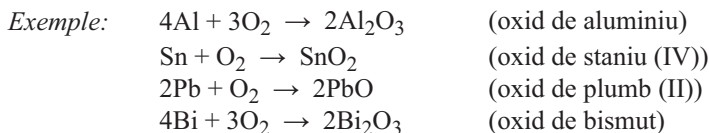
- în alți acizi diluați, dacă se formează săruri insolubile.

• Cele mai importante reacții ale metalelor din blocul p sunt indicate în continuare.

1. Reacția cu nemetalele**a) Reacția cu halogenii** $\Rightarrow$ halogenuri (MX_x)

Observații: Reacția cu halogenii (Cl_2 , Br_2 , I_2) are loc la temperaturi mai mult sau mai puțin ridicate în funcție de caracterul oxidant al halogenului și de caracterul reducător al metalului. În general, halogenii oxidează metalul la ionul cel mai stabil.

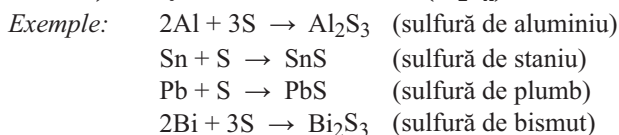
Halogenurile MX_3 ($M = Al, Ga, In$ și $X = Cl, Br, I$) se obțin prin combinarea directă a metalului cu halogenul. Aceste halogenuri adoptă o formă dimeră (vezi pag. 75) în stare solidă, în stare de vapori sau în unele soluții. Numai la temperaturi înalte, disociază în monomeri MeX_3 . În soluțiile apoase diluate de $AlCl_3$ se află ionii $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ și Cl^- .

b) Reacția cu oxigenul $\Rightarrow$ oxizi (M_2O_x)

Observații: Pulberea de aluminiu introdusă în flacără se aprinde, degajându-se o mare cantitate de energie.

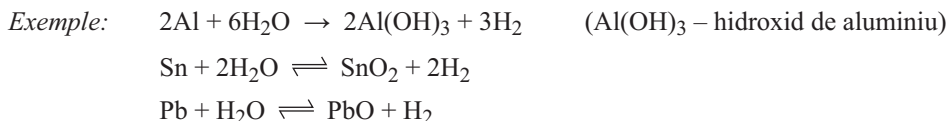
Staniul și plumbul se oxidează mai greu, acoperindu-se cu un strat protector de oxid.

Bismutul se combină cu oxigenul la cald.

c) Reacția cu sulful $\Rightarrow$ sulfuri (M_2S_x)

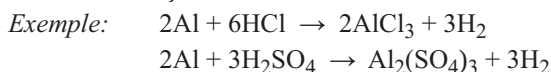
Observații: Reacția cu sulful are loc la încălzire (cu Sn la $900^\circ C$, cu Pb topit).

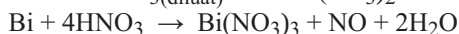
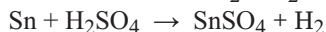
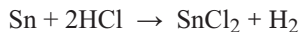
Prin amorsare cu un fier încins, un amestec de pilitură de aluminiu și sulf reacționează energic.

2. Reacția cu apa

Observații: Aluminiul reacționează cu apa numai după îndepărtarea stratului de oxid și amalgamare în prezența unor săruri de mercur.

Staniul este atacat de vaporii de apă la $600^\circ C$, iar plumbul la $1000^\circ C$.

3. Reacția cu acizii

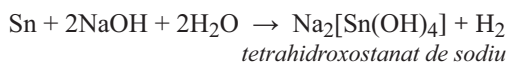
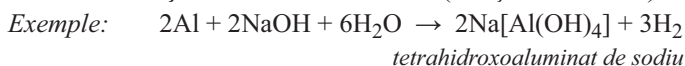


Observații: În reacție cu acizii care nu au caracter oxidant (HCl, H₂SO₄ diluat), aluminiul și staniul degajă hidrogen.

Acidul azotic (HNO₃) concentrat pasivează aluminiul și reacționează cu Sn, Pb, Bi cu degajare de NO.

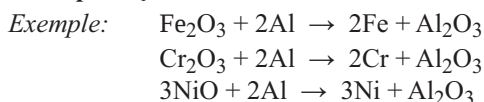
În timp ce o bucată compactă de plumb nu reacționează cu HCl, pulberea de plumb reacționează cu degajare de H₂.

4. Reacția cu hidroxizii alcalini (soluții concentrate)



Observații: Aluminiul, staniul sunt atacați ușor, uneori la cald de soluțiile concentrate de hidroxizi alcalini, formând combinații complexe.

5. Reacția aluminiului cu oxizii metalelor care au potențiale de reducere mai mari decât potențialul de reducere al aluminiului



Observații: Având caracter puternic reducător și afinitate mare față de oxigen, aluminiul reduce ușor oxizii unor metale (Cr, Fe, Co, Ni etc).

12.4. Blocul de metale d cuprinde elementele ai căror electroni distinctivi se plasează într-un orbital d. Aceste metale fac parte din grupele: 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12 și se numesc metale tranziționale.

- Atomii lor au următoarele configurații electronice:

- (n-1)d¹⁻¹⁰ns² pentru n=4, 5 (perioadele 4 și 5)

- (n-2)f¹⁻¹⁴(n-1)d¹⁻¹⁰ns² pentru n=6 (perioada 6).

La unele metale tranziționale, configurația electronică este modificată în urma unor salturi electronice din orbitalii ns în orbitali (n-1)d. De exemplu: Cu: 1s²2s²2s²3p²3p⁶3d¹⁰4s¹, Cr: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s¹.

- Atomii acestor elemente pot ceda electronii din orbitalii ns, dar și electronii din orbitalii (n-1)d. De aceea, multe din aceste metale pot forma mai multe specii ionice. Caracterul lor electropozitiv nu mai variază ordonat în grupă. În unii compuși, multe dintre metalele tranziționale realizează legături covalente.

- Metalele din blocul d prezintă, în compuși, numere de oxidare pozitive și variabile.

- În continuare, vom face referire numai la: crom, mangan, fier, cobalt, nichel, cupru, zinc, argint și mercur.

Principalele caracteristici ale acestor metale sunt prezentate în tabelul 12.9.

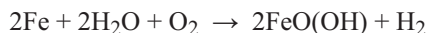
Tabelul 12.9

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionilor	N.O. importante	E_{red}^0 (V)	p.t. (°C)	p.f. (°C)
Cr (crom) Z=24	Cr: [Ar]3d ⁵ 4s ¹ Cr ³⁺ : [Ar]3d ³	0, +2, +3, +6	$E_{\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}}^0 = -0,91$ $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 = -0,74$	+1907	+2672
Mn (mangan) Z=25	Mn: [Ar]3d ⁵ 4s ² Mn ²⁺ : [Ar]3d ⁵	0, +2, +3, +4, +7	$E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,19$	+1246	+1962
Fe (fier) Z=26	Fe: [Ar]3d ⁶ 4s ² Fe ²⁺ : [Ar]3d ⁶ Fe ³⁺ : [Ar]3d ⁵	0, +2, +3	$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44$ $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = -0,04$	+1538	+2750
Co (cobalt) Z=27	Co: [Ar]3d ⁷ 4s ² Co ²⁺ : [Ar]3d ⁷	0, +2, +3	$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0 = -0,28$	+1495	+2870
Ni (nichel) Z=28	Ni: [Ar]3d ⁸ 4s ² Ni ²⁺ : [Ar]3d ⁸	0, +2	$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25$	+1455	+2732
Cu (cupru) Z=29	Cu: [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Cu ⁺ : [Ar]3d ¹⁰ Cu ²⁺ : [Ar]3d ⁹	0, +1, +2	$E_{\text{Cu}^+/\text{Cu}}^0 = +0,52$ $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34$	+1085	+2567
Zn (zinc) Z=30	Zn: [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Zn ²⁺ : [Ar]3d ¹⁰	0, +2	$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76$	+420	+907
Ag (argint) Z=47	Ag: [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Ag ⁺ : [Kr]4d ¹⁰	0, +1	$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8$	+962	+2212
Hg (mercur) Z=80	Hg: [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Hg ⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Hg ²⁺ : [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰	0, +1, +2	$E_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}}^0 = +0,85$	-39	+357

• Cromul, manganul, fierul, cobaltul, nichelul și zincul au potențiale standard de reducere negative și se află în fața hidrogenului în seria potențialelor electrochimice, iar cuprul, mercurul și argintul au potențiale standard de reducere pozitive și se află după hidrogen în această serie. Din această cauză, proprietățile chimice ale acestor metalelor vor fi diferite sub unele aspecte.

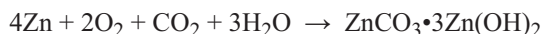
• În stare compactă, fierul este stabil în aer uscat sau în apă în absența oxigenului sau a dioxidului de carbon pentru că se acoperă de o peliculă fină și aderentă de oxid.

În aer umed sau în apă în prezența oxigenului, ruginește, trecând în oxohidroxid de fier (FeO(OH)), substanță care nu mai este aderentă la suprafața metalului.



Prin aspectul său buretos, rugina permite agenților corozivi să ajungă la suprafața metalului.

• În aer umed, zincul se acoperă cu un strat subțire, aderent și compact de oxid de zinc (ZnO) și de carbonat bazic de zinc (ZnCO₃•3Zn(OH)₂), care protejează metalul de contactul cu agenții corozivi.



De aceea, tabla de fier se acoperă cu zinc (tablă zincată).

• În condiții obișnuite, cromul este stabil față de aer și apă, pentru că este protejat de o



REȚINEȚI

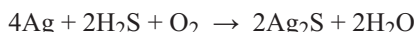
peliculă subțire, aderentă și continuă de oxid de crom (III) (Cr_2O_3). Piese de fier și de oțel sunt protejate contra coroziunii prin cromare. Stratul subțire de crom rezistă bine la oxidare, la acțiunea unor săruri minerale, atât la temperaturi joase cât și la temperaturi mai mari, și prezintă o anumită duritate.

- În aer umed și în prezența dioxidului de carbon, cuprul se acoperă cu un strat subțire de carbonat bazic de cupru, de culoare verde (cocleală).



Carbonatul bazic de cupru este o substanță toxică. Pentru a evita formarea acestuia pe vasele confecționate din cupru din bucătăriile de altădată, acestea se acopereau în interior cu un strat de staniu.

- În aer umed, argintul este atacat de hidrogenul sulfurat (H_2S), chiar în concentrații mici, acoperindu-se cu un strat negru de sulfură de argint (Ag_2S).



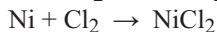
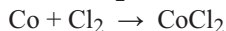
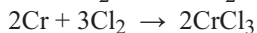
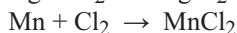
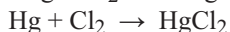
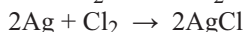
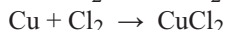
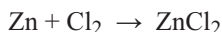
Așa se explică înnegrirea obiectelor de argint în timp.

- Cele mai importante proprietăți chimice ale metalelor din blocul d sunt prezentate în continuare.

1. Reacția cu nemetalele

a) Reacția cu halogenii $\Rightarrow$ halogenuri (MX_x)

Exemple: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

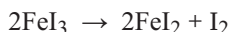


Observații: Halogenii atacă aceste metale la temperaturi mai mici sau mai mari în funcție de caracterul oxidant al halogenului și de reactivitatea metalului. Clorul și bromul oxidează unele metale la numere de oxidare maxime (ex: FeCl_3 , CuCl_2).

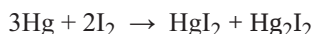
Cromul, manganul, nichelul, cobaltul și zincul reacționează, de regulă, la cald cu clorul, bromul și iodul formând halogenuri de forma: CrX_3 , MnX_2 , NiX_2 , CoX_2 , ZnX_2 .

Fierul, cuprul și mercurul reacționează la cald cu clorul și bromul formând halogenuri de forma: FeX_3 , CuX_2 , HgX_2 .

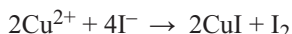
Iodura de fier (III) se obține prin alte metode și se descompune la FeI_2 .



Mercurul reacționează cu iodul la încălzire formând un amestec de ioduri.



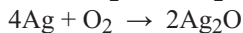
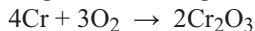
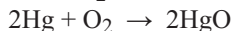
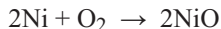
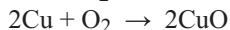
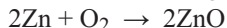
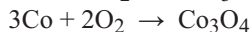
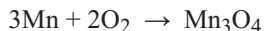
Nu se cunoaște iodura de cupru (II) (CuI_2), iar iodura de cupru (I) (CuI) se obține ca un precipitat în reacția în soluție dintr-o sare de cupru (II) și iodura de potasiu.



Clorura, bromura și iodura de argint (AgCl , AgBr , AgI) se obțin ca precipitate din azotat de argint (AgNO_3) și halogenuri solubile (vezi pag. 248).

b) Reacția cu oxigenul $\Rightarrow$ oxizi M_2O_x

Exemple: $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$ (oxid fero-feric)



Observații: Aceste metale reacționează cu oxigenul la temperaturi ridicate și mai ales în stare fin divizată sau chiar în stare de vapori.

Fierul, manganul și cobaltul formează în reacție cu oxigenul oxizi micști de forma M_3O_4 , compuși formați din ioni: M^{2+} , M^{3+} și O^{2-} ($M_2O_3 \cdot MO$).

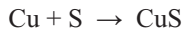
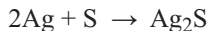
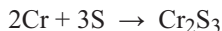
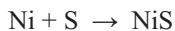
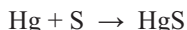
Mercurul reacționează cu oxigenul la circa $300^\circ C$ formând HgO , care încălzit la temperaturi mai ridicate (peste $400^\circ C$) se descompune în elementele componente.

Argintul reacționează la cald ($300^\circ C$) cu oxigenul sub presiune (200 atm) formând Ag_2O .

Oxidul de cupru (II) (CuO) se descompune la temperaturi mai mari de $1027^\circ C$ în Cu_2O și O_2 .

**c) Reacția cu sulful** $\Rightarrow$ sulfuri (M_2S_x)

Exemple: $Fe + S \rightarrow FeS$



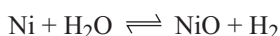
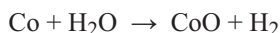
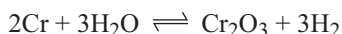
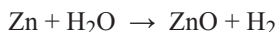
Observații: Aceste metale se combină cu sulful la cald, mai ales prin încălzirea amestecului de pulbere metalică și pulbere de sulf, formând sulfuri.

Argintul se combină cu sulful la cald (circa $180^\circ C$) și în absența aerului, formând Ag_2S .

Cupru se combină cu sulful conducând la Cu_2S sau CuS în funcție de condițiile de reacție. Sulfura de cupru (I) (Cu_2S) se formează la presiune ridicată dintr-un amestec de pulbere de cupru (3 părți) și pulbere de sulf (5 părți). Sulfura de cupru (II) (CuS) se formează dacă se încălzește mai mult timp, la $100^\circ C$, o suspensie de cupru fin divizat într-o soluție de sulf în sulfură de carbon.

2. Reacția cu apa $\Rightarrow M_2O_x + H_2$

Exemple: $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$





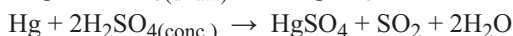
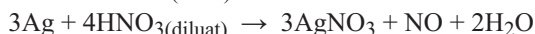
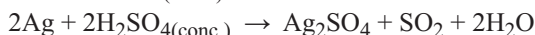
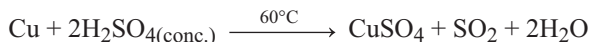
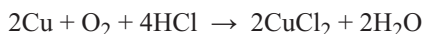
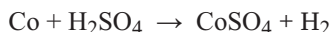
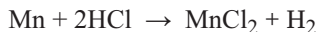
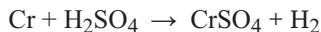
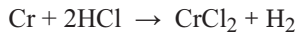
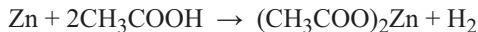
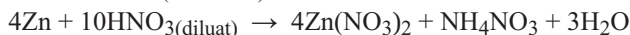
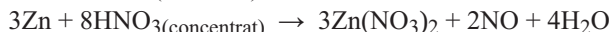
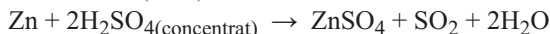
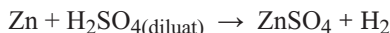
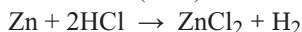
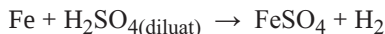
Observații: La temperaturi ridicate, aceste metale reacționează cu vaporii de apă cu formare de oxizi și hidrogen.

Manganul reacționează la rece lent cu apa, la cald mai repede cu formare de MnO(OH) și hidrogen.



3. Reacția cu acizii

Exemple:



Observații:

Fierul, zincul, cromul, manganul, cobaltul și nichelul reacționează cu acizii clorhidric (HCl) și sulfuric (H_2SO_4) diluați cu formare de săruri ale metalului divalent și degajare de hidrogen.

Zincul reacționează cu acidul sulfuric concentrat cu degajare de SO_2 . În reacția zincului cu HNO_3 se formează pe lângă $\text{Zn(NO}_3)_2$ și NH_4NO_3 și NO.

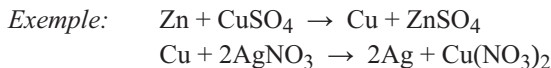
Fierul, cromul, cobaltul, nichelul se pasivează în prezență de HNO_3 concentrat.

Fierul se pasivează și în prezență de H_2SO_4 concentrat.

Cuprul, argintul și mercurul nu reacționează cu hidracizii. În prezența oxigenului, cuprul și argintul sunt atacați de HCl.

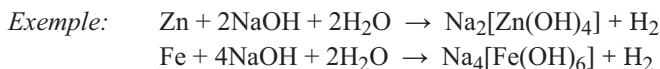
Cuprul, argintul și mercurul reacționează cu H_2SO_4 concentrat la cald cu degajare de SO_2 și cu HNO_3 concentrat la rece cu degajare de NO. În contact cu oxigenul din aer, NO se oxidează la NO_2 (gaz brun roșcat).

4. Reacția cu sărurile metalelor cu potențiale de reducere mai mari



Observații: Un metal scoate din ionii săi din soluție un metal cu potențial de reducere mai mare.

5. Reacția cu soluțiile concentrate de hidroxizi alcalini



Observații:

Zincul reacționează cu soluțiile concentrate de hidroxizi alcalini, formând o combinație complexă.

Fierul este atacat de soluțiile concentrate de hidroxizi alcalini la cald sau de topituri de hidroxizi alcalini, în absența aerului.

Cobaltul, cromul, nichelul nu reacționează cu hidroxizii alcalini.

12.5. Nemetale - generalități

Caracterizare generală

- Nemetalele se află în tabelul periodic deasupra liniei frânte îngroșate în grupele: 13 (B), 14 (C, Si), 15 (N, P, As, Sb), 16 (O, S, Se, Te), 17 (F, Cl, Br, I).

- Unele elemente aflate la limita dintre metale și nemetale, de o parte și de alta a liniei îngroșate, se aseamănă prin unele proprietăți cu metalele și prin alte proprietăți cu nemetalele. Din acest motiv se numesc și semimetale (B, Si, Ge, As, Sb, Te).

- Atomii nemetalelor au în curs de completare orbitalii p din ultimul strat. Pentru realizarea configurației stabile de gaz nobil ns^2np^6 pe ultimul strat, atomii nemetalelor acceptă electroni și formează ioni negativi. Aceste elemente au caracter electronegativ și un comportament chimic de nemetal.

Caracterul electronegativ este mai accentuat dacă numărul de electroni acceptați de un atom este mai mic și dacă electronii acceptați sunt plasați pe un strat mai apropiat de nucleu.

- Valența nemetalelor în compușii cu metalele și hidrogenul este egală cu diferența dintre 18 și numărul grupei.

Exemple:

Tabelul 12.10

Grupa	14	15	16	17
Valența față de hidrogen și metale	18-4=4	18-15=3	18-16=2	18-17=1
Exemple	CH_4 , SiH_4	NH_3 , PH_3 Ca_3N_2 , Na_3P	H_2O , H_2S CaO , Na_2S	HF , HCl , HBr , HI CaCl_2 , NaBr

În compușii cu oxigenul, nemetalele au mai multe valențe, iar cea maximă este egală cu cifra unităților din numărul grupei. Sunt și excepții de la această regulă. Fluorul (G=17) are numai valența 1, oxigenul (G=16) are numai valența 2.



Exemplu:

Tabelul 12.11

Grupa Perioada	14	15	16	17
2	C val.: 2, 4 ex: CO, CO ₂	N val.: 1, 2, 3, 4, 5 ex: N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂ , N ₂ O ₅	O val.: 2	F val.: 1 F ₂ O
3	Si val. 4 ex: SiO ₂	P val.: 3, 5 ex: P ₄ O ₆ , P ₄ O ₁₀	S val.: 4, 6 ex: SO ₂ , SO ₃	Cl val.: 1, 3, 5, 7 ex: Cl ₂ O, Cl ₂ O ₃ , Cl ₂ O ₅ , Cl ₂ O ₇

• În compușii cu metalele și hidrogenul, numărul de oxidare al unui nemetal este negativ și egal cu diferența dintre 18 și numărul grupei.

În compușii cu oxigenul, nemetalele au numere de oxidare pozitive (vezi pag. 43).

De exemplu, sulfurul are NO=-2 în H₂S și Na₂S, NO=+4 în SO₂, H₂SO₃ și NO=+6 în SO₃ sau H₂SO₄.

• În stare liberă, nemetalele pot prezenta:

- molecule diatomice: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂;

- molecule poliatomice: P₄ (fosfor alb), S₈;

- rețele atomice, formate dintr-un număr mare de atomi uniți între ei prin legături covalente: C (diamant, grafit), Si, fosfor roșu, fosfor negru (vezi pag. 79).

Unele nemetale prezintă două sau mai multe forme alotropice. Formele alotropice sunt forme de existență a aceluiași element chimic care se diferențiază prin structură și proprietăți.

Exemple:

- O₂ (dioxid) și O₃ (ozon) pentru oxigen;

- diamant, grafit, fulerene pentru carbon;

- fosfor alb, fosfor roșu, fosfor negru pentru fosfor.

Proprietăți fizice

• Stare de agregare

La temperatura și presiunea obișnuită, nemetalele pot prezenta una dintre stările de agregare (gaz, lichid, solid) în funcție de structura moleculei sau a rețelei atomice și de masa atomică. Astfel:

- nemetalele cu molecule diatomice și mase moleculare mici sunt gaze (H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂);

- bromul (Br₂) cu masă moleculară mai mare (M_{Br₂} = 160) este un lichid ușor volatil;

- iodul (I₂) cu masa moleculară mare (M_{I₂} = 254), nemetalele cu molecule poliatomice (P₄, S₈) și nemetalele cu rețele atomice sunt solide.

• Punctele de topire și de fierbere

Nemetalele formate din molecule au puncte de topire și puncte de fierbere scăzute și foarte scăzute.

Exemple: H₂ (p.f. = -252,8°C), Cl₂ (p.f. = -34°C), Br₂ (p.f. = +59°C), I₂ (p.t. = +114°C),

P₄ (p.t. = +44°C)

Nemetalele care prezintă rețele atomice au puncte de topire foarte ridicate.

Exemple: C - diamant (p.t. > +3550°C), Si (p.t. = +1414°C)

• Solubilitate

Nemetalele formate din molecule sunt solubile în anumite limite în apă sau în solvenți organici.

Exemple: O_2 , Cl_2 , Br_2 sunt solubili în apă;
 Br_2 , I_2 sunt solubili în tetraclorură de carbon (CCl_4);
 P_4 , S_8 sunt solubili în sulfură de carbon (CS_2).

Nemetalele cu rețele atomice (C, Si, fosfor negru) nu se dizolvă în niciun solvent.

• Culoare și miros

Nemetalele sunt substanțe incolor (H₂, O₂, N₂) sau colorate (Cl₂ galben - verzui, Br₂ brun - roșcat, I₂ violet, S galben, C grafit - negru).

Unele nemetale sunt inodore (H₂, O₂, N₂), iar altele au mirosuri specifice (Cl₂, Br₂, S).

• Alte proprietăți

Nemetalele nu conduc curentul electric și sunt izolatori electrici. Sunt și excepții: grafit, siliciu.

Duritatea nemetalelor solide variază în limite largi și depinde de structura nemetalului.

Exemple: C (grafit) – duritate 0,8, C (diamant) – duritate 10
sulfur – pulbere sfărâmicioasă, P₄ – se taie cu cuțitul.

Proprietăți chimice

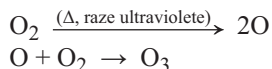
Reactivitatea nemetalelor este determinată, în cea mai mare parte, de caracterul lor electronegativ și de structura lor în stare elementară și diferă mult de la un element la altul. Chiar elementele cu configurații electronice asemănătoare au comportamente chimice diferite, prezentând puține reacții chimice comune. Cele mai importante reacții la care participă nemetalele, reacții în care aceste elemente au fie caracter oxidant fie caracter reducător, sunt prezentate în paragrafele 12.6 – 12.10 și se referă la reacția cu hidrogenul, oxigenul, metalele și alte substanțe.

Stare naturală

De la caz la caz, nemetalele se află în natură atât în stare elementară cât și sub formă de compuși.

- Hidrogenul este cel mai răspândit element din Univers, iar pe Pământ, este al treilea element după oxigen și siliciu. În stare liberă, se găsește în cantitate extrem de mică în atmosferă. Hidrogenul se găsește în: apă, acizi, baze, săruri, compuși organici.

- Oxigenul este cel mai răspândit element de pe Pământ (49%). Se găsește liber în aerul atmosferic. Se găsește și în mulți compuși anorganici și organici (apă, dioxid de carbon, roci, organisme vii etc). Ozonul (O₃) se găsește în păturile superioare ale atmosferei și apară viețuitoarele de efectele dăunătoare ale razelor ultraviolete. Se obține din O₂ la 1500°C sau sub influența razelor ultraviolete.



Prin răcire, ozonul se descompune în O₂. Ozonul apare și în păturile joase ale atmosferei din cauza emisiilor de gaze poluante și în concentrație mai mare este dăunător vieții plantelor și animalelor.

- În stare liberă, clorul se găsește în cantități foarte mici în emanațiile vulcanice. Se găsește în natură sub formă de cloruri, cea mai răspândită fiind clorura de sodiu sub formă de sare gemă sau dizolvată în apa mărilor, a oceanelor și a lacurilor sărate.

- În stare liberă, sulfurul se găsește în zăcămintele subterane sau de suprafață. Se găsește în natură și sub formă de compuși: H₂S, SO₂, sulfati, sulfiți, proteine din organismele vii. Cele mai importante minereuri ce conțin sulf sunt: pirită (FeS₂), galenă (PbS), blendă (ZnS), cinabru (HgS),



REȚINEȚI

stibină (Sb_2S_3), calcopirită (CuFeS_2), ghips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), baritină (BaSO_4).

• Azotul se găsește liber în aerul atmosferic în proporție de 78%, procente volumetrice. Se găsește și sub formă de combinații: proteine din organisme vii, amoniac, azotați.

• Carbonul se găsește liber în natură sub formă de diamant, grafit, fullerene și cărbuni de pământ.

Cărbunii de pământ s-au format din plante prin transformări chimice lente, în condiții anaerobe în cursul epocilor geologice. Puterea calorică a cărbunilor (cantitatea de căldură degajată la arderea unui kilogram de cărbune) crește odată cu creșterea conținutului în carbon, care este mai mare cu cât cărbunele este mai vechi.

Tabelul 12.12

Cărbunele	antracit	hulă	lignit	turbă
Conținutul în C (% de masă)	90-95	75-90	60-82	50-60
Puterea calorică (Kj/kg)	37200-39800	33300-35600	18800-29300	16700-24000

Cărbonul intră în compoziția unor substanțe anorganice din natură: CO_2 (din aerul atmosferic și ape carbogazoase), CaCO_3 (calcar, marmură, dolomit); MgCO_3 (dolomit).

Carbonul intră în compoziția tuturor compușilor organici.

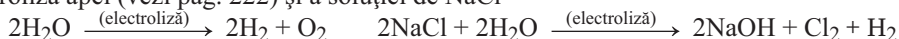
• Fosforul nu se găsește liber în natură din cauza tendinței accentuate de a se combina cu oxigenul. Fosforul se găsește sub formă de fosfați, cel mai important mineral fiind apatita ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Fosforul se găsește ca fosfați în oasele vertebratelor, urină și sânge.

Metode de obținere

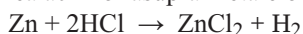
Fiecare nemetal se obține prin metode specifice.

• Hidrogenul se obține prin:

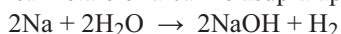
- electroliza apei (vezi pag. 222) și a soluției de NaCl



- acțiunea acizilor asupra metalelor active:



- acțiunea metalelor alcaline asupra apei:



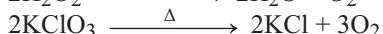
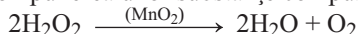
• Oxigenul se obține prin:

- distilarea fracționată a aerului lichid (aerul purificat și uscat se lichefiază prin răcire și comprimare, iar prin încălzirea aerului lichid la -183°C se vaporizează oxigenul, care este îmbuteliat în tuburi metalice speciale);

- electroliza apei

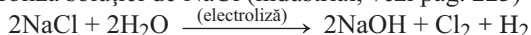


- descompunerea unor substanțe compuse:

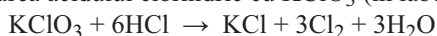


• Clorul se obține prin:

- electroliza soluției de NaCl (industrial, vezi pag. 223)



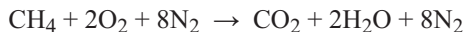
- oxidarea acidului clorhidric cu KClO_3 (în laborator)



• Azotul se obține prin:

- distilarea fracționată a aerului lichid (azotul cu p.f. = $-155,8^\circ\text{C}$ distilă după oxigen cu p.f. = -183°C);

- consumarea oxigenului din aer prin arderea metanului, urmată de reținerea gazelor rezultate din ardere:



Utilizări

Nemetalele au multiple utilizări:

- materii prime și reactivi în industria chimică (H_2 , Cl_2 , Br_2 , S, N_2 etc);
- sterilizarea apei (Cl_2 , O_3);
- sudarea metalelor (H_2 , O_2);
- obținerea artificilor (C, S);
- obținerea chibriturilor (fosfor roșu);
- obținerea unor metale datorită caracterului reducător (C, H_2).

Acțiunea asupra organismului și a mediului

• Oxigenul întreține viața. Participă la arderile lente din organismele vii, reacții din care se eliberează energia necesară vieții.

• Azotul nu arde și nu întreține arderile. De aceea, în aer arderile sunt mai puțin violente decât arderile în oxigen.

• Halogenii și fosforul sunt substanțe toxice pentru organismele vii.

Gazele nobile

Elementele chimice din grupa 18 (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) sunt numite gaze nobile. Având configurații stabile pe ultimul strat ($1s^2$ și ns^2np^6 , $n = 2, 3, 4, 5, 6$), atomii lor nu cedează și nu acceptă electroni, deci nu formează ioni, nu formează molecule sau rețele atomice și, cu puține excepții, nu se combină cu atomii altor elemente.

Aceste elemente sunt electroneutre și au valența zero.

Datorită așezării lor în partea dreaptă sus a tabelului periodic sunt incluse, uneori, în categoria nemetalelor.

12.6. Grupa 17 din sistemul periodic, numită și grupa halogenilor, cuprinde nemetalele: F, Cl, Br, I. Principalele caracteristici ale acestor elemente sunt prezentate în tabelul 12.13.

Tabelul 12.13

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	Electronegativitate	E_{red}^0 (V)	Obs.	p.f. (°C)
F (fluor) Z=9	F: $[\text{He}]2s^22p^5$ F ⁻ : $[\text{He}]2s^22p^6$	-1, 0	4	$E_{\text{F}_2/2\text{F}^-}^0 = +2,87$	scade caracterul electronegativ ↓ scade caracterul oxidant	-188
Cl (clor) Z=17	Cl: $[\text{Ne}]3s^23p^5$ Cl ⁻ : $[\text{Ne}]3s^23p^6$	-1, 0 +1, +3 +5, +7	3,2	$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = +1,36$		-34
Br (brom) Z=35	Br: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ Br ⁻ : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	-1, 0, +1 +3, +5	3	$E_{\text{Br}_2/2\text{Br}^-}^0 = +1,09$		+59
I (iod) Z=53	I: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$ I ⁻ : $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	-1, 0 +1, +3 +5, +7	2,7	$E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = +0,54$		p.t. +114



Reactivitatea în această grupă scade de la fluor la iod, fluorul reacționând de cele mai multe ori violent, iar iodul doar la încălzire.

Fluorul, datorită razei atomice mici și a caracterului puternic electronegativ, prezintă proprietăți aparte de restul halogenilor.

Cele mai importante reacții ale acestor elemente sunt prezentate în continuare.

1. Reacția cu hidrogenul $\Rightarrow$ hidracizi (HX)

Exemple: $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ (acid fluorhidric)

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ (acid clorhidric)

$\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ (acid bromhidric)

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ (acid iodhidric)

Observații:

Hidrogenul gazos se combină:

- cu F_2 la rece și în absența luminii;
- cu Cl_2 în prezența luminii sau peste 400°C ;
- cu Br_2 la 100°C în prezența luminii;
- cu I_2 la peste 200°C în prezență de catalizatori, reacția este reversibilă.

2. Reacția cu oxigenul

Observații:

Halogenii nu se combină direct cu oxigenul.

3. Reacția cu alte nemetale (P_4 , S)

Exemple: $\text{P}_4 + 6\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_3$ (triclorură de fosfor)

$\text{P}_4 + 10\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_5$ (pentaclorură de fosfor)

$\text{S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$ (hexafluorură de sulf)

$2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{Cl}_2$

$2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{Br}_2$

Observații:

Toți halogenii reacționează cu fosforul alb (P_4) uneori violent, formând trihalogenuri de fosfor (PX_3) și pentahalogenuri de fosfor (PX_5). Sulful se aprinde în fluor dând în special hexafluorură de sulf. Clorul și bromul formează în reacție cu sulful S_2Cl_2 și S_2Br_2 . Iodul nu reacționează cu sulful.

4. Reacția halogenilor între ei

Observații:

Compușii între halogeni de tipul XY , XY_3 , XY_5 și XY_7 se obțin prin reacția directă dintre halogeni. În funcție de temperatura de lucru și de raportul dintre halogeni se poate obține unul dintre acești compuși.

De exemplu, în reacția fluorului cu ceilalți halogeni la temperatura și presiunea ambiantă se obțin: ClF , BrF_3 și IF_5 , iar la temperatură mai mare: ClF_3 , ClF_5 , BrF_5 și IF_7 .

5. Reacția cu metalele $\Rightarrow$ halogenuri (MX_x)

Exemple: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ (clorură de sodiu)

$\text{Mg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{MgBr}_2$ (bromură de magneziu)

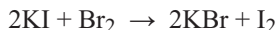
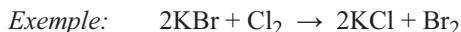
$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ (clorură de fier (III))

$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ (clorură de cupru (II))

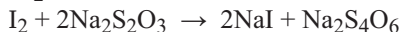
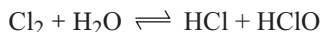
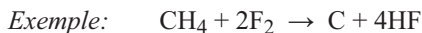
$\text{Sn} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$ (clorură de staniu (IV))

Observații

Toți halogenii reacționează cu metalele, fiind în aceste reacții agenți oxidanți. Condițiile de reacție diferă în funcție de natura metalului, starea lui de divizare, de caracterul oxidant al halogenului și constau în temperaturi mai mult sau mai puțin ridicate. Unele metale se aprind și ard în atmosferă de halogen. Cu excepția iodului, halogenii oxidează metalele la stări de oxidare superioare.

6. Reacția cu halogenurile provenite de la un halogen cu caracter oxidant mai slab*Observații*

Halogenii cu potențiale de reducere mai mari scot din soluțiile ionilor lor halogenii cu potențiale de reducere mai mici.

7. Reacția cu alte substanțe*Observații*

- Fluorul are o mare afinitate față de hidrogen.
- Apa de clor, obținută prin dizolvarea clorului gazos în apă, are acțiune dezinfectantă și decolorantă datorată oxigenului degajat din reacția: $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + [\text{O}]$.
- Aceleași caracteristici le are și soluția de hipoclorit de sodiu:
 $\text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl} + [\text{O}]$
- Reacția dintre iod și tiosulfat de sodiu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) se folosește în chimia analitică la dozarea iodului.

12.7. Grupa 16 din sistemul periodic cuprinde nemetalele: O, S, Se.

Principalele caracteristici ale acestor elemente sunt cuprinse în tabelul 12.14.

Tabelul 12.14

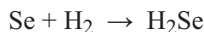
Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	Electronegativitate	Observații	p.f.; p.t. (°C)
O (oxigen) Z=8	O: $[\text{He}]2s^22p^4$ O^{2-} : $[\text{He}]2s^22p^6$	-2, -1, 0	3,4	scade caracterul electronegativ ↓ scade caracterul oxidant	p.f. -183
S (sulf) Z=16	S: $[\text{Ne}]3s^23p^4$ S^{2-} : $[\text{Ne}]3s^23p^6$	-2, 0, +4 +6	2,6		p.t. +115
Se (seleniu) Z=34	Se: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$ Se^{2-} : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	-2, 0, +4 +6	2,6		p.t. +221



Oxigenul și sulfurul sunt nemetale. Seleniul prezintă forme alotropice nemetalice mai instabile și una metalică mai stabilă.

Cele mai importante reacții la care participă nemetalele din grupa 16 sunt prezentate în continuare.

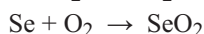
1. Reacția cu hidrogenul $\Rightarrow \text{H}_2\text{E}$



Observație

Hidrogenul reacționează cu sulfurul și seleniul la peste 250°C .

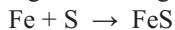
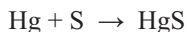
2. Reacția cu oxigenul EO_2



Observații:

Încălzit, sulfurul se aprinde și arde cu o flacără albăstruie.

3. Reacția cu metalele $\Rightarrow \text{M}_2\text{E}_x$



Observații:

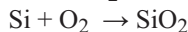
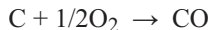
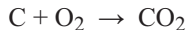
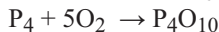
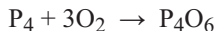
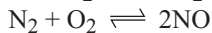
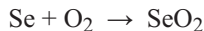
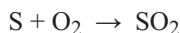
Sulfurul se combină cu unele metale prin simplă frecare (ex: metale alcaline, Hg, Ag).

Sulfurul oxidează metalele la stările inferioare de oxidare (ex: Fe, Sn).

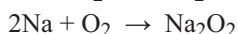
Oxigenul prezintă caracteristici speciale față de celelalte elemente din grupă. Este cel mai electronegativ element după fluor și reacționează cu majoritatea elementelor și cu multe substanțe compuse. Oxigenul intră în compoziția multor substanțe anorganice (oxizi, baze, oxoacizi și săruri) și organice.

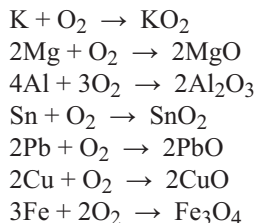
Cele mai importante reacții la care participă **oxigenul** sunt prezentate în continuare.

1. Reacția cu nemetalele (H_2 , S, Se, N_2 , P_4 , C, Si)

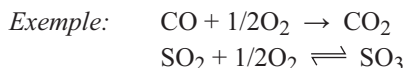


2. Reacția cu metalele (Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba, Al, Sn, Pb, Cu, Fe etc)

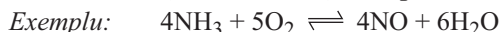




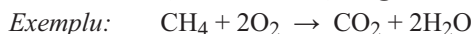
3. Reacția cu oxizii inferiori



4. Reacția cu substanțe compuse anorganice



5. Reacția cu substanțe organice



Observații:

În sens restrâns, oxidarea înseamnă combinarea cu oxigenul. Oxidările pot fi vii sau lente. Oxidările vii, arderile, au loc cu degajare de căldură și lumină (ex: arderea magneziului sau a carbonului).

Temperatura la care apare flacăra se numește temperatură de inflamabilitate sau temperatură de aprindere. Ea depinde de mai mulți factori (reactivitate, stare de divizare, presiune). Astfel, fosforul alb se aprinde la 45°C, sulfură la 250°C, cărbunii la 350 - 600°C, metalele alcaline la temperatura camerei, plumbul la 500°C.

12.8. Grupa 15 din sistemul periodic cuprinde nemetalele: N, P, As.

Principalele caracteristici ale acestor elemente sunt cuprinse în tabelul 12.15.

Tabelul 12.15

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	N.O.	Electronegativitate	Observații	p.f.; p.t. (°C)
N (azot) Z=7	N: $[\text{He}]2s^22p^3$ N ³⁻ : $[\text{He}]2s^22p^6$	-3, 0, +1, +2 +3, +4, +5	3	scade caracterul electronegativ ↓ scade caracterul oxidant	p.f. -196
P (fosfor) Z=15	P: $[\text{Ne}]3s^23p^3$ P ³⁻ : $[\text{Ne}]3s^23p^6$	-3, 0, +3, +5	2,2		p.t. +44
As (arseniu) Z=33	As: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$ As ³⁻ : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	-3, 0, +3 +5	2,2		—

Pentru elementele din această grupă, azotul, se deosebește prin unele proprietăți de restul elementelor din grupă. Azotul formează molecule diatomice (N₂) foarte stabile, în care cei doi

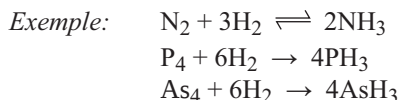


REȚINEȚI

atomi de azot sunt uniți printr-o legătură covalentă triplă. Această legătură este foarte puternică și de aceea azotul este puțin reactiv.

Restul elementelor prezintă o formă alotropică în care moleculele sunt tetraatomice P_4 , As_4 , cu orientare tetraedrică, mai puțin stabilă. În această formă alotropică, fosforul și arseniul sunt mai reactive. Cele mai importante reacții chimice la care participă nemetalele din grupa 15 sunt prezentate în continuare.

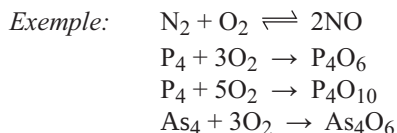
1. Reacția cu hidrogenul $\Rightarrow EH_3$



Observații:

- Azotul se combină cu hidrogenul la temperaturi și presiuni înalte ($500^\circ C$, 300-1000 atm) și în prezența catalizatorilor (Fe).
- Fosforul alb (P_4) reacționează cu hidrogenul sub presiune.

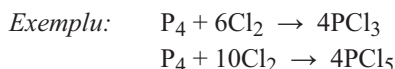
2. Reacția cu oxigenul $\Rightarrow$ oxizi



Observații:

- Azotul se combină cu oxigenul sub acțiunea descărcărilor electrice, când se ating temperaturi de $3000 - 5000^\circ C$.
- Fosforul alb (P_4) se combină cu oxigenul ușor, la $45^\circ C$ se aprinde și arde cu flacără gălbuie. De aceea se păstrează sub apă.
- Arseniul (As_4) se combină cu oxigenul încălzit la $100^\circ C$ în aer, rezultă în special As_4O_6 .

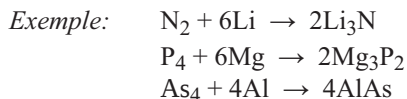
3. Reacția cu alte nemetale



Observații:

- Azotul nu reacționează cu sulful și cu halogenii.
- Fosforul alb (P_4) reacționează cu sulful și halogenii.

4. Reacția cu metalele $\Rightarrow M_3E_x$



Observații:

- Azotul reacționează direct la temperatura obișnuită cu litiu și la temperaturi mai înalte cu alte metale (ex: Mg, Cu, Al, Mn etc.)
- Fosforul alb (P_4) se combină cu majoritatea metalelor.

12.9. Grupa 14 din sistemul periodic cuprinde un singur nemetal, carbonul.

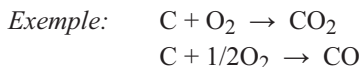
Siliciul este considerat semimetal. Principalele caracteristici ale acestor elemente sunt cuprinse în tabelul 12.16.

Tabelul 12.16

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	Electronegativitate	N.O.
C (carbon) Z=6	C: [He]2s ² 2p ² Se cunoaște ionul C ⁴⁻ numai în carbură de beriliu (Be ₂ C) și carbură de aluminiu (Al ₄ C ₃)	2, 6	În compușii anorganici: -4, 0, +2, +4 În compușii organici: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4
Si (siliciu) Z=14	Si: [Ne]3s ² 3p ²	1, 9	0, +4

Carbonul prezintă trei forme alotropice: diamant, grafit și fullerene (vezi pag. 79). Diamantul este mai puțin reactiv, iar reacțiile sale au loc la temperaturi înalte. Cele mai importante reacții ale carbonului sunt prezentate în continuare. În aceste reacții, carbonul prezintă afinitate mare față de oxigen, datorită căldurii mari degajate la combinarea cu oxigenul (393,2 KJ/mol) și este agent reducător.

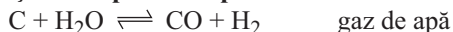
1. Reacția cu oxigenul



Observații:

- Diamantul pur arde în aer la 700 - 800°C fără a lăsa cenușă și formează CO₂.
- Cocsul metalurgic (95%C) se aprinde la 700°C.

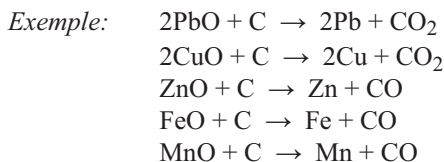
2. Reacția cu vaporii de apă



Observații:

Gazul de apă se obține prin trecerea unui curent de vapori de apă peste cocs la temperatura de cel puțin 1000°C. Gazul de apă se utilizează drept combustibil sau la sinteza unor substanțe (NH₃, CH₃OH).

3. Reacția cu oxizii metalici



Observații:

- Carbonul reduce în absența oxigenului majoritatea oxizilor de metal la diferite temperaturi. Oxizii PbO, CuO se reduc la 600°C și formează CO₂.



Oxizii FeO, ZnO, MnO, mai stabili se reduc la temperaturi cuprinse între 1000°C și 1500°C, formând CO.

4. Reacția cu oxoacizii concentrați

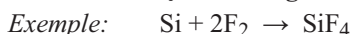


Observații:

Carbonul reduce acidul azotic la temperatura obișnuită și acidul sulfuric la cald.

Combinările **siliciului** sunt combinații covalente, în care atomul de siliciu se leagă prin patru letături covalente simple. Siliciul nu este un element foarte reactiv. Se combină cu mai multe elemente dar, în general, la temperaturi înalte. Câteva reacții importante la care participă siliciul sunt indicate în continuare.

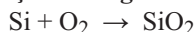
1. Reacția cu halogenii $\Rightarrow SiX_4$



Observații

Fluorul atacă siliciul la temperatura obișnuită, ceilalți halogeni îl atacă la temperaturi din ce în ce mai ridicate.

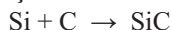
2. Reacția cu oxigenul $\Rightarrow SiO_2$ (dioxidul de siliciu)



Observații:

Siliciul reacționează cu oxigenul la cald.

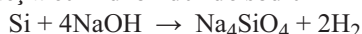
3. Reacția cu carbonul SiC (carbură de siliciu, carborund)



Observații:

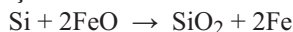
Reacția are loc la 2000°C.

4. Reacția cu hidroxidul de sodiu



Reacția are loc prin încălzire până la incandescență.

5. Reacția cu oxizii de metal



Observații

Siliciul are caracter puternic reducător

12.10. Hidrogenul este un nemetal cu o poziție specială în tabelul periodic.

Principalele caracteristici ale hidrogenului sunt prezentate în tabelul 12.17.

Tabelul 12.17

Elementul chimic	Configurația electronică a atomului și a ionului	Electronegativitate	N.O.	E_{red}^0 (V)
H (hidrogen) Z=1	H: $1s^1$ H ⁻ : $1s^2$	2, 2	-1, 0, +1	0

Hidrogenul formează molecule diatomice nepolare H_2 . La rece, hidrogenul participă la puține reacții. Când legăturile covalente din molecule sunt rupte prin iradiere cu lumină ultravioletă, prin încălzire la temperaturi înalte, prin scânteii electrice, în prezența catalizatorilor, hidrogenul reacționează ușor.

Hidrogenul reacționează cu: metalele active, celelalte nemetale și are caracter reducător (vezi pag. 283, 302).

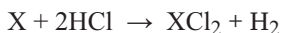
PROBLEME

12.1. Un metal X din grupa 2 formează în reacție cu sulfurul un compus ionic ce conține 42,857%, procente de masă, ioni metalici:

Identificați metalul X și calculați masa de metal care reacționează cu:

- 40 mg de Br_2 ;
- 56 mL (c.n.) de O_2 ;
- 0,5 echivalenți gram de S;
- 0,8 kg de soluție de H_2SO_4 de concentrație 19,6%;
- 200 mL de soluție de HCl de concentrație 2M;
- 120g de soluție de $AgNO_3$ de concentrație 17%.

12.2. Un metal X reacționează cu o soluție de HCl conform schemei:



Când în procesul de oxidare se cedează 5 mol de electroni, se consumă 140 g de metal X în reacție cu HCl.

Identificați metalul X și calculați:

- masa de metal X care reacționează cu 1,56 L (c.n.) de Cl_2 ;
- masa de compus ce se obține din combinarea a 9 mmol de metal X cu O_2 ;
- masa de metal X care reacționează cu 50 g de S de puritate 96%;
- masa de soluție de $CuSO_4$ de concentrație 16% care reacționează cu 22,4g de metal X.

12.3. O probă de aliaj Al – Mg, în care metalele se află în raport molar Al : Mg = 5:2, cu masa de 18,3 g reacționează cu cantitatea stoichiometric necesară de soluție de HCl de concentrație 29,2%.

Calculați:

- volumul (c.n.) de H_2 degajat din reacție;
- masa de soluție de HCl consumată;
- concentrația ionilor Al^{3+} și Mg^{2+} ,

exprimată în procente de masă, din soluția rezultată din reacție.

12.4. O probă de aliaj Cu – Zn cu masa de 257,5 g reacționează la cald cu o soluție de H_2SO_4 de concentrație 78,4%, iar din reacție s-au degajat 89,6 L (c.n.) de gaze. Calculați:

- raportul molar Cu : Zn din aliaj;
- compoziția procentuală de masă a probei de aliaj;
- masa de soluție de H_2SO_4 consumată;
- conținutul în oxigen, procente de masă, al gazelor degajate din reacție;
- volumul de soluție de HCl de concentrație 36,5% și $\rho=1,18g/cm^3$ care reacționează cu o probă de aliaj identică cu prima.

12.5. O probă de aliaj Mg – Cu ce conține 2,67%C reacționează cu o soluție de HCl de concentrație 1,5M. Știind că din reacție s-au degajat 3 mol de gaz și că după reacție a rămas un reziduu solid cu masa de 265 g, calculați:

- masa probei de aliaj;
- compoziția procentuală molară a aliajului;
- volumul de soluție de HCl necesar reacției.

12.6. O probă de amalgam de sodiu (aliaj Hg – Na) cu masa de 115g este introdusă într-un vas în care se află 389 mL de apă ($\rho=1 g/mL$). Știind că după reacție soluția apoasă are concentrația de 5%, calculați:

- masa de sodiu din amalgam;
- compoziția procentuală de masă a aliajului;
- volumul (c.n.) de gaz degajat din reacție.

12.7. O probă cu masa de 23,06g dintr-un aliaj folosit la confecționarea bijuteriilor care conține Au, Ag și Cu este tratată cu o soluție de

HNO_3 de concentrație 63%, când se consumă 6,4g de soluție de HNO_3 . Știind că după reacție a rămas un reziduu solid cu masa de 19,7 g, calculați:

- masa din fiecare metal din proba de aliaj;
- raportul molar $\text{Au} : \text{Ag} : \text{Cu}$ din aliaj;
- masa sărurilor rezultate din reacție;
- masa apei din soluția finală;
- masa gazului degajat din reacție.

12.8. O placă de cupru cu masa de 19,2g este introdusă în 500g de soluție de AgNO_3 de concentrație 17%. Considerând că reacția are loc până la epuizarea unuia dintre reactanți, calculați:

- masa de argint deplasată din soluție;
- masa și concentrația procentuală a soluției după reacție;
- modificarea masei plăcii de cupru, exprimată în procente de masă.

12.9. Pentru recuperarea cuprului dintr-o soluție de CuSO_4 se adaugă în soluție șpan de fier. Calculați masa de cupru separată din soluție dacă s-au utilizat 312,5 kg de șpan de fier de puritate 89,6% și dacă randamentul procesului este de 80%.

12.10. Un amestec de FeO și Fe_2O_3 cu masa de 392 kg este amestecat cu pulbere de aluminiu și încălzit inițial. Știind că procesul are loc cu pierderi de 5% și că s-au obținut la sfârșitul reacției 266 kg de fier, calculați:

- raportul molar $\text{FeO} : \text{Fe}_2\text{O}_3$ din amestecul inițial;
- masa de aluminiu care a reacționat.

12.11. O probă de fontă (aliaj $\text{Fe}-\text{C}$) cu masa de 230g este tratată cu o soluție de HCl de concentrație 36,5%. Știind că reacția a fost totală și că s-au consumat 677,966 mL de soluție de HCl cu densitatea $\rho=1,18 \text{ g/cm}^3$, calculați:

- conținutul în carbon al fontei, exprimat în procente de masă;
- concentrația procentuală a soluției rezultate din reacție.

12.12. O lamelă de cupru impurificat cu masa de 8,333g reacționează total cu 50g de soluție

de H_2SO_4 de concentrație 49%. Determinați puritatea cuprului.

12.13. O probă de amalgam de sodiu, aliaj al mercurului cu sodiu, cu masa de 22,3g reacționează cu 50g apă, rezultând o soluție alcalină care se neutralizează cu 50mL soluție de HCl de concentrație 2M.

a) Determinați compoziția procentuală de masă a amalgamului.

b) Determinați concentrația procentuală a soluției alcaline rezultate din reacția amalgamului cu apa.

c) Determinați volumul soluției de H_2SO_4 cu concentrația de 96%, $\rho=1,84 \text{ g/cm}^3$, ce reacționează cu restul probei de amalgam, rămas după reacția cu apa.

12.14. Pentru dizolvarea totală a unei probe de aliaj $\text{Al}-\text{Cu}$, se consumă mai întâi 73g de soluție de HCl de concentrație 30% și după aceea 13,34 mL de soluție de HNO_3 de concentrație 20M.

Determinați masa probei și raportul molar în care se găsesc cele două metale în aliaj.

12.15. O lamelă de alamă, aliaj $\text{Cu}-\text{Zn}$, amestec echimolecular, reacționează cu 50g de soluție concentrată de NaOH , când se degajată 4,48L (c.n.) de hidrogen. Calculați:

- masa lamelei;
- concentrația procentuală de masă a soluției de NaOH folosită în reacție.

12.16. Calculați cantitatea, exprimată în moli și grame, de Al_2S_3 ce se poate obține dintr-un amestec format din 90g pilitură de aluminiu și 144g pulbere de sulf.

12.17. O probă de alamă, aliaj $\text{Cu}-\text{Zn}$, cu masa de 388g consumă 784,6 cm³ de soluție de HCl de concentrație 32% și $\rho=1,163 \text{ g/cm}^3$. După terminarea reacției, reziduu solid este spălat și tratat cu o soluție de H_2SO_4 de concentrație 16M. Calculați:

- compoziția procentuală de masă și compoziția procentuală molară a aliajului;
- volumul soluției de H_2SO_4 consumat în a doua reacție;
- numărul de electroni cedați în procesul de oxidare din a doua reacție.

12.18. La arderea unui amestec format din pulbere de sulf și praf de cărbune, cu masa de 210g, s-au consumat 1260 L (c.n.) de aer, cu 20% O₂ procente volumetrice.

a) Indicați reacțiile care au avut loc, rolul sulfului, al carbonului și al oxigenului.

b) Determinați raportul molar C:S din amestecul supus arderii.

c) Determinați compoziția procentuală molară a amestecului de gaze rezultat și densitatea față de aer a acestui amestec.

12.19. O bucată de fosfor alb, cu masa de 13,64g este arsă într-o incintă închisă cu volumul de 10,578L în care se află oxigen la temperatura de 27°C și presiunea de 1 atm. Se consumă total ambii reactanți, iar din reacție rezultă P₄O₁₀ și P₄O₆.

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc și indicați rolul fosforului în aceste reacții.

b) Determinați raportul molar P₄O₁₀:P₄O₆ din amestecul de reacție.

12.20. Se tratează o bucată de cărbune încălzit cu soluție de H₂SO₄, de concentrație 98%. Gazele rezultate din reacție ocupă în condiții normale un volum de 26,88 L. Cărbunele are un conținut în carbon de 96%, iar reacția se consideră totală.

a) Scrieți ecuația reacției ce a avut loc și indicați rolul carbonului și al acidului sulfuric în această reacție.

b) Determinați masa de cărbune introdusă în reacție.

c) Determinați masa soluției de acid sulfuric necesară reacției.

12.21. Un amestec format din mase egale de pulbere de magneziu, pilitură de fier și pilitură de cupru, este încălzit ușor în clor gazos, când se consumă 34,7475L Cl₂, măsurati la 27°C și 1 atm. Considerând reacțiile totale, determinați:

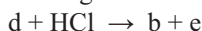
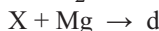
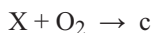
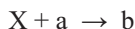
a) masa amestecului de metale supusă reacției;

b) compoziția procentuală molară a amestecului de cloruri rezultat;

c) masa molară medie a amestecului de cloruri.

12.22. O probă de CuO cu masa de 400 g se amestecă cu 40 g de cocs și se încălzește la 600°C în absența oxigenului. Determinați puritatea cuprului obținut considerând reacția totală.

12.23. Se consideră reacțiile:



unde X este elementul care se află în grupa 16 și perioada 3.

a) Identificați elementul X.

b) Indicați configurația electronică a atomului și a ionului elementului X.

c) Calculați masa pe care o are o cantitate de ioni ai elementului X a căror sarcină electrică reală este $-77,0816 \cdot 10^4 C$.

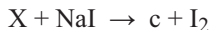
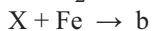
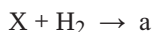
d) Identificați substanțele notate cu a, b, c, d, e și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

e) Calculați compoziția procentuală de masă a compusului c.

f) Calculați masa de compus d care se poate obține, știind că s-au introdus în proces 256 g de substanță elementară X de puritate 98% și 180 g de pulbere de magneziu.

g) Calculați masa de element X care trebuie introdusă în reacție pentru a obține 4 kmol de compus b, dacă randamentul reacției este de 80%.

12.24. Se consideră reacțiile:



unde X este elementul care formează ioni X⁻ izoelectronici cu gazul nobil din perioada 3.

a) Identificați elementul X și compușii a, b, c și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Calculați masa probei de element X care reacționează cu fierul și masa de compus b rezultată din reacție, dacă în procesul de reducere sunt acceptați $9,033 \cdot 10^{23}$ electroni.

c) Calculați volumul (c.n.) al amestecului echimolecular de X și H₂ care s-a introdus în proces, dacă randamentul reacției este de 80% și dacă prin dizolvarea în apă a compusului



a rezultat din reacție s-au obținut 200 kg de soluție de concentrație 29,2%.

d) Calculați volumul ocupat la 27°C și 1 atm de substanța elementară X necesară obținerii a 127g de iod.

12.25. Se consideră reacțiile chimice:



Despre substanțele elementare X și Y se cunosc următoarele informații:

- atomii elementelor X și Y au pe ultimul strat configurația electronică ns^2np^3 ;

- elementul X se află în perioada 2, iar Y în perioada 3;

- elementul Y are molecule tetraatomice;

- în compusul b, elementul Y are numărul de oxidare maxim.

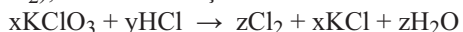
a) Identificați elementele X și Y, substanțele a, b, c, d și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Calculați numărul de electroni acceptați de cantitatea de element Y care se combină cu 24g de calciu.

c) Calculați volumul (c.n.) de aer cu 20% O_2 , procente volumetrice, necesar arderii a 24,8 g de element Y.

d) Determinați volumul, măsurat la 57°C și 3,3 atm, al amestecului de X și H_2 necesar obținerii 136 kg de compus c, dacă randamentul procesului este 75%.

12.26. În laborator, clorul se poate obține prin oxidarea acidului clorhidric (HCl) concentrat cu clorat de potasiu ($KClO_3$) sau dioxid de mangan (MnO_2), conform ecuațiilor:

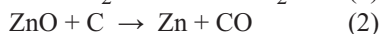


a) Studiați procesele redox și identificați coeficienții: x, y, z, u, t.

b) Calculați numărul de moli de Cl_2 care se poate obține în fiecare reacție, considerând că în fiecare reacție s-au consumat 0,25 mol de agent oxidant.

c) Calculați masa de amestec echimolecular de pilitură de fier și cupru care poate reacționa cu clorul obținut în condițiile de la punctul b, considerând reacțiile totale.

12.27. Zincul se obține din blendă (ZnS) conform ecuațiilor:



a) Studiați procesele redox și egalați ecuațiile.

b) Știind că se introduc în proces 500 kg de minereu ce conține 77,6% ZnS , că randamentul procesului de prăjire este 80% și că randamentul procesului de reducere este de 90%, calculați masa de zinc pur care se poate obține.

12.28. Într-o instalație de obținere a amoniacului (NH_3) se introduc 2240 m^3 (c.n.) de amestec de N_2 și H_2 în raportul molar indicat de ecuația reacției.

Amoniacul rezultat din reacție este dizolvat în apă rezultând 3125 kg de soluție de concentrație 20,4%. Calculați randamentul procesului.

12.29. O probă de praf de cărbune cu masa de 240g este arsă în 1568 L (c.n.) de aer, ce conține 20% O_2 și 80% N_2 , procente de volum. Știind că tot carbonul din proba de cărbune și tot oxigenul s-au consumat, că impuritățile din cărbune nu se combină cu oxigenul și că după ardere s-au obținut un amestec gazos format din CO_2 , CO și N_2 ce conține 20,2898% O , procente de masă, calculați:

a) raportul molar $CO_2 : CO : N_2$ din gazele rezultate din reacție;

b) procentul de carbon (procent de masă) din cărbune;

c) volumul gazelor rezultate măsurate la -10°C și $2,026 \cdot 10^5$ Pa.

12.30. O șarjă de minereu de cupru cu masa de 1250 kg și puritate 88,8% este supusă calcinării. Materialul solid este amestecat cu cantitatea stoichiometrică de cocs de puritate 96% și încălzit la 600°C. Se cunoaște că:

- minereul pur are compoziția procentuală de masă: 57,657% Cu, 5,405% C, 0,9%H, 36,036% O;

- procesele sunt totale;

- impuritățile din minereu și cocs nu se descompun;

- din reacțiile care au loc se degajă un

singur oxid al carbonului.

Determinați:

- a) formula chimică a minereului de cupru și denumirea lui;
- b) puritatea cuprului obținut;

c) masa de lapte de var ce conține var stins solid în proporție de 20% care poate să rețină tot oxidul de carbon rezultat din proces (solubilitatea Ca(OH)_2 la 20°C este 0,12g/100 g apă).

Teste tip



12.31. O probă dintr-un metal cu masa de 16g cedează $4,8176 \cdot 10^{23}$ electroni. Masa molară a metalului este de 2,5 ori mai mare decât masa de metal considerată. Nu este corectă afirmația:

- a) sarcina electrică relativă a ionului metalului considerat este +2;
- b) metalul se poate afla în grupa 2;
- c) metalul are electrovalența +2;
- d) oxidul metalului are formula chimică de tipul MeO_2 ;
- e) metalul poate forma compușii de tipul: MeSO_4 , MeCl_2 , MeH_2 .

12.32. Sarcina electrică reală a 0,5 mol de ioni ai elementului X este +144528 C. Sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) ionul elementului X este de tipul X^{3+} ;
- b) elementul X este un metal ce se poate afla în grupa 13 sau grupa 3;
- c) elementul X are în compuși numărul de oxidare +3;
- d) 1 mol de atomi de element X cedează $18066 \cdot 10^{20}$ electroni;
- e) sarcina electrică relativă a 0,5 mol de ioni X^{3+} este +9,033.

12.33. O cantitate de 1,5 mol dintr-un element X din perioada 2 pune în comun cu oxigenul $36,132 \cdot 10^{23}$ electroni, formând un oxid în care valența elementului X față de oxigen este maximă. Nu este corectă afirmația:

- a) X este elementul față de care este definită unitatea atomică de masă;
- b) X se află în aceeași grupă principală cu metale care pot genera ioni Me^{4+} ;
- c) X formează o hidrură covalentă cu formula XH_4 și doi oxizi cu formula XO și XO_2 ;
- d) X formează cu ușurință ioni X^{4-} și ioni X^{4+} ;
- e) 1,5 mol de X se găsesc în 18g de grafit

sau 18g de diamant.

12.34. Se consideră hidrura ionică cu formula AH_2 și hidrura covalentă cu formula BH_3 . Sunt corecte afirmațiile:

- a) numărul de electroni puși în comun de elementul B pentru a forma un mol de hidrură BH_3 este de 1,5 ori mai mare decât numărul de electroni cedați de elementul A pentru a forma un mol de hidrură AH_2 ;
- b) un mol de hidrură AH_2 conține 2 mol de ioni H^- și un mol de ioni A^{2+} ;
- c) într-un mol de hidrură BH_3 se află $3 \cdot N_A$ covalențe simple;
- d) elementul A poate fi un metal din grupa 2, iar elementul B poate fi un nemetal din grupa 15;
- e) sunt corecte toate variantele.

12.35. Se consideră oxidul Na_2O . Este incorectă afirmația:

- a) anionii și cationii din acest oxid sunt izoelectronici;
- b) într-un grup de ioni corespunzător formulei chimice Na_2O se află de 3 ori mai mulți electroni decât într-un atom al gazului nobil din perioada 2;
- c) pentru a se obține 310g de Na_2O s-au transferat de la sodiu la oxigen $60,22 \cdot 10^{23}$ electroni;
- d) pentru a se obține 310g de Na_2O s-au pus în comun $120,44 \cdot 10^{23}$ electroni;
- e) în Na_2O , sodiu are electrovalența +1, iar oxigenul electrovalența -2.

12.36. Sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) pentru a se obține câte un mol din compușii: K_2O , CaO , MgH_2 , CaF_2 s-au transferat de la metal la nemetal același număr de electroni;



b) pentru a se obține câte un mol din compușii: PH_3 , CO_2 , H_2O , HF s-au pus în comun același număr de electroni;

c) într-un mol din fiecare dintre compușii: K_2O , CaO , MgH_2 , CaF_2 suma sarcinilor electrice ale cationilor este aceeași;

d) în hidrurile: CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl numărul de electroni puși în comun sunt în raport: 4:3:2:1, iar numărul de electroni neparticipanți la legătură sunt în raport: 0:2:4:6;

e) în compușii: KCl , CaCl_2 , ScCl_3 cationii sunt izoelectronici.

12.37. Referitor la o probă de CaCl_2 cu masa de 5,55g, este corectă afirmația:

a) proba conține $30,11 \cdot 10^{21}$ anioni și $0,6022 \cdot 10^{23}$ cationi;

b) proba conține $60,22 \cdot 10^{21}$ covalențe simple;

c) pentru obținerea probei s-au transferat de la atomii de calciu la atomii de clor $60,22 \cdot 10^{21}$ electroni;

d) sarcina electrică reală a anionilor din probă este -48176 C;

e) pentru obținerea probei s-au transferat de la atomii de clor la atomii de calciu $0,6022 \cdot 10^{23}$ electroni.

12.38. Se consideră o probă de sulf cu masa de 192g. O treime din proba de sulf se combină cu elementul A, al cărui atom nu are neutroni în nucleu, conducând la compusul X. O altă treime din probă se combină cu elementul B, care poate forma ionul B^+ izoelectronic cu ionul sulfului, conducând la compusul Y. Ultima treime din probă se combină cu elementul C al cărui caracter electronegativ este întrecut doar de caracterul electronegativ al fluorului, conducând la compusul Z. Este incorectă afirmația:

a) din fiecare reacție, rezultă câte 2 mol de compus X, Y sau Z;

b) compusul X este H_2S , compusul Y este K_2S , compusul Z este SO_2 ;

c) în toți compușii X, Y, Z sulful are același număr de oxidare;

d) în prima reacție s-au pus în comun între atomii elementului A și atomii de sulf de 2 ori mai mulți electroni decât s-au transferat în a doua reacție între atomii elementului B și atomii de sulf;

e) în compusul Z, numărul de oxidare al sulfului este mai mic decât cel maxim posibil.



Teste tip

12.39. O probă de cocs cu masa de 15 kg de puritate 96% este introdusă într-un generator de gaz. Se consideră că are loc numai reacția cu apa, că rezultă CO_2 și CO și că tot carbonul se transformă. După reacție se separă un amestec gazos ce conține 36,36% CO , 9,09% CO_2 și restul H_2 (procente molare).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) procentul de carbon transformat în CO este de 80%;

..... b) raportul de masă $\text{CO}:\text{CO}_2:\text{H}_2$ din amestecul final este: 4:1:6;

..... c) gazele rezultate din reacție ocupă în condiții normale un volum de $59,136 \text{ m}^3$.

12.40. Despre un compus X al fierului se cunosc informațiile:

- raportul de masă $\text{Fe}:\text{O}:\text{H} = 56:32:1$;

- într-un mol al compusului X se află N_A cationi și $2N_A$ anioni.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile referitoare la compusul X:

..... a) compusul X are formula chimică $\text{FeO}(\text{OH})$;

..... b) compusul X conține 62,92% (procente de masă) fier;

..... c) compusul X se formează pe suprafața fierului ca un strat compact și protector la contactul fierului cu aerul umed.

12.41. În compusul X cu formula chimică $(\text{NH}_4)_x\text{H}_{2-x}\text{SO}_4$, raportul de masă $\text{S}:\text{N}=8:7$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile referitoare la compusul X:

..... a) compusul X are formula chimică $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;

..... b) masa hidrogenului dintr-un mol de compus X este de 5 g;

..... c) în 66g de X se află $3,011 \cdot 10^{23}$ anioni și $6,022 \cdot 10^{23}$ cationi.

12.42. În 3 mol de molecule de oxid al sulfului (SO_x) se află $36,132 \cdot 10^{23}$ atomi de oxigen.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile referitoare la oxidul SO_x :

..... a) oxidul SO_x rezultă din arderea sulfului;

..... b) oxidul SO_x conține 60% oxigen;

..... c) într-un mol de oxid SO_x se află $2N_A$ ioni O^{2-} .

12.43. Substanța elementară gazoasă X_2 are densitatea în condiții normale $\rho^0 = 1,25 \text{ g/L}$:

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile referitoare la substanța X_2 :

..... a) cei doi atomi ai moleculei X_2 sunt uniți printr-o legătură covalentă triplă nepolară;

..... b) raportul dintre numărul de electroni puși în comun și numărul de electroni neparticipanți la legătură dintr-o moleculă X_2 este 1,5;

..... c) substanța elementară X_2 este foarte reactivă, se combină ușor cu oxigenul și atacă majoritatea metalelor.

12.44. Un compus ionic X dintre sodiu și oxigen are raportul de masă $\text{Na}:\text{O} = 1,4375:1$, iar în 0,5 mol de compus ionic se găsesc 16 g de anion.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) compus ionic X se obține din arderea sodiului în oxigen;

..... b) în compusul X atomii sunt uniți numai prin legătură ionică;

..... c) în 7,8 g de compus X, se află 9,8 g de cationi și 9,8 g de anioni.

12.45. Într-un mol de oxid al fosforului X cu formula brută $\text{PO}_{2,5}$ se află $60,22 \cdot 10^{23}$ atomi de oxigen:

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) într-o moleculă de compus X, sunt patru legături covalente coordinative în care fosforul este donorul de electroni și oxigenul este acceptorul de electroni;

..... b) într-o moleculă de oxid X se află 48 de electroni de pe ultimul strat neparticipanți la legătură și 32 de electroni puși în comun;

..... c) în molecula compusului X se află 7 atomi.

12.46. Un compus anorganic ternar X conține: 26,168% N, 7,476% H și 66,355% Cl. O probă cu masa de 133,75 mg de compus X conține 2,5 mmol.

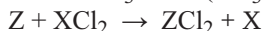
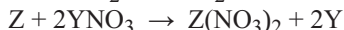
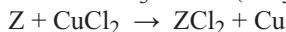
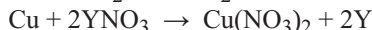
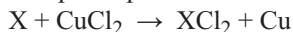
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) compusul X este format din molecule, fiecare moleculă conținând 6 atomi;

..... b) fiind format numai din atomi de nemetal, compusul X nu poate fi un compus ionic;

..... c) într-o probă cu masa de 133,75 mg de compus X se află o cantitate de cationi cu masa 45 mg și o cantitate de anioni cu masa 88,75 g.

12.47. Se consideră metalele notate X, Y, Z și Cu, care participă la următoarele reacții:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) reactivitatea acestor metale crește în ordinea: $\text{Z} > \text{X} > \text{Cu} > \text{Y}$;

..... b) Z are caracterul reducător cel mai accentuat;

..... c) Y are potențialul standard de reducere cel mai mare.



13

Oxizi, baze, acizi și săruri

13.1. Oxizi

• Definiție

Oxizii sunt compuși binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale.

În oxizi, oxigenul are numărul de oxidare **-2**.

Exemple: CaO , K_2O , ZnO , SO_2 , CO_2 , CO .

• Clasificare

Oxizii se clasifică în:

- oxizi de metal (exemple: CuO , Al_2O_3 , Na_2O , Fe_2O_3);
- oxizi de nemetal (exemple: CO_2 , NO_2 , NO , SO_3).

• Denumire

a) Denumirea oxizilor de metal

• Oxizii metalelor care au o singură valență și care generează un singur oxid se denumesc după regula:

oxid + de + numele metalului

Exemple: Na_2O - oxid de sodiu Al_2O_3 - oxid de aluminiu
 CaO - oxid de calciu ZnO - oxid de zinc

Unele metale din grupele 1 și 2 pot forma mai mulți oxizi cu structuri diferite în care metalul are aceeași valență. Acești oxizi au denumiri specifice.

Exemple: Na_2O - oxid de sodiu ($2\text{Na}^+\text{O}^{2-}$)
 Na_2O_2 - peroxid de sodiu ($2\text{Na}^+\text{O}_2^{2-}$)
 NaO_2 - superoxid de sodiu (Na^+O_2^-)

• Oxizii metalelor care au mai multe valențe și care generează mai mulți oxizi se denumesc după regula:

oxid + de + numele metalului + valența metalului

Exemple: FeO - oxid de fier (II) Cu_2O - oxid de cupru (I)
 Fe_2O_3 - oxid de fier (III) CuO - oxid de cupru (II)

Un sistem mai vechi de denumire recomandă regula:

oxid + numele metalului - os (pentru valența inferioară)

oxid + numele metalului + ic (pentru valența superioară)

Exemple: FeO - oxid feros Cu_2O - oxid cupros
 Fe_2O_3 - oxid feric CuO - oxid cupric

b) Denumirea oxizilor de nemetal

Nemetalele au mai multe valențe față de oxigen și generează mai mulți oxizi, care se

denumesc după regula:

prefix pentru numărul atomilor de oxigen + oxid + de + numele nemetalului

Prefixele sunt: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octa (8).

Exemple: CO - monoxid de carbon Cl₂O - monoxid de clor
 CO₂ - dioxid de carbon Cl₂O₃ - trioxid de clor
 SO₂ - dioxid de sulf Cl₂O₅ - pentaoxid de clor
 SO₃ - trioxid de sulf Cl₂O₇ - heptaoxid de clor

Când mai mulți oxizi ai aceluiași nemetal conțin în moleculă același număr de atomi de oxigen, se denumesc după regula:

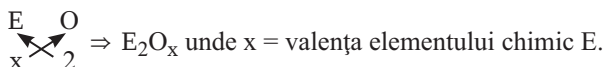
**prefix pentru numărul atomilor de oxigen + oxid + de +
 + prefix pentru numărul atomilor de nemetal + numele nemetalului**

Exemple: N₂O - monoxid de diazot
 NO - monoxid de monoazot

Se recomandă utilizarea acestei reguli pentru toți oxizii de nemetal.

• Formule generale

Se poate corela formula chimică a oxidului cu valența elementului, metal sau nemetal, conform formulelor generale de mai jos.



valența 1 $\Rightarrow \text{E}_2\text{O}$ (ex: Na₂O, Cu₂O, N₂O, Cl₂O)

valența 2 $\Rightarrow \text{EO}$ (ex: CaO, CuO, CO, NO)

valența 3 $\Rightarrow \text{E}_2\text{O}_3$ (ex: Al₂O₃, Fe₂O₃, N₂O₃, Cl₂O₃)

valența 4 $\Rightarrow \text{EO}_2$ (ex: SnO₂, MnO₂, CO₂, SO₂)

valența 5 $\Rightarrow \text{E}_2\text{O}_5$ (ex: V₂O₅, N₂O₅, Cl₂O₅)

valența 6 $\Rightarrow \text{EO}_3$ (ex: CrO₃, SO₃)

valența 7 $\Rightarrow \text{E}_2\text{O}_7$ (ex: Mn₂O₇, Cl₂O₇)

valența 8 $\Rightarrow \text{EO}_4$ (ex: OsO₄)

Molecula trioxidului de fosfor este formată din 4 atomi de fosfor și 6 atomi de oxigen (P₄O₆), iar molecula pentaoxidului de fosfor este formată din 4 atomi de fosfor și 10 atomi de oxigen (P₄O₁₀) (vezi pag. 79). Pentru simplificare, se pot utiliza și formulele chimice P₂O₃ și P₂O₅.

• Structură

• Cei mai mulți oxizi de metal sunt compuși ionici, formați din ioni pozitivi de metal și ioni negativi O²⁻, plasați ordonat într-o rețea. Între ionii de semn contrar se stabilesc atracții electrostatice ce cresc cu creșterea sarcinii ionului metalic și cu scăderea razei ionului metalic (vezi pag. 60).

Exemple: Na₂O (2Na⁺O²⁻), CaO (Ca²⁺O²⁻)

În unii oxizi de metal legătura metal - oxigen este covalentă.

Exemplu: Mn₂O₇

• Cei mai mulți oxizi de nemetal sunt compuși covalenți formați din molecule în care atomii de nemetal sunt uniți prin legături covalente de atomii de oxigen. Între moleculele acestor oxizi se manifestă forțe van der Waals (forțe de dispersie între moleculele nepolare și forțe de dispersie și dipol - dipol între moleculele polare). (vezi pag. 83)

Exemple: CO₂, SO₂, SO₃, P₄O₁₀

În unii oxizi de nemetal, atomii de nemetal și atomii de oxigen sunt uniți prin legături covalente în rețele atomice.

Exemplu: SiO₂ (vezi pag. 78)



REȚINEȚI

- Unele metale formează oxizi micști, în care metalul se află în două stări de oxidare.

Exemplu: Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), Pb_3O_4 ($\text{PbO}_2 \cdot 2\text{PbO}$), Co_3O_4 ($\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$).

• Proprietăți fizice importante

a) Oxizi de metal

La temperatura obișnuită, oxizii de metal sunt substanțe solide, albe sau colorate.

Exemple: oxizi de culoare albă: CaO , MgO , Al_2O_3 , ZnO

oxizi colorați: CuO (negru); Cu_2O (cărămiziu); PbO (galben), Pb_3O_4 (portocaliu), Fe_2O_3 (roșu)

Au puncte de topire ridicate.

Exemple: Al_2O_3 (p.t. = +2045°C), FeO (p.t. = +1360°C), Cu_2O (p.t. = +1232°C), ZnO (p.t. = +1975°C), MgO (p.t. = +2800°C)

Sunt insolubili în apă. Excepție fac oxizii de metal care reacționează cu apa (ex: Na_2O , CaO , MgO).

b) Oxizi de nemetal

La temperatura obișnuită, oxizii de nemetal sunt substanțe gazoase, lichide sau solide, incolore sau colorate.

Exemple: oxizi gazoși: CO_2 , CO , SO_2 , NO_2

oxizi lichizi: SO_3

oxizi solizi: P_4O_{10}

oxizi incolori: CO_2 , CO , NO , SO_2

oxizi colorați: NO_2 (brun)

Au puncte de fierbere și de topire scăzute.

Exemple: SO_2 (p.t. = -76°C, p.f. = -10°C)

SO_3 (p.t. = +17°C, p.f. = +45°C)

NO_2 (p.t. = -11°C, p.f. = +21°C)

Cu puține excepții (exemplu CO), sunt gaze mai grele decât aerul.

• Proprietăți chimice importante

a) Proprietățile chimice ale oxizilor de metal

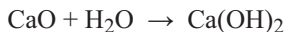
1. Reacția unor oxizi de metal cu apă

Reacționează cu apa oxizii metalelor din grupele 1 și 2, conform schemei generale:



Exemple: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$

oxid de sodiu hidroxid de sodiu



oxid de calciu hidroxid de calciu

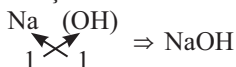
În bază (M(OH)_x) metalul are aceeași valență x ca și în oxid (M_2O_x).

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul prezentat în continuare pentru exemplul:



- Se determină valența metalului pe baza formulei chimice a oxidului. Din $\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow$ valența $\text{Na} = 1$.

- Se stabilește formula chimică a bazei.



- Se completează și se egalează ecuația chimică:

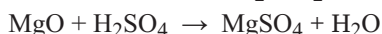
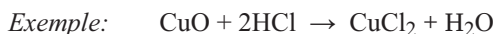


Pentru că reacționează cu apa și formează baze, acești oxizi de metal se numesc oxizi bazici.

Această reacție reprezintă o metodă de preparare a bazelor solubile. Reacția dintre CaO (var nestins) și apă se numește uzual stingerea varului.

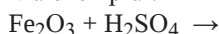
2. Reacția unor oxizi de metal cu acizii

Reacția decurge conform schemei generale:



În sare metalul are aceeași valență ca și în oxid.

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul prezentat în continuare pentru exemplul:



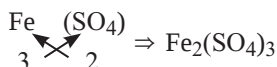
- Se determină valența metalului pe baza formulei chimice a oxidului.

Din $\text{Fe}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ valența Fe este 3.

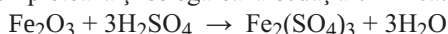
- Se identifică radicalul acid și valența lui.

Din $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$ radicalul acid este SO_4^{2-} și are valența 2.

- Se stabilește formula chimică a sării.



- Se completează și se egalează ecuația chimică.

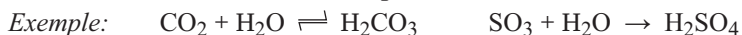
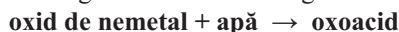


Oxizii de metal care reacționează cu apa și cu acizii (ex. CaO) sau numai cu acizii (ex. CuO) se numesc oxizi bazici.

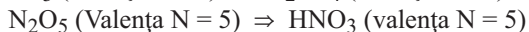
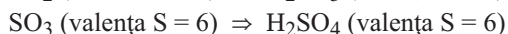
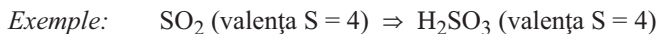
b) Proprietățile chimice ale oxizilor de nemetal

1. Reacția unor oxizi de nemetal cu apa

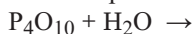
Reacția decurge conform schemei generale:



Se formează oxoacidul în care nemetalul are aceeași valență ca și în oxid.



Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul prezentat în continuare pentru exemplul:



- Se determină valența nemetalului pe baza formulei chimice a oxidului. Din $\text{P}_4\text{O}_{10} \Rightarrow$ valența P=5.

- Se stabilește formula chimică a oxoacidului. Oxoacidul în care fosforul are valența 5 este H_3PO_4 (acid fosforic).

- Se completează și se egalează ecuația chimică.



Pentru că reacționează cu apa și formează acizi acești oxizi de nemetal se numesc oxizi acizi



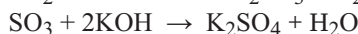
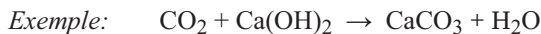
REȚINEȚI

sau anhidride acide. De exemplu, CO_2 este un oxid acid și este anhidrida acidului carbonic (H_2CO_3).

Reacția aceasta reprezintă o metodă de obținere a oxoacizilor.

2. Reacția unor oxizi de nemetal cu bazele solubile

Reacția decurge conform schemei generale:



Se formează sarea ce conține metalul din bază și radicalul acid provenit din acidul pe care îl formează oxidul acid în reacție cu apa. În sare metalul are aceeași valență ca în bază.

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul prezentat în continuare pentru exemplul:



- Se determină valența metalului pe baza formulei chimice a bazei. Din $\text{KOH} \Rightarrow$ valența $\text{K}=1$.

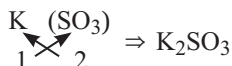
- Se determină formula chimică a oxoacidului pe care îl formează oxidul acid cu apa.



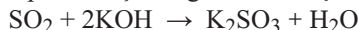
- Se determină formula chimică și valența radicalului acid din formula chimică a oxoacidului.

Din $\text{H}_2\text{SO}_3 \Rightarrow$ radicalul acid SO_3^{2-} cu valența 2.

- Se stabilește formula chimică a sării.



- Se completează și se egalează ecuația chimică.



Sunt considerați oxizi acizi oxizii de nemetal care reacționează cu apa și cu bazele (ex. CO_2).

Această reacție reprezintă o metodă de obținere a unor săruri și o modalitate de reținere, recunoaștere și dozare a unor oxizi de nemetal gazoși (CO_2 , SO_2 etc).

c) Caracterul bazic, amfoter sau acid al oxizilor

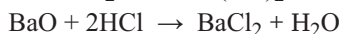
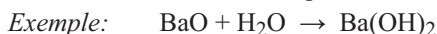
Oxizii bazici sunt oxizi care reacționează cu apa și cu acizii sau numai cu acizii.

Oxizii acizi sunt oxizi care reacționează cu apa și cu bazele sau numai cu bazele.

Oxizii amfoteri sunt oxizi care reacționează atât cu bazele cât și cu acizii.

Proprietățile acido - bazice ale oxizilor sunt determinate în principal de natura legăturii element - oxigen.

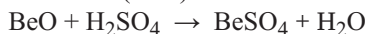
Metalele cu electronegativitate mică (metale din blocul s), generează oxizi ionici cu caracter bazic care reacționează cu apa cu formare de baze solubile și cu acizii cu formare de săruri.



Asemănător reacționează și oxidul de taliiu (I) (Tl_2O), generând în reacție cu apa TlOH , o bază tare ca și KOH .



Oxidul de beriliu (BeO) are caracter amfoter.



Mulți oxizi ai metalelor din blocul p sunt oxizi amfoteri (exemple: Al_2O_3 - caracter amfoter, GeO - caracter amfoter dominant bazic, GeO_2 - caracter amfoter dominant acid, SnO - caracter

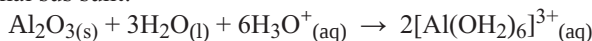
amfoter dominant bazic, SnO_2 - caracter amfoter dominant acid, PbO_2 - caracter amfoter, As_4O_6 - caracter amfoter dominant acid).

În acești oxizi legătura metal - oxigen este ionic - covalentă (legătură ionică cu un anumit grad de legătură covalentă) sau covalentă.

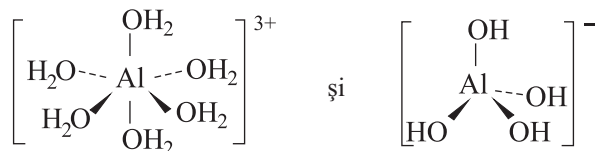
Acești oxizi reacționează și cu acizii și cu bazele.



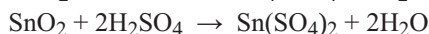
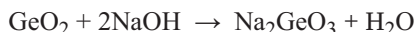
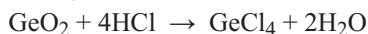
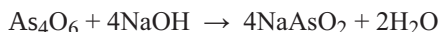
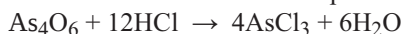
Considerând numai speciile chimice participante la reacție în soluție apoasă, ecuațiile reacțiilor de mai sus sunt:



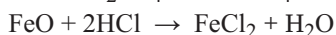
Ionii $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ și $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ au structurile (vezi pag. 347):



Caracterul amfoter al altor oxizi este pus în evidență în reacțiile:

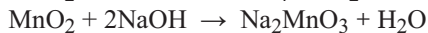
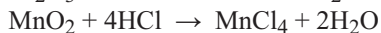
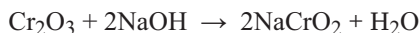


Metalele tranzitionale (metalele din blocul d) formează de regulă mai mulți oxizi. În general, oxizii în care metalul are numere de oxidare mici (+1, +2) sunt oxizi ionici sau covalent - ionici și sunt oxizi bazici (ex: CuO , FeO , Ag_2O , CrO , MnO , Mn_2O_3). Ei reacționează cu acizii cu formare de săruri.

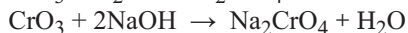
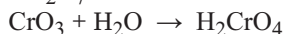
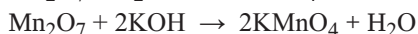
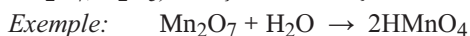


Oxizii în care metalul are numere de oxidare intermediare (+3, +4, +5) sunt oxizi cu legături ionice parțial covalente sau legături covalente și sunt oxizi amfoteri (ex: Cr_2O_3 , MnO_2 , VO_2 , Co_2O_3).

Acești oxizi reacționează și cu acizii și cu bazele.



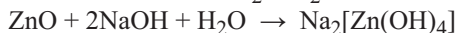
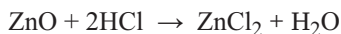
Oxizii în care metalul are numere de oxidare mari sunt oxizii covalenți și oxizi acizi (ex: CrO_3 , Mn_2O_7 , V_2O_5). Acești oxizi reacționează cu apa sau cu bazele (topituri alcaline).



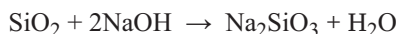


Sunt multe excepții de la această regulă.

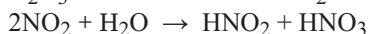
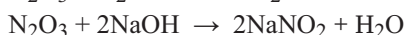
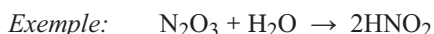
Oxidul de zinc este un oxid amfoter.



Dioxidul de siliciu (SiO_2) este un oxid covalent, reacționează cu bazele tari în soluție sau topitură și formează săruri.



Majoritatea oxizilor de nemetal sunt oxizi acizi. Acești oxizi reacționează cu apa cu formare de acizi sau cu bazele cu formare de săruri.

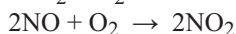
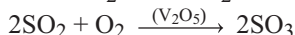


Unii oxizi de metal sau de nemetal nu reacționează cu apa, acizii sau bazele. Acești oxizi sunt denumiți oxizi neutri sau indiferenți.

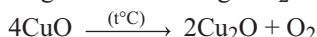
Sunt oxizi neutri: CO, NO, N_2O .

d) Alte reacții

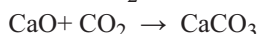
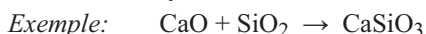
1. Reacția unor oxizi cu oxigenul



2. Reacția de descompunere a unor oxizi

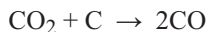
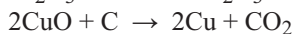
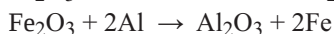
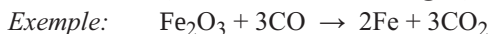


3. Reacția unor oxizi de metal cu oxizi de nemetal



În timp, varul nestins (CaO) în contact cu CO_2 din aer trece în CaCO_3 .

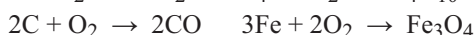
4. Reacția unor oxizi cu unii agenți reducători



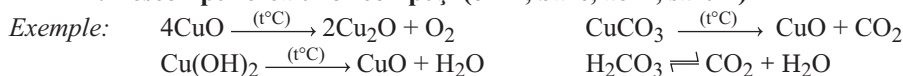
Unele dintre reacții reprezintă metode de obținere a unor metale.

• Metode de obținere

1. Reacția metalelor și a nemetalelor cu oxigenul



2. Descompunerea unor compuși (oxizi, baze, acizi, săruri)



• Stare naturală

Unii oxizi de metal se găsesc în natură în minereuri din care se extrag metalele (exemple: Fe_3O_4 , FeO , Cu_2O etc.).

Al_2O_3 se găsește în mineralul numit corindon și în pietrele prețioase safir și rubin.

SO_2 se găsește în gazele emanate de vulcani și apare în atmosferă în urma arderii cărbunilor și a carburanților.

CO_2 se găsește în aerul atmosferic și în apele carbogazoase.

• Utilizări

Unii oxizi de metal sunt utilizați ca pigmenți în industria de lacuri și vopsele, în industria sticlei și a porțelanului.

Mulți oxizi sunt utilizați ca reactivi în chimie și la obținerea altor compuși anorganici: oxoacizi, săruri, baze.

SO_2 are acțiune antimicrobiană și antifuncidă.

Unii oxizi sunt materii prime pentru obținerea unor metale.

13.2. Baze

• Definiție

Bazele sunt compuși anorganici în a căror compoziție intră ioni pozitivi de metal și ioni negativi hidroxid (HO^-).



Conform teoriei protolitice, bazele sunt specii chimice (molecule sau ioni) capabile să accepte protoni (vezi pag. 134).

• Clasificare

După solubilitatea în apă, bazele se împart în:

- baze solubile (ex: NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$);

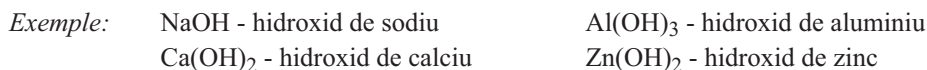
- baze insolubile (ex: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$).

Sunt considerate baze solubile bazele metalelor din grupele 1 și 2. Bazele metalelor din grupa 2 au însă o solubilitate redusă. Bazele generate de celelalte metale sunt baze insolubile. Sunt și câteva excepții (ex: TlOH).

• Denumire

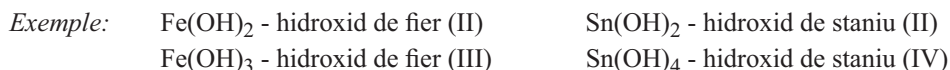
a) Bazele metalelor care au o singură valență și care generează o singură bază se denumesc după regula:

hidroxid + de + numele metalului



b) Bazele metalelor care au mai multe valențe și care generează mai multe baze se denumesc după regula:

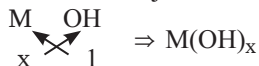
hidroxid + de + numele metalului + valența metalului





• Formule generale

Formula chimică a unei baze poate fi stabilită pe baza valenței metalului conform formulelor generale de mai jos.



valența 1 $\Rightarrow$ MOH (ex: KOH, TlOH)

valența 2 $\Rightarrow$ M(OH)₂ (ex: Mg(OH)₂, Cu(OH)₂)

valența 3 $\Rightarrow$ M(OH)₃ (ex: Fe(OH)₃, Al(OH)₃)

valența 4 $\Rightarrow$ M(OH)₄ (ex: Sn(OH)₄)

• Structură

În general, bazele anorganice sunt compuși ionici. Cationii M^{x+} și anionii HO⁻ sunt plasați ordonat formând o rețea ionică. Între ionii de semn contrar se stabilesc atracții electrostatice puternice.

S-a stabilit că în unele cazuri structura compusului nu corespunde unei baze, ci unui oxid de metal hidratat. De exemplu, ceea ce numim hidroxid de fier (III) este de fapt oxid de fier (III) hidratat (Fe₂O₃ · xH₂O). Pentru simplificare, utilizăm în acest caz formula chimică Fe(OH)₃ și denumirea hidroxid de fier (III).

• Proprietăți fizice importante

La temperatura obișnuită, bazele sunt substanțe solide, albe sau colorate.

Exemple:

- baze de culoare albă: NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃, Zn(OH)₂;
- baze colorate: Fe(OH)₂ - verde, Fe(OH)₃ - brun roșcat, Cu(OH)₂ - albastru, Ni(OH)₂ - verde

Au puncte de topire ridicate, iar unele baze se descompun prin încălzire.

Exemple: Ba(OH)₂ (p.t. = +408°C), NaOH (p.t. = +322°C)

Bazele au solubilitate diferită în apă. Considerând pe cele mai importante:

- NaOH, KOH sunt ușor solubile în apă;
- Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂ sunt puțin solubile în apă;
- Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Fe(OH)₂, Cu(OH)₂ sunt insolubile în apă.

Soluțiile apoase de NaOH și KOH sunt lunecoase (leșioase) la pipăit și sunt caustice (produc arsuri). Uzual, NaOH se numește sodă caustică, iar KOH potasă caustică.

Soluțiile apoase ale bazelor conduc curentul electric.

• Proprietăți chimice importante

a) Proprietățile bazelor solubile

1. Acțiunea bazelor solubile asupra indicatorilor acido - bazici

La dizolvarea în apă, bazele eliberează în soluție ionii componenți: M^{x+} și HO⁻.

Exemplu: NaOH(s) $\xrightarrow{\text{dizolvare}}$ Na⁺(aq) + HO⁻(aq)

Ba(OH)(s) $\xrightarrow{\text{dizolvare}}$ Ba²⁺(aq) + 2HO⁻(aq)

În prezența ionilor hidroxid (HO⁻), indicatorii acido - bazici își modifică structura și culoarea (vezi pag. 151).

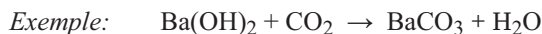
Culorile în mediu bazic ale celor mai utilizați indicatori sunt:

- turnesol - albastru;
- fenolftaleină - roșu;
- metiloranj - galben.

În practică, indicatorii sunt utilizați pentru identificarea soluțiilor bazice.

2. Reacția bazelor solubile cu oxizii acizi

Bazele solubile reacționează cu oxizii acizi după schema (vezi pag. 316).

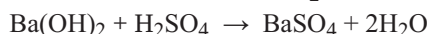
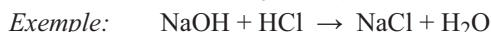


3. Reacția bazelor solubile cu acizii

Bazele reacționează cu acizii după schema:

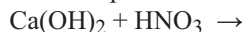


Reacția se numește reacție de neutralizare (vezi pag. 150).



În sare, metalul are aceeași valență ca și în bază.

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul descris în continuare pentru exemplul:



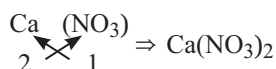
- Se identifică valența metalului din formula chimică a bazei.

Din $\text{Ca(OH)}_2 \Rightarrow$ valența Ca este 2.

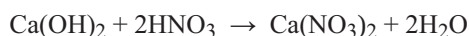
- Se identifică radicalul acid și valența lui.

Din $\text{HNO}_3 \Rightarrow$ radicalul acid este NO_3^- și are valența 1.

- Se stabilește formula chimică a sării.



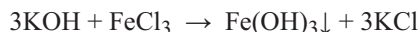
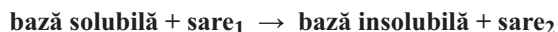
- Se completează și se egalează ecuația chimică.



Reacția se utilizează pentru neutralizarea unor medii acide sau bazice, la dozarea acidității sau alcalinității unor produse (exemplu: produse lactate, apă potabilă și industrială etc).

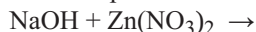
4. Reacția bazelor solubile cu unele săruri

Bazele solubile reacționează cu sărurile solubile ale metalelor care generează baze insolubile după schema:



Această reacție este o reacție de schimb, metalul din bază și metalul din sare se substituie reciproc. Fiecare metal își păstrează valența, din bază respectiv din sare.

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul descris în continuare pentru exemplul:



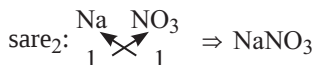
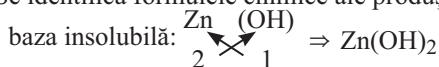
- Se identifică valența fiecărui metal.

Din $\text{NaOH} \Rightarrow$ valența Na este 1.

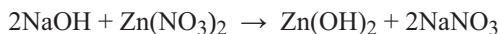
Din $\text{Zn(NO}_3)_2 \Rightarrow$ valența Zn este 2.



- Se identifică formulele chimice ale produșilor de reacție.



- Se completează și se egalează ecuația chimică.

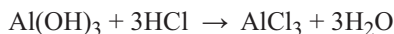
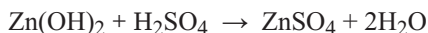


Reacția reprezintă o metodă de obținere a bazelor insolubile.

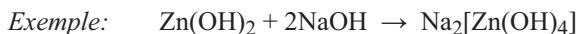
b) Proprietățile bazelor insolubile

1. Reacția bazelor insolubile cu acizii (reacția de neutralizare)

Ca și bazele solubile, bazele insolubile reacționează cu acizii după schema.

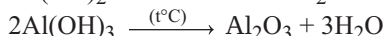
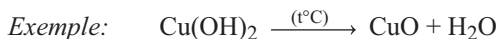


Unele dintre bazele insolubile au caracter amfoter și reacționează și cu bazele alcaline.

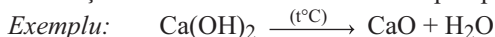


2. Reacția de descompunere a unor baze insolubile

Prin încălzire, multe baze insolubile se descompun după schema:



Și unele baze solubile se descompun prin încălzire la temperaturi ridicate.



Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor oxizi (CuO , Al_2O_3 , etc).

c) Proprietățile chimice ale amoniacului (NH_3)

Amoniacul este o bază slabă cu o structură diferită de a celorlalte baze anorganice (vezi pag. 136).

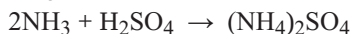
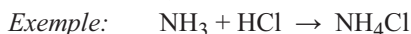
1. Reacția de ionizare la dizolvarea în apă



Într-o soluție apoasă de amoniac se află ioni NH_4^+ (amoniu) și ioni HO^- (hidroxid), alături de molecule de amoniac (NH_3). Hidroxidul de amoniu (NH_4OH) nu se poate separa pentru că prin concentrarea soluției se descompune.

Soluția apoasă de amoniac are caracter slab bazic și schimbă culoarea indicatorilor.

2. Reacția amoniacului cu acizii



• Metode de obținere

a) Metode de obținere a bazelor solubile

1. Reacția metalelor active cu apa

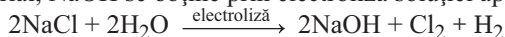
Exemplu: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

2. Reacția oxizilor bazici cu apa

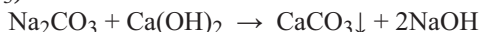
Exemplu: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

3. Electroliza soluției apoase de NaCl

Industrial, NaOH se obține prin electroliza soluției apoase de NaCl (vezi pag. 223).

**4. Caustificarea sodei de rufe**

O altă metodă industrială de obținere a NaOH se bazează pe reacția de schimb dintre Na_2CO_3 (soda de rufe) și Ca(OH)_2 (var stins), reacție ce are loc cu precipitarea carbonatului de calciu (CaCO_3).

**b) Metode de obținere a bazelor insolubile**

O bază insolubilă se obține din reacția de schimb dintre o bază solubilă și o sare solubilă a metalului pe care îl conține.

Exemplu: $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

• Utilizări

În practica de laborator, bazele se utilizează pentru neutralizarea mediilor acide și dozarea acizilor, pentru obținerea bazelor insolubile și a sărurilor.

Hidroxidul de sodiu (NaOH) se utilizează la obținerea: săpunurilor, a sodei de rufe (Na_2CO_3), a detergenților, a celofibre, la rafinarea unor produse petroliere etc.

Hidroxidul de potasiu (KOH) se utilizează la obținerea săpunurilor lichide.

Hidroxidul de calciu (Ca(OH)_2) se utilizează: în construcții, la obținerea mortarului, la zugrăvirea caselor, ca dezinfectant, la rafinarea zahărului și în laborator la identificarea dioxidului de carbon (CO_2).

Hidroxidul de aluminiu (Al(OH)_3) intră în compoziția unor pansamente gastrice care reduc aciditatea din stomac.

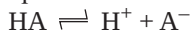
13.3. Acizi**• Definiție**

Acizii sunt compuși anorganici care conțin în molecula lor atomi de nemetal, atomi de hidrogen și uneori atomi de oxigen.

Exemplu: HCl , HBr , H_2S , H_2CO_3 , HNO_3 , H_2SO_4

Caracteristica importantă a tuturor acizilor este de a ceda ioni pozitivi de hidrogen (H^+). Un ion H^+ este de fapt un proton (vezi pag. 134).

În acest proces molecula unui acid (HA) se scindează conform schemei generale:



unde anionul A^- este numit radical acid. Valența unui radical acid este dată de numărul de atomi de hidrogen cedați ca protoni de molecula unui acid (vezi tabelul 13.1).

Exemplu: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ radicalul acid Cl^- are valența 1

**• Clasificare**

După compoziția lor, legată de prezența sau lipsa oxigenului, acizii se împart în:



REȚINEȚI

- hidracizi – acizi care conțin în molecula lor numai nemetal și hidrogen (ex: HCl, HBr, H₂S);

- oxoacizi – acizi care conțin în molecula lor și oxigen pe lângă nemetal și hidrogen (ex: H₂CO₃, HNO₃).

După numărul atomilor de hidrogen din moleculă (atomi de hidrogen care pot fi cedați ca protoni), acizii se împart în:

- monobazici – au în moleculă și pot ceda ca H⁺ un singur atom de hidrogen (ex: HCl, HNO₃);

- dibazici – au în moleculă și pot ceda ca H⁺ doi atomi de hidrogen (ex: H₂S, H₂SO₄);

- tribazici – au în moleculă și pot ceda ca H⁺ trei atomi de hidrogen (ex: H₃PO₄).

• Denumire

Denumirile acizilor și denumirile radicalilor lor sunt corelate între ele și să le tratăm împreună.

a) Denumirea hidracizilor

Denumirea hidracizilor se formează după regula:

acid + numele nemetalului + hidric

Exemple:

HCl - acid clorhidric

HBr - acid bromhidric

H₂S - acid sulfhidric

Denumirea radicalilor acizi proveniți de la hidracizi se formează după regula:

numele nemetalului + ură

Exemple:

Cl⁻ - clorură

Br⁻ - bromură

HS⁻ - sulfură acidă sau hidrogenosulfură

S²⁻ - sulfură sau sulfură neutră

b) Denumirea oxoacizilor

Nemetalele au mai multe valențe față de oxigen și pot genera mai mulți oxoacizi.

Denumirea oxoacizilor în care nemetalul are valență inferioară se formează după regula:

acid + numele nemetalului + os

Exemple:

HNO₂ - acid azotos

H₂SO₃ - acid sulfuros

Denumirea radicalilor acizi proveniți de la oxoacizi în care nemetalul are valență inferioară se formează după regula:

numele nemetalului + it

Exemple:

NO₂⁻ - azotit

HSO₃⁻ - sulfit acid sau hidrogenosulfit

SO₃²⁻ - sulfit sau sulfit neutru

Denumirea oxoacizilor în care nemetalul are valență superioară se formează după regula:

acid + numele nemetalului + ic

Exemple:

HNO₃ - acid azotic

H₂SO₄ - acid sulfuric

Denumirea radicalilor acizi proveniți de la oxoacizii în care nemetalul are valență superioară se formează după regula:

numele nemetalului + at

Exemple:

NO₃⁻ - azotat

HSO₄⁻ - sulfat acid sau hidrogenosulfat

SO₄²⁻ - sulfat sau sulfat neutru

Denumirea radicalilor acizi care conțin atomi de hidrogen pe care îi mai pot ceda ca protoni se formează folosind cuvântul „acid” sau, după ultimele recomandări IUPAC, cuvântul „hidrogeno”.

În tabelul 13.1 sunt informații importante despre acizii uzuali și radicalii lor acizi.

Tabelul 13.1

Formula chimică a acidului	Valența nemetalului în acid	Denumirea acidului	Radicalul acid	Denumirea radicalului acid	Valența radicalului acid
HF	1	acid fluorhidric	F^-	fluorură	1
HCl	1	acid clorhidric	Cl^-	clorură	1
HBr	1	acid bromhidric	Br^-	bromură	1
HI	1	acid iodhidric	I^-	iodură	1
H_2S	2	acid sulfhidric	HS^-	sulfură acidă (hidrogenosulfură)	1
			S^{2-}	sulfură	2
HCN	C - 4 N - 3	acid cianhidric	^-CN	cianură	1
H_2CO_3	4	acid carbonic	HCO_3^-	carbonat acid (hidrogenocarbonat)	1
			CO_3^{2-}	carbonat	2
HNO_2	3	acid azotos	NO_2^-	azotit	1
HNO_3	5	acid azotic	NO_3^-	azotat	1
H_3PO_3	3	acid fosforos	$H_2PO_3^-$	dihidrogenofosfit	1
			HPO_3^{2-}	monohidrogenofosfit	2
H_3PO_4	5	acid fosforic	$H_2PO_4^-$	fosfat diacid (dihidrogenofosfat)	1
			HPO_4^{2-}	fosfat monoacid (monohidrogenofosfat)	2
			PO_4^{3-}	fosfat	3
H_2SO_3	4	acid sulfuros	HSO_3^-	sulfat acid (hidrogenosulfat)	1
			SO_3^{2-}	sulfat	2
H_2SO_4	6	acid sulfuric	HSO_4^-	sulfat acid (hidrogenosulfat)	1
			SO_4^{2-}	sulfat	2
HClO	1	acid hipocloros	ClO^-	hipoclorit	1
HClO ₂	3	acid cloros	ClO_2^-	clorit	1
HClO ₃	5	acid cloric	ClO_3^-	clorat	1
HClO ₄	7	acid percloric	ClO_4^-	perclorat	1

• Structură

În molecula unui acid, atomii componenți sunt uniți între ei prin legături covalente (vezi pag. 76 - 81).



• Proprietăți fizice importante

La temperatura obișnuită, acizii prezintă toate stările de agregare.

Exemple:

- acizii gazoși: HCl , HBr , H_2S ;
- acizi lichizi: HNO_3 , H_2SO_4 ;
- acizi solizi: H_3PO_4 .

Acizii sunt solubili în apă. Unii acizi concentrați (HCl , HNO_3 , H_2SO_4) fumează în aer. Soluțiile apoase ale acizilor au gust acru și conduc curentul electric. Soluțiile concentrate ale acizilor tari pot provoca arsuri.

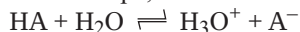
Acidul clorhidric (HCl) este un gaz incolor cu miros înțepător, mai greu decât aerul.

Acidul sulfuric (H_2SO_4) este un lichid incolor uleios, mai greu decât apa. Dizolvarea acidului sulfuric în apă este un proces puternic exoterm. Pentru a evita accidente, la diluarea unei soluții concentrate de H_2SO_4 , se toarnă acidul sulfuric în porții mici în apă, se agită și se răcește soluția.

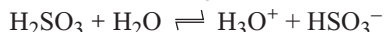
• Proprietăți chimice importante

1. Acțiunea acizilor asupra indicatorilor acido - bazici

La dizolvarea în apă, acizii cedează apei protoni (H^+) și ionizează conform schemei generale:



Exemple: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$



În soluțiile apoase ale acizilor există ioni H_3O^+ (hidroniu) în concentrație mai mare sau mai mică în funcție de tăria acidului, adică de tendința acidului de a ceda protoni.

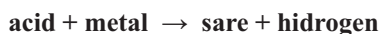
În prezența ionilor H_3O^+ , indicatorii acido - bazici adoptă o anumită structură și corespunzător o anumită colorație, diferită de aceea pe care o au în prezența ionilor HO^- din soluțiile bazice. Culorile în mediu acid ale celor mai utilizați indicatori sunt:

- turnesol - roșu;
- fenolftaleină - incolor;
- metiloranj - roșu.

Indicatorii acido - bazici sunt utilizați pentru identificarea mediilor acide sau bazice.

2. Reacția acizilor cu metalele

a) Metalele care se află în fața hidrogenului în seria reactivității chimice a metalelor substituie hidrogenul din acizi și reacționează cu acizii conform schemei generale:



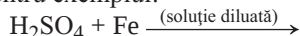
Exemple:

$$2\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$$

$$2\text{HCl} + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$$

Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul descris în continuare pentru exemplul:

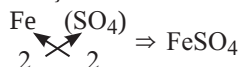


- Se identifică valența metalului. Fierul poate avea valențele 2 și 3. În reacție cu acizii manifestă valența 2.

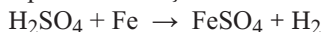
- Se identifică radicalul acid și valența lui.

Din $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$ radicalul acid este SO_4^{2-} și are valența 2.

- Se stabilește formula chimică a sării:



- Se completează ecuația chimică:

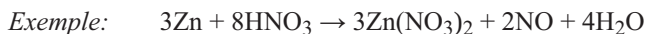


Acizii oxidează metalele care au mai multe valențe la valența inferioară.

Acizii slabi (H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 etc) atacă mai greu metalele și necesită anumite condiții de reacție.

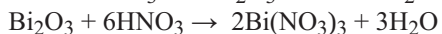
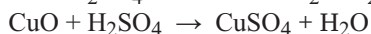
Unele metale se pasivează în prezența unor acizi. Se acoperă cu un strat fin protector de oxid sau de sare care împiedică pe mai departe contactul dintre metal și acid (vezi pag. 286).

Din cauza caracterului oxidant al acidului azotic, unele metale din fața hidrogenului reacționează cu acidul azotic cu degajare de monoxid de azot (NO).



Reacția reprezintă o metodă de obținere a hidrogenului în laborator și de obținere a unor săruri.

b) Metalele care se află după hidrogen în seria reactivității chimice a metalelor nu substituie hidrogenul din acizi. Unele dintre aceste metale (Cu , Bi , Sb , Hg , Ag) reacționează cu oxoacizii cu caracter oxidant (H_2SO_4 , HNO_3) conform schemei generale:



Pentru scrierea ecuațiilor acestor reacții chimice se poate urma algoritmul descris în continuare pentru exemplul:



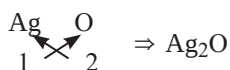
Reacția decurge în două etape conform schemei generale:

etapa 1: acid + metal $\rightarrow$ oxid de metal + acid de nemetal + apă

etapa 2: oxid de metal + acid $\rightarrow$ sare + apă

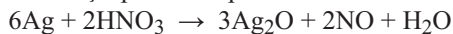
reacție totală: acid + metal $\rightarrow$ sare + oxid de nemetal + apă

- Se identifică formula chimică a oxidului:



- Se identifică formula chimică a oxidului de nemetal care rezultă din reacție. În cazul HNO_3 se degajă din reacție NO , care în contact cu O_2 din aer trece în NO_2 .

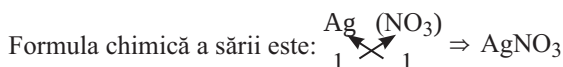
- Se scrie ecuația primei etape:



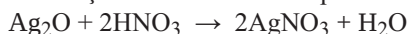
- Se stabilește formula chimică a sării rezultate în a doua etapă, știind că în sare metalul are aceeași valență ca și în oxid.

Din $\text{Ag}_2\text{O} \Rightarrow$ valența Ag este 1

Din $\text{HNO}_3 \Rightarrow$ radicalul acid din sare este NO_3^- cu valența 1

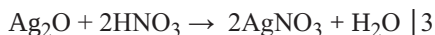


- Se scrie ecuația celei de-a doua etape:





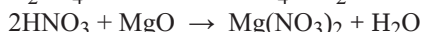
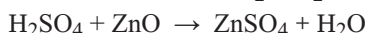
- Ecuația reacției finale se obține adunând ecuațiile celor două etape:



Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor săruri sau oxizi de nemetal.

3. Reacția acizilor cu unii oxizi de metal (oxizi bazici și oxizi amfoteri)

Acizii reacționează cu oxizii bazici după schema generală (vezi pag. 315).

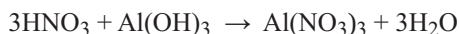


Acizii slabi (H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_2 etc) nu atacă sau reacționează în anumite condiții cu oxizii bazici.

Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor săruri.

4. Reacția acizilor cu bazele (reacția de neutralizare)

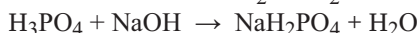
Acizii reacționează cu bazele (solubile și insolubile) conform schemei generale (vezi pag. 321, 322):



Acizii slabi reacționează cu bazele.

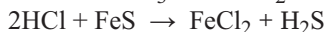
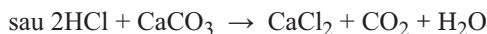
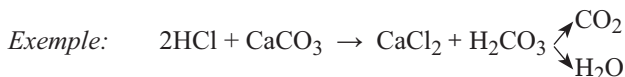
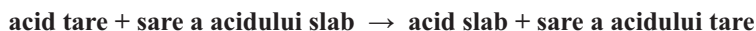


Acizii di- sau tribazici pot forma cu bazele atât săruri neutre cât și săruri acide, în funcție de raportul molar acid : bază. Reacția poate decurge în mai multe etape.



5. Reacția acizilor cu sărurile acizilor mai slabi

Un acid poate elibera din sărurile sale un acid mai slab decât el. Reacția decurge conform schemei generale:



Ordinea creșterii tăriei celor mai importanți acizi este (vezi anexa 8):



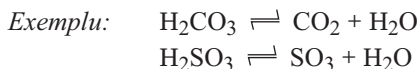
Acizii mai puțin volatili (lichizi) concentrați pot elibera din sărurile lor acizii mai volatili (gazoși) indiferent de tăria lor.



Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor acizi.

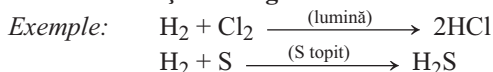
6. Reacția de descompunere a unor acizi

Unii oxoacizi slabi (H_2CO_3 , H_2SO_3) nu se pot obține în stare pură, prin concentrarea soluțiilor lor se descompun.

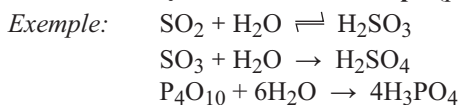


• Metode de obținere

1. Reacția hidrogenului cu nemetalele (pentru hidracizi)

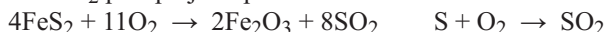


2. Reacția oxizilor acizi cu apa (pentru oxoacizi)



Acidul sulfuric (H_2SO_4) se obține industrial din pirită (FeS_2) sau sulf în mai multe etape:

- obținerea SO_2 prin prăjirea pirităi sau arderea sulfurului:



- conversia SO_2 la SO_3 în prezența catalizatorilor de vanadiu (V_2O_5);

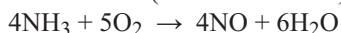


- absorbția SO_3 în soluție concentrată de H_2SO_4 (nu se utilizează apa pentru că se formează ceața de acid sulfuric, greu de absorbit):

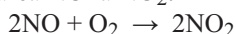


Acidul azotic (HNO_3) se obține industrial din amoniac (NH_3) în mai multe etape:

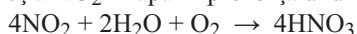
- oxidarea catalitică (catalizatori de Pt) a NH_3 :



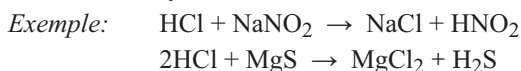
- oxidarea NO la NO_2 :



- absorbția NO_2 în apă în prezența unui curent de aer cu formare de HNO_3 :



3. Reacția acizilor mai tari cu sărurile unui acid mai slab



• Stare naturală

Acizii nu se găsesc liberi în natură. Acidul clorhidric apare în gazele vulcanice și se găsește în sucul gastric. Sărurile unor acizi (cloruri, bromuri, ioduri, sulfați, carbonați, fosfați etc) se găsesc în natură.

• Utilizări

Cei mai utilizați acizi sunt: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 .

Acidul sulfuric (H_2SO_4) se utilizează: la obținerea îngrășămintelor chimice, a detergenților, a acumulatorilor auto, a unor compuși organici, ca reactiv în laborator.

Acidul azotic (HNO_3) se utilizează: la obținerea explozivilor, a lacurilor pentru mobilă, a coloranților sintetici, ca reactiv în laborator.

Acidul clorhidric (HCl) se utilizează: la obținerea PVC-ului, a unor solvenți, a clorurilor, la decaparea cuprului, ca reactiv în laborator.



13.4. Săruri

• Definiție

Sărurile sunt compuși anorganici în a căror compoziție intră, de regulă, ionii pozitivi de metal (cationi) și ionii negativi radicali acizi (anioni).

Exemple: NaCl , CaCO_3 , CuSO_4 , NaHCO_3

În sărurile de amoniu, cationul este ionul NH_4^+ (amoniu).

Exemple: NH_4Cl , NH_4NO_3 .

• Clasificare

În funcție de natura anionului din compoziția lor, sărurile se împart în:

- sărurile acide – radicalul acid din compoziția lor are caracter acid (ex: NaHCO_3 , NH_4HSO_4 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$);

- săruri neutre – radicalul acid din compoziția lor este un radical neutru (ex: KI , CuSO_4 , Na_2CO_3 , Na_2S).

• Denumire

a) Sărurile provenite de la metale care au o singură valență se denumesc după regula:

numele radicalului acid + de + numele metalului

Exemple: NaCl - clorură de sodiu;

NH_4HCO_3 - carbonat acid de amoniu sau hidrogenocarbonat de amoniu;

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ - sulfat de aluminiu;

$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ - azotat de zinc;

$\text{Ca}(\text{HS})_2$ - sulfură acidă de calciu sau hidrogenosulfură de calciu;

Na_2HPO_4 - fosfat monoacid de sodiu sau monohidrogenofosfat de sodiu.

b) Sărurile provenite de la metale care au mai multe valențe se denumesc după regula:

numele radicalului acid + de + numele metalului + valența metalului

Exemple: FeCl_2 - clorură de fier (II)

FeCl_3 - clorură de fier (III)

Cu_2S - sulfură de cupru (I)

CuS - sulfură de cupru (II)

• Structură

În general, sărurile sunt compuși ionici. Cationii M^{x+} și anionii A^{y-} sunt plasați ordonat formând o rețea ionică. Între ionii de semn contrar se stabilesc atracții electrostatice puternice.

• Proprietăți fizice importante

La temperatura obișnuită, sărurile sunt substanțe solide albe sau colorate.

Exemple: - săruri de culoare albă: NaCl , CaCO_3 , NaHCO_3 , BaSO_4 ;

- săruri colorate: AgI (galben), PbI_2 (galben), PbS (negru).

Au puncte de topire ridicate, iar unele săruri se descompun prin încălzire înainte de a se topi.

Exemple: NaCl (p.t.=+800°C), BaSO_4 (p.t.=+1350°C), PbI_2 (p.t.=+402°C).

Sărurile au solubilitate diferită în apă, unele sunt ușor solubile, iar altele sunt insolubile (vezi pag. 248).

Exemple: - săruri solubile: NaCl , CaCl_2 , CuSO_4 , AgNO_3 etc;

- săruri insolubile: AgCl , PbI_2 , BaSO_4 , CaCO_3 , PbS etc.

În unele cazuri, prin evaporarea apei din soluție se separă sărurile hidratate, numite

cristalohidrați (vezi pag. 108). Acești compuși au în compoziția lor o anumită cantitate de apă, numită apă de cristalizare. Unii dintre cristalohidrați au denumiri uzuale.

Exemple: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - piatră vânată
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - ghips sau gips
 $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$ - ipsos
 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - sare amară
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - alaun sau piatră acră
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - sodă de rufe
 $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - calaican

Prin încălzire, cristalohidrații pot pierde apa de cristalizare și, uneori, pot să-și modifice și culoarea.

Exemplu: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ este albastru, prin încălzire se deshidratează și trece în CuSO_4 de culoare albă.

Soluțiile apoase ale sărurilor conduc curentul electric (vezi paragraful 10.6).

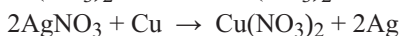
• Proprietăți chimice importante

1. Reacția sărurilor cu metalele mai active decât metalul din compoziția lor.

Sărurile pot reacționa cu metalele care se află în seria reactivității metalelor în fața metalului din compoziția lor, conform schemei generale:



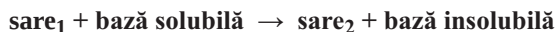
Exemple: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$



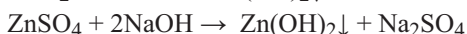
Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor metale.

2. Reacția unor săruri solubile cu bazele solubile

Sărurile solubile ale metalelor care generează baze insolubile reacționează cu bazele solubile conform schemei generale (vezi pag. 321).



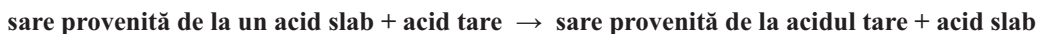
Exemple: $\text{NiCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$



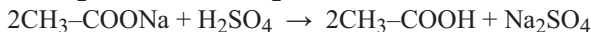
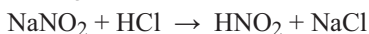
Metalele își păstrează valența în noii compuși.

3. Reacția unor săruri cu acizii

Sărurile reacționează cu acizii mai tari decât acidul de la care provin, conform schemei generale (vezi pag. 328).



Exemple: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

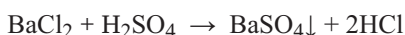


Metalele își păstrează valența în noile săruri.

Unele săruri solubile pot reacționa cu unii acizi, indiferent de tăria lor, dacă din reacție rezultă o sare insolubilă.

Aceste reacții se utilizează pentru identificarea unor acizi.

Exemple: $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$

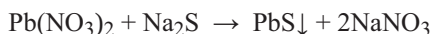
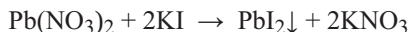
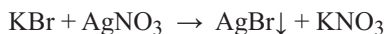
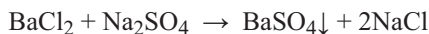
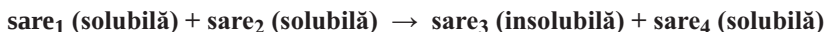


Reacția reprezintă o metodă de obținere a acizilor slabi, a unor gaze (CO_2 , SO_2 , H_2S) și de recunoaștere a unor acizi (HCl , H_2SO_4).



4. Reacția unor săruri cu alte săruri

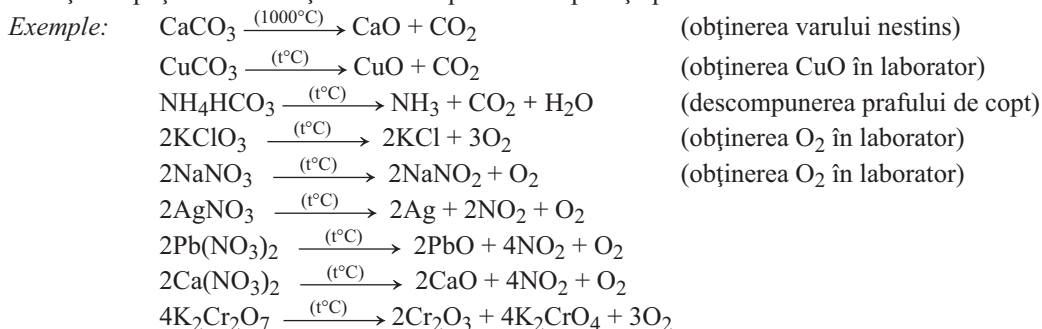
Unele săruri solubile pot reacționa între ele, dacă din reacție se obține o sare insolubilă, conform schemei generale.



Reacția reprezintă o metodă de obținere a unor săruri, de identificare a unor cationi metalici și a unor anioni.

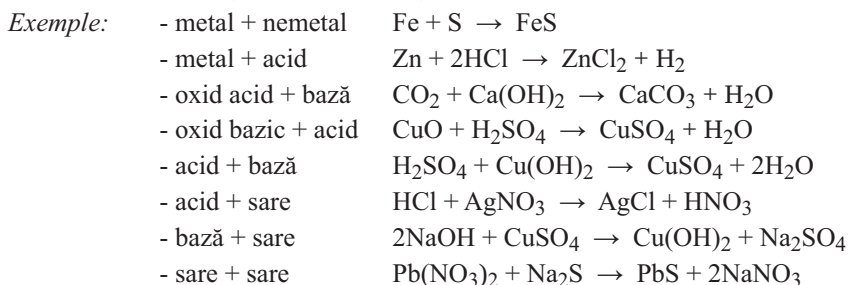
5. Reacția de descompunere a unor săruri

Unele săruri, prin încălzire la temperaturi diferite, se descompun, din reacție rezultând diferiți compuși. Unele reacții de descompunere au aplicații practice.



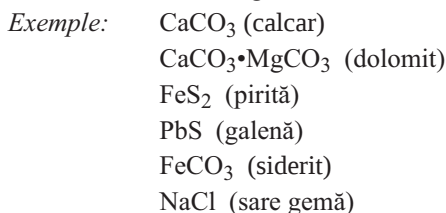
Metode de obținere

Sărurile se obțin din multe reacții chimice.



Stare naturală

Unele săruri se găsesc în natură în stare solidă în roci sau minereuri.



Unele săruri se găsesc dizolvate în apele naturale.

Exemple: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, NaCl , NaBr , KI etc.

Utilizări

Sărurile au multiple utilizări.

NaCl se utilizează în alimentație și industria alimentară, la obținerea unor compuși anorganici (Cl_2 , H_2 , HCl , NaOH , Na_2CO_3).

CaCO_3 (calcarul) se utilizează la obținerea varului în construcții.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (piatră vântată) se utilizează la tratarea unor culturi (viță de vie, legume) împotriva unor boli.

13.5. Produși cu importanță practică ce conțin compuși anorganici

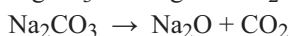
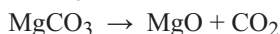
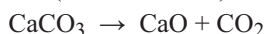
Sticla

La temperatura obișnuită, sticla este un material solid amorf cu următoarele proprietăți:

- este rigidă și nu poate fi deformată;
- este fragilă, se sparge la șocuri mecanice;
- este rezistentă la acțiunea agenților chimici;
- nu conduce curentul electric;
- nu are punct de topire fix, întâi se înmoaie și apoi se topește;
- este transparentă.

Din punct de vedere chimic, sticla obișnuită este un amestec de oxizi cu compoziția: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Uneori poate conține și MgO . Este numită sticlă calcisodică.

Se obține din nisip (SiO_2), calcar (CaCO_3), uneori și dolomit ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), sodă de rufe calcinată (NaCO_3). Materiile prime mărunțite se amestecă și se încălzesc într-un cuptor special la temperaturi înalte (1300 - 1500°C). Carbonații se descompun:



Se obține un amestec de oxizi în stare topită, care prin răcire se solidifică. În sticlă, printre atomii de O și Si, uniți între ei într-o rețea, se află ionii Na^+ și Ca^{2+} .

Sticla se prelucrează înainte de a se solidifica. Se obțin geamuri și alte obiecte (pahare, borcane, sticle, obiecte decorative etc).

Proprietățile sticlei depind de compoziția ei.

Sticla termorezistentă, sticla care rezistă la variații de temperatură, are compoziția: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Se folosește la confecționarea vaselor de laborator și a unor vase de bucătărie, a termometrelor.

Sticla Yena, foarte rezistentă la variații de temperatură, diferă de sticla obișnuită prin adaosuri mici de oxid de aluminiu sau oxid de bor.

Cristalul, care are compoziția: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$, este mai greu și are o transparență aparte. Se utilizează la confecționarea obiectelor deosebite (pahare, vase decorative, candelabre etc).

Fibrele optice, sunt fibre foarte subțiri, confecționate din sticlă de o anumită calitate, care transmit foarte bine lumina. Sunt utilizate în telecomunicații.

Sticla „securit” este rezistentă la șocuri, iar prin spargere se obțin fragmente mici cu colțuri șlefuite. Se obține printr-o prelucrare specială a sticlei obișnuite și se utilizează în special pentru obținerea parbrizelor.



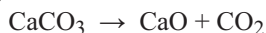
Materiale de construcții

În categoria materialelor de construcții intră multe produse: cărămidă, cărămidă refractară, țiglă, plăci de teracotă, gresie, faianță, var, ciment etc.

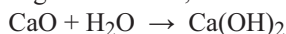
Pentru obținerea acestora se folosesc diferite roci, în special: calcar, nisip și argilă.

Varul

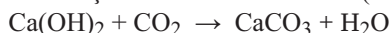
Încălzind calcarul, numit și piatră de var, la peste 900°C în cuptoare speciale se obține varul nestins (CaO).



Prin „stingerea varului”, amestecarea varului nestins cu apă, se obține varul stins (Ca(OH)_2).



Amestecând varul cu apă și cu nisip obținem mortarul. Mortarul este folosit ca liant în zidărie. În prezența dioxidului de carbon din atmosferă, mortarul se întărește și dobândește consistența pietrei pentru că se obține carbonatul de calciu (CaCO_3).



Această ultimă reacție are loc și atunci când se văruiesc pereții.

Cimentul

Astăzi, la obținerea mortarului se folosește cimentul în locul varului stins sau alături de varul stins.

Cimentul este un material sub formă de pulbere care se întărește în contact cu apa și după un anumit timp prezintă consistența pietrei.

Se obține prin încălzirea la temperaturi ridicate a unui amestec de calcar și argilă, urmată, după răcire, de măcinarea materialului la care se adaugă ghips. Uneori se adaugă și alte minerale și după compoziție sunt mai multe varietăți de ciment.

Betonul este mortarul de ciment întărit și armat cu pietriș sau fier. Rețelele de fier sau oțel acoperite cu beton prezintă o rezistență și o durabilitate foarte mare.

Îngrășăminte chimice

Pentru o bună dezvoltare, plantele au nevoie pe lângă lumină solară, dioxid de carbon și apă și de câteva elemente chimice, numite elemente nutritive, dintre care cele mai importante sunt: N, P și K.

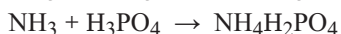
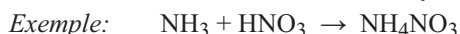
Azotul este necesar în perioada de creștere a plantelor, fosforul intervine în procesul de formare a fructelor și semințelor, iar potasiu este necesar pentru creșterea și dezvoltarea rădăcinilor, a tulpinilor și a frunzelor.

Aceste elemente se află în compoziția substanțelor pe care plantele le iau din sol sub formă de soluții (sevă).

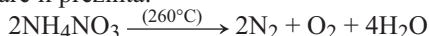
Când solul sărăcește în aceste elemente nutritive, se împrășteie îngrășăminte naturale sau chimice, care readuc în sol substanțe care conțin aceste elemente.

Îngrășămintele chimice sunt, în general, săruri: azotat de amoniu (NH_4NO_3), fosfați de amoniu ($\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$), superfosfați de calciu ($\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ și CaSO_4), clorură de potasiu (KCl) etc.

Unele dintre aceste săruri se obțin în urma unor reacții de neutralizare.



Utilizarea azotatului de amoniu (NH_4NO_3) este îngreunată de pericolul de autoaprindere și explozie pe care îl prezintă.



La alegerea îngrășământului trebuie să se țină seama de natura solului și de plantele cultivate pe acel sol. Excesul de îngrășăminte chimice poate aduce neajunsuri culturilor. Ploile antrenează

îngrășămintele din sol și le transportă în apele de suprafață sau în apele freatice. În unele zone, apa din fântâni are o concentrație periculoasă în azotați. Ajunse în apele de suprafață (râuri, lacuri etc), îngrășămintele chimice determină dezvoltarea exagerată a algelor care consumă oxigenul dizolvat în apă, ducând la moartea peștilor și a celorlalte viețuitoare acvatice.

PROBLEME

13.1. Se consideră schema de reacții chimice:

- 1) $A + B \rightarrow a$
- 2) $b \xrightarrow{(t^{\circ}C)} a + c$
- 3) $c + HCl \rightarrow d + e$
- 4) $c + A \rightarrow f + Cu$
- 5) $f + B \rightarrow a$
- 6) $a + b \rightarrow Na_2CO_3 + e$
- 7) $b + HCl \rightarrow d + e + a$
- 8) $d + h \rightarrow j\downarrow + NaCl$
- 9) $j + HCl \rightarrow d + e$
- 10) $a + e \rightleftharpoons l$

unde A este nemetalul din perioada 2 și grupa 14, iar $Z_B = Z_A + 2$.

a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Identificați reacțiile de oxido-reducere, reacția de neutralizare, reacțiile care evidențiază caracterul de oxid acid al compusului a, reacția care evidențiază caracterul de oxid bazic al compusului c, reacția de precipitare.

13.2. Se consideră schema de reacții chimice:

- 1) $a + b \rightleftharpoons c$
- 2) $c + d \rightarrow e + f$
- 3) $a + d \rightleftharpoons e$
- 4) $e + d \rightarrow g$
- 5) $g + f \rightarrow h + e$
- 6) $h + c \rightarrow i$
- 7) $i \rightarrow a + d + f$
- 8) $Cu + h \rightarrow j + e + f$

unde:

- a este substanța simplă care se găsește în proporția cea mai mare în aer;

- b este elementul chimic cel mai răspândit în Univers;

- d este gazul din aer care întreține viața;

- f este combinația dintre b și d indispensabilă vieții;

- h lasă fenolftaleina incoloră și schimbă în roșu culoarea turnesolului și conține elementul

a cu numărul de oxidare maxim.

a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Identificați reacțiile de combinare, reacția de descompunere, reacțiile redox, reacția redox de disproporționare.

13.3. Se consideră schema de reacții chimice:

- 1) $a + H_2O \xrightarrow{\text{electroliză}} b + c + d$
- 2) $b + c \rightarrow e$
- 3) $N_2 + c \rightleftharpoons f$
- 4) $e + f \rightarrow NH_4Cl$
- 5) $e + d \rightarrow a + H_2O$
- 6) $NH_4Cl + d \rightarrow f + a + H_2O$
- 7) $e + Zn \rightarrow g + c$
- 8) $e + ZnO \rightarrow g + H_2O$
- 9) $e + Zn(OH)_2 \rightarrow g + H_2O$
- 10) $Zn(OH)_2 + d \rightarrow h$
- 11) $b + d \rightarrow NaClO + a$
- 12) $CO_2 + d \rightarrow h + H_2O$
- 13) $h + e \rightarrow a + CO_2 + H_2O$

unde compusul a este o sare care se găsește în depozite subterane și în apa mărilor și a oceanelor.

a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Identificați reacțiile care susțin caracterul amfoter al $Zn(OH)_2$.

c) Identificați reacția care demonstrează că d este o bază mai tare decât f;

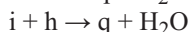
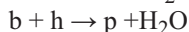
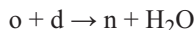
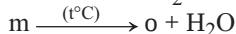
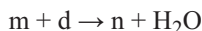
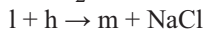
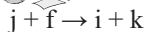
d) Identificați reacția care demonstrează că e este un acid mai tare decât H_2CO_3 .

13.4. Se consideră schema de reacții chimice:

- $$A + O_2 \rightarrow a$$
- $$a + O_2 \xrightarrow{(V_2O_5)} b$$
- $$a + H_2O \rightleftharpoons c$$
- $$b + H_2O \rightarrow d$$
- $$d + BaCl_2 \rightarrow e + f$$
- $$f + AgNO_3 \rightarrow g + HNO_3$$
- $$Na + H_2O \rightarrow h + H_2$$
- $$A + H_2 \rightarrow i$$
- $$A + Fe \rightarrow j$$



APLICAȚII



unde:

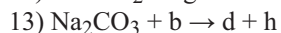
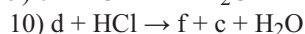
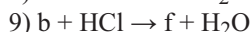
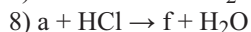
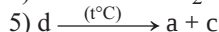
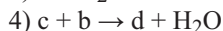
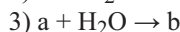
- A este elementul al cărui ion A^{2-} este izoelectronic cu gazul nobil din perioada 3;

- q este un compus ionic ce conține hidrogen.

a) Identificați elementul A și substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Identificați printre compușii anorganici implicați în reacțiile considerate: un oxid de metal, un oxid de nemetal, un oxid acid, un oxid bazic, o bază solubilă, o bază insolubilă, un hidracid, un oxoacid, un acid slab, un acid tare, o sare solubilă, o sare insolubilă, o sare acidă, o sare neutră.

13.5. Se consideră schema de reacții chimice:



unde:

- X este elementul al cărui atom are în învelișul de electroni 8 electroni s și 12 electroni p;

- c este oxidul acid al elementului aflat în tabelul periodic în perioada 2 și grupa 14.

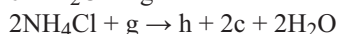
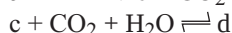
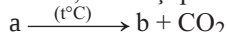
a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Stabiliți clasa de compuși anorganici din care fac parte substanțele: a, b, c, d.

c) Identificați: reacția de obținere în

practică a varului nestins, reacția care are loc la stingerea varului, reacția care are loc la întărirea mortarului, reacția care are loc la obținerea zgurii de furnal, reacția care are loc la dedurizarea apei, reacția care are loc la caustificarea sodei de rufe, reacția care are loc la detartrarea unor obiecte.

13.6. Schema de reacții chimice de mai jos indică etapele procesului industrial de obținere a sodei de rufe (Na_2CO_3) prin procedeul amoniacal, numit și procedeul Solvay.



unde:

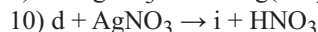
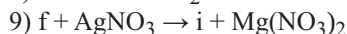
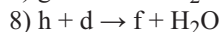
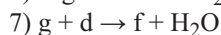
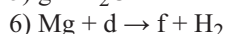
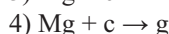
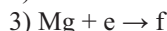
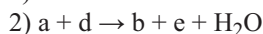
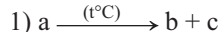
- a este substanța anorganică componentă a calcarului, marmurei, calcitului, aragonitului;

- c este substanță anorganică formată din azot și hidrogen cu masa molară $\mu = 17 \text{ g/mol}$;

- d și f sunt săruri acide.

Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

13.7. Se consideră schema de reacții:



unde:

- a este sarea de potasiu a unui oxoacid al clorului, sare care conține: 31,836% K și 28,979% Cl;

- c și e sunt substanțe simple în stare gazoasă la temperatură și presiune obișnuite;

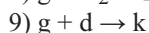
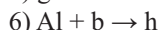
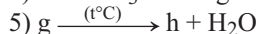
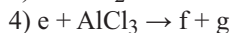
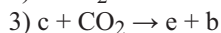
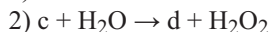
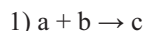
a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Așezați în ordinea creșterii punctelor de topire compușii: f, d, e. Argumentați.

c) Comparați solubilitatea în apă a compuşilor f și i.

d) Indicați importanța practică a reacțiilor: 1, 2, 6, 9, 10.

13.8. Se consideră schema de reacții chimice:



unde:

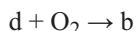
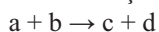
- a este metalul alcalin al cărui ion are pe ultimul strat configurația electronică $2s^2 2p^6$;

a) Identificați substanțele din schemă și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

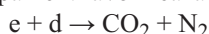
b) Indicați importanța reacției 3 și a reacției 7.

c) Identificați proprietatea compusului g susținută de reacțiile 8 și 9.

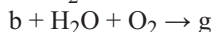
13.9. Gazele de eșapament pot conține pe lângă CO_2 și CO , SO_2 , NO_2 , NO . Între aceste gaze pot avea loc mai multe reacții indicate în schema de reacții:



Catalizatorul din cartușul aflat pe țeava de eșapament favorizează reacția:



Gazele c și b conduc la ploi acide conform reacției:



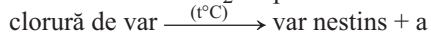
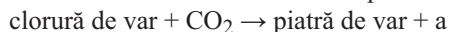
În reacțiile de mai sus, f este oxoacidul care conține 2,04% H, 32,653% S, iar g este oxoacidul care are raportul de masă H:N:O = 1:14:48.

a) Identificați substanțele din reacțiile indicate și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Studiați procesele redox și identificați agenții oxidanți și agenții reducători.

13.10. Procesele chimice indicate mai jos stau la baza obținerii clorurii de var ($CaOCl_2$) și

utilizării ei ca decolorant în industria textilă și în industria hârtiei.



a) Identificați substanța a și scrieți ecuațiile reacțiilor chimice indicate.

b) Clorura de var conține trei specii ionice. Indicați structura clorurii de var.

13.11. În trei cilindri se obține clor prin tratarea unei soluții concentrate de HCl (36,5%) cu MnO_2 (cilindrul 1), $CaOCl_2$ (cilindrul 2), $KClO_3$ (cilindrul 3). Se consideră că reacțiile sunt totale. Din fiecare reacție se obține aceeași cantitate de apă. Dacă reacționează calciu cu toată cantitatea de apă rezultată din cele trei reacții, masa acestei cantități de calciu este de 36g.

a) Determinați masa de agent oxidant din fiecare cilindru.

b) Calculați masa de soluție de HCl consumată în fiecare cilindru.

c) În cilindrul 1 se introduce o bucată de magneziu cu masa de 4,8g. În cilindrul 2 se introduce o bucată de sodiu cu masa de 18,4g, iar în cilindrul 3 se introduce pilitură de fier cu masa de 25,9g. Considerând că se îndeplinesc condițiile necesare reacțiilor și că reacțiile sunt totale, determinați în care cilindru rămâne metal nereacționat.

d) Dacă toată cantitatea de clor obținută în cei trei cilindri ar reacționa cu cantitatea de $Ca(OH)_2$ obținută în una dintre reacțiile indicate, să se calculeze masa de $CaOCl_2$ care s-ar putea obține.

13.12. Un amestec de carbonați neutri are compoziția elementală, exprimată în procente de masă: 9,465% Na, 16,46% Ca, 7,40% C, 62,551% O, 4,115% H. Prin încălzirea unei probe din acest amestec la $1000^\circ C$ timp suficient ca procesele care au loc să fie totale, se degajă o cantitate de gaze care ocupă la $120^\circ C$ și 1 atm un volum de 38,6712 L. Determinați:

a) compoziția amestecului de carbonați;

b) masa probei supusă calcinării;

c) masa reziduului solid obținut;



APLICAȚII

d) cum se pot separa componentele amestecului inițial;

e) reacțiile care au loc la adăugarea de apă peste reziduul solid obținut în urma calcinării.

13.13. Un amestec de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CaS și Zn pulbere reacționează total cu cantitatea stoichiometrică de soluție de HCl de concentrație 36,5%, când se degază din reacție 112 dm^3 (c.n.) amestec de gaze. Amestecul de gaze are $\bar{M}=31,6 \text{ g/mol}$ și conține 40,5% S, procente de masă. Calculați:

a) raportul molar $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2:\text{CaS}:\text{Zn}$ din amestecul inițial;

b) masa amestecului inițial;

c) compoziția în calciu a amestecului inițial, exprimată în procente de masă;

d) masa de soluție de HCl necesară reacției;

e) raportul molar $\text{Ca}^{2+}:\text{Zn}^{2+}:\text{Cl}^-$ din soluția finală.

13.14. Un amestec de carbonat de magneziu (MgCO_3) și sulfat de magneziu (MgSO_4) cu masa de 220g este tratat cu 675g de soluție de HCl de concentrație 29,2%, când sărurile din amestec se consumă total. Din reacție se obține un amestec de gaze ce se caracterizează prin raportul presiunilor parțiale $p_A:p_B = 4:1$, unde A este gazul cu masa molară mai mică și B este gazul cu masa molară mai mare. Determinați:

a) masa de MgCO_3 și masa de MgSO_4 din amestec;

b) masa molară medie a amestecului de săruri;

c) masa de soluție de HCl luată în exces;

d) fracția molară a sării din soluția finală;

e) volumul ocupat de gazele rezultate din reacție la 127°C și 4 atm, dacă la separarea gazelor au loc pierderi de 5%;

f) ce culoare are turnesolul dacă gazele rezultate din reacție sunt barbotate printr-o soluție apoasă albastră de turnesol.

13.15. Într-un mol de atomi dintr-un metal tranzițional X se află: $42,154 \cdot 10^{23}$ electroni s, $72,264 \cdot 10^{23}$ electroni p, $60,22 \cdot 10^{23}$ electroni d. Un amestec de săruri ale metalului X conține 42,78% XSO_4 și 33,153% XCO_3 . Prin încălzirea

acestui amestec la temperaturi ridicate (1000°C) timp îndelungat, masa amestecului scade cu 134g.

a) Identificați metalul X și sărurile XSO_4 și XCO_3 .

b) Calculați masa amestecului supus calcinării.

c) Calculați masa amestecului solid după calcinare.

d) Calculați procentul de masă de metal X din amestecul solid rezultat după calcinare.

13.16. Într-un mol de compus covalent de tipul H_2E se găsesc $108,396 \cdot 10^{23}$ electroni. Identificați compusul H_2E și calculați:

a) compoziția procentuală de masă pentru H_2E ;

b) masa de H_2E care conține $30,11 \cdot 10^{23}$ molecule;

c) masa de H_2E care conține 20 kg de H;

d) masă de element E din 15 mmol de H_2E .

13.17. În 0,5 mol de compus H_2SO_x se află aceeași cantitate de oxigen ca și într-un mol de CO_2 . Identificați compusul H_2SO_x și calculați:

a) raportul de masă H:S:O;

b) numărul de moli de oxigen din 49g de H_2SO_x ;

c) conținutul în oxigen (procente de masă) al compusului H_2SO_x ;

d) numărul de electroni dintr-o moleculă de H_2SO_x ;

e) raportul molar electroni puși în comun: electroni neparticipanți la legătură dintr-o moleculă de H_2SO_x .

13.18. Scrieți ecuațiile reacțiilor de descompunere a compușilor anorganici indicați mai jos și determinați pentru fiecare raportul de masă: compus anorganic descompus : produs sau produși de reacție gazoși la 25°C și 1 atm..

a) carbonatul de amoniu;

b) oxidul de mercur (II);

c) hidroxidul de crom (III);

d) azotatul de sodiu;

e) acidul carbonic;

f) azotatul de argint (I);

g) azotatul de plumb (II).

13.19. Calculați numărul de atomi din:

- 49g de vitriol;
- 7,3g de spirt de sare;
- 34g de piatra iadului;
- 344 mg de ghips;
- 10,7 g de țipirig.

13.20. Determinați:

a) numărul de molecule, numărul de atomi, numărul de electroni, numărul de protoni dintr-un gram de H_2S ;

b) masa de metal aflată în 24g de fosfat monoacid al unui metal divalent ce conține 20% metal;

c) procente de masă de hidrogen și oxigen dintr-o soluție apoasă de NaOH de concentrație 20%;

d) masa de NH_4Cl care conține aceeași cantitate de clor ca și în 15 mmol de $KClO_3$;

e) masa de țipirig (NH_4Cl) de puritate 85,6% ce conține 7g N (impuritățile nu conțin azot);

f) masa de dolomit ($CaCO_3 \cdot NgCO_3$) de puritate 75% ce conține 3,6g C (impuritățile nu conțin carbon);

g) puritatea unei probe de Fe_2O_3 impurificată cu rugină ($FeO(OH)$) ce conține 0,0592% H.

13.21. Identificați:

a) oxidul de plumb ce conține 13,389% O;

b) oxidul de potasiu pentru care masa anionilor corespunzători unui mol de cationi este de 32g;

c) oxidul azotului cu raportul de masă N:O = 7:4;

d) oxidul azotului în care valența azotului este de două ori mai mare decât valența oxigenului și care are masa molară $\mu = 92$ g/mol;

e) oxidul de fier în care la 672 g de cationi corespund 288 g de anioni;

f) oxidul sulfurii pentru care raportul $E_g : E_o = 0,666625$;

h) oxidul manganului în care la $1/3 N_A$ cationi Mn^{2+} corespund $2/3 N_A$ cationi Mn^{3+} .

13.22. Identificați:

a) hidroxidul alcalin în care masa cationilor corespunzători unui mol de anioni HO^- este de 39g;

b) hidroxidul unui metal alcalino-pământos care conține 81,117%, procente de masă, ioni ai metalului;

c) baza de tipul $Me(OH)_x$ știind că 9,9g de bază acceptă $1,2044 \cdot 10^{23}$ protoni (H^+);

d) hidroxidul de fier care are echivalentul gram $E_g = 45$ g;

e) hidroxidul $Me(OH)_x$ cu caracter amfoter, știind că 19,5 g din acest hidroxid reacționează stoichiometric cu 0,75 mol HCl sau cu 10g NaOH formând ionul complex $[Me(OH)_{x+1}]^-$.

13.23. Identificați:

a) hidracidul unui halogen, știind că 16,2g de hidracid cedează $1,2044 \cdot 10^{23}$ protoni;

b) oxoacidul sulfurii care conține 2,439% H și 39,024% S;

c) oxoacidul fosforului (H_xPO_y) despre care se cunosc următoarele informații:

- are un conținut în fosfor de 31,632%, procente de masă;

- 19,6g din oxoacid cedează 0,6 mol de protoni.

d) oxoacidul unui nemetal despre care se cunosc următoarele informații:

- are formula generală H_xEO_y ;

- are $p_{ka} < 1$;

- $3,011 \cdot 10^{23}$ molecule de oxoacid cedează 0,5 mol de protoni (H^+);

- într-un litru de soluție cu pH=2 se află dizolvate 1,26g de oxoacid.

e) oxoacidul unui nemetal despre care se cunosc următoarele informații:

- are formula generală H_xEO_y ;

- este un acid diprotic;

- are un conținut de 19,354% E și 74,419% O, procente de masă.

13.24. Identificați:

a) halogenura de fier despre care se cunosc următoarele informații:

- pentru obținerea unui mol de halogenură de fier în reacția directă dintre halogen și fier se transferă de la fier la halogen 3 mol de electroni;

- are masa molară 296 g/mol.

b) cromatul unui metal monovalent care are masa moleculară reală $551,12 \cdot 10^{-24}$ g;

c) sarea de amoniu cu raportul de masă: N:H:C:O=7:2,5:6:24;



d) sarea despre care se știe că un mol de sare formează la descompunere un mol de oxid de calciu, doi moli de dioxid de azot și o jumătate de mol de dioxigen;

e) sarea despre care se cunosc următoarele informații:

- cationul din sare are sarcina electrică reală $+3,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$ și masa reală $92,96 \cdot 10^{-24} \text{g}$;
- anionul din sare are sarcina electrică reală $-3,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$ și este format din doi atomi identici;
- are masa moleculară relativă 120.

13.25. Calculați:

a) concentrația procentuală de masă a soluției rezultate prin dizolvarea a 18,8g de K_2O în 93,2 g de apă;

b) concentrația procentuală a unei soluții de H_2SO_4 dacă 30g din această soluție reacționează cu aceeași cantitate de CuO ca și 200 mL de soluție de HCl de concentrație 1,5M;

c) volumul (c.n.) ocupat de cantitatea de SO_3 care barbotat prin 168g de apă conduce la o soluție de concentrație 19,6%;

d) masa de soluție de HCl de concentrație 29,2% care reacționează cu un amestec echimolecular de FeO și Fe_2O_3 cu masa de 116g.

13.26. Calculați:

a) masa de soluție de NaOH de concentrație 20% care reacționează cu 179,2 mL (c.n.) de amestec de CO_2 și SO_3 în raport molar $\text{CO}_2:\text{SO}_3 = 3:1$, din reacție rezultând săruri neutre;

b) masa de precipitat separat la amestecarea unei soluții concentrate de CuCl_2 cu 40 mL de soluție de KOH cu $\text{pH}=14$;

c) masa unei probe de NaOH impurificată cu Na_2CO_3 de puritate 94,7% care reacționează cu 493,5 g de soluție de HCl de concentrație 36,5%;

d) puritatea substanței rezultate prin calcinarea unei probe de Ca(OH)_2 cu masa de 50g, de puritate 98%, dacă randamentul reacției de descompunere este de 80%.

13.27. Calculați:

a) masa de acid A care are compoziția

procentuală de masă: 0,995% H, 35,323% Cl, 63,681% O și 6 atomi în moleculă și care conține de 3 ori mai mult clor decât 4 mmol de HCl ;

b) masa unui amestec echimasic de Ag_2O și CuO care reacționează cu 195g de soluție de HNO_3 de concentrație 50,4%;

c) masa de apă ce trebuie adăugată peste 94,4g oleum ce conține H_2SO_4 și SO_3 în raport molar $\text{H}_2\text{SO}_4:\text{SO}_3 = 8:2$ pentru a obține H_2SO_4 pur;

d) masa de apă ce trebuie adăugată peste 400 kg de oleum ce conține 20% SO_3 pentru a obține o soluție de H_2SO_4 de concentrație 98%;

e) raportul de masă $\text{HNO}_3:\text{H}_2\text{SO}_4:\text{H}_2\text{O}$ dintr-un amestec sulfonitric în care raportul molar $\text{HNO}_3:\text{H}_2\text{SO}_4=2:1$ și care conține 75,675% O și 4,054% H.

13.28. Calculați:

a) masa de soluție de H_2SO_4 de concentrație 20% care reacționează cu un amestec echimolecular de CaCO_3 și MgCO_3 care conține 300g ioni carbonat (CO_3^{2-});

b) masa de precipitat care se obține dacă se amestecă 68g de soluție de AgNO_3 de concentrație 5% cu 7,5 mL de soluție de MgCl_2 de concentrație 2M;

c) masa de soluție de HCl de concentrație 29,2% care reacționează cu un amestec echimasic de CuCO_3 și CuO , când din reacție se degajă 13,44 L (c.n.) de CO_2 ;

d) concentrația molară a ionilor clorură (Cl^-) în soluția obținută prin dizolvarea în 500 mL de apă a: 0,05 mol CaCl_2 , 5,85g NaCl și 1,625g FeCl_3 , considerând că la dizolvare nu are loc o variație de volum.

13.29. O bucată de sodiu care este acoperită cu oxid (Na_2O) conține 8% oxigen și are masa de 30g. Bucata de sodiu este introdusă într-un vas în care se află 90,9 g de apă. Calculați:

a) raportul molar $\text{Na}:\text{Na}_2\text{O}$ din bucata de sodiu;

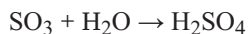
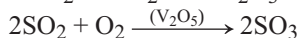
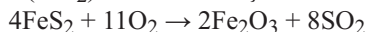
b) concentrația procentuală de masă și concentrația procentuală molară a soluției rezultate;

c) volumul (c.n.) de gaz degajat din reacție;

d) masă de soluție rezultată din reacție

necesară reacției cu 27,2 g de ZnCl_2 până la dizolvarea precipitatului apărut inițial.

13.30. Industrial, acidul sulfuric se obține din pirită (FeS_2) conform ecuațiilor:



Despre acest proces se cunosc informațiile:

- pirită are puritate 96%, iar impuritățile din pirită nu conțin sulf;

- prăjirea piritei are loc cu randament de 95%;

- conversia SO_2 la SO_3 și absorbția SO_3 în soluție de H_2SO_4 de concentrație 98% au loc fără pierderi de gaze;

- din proces s-au obținut 490 kg de oleum ce conține 20% SO_3 , procente de masă.

Calculați:

a) masa piritei introduse în proces;

b) conținutul în sulf (procente de masă) al cenușii de pirită (rezidul solid rezultat din prăjirea piritei);

c) masa de apă ce trebuie adăugată la 49 kg de oleum rezultat din proces pentru a obține o soluție de H_2SO_4 de concentrație 98%;

d) masa de oleum rezultat din proces ce trebuie adăugată la 100 kg de soluție de H_2SO_4 de concentrație 73,5% pentru a obține o soluție de concentrație 98%.

Teste tip



13.31. Un amestec de H_2SO_4 și HNO_3 în raport molar 2:3 conține 544 g O. Referitor la acest amestec nu este corectă afirmația:

a) în amestec se află 392g H_2SO_4 și 378g HNO_3 ;

b) amestecul conține 50,9% H_2SO_4 și 49,09% HNO_3 , procente de masă;

c) amestecul conține 47,058% H_2SO_4 și 52,941% HNO_3 , procente molare;

d) amestecul conține 1,818% H, 16,623% S, 10,909% N, 70,649% O;

e) masa amestecului este de 770g.

13.32. Despre un oxid al fierului se cunosc următoarele informații:

- raportul de masă $\text{Fe}:\text{O} = 21:8$;

- formula chimică a oxidului indică trei cationi și 4 anioni.

Referitor la acest oxid nu este corectă afirmația:

a) este un oxid mixt cu formula chimică Fe_3O_4 ;

b) conține o singură specia cationică Fe^{3+} ;

c) conține doi cationi în raport molar $\text{Fe}^{2+}:\text{Fe}^{3+} = 1:2$;

d) este un oxid bazic;

e) poate fi considerat un amestec de FeO și Fe_2O_3 în raport molar 1:1.

13.33. Se consideră oxizii A și B despre care se cunosc informațiile:

- în A 1g de oxigen se combină cu 1,4375g de sodiu;

- B este format din potasiu și oxigen și conține 54,93% K;

- într-un mol de A se găsește aceeași cantitate de oxigen ca și într-un mol de B;

- diferența între masele lor molare $\mu_A - \mu_B = 7$.

Referitor la acești oxizi nu este corectă afirmația:

a) au formulele chimice Na_2O_2 și KO_2 ;

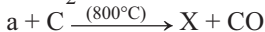
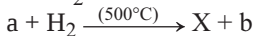
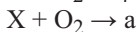
b) Na_2O_2 se numește peroxid de sodiu;

c) KO_2 se numește superoxid de potasiu;

d) ambii compuși se obțin în reacția dintre metalul corespunzător și oxigen;

e) au în structura lor același anion.

13.34. Se consideră schema de reacții:



unde X este elementul care conține în 0,5 mol de atomi un număr de protoni a căror sarcină reală este $+77,0816 \cdot 10^4 \text{C}$.



Referitor la aceste reacții nu este corectă afirmația:

a) nicio reacție nu este o reacție de oxido-reducere;

b) elementul X este sulf;

c) substanța a este SO_2 , iar substanța b este H_2O ;

d) toate reacțiile sunt reacții de oxido-reducere;

e) S , H_2 , C , H_2S sunt agenți reducători, iar H_2SO_4 , O_2 , SO_2 sunt agenți oxidanți.

13.35. Prin arderea unei probe de fosfor alb (P_4) în oxigen se obține un amestec de oxizi cu masa de 78,8g care conține 47,208% P.

Nu este corectă afirmația:

a) raportul molar $\text{P}_4\text{O}_6:\text{P}_4\text{O}_{10}$ din amestecul de oxizi este 1:2;

b) în amestecul de oxizi se află 22g P_4O_6 și 56,8g P_4O_{10} ;

c) în reacție se consumă 37,2g P_4 și 8,96L (c.n.) O_2 ;

d) când amestecul de oxizi reacționează cu apa se obțin doi oxoacizi triprotici;

e) când amestecul de oxizi reacționează cu apa se obțin doi oxoacizi H_3PO_3 și H_3PO_4 .

13.36. Referitor la $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ sunt corecte afirmațiile cu excepția:

a) se poate obține prin barbotarea CO_2 printr-o soluție de NaOH și evaporarea apei prin ușoară încălzire;

b) prin încălzire la temperaturi relativ ridicate se degajă CO_2 și vapori de apă;

c) prin încălzire la temperaturi ridicate se pierde apa de cristalizare și se obține Na_2CO_3 anhidru, numit și sodă calcinată;

d) este o sare solubilă în apă, iar soluția este slab alcalină;

e) este utilizată la dedurizarea apei.

13.37. O probă de azot tehnic cu volumul de 4,48 L (c.n.) care este impurificat cu CO_2 este barbotată prin apă de var (soluție saturată de $\text{Ca}(\text{OH})_2$), când se depun 2g precipitat.

Nu este corectă afirmația:

a) în azotul tehnic raportul molar

$\text{N}_2:\text{CO}_2=9:1$;

b) 1 mol de azot tehnic are masa de 29,6g;

c) proba de azot nu poate fi purificată de CO_2 prin barbotare în apa de var pentru că ambele componente reacționează cu $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

d) în reacție se consumă mai mult de 1234,8g de soluție saturată de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (solubilitatea $\text{Ca}(\text{OH})_2$ la 20°C este de 0,12g/100g apă);

e) proba considerată are masa de 5,48g.

13.38. Se consideră sărurile: NaCl , KI , Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Este corectă afirmația:

a) toate sărurile indicate sunt solubile în apă;

b) în reacția dintre NaCl și AgNO_3 se obține un precipitat galben solubil în apă fierbinte;

c) în reacția dintre KI și $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se obține un precipitat alb;

d) în reacția dintre Na_2SO_4 sau Na_2CO_3 cu $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ se obține un precipitat albastru;

e) nicio reacție dintre aceste săruri nu conduce la precipitate.

13.39. Se consideră substanțele: NaHCO_3 și NH_4Cl . Nu este corectă afirmația:

a) anionul din NaHCO_3 are caracter amfoter;

b) soluțiile apoase ale celor două săruri sunt neutre, au $\text{pH}=7$;

c) anionul din NaHCO_3 și cationul din NH_4Cl fac schimb de protoni cu apa;

d) soluția apoasă de NaHCO_3 are $\text{pH}>7$, iar soluția apoasă de NH_4Cl are $\text{pH}<7$;

e) cationul din NaHCO_3 și anionul din NH_4Cl sunt specii protic inactive.

13.40. Varianta care conține denumirile corecte este:

a) ZnO : oxid de zinc (II), $\text{Al}(\text{OH})_3$: hidroxid de aluminiu (III);

b) Na_2O_2 : peroxid de sodiu; Al_2O_3 : oxid de aluminiu;

c) H_2SO_3 : acid sulfuros; HSO_3^- : hidrogenosulfat;

d) FeCl_3 : clorură de fier (III); NH_4HCO_3 : hidrogenocarbonat de amoniu;

e) sunt corecte variantele b și d.

Teste tip



13.41. Un compus anorganic A, cu compoziția procentuală de masă: 19,166% Na, 0,833% H, 26,666% S și 53,333% O și masa molară $\mu=120$ g/mol, se descompune conform ecuației:



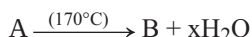
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) compusul A este sulfatul acid de sodiu;

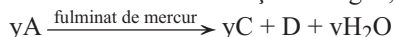
..... b) coeficientul a este 2;

..... c) compusul B are formula chimică $Na_2S_2O_7$ și denumirea piro-sulfat de sodiu.

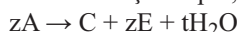
13.42. Un compus anorganic A, care are raportul de masă N:H:O=7:1:12 și masa moleculară relativă $M=80$, se descompune în mai multe moduri în funcție de condițiile de reacție:



unde B este oxidul azotului în care azotul are numărul de oxidare minim față de oxigen;



unde C și D sunt substanțe simple;



unde E este oxidul azotului ce conține 46,666% N.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) $x = y = z$ și $v = t$;

..... b) A este azotatul de amoniu și este folosit ca îngrășământ în agricultură;

..... c) A conține cationul monovalent al unui metal.

13.43. Un amestec de FeO , Fe_2O_3 și Cr_2O_3 cu masa de 2,616 g este amestecat cu 800g de pulbere de aluminiu și încălzit inițial. Amestecul de oxizi are un conținut în fier de 38,532% și raportul molar $Fe_2O_3 : Cr_2O_3 = 1:1$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) amestecul este format din 432g FeO , 960g Fe_2O_3 , 1224g Cr_2O_3 ;

..... b) în amestecul format după reacție se

pot afla cel mult 1008g de fier și 624g de crom;

..... c) în amestecul final se pot afla cel puțin 44g de aluminiu.

13.44. Doi chimiști doresc să determine concentrația unor soluții de $CuSO_4$. Primul ia o probă de soluție de $CuSO_4$ cu masa de 32g, o tratează cu soluție de $BaCl_2$ în exces și obține 9,32g de precipitat. Al doilea ia o probă de soluție de $CuSO_4$, cu masa de 64g, o tratează cu soluție de $NaOH$ în exces și obține 7,84g de precipitat.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) ambii chimiști au lucrat corect;

..... b) cele două soluții analizate nu au aceeași concentrație;

..... c) soluțiile analizate au aceeași concentrație 20%.

13.45. Se consideră compușii anorganici: $Pb(NO_3)_2$, KI , $AgNO_3$, PbI_2 , AgI , $BaCl_2$, $BaSO_4$, Ag_2CrO_4 , $NaOH$, $Ni(OH)_2$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) sunt substanțe solubile în apă: PbI_2 , AgI , $BaSO_4$, Ag_2CrO_4 , $Ni(OH)_2$;

..... b) sunt reactivi în unele reacții de precipitare: $AgNO_3$, $BaCl_2$, $NaOH$;

..... c) sunt solubile în apă: $Pb(NO_3)_2$, KI , $BaCl_2$, $NaOH$.

13.46. Se consideră substanțele: Mg , KOH , $AgNO_3$, Na_2CO_3 , Hg , $BaCl_2$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) $CuCl_2$ reacționează cu: Mg , KOH , $AgNO_3$, Na_2CO_3 ;

..... b) $CuCl_2$ formează precipitate colorate în reacție cu KOH și Na_2CO_3 ;

..... c) $CuCl_2$ reacționează numai cu Hg .

13.47. Se consideră compușii anorganici: NO_2 , P_4O_{10} , H_2SO_4 , HBr , SO_3 , $Ca(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, CuO .

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare



dintre afirmațiile:

..... a) sunt gaze la temperatura de 20°C și presiunea de 1 atm: NO_2 , HBr ;

..... b) sunt substanțe lichide la 20°C și presiunea de 1 atm: H_2SO_4 , SO_3 ;

..... c) sunt solide colorate: P_4O_{10} , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, CuO .

13.48. Se consideră denumirile uzuale: hidroxid feros (A), clorură cuprică (B), oxid cupros (C), clorură mercurioasă (D).

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) compușii indicați au formulele chimice: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (A), CuCl_2 (B); Cu_2O (C), Hg_2Cl_2 (D);

..... b) compușii indicați au formulele chimice: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (A), CuCl_2 (B), CuO (C), HgCl_2 (D);

..... c) denumirile științifice sunt: hidroxid de fier (II), clorură de cupru (II), oxid de cupru (I), clorură de mercur (I).

13.49. Un amestec format din oxidul sulfurii (A) în care sulfurul are numărul de oxidare +4 și din oxidul sulfurii (B) în care sulfurul are numărul de oxidare +6 conține 43,333% S.

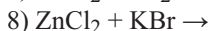
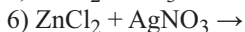
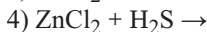
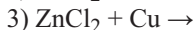
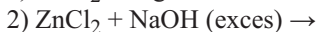
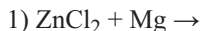
Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) raportul molar A:B=5:8;

..... b) în 96g de amestec se află 1,3 mol de oxizi;

..... c) la dizolvarea în apă a amestecului se formează un singur oxoacid.

13.50. Se consideră reacțiile:



Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) sunt posibile reacțiile: 1, 2, 4, 6, 7;

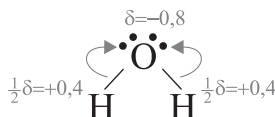
..... b) se formează precipitate în reacțiile: 4, 6, 7;

..... c) nu sunt posibile reacțiile: 1, 3, 4, 8.

Apa este una dintre cele mai importante substanțe chimice: substanță indispensabilă vieții, substanță utilizată zilnic în gospodărie, important agent termic, cel mai utilizat solvent și un important reactiv în chimie. Se găsește pe Pământ în toate stările de agregare.

14.1. Structură. Caracterizare generală

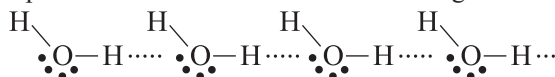
• Apa are formula moleculară H_2O . În molecula de apă, atomul de oxigen hibridizat sp^3 este legat covalent polar de doi atomi de hidrogen prin două legături σ . Atomul de oxigen are doi orbitali hibridi sp^3 dielectronici.



În molecula de apă, lungimea unei legături σ O–H este de circa $1\text{\AA}$, iar unghiul dintre cele două covalențe este de $104,5^\circ$. Ambele legături O–H sunt polare și molecula de apă este polară ($\mu=1,84D$).

În stare solidă și lichidă între moleculele apei se stabilesc: forțe de dispersie, forțe dipol - dipol și legături de hidrogen.

În stare lichidă, fiecare moleculă de apă este implicată în două legături de hidrogen, cu un atom de hidrogen și cu o pereche de electroni de la atomul de oxigen.



Din această cauză, apa are un punct de fierbere ridicat ($+100^\circ C$).

În apă solidă (în gheață), se stabilește un număr de legături de hidrogen aproape dublu față de apă lichidă. Fiecare moleculă de apă din gheață este unită de alte patru molecule vecine prin patru legături de hidrogen. Două legături de hidrogen sunt realizate prin intermediul atomilor de hidrogen, iar celelalte două prin intermediul perechilor de electroni de la atomul de oxigen. Astfel, fiecare atom de oxigen este înconjurat de patru atomi de hidrogen, doi mai apropiați și doi mai îndepărtați. Orientarea este asimetrică și aproape tetraedrică.

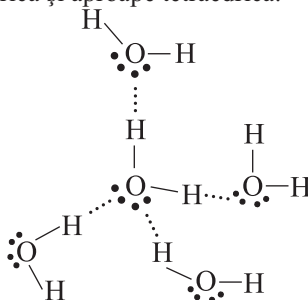


Figura 14.1. Legăturile de hidrogen din gheață



Din cauza acestui aranjament al moleculelor de apă, gheața are o structură afânată (cu goluri), cu geometrie hexagonală (vezi figura 3.12, pag. 83)

Realizarea numărului dublu de legături de hidrogen începe de la temperatura de $+4^{\circ}\text{C}$. Moleculele de apă încep să se distanțeze între ele și să se aranjeze astfel încât să permită realizarea celor patru legături de hidrogen pentru fiecare moleculă de apă. Din această cauză, pe măsură ce temperatura scade între $+4^{\circ}\text{C}$ și 0°C , volumul apei se mărește treptat. De aceea, gheața are densitatea mai mică decât a apei lichide ($\rho_{\text{gheață}} = 0,917\text{g/cm}^3$) și plutește deasupra apei. Apa cu temperatura de $+4^{\circ}\text{C}$ are densitatea cea mai mare ($\rho = 1\text{g/cm}^3$).

Această structură a gheții explică și punctul de fierbere ridicat al apei (0°C). În tabelul 14.2. sunt indicate valorile unor constante fizice ale apei.

Tabelul 14.2.

Constanta	Valoarea
punctul de topire	0°C (273K)
punctul de fierbere	$+100^{\circ}\text{C}$ (373K)
densitatea la $+4^{\circ}\text{C}$	1 g/cm^3
densitatea la 25°C	$0,9971\text{ g/cm}^3$
densitatea gheții	$0,917\text{ g/cm}^3$
entalpia molară de topire (273K)	$6,01\text{ kJ/mol}$
entalpia molară de vaporizare (373K)	$40,65\text{ kJ/mol}$

Peste temperatura de $+4^{\circ}\text{C}$, densitatea apei scade odată cu mărirea volumului prin încălzire (dilatare). La topirea gheții circa 15% dintre legăturile de hidrogen se rup, iar la 40°C , aproximativ 50%.

- Apa este un solvent polar. În apă se pot dizolva: substanțe ionice (ex: NaCl, NaOH), substanțe cu molecule polare (ex: HCl, NH_3), substanțe care au moleculele asociate prin legături de hidrogen (ex: alcool etilic, zahăr) sau substanțe care pot forma cu moleculele apei legături de hidrogen (ex: acetona) (vezi pag. 82).

- Apa este un amfolit acido - bazic. În molecula de apă, legăturile O-H sunt polare și molecula de apă poate ceda un proton (H^+) și se comportă ca un acid. În același timp, atomul de oxigen din molecula de apă are două perechi de electroni neparticipanți la legătură și poate fixa covalent coordinativ un proton (H^+) și molecula de apă se comportă ca o bază.

Echilibrul:



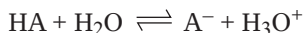
care se stabilește între moleculele de apă și ionii H_3O^+ și HO^- este caracterizat de constanta de echilibru:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{HO}^-]$$

numită produsul ionic al apei, a cărei valoare este $10^{-14}\text{ mol}^2/\text{L}^2$ la 25°C (vezi pag. 137).

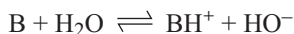
În apa pură și în soluțiile neutre concentrațiile molare ale ionilor H_3O^+ și HO^- sunt egale: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7}\text{ mol/L}$ și pH-ul este 7.

La dizolvarea în apă, acizii cedează apei protoni:



În soluții acide, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$ sau $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}\text{ mol/L}$ și $[\text{HO}^-] < 10^{-7}\text{ mol/L}$ și $\text{pH} < 7$.

La dizolvarea în apă, bazele acceptă de la apă protoni:



În soluții bazice, $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$ sau $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ și $[\text{HO}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ și $\text{pH} > 7$.

Apa poate face schimb de protoni și cu anionii sau cationii unor săruri, reacții numite reacții de hidroliză (vezi paragraful 7.8).

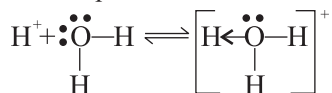
Exemple: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{HO}^-$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

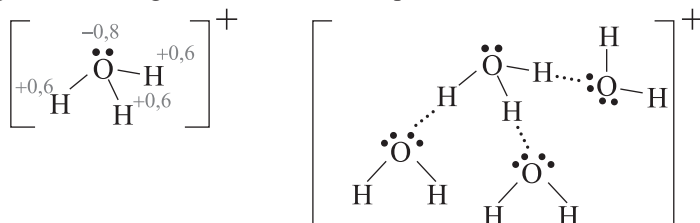
• Apa realizează interacțiuni (dipol - dipol, ion - dipol, legături de hidrogen) sau legături covalente coordinative mai puternice sau mai slabe cu ionii metalici sau alți ioni și alte molecule din soluție.

Ionii metalelor alcaline și alcalino - pământoase sunt hidratați în soluție apoasă ($\text{Na}^+ \cdot x\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}^{2+} \cdot x\text{H}_2\text{O}$), între acești ioni și moleculele de apă se stabilesc interacțiuni ion - dipol. Cu cât raza este mai mică, numărul de molecule de apă care hidratează ionul este mai mare. Alți cationi metalici, în special cationii metalelor tranziționale, stabilesc legături covalente coordinative cu apa și formează aquacationi: $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, $[\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ etc.

Ionul de hidroniu se formează prin fixarea unui proton printr-o legătură covalentă coordinativă de atomul de oxigen dintr-o moleculă de apă.

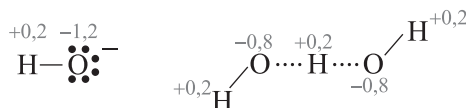


În ionul H_3O^+ , fiecare atom de hidrogen poartă o sarcină fracționară pozitivă ce favorizează realizarea de legături de hidrogen cu moleculele de apă.



Ionul H_3O^+ poate fi hidratat cu un număr diferit de molecule de apă, formând hidrați de forma $[\text{H}(\text{OH}_2)_n]^+$, ca de exemplu: $[\text{H}_5\text{O}_2]^+$ sau $[\text{H}_9\text{O}_4]^+$.

Ionul hidroxid (HO^-) este asociat cu o moleculă de apă și are loc o redistribuire a sarcinilor fracționare.



Anionii (A^{n-}) se hidratează cu mai puține molecule de apă decât cationii.

Tendința ionilor de a forma hidrați este mai accentuată dacă sarcina ionului este mai mare, dacă raza ionului este mai mică, dacă numărul de electroni periferici este mai mare.

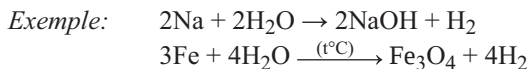
Apa de cristalizare din cristalohidrați ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ etc) este parte integrantă a structurii cristaline a acestor compuși. În structura cristalului $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, ionul Cu^{2+} este înconjurat de șase atomi de oxigen, dintre care patru aparțin la patru molecule de apă și doi aparțin la doi ioni sulfat (SO_4^{2-}). A cincea moleculă de apă formează legături de hidrogen cu alte molecule de apă și cu ionii SO_4^{2-} . Această structură este confirmată de comportarea la încălzire a $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Între 90° - 150°C , se pierde patru molecule de apă și la 200° - 275°C se pierde și a cincea moleculă de apă care este mai puternic legată. Apa de cristalizare nu se poate diferenția în soluție de apa de dizolvare.



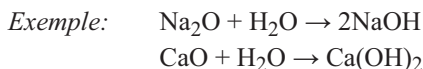
14.2. Proprietăți chimice importante

Apa este un reactiv important. Apa reacționează cu:

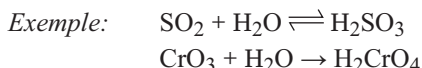
- metale aflate în fața hidrogenului în seria reactivității metalelor;



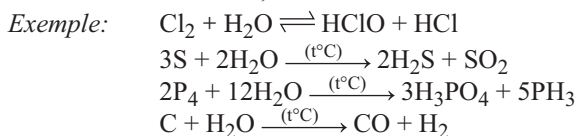
- unii oxizi bazici;



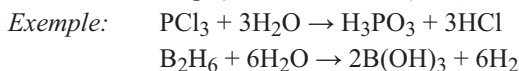
- oxizii acizi;



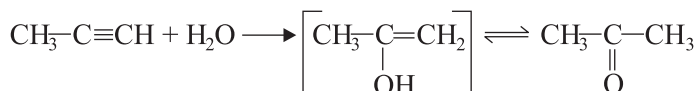
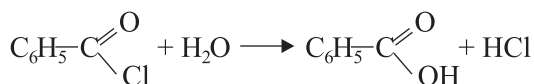
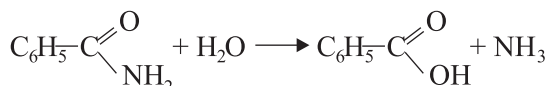
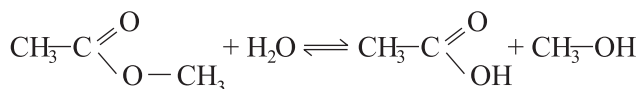
- unele nemetale;



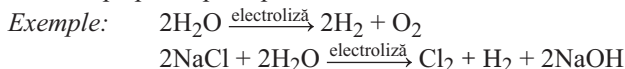
- unii compuși ai nemetalelor (reacții de hidroliză);



- unii compuși organici în condiții specifice (hidroliza compușilor halogenați, a esterilor, a amidelor, a nitrililor, a clorurilor acide, adiția apei la alchene, alchine etc).



Apa participă la procesele redox din unele electrolize (vezi pag. 222 - 225).



14.3. Apa potabilă

Apa potabilă (apa bună de băut) este un amestec incolor lichid format din: apă, săruri minerale, aer în cantitate mică.

Principalele proprietăți ale apei potabile sunt:

- să fie limpede, să nu conțină suspensii solide;
- să fie puțin mineralizată, circa 0,5 g/L;
- să nu aibă miros;
- să aibă un gust plăcut;
- să nu conțină substanțe organice;
- să nu conțină germenii patogeni;
- să aibă temperatura în jur de 15°C.

14.4. Apa dură

Apele naturale conțin cantități variabile din diferite săruri.

Apa dură este apa care are un conținut ridicat în ioni Ca^{2+} și Mg^{2+} .

Duritatea apei este:

- duritatea temporară (D_t) - datorată carbonaților acizi de calciu și magneziu ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$);

- duritatea permanentă (D_p) - datorată celorlalte săruri de calciu și magneziu (cloruri, sulfați).

Suma celor două durități reprezintă duritatea totală ($D_T = D_t + D_p$). Se exprimă în grade.

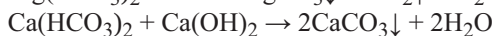
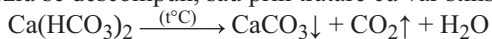
Un grad de duritate (german) corespunde unei cantități de 10 mg CaO la 1L de apă. Apele sunt clasificate după duritatea lor astfel:

Duritatea	0 – 4	4 – 8	8 – 15	15 – 30	>30
Ape	foarte moi	moi	semidure	dure	foarte dure

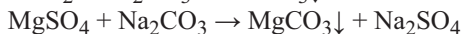
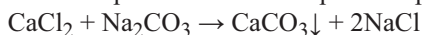
Utilizarea apei dure are o serie de inconveniente. Apa dură nu face spumă cu săpunul, „îneacă” rufe la spălat, întărește legumele la fiert, depune piatră în interiorul conductelor și al caloriferelor care împiedică transferul de căldură.

Pentru dedurizarea apei se folosesc mai multe metode.

Duritatea temporară se poate îndepărta prin fierberea apei, când carbonații acizi de calciu și magneziu se descompun, sau prin tratare cu var stins ($\text{Ca}(\text{OH})_2$).



Duritatea permanentă se îndepărtează prin tratare cu sodă de rufe (Na_2CO_3).



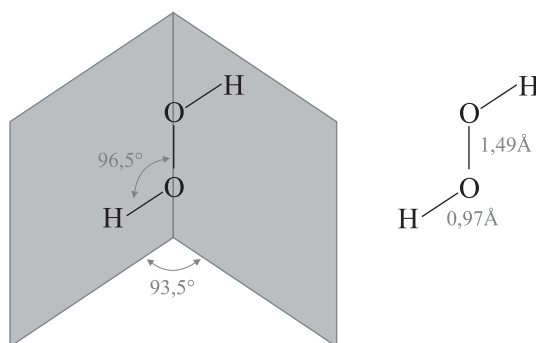
De fiecare dată, precipită CaCO_3 și MgCO_3 .

În unele situații, se folosesc schimbători de ioni, rășini care rețin ionii Ca^{2+} și Mg^{2+} și eliberează în soluție ioni Na^+ , sau alți agenți de dedurizare. Polifosfații complexează ionii Ca^{2+} și Mg^{2+} .

14.5. Apa oxigenată sau peroxidul de hidrogen (H_2O_2)

• În molecula apei oxigenate există o legătură σ O–O (legătură peroxidică) și două legături covalente σ polare O–H. Structura moleculei H_2O_2 este redată în schema 14.3.

Schema 14.3. Structura moleculei H_2O_2





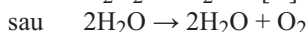
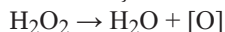
REȚINEȚI

Molecula apei oxigenate este polară ($\mu=1,57D$).

În stare pură, apa oxigenată este un lichid vâscos, albastru deschis. Se solidifică la $-0,55^{\circ}C$ și fierbe la $+151,8^{\circ}C$ cu descompunere. Moleculele apei oxigenate sunt asociate prin legături de hidrogen, mai puternice decât cele din apă.

Soluția apoasă mai concentrată (circa 30%) de apă oxigenată se numește perhidrol.

- Pură sau în soluție concentrată, apa oxigenată se descompune în apă și oxigen.

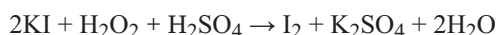
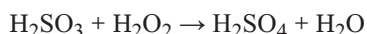
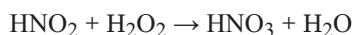
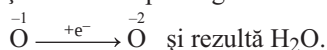


Descompunerea este favorizată de prezența luminii și de aceea apa oxigenată se păstrează la întuneric în vase închise la culoare.

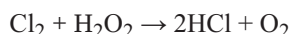
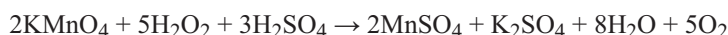
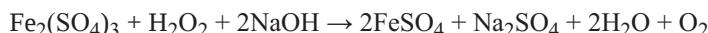
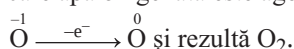
Reacția este accelerată în prezența unor catalizatori (MnO_2) sau biocatalizatori (catalaza din sânge).

• În apa oxigenată, oxigenul are numărul de oxidare -1, intermediar între celelalte două numere de oxidare ale oxigenului (-2 și 0). De aceea, apa oxigenată poate fi și agent oxidant și agent reducător.

În reacțiile în care apa oxigenată este agent oxidant, are loc procesul de reducere:



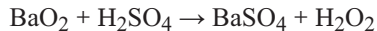
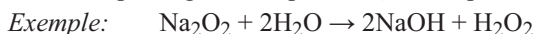
În reacțiile în care apa oxigenată este agent reducător, are loc procesul de oxidare:



- Apa oxigenată are caracter slab acid.



- Apa oxigenată se poate obține din peroxizi sau superoxizi în reacție cu apa sau acizii.



• Apa oxigenată este utilizată ca agent de înălbire, la prepararea peroxizilor organici, în farmacie la prepararea unor soluții dezinfectante.

PROBLEME

14.1. Calculați:

a) compoziția procentuală de masă a apei (H_2O);

b) compoziția procentuală de masă a apei oxigenate (H_2O_2);

c) concentrația molară a apei pure (la 20°C $\rho_{\text{H}_2\text{O}}=0,99983 \text{ g/cm}^3$);

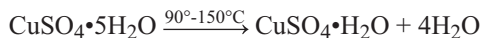
d) constanta de echilibru (K_C) la 25°C pentru echilibrul de ionizare al apei:



cunoscând $K_W=10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ și considerând constantă concentrația apei;

e) concentrația molară a soluției apoase de apă oxigenată de concentrație 5% considerând densitatea soluției $\rho=1 \text{ g/cm}^3$.

14.2. Se consideră deshidratarea:



Calculați:

a) conținutul în apă, procente de masă, pentru $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

b) scăderea masei $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, exprimată procentual.

14.3. Pentru determinarea durității unei probe de apă ce conține ioni Ca^{2+} , se iau 250 mL de apă, se fierbe apa, se filtrează și se cântărește precipitatul (m_1). Se adaugă apoi soluție de Na_2CO_3 , se separă și se cântărește precipitatul rezultat (m_2). Știind că $m_1=10 \text{ mg}$ și $m_2=15 \text{ mg}$, calculați duritatea apei, exprimată în grade germane.

14.4. Pentru dedurizarea unei probe de apă dură s-a procedat în felul următor:

- s-a încălzit aproape de fierbere o probă de apă cu volumul de 0,5 L, s-a separat precipitatul

obținut, s-a analizat prin metode fizico - chimice și s-a găsit că era format din 12,5 mg CaCO_3 și 6,3 mg MgCO_3 ;

- proba de apă obținută după filtrare a fost tratată cu soluție de Na_2CO_3 , s-a separat precipitatul obținut, s-a analizat și s-a găsit că era format din 31,25 mg CaCO_3 și 15,75 mg MgCO_3 .

Considerând că reacțiile au fost totale și că operațiile de separare nu au generat pierderi, calculați:

a) raportul molar $\text{Ca}^{2+}:\text{Mg}^{2+}$ din proba de apă analizată;

b) duritatea temporară, duritatea permanentă și duritatea totală a apei analizate (1 grad corespunde unei cantități 0,1785 mmol CaO sau MgO aflate într-un litru de apă dură);

c) concentrația molară a ionilor Ca^{2+} și Mg^{2+} în apa analizată.

14.5. O probă de soluție de apă oxigenată cu volumul de 10 cm^3 este titrată cu soluție de KMnO_4 cu concentrația 0,2M și factor de corecție 0,9836 în prezență de H_2SO_4 , când se consumă 61 mL de soluție de KMnO_4 .

Calculați:

a) concentrația molară a soluției de apă oxigenată analizată;

b) masa de H_2SO_4 consumată în reacție.

14.6. O probă de soluție de apă oxigenată cu volumul de 25 cm^3 este tratată cu KI și H_2SO_4 în exces și apoi titrată cu soluție de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentrație 4M când se consumă 100 cm^3 de soluție de tiosulfat de sodiu.

Calculați concentrația molară a soluției de apă oxigenată și indicați rolul apei oxigenate.

Teste tip



14.7. În soluții apoase, ionul H_3O^+ poate fi hidratat cu trei molecule de apă formând ionul H_9O_4^+ , iar ionul HO^- este hidratat cu o moleculă de apă formând ionul H_3O_2^- . Echilibrul de ionizare a apei poate fi redat de ecuațiile:

- $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$;
- $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}^-$;
- $6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_9\text{O}_4^+ + \text{H}_3\text{O}_2^-$;
- sunt corecte variantele a, b, c;
- nicio variantă nu este corectă.



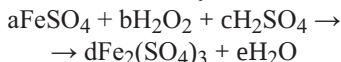
14.8. Nu este corectă afirmația:

- a) în apă, legăturile covalente O–H sunt mai scurte decât legăturile de hidrogen $\text{H} \cdots \text{O} \angle$;
- b) în gheață, fiecare moleculă de apă este asociată prin legături de hidrogen cu mai puține molecule de apă decât în apa lichidă;
- c) gheața are o structură afănată cu geometrie hexagonală;
- d) în gheață distanțele dintre molecule sunt mai mari decât în apa lichidă;
- e) într-un gram de gheață se află același număr de molecule ca și într-un gram de apă lichidă.

14.9. Nu este corectă afirmația:

- a) în moleculele de apă și în moleculele de peroxid de hidrogen, atomii de oxigen sunt hibridizați sp^3 ;
- b) moleculele de apă oxigenată sunt asociate între ele prin legături de hidrogen mai puternice decât cele stabilite între moleculele de apă, deoarece legăturile covalente O–H din H_2O_2 sunt mai polare decât legăturile covalente O–H din apă;
- c) moleculele de apă oxigenată sunt nepolare deoarece vectorii moment de dipol asociați legăturilor covalente polare O–H sunt coliniari și de sens opus;
- d) în moleculele de apă oxigenată, numărul de oxidare al oxigenului este mai mare decât numărul de oxidare al oxigenului din moleculele de apă;
- e) apa oxigenată poate fi și agent oxidant și agent reducător.

14.10. Se consideră reacția:



Referitor la această reacție sunt corecte afirmațiile cu excepția:

- a) apa oxigenată funcționează ca agent reducător;
- b) apa oxigenată funcționează ca agent oxidant;
- c) coeficienții din ecuația considerată sunt: $a=e=2$, $b=c=d=1$;

d) pentru oxidarea a 15,2 mg FeSO_4 sunt necesari minimum 0,05 mmol H_2O_2 ;

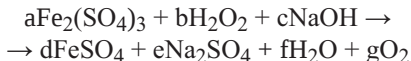
e) pentru oxidarea a 15,2 mg FeSO_4 sunt transferați de la agentul reducător la agentul oxidant $60,22 \cdot 10^{18}$ electroni.

14.11. O probă de apă se răcește de la $+4^\circ\text{C}$ la 0°C până când toată cantitatea de apă s-a solidificat ($\rho_{\text{apă la } +4^\circ\text{C}} = 1 \text{ g/cm}^3$, $\rho_{\text{gheață}} = 0,917 \text{ g/cm}^3$).

Referitor la acest proces, nu este corectă afirmația:

- a) volumul probei a crescut cu 9,05%;
- b) între moleculele de apă din proba de apă solidificată există un număr mai mare de legături de hidrogen decât numărul de legături de hidrogen stabilite între moleculele de apă lichidă;
- c) volumul probei a crescut de circa 1,09 ori
- d) distanțele dintre moleculele de apă s-au micșorat;
- e) masa probei a rămas aceeași.

14.12. Se consideră reacția:



Referitor la această reacție este corectă afirmația:

- a) apa oxigenată funcționează ca agent oxidant;
- b) coeficienții din ecuația reacției sunt: $a=b=e=g=2$ și $c=d=f=1$;
- c) dacă din reacție se degajă 0,5 mol de O_2 , în reacție s-au consumat 17g H_2O_2 , 40g NaOH și 200g $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
- d) procesul de oxidare este: $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}} + e^-$;
- e) procesul de reducere este: $\overset{+2}{\text{O}_2} + 2e^- \rightarrow \overset{-1}{2\text{O}}$.

Teste tip

B

14.13. Considerând cei trei izotopi ai hidrogenului: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}=\text{D}$, ${}^3_1\text{H}=\text{T}$ și izotopul ${}^{16}_8\text{O}$, pot exista mai multe molecule de apă diferite între ele.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) moleculele de apă pot avea una dintre compozițiile: H_2O , D_2O , T_2O , HDO , HTO , DTO ;

..... b) într-o moleculă de apă se află un număr de neutroni egal cu unul dintre numerele: 8, 9, 10, 11, 14;

..... c) în fiecare dintre moleculele de apă considerate se află 10 protoni și 10 electroni.

14.14. Considerând cei trei izotopi naturali ai oxigenului: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ și izotopul cel mai răspândit al hidrogenului ${}^1_1\text{H}$, pot exista mai multe molecule de apă oxigenată diferite între ele.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) pot exista șase molecule diferite de apă oxigenată;

..... b) în toate moleculele de apă oxigenată se află același număr de neutroni;

..... c) în moleculele de apă oxigenată considerate se află un număr diferit de protoni și electroni în funcție de compoziția moleculei.

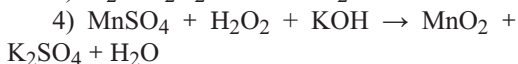
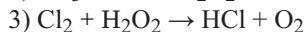
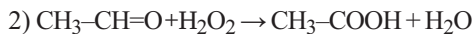
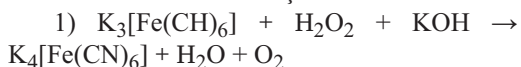
14.15. În 90 g de apă s-au dizolvat 0,5 mol de apă oxigenată. Considerând că în compoziția acestor molecule nu se află decât izotopii ${}^1_1\text{H}$ și ${}^{16}_8\text{O}$, apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în 107 g de soluție se află $355,298 \cdot 10^{23}$ protoni și $355,298 \cdot 10^{23}$ electroni;

..... b) în 107 g de soluție se află $289,056 \cdot 10^{23}$ neutroni;

..... c) concentrația procentuală molară a soluției este 9,09%.

14.16. Se consideră reacțiile redox:



Studiați procesele de oxidare și reducere din aceste reacții și egalați ecuațiile lor chimice.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) în reacțiile 1 și 3, apa oxigenată este agent reducător;

..... b) în reacțiile 2 și 4, apa oxigenată se oxidează la oxigen molecular;

..... c) în reacțiile 2 și 4, apa oxigenată este agent oxidant.

14.17. În molecula de apă, unghiul dintre legăturile O–H este de $104,5^\circ$. Momentul de dipol al moleculei de apă este 1,84D.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) momentul de dipol al unei legături O–H din molecula de apă este de circa 1,5D;

..... b) din informațiile indicate nu se poate calcula momentul de dipol al legăturii O–H din molecula de apă;

..... c) momentul de dipol al unei legături O–H din molecula de apă este mai mic de 1,84D.

14.18. Apa grea are formula moleculară D_2O , unde D este deuteriu, izotopul ${}^2_1\text{H}$. Apa grea este utilizată ca moderator în reactoarele nucleare. Are punctul de topire $+3,8^\circ\text{C}$, punctul de fierbere $+101,4^\circ\text{C}$ și densitatea maximă $\rho=1,105 \text{ g/cm}^3$ la temperatura $+11^\circ\text{C}$.

Apreciați ca fiind adevărată sau falsă fiecare dintre afirmațiile:

..... a) masa moleculară relativă a apei grele este 20;

..... b) o moleculă de D_2O diferă de o moleculă H_2O prin numărul de neutroni;

..... c) într-un litru de D_2O cu temperatura de 284K se află $332,7155 \cdot 10^{23}$ molecule D_2O .



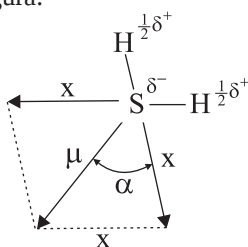
15

Alte probleme

15.1. Molecula acidului sulfhidric (H_2S) este o moleculă polară caracterizată prin momentul de dipol $\mu=1,088\text{D}$. Știind că unghiul dintre covalențele H-S este de 92°C , calculați momentul de dipol al legăturii covalente H-S, exprimată în D și C·m. ($1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$)

Rezolvare:

Din figura:



unde $\mu=1,088\text{D}$, $\alpha=92:2=46^\circ$, folosind teorema lui Pitagora generalizată rezultă:

$$x^2 = \mu^2 + x^2 - 2x\mu \cos \alpha$$

$$2x\mu \cos \alpha = \mu^2$$

$$2x \cos \alpha = \mu$$

$$x = \frac{\mu}{2 \cos \alpha} = \frac{1,088}{2 \cdot 0,6946} = 0,783\text{D sau}$$

$$x = \mu_{\text{HS}} = 0,783 \cdot 3,33 \cdot 10^{-30} = 2,61 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$$

15.2. În molecula dimetileterului (CH_3OCH_3) în stare gazoasă, unghiul dintre covalențele C-O este de 110° și momentul de dipol al legăturii covalente polare C-O este $\mu=3,745 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$. Calculați momentul de dipol al moleculei de dimetileter, exprimat în D.

15.3. În molecula acidului clorhidric (HCl), lungimea legăturii H-Cl este de $1,275\text{Å}$ ($1\text{Å}=10^{-10}\text{m}$), iar momentul de dipol al moleculei HCl este $\mu=1,11\text{D}$. Calculați sarcina electrică δ ($\text{H}^{\delta+}\text{-Cl}^{\delta-}$), exprimată în C și ca valoare relativă ($q_p=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$).

15.4. Despre molecula fosgenului (COCl_2) și molecula formaldehidei ($\text{CH}_2=\text{O}$) se cunosc:

- formulele structurale:



- momentele de dipol: $\mu_{\text{C-Cl}}=1,5\text{D}$, $\mu_{\text{C=O}}=2,3\text{D}$, $\mu_{\text{CH}_2\text{O}}=2,7\text{D}$.

Calculați:

a) momentul de dipol al moleculei de fosgen;

b) momentul de dipol al legăturii C-H.

Indicație: se adună vectorial momentele de dipol ale legăturilor C-Cl și momentul de dipol rezultat se adună vectorial cu momentul de dipol al legăturii C=O.

15.5. În procesul de obținere a clorurii de sodiu din sodiu și clor în condiții standard au loc mai multe procese, unele exoterme, altele endoterme:

- sublimarea sodiului solid, proces endoterm caracterizat prin entalpia molară de sublimare (ΔH_1);

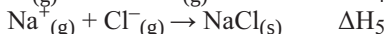
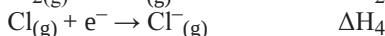
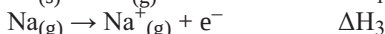
- scindarea legăturii Cl-Cl din molecula Cl_2 , proces endoterm caracterizat prin entalpia molară de disociere (ΔH_2);

- ionizarea atomilor de sodiu la ioni Na^+ , proces endoterm caracterizat prin energia de ionizare (ΔH_3);

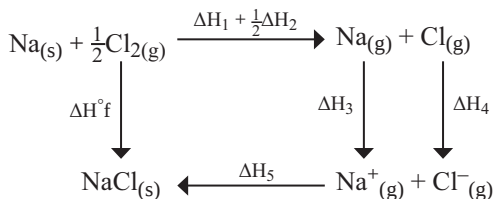
- ionizarea atomilor de clor la ioni Cl^- , proces exoterm caracterizat prin afinitatea pentru electroni (ΔH_4);

- așezarea ordonată a ionilor Na^+ și Cl^- în rețeaua clorurii de sodiu și stabilirea interacțiunilor electrostatice între ei, proces exoterm caracterizat prin energia de rețea (ΔH_5).

Aceste procese pot fi redată simplu prin ecuațiile:



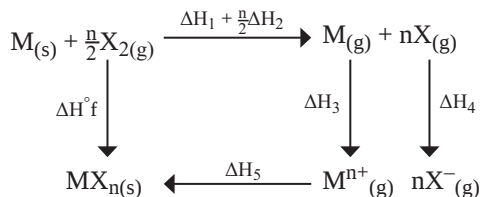
și pot fi introduse într-o schemă numită ciclul Born - Haber:



Aplicând legea lui Hess, entalpia molară de formare standard pentru NaCl ΔH°_f se poate calcula însumând algebric entalpiile implicate în procesele indicate.

$$\Delta H^\circ_f = \Delta H_1 + \frac{1}{2}\Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

Pentru un mol de halogenură MX_n , ciclul Born - Haber poate fi reprezentat astfel:



unde: ΔH_1 = energia de sublimare a metalului (kJ/mol)

ΔH_2 = energia de disociere a moleculelor X_2 (kJ/mol)

ΔH_3 = energia de ionizare ($\Delta H_3 = E_1 + E_2 + \dots + E_n$) (kJ/mol)

ΔH_4 = afinitatea pentru electroni (kJ/mol)

ΔH_5 = energia de rețea (kJ/mol)

ΔH°_f = entalpia molară de formare standard (kJ/mol)

Analizați informațiile de mai sus și calculați:

a) entalpia molară de formare standard (ΔH°_f) pentru MgCl_2 , cunoscând:

- energia de sublimare pentru Mg ($\Delta H_1 = +146$ kJ/mol);

- energia de ionizare pentru Mg ($E_1 = 737,7$ kJ/mol, $E_2 = 1451$ kJ/mol);

- energia de disociere pentru Cl_2 ($\Delta H_2 = +242$ kJ/mol);

- afinitatea pentru electroni pentru Cl ($\Delta H_4 = -349$ kJ/mol);

- energia de rețea pentru MgCl_2 ($\Delta H_5 = -2520$ kJ/mol).

b) energia de rețea pentru CsF, cunoscând:

- energia de sublimare pentru Cs ($\Delta H_1 = +78$ kJ/mol);

- energia de ionizare pentru Cs ($E_1 = +375,7$ kJ/mol);

- energia de disociere pentru F_2 ($\Delta H_2 = +158$ kJ/mol);

- afinitatea pentru electron pentru F ($\Delta H_4 = -328$ kJ/mol);

- entalpia molară de formare standard pentru CsF ($\Delta H^\circ_f = -539$ kJ/mol).

15.6. În rețeaua cristalină a clorurii de sodiu (NaCl), celula elementară este un cub. Ioni Cl^- sunt plasați în vârfurile cubului și în mijlocul fețelor, iar ionii Na^+ sunt plasați în centrul cubului și în mijlocul laturilor (vezi pag. 60).

Fiecare ion Cl^- plasat în vârful cubului aparține la 8 celule elementare.

Fiecare ion Cl^- plasat în mijlocul unei fețe aparține la două celule elementare.

Fiecare ion Na^+ plasat în mijlocul unei laturi aparține la patru celule elementare.

Astfel, într-o celulă elementară se află:

$6 \times 1/2 = 3$ ioni Cl^- din mijlocul fețelor;

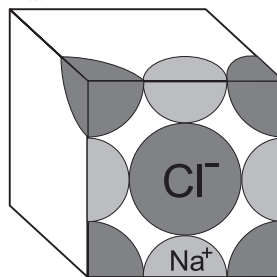
$8 \times 1/8 = 1$ ion Cl^- din vârfurile cubului;

1 ion Na^+ din mijlocul cubului;

$12 \times 1/4 = 3$ ioni Na^+ din mijlocul laturilor.

În total, într-o celulă elementară se află 4 ioni Cl^- și 4 ioni Na^+ .

Pe lungimea unei laturi (l) a cubului se întind două jumătăți de ioni Cl^- și un ion Na^+ și $l = 2r_{\text{Cl}^-} + 2r_{\text{Na}^+}$.



Analizați aceste informații și calculați:

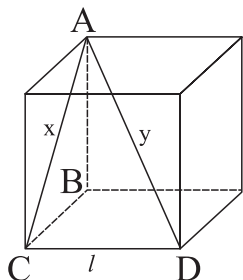
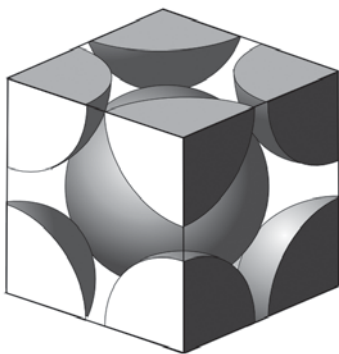
a) lungimea laturii celulei elementare (cubului) din rețeaua clorurii de sodiu, știind că $r_{\text{Na}^+} = 1,02\text{\AA}$, $r_{\text{Cl}^-} = 1,81\text{\AA}$ ($1\text{\AA} = 10^{-10}\text{m}$);

b) densitatea clorurii de sodiu, exprimată în g/cm^3 .



APLICAȚII

15.7. Celula elementară din rețeauă cristalină a clorurii de cesiu (CsCl) este un cub. În fiecare vârf al cubului se află un ion Cs^+ și în mijlocul cubului se află un ion Cl^- (rețea cubică centrată intern).



De-a lungul diagonalei AD sunt plasate două jumătăți de ion Cs^+ și un ion Cl^- și $y = 2r_{\text{Cs}^+} + 2r_{\text{Cl}^-}$.

Din triunghiul dreptunghic ABC, rezultă:

$$x^2 = l^2 + l^2$$

$$x^2 = 2l^2$$

$$x = l\sqrt{2}$$

Din triunghiul dreptunghic ACD, rezultă:

$$y^2 = l^2 + x^2$$

$$y^2 = 3l^2$$

$$y = l\sqrt{3} \text{ și } l = \frac{y}{\sqrt{3}}$$

Analizați informațiile de mai sus și determinați:

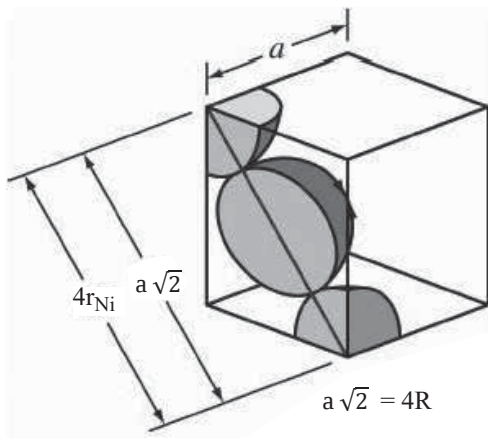
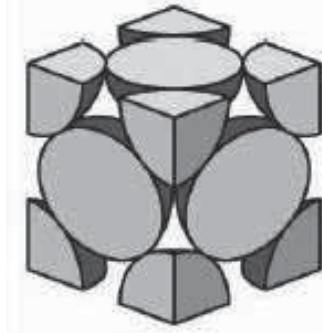
a) numărul de ioni Cs^+ și Cl^- dintr-o celulă elementară;

b) latura cubului, dacă densitatea CsCl este $\rho = 4,2 \text{ g/cm}^3$;

c) raza ionului Cs^+ , dacă raza ionului Cl^-

este 181 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

15.8. Nichelul cristalizează într-o rețea cubică cu fețe centrate. Atomii de nichel sunt plasați în vârfurile cubului și în mijlocul fețelor.



Pe lungimea diagonalei unei fețe (d) se întind două jumătăți de atom de nichel și un atom de nichel și $d = 4r_{\text{Ni}}$.

Analizați informațiile de mai sus și calculați:

a) numărul de atomi de nichel dintr-o celulă elementară;

b) volumul ocupat de atomii de nichel dintr-o celulă elementară, dacă raza atomului de nichel este de 125 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$);

c) procentul din volumul celulei elementare ocupat de atomii de nichel;

d) densitatea nichelului ($A_{\text{rNi}} = 59$).

15.9. O soluție apoasă de HCl ($K_a = 10^7 \text{ mol/L}$) conține $7105,96 \cdot 10^{23}$ protoni și are concentrația procentuală de masă 16,859%. Calculați:

a) raportul molar $\text{H}_2\text{O} : \text{HCl}$ din soluție;

b) concentrația molară a soluției dacă densitatea soluției este $\rho = 1,0825 \text{ kg/dm}^3$;

c) volumul de soluție de NaOH de concentrație 2M ce trebuie adăugat la soluția considerată ca pH-ul soluției finale să fie 2.

Indicații:

a) Într-o moleculă de H_2O se află 10 protoni ($8+1+1 = 10$), iar într-o moleculă de HCl se află 18 protoni ($1+17 = 18$).

$v_{\text{H}_2\text{O}} = x \text{ mol} \Rightarrow x \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecule}$
 $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 10 \cdot x \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ protoni}$

$v_{\text{HCl}} = y \text{ mol} \Rightarrow y \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecule HCl}$
 $\Rightarrow 18 \cdot y \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ protoni}$

$m_{\text{H}_2\text{O}} = v \cdot \mu = 18x \text{ g}$

$m_{\text{HCl}} = m_d = 36,5y \text{ g}$

$m_s = m_{\text{apă}} + m_d = (18x + 36,5y) \text{ g}$

Din datele problemei rezultă sistemul de ecuații:

$$\begin{aligned} 10 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} x + 18 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} y &= 7105,96 \cdot 10^{23} \\ \frac{36,5y \cdot 100}{18x + 36,5y} &= 16,859 \end{aligned}$$

de unde rezultă: $x = 100 \text{ mol}$, $y = 10 \text{ mol}$

b) $\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow c_{\text{HCl}} = 10^{-2} \text{ M}$

$V_s(\text{NaOH}) = x \text{ L}$

$v_{\text{NaOH}} = c_M \cdot V_s = 2 \cdot x \text{ mol}$

$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow v_{\text{HCl}}$
 consumați = $2x \text{ mol}$ și v_{HCl} rămași în soluție = $10 - 2x \text{ mol}$ și V_s finale = $(2+x) \text{ L}$

$$c_M = \frac{\vartheta}{V_s} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{10 - 2x}{2+x}, \text{ de unde } x =$$

4,94 L.

15.10. Într-o soluție apoasă de HNO_3 ($\text{pK}_a = -1,4$) se află $= 60220,00096352 \cdot 10^{23}$ electroni și 0,070 mg de azot. Știind că densitatea soluției este $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$, calculați:

a) numărul de moli de apă și numărul de moli de acid azotic din soluție;

b) concentrația molară a soluției;

c) pH-ul soluției.

Indicații:

c) HNO_3 acid tare, $c_M < 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow$ se iau în considerare și ionii H_3O^+ proveniți din ionizarea apei: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} + c_{\text{HA}}$.

15.11. Sarcina electrică reală a ionilor K^+ dintr-o soluție apoasă de KOH este $Q =$

$+0,21968256 \cdot 10^2 \text{ C}$ ($q_{\text{p}^+} = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$). Soluția are volumul de 10 mL și densitatea de 36,48 g/L. Calculați:

a) numărul de ioni K^+ , numărul de moli de KOH și numărul de moli de H_2O din soluție;

b) concentrația procentuală de masă, concentrația molară și titrul soluției;

c) pH-ul soluției.

Rezolvare:

a) numărul de ioni $\text{K}^+ =$

$$\frac{0,21968256 \cdot 10^2}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 0,1373016 \cdot 10^{21}$$

$$\vartheta_{\text{K}^+} = \frac{n}{NA} = \frac{0,1373016 \cdot 10^{21}}{6,022 \cdot 10^{23}} =$$

$$= 0,0228 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 2,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow v_{\text{KOH}} = 2,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m_{\text{KOH}} = v \cdot \mu = 2,28 \cdot 10^{-4} \cdot 56 = 0,012768 \text{ g}$$

$$m_s = \frac{36,48}{1000} \cdot 10 = 0,3648 \text{ g}$$

și $m_{\text{apă}} = 0,3648 - 0,012768 = 0,352032 \text{ g}$

$$\vartheta_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{\mu} = \frac{0,352032}{18} = 1,956 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

b) 1L sol $\Rightarrow m_s = 36,48 \text{ g}$ și $m_{\text{KOH}} = m_d = 1,2768 \text{ g} \Rightarrow c = 3,5\%$

$$c_M = \frac{\vartheta}{V_s} = \frac{2,28 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}} = 2,28 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$t = \frac{m_d}{V_s} = \frac{0,012768 \text{ g}}{10 \text{ mL}} = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ g/mL}$$

c) $c_{\text{HO}^-} = c_{\text{KOH}} = 2,28 \cdot 10^{-2} \text{ M} > 10^{-6} \text{ M}$. Se neglijează ionii HO^- proveniți din ionizarea apei și $\text{pH} = 12,35$.

15.12. Se consideră o soluție de CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) cu $\text{pH} = 2,46$ și $\rho = 1,0041 \text{ g/cm}^3$. Calculați

a) concentrația molară;

b) concentrația procentuală;

c) concentrația exprimată în g/L (masa de CH_3COOH dintr-un litru de soluție);

d) numărul de protoni din 10 g de soluție.

15.13. Un amestec solid cu masa de 71,6 g format din acid oxalic ($\text{HOOC}-\text{COOH}$), oxalat monosodic ($\text{HOOC}-\text{COONa}$) și oxalat disodic ($\text{NaOOC}-\text{COONa}$) este dizolvat în apă distilată.



În soluție, se adaugă în picătură o soluție de HCl de concentrație 2M până la pH=4,27, măsurat cu ajutorul unui pH-metru, când se consumă 150 mL de soluție. Apoi se continuă adăugarea în picătură a soluției de HCl până la pH=1,27, când se consumă 100 mL de soluție.

Se cunosc:

$$pK_{a1}(\text{HOOC}-\text{COOH}) = 1,27$$

$$pK_{a2}(\text{HOOC}-\text{COO}^-) = 4,27$$

$$pK_a(\text{HCl}) = -7$$

a) Calculați compoziția procentuală de masă a amestecului solid.

b) Calculați volumul de soluție 0,2M de acid azotos (HNO_2 , $pK_a=3,37$) care poate să reacționeze total cu un amestec ce conține aceeași cantitate de oxalat disodic și oxalat monosodic ca și amestecul inițial.

c) Calculați masa de azotit de sodiu (NaNO_2) care poate să reacționeze cu o cantitate de acid oxalic identică cu cea aflată în amestecul inițial.

Indicații:

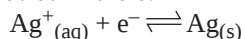
La pH = $pK_{a2} = 4,27$, în soluție se află oxalat monosodic și acid oxalic. La pH= $pK_{a1} = 1,27$, în soluție se află numai acid oxalic.

Acidul azotos ($pK_a=4,27$) este un acid mai tare decât oxalatul acid ($\text{HOOC}-\text{COO}^-$, $pK_{a2}=4,27$) și mai slab decât acidul oxalic ($pK_{a1}=1,27$) și va reacționa numai cu oxalatul disodic.

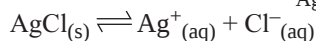
15.14. Un electrod asemănător cu electrodul de calomel este electrodul format dintr-un fir de argint în contact cu o soluție de HCl saturată în AgCl și AgCl solidă. Acest electrod de argint se reprezintă:



Au loc echilibrele:



$$E^\circ_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = +0,8 \text{ V}$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1,77 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Pentru primul echilibru:

$$\Delta G^\circ_1 = -nFE^\circ = -1 \cdot 96500 \cdot 0,8 = -77200 \text{ J/mol} = -77,2 \text{ kJ/mol.}$$

Pentru al doilea echilibru:

$$\Delta G^\circ_2 = -RT \ln K_{\text{ps}} = -8,314 \cdot 298 \cdot \ln 1,77 \cdot 10^{-10} = +55,6 \text{ kJ/mol}$$

Adunând ecuațiile celor două echilibre, rezultă:

$$\text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{e}^- \xrightarrow{\text{red. ox.}} \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$$

cu $\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2 = -77,2 + 55,6 = -21,6 \text{ kJ/mol} = -21600 \text{ J/mol}$ și

$$E^\circ = -\frac{\Delta G^\circ}{nF} = \frac{21600}{1 \cdot 96500} = +0,22 \text{ V}$$

Înlocuind în legea lui Nernst:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{\text{ox.}}}{c_{\text{red}}} \text{ sau } E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_{\text{ox.}}}{c_{\text{red}}}$$

E cu E° pentru aelectrodul $\text{Cl}^-_{(\text{aq})} | \text{AgCl}_{(\text{s})} | \text{Ag}_{(\text{s})}$, E° cu $E^\circ_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}$, $n=1$, $c_{\text{red}} = [\text{Ag}_{(\text{s})}] = 1$, c_{ox} cu

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{ps}}(\text{AgCl})}{[\text{Cl}^-]}, \text{ rezultă:}$$

$$E^\circ = E^\circ_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} + 0,059 \lg \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{Cl}^-]} = E^\circ_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} + 0,059(\lg K_{\text{ps}} - \lg [\text{Cl}^-]).$$

Acest electrod este folosit ca și electrodul de calomel ca electrod de referință.

Analizați informațiile de mai sus și determinați:

a) rolul acestui electrod dacă este cuplat într-o pilă cu electrodul normal de hidrogen și semnificația potențialului său de electrod;

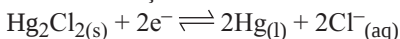
b) rolul acestui electrod dacă este cuplat într-o pilă cu electrodul standard de cupru ($E^\circ_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} = +0,34 \text{ V}$) și tensiunea electromotoare a acestei pile;

c) potențialul electrodului standard $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} | \text{Ag}_{(\text{s})}$ ($[\text{Cl}^-] = 1\text{M}$).

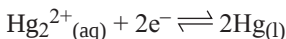
15.15. Pentru electrodul de calomel:



se cunosc informațiile:



$$E^\circ_{\text{red}} = +0,268 \text{ V}$$



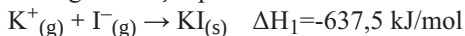
$$E^\circ_{\text{red}} = +0,79 \text{ V}$$

$$[\text{Cl}^-] = 1\text{M}$$

Calculați produsul de solubilitate pentru Hg_2Cl_2 la 25°C.

15.16. Se cunosc următoarele mărimi termodinamice:

- energia de rețea pentru KI:



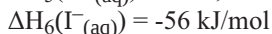
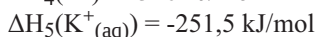
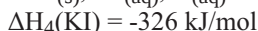
- variațiile de entalpie corespunzătoare

proceselor de hidratare în soluții apoase diluate în condiții standard pentru ionii K^+ și I^- :



- entalpiile molare de formare standard

pentru $\text{KI}(\text{s})$, $\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$ sunt:

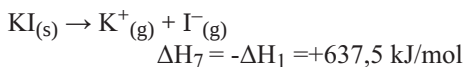


Calculați căldura molară de dizolvare pentru KI, exprimată în kJ/mol și kcal/mol, în două moduri. Apreciați dacă procesul de dizolvare este endoterm sau exoterm.

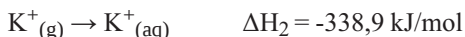
Rezolvare:

1. La dizolvare au loc procesele de:

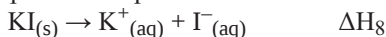
- disociere:



- hidratare:



Adunând aceste trei ecuații rezultă ecuația corespunzătoare procesului de dizolvare:



Conform legii lui Hess:

$$\Delta H_8 = \Delta H_7 + \Delta H_2 + \Delta H_3 =$$

$$= +637,5 - 338,9 - 280,3 = +18,3 \text{ kJ/mol} =$$

$$= +4,37 \text{ kcal/mol}$$

2. Căldura molară de dizolvare se poate calcula și din entalpii molare de formare:

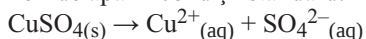
$$\Delta H_8 = \Delta H_5 + \Delta H_6 - \Delta H_4 =$$

$$= -251,5 - 56 - (-326) = +18,5 \text{ kJ/mol}$$

Procesul de dizolvare este endoterm.

15.17. Se cunosc următoarele mărimi termodinamice:

- variația de entalpie în procesul de dizolvare a unui mol de CuSO_4 anhidru în 800 moli de apă în condiții standard:



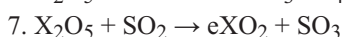
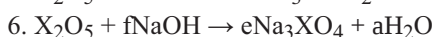
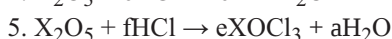
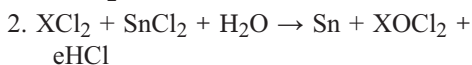
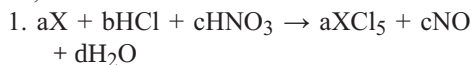
$$\Delta H_1 = -68,7 \text{ kJ/mol};$$

- variațiile de entalpie corespunzătoare

proceselor de hidratare în soluții apoase diluate și în condiții standard pentru ionii Cu^{2+} ($\Delta H_2 = -2199,6 \text{ kJ/mol}$) și SO_4^{2-} ($\Delta H_3 = -1108,7 \text{ kJ/mol}$).

Calculați energia de rețea pentru CuSO_4 .

15.18. În 1,5 mol de element chimic X se află: $72,264 \cdot 10^{23}$ electroni s, $108,396 \cdot 10^{23}$ electroni p și $27,099 \cdot 10^{23}$ electroni d.



a) Indicați elementul X, locul elementului X în tabelul periodic, caracterul chimic al elementului X.

b) Identificați reacțiile de oxido-reducere și studiați procesele de oxidare și reducere și stabiliți coeficienții.

c) Identificați compușii chimici A și B.

d) Identificați reacțiile care demonstrează caracterul amfoter al oxidului X_2O_5 .

Indicații și răspunsuri

Capitolul 1: Atom. Element chimic. Mol. Calcule stoichiometrice

1.1. a) $p=13$, $n=14$, $e=13$; b) $+13$, $+20,8 \cdot 10^{-19}\text{C}$; c) $406485 \cdot 10^{19}$; d) 135g; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; f) 3 straturi, 5 substraturi, 7 orbitali; d) 6; 1; h) $108396 \cdot 10^{19}$. **1.2.** a) $p=30$, $n=35$, $e=30$; b) $114418 \cdot 10^{19}$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; d) 3; 7; e) 325g. **1.3.** a) $p=35$, $n=45$, $e=35$; b) 960g; c) -35; $-56 \cdot 10^{19}\text{C}$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$; e) 4; 9; f) $6,022 \cdot 10^{22}$. **1.4.** a) 2 straturi (Li, F), 3 straturi (Cl, Ar), 4 straturi (K, Kr, Cu, Ca, Ga); b) 1 strat (He, Li, F), 2 straturi (K, Cl, Ar, Ca); 3 straturi (Kr, Cu, Ga, Ag); c) 5 substraturi (Cl, Ar), 6 substraturi (K, Ca), 8 substraturi (Kr, Ga); d) 9 orbitali (Cl, Ar), 10 orbitali (K, Ca); e) He, Ar, Kr; f) 1 orbital monoelectronic (Li, K, Cl, F, Cu, Ga, Ag); g) He, Ar, Kr, Ca. **1.5.** a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$, $Z=32$; b) 4; 8; 17; c) 4; d) $30,11 \cdot 10^{21}$. **1.6.** a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, $Z=15$; b) $A=16$; c) 6; 3; d) $289,056 \cdot 10^{26}$. **1.7.** a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; $Z=12$; b) 2; c) $-6937,344\text{ C}$. **1.8.** a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$; $Z=21$; b) 2; c) 1; d) 2:3. **1.9.** a) B: $1s^2 2s^2 2p^1$; ($Z=5$); b) Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$; ($Z=24$); c) Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$; ($Z=26$); d) In: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$ ($Z=49$); e) S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ($Z=16$); f) Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$; ($Z=22$); g) Mn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ ($Z=25$); h) Zn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ($Z=30$). **1.10.** a) C: $1s^2 2s^2 2p^2$ ($Z=6$); b) O: $1s^2 2s^2 2p^4$ ($Z=8$); c) Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ($Z=11$); d) As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ ($Z=33$); e) Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ ($Z=27$); f) Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ ($Z=34$); g) Sn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$ ($Z=50$); h) Rb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ ($Z=37$). **1.11.** a) La: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$ sau [Xe] $5d^1 6s^2$ ($Z=57$); b) Pr: [Xe] $4f^3 5d^0 6s^2$ ($Z=59$); c) Gd: [Xe] $4f^7 5d^1 6s^2$ ($Z=64$); d) Lu: [Xe] $4f^{14} 5d^1 6s^2$ ($Z=71$); e) Er: [Xe] $4f^{12} 5d^0 6s^2$ ($Z=68$); f) Ac: [Rn] $6d^1 7s^2$ ($Z=89$); g) U: [Rn] $5f^3 6d^1 7s^2$ ($Z=92$); h) Am: [Rn] $5f^7 6d^0 7s^2$ ($Z=95$); i) Lr: [Rn] $5f^{14} 6d^1 7s^2$ ($Z=103$). **1.12.** $_{105}\text{Db}$: [Rn] $5f^{14} 6d^3 7s^2$, 7 straturi, 18 substraturi, 54 orbitali, 14 electroni s, 30 electroni p, 33 electroni d, 28 electroni f; $_{109}\text{Mt}$: [Rn] $5f^{14} 6d^7 7s^2$, 7 straturi, 18 substraturi, 56 orbitali, 14 electroni s, 30 electroni p, 37 electroni d, 28 electroni f. **1.13.** $^{32}_{16}\text{S}$, $^{33}_{16}\text{S}$, $^{34}_{16}\text{S}$, $^{36}_{16}\text{S}$; S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. **1.14.** $^{14}_7\text{N}$, $^{15}_7\text{N}$. **1.15.** a) 63,616; b) 12,6g; c) 12,7232g. **1.16.** 55,912; 224g; 223,648g. **1.17.** 99,63% ($^{14}_7\text{N}$) și 0,37% ($^{15}_7\text{N}$). **1.18.** 75,77% ($^{35}_{17}\text{Cl}$) și 24,23% ($^{37}_{17}\text{Cl}$). **1.19.** 238. **1.20.** 0,27% ($^{21}_{10}\text{Ne}$), 9,25% ($^{22}_{10}\text{Ne}$). **1.21.** 28, 29, 30; 4,67%, 3,1%. **1.22.** 107,962. **1.23.** izotopi: $^{58}_{26}\text{Fe}$, $^{56}_{26}\text{Fe}$, $^{54}_{26}\text{Fe}$ și $^{58}_{28}\text{Ni}$, $^{60}_{28}\text{Ni}$, izobari: $^{58}_{26}\text{Fe}$, $^{58}_{28}\text{Ni}$, izotoni: $^{58}_{26}\text{Fe}$, $^{60}_{28}\text{Ni}$ ($n=32$) și $^{56}_{26}\text{Fe}$, $^{58}_{28}\text{Ni}$ ($n=30$). **1.24.** $a=40$, $b=18$, $c=39$, $^{40}_{20}\text{Ca}$ ($p=20$, $e=20$, $n=20$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$), $^{40}_{18}\text{Ar}$ ($p=18$, $e=18$, $n=22$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$), $^{36}_{18}\text{Ar}$ ($p=18$, $e=18$, $n=18$), $^{39}_{19}\text{K}$ ($p=19$, $e=19$, $n=20$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$). **1.25.** a) $a=5$, $X=B$; b) $b=40$, $c=18$, $A=\text{Ar}$; c) $d=16$, $Z=\text{S}$; d) $e=234$, $f=90$, $D=\text{Th}$; e) $g=6$, $L=\text{C}$; f) $h=30$, $i=15$, $M=\text{P}$. **1.26.** a) 23 mol; b) 6 mol; c) 12 mol; d) 6 mol; e) 1,2 mol; f) 8mmol; g) 13mmol; h) 9kmol; i) 0,12kmol. **1.27.** a) 5,4 mol; b) 5mmol; c) 8kmol; d) 7mol. **1.28.** a) 22g; b) 378kg; c) 400g; d) 93mg; e) 108g; f) 14,4g; g) 306g; h) 686kg. **1.29.** a) $3011 \cdot 10^{23}$ atomi; b) $337,232 \cdot 10^{23}$ molecule; c) $5419,8 \cdot 10^{23}$ ioni; d) $90,33 \cdot 10^{26}$ molecule; e) $180,66 \cdot 10^{20}$ molecule; f) $7,2264 \cdot 10^{23}$ ioni. **1.30.** a) 405; b) 182,5; c) $1328 \cdot 10^{-24}\text{ g}$; d) $32536 \cdot 10^{-27}\text{ kg}$. **1.31.** a) 180 kg; b) 1,36 kg; c) 20 mol;

d) 0,01 mol. **1.32.** a) 34 g/mol; b) 80 g/mol; c) 58; d) 3; e) FeS₂. **1.33.** a) 36,03% Ca, 63,96% Cl; b) 2,04% H, 32,65% S, 65,3% O; c) 26,53% K, 35,37% Cr, 38,09% O; d) 29,16% N, 8,33% H, 12,5% C, 50% O; e) 11,11% Mg, 0,92% H, 28,7% P, 59,26% O; f) 20,14% Fe, 11,51% S, 5,03% H, 63,3% O; g) 8,22% K, 5,69% Al, 13,5% S, 5,06% H, 67,51% O. **1.34.** a) 70%; b) 72,41%; c) 46,66%; d) 28%; e) 62,22%; f) 34,46%. **1.35.** a) HNO₃; b) Ca(OH)₂; c) Al₂(SO₄)₃; d) Pb₃O₄; e) Fe₂O₃; f) Ca(HCO₃)₂. **1.36.** a) H₂O₂; b) NH₄NO₃; c) Fe₃O₄; d) Cu(OH)₂; e) Fe(OH)₂; f) Na₂O₂ și KO₂; g) P₄O₁₀; h) Na₂Cr₂O₇. **1.37.** a) FeS₂; b) KClO₃; c) K₂CrO₄; d) Fe₂(SO₄)₃; e) (NH₄)₂HPO₄; f) SO₂; g) Cl₂O₇; h) SO₃. **1.38.** c. **1.39.** d. **1.40.** e. **1.41.** e. **1.42.** d. **1.43.** b. **1.44.** e. **1.45.** d. **1.46.** a. **1.47.** a. **1.48.** a. **1.49.** e. **1.50.** d. **1.51.** a. **1.52.** d. **1.53.** d. **1.54.** c. **1.55.** c. **1.56.** A, A, A. **1.57.** F, A, A. **1.58.** A, A, F. **1.59.** A, A, A. **1.60.** F, A, F. **1.61.** A, A, F. **1.62.** A, F, F. **1.63.** A, A, A. **1.64.** A, A, A.

Capitolul 2: Tabelul periodic. Proprietățile periodice și neperiodice ale elementelor chimice

2.1. ${}^7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$, P=2, G=15, bloc p; ${}^{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, P=3, G=18, bloc p; ${}^{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, P=4, G=1, bloc s; ${}^{34}\text{Se}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$, P=4, G=16, bloc p; ${}^{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, P=3, G=2, bloc s; ${}^{23}\text{V}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$, P=4, G=5, bloc d; ${}^{29}\text{Cu}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, P=4, G=11, bloc d; ${}^{31}\text{Ga}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$, P=4, G=13, bloc p; ${}^{14}\text{Si}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, P=3, G=14, bloc p; ${}^{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, P=4, G=17, bloc p. **2.2.** ${}^{38}\text{Sr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$, P=5, G=2, bloc s; ${}^{40}\text{Zr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$, P=5, G=4, bloc d; ${}^{42}\text{Mo}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$, P=5, G=6, bloc d; ${}^{45}\text{Ag}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$, P=5, G=11, bloc d; ${}^{49}\text{In}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$, P=5, G=13, bloc p; ${}^{54}\text{Xe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$, P=5, G=18, bloc p; ${}^{82}\text{Pb}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$, P=6, G=14, bloc p; ${}^{58}\text{Ce}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6 5f^4 6d^1 7s^2$, P=6, lantanidă, bloc f; ${}^{92}\text{U}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6 5f^6 6d^1 7s^2$, P=7, actinidă, bloc f. **2.3.** A₁: P=2, G=2, bloc s, Be; A₂: P=2, G=17, bloc p, F; A₃: P=3, G=15, bloc p, P; A₄: P=4, G=18, bloc p, Kr; A₅: P=4, G=12, bloc d, Zn; A₆: P=3, G=1, bloc s, Na; A₇: P=4, G=9, bloc d, Co. **2.4.** X₁: P=4, G=7, Mn; X₂: P=6, G=2, Ba; X₃: P=5, G=14, Sn; X₄: P=5, G=10, Pd; X₅: P=6, G=4, Hf; X₆: P=6, G=15, Bi. **2.5.** B₁: P=1, G=1, bloc s, H; B₂: P=2, G=14, bloc p, C; B₃: P=4, G=3, bloc d, Sc; B₄: P=4, G=11, bloc d, Cu; B₅: P=4, G=15, bloc p, As; B₆: P=5, G=8, bloc d, Ru; B₇: P=5, G=12, bloc d, Cd; B₈: P=5, G=17, bloc p, I; B₉: P=6, lantanidă, bloc f, Sm (Z=62); B₁₀: P=6, G=16, bloc p, Po; B₁₁: P=7, actinidă, bloc f, Cm (Z=96). **2.6.** S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (Z=16); Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ (Z=10); Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (Z=20); Li: $1s^2 2s^1$ (Z=3); Ge: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ (Z=32); Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ (Z=22); Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ (Z=28); B: $1s^2 2s^2 2p^1$ (Z=5). **2.7.** Rb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ (Z=37); Ba: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$ (Z=56); Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$ (Z=39); Tc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$ (Z=43); Te: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$ (Z=52); Rn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ (Z=86); Rf: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6 5f^4 6d^2 7s^2$ (Z=104). **2.8.** A₁: G=16, O; A₂: G=18, Ar; A₃: P=3, Mg; A₄: P=3, Al; A₅: G=6, Cr; A₆: G=15, As; A₇: P=4, Fe; A₈: P=5, Cd. **2.9.** X₁: P=6, Os; X₂: G=13, Tl; X₃: G=4, Zr; X₄: P=6, Au. **2.10.** a) ${}^{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, Mg²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$, P=3, G=2, caracter electropozitiv, valența 2, NO=+2; ${}^{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, K⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, P=4, G=1, caracter electropozitiv, valența 1, NO=+1; b) K, K, Mg, Mg. **2.11.** a) ${}^8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$, O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$, P=2, G=16, caracter electronegativ, valența 2; ${}^{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, P³⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, P=3, G=15, caracter electronegativ, valența 3; b) P₄O₆ (NO_P=+3, NO_O=-2); P₄O₁₀ (NO_P=+5, NO_O=-2),

Na₃P (NO_P=-3), Na₂O (NO_O=-2), Na₂O₂ (NO_O=-1); c) O, O, P. **2.12.** a) X₁: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴, X₁²⁻: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶, P=3, G=16, S, caracter nemetalic, valența 2, NO=-2; X₂: 1s²2s²2p⁴, X₂²⁻: 1s²2s²2p⁶, P=2, G=16, O, caracter nemetalic, valența 2, NO=-2; X₃: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s², X₃²⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶, P=4, G=2, Ca, caracter metalic, valența 2, NO=+2; X₄: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹, X₄⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶, P=4, G=1, K, caracter metalic, valența 1, NO=+1; b) O (3,4), S (2,6), K (0,8), Ca (1); c) Ca²⁺<K⁺<S²⁻; d) K>Ca>S>O. **2.13.** a) A₁=F, F: 1s²2s²2p⁵, F⁻: 1s²2s²2p⁶, P=2, G=17, caracter electronegativ, valența 1, NO=-1; A₂=N, N: 1s²2s²2p³, N³⁻: 1s²2s²2p⁶, P=2, G=15, caracter electronegativ, valența 3, NO=-3; A₃=Al, Al: 1s²2s²2p⁶3s²3p¹, Al³⁺: 1s²2s²2p⁶, caracter electropozitiv, valența 3, NO=+3; A₄=Na, Na: 1s²2s²2p⁶3s¹, Na⁺: 1s²2s²2p⁶, caracter electropozitiv, valența 1, NO=+1; b) F (4), N (3), Al (1,6), Na (0,9); c) Na₂O (oxid bazic), Al₂O₃ (oxid amfoter), HF (acid), NH₃ (bază); d) F, Na; e) F<N<Al<Na; f) N³⁻>F>Na⁺>Al³⁺. **2.14.** Cl: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵, Cl⁻: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶, P=3, G=17, caracter electronegativ, caracter nemetalic; b) Cl mai electronegativ decât S și Br mai slab electronegativ decât F; c) S (2,6) < Cl (3,2) < F (4); NO=-1 (K₂Cl, HCl), NO=+1 (HClO, KClO), NO=+3 (Cl₂O₃, HClO₂), NO=+5 (KClO₃), NO=+7 (Cl₂O₇, HClO₄, KClO₄); c) 4,8176·10²³. **2.15.** a) Z=26, Fe; b) Fe: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶4s²; Fe²⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶, Fe³⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵; c) P=4, G=8, caracter metalic; d) 28g (valența 2), 18,46 g (valența 3), 16,8 g, 11,196 g; e) 16,8 g, 11,2 g; f) valențele 2 și 3, NO=+2 și +3. **2.16.** a) Z=29, A^r=64, Cu; b) Cu₂O (A₁), CuO (A₂), valența 1 și NO=+1 în Cu₂O, valența 2 și NO=+2 în CuO; c) Cu: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s¹, Cu⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰, Cu²⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁹; d) P=4, G=11, caracter metalic, 1,9; e) 64 g (valența 1), 32 g (valența 2), 16 g, 2g. **2.17.** a) X: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s¹, Z=24, Cr; b) P=4, G=6, caracter metalic; c) X²⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁴, X³⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d³; d) +3 (Cr₂O₃, CrCl₃), +2 (CrBr₂), +6 (CrO₂F₂, CrO₃, K₃Cr₂O₇, CrO₄²⁻). **2.18.** X: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s², P=4, G=7, Mn; b) Mn²⁺: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵; c) caracter metalic, 1,5; e) +7 (MnO₃F, Mn₂O₇, KMnO₄), +6 (MnO₂Cl₂), +5 (MnOCl₃), +4 (MnO₂), +3 (Mn₂O₃, MnF₃), +2 (MnSO₄, K₄[MnCl₆]). **2.19.** a) H⁻, He, Li⁺, Be²⁺; b) C⁴⁻, N³⁻, O²⁻, F⁻, Ne, Na⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Si⁴⁺; c) P³⁻, S²⁻, Cl⁻, Ar, K⁺, Ca²⁺, Sc³⁺, Ti⁴⁺; d) Mn²⁺, Fe³⁺, Co⁴⁺; e) Cu⁺, Zn²⁺, Ga³⁺, Ge⁴⁺; f) As³⁺, Se²⁻, Br⁻, Ar, Rb⁺, Sr²⁺, Y³⁺, Zr⁴⁺. **2.20.** b. **2.21.** c. **2.22.** d. **2.23.** a. **2.24.** c. **2.25.** e. **2.26.** e. **2.27.** c. **2.28.** e. **2.29.** c. **2.30.** b. **2.31.** e. **2.32.** c. **2.33.** d. **2.34.** b. **2.35.** a. **2.36.** d. **2.37.** c. **2.38.** e. **2.39.** c. **2.40.** d. **2.41.** b. **2.42.** c. **2.43.** e. **2.44.** d. **2.45.** e. **2.46.** b. **2.47.** e. **2.48.** e. **2.49.** A, F, A. **2.50.** A, A, A. **2.51.** A, A, F. **2.52.** A, F, F. **2.53.** A, A, F. **2.54.** F, A, F. **2.55.** A, A, F. **2.56.** F, A, F. **2.57.** A, F, A. **2.58.** A, F, A. **2.59.** F, F, F. **2.60.** A, A, A.

Capitolul 3: Stări de agregare. Rețele cristaline. Legături chimice și interacțiuni intermoleculare

3.1. c) legătură ionică, rețea ionică; d) +772°C. **3.2.** a) H(A), O(B), K(C); b) H₂ (legătură covalentă nepolară, moleculă nepolară); H₂O (legături covalente polare, moleculă polară), K₂O (legătură ionică); c) H₂ (rețea moleculară, forțe de dispersie), H₂O (rețea moleculară, legătură de hidrogen); K₂O (rețea ionică, forțe electrostatice); d) H₂ < H₂O < K₂O. **3.3.** a) MgF₂ (legătură ionică, rețea ionică, atracții electrostatice); b) AlF₃ (legătură ionică, rețea ionică, atracții electrostatice); HF (legătură covalentă polară, moleculă polară, rețea moleculară, forțe van der Waals și legătură de hidrogen); F₂ (legătură covalentă nepolară, moleculă nepolară, rețea moleculară, forțe de dispersie); HCl (legătură covalentă polară, moleculă polară, rețea moleculară, forțe de dispersie și dipol - dipol); c) F₂ < HCl < MgF₂ < AlF₃. **3.4.** a) P₄, N₂, I₂ (legături covalente nepolare), CO₂, CCl₄ (legături covalente polare); b) rețea moleculară, molecule nepolare, forțe de dispersie; c) I₂

$> P_4 > N_2$; d) sp în CO_2 , sp^3 în CCl_4 ; e) CCl_4 ; f) CO_2 . **3.5.** a) vezi pag. 76-78; b) NH_4^+ , NO_3^- , H_3O^+ ; c) NH_4^+ ; d) 8 electroni (NH_4^+ , NO_3^- , CO_3^{2-}); e) 3,1g. **3.6.** a) C, Si (rețea atomică, legături covalente) P_4 , N_2 (rețea moleculară, forțe de dispersie), Cu (rețea metalică, legătură metalică); b) $N_2 < P_4 < Cu < Si < \text{diamant}$; c) 1,55 g. **3.7.** vezi paginile 76 și 80; b) SO_2 (moleculă polară, $\mu=1,6D$), SO_3 (moleculă nepolară), CO_2 (moleculă nepolară), H_2O (moleculă polară, $\mu=1,85D$); c) SO_2 (rețea moleculară, forțe de dispersie și dipol - dipol), SO_3 , CO_2 (rețea moleculară, forțe de dispersie); H_2O (rețea moleculară, legături de hidrogen); d) H_2O . **3.8.** a) A (Mg), B (O), C (Br); b) Mg (legătură metalică), O_2 (legătură covalentă nepolară), Br_2 (legătură covalentă nepolară); MgO (legătură ionică); $MgBr_2$ (legătură ionică); c) Mg (rețea metalică, solid); O_2 (rețea moleculară, gaz); Br_2 (rețea moleculară, lichid); MgO, $MgBr_2$ (rețea ionică, solid); d) Mg ($+650^\circ C$), O_2 ($-219^\circ C$), Br_2 ($-7^\circ C$), MgO ($+2800^\circ C$), $MgBr_2$ ($+711^\circ C$); e) $12,044 \cdot 10^{21}$, $24,088 \cdot 10^{21}$. **3.9.** a) a ($CuSO_4$), b (SO_2), c ($Cu(OH)_2$), d (Na_2SO_4), e ($[Cu(NH_3)_4](OH)_2$); b) SO_2 (legătură covalentă polară și legătură covalentă coordinativă), Na_2SO_4 (legătură ionică, legătură covalentă polară și legătură coordinativă), $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, legătură ionică, covalentă polară, coordinativă; c) Cu (rețea metalică), SO_2 (rețea moleculară), Na_2SO_4 (rețea ionică); d) SO_4^{2-} , Na^+ , HO^- , H_2O , $25 \cdot 10^{-5}$ xy mol de Na^+ . **3.10.** a) a (Na), b (Na_2O_2), c (H_2O_2), d (H_2O); b) b (legătură ionică, legătură covalentă nepolară), c (legătură covalentă nepolară și legătură covalentă polară), d (legătură covalentă polară); c) Na (rețea metalică, legătură metalică), Na_2O_2 (rețea ionică, atracție electrostatică), H_2O_2 (rețea moleculară, legătură de hidrogen), H_2O (rețea moleculară, legătură de hidrogen). **3.11.** b. **3.12.** c. **3.13.** d. **3.14.** e. **3.15.** c. **3.16.** a. **3.17.** b. **3.18.** a. **3.19.** b. **3.20.** d. **3.21.** c. Structurile cu formula moleculară C_3H_4 : $H_2C=C=CH_2$, $H-C \equiv C-CH_3$, . **3.22.** e. **3.23.** e. **3.24.** a. $AB_3 \Rightarrow 4$ ioni izoelectronici $\Rightarrow 240,88 \cdot 10^{23} : 4 = 60,22 \cdot 10^{23} \Rightarrow 60,22 \cdot 10^{23} : 6,022 \cdot 10^{23} = 10e^-$ pe ion $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 \Rightarrow$ ionii pot fi: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , F^- , O^{2-} , N^{3-} . **3.25.** b. **3.26.** c. **3.27.** e. **3.28.** c. **3.29.** b. **3.30.** A, A, A. **3.31.** A, A, F. **3.32.** F, A, A. **3.33.** A, F, F. **3.34.** A, A, F. **3.35.** A, A, A. **3.36.** A, A, F. **3.37.** A, A, A. **3.38.** A, A, A. **3.39.** A, A, F.

Capitolul 4: Starea gazoasă

4.1. a) 112L; b) 336 mL; c) $224m^3$; d) 1,12 L; e) $44,8 m^3$; f) 44,8 mL; g) 112 L; h) $67,2 m^3$. **4.2.** a) 960 g; b) 63,9 mg; c) $2240 m^3$; d) 132 g; e) 140 kg. **4.3.** a) 134,4 L; b) 336 L; c) 300 g; d) 71 g/mol; e) $18,066 \cdot 10^{20}$ atomi. **4.4.** a) 98,4 L; b) 30 mL; c) $12,3 m^3$; d) 410 L; e) 410 L; $\bar{\mu}_{aer} = 0,8 \cdot 28 + 0,2 \cdot 32 = 28,8$, $v_{aer} = 1440 : 28,8 = 50$ mol. **4.5.** $v = \text{constant}$, $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ a) $1,647 dm^3$; b) 2,72 atm; c) 1,8 atm; d) $105^\circ C$. **4.6.** a) 2,419 atm; b) 232,32 g; c) 201,6 L; d) 10,127 atm. **4.7.** a) din $pV = \nu RT \Rightarrow \nu = 20$ mol, $\bar{\mu} = 44x + (1-x) \cdot 18 = 32 \Rightarrow x = 0,25$ și $\nu_{CO_2} : \nu_{N_2} = 0,25 : 0,75 = 1:3 \Rightarrow y + 3y = 20 \Rightarrow 5$ mol CO_2 și 15 mol N_2 ; 220 g CO_2 , 420 g N_2 ; b) 1,107; c) $\bar{\mu} = \frac{5+x}{20+x} \cdot 44 + \frac{15}{20+x} \cdot 28 = 34,4 \Rightarrow x = 5$ mol CO_2 adăugați, 220 g CO_2 ; d) scade cu 10° . **4.8.** a) 28,8 g/mol; b) 17,833 g/mol; c) 76,8 g/mol; d) 34,391 g/mol; e) 22,166 g/mol; f) 29,2 g/mol; g) 56,8 g/mol; h) 8,4 g/mol. **4.9.** a) 20% CH_4 și 80% O_2 ; b) 60% CH_4 și 40% C_2H_6 ; c) $\bar{\mu} = 28,9 \cdot 0,3921 = 11,33$ g/mol, $\nu_{H_2} = 3:2 = 1,5$ mol, $\nu_{N_2} = 14:28 = 0,5$ mol. În x mol amestec: 1,5 mol H_2 , 0,5 mol N_2 , x-2 mol NH_3 și din $\bar{\mu} = 11,33$ g/mol $\Rightarrow x = 3$, 50% H_2 , 16,66% N_2 , 33,33% NH_3 ; d) x mol C_2H_2 , y mol $CH_4 \Rightarrow 26x + 16y = 16,4$ și $2x + y = 1,1 \Rightarrow x = 0,2$ mol și $y = 0,7$ mol, 22,22% C_2H_2 , 77,77% CH_4 ; e) $\mu_A = 42$ g/mol, $\mu_B = 28$ g/mol.

Într-un amestec format din 4,5 g A și 1 g B se află: $4,5:42 = 0,10714$ mol A și $1:28 = 0,0357$ mol B; 75% A și 25% B. **4.10.** a) 588 mg; b) 28 g/mol; c) 227°C ; d) N_2 . **4.11.** a) 2,0535 g/L; b) 10,7317 g/L; c) 0,553; d) 0,607; e) 1,9722; f) 2,41 g/L; g) 1,2629. **4.12.** a) 2 g/mol, H_2 ; b) 64 g/mol, SO_2 ; c) 71 g/mol, Cl_2 ; d) 42 g/mol, C_3H_6 ; e) 36,5 g/mol, HCl . **4.13.** a) 3 kmol N_2 ; b) 0,33 atm (CO_2), 0,66 atm (O_2), 1 atm (N_2); c) 32 g/mol; d) 192 kg. **4.14.** a) Din $p_i = X_i \cdot P \Rightarrow X_{\text{Cl}_2} = 0,2$, $X_{\text{N}_2} = 0,5$, $X_{\text{CO}_2} = 0,3$; 2 mol Cl_2 , 5 mol N_2 , 3 mol CO_2 ; b) 414 g; c) 41,4 g/mol; d) 67,2 L. **4.15.** a) 2,625 atm; b) 2,625 atm; c) 78,4 L; d) 30 g. **4.16.** c. **4.17.** a. **4.18.** e. CO_x La 12g C $\Rightarrow 16x$ g creștere de masă, iar la 100g C $\Rightarrow 266,66$ g creștere de masă $\Rightarrow x = 2$. **4.19.** b. **4.20.** d. $\bar{\mu} = 1,65:32 = 52,8$ g/mol, $X_{\text{XO}_2} = 1:5$, $X_{\text{YO}_2} = 2:5$, $X_{\text{ZO}} = 2:5$. Într-un mol de amestec se află $1:5 = 0,2$ mol XO_2 și $\mu_{\text{XO}_2} = 8,8:0,2 = 44$ g/mol $\Rightarrow \text{CO}_2$. În 0,1 mol amestec se află $(2:5) \cdot 0,1 = 0,04$ mol YO_2 și $\mu_{\text{YO}_2} = 2,56:0,04 = 64$ g/mol $\Rightarrow \text{SO}_2$. Din $\bar{\mu} = 52,8 \Rightarrow \mu_{\text{ZO}_2} = 46$ g/mol $\Rightarrow \text{NO}_2$. $\bar{\mu} = 52,8$ g/mol $> \mu_{\text{CO}_2} = 44$ g/mol. **4.21.** A, A, A. **4.22.** F, A, A. **4.23.** A, F, A. **4.24.** A, A, F. **4.25.** A, A, F. **4.26.** A, A, A.

Capitolul 5: Amestecuri de substanțe. Soluții. Concentrațiile soluțiilor. Cristalohidrați

5.1. a) 15%; b) 6,25%; c) 35,25%; d) 33,6%; e) 10%. **5.2.** a) 2,5g; b) 170g; c) 30g. **5.3.** a) 36g; b) 9:80; c) 10,11%; d) 0,89; e) 6,1 mol/L; f) 25,71g; g) 60g. **5.4.** a) 6,25 M; b) 3 M; c) 78,4g; d) 0,8L; e) 1497g. **5.5.** a) 1,04 mol, 101,92g; b) 1:19,3; c) 22%; d) 400g; e) 78,1g. **5.6.** a) 11,66%; b) 1,25M; c) 2,44M; d) 15,09%. **5.7.** a) 137,23g; b) 4,5 M; c) 9,8 M. **5.8.** a) 0,6 N; b) 0,5L; c) 0,196 g/mL; d) 4 M. **5.9.** a) 32,5g, 6,4g; b) 27; c) 64g, 8:1; d) 18,66g; e) 16g. **5.10.** a) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; b) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; d) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; e) $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$; f) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; g) $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; h) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; i) $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; j) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; k) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. **5.11.** a) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; 24,79% Co, 29,83% Cl, 5,04% H, 40,33% O; b) 29,5g Co; c) $1,2044 \cdot 10^{23}$ ioni Cl^- . **5.12.** a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, 540mg; b) $24088 \cdot 10^{23}$; c) 44g. **5.13.** Dacă în 175 g de soluție saturată se află 75 g CaCl_2 și 100 g apă, în 103,6 g de soluție saturată se află 44,4 g CaCl_2 și 59,2 g apă. $59,2 - 16 = 43,2$ g apă din $\text{CaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, 89g. **5.14.** În 164,88 g se află 0,88 g impurități și 28 g Fe^{2+} care se află în 76 g FeSO_4 și 139 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. a) 139g, 25g; b) 180g; c) 16,744%. **5.15.** În 109,259 g material solid se află 79,326 g Ba^{2+} care provine din 99,057 g $\text{Ba}(\text{OH})_2$. $109,259 - 99,057 = 10,2$ g impurități, $102 - 10,2 = 91,8$ g BaO pur. În reacția: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ se consumă 91,8 g BaO , 10,8 g H_2O și rezultă 102,6 g $\text{Ba}(\text{OH})_2$. În soluția rezultată se află: $102,6 - 99,057 = 3,543$ g $\text{Ba}(\text{OH})_2$ și $204 - 10,8 = 193,2$ g apă. În 100 g apă s-au dizolvat 1,833 g $\text{Ba}(\text{OH})_2$. a) 1,833g; b) 1,8%, 0,1M. **5.16.** a) HCl reacționează atât cu CaO probabil nereacționat cât și cu $\text{Ca}(\text{OH})_2$ din soluție și din materialul solid separat. În 28 g reziduu solid rămas se pot afla impuritățile din varul nestins și poate CaCl_2 nedizolvată. Se consideră că toată cantitatea de CaCl_2 s-a dizolvat și că 28 g sunt impurități. $140 - 28 = 112$ g CaO , care consumă în reacția: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ 36 g apă > 90 g apă. Tot CaO a reacționat cu apa și rezultă 148 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$. În soluția de HCl , $m_d = 146$ g. În reacția: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, 146 g HCl reacționează cu 148 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ și rezultă 222 g CaCl_2 și 72 g H_2O . În soluția finală: $m_{\text{CaCl}_2} = 222$ g și $m_{\text{apă}} = 72$ g din reacție + 354 g din soluția de HCl + 54 g care nu au reacționat cu $\text{CaO} = 480$ g. Pentru dizolvarea a 222 g CaCl_2 erau necesare 296 g de apă și toată cantitatea de CaCl_2 s-a dizolvat și erau 28 g impurități. 80%; b) $175,935 - 28 = 147,935$ g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ în materialul solid, $148 - 147,935$ g = 0,065 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ s-au dizolvat în 54 g apă: 0,12g/100g apă; c) 31,62%. **5.17.** a) Ba, BaO ; b) 133,506g; c) 7295,4g. **5.18.** a) 40g; b) 8,96L CO_2 ; c) 19,6g H_2SO_4 , 40g sol.; d) 68,4g; e) 64,2632g; f) 0,15% CaSO_4 , 22,23%

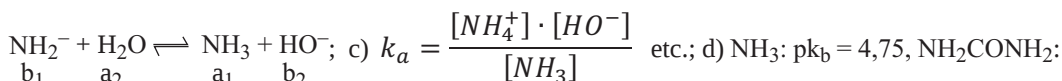
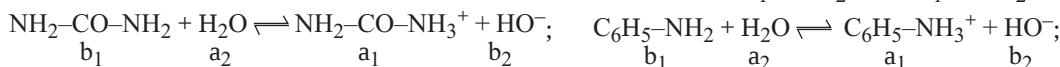
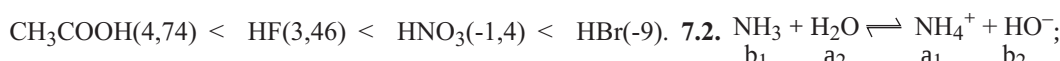
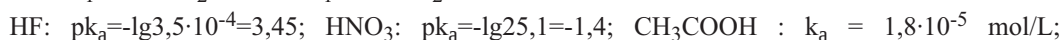
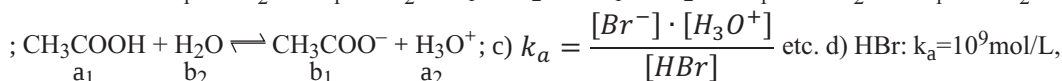
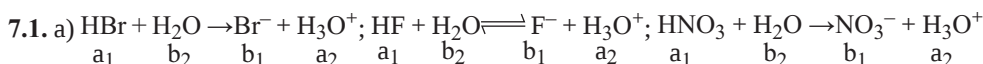
H_2SO_4 ; g) $\text{Ca}^{2+}:\text{SO}_4^{2-}=1:201$. **5.19.** e. **5.20.** d. **5.21.** d. **5.22.** a. **5.23.** a. **5.24.** c. **5.25.** e. **5.26.** c. **5.27.** c. **5.28.** d. Soluția 1: m_{s1} , c_1 și $m_d = c_1 \cdot m_{s1} : 100$, $m_{ap\tilde{a}} = m_{s1} - m_d$; Soluție 2: m_d și $m_{ap\tilde{a}} = m_{s1} - m_d + (m_{s1} - m_d) : 4 = 1,25m_{s1} - 1,25m_d$ și $m_{s2} = m_d + m_{ap\tilde{a}} = m_d + 1,25m_{s1} - 1,25m_d = 1,25m_{s1} - 0,25m_d$; a) $c_2 = 100 m_d : (1,25m_{s1} - 0,25m_d) \Rightarrow c_1 : c_2 \neq 1:4$; b) $m_{s2} = 1,25m_{s1} - 0,25m_d$, $m_{s1} + 0,25m_{s1} = 1,25m_{s1}$. **5.29.** e. Soluția 1: m_{s1} , c_1 , m_{d1} , $c_1 = m_{d1} \cdot 100 : m_{s1}$, $m_{d1} = c_1 \cdot m_{s1} : 100$; Soluția 2: $m_{d2} = m_{d1} + x$, $m_{s2} = m_{s1} + x$, $c_2 = (m_{d1} + x) \cdot 100 : (m_{s1} + x)$, $c_2 = 2c_1$; a) Dacă $c_2 = 2c_1$ ar trebui ca $x = m_{d1}$ sau $m_{d2} = 2m_{d1}$. Din $c_2 = 2c_1 \Rightarrow m_{d2} \cdot 100 : m_{s2} = 2m_{d1} \cdot 100 : m_{s1} \Rightarrow m_{d2} : (m_{s1} + m_{d1}) = 2m_{d1} : m_{s1} \Rightarrow m_{d2} = 2m_{d1} + 2m_{d1}^2 : m_{s1} \neq 2m_{d1}$. b) Dacă $c_2 = 2c_1$ ar trebui ca $m_{s2} : m_{s1} = 2 \Rightarrow (m_{s1} + x) : m_{s1} = 1 + x : m_{s1}$, $(m_{s1} + x) : m_{s1} = 2$ dacă $x = m_{s1}$, în acest caz $\Rightarrow c_2 = (m_{d1} + x) \cdot 100 : (m_{s1} + x) = (m_{d1} + m_{s1}) \cdot 100 : 2m_{s1} = 100m_{d1} : 2m_{s1} + 50 = 0,5c_1 + 50 \neq c_1$. d) Dacă $c_2 = 2c_1$ ar trebui ca $m_{d2} = 1,5m_{d1}$. Din $c_2 = 2c_1 \Rightarrow m_{d2} \cdot 100 : m_{s2} = 2m_{d1} \cdot 100 : m_{s1} \Rightarrow m_{d2} = 2m_{d1} \cdot m_{s2} : m_{s1} \Rightarrow m_{d2} = m_{d1} \cdot 2m_{s2} : m_{s1} \Rightarrow m_{d2} = 1,5 m_d$, dacă $2m_{s2} : m_{s1} = 1,5 \Rightarrow m_{s2} = 0,75 m_{s1}$, rezultat incorect $m_{s2} > m_{s1}$. e) Dacă $c_2 = 2c_1$ ar trebui ca $m_{d2} : m_{d1} = 2(m_{s2} : m_{s1})$. $m_{d2} : m_{d1} = (c_2 \cdot m_{s2} : 100) : (c_1 \cdot m_{s1} : 100) = 2c_1 \cdot m_{s2} : c_1 \cdot m_{s1} = 2(m_{s2} : m_{s1})$. **5.30.** e. **5.31.** e. **5.32.** b. **5.33.** a. **5.34.** e. **5.35.** d. **5.36.** e. **5.37.** d. a) $237 \cdot 45,57 : 100 = 108$ g apă, $237 - 108 = 129$ g sare. La 65°C , 70 g sare se dizolvă în 100 g apă, iar 129 g sare se dizolvă în 184,285 g apă. Se adaugă $184,285 - 108 = 76,285$ g apă. b) Se depun prin răcire x g sare. În cristalohidrat se află $100 - 45,57 = 54,43\%$ sare și la 54,43 g sare corespund 45,57 g apă, iar la x g sare corespund $0,8372x$ g apă de cristalizare. În soluția la 45°C au rămas: $(129 - x)$ g sare și $(184,285 - 0,8372x)$ g apă. Din solubilitate 35 g sare la 100 g apă $\Rightarrow (129 - x) \cdot 100 = 35(184,285 - 0,8372x) \Rightarrow x = 91,33$ g sare, $0,8372 \cdot 91,33 = 76,37$ g apă de cristalizare și $91,33 + 76,37 = 167,6$ g cristalohidrat depus. **5.38.** e. **5.39.** a. **5.40.** e. **5.41.** e. **5.42.** d. **5.43.** e. **5.44.** e. În 75g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se află 48g CuSO_4 și 27g apă. În soluția saturată la 70°C (45g CuSO_4 la 100g apă) se află 48g CuSO_4 și 106,66g apă. S-au adăugat: $106,66 - 27 = 79,66$ g apă. Prin răcirea soluției la 20°C se separă xg $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și rămâne o soluție saturată la 20°C (21g CuSO_4 la 100g apă). În xg $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se află $0,64x$ g CuSO_4 și $0,36x$ g apă. În soluția saturată la 20°C se află: $(48 - 0,64x)$ g CuSO_4 și $(106,66 - 0,36x)$ g apă și rezultă $x = 45,35$ g. **5.45.** e. **5.46.** e. **5.47.** c. **5.48.** d. **5.49.** e. **5.50.** e. **5.51.** e. **5.52.** e. **5.53.** e. **5.54.** e. **5.55.** d. **5.56.** A, A, F. **5.57.** A, A, A. **5.58.** A, F, A. **5.59.** A, A, A. **5.60.** A, A, F. **5.61.** A, A, A. **5.62.** Au loc reacțiile: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$, $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. A, A, A. **5.63.** A, A, F. **5.64.** A, A, A. **5.65.** A, F, F. **5.66.** F, A, A. **5.67.** A, A, A.

Capitolul 6: Echilibrul chimic

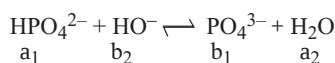
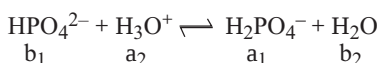
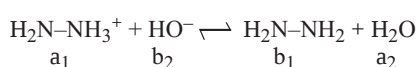
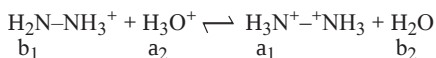
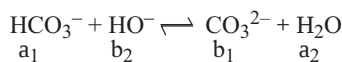
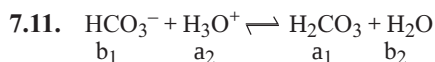
6.1. 0,089 mol/L. **6.2.** a) $0,0557 \text{ mol}^{1/2} \cdot \text{L}^{-1/2}$; b) 1135,4 mol/L. **6.3.** a) $K_X = 0,2778$, $K_C = 3,3878 \cdot 10^{-3}$ mol/L la 1000K; $K_X = 1,32$, $K_C = 14,63 \cdot 10^{-3}$ mol/L la 1100K; b) 62,78% C_2H_6 , 18,6% C_2H_4 , 18,6% H_2 ; c) sensul 2. **6.4.** a) 1: sensul 1, 2: sensul 1, 3: nu se deplasează; b) 400 L; c) $X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,14$, $X_{\text{C}_2\text{H}_4} = X_{\text{H}_2} = 0,43$; d) $K_P = 5,95$ atm ($K_P = K_X \cdot P^{\Delta\nu}$ și $K_P = P_{\text{C}_2\text{H}_4} \cdot P_{\text{H}_2} / P_{\text{C}_2\text{H}_6}$). **6.5.** a) sensul 1; b) sensul 1; c) sensul 2; d) 84g. **6.6.** a) sensul 2; b) sensul 2. **6.7.** a) 33,33%; b) 0,25 L/mol. **6.8.** a) 9:15:5; b) 1,25; c) 23,6% CO , 23,6% H_2O , 26,4% H_2 , 26,4% CO_2 . **6.9.** a) 1,2 mol PCl_5 , 2,8 mol PCl_3 , 0,8 mol Cl_2 ; b) 1:1; c) 40%; d) $K_C = 9 \cdot 10^{-3}$ mol/L, $K_P = 0,38$ atm; $K_X = 0,38$. **6.10.** a) sensul 1; b) 32,9 mol N_2 , 48,7 mol H_2 , 204,2 mol NH_3 ; c) 234,3 atm; d) $K_X = 456,5$; $K_P = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^{-2}$. **6.11.** b. **6.12.** d. **6.13.** e. **6.14.** b. **6.15.** b. **6.16.** e. **6.17.** d. **6.18.** e. **6.19.** e. **6.20.** e. **6.21.** A, F, F. **6.22.** A, A, A. **6.23.** A, A, F. **6.24.** F, A, F. **6.25.** F, A, A. **6.26.** A, A, A. **6.27.** F, A, A. **6.28.** A, A, F. **6.29.** A, F, A. **6.30.** A, F, F. **6.31.** A, A, F. **6.32.** A, F, A. **6.33.** A, A, A. Are loc reacția:

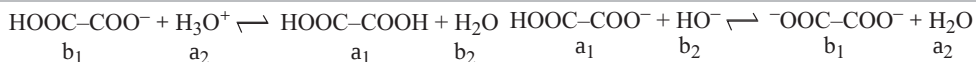
$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ cu $K_{p2} = 1:K_{p1} = 7,69 \text{ atm}^{-1}$. S-au introdus x mol NO_2 , au reacționat y mol NO_2 și la echilibru se află $x-y$ mol NO_2 și $0,5y$ mol N_2O_4 . Din $pV = \nu RT$, unde $p = 6,536 \text{ atm}$, $V = 1 \text{ L}$, $T = 298 \text{ K} \Rightarrow \nu = 0,2675 \text{ mol} \Rightarrow x - y + 0,5y = x - 0,5y = 0,2675$ și $x = 0,2675 + 0,5y$. $p_{\text{NO}_2} = X_{\text{NO}_2} \cdot P = (x-y) \cdot 6,536:0,2675 = (0,2675 + 0,5y - y) \cdot 6,536:0,2675$, $p_{\text{N}_2\text{O}_4} = X_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P = 0,5y \cdot 6,536:0,2675$. Din $K_P = p_{\text{N}_2\text{O}_4}:p_{\text{NO}_2}^2 = 7,69 \Rightarrow x = 0,5$ și $y = 0,466$. **6.34.** A, A, F.

Capitolul 7: Acizi și baze. Reacții cu schimb de protoni



$k_b = 1,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$: $\text{pk}_b = 9,42$, NH_2^- : $k_b = 10^9$; $\text{NH}_2^-(-9) > \text{NH}_3(4,75) > \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(9,42) > \text{NH}_2\text{CONH}_2(13,82)$. **7.3.** b) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; c) $\text{NaNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HNO}_2$; e) $\text{CH}_3\text{-COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$; f) $\text{NaHS} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{S}$. **7.4.** a) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$; d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; f) $\text{NH}_4\text{Cl} + (\text{CH}_3)_2\text{NH} \rightarrow \text{NH}_3 + (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{Cl}$. **7.5.** $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{pk}_{a1} = 2,12$, $k_{a1} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{pk}_{a2} = 7,2$, $k_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$; $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{pk}_{a3} = 12,67$, $k_{a3} = 2,13 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$. **7.6.** $\text{NH}_2\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{-NH}_3^+ + \text{HO}^-$, $k_{b1} = 8,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, $\text{pk}_{b1} = 6,05$; $\text{H}_2\text{N-NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{N-NH}_3^+ + \text{HO}^-$, $k_{b2} = 10^{-14} \text{ mol/L}$, $\text{pk}_{b2} = 14$. **7.7.** a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$, $k_{a1} = 10^2 \text{ mol/L}$, $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, $k_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$; b) În soluție se află: HSO_4^- (amfolit), SO_4^{2-} (bază), H_3O^+ (acid), HO^- (bază), H_2O (amfolit). Cel mai tare acid H_3O^+ . **7.8.** a) ClO_3^- ($k_b = 10^{-13} \text{ mol/L}$), NO_2^- ($2,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$), HSO_3^- ($k_b = 6,66 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$), HS^- ($k_b = 1,098 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$); b) $\text{H}_2\text{S} < \text{HNO}_2 < \text{H}_2\text{SO}_3 < \text{HClO}_3$, $\text{ClO}_3^- < \text{HSO}_3^- < \text{NO}_2^- < \text{HS}^-$. **7.9.** a) CH_3NH_3^+ ($\text{pk}_a = 10,64$), CH_3OH ($\text{pk}_a = 15,5$), HCOOH ($\text{pk}_a = 3,75$), NH_4^+ ($\text{pk}_b = 9,25$); b) $\text{HCOO}^- < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{NH}_2 < \text{CH}_3\text{O}^-$ și $\text{HCOOH} > \text{NH}_4^+ > \text{CH}_3\text{NH}_3^+ > \text{CH}_3\text{OH}$. **7.10.** a) ex: $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH}_2)_5\text{HO}]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$, $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ are cel mai pronunțat caracter acid (pk_a cel mai mic) și este cel mai ionizat; b) $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ ($k_a = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$), $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ ($k_a = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$), $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ ($k_a = 2,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$).





7.12. a) NO_2^- (bază), HCl (acid); b) HCO_3^- (acid), HO^- (bază), c) NH_4^+ (acid), CH_3NH_2 (bază); d) NH_3 (bază), HNO_3 (acid). **7.13.** a) 12,47%; b) 5,77%; c) $4,25 \cdot 10^{-4}$ mol/L; d) $4,4 \cdot 10^{-4}$ mol/L; e) 10^{-2} M; f) 10^{-3} M. **7.14.** a) acid; b) neutru; c) bazic; d) bazic; e) neutru; f) acid; g) acid; h) neutru; i) bazic. **7.15.** a) pH=2, pOH=12, $[\text{HO}^-]=10^{-12}$ M; b) pH=1,6, pOH=12,4, $[\text{HO}^-]=4 \cdot 10^{-3}$ M; c) pH=10, pOH=4, $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-10}$ M; d) pH=6,17, pOH=7,83, $[\text{H}_3\text{O}^+]=0,66 \cdot 10^{-6}$ M; e) $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-3}$ M, $[\text{HO}^-]=10^{-11}$ M, pOH=11; f) $[\text{H}_3\text{O}^+]=3,16 \cdot 10^{-10}$ M, $[\text{HO}^-]=3,16 \cdot 10^{-5}$ M, pOH=4,5; g) pH=pOH=7, $[\text{H}_3\text{O}^+]=[\text{HO}^-]=7$ M; h) pH=11,5, $[\text{H}_3\text{O}^+]=3,16 \cdot 10^{-12}$ M, $[\text{HO}^-]=3,16 \cdot 10^{-3}$ M. **7.16.** a) 2; b) 1,6; c) 0,39; d) 0,69; e) 1,18; f) 0,51; e) 1,78. **7.17.** a) pH=2; b) pH=6,22; c) pH=7. **7.18.** a) pH=11; b) pH=12,2; c) pH=13,3; d) pH=10,39; e) pH=12,65; f) 10,74. **7.19.** a) pH=11; b) pH=7,95; c) pH=7. **7.20.** a) pH=3; b) pH=3,04; c) pH=3,87; d) pH=6,16. **7.21.** a) pH=11,3; b) pH=10,27; c) pH=7,93. **7.22.** a) pH=6,1; b) pH=6,82; c) pH=7. **7.23.** a) pH=8,76; b) pH=7,46; c) pH=7. **7.24.** a) pH=2,14; b) pH=3,02. **7.25.** a) pH=1,24; b) pH=12,69; c) pH=0,99; d) pH=13,22. **7.26.** a) $k_a=1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L; b) $pK_a=3,36$, c) $k_a=1,75 \cdot 10^{-5}$ mol/L; d) $pK_b=3,36$. **7.27.** a) pH=2,6; b) pH=10,82; c) 12,9; d) 2,96. **7.28.** NH_4Br : sol acidă, pH=5,47; NH_4HS : sol bazică, pH=9,64; $\text{C}_6\text{H}_5\text{OK}$: sol. bazică, pH=11,1; NaNO_3 : sol neutră, pH=7, nu hidrolizează. **7.29.** $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, sol acidă, pH=5,27; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$: sol bazică, pH=9,53, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, sol bazică, pH=12,39. **7.30.** b) pH=3,92; c) pH=1,89; d) pH=8,39. **7.31.** a) 0,4 L; b) 37,5 mL; c) 21,6 g; d) 8,16 mL; e) 370 g; f) 0,3 L. **7.32.** a) 50 mL; b) 91,5 g; c) 15,9%. **7.33.** a) pH=7; b) pH=7; c) pH=11,69; d) pH=1,6. **7.34.** a) pH=1,12; b) pH=8,28; c) pH=5,98. **7.35.** a) 50 mL; b) 19,8 mL; c) 10 mL. **7.36.** a) pH=5,34; b) 1 L; c) pH=5,28. **7.37.** a) 10,31; b) 10 g; c) 1:1; d) 9,91; e) $\text{HCO}_3^- + \text{HO}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$. **7.38.** a) 2:1; b) 0,25 L; c) 0,1 mol; d) 6,89; c) 1:8. **7.39.** a) $[\text{HOOC-COOH}]=1,84 \cdot 10^{-2}$ M, $[\text{HOOC-COO}^-]=3,14 \cdot 10^{-2}$ M, $[\text{OOC-COO}^-]=5,33 \cdot 10^{-5}$ M, $[\text{H}_3\text{O}^+]=3,15 \cdot 10^{-2}$ M, $[\text{HO}^-]=0,317 \cdot 10^{-12}$ M; b) pH = 1,5; c) HOOC-COO^- . **7.40.** c. **7.41.** a. **7.42.** d. **7.43.** d. **7.44.** e. **7.45.** d. **7.46.** d. **7.47.** c. **7.48.** a. **7.49.** e. **7.50.** c. **7.51.** A, A, F. **7.52.** A, A, A. **7.53.** A, A, A. **7.54.** A, F, F. **7.55.** F, A, F. **7.56.** F, A, F. **7.57.** A, A, F. **7.58.** A, A, F. **7.59.** A, A, A. **7.60.** A, F, F. **7.61.** A, F, A. **7.62.** A, A, A. **7.63.** A, F, A. **7.64.** A, A, A.

Capitolul 8: Termodinamică chimică

8.1. a) reacții endoterme: a și c, reacții exoterme: b și d; b) $\Delta H_a = +205,58$ kJ, $\Delta H_b = -56,43$ kJ, $\Delta H_c = +73,01$ kJ, $\Delta H_d = -282,8$ kJ. **8.2.** reacții exoterme: a și c, reacții endoterme b și d. **8.3.** a) $\Delta H = -132,2$ kJ; b) $\Delta H = -95,5$ kJ; c) $\Delta H = -55,81$ kJ; d) $\Delta H = +72,7$ kJ; e) $\Delta H = +288,4$ kJ; f) $\Delta H = +70$ kJ. **8.4.** a) $\Delta H = 100$ kJ; b) $\Delta H = 10$ kal. **8.5.** a) -148,2 kJ; b) $\Delta H^\circ_f \text{NaOH(s)} = -426$ kJ/mol. **8.6.** a) -98,8 kJ; b) $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}_{2(l)} = -187$ kJ/mol; c) -29,64 kJ; d) 10%. **8.7.** a) -127 kJ; b) 80%. **8.8.** a) C_6H_{14} ; b) 19274 kJ; c) 52,6 kJ. **8.9.** $\Delta H = +12,4$ kJ. **8.10.** $\Delta H^\circ_f \text{NO}_{2(g)} = +33$ kJ/mol. **8.11.** a) $\Delta H = +177$ kJ; b) $\Delta H^\circ_f \text{NH}_4\text{Cl(s)} = -315$ kJ/mol. **8.12.** a) $\Delta H = -253,6$ kJ; b) 4226,6 kJ. **8.13.** a) $\Delta H = -3,4$ kcal; b) 336 g. **8.14.** a) $\Delta H_3 = +137$ kJ; 32,72 kcal; b) $n=2$; C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6 ; c) reacțiile 1 și 2 - exoterme, reacția 3 - endotermă. **8.15.** $\Delta H_1 = -115$ kJ; $\Delta H_2 = -289$ kJ, $\Delta H_3 = +82$ kJ, $\Delta H_4 = -1153$ kJ. **8.16.** $\Delta H = -283$ kJ (din entalpii molare de formare), $\Delta H = -347$ kJ (din energii de legătură). S-au folosit energii de legătură și nu energii de disociere. **8.17.** 614 kJ/mol. **8.18.** a) $\Delta H = -368,6$ kJ; b) $L = 2,48$ kJ; c) $\Delta U = -389$ kJ. Energia internă scade pentru că reacția este exotermă și gazul degajat efectuează un lucru mecanic de expansiune. Indicație: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + \Delta nRT$. **8.19.** $\Delta H = +164,6$ kJ. **8.20.** a) $Q_s = 128437,5$ kJ/N·m³ = 128,4 MJ/N·m³; $Q_i = 118616$ kJ/N·m³ = 118,6 MJ/N·m³; b) $Q_s = 48404,65$ kJ/kg = 48,4 MJ/kg, $Q_i = 44823,25$ kJ/kg = 44,8 MJ/kg; c) $Q_s = 22690,62$ kJ/kg = 5420,6 kcal/kg, $Q_i = 19940,62$

kJ/kg = 4763,6 kcal/kg. **8.21.** $Q_i=91250 \text{ kJ/N}\cdot\text{m}^3$, $Q_i=11097,6 \text{ kcal/kg}$. **8.22.** $54,35 \text{ m}^3 \text{ C}_4\text{H}_{10}$, 149,6 kg motorină. **8.23.** circa 170 g. **8.24.** 1:2. **8.25.** a) n-butan (C_4H_{10}), b) $\Delta H=-44,8 \text{ kJ}$. **8.26.** a) 0,1L; b) 2863,5 J, 684 cal. **8.27.** 0,4M soluție KOH, 0,2M soluție HNO_3 . **8.28.** a) $\Delta H=-17,181 \text{ kJ}$; b) $31,77^\circ\text{C}$. **8.29.** $\Delta H=+15,28 \text{ kJ/mol}$. **8.30.** a) $\Delta H_{\text{diz}}=-12,98 \text{ kcal/mol}=-54,3 \text{ kJ/mol}$; b) crește cu $13,58^\circ\text{C}$. **8.31.** a) 0,278M; b) 500,4 g; c) $1,028 \text{ g/cm}^3$. **8.32.** raport molar $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6:\text{ATP} \approx 1:38$. **8.33.** a) $\Delta G=-36 \text{ kJ}$ (spontan); b) $\Delta G=-182 \text{ kJ}$ (spontan); c) $\Delta G=+49 \text{ kJ}$ (nespontan); d) $\Delta G=-234 \text{ kJ}$ (spontan); e) $\Delta G=+13 \text{ kJ}$ (nespontan). **8.34.** a) reacție nespontană până la 1698 K (1425°C) și spontană peste 1698K; b) reacție spontană până la 462,3K ($189,3^\circ\text{C}$) și nespontană peste 462,3K. **8.35.** d. **8.36.** d. **8.37.** b. **8.38.** b. **8.39.** a. **8.40.** A, F, A. **8.41.** F, A, A. **8.42.** A, A, A. **8.43.** F, F, A. **8.44.** A, F, A.

Capitolul 9: Noțiuni de cinetică chimică

9.1. a) $16,5\cdot 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$; $33\cdot 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$; b) $n=1$; c) $9\cdot 10^{-4} \text{ min}^{-1}$; d) 0,93 mol/L; e) $13,5\cdot 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$; f) 770 min; g) $14\cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$; h) 13 kJ/mol. **9.2.** 0,025 mol/L·min. **9.3.** a) $c_2=3 \text{ mol/L}$; b) $t_3=40 \text{ min}$; c) $\bar{v}_3=0,0158 \text{ mol/L}\cdot\text{min}$; d) scade; e) 40% C_2H_4 , 40% H_2 , 20% C_2H_6 ; f) $n=1$; g) $k=9\cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$. **9.4.** a) $E_{a1}=26 \text{ kcal}$; b) $E_{a2}=28 \text{ kcal}$; c) $\Delta H_1=-2 \text{ kcal}$ (sensul 1 reacție exotermă); d) $\Delta H_2=+2 \text{ kcal}$ (sensul 2 reacție endotermă). **9.5.** a) $E_{a2}=185,4 \text{ kJ}$. **9.6.** a) $E_{a1}=57,4 \text{ kcal}$. **9.7.** a) $E^*=64 \text{ kJ}$; b) $E_p=14 \text{ J}$; c) $\Delta H_1=+10 \text{ kJ}$, reacție endotermă. **9.8.** a) $n=2$; b) $n_{\text{H}_2}=1$, $n_{\text{I}_2}=1$; c) $18,12\cdot 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. **9.9.** a) $n=2$; b) $35\cdot 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$; c) 64285 s; d) $12,6\cdot 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. **9.10.** a) $n=1$; b) 0,04 min^{-1} ; c) 17,325 min; d) 30 min. **9.11.** a) $n=2$; b) $2,69\cdot 10^{-4} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; c) $t_{1/2}=3717,47\text{s}$; d) $v=1,7216\cdot 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$; e) 0,6737 mol/L. **9.12.** a) $n=1$; b) 134,7 min; c) 75 min; d) $c_0=0,0277 \text{ mol/L}$. **9.13.** a) $n=2$; b) $k=0,1165 \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; c) 2,146 s; d) 82,5%; e) 40,77 s. **9.14.** a) $v=k\cdot[\text{NO}]^2\cdot[\text{O}_2]$; b) $25 \text{ L}^2\cdot\text{mol}^{-2}\cdot\text{s}^{-1}$; c) $2,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. **9.15.** a) $n=1$; b) $k=0,0693 \text{ min}^{-1}$; c) 75%; d) 23,22 min. **9.16.** a) $n_{\text{NO}}=2$, $n_{\text{Br}_2}=1$, $v=k[\text{NO}]^2\cdot[\text{Br}_2]$; b) crește de 27 de ori. **9.17.** a) $n_{\text{CCl}_3\text{COO}^-}=1$, $n_{\text{H}_2\text{O}}=0$, $v=k[\text{CCl}_3\text{COO}^-]$; b) $k=1,71\cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$; c) $v=42,75\cdot 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$; d) $E_a=150 \text{ kJ/mol}$. **9.18.** a) $E_a=80,6 \text{ kJ/mol}$; b) $k=100 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$; c) circa 4 ori; d) $n=2$, $v=k[\text{CH}_3\text{I}]\cdot[\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-]$. **9.19.** a) $k=14,2\cdot 10^{-8} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; b) $E_a=94,23 \text{ kJ/mol}$ sau $22,5 \text{ kcal/mol}$, $A=1,67\cdot 10^7 \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; c) $k=8,158\cdot 10^{-7} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; d) $n=2$, $v=k[\text{C}_4\text{H}_8]\cdot[\text{HBr}]$; e) $v_1=32\cdot 10^{-8} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, $v_3=40,79\cdot 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, viteza a crescut de 1275 ori. **9.20.** circa $49,4^\circ\text{C}$. **9.21.** 10 min: $c_{\text{C}_2\text{H}_6}=1,8276 \text{ mol/L}$, $v_{\text{total}}=10,862 \text{ mol}$, $p=106,882 \text{ atm}$; 15 min: $c_{\text{C}_2\text{H}_6}=1,7472 \text{ mol/L}$, $v_{\text{total}}=11,264 \text{ mol}$, $p=110,837 \text{ atm}$; 25 min: $c_{\text{C}_2\text{H}_6}=1,5968 \text{ mol/L}$, $v_{\text{total}}=12,016 \text{ mol}$, $p=118,237 \text{ atm}$. **9.22.** a) Indicație: $v=pV/RT$, $c_M=v/V=p/RT$, $n_{\text{I}_2}=n_{\text{H}_2}=1$, $v=k[\text{I}_2]\cdot[\text{H}_2]$; b) $k=2,19\cdot 10^{-4} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$; c) $t=2329 \text{ s}$ (pentru fiecare reactant $n=1$ și $\ln c_0/c=kt$). **9.23.** a) $n=1$, $k\approx 9\cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$; b) 12,3 atm. **9.24.** a) $n=1$, $v=k\cdot[\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}]$; b) $k=2,4\cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$; c) circa 8,32 atm. **9.25.** c. **9.26.** d. **9.27.** a. **9.28.** e. **9.29.** b. **9.30.** c. **9.31.** a. **9.32.** c. **9.33.** a. **9.34.** d. **9.35.** d. **9.36.** F, A, F. **9.37.** A, A, A. **9.38.** A, F, A. **9.39.** A, A, A. **9.40.** A, A, F. **9.41.** A, A, F. **9.42.** A, A, F. **9.43.** A, A, A. **9.44.** A, F, A. **9.45.** A, F, F. **9.46.** A, A, A. **9.47.** A, A, F.

Capitolul 10: Electrochimia

10.1. a) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$; b) $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$; c) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; d) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$; e) $2\text{Bi}_2\text{S}_3 + 9\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2$; f) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ g) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; h) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$; i) $2\text{Cu} + 4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; j) $2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Oxigenul are caracter oxidant. **10.2.** a) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; b) $2\text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}_2$; c) $2\text{KClO}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{CO}_2$;

d) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$; e) $\text{CaSO}_4 + 2\text{C} \rightarrow \text{CaS} + 2\text{CO}_2$; f) $\text{SO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{(800^\circ\text{C})} \text{S} + 2\text{CO}$; g) $4\text{HNO}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$; h) $\text{BaSO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{BaS} + 2\text{CO}_2$; i) $\text{BaCO}_3 + 2\text{C} \rightarrow \text{BaO} + 2\text{CO}$. Carbonul are caracter reductor. **10.3.** a) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; b) $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$; c) $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2$; d) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; a și b - H_2O_2 agent oxidant, c și d - H_2O_2 agent reductor.

10.4. a) $2\text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 + 2\text{KCl}$; b) $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$;

c) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$; d) $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

e) $\text{P}_4 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$.

10.5. a) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$; b) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

10.6. a) $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$; b) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

c) $\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{PbCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. **10.7.** a) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4$;

b) $\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$; c) $\text{KClO}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2\text{O}_3$;

d) $2\text{MnO}_2 + 4\text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; e) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;

f) $6\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{I}_2 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$;

g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$; h) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{NO}_2$;

i) $2\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{HgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$. **10.8.** a) $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$;

b) $3\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{ClO}_3^-$; c) $3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$; d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$; e) $\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}^-$; f) $2\text{NO}_2 + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$;

g) $\text{NO}_3^- + \text{Pb} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{PbO}$; h) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{SO}_4^{2-}$; i) $4\text{NO}_2^- \xrightarrow{(220^\circ\text{C})} 4\text{NO} + 2\text{O}^{2-} + \text{O}_2$. **10.9.**

a) $\text{KClO}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2\text{O}_3$; b) $3\text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + \text{NO}_2$; c) $2\text{CrO}_3 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$;

d) $2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$. **10.10.** a) $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$; N^{+5} = agent oxidant, O^{2-} = agent reductor; b) 1115g; c) 2298,6 g.

10.11. a) $4\text{HNO}_3 + 3\text{S} \rightarrow 3\text{SO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$; $5\text{HNO}_3 + 3\text{P} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$;

b) HNO_3 agent oxidant, pentru că $\text{NO}_N = +5$ maxim; c) 7,84 L; d) 3,72 g. **10.12.** a)

$10\text{HNO}_3 + 4\text{Zn} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$; $8\text{HNO}_3 + 3\text{Zn} \rightarrow 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$;

HNO_3 = agent oxidant, Zn = agent reductor b) $180,66 \cdot 10^{20}$ electroni; c) 0,975 g Zn; 2,52 g HNO_3 .

10.13. a) $16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$; b) $E = 0,15\text{V} > 0$; c) 6 mL. **10.14.**

a) $2\text{KIO}_3 + 5\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KHSO}_4 + \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$; b) 406,4 mg; c) 42,8 g, masa de KIO_3 care

acceptă $6,022 \cdot 10^{23}$ electroni în procesul de reducere la I_2 . **10.15.** b) $8\text{Fe} + 3\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{S}_3$;

c) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$. **10.16.** 3,2%. **10.17.** a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$;

$\text{Br}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KBr} + \text{I}_2$; $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$; b) 1:2; c) 20g. **10.18.** a)

$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$; b) 3,4M. **10.19.**

a) Na_2CrO_4 (A), KMnO_4 (B); $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 16\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaCl} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$;

$2\text{MnSO}_4 + 16\text{KOH} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + 10\text{KCl} + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$; b) 0,5 mol Cl_2 . **10.20.** a, b, d, e, f,

i, j. **10.21.** a) 5,85g Zn, 5,76 g Cu; b) 18%. **10.22.** Ecuația reacției este: $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. De pe placa de Cu trec în soluție x moli Cu și se depun pe placă 2x moli Ag. $m - x \cdot 64 + 2x \cdot 108 = m + 2,28$.

a) 0,96g Cu; b) 3,2g Ag; c) 0,125 M. **10.23.** a) 2,76g; b) 0,33 M. **10.24.** a) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxidare), $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ (reducere); b) $(-) \text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)} || \text{Ag}^+_{(aq)} | \text{Ag}_{(s)} (+)$; c) $\text{Zn}_{(s)}$

+ 2Ag⁺(aq) → Zn²⁺(aq) + 2Ag(s); d) E = +1,56V. **10.25.** a) Pb → Pb²⁺ + 2e⁻ (oxidare), Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu (reducere), b) anod - Pb, catod - Cu; c) (-) Pb(s) | Pb²⁺(aq) || Cu²⁺(aq) | Cu(s) (+); d) 0,47V. **10.26.** a) Fe → Fe²⁺ + 2e⁻ (oxidare), 2H₃O⁺ + 2e⁻ → H₂ + 2H₂O (reducere), b) anod - electrod standard de fier, catod - electrodul normal de hidrogen; c) Fe + 2HCl → FeCl₂ + H₂; d) E = E^o_{Fe²⁺/Fe}. **10.27.** a) anod - Mg (E^o_{red} = -2,36V), catod - Al (E^o_{red} = -1,66V); b) Mg → Mg²⁺ + 2e⁻ (oxidare), Al³⁺ + 3e⁻ → Al (reducere); c) +0,7V; d) (-) Mg(s) | Mg²⁺(aq) (1M) || Al³⁺(aq) (1M) | Al(s) (+); e) 3Mg + 2Al³⁺ → 3Mg²⁺ + 2Al. **10.28.** a) (-) Mn | Mn²⁺(aq) || Ni²⁺(aq) | Ni(s) (+); b) Mn + Ni²⁺ → Mn²⁺ + Ni; c) -1,18V. **10.29.** a, b, c, d, în condiții standard. **10.30.** b, c, d, e. **10.31.** a) 30,89%; b) Δm anod = 24g, Δm catod = 16g. **10.32.** a) A(+) 2Cl⁻ → Cl₂ + 2e⁻ (oxidare), C(-) Ca²⁺ + 2e⁻ → Ca (reducere), CaCl₂ → Ca + Cl₂; b) 144g Ca. **10.33.** 1,89g Cu. **10.34.** Mn. **10.35.** a) 108g; b) 1,119mg; c) 108. **10.36.** a) 68,5g; b) 0,7098 mg; c) 137. **10.37.** a) 32g; b) 1,92g; c) 64g/mol; Cu; d) 6250 C. **10.38.** a) 96,5%; b) 5 ore. **10.39.** Reacția este posibilă (E^o = +1,01 V > 0, ΔG^o = -194930 J/mol < 0, K = 1,51·10³⁴); 2Fe²⁺ + H₂O₂ + 2H⁺ → 2Fe³⁺ + 2H₂O. **10.40.** E^o1 = +0,76V, reacția este posibilă (E^o_{piila} = +1,2V, ΔG^o = -231,6 kJ/mol, K = e^{93,52}). **10.41.** d. **10.42.** c. **10.43.** e. **10.44.** e. **10.45.** e. **10.46.** c. **10.47.** e. **10.48.** d. **10.49.** b. **10.50.** a. **10.51.** e. **10.52.** A, A, F. **10.53.** A, A, F. **10.54.** A, A, A. **10.55.** F, A, F. **10.56.** F, A, A. **10.57.** A, A, F. **10.58.** A, A, F. **10.59.** A, A, A. **10.60.** F, F, A. **10.61.** A, A, A.

Capitolul 11: Reacții de complexare și precipitare. Metode experimentale de identificare a unor cationi și anioni

11.1. a) [Cu(NH₃)₃]²⁺, Cu²⁺, NH₃, 4, sulfat de tetraaminocupru (II); b) [Cr(NH₃)₆]³⁺, Cr³⁺, NH₃, 6, clorură de hexaaminocrom (III); c) [Mn(CN)₆]³⁻, Mn³⁺, CN⁻, 6, hexacianomanganat (III) de potasiu; d) [PtCl₄]²⁻, Pt²⁺, Cl⁻, 4, tetracloroplatinat (II) de potasiu. **11.2.** A: [Co(NH₃)₅Br]SO₄ sulfat de bromopentaaminocobalt (III), B: [Co(NH₃)₅SO₄]Br bromură de sulfatopentaaminocobalt

(III). **11.3.** $\left[\begin{array}{c} \text{Br} \nearrow \\ \text{Cl} \nearrow \end{array} \text{Pt} \begin{array}{c} \nwarrow \text{NH}_3 \\ \nwarrow \text{NH}_3 \end{array} \right]$ cis și trans $\left[\begin{array}{c} \text{H}_3\text{N} \nearrow \\ \text{Cl} \nearrow \end{array} \text{Pt} \begin{array}{c} \nwarrow \text{Br} \\ \nwarrow \text{NH}_3 \end{array} \right]$. **11.4.** A: Zn[Hg(SCN)₄]

tetratiocianatomercurat (II) de zinc; B: Fe₂[Hg(SCN)₄]₃ tetratiocianatomercurat (II) de fier (III).

11.5. A: Cu₂[Fe(CN)₆] hexacianoferat (II) de cupru (II); B: Ag₄[Fe(CN)₆] hexacianoferat (II) de argint (I); C: Ni₂[Fe(CN)₆] hexacianoferat (II) de nichel (II). Pentru toate (A, B, C): [Fe(CN)₆]⁴⁻, Fe²⁺, CN⁻, 6. **11.6.** a) 1700 g; b) 108 g Ag; c) 3,2536 g. **11.7.** a) HC≡CH + 2[Ag(NH₃)₂]OH → AgC≡CAg + 2H₂O + 4NH₃, CH₃-C≡CH + [Ag(NH₃)₂]OH → CH₃-C≡CAg + H₂O + 2NH₃; b) 120g. **11.8.** a) 2CuSO₄ + 2NH₂-OH · HCl + 8NH₃ → 2[Cu(NH₃)₂]Cl + N₂ + 2(NH₄)₂SO₄ + 2H₂O, HC≡CH + 2[Cu(NH₃)₂]Cl → CuC≡CCu + 2NH₄Cl + 2NH₃; b) 99%. **11.9.** A: Cu(OH)₂, B: MgCO₃; C: Ag₂CrO₄; D: PbS. **11.10.** 3,36 g/L. **11.11.** 0,2 mol/L. **11.12.** a) 1,732·10⁻¹⁴ mol/L; b) precipită, [Pb²⁺]·[S²⁻] = 1,25·10⁻⁹ > 3·10⁻²⁸. **11.13.** a) 36·10⁻² M; b) nu precipită; c) precipită [Ca²⁺]·[SO₄²⁻] = 10⁻⁴ > 4,5·10⁻⁵, 44,88 mg. **11.14.** a) NaCl (Cl⁻ ion comun); b) 0,03 mol/L. **11.15.** a) CuCO₃·Cu(OH)₂, 2Cu²⁺ + 2CO₃²⁻ + H₂O → CuCO₃·Cu(OH)₂ + CO₂; CuCO₃·Cu(OH)₂ + 4HCl → 2CuCl₂ + CO₂ + 3H₂O, CuCO₃·Cu(OH)₂ + 6NaOH → 2Na₂[Cu(OH)₄] + Na₂CO₃; b) 68,72 mL; c) 92,5 g. **11.16.** a) A: MnCl₂; B: Mn₂O₃; C: MnO₂; D: MnMnO₃ (vezi pag. 256); b) $\begin{array}{c} +3 \\ +2 \end{array} \text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} -1 \\ +2 \end{array} 2\text{MnCl}_2 + \begin{array}{c} +2 \\ 0 \end{array} \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}, \begin{array}{c} +4 \\ +2 \end{array} \text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} -1 \\ +2 \end{array} \text{MnCl}_2 + \begin{array}{c} +4 \\ 0 \end{array} \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}, \begin{array}{c} +2 \\ +4 \end{array} \text{MnMnO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} -1 \\ +2 \end{array} 2\text{MnCl}_2 + \begin{array}{c} 0 \\ 0 \end{array} \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}, \text{HCl} = \text{agent reducător}; c) 66,66 mL, 3,36 L Cl₂; d) 31, 5 g MnCl₂, 10%. **11.17.** a) Zn(OH)₂; (vezi pag. 257); b) [Zn(NH₃)₄]²⁺, NH₃, 4, hidroxid de tetraaminozinc; c) [HO⁻] > 3·10⁻⁵ M; d) 36,86 g. **11.18.** a) A: FeSO₄; B: Fe(OH)₂; C: Fe₂O₃; b) O₂ = agent oxidant, Fe²⁺ = agent reducător; c) 2FeCl₃ + 6NaOH + (x-3)H₂O → FeO₃ · xH₂O +$

6NaCl. **11.19.** a) reactivul AgNO_3 (vezi pag. 248), în mediu bazic precipită Ag_2O (vezi pag. 241); b) reactivul $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ sau $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$; c) a: Na_2SO_4 , b: $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, c: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, d: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, e: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. **11.20.** a) a: PbI_2 , b: $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$, c: $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$, tetraiodoplumbat (II) de potasiu, tetrahidroxoplumbat (II) de Na; b) 46,1g. **11.21.** a. **11.22.** e. **11.23.** d. **11.24.** d. **11.25.** a. **11.26.** b. **11.27.** c. **11.28.** e. **11.29.** c. **11.30.** d. **11.31.** A, A, A. **11.32.** F, A, A. **11.33.** A, F, A. **11.34.** A, F, A. **11.35.** A, A, A. **11.36.** A, F, A. **11.37.** F, A, F. **11.38.** A, A, F. **11.39.** F, A, F. **11.40.** A, F, A. **11.41.** $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (se produce efervescență); $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ nu reacționează; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaCO}_3$ (BaCO_3 pp. alb ce se dizolvă în HCl cu efervescență); $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$ (BaSO_4 pp. alb ce nu reacționează cu HCl). **11.42.** CuSO_4 (vezi pag. 242). **11.43.** a) CuCl_2 - soluție verde-albastră, FeCl_3 - soluție galben-deschis, CaCl_2 - soluție incoloră; b) $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ pp. albastru); $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ soluție albastru-violet) sau $\text{CuCl}_2 + \text{NH}_3$; $4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 12\text{KCl}$ ($\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - pp. albastru), $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ - pp. alb puțin solubil). **11.44.** 1: HNO_3 , 2: CuSO_4 , 3: HCl , 4: NaOH , 5: AgNO_3 ; $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ sau $\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$; $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ sau $2\text{Ag}^+ + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CuSO}_4 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ sau $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4$. **11.45.** 1: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 2: H_2SO_4 , 3: HCl , 4: NaOH ; $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ sau $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$; $\text{BaCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ sau $\text{Ba}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$ sau $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{CaCO}_3$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ sau $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. **11.46.** 1: FeCl_3 , 2: NaOH , 3: NaCl , 4: AgNO_3 , 5: HCl ; $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ sau $\text{Fe}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ sau $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$; $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ sau $2\text{Ag}^+ + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$; $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$. **11.47.** 1: NaOH , 2: KI , 3: H_2SO_4 , 4: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{HNO}_3$; $2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$; $2\text{NaOH} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$. **11.48.** 1: AgNO_3 , 2: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 3: NaNO_3 , 4: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$; $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{NaNO}_3$; $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{CrO}_4^{2-}$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2\text{NaNO}_3$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{PbCrO}_4 + 2\text{NaNO}_3$; $\text{PbCrO}_4 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{CrO}_4$. **11.49.** 1: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, 2: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, 3: KNO_3 , 4: $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, 5: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$; $\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Mn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$; $4\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mn}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$; $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $4\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnMnO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$. **11.50.** 1: NaNO_3 , 2: NaCl , 3: Na_2S , 4: Na_2CO_3 ; $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$; $2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$; $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\text{NaNO}_3$; $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaNO}_3$; $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{CO}_2$. **11.51.** $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CuCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{CO}_3$. **11.52.** NH_3 , $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$, vezi pag. 258. **11.53.** $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 + \text{C}_2\text{O}_4\text{Na}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4\text{Ca} + 2\text{NaCl}$, $\text{C}_2\text{O}_4\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2 + \text{CaCl}_2$, $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. **11.54.** $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaNO}_3$, $\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4 + 2\text{NaNO}_3$. **11.55.** 1 (FeCl_3), 2 (CuCl_2), 3 (CoCl_2), 4 (ZnCl_2) vezi paginile: 242, 243, 255 și 257.

Capitolul 12: Metale și nemetale

12.1. Mg, a) 6mg; b) 60 mg; c) 6g; d) 38,4g; e) 4,8g; f) 1,44g. **12.2.** Fe; a) 2,6g; b) 696 mg; c) 84 g; d) 400 g. **12.3.** a) 21,28 L; b) 237,5g; c) 5,317% Al^{3+} , 1,89% Mg^{2+} . **12.4.** a) Cu:Zn = 5:3; b) 62,13% Cu, 37,86% Zn; c) 812,5g; d) 49%; e) 254,23 mL. **12.5.** a) 337 g; b) 38,7% Mg, 51,6% Cu, 9,67% C; c) 4 L. **12.6.** a) 11,5 g; b) 10% Na, 90% Hg; c) 5,6 L. **12.7.** a) 19,7 g Au, 2,592 g Ag, 0,768 g Cu; b) 25:6:3; c) 4,08 g AgNO_3 , 2,256 g $\text{Cu(NO}_3)_2$; d) 2,944 g; e) 0,736g. **12.8.** a) 54 g; b) 462 g, 10,17%; c) crește cu 197,9%. **12.9.** 256 kg. **12.10.** a) 1:2; b) 119,69 kg. **12.11.** a) 2,6%; b) 50%. **12.12.** 96%. **12.13.** a) 10,31% Na, 89,68% Hg; b) 7,66%; c) 11,07 mL. **12.14.** 11,8 g, Al:Cu = 2:1. **12.15.** a) 25,8 g; b) 32%. **12.16.** 1,5 mol, 225 g. **12.17.** a) 32,98% Cu, 67,01% Zn, 33,33% Cu, 66,66% Zn; b) 0,25 L; c) $24,088 \cdot 10^{23}$. **12.18.** a) C și S agenți reducători, O_2 agent oxidant; b) C:S = 2:1; c) 13,33% CO_2 , 6,66% SO_2 , 80% N_2 , 1,125. **12.19.** a) P_4 agent reducător; b) 5:6. **12.20.** a) C - agent reducător, H_2SO_4 - agent oxidant; b) 5g; c) 80g. **12.21.** a) 50,4g; b) 55,44% MgCl_2 ; 23,76% FeCl_3 ; 20,79% CuCl_2 ; c) 119,35 g/mol. **12.22.** 96,96%. **12.23.** a) S; b) $_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; c) 128g; d) a: H_2 , b: H_2S ; c: SO_2 , d: MgS , e: MgCl_2 ; e) 50% S, 50% O; f) 420g; g) 160 kg. **12.24.** a) X: Cl_2 , a: HCl , b: FeCl_3 , c: NaCl ; b) 53,25 g, 81,25g; c) 44,8 m^3 ; d) 12,3L. **12.25.** a) X: N_2 , Y: P_4 , a: NO , b: P_4O_{10} , c: NH_3 , d. Ca_3P_2 ; b) $7,2264 \cdot 10^{23}$; c) 112L; d) 131,2 m^3 . **12.26.** a) x=1, y=6, z=3, u=4, t=2; b) 1 mol; c) 48 g. **12.27.** b) 93,6 kg. **12.28.** 75%. **12.29.** a) 3:1:14; b) 80%; c) 776,376 L. **12.30.** a) $\text{Cu(OH)}_2 \cdot \text{CuCO}_3$, malachit; b) 81,79%; c) 3682,34 kg. **12.31.** d. **12.32.** e. **12.33.** d. **12.34.** e. **12.35.** d. **12.36.** b. **12.37.** c. **12.38.** c. **12.39.** A, A, A. **12.40.** A, A, F. **12.41.** A, F, A. **12.42.** A, F, F. **12.43.** A, A, F. **12.44.** A, F, F. **12.45.** A, A, F. **12.46.** F, F, A. **12.47.** A, A, A.

Capitolul 13: Oxizi, baze, acizi și săruri

13.1. a) A=C, B= O_2 , a= CO_2 , b= CuCO_3 , c= CuO , d= CuCl_2 , e= H_2O , f= CO , h= NaOH , j= Cu(OH)_2 , l= H_2CO_3 ; b) 1, 4, 5, 9, 6, 10, 3, 8. **13.2.** a) a= N_2 , b= H_2 , c= NH_3 , d= O_2 , e= NO , f= H_2O , g= NO_2 , h= HNO_3 , i= NH_4NO_3 , j= $\text{Cu(NO}_3)_2$; b) reacție de combinare: 1, 3, 4, 5, 6; reacție de descompunere: 7; reacții redox: 1, 2, 3, 4, 5, 7, 8; reacție de disproportionare: 5. **13.3.** a) a= NaCl , b= Cl_2 , c= H_2 , d= NaOH , e= HCl , f= NH_3 , g= ZnCl_2 , h= Na_2CO_3 ; b) 9 și 10; c) 6; d) 13. **13.4.** a) A=S, a= SO_2 , b= SO_3 , c= H_2SO_3 , d= H_2SO_4 , e= BaSO_4 , f= HCl , g= AgCl , h= NaOH , i= H_2S , j= FeS , k= FeCl_2 , l= FeCl_3 , m= Fe(OH)_3 , n= $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, o= Fe_2O_3 , p= Na_2SO_3 , q= NaHS ; b) Fe_2O_3 , SO_2 , SO_2 sau SO_3 , Fe_2O_3 , NaOH , Fe(OH)_3 , H_2S sau HCl , H_2SO_3 sau H_2SO_4 , H_2S sau H_2SO_3 , H_2SO_4 sau HCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ sau FeCl_3 , BaSO_4 sau AgCl , NaHS , Na_2SO_3 . **13.5.** a) X=Ca, a= CaO , b= Ca(OH)_2 , c= CO_2 , d= CaCO_3 , e= $\text{Ca(HCO}_3)_2$, f= CaCl_2 , g= CaSiO_3 , h= NaOH ; b) 5, 3, 4, 12, 11, 13, 10. **13.6.** a= CaCO_3 , b= CaO , c= NH_3 , d= NH_4HCO_3 , e= NaCl , f= NaHCO_3 , g= Ca(OH)_2 , h= CaCl_2 . **13.7.** a) a= KClO_3 , b= KCl , c= O_2 , d= HCl , e= Cl_2 , f= MgCl_2 , g= MgO , h= Mg(OH)_2 , i= AgCl ; b) $\text{Cl}_2 < \text{HCl} < \text{MgCl}_2$ (Cl_2 moleculă nepolară, HCl moleculă polară, MgCl_2 compus ionic); c) MgCl_2 sare solubilă, AgCl sare insolubilă; d) 1 (obținerea O_2 în laborator), 2 (obținerea Cl_2 în laborator), 6 (obținerea H_2 în laborator), 9, 10 (recunoașterea Cl^- și HCl). **13.8.** a) a=Na, b= O_2 , c= Na_2O_2 , d= NaOH , e= Na_2CO_3 , f= NaCl , g= Al(OH)_3 , h= Al_2O_3 , i= Fe_2O_3 , j= $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, k= $\text{Na[Al(OH)}_4]$; b) reacția 3 (împropățarea aerului din nave cosmice, submarine), reacția 7 (aluminotermia); c) caracter amfoter. **13.9.** a) a= SO_2 , b= NO_2 , c= SO_3 , d= NO , e= CO , f= H_2SO_4 , g= HNO_3 . **13.10.** a) a= Cl_2 ; b) Ca^{2+} , ClO^- , Cl^- . **13.11.** a) 26,1g MnO_2 , 76,2g CaOCl_2 , 24,5g KClO_3 ; b) 120g; c) cilindru 3 (Fe); d) 114,3g CaOCl_2 . **13.12.** a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, CaCO_3 ; b) 48,6g; c) 21,8g; d) prin dizolvarea în apă; e) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$, $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$. **13.13.** a) 1:2:1; b) 371g; c) 32,345%; d)

800g; e) $\text{Ca}^{2+}:\text{Zn}^{2+}:\text{Cl}^- = 3:1:8$. **13.14.** a) 168g MgCO_3 , 52g MgSiO_3 ; b) 88g/mol; c) 50g; d) 0,078; e) 19,475L; f) roșu. **13.15.** a) Cu, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, CuCO_3 ; b) 374g; c) 240g; d) 53,33% Cu. **13.16.** a) H_2S (5,88% H, 94,11% S); b) 170g; c) 340kg; d) 480mg. **13.17.** a) H:S:O=1:16:32; b) 2 mol O; c) 65,3% O; d) 50 de e^- ; e) 3:4. **13.18.** a) 48:39; b) 27:2; c) 206:0; d) 85:16; e) 31:32; f) 85:62; g) 331:108. **13.19.** a) $21,077 \cdot 10^{23}$; b) $2,4088 \cdot 10^{23}$; c) $6,022 \cdot 10^{23}$; d) $144,528 \cdot 10^{20}$; e) $7,2264 \cdot 10^{23}$. **13.20.** a) $0,17711 \cdot 10^{23}$ molecule, $0,53133 \cdot 10^{23}$ atomi, $3,18798 \cdot 10^{23}$ electroni și protoni; b) 4,8g Mg; c) 9,38% H, 79,11% O; d) 53,5 mg NH_4Cl ; e) 31,25g NH_4Cl ; f) 36,8g dolomit; g) 94,73% Fe_2O_3 . **13.21.** a) PbO_2 ; b) KO_2 ; c) N_2O ; d) N_2O_4 ; e) Fe_2O_3 ; f) SO_3 ; g) Mn_3O_4 . **13.22.** a) KOH; b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; c) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; e) $\text{Al}(\text{OH})_3$. **13.23.** a) HBr; b) H_2SO_3 ; c) H_3PO_4 ; d) HNO_3 ; e) H_2CO_3 . **13.24.** a) FeBr_3 ; b) Ag_2CrO_4 ; c) NH_4HCO_3 ; d) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; e) FeS_2 . **13.25.** a) 20%; b) 49%; c) 8,96L; d) 500g. **13.26.** a) 3,2g; b) 1,96g; c) 200g; d) 74,766%. **13.27.** a) 402mg; b) 46,4g; c) 3,6g; d) 26,53kg; e) 63:49:36. **13.28.** a) 2,45kg; b) 2,87g; c) 382,5g; d) 0,46M. **13.29.** a) Na: Na_2O =6:1; b) 22,759%, 11,7%; c) 10,08L; d) 140,6g. **13.30.** a) 343,75 kg; b) 3,678% S; c) 3,25kg; d) 376,923kg. **13.31.** c. **13.32.** b. **13.33.** e. **13.34.** a. **13.35.** d. **13.36.** b. **13.37.** c. **13.38.** a. **13.39.** b. **13.40.** e. **13.41.** A, A, A. **13.42.** A, A, F. **13.43.** A, A, A. **13.44.** A, F, A. **13.45.** F, A, A. **13.46.** A, A, F. **13.47.** A, A, F. **13.48.** A, F, A. **13.49.** A, A, F. **13.50.** A, A, F.

Capitolul 14: Apa

14.1. a) 11,11% H, 88,88% O; b) 5,88% H, 94,11% O; c) 55,5 M; d) $3,2 \cdot 10^{-18}$; e) 1,47M. **14.2.** a) 36%, 10,11%; b) 28,8%. **14.3.** 5,6 grade. **14.4.** a) 5:3; b) $D_t=2,24$ grade, $D_p=5,6$ grade, $D_T=7,84$ grade; c) $8,75 \cdot 10^{-4}$ MCa^{2+} , $5,25 \cdot 10^{-4}$ MMg^{2+} . **14.5.** a) 3M; b) 1,764 g. **14.6.** 8M, agent oxidant. **14.7.** d. **14.8.** b. **14.9.** c. **14.10.** a. **14.11.** d. **14.12.** c. **14.13.** A, A, A. **14.14.** A, F, F. **14.15.** A, A, A. **14.16.** A, F, A. **14.17.** A, F, A. **14.18.** A, A, A.

Capitolul 15: Alte probleme

15.2. 1,292D. **15.3.** $2,9 \cdot 10^{-20}\text{C}$; 0,18. **15.4.** a) 0,6D; b) 0,4D. **15.5.** a) -641,3 kJ/mol; b) -743,7 kJ/mol. **15.6.** a) $5,66 \cdot 10^{-8}$ cm; b) 2,14 g/cm³. **15.7.** a) 1 ion Cs^+ și 1 ion Cl^- ; b) 4,053 Å; 405,3 pm; c) 170 pm. **15.8.** a) 4 atomi; b) $26,166 \cdot 10^{-16}$ cm³; c) 74%; d) 8,86 g/cm³. **15.9.** a) 10:1; b) 5M; c) 4,94 L. **15.10.** a) 1000 mol H_2O , $5 \cdot 10^{-6}$ mol HNO_3 ; b) $2,77 \cdot 10^{-7}$ M; c) 6,42. **15.11.** a) $13,73 \cdot 10^{23}$ ioni K^+ , $2,28 \cdot 10^{-4}$ mol K^+ și KOH, $1,956 \cdot 10^{-2}$ mol H_2O ; b) 3,5%, $2,28 \cdot 10^{-2}$ M, $1,27 \cdot 10^{-3}$ g/mL; c) 12,35. **15.12.** a) 0,6778 M; b) 4,05%; c) 40,668 g/L; d) circa $33,587 \cdot 10^{23}$. **15.13.** a) 12,56% acid oxalic, 31,28% oxalat monosodic, 56,14% oxalat disodic; b) 1,5L; c) 6,9g. **15.14.** a) electrodul $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}|\text{AgCl}_{(\text{s})}|\text{Ag}_{(\text{s})}$ este catodul pilei, $E_{\text{pilă}} = +0,22$ V; b) electrodul $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}|\text{AgCl}_{(\text{s})}|\text{Ag}_{(\text{s})}$ este anodul pilei, $E_{\text{pilă}} = +0,12$ V; c) +0,79. **15.15.** $2 \cdot 10^{-18}$. **15.17.** -3239,6 kJ/mol. **15.18.** a) $X=V$ ($Z=23$), $G=5$, $P=4$, caracter metalic; b) 1, 2, 3, 7, $a=3$, $b=15$; $c=5$; $d=10$, $e=2$, $f=6$; c) A (VOCl_2), B (VOCl); d) 5 și 6.

Element zSimbol	Configurația electronică	
	Masa atomică relativă	Masa atomică rotunjită
	Izotopi: A=număr de masă (abundență %)	

hidrogen 1H	1s ¹	
	1,008	1
	1(99,98), 2(0,015)	
helium 2He	1s ²	
	4,003	4
	4(99,99)	
litiu 3Li	[He] 2s ¹	
	6,94	7
	7(92,5), 6(7,5)	
beriliu 4Be	[He] 2s ²	
	9,012	9
	9(100)	
bor 5B	[He] 2s ² 2p ¹	
	10,81	11
	11(80,1), 10(19,9)	
carbon 6C	[He] 2s ² 2p ²	
	12,01	12
	12(98,9), 13(1,1)	
azot 7N	[He] 2s ² 2p ³	
	14,01	14
	14(99,63), 15(0,37)	
oxigen 8O	[He] 2s ² 2p ⁴	
	16,00	16
	16(99,76), 17(0,04), 18(0,2)	
fluor 9F	[He] 2s ² 2p ⁵	
	19,00	19
	19 (100)	
neon 10Ne	[He] 2s ² 2p ⁶	
	20,18	20
	20(90,48), 21(0,27), 22(9,25)	
sodiu 11Na	[Ne] 3s ¹	
	22,99	23
	23(100)	
magneziu 12Mg	[Ne] 3s ²	
	24,31	24
	24(78,99), 25(10), 26(11,01)	

aluminiu 13Al	[Ne] 3s ² 3p ¹	
	26,98	27
	27(100)	
siliciu 14Si	[Ne] 3s ² 3p ²	
	28,09	28
	28(92,23), 29(4,67), 30(3,1)	
fosfor 15P	[Ne] 3s ² 3p ³	
	30,97	31
	31(100)	
sulf 16S	[Ne] 3s ² 3p ⁴	
	32,07	32
	32(95,02), 33(0,75), 34(4,21), 36(0,02)	
clor 17Cl	[Ne] 3s ² 3p ⁵	
	35,45	35,5
	35(75,77), 37(24,23)	
argon 18Ar	[Ne] 3s ² 3p ⁶	
	39,95	40
	36(0,34), 38(0,06), 40(99,6)	
potasiu 19K	[Ar] 4s ¹	
	39,10	39
	39(93,26), 40(0,01), 41(6,73)	
calciu 20Ca	[Ar] 4s ²	
	40,08	40
	40(96,94), 42(0,65), 43(0,13), 44(2,09), 48(0,19)	
scandiu 21Sc	[Ar] 3d ¹ 4s ²	
	44,96	45
	45(100)	
titan 22Ti	[Ar] 3d ² 4s ²	
	47,90	48
	46(08), 47(7,3), 48(73,8), 49(5,5), 50(5,4)	
vanadiu 23V	[Ar] 3d ³ 4s ²	
	50,94	51
	50(0,25), 51(99,75)	

crom 24Cr	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹	
	52,01	52
	50(4,34), 52(83,79), 53(9,5), 54(2,36)	
mangan 25Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	
	54,94	55
	55(100)	
fier 26Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	
	55,85	56
	54(5,8), 56(91,7), 57(2,2), 58(0,3)	
cobalt 27Co	[Ar] 3d ⁷ 4s ²	
	58,93	59
	59(100)	
nichel 28Ni	[Ar] 3d ⁸ 4s ²	
	58,69	59
	58(68,27), 60(26,1), 61(1,13), 62(3,59), 64(0,91)	
cupru 29Cu	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	
	63,39	64
	63(69,2), 65(30,8)	
zinc 30Zn	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²	
	65,41	65
	64(48,6), 66(27,9), 67(4,1), 68(18,8), 70(0,6)	
galiu 31Ga	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	
	69,72	70
	69(60,1), 71(39,9)	
germaniu 32Ge	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	
	72,61	73
	70(20,5), 72(27,4), 73(7,8), 74(36,5), 76(7,8)	
arsen 33As	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	
	74,92	75
	75(100)	
seleniu 34Se	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	
	78,96	79
	74(0,9), 76(9,2), 77(7,6), 78(23,6), 80(49,7), 82(9,0)	
brom 35Br	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	
	79,91	80
	79(50,69), 81(49,31)	

kripton 36Kr	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	
	83,80	84
	78(0,35), 80(2,25), 82(11,6), 83(11,5), 84(57), 86(17,3)	
rubidiu 37Rb	[Kr] 5s ¹	
	85,47	85,5
	85(72,16), 87(27,84)	
stronțiu 38Sr	[Kr] 5s ²	
	87,62	88
	84(0,56), 86(9,86), 87(7), 88(82,58)	
ytriu 39Y	[Kr] 4d ¹ 5s ²	
	88,91	89
	89(100)	
zirconiu 40Zr	[Kr] 4d ² 5s ²	
	91,22	91
	90(51,45), 91(11,22), 92(17,15), 94(17,38), 96(2,8)	
niobiu 41Nb	[Kr] 4d ⁴ 5s ¹	
	92,91	93
	93(100)	
molbden 42Mo	[Kr] 4d ⁵ 5s ¹	
	95,94	96
	92(14,84), 94(9,25), 95(15,92), 96(16,68), 97(9,55), 98(24,13), 100(9,63)	
techneti 43Tc	[Kr] 4d ⁵ 5s ²	
	(98,91)	99
	numai izotopi artificiali	
ruteniu 44Ru	[Kr] 4d ⁷ 5s ¹	
	101,07	101
	96(5,52), 98(1,88), 99(12,7), 100(12,6), 101(17,0), 102(31,6), 104(18,7)	
rhodiu 45Rh	[Kr] 4d ⁸ 5s ¹	
	102,9	103
	103(100)	
paladiu 46Pd	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ⁰	
	106,42	106
	102(1,02), 104(11,14), 105(22,33), 106(27,33), 108(26,46), 110(11,72)	
argint 47Ag	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹	
	107,87	108
	107(51,84), 109(48,16)	

cadmiu 48Cd	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²	
	112,40	112
	106(1,25), 108(0,89), 110(12,49), 111(12,80), 112(24,13), 113(12,22), 114(28,73), 116(7,49)	
indiu 49In	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	
	114,82	115
	113(4,3), 115(95,7)	
staniu 50Sn	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	
	118,71	119
	112(0,97), 114(0,65), 115(0,36), 116(14,53), 117(7,68), 118(24,22), 119(8,58), 120(32,59), 122(4,63), 124(5,79)	
stibiu 51Sb	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	
	121,75	122
	121(57,3), 123(42,7)	
telur 52Te	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	
	127,6	128
	120(0,09), 122(2,60), 123(0,91), 124(4,82), 125(7,14), 126(18,95), 128(31,69), 130(33,8)	
iod 53I	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	
	126,9	127
	127(100)	
xenon 54Xe	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	
	131,3	131
	124(0,1), 126(0,09), 128(1,91), 129(26,4), 130(4,1), 131(21,2), 132(26,9), 134(10,4), 136(8,9)	
cesiu 55Cs	[Xe] 6s ¹	
	132,9	133
	133(100)	
bariu 56Ba	[Xe] 6s ²	
	137,34	137
	130(0,11), 132(0,1), 134(2,42), 135(6,59), 136(7,85), 137(11,23), 138(71,70)	
lantan 57La	[Xe] 5d ¹ 6s ²	
	138,91	139
	138(0,09), 139(99,91)	
ceriu 58Ce	[Xe] 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	
	140,1	140
	4 izotopi, 136 - 142	

praseodim 59Pr	[Xe] 4f ³ 5d ⁰ 6s ²	
	140,9	141
	141(100)	
neodim 60Nd	[Xe] 4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	
	144,2	
	7 izotopi, 142 - 150	
prometiū 61Pm	[Xe] 4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	
	(145)	
	numai izotopi artificiali	
samariu 62Sm	[Xe] 4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	
	150,36	
	7 izotopi, 144 - 154	
europiu 63Eu	[Xe] 4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	
	151,96	
	151(47,8), 153(52,2)	
gadolinu 64Gd	[Xe] 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	
	157,25	
	7 izotopi, 152 - 160	
platină 78Pt	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	
	195,08	195
	6 izotopi, 190 - 198	
aur 79Au	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	
	196,97	197
	197(100)	
mercur 80Hg	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	
	200,59	201
	7 izotopi, 196 - 204	
taliu 81Tl	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	
	204,38	204
	203(29,52), 205(70,48)	
plumb 82Pb	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	
	207,2	207
	204(1,4), 206(24,1), 207(22,1), 208(52,4)	
bismut 83Bi	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	
	208,98	209
	209(100)	
uraniu 92U	[Rn] 5f ³ 6d ¹ 7s ²	
	238,02	238
	234(0,005), 235(0,72), 236(99,275)	

Anexa 2. Energia de ionizare pentru unele elemente din grupele principale (kJ/mol)

	1		13	14	15	16	17	18
1	H $E_1=1312$							He $E_1=2372$
2	Li $E_1=520,2$	Be $E_1=899,5$ $E_2=1757$	B $E_1=800,6$	C $E_1=1086$	N $E_1=1402$	O $E_1=1314$	F $E_1=1681$	Ne $E_1=2081$
3	Na $E_1=495,8$	Mg $E_1=737,7$ $E_2=1451$	Al $E_1=577,5$ $E_2=1817$ $E_3=2745$	Si $E_1=786,5$	P $E_1=1012$	S $E_1=999,6$	Cl $E_1=1251$	Ar $E_1=1521$
4	K $E_1=418,8$	Ca $E_1=589,8$ $E_2=1145$	Ga $E_1=578,8$ $E_2=1979$ $E_3=2963$	Ge $E_1=762,2$	As $E_1=947$	Se $E_1=941$	Br $E_1=1140$	Kr $E_1=1351$
5	Rb $E_1=403$	Sr $E_1=549,5$ $E_2=1064$	In $E_1=558,3$	Sn $E_1=708,6$ $E_2=1412$ $E_3=2943$ $E_4=3930$	Sb $E_1=830,6$	Te $E_1=869,3$	I $E_1=1008$	Xe $E_1=1170$

Anexa 3. Afinitatea pentru electron a unor elemente din grupele principale.

Semnul „+” indică procese endoterme, semnul „-” indică procese exoterme

Procesul	Afinitatea pentru electron (kJ/mol)	Procesul	Afinitatea pentru electron (kJ/mol)
$H(g) + e^- \rightarrow H^-(g)$	-73	$S(g) + e^- \rightarrow S^-(g)$	-201
$N(g) + e^- \rightarrow N^-(g)$	-6,7	$S^-(g) + e^- \rightarrow S^{2-}(g)$	+640
$P(g) + e^- \rightarrow P^-(g)$	-72	$F(g) + e^- \rightarrow F^-(g)$	-328
$As(g) + e^- \rightarrow As^-(g)$	-78	$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$	-349
$O(g) + e^- \rightarrow O^-(g)$	-141	$Br(g) + e^- \rightarrow Br^-(g)$	-325
$O^-(g) + e^- \rightarrow O^{2-}(g)$	+798	$I(g) + e^- \rightarrow I^-(g)$	-295

Anexa 4. Razele atomice și ionice ale unor elemente din grupele principale (Å, $1\text{Å}=10^{-10}\text{m}$)

	1		13	14	15	16	17	18
1	H 0,37							He 0,99
2	Li 1,57 Li ⁺ 0,76	Be 1,12 Be ²⁺ 0,27	B 0,88	C 0,77	N 0,75 N ³⁻ 1,71	O 0,73 O ²⁻ 1,40	F 0,71 F ⁻ 1,33	Ne 1,60
3	Na 1,91 Na ⁺ 1,02	Mg 1,6 Mg ²⁺ 0,72	Al 1,43 Al ³⁺ 0,54	Si 1,18	P 1,10 P ³⁻ 2,12	S 1,03 S ²⁻ 1,84	Cl 0,99 Cl ⁻ 1,81	Ar 1,91
4	K 2,35 K ⁺ 1,38	Ca 1,97 Ca ²⁺ 1,00	Ga 1,53 Ga ³⁺ 0,62	Ge 1,22 Ge ⁴⁺ 0,53	As 1,22 As ³⁻ 2,22	Se 1,17 Se ²⁻ 1,98	Br 1,14 Br ⁻ 1,96	Kr 1,97
5	Rb 2,5 Rb ⁺ 1,49	Sr 2,15 Sr ²⁺ 1,26	In 1,67 In ³⁺ 0,80	Sn 1,58 Sn ⁴⁺ 0,74	Sb 1,43	Te 1,35 Te ²⁻ 2,21	I 1,33 I ⁻ 2,20	Xe 2,14
6	Cs 2,72 Cs ⁺ 1,7	Ba 2,24 Ba ²⁺ 1,42	Tl 1,71 Tl ³⁺ 0,89	Pb 1,75 Pb ²⁺ 1,19	Bi 1,82 Bi ³⁺ 1,03			

Anexa 5.

Electronegativitatea unor elemente din grupele principale (după Pauling)

1	1	2	13	14	15	16	17
1	H 2,2						
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga(III) 1,8	Ge(IV) 2,0	As(III) 2,2	Se 2,6	Br 3,0
5	Rb 0,8	Sr 0,9	In (III) 1,8	Sn (II) 1,8 Sn (IV) 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7
6	Cs 0,8	Ba 0,9	Tl (I) 1,6	Pb (II) 1,9 Pb (IV) 2,3	Bi 2,0		

Anexa 6.

Energia de legătură pentru unele legături covalente

Legătura covalentă	Energia de legătură (kJ/mol)
H-H	436
H-C	413
H-N	388
H-O	463
H-F	565
H-Cl	431
H-Br	366
H-I	299
H-S	338
H-P	322
C-C	348
C=C	614
C≡C	839
C-F	484
C-Cl	339
C-Br	276
C-I	238
C-S	259
C-N	305
C=N	613
C≡N	890
C-O	360
C=O	745
F-F	155
Cl-Cl	242
Br-Br	193
I-I	151
O=O	498

Anexa 7.

Lungimea unor legături covalente

Legătura covalentă	Lungimea legăturii (Å)
H-H	0,74
H-F	0,92
H-Cl	1,27
H-Br	1,41
H-I	1,6
F-F	1,44
Cl-Cl	1,99
I-I	2,67
N≡N	1,09
C-C	1,54
C=C	1,33
C≡C	1,2

Anexa 8.

Constante de aciditate și bazicitate, exponenți de aciditate și bazicitate

Substanța	K_a (mol/L)	pK_a	Substanța	K_b (mol/L)	pK_b
HI	10^{11}	-11	I^-	10^{-25}	25
HBr	10^9	-9	Br^-	10^{-23}	23
HCl	10^7	-7	Cl^-	10^{-21}	21
HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$	3,14	F^-	$1,38 \cdot 10^{-11}$	10,86
H_2S	$1,2 \cdot 10^{-7}$	6,92	HS^-	$8,33 \cdot 10^{-8}$	7,08
HS^-	10^{-13}	13	S^{2-}	10^{-1}	1
H_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-2}$	1,82	HSO_3^-	$6,66 \cdot 10^{-13}$	12,18
HSO_3^-	$9,1 \cdot 10^{-8}$	7,04	SO_3^{2-}	$1,09 \cdot 10^{-7}$	6,96
H_2SO_4	10^2	-2	HSO_4^-	10^{-16}	16
HSO_4^-	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92	SO_4^{2-}	$8,33 \cdot 10^{-13}$	12,08
HNO_2	$4,26 \cdot 10^{-4}$	3,37	NO_2^-	$2,34 \cdot 10^{-11}$	10,63
HNO_3	25,11	-1,4	NO_3^-	$3,98 \cdot 10^{-16}$	15,4
$HClO_4$	10^{10}	-10	ClO_4^-	10^{-24}	24
$HClO_2$	10^{-2}	2	ClO_2^-	10^{-12}	12
H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$	6,37	HCO_3^-	$2,32 \cdot 10^{-8}$	7,63
HCO_3^-	$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,31	CO_3^{2-}	$2,08 \cdot 10^{-4}$	3,68
HCOOH	$17,7 \cdot 10^{-5}$	3,75	$HCOO^-$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,25
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74	CH_3COO^-	$5,55 \cdot 10^{-10}$	9,25
$ClCH_2COOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,86	$ClCH_2COO^-$	$7,14 \cdot 10^{-12}$	11,14
CH_3SO_3H	15,84	-1,2	$CH_3SO_3^-$	$6,31 \cdot 10^{-16}$	15,2
$C_6H_5SO_3H$	10^7	-7	$C_6H_5SO_3^-$	10^{-21}	21
C_6H_5OH	$1,25 \cdot 10^{-10}$	9,9	$C_6H_5O^-$	$0,8 \cdot 10^{-4}$	4,09
CH_3OH	$3,06 \cdot 10^{-16}$	15,5	CH_3O^-	31,64	-1,5
CH_3CH_2OH	10^{-17}	17	$CH_3CH_2O^-$	10^3	-3
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	9,3	CN^-	$2,04 \cdot 10^{-5}$	4,69
NH_4^+	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25	NH_3	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75
$C_6H_5NH_3^+$	$2,6 \cdot 10^{-5}$	4,58	$C_6H_5NH_2$	$3,84 \cdot 10^{-10}$	9,42
$(C_6H_5)_2NH_2^+$	$1,3 \cdot 10^{-1}$	0,88	$(C_6H_5)_2NH$	$7,69 \cdot 10^{-14}$	9,11
$CH_3NH_3^+$	$2,29 \cdot 10^{-11}$	10,65	CH_3NH_2	$4,36 \cdot 10^{-4}$	3,36
$(C_2H_5)_2NH_2^+$	$1,11 \cdot 10^{-10}$	10,93	$(C_2H_5)_2NH$	$8,7 \cdot 10^{-4}$	3,06
$(CH_3)_2NH_2^+$	$1,95 \cdot 10^{-11}$	10,7	$(CH_3)_2NH$	$5,12 \cdot 10^{-4}$	3,29
PH_4^+	10^{14}	-14	PH_3	10^{-28}	28

Anexa 9. Entalpii molare de formare standard

Substanța	ΔH°_f (kJ/mol)	Substanța	ΔH°_f (kJ/mol)	Substanța	ΔH°_f (kJ/mol)
H ₂ O(g)	-241,8	HF(g)	-273	CH ₄ (g)	-74,8
H ₂ O(l)	-285,8	H ₂ S(g)	-21	C ₂ H ₆ (g)	-85
H ₂ O(s)	-291,8	KCl(s)	-437	C ₂ H ₄ (g)	+52
H ₂ O ₂ (l)	-187	NaCl(s)	-410,5	C ₂ H ₂ (g)	+227
CO ₂ (g)	-393,5	NaCl(aq)	-407,2	C ₃ H ₈ (g)	-103,9
CO(g)	-110,5	KI(s)	-327,9	CH ₃ —CH=CH ₂ (g)	+20
N ₂ O(g)	+82	MgCl ₂ (s)	-642	CH ₃ —C≡CH(g)	+185
NO(g)	+90	BaCl ₂ (s)	-859	n—C ₄ H ₁₀ (g)	-126
NO ₂ (g)	+33	AlCl ₃ (s)	-706	izo—C ₄ H ₁₀ (g)	-131,6
N ₂ O ₄ (g)	+9	ZnCl ₂	-415	CH ₂ =CH—CH ₂ —CH ₃ (g)	+1,1
SO ₂ (g)	-297	Hg ₂ Cl ₂ (s)	-265	CH ₂ =CH—CH=CH ₂ (g)	+110
SO ₃ (g)	-396	AgCl(s)	-127	n—C ₅ H ₁₂ (l)	-173
SiO ₂ (s)	-858,6	SiCl ₄ (g)	-609	n—C ₅ H ₁₂ (g)	-146
NH ₃ (g)	-46	NH ₄ Cl(s)	-315	n—C ₆ H ₁₄ (l)	-198,8
Na ₂ O(s)	-418	Na ₂ SO ₄ (s)	-1388	C ₆ H ₁₂ (g, ciclohexan)	-123
Na ₂ O ₂ (s)	-513	K ₂ SO ₄ (s)	-1433,4	C ₆ H ₆ (g)	+83
MgO(s)	-601	BaSO ₄ (s)	-1473	C ₆ H ₆ (l)	+49
CaO(s)	-635,1	CuSO ₄ (s)	-771	C ₆ H ₅ —CH ₃ (l)	+12
Al ₂ O ₃ (s)	-1676	CuSO ₄ ·5H ₂ O(s)	-2280	C ₆ H ₅ —CH ₃ (g)	+50
CuO(s)	-156	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ (aq)	+334	CH ₃ OH(l)	-239
Cu ₂ O(s)	-171	NaNO ₃ (s)	-468	CH ₃ OH(g)	-201
HgO(s)	-90,8	AgNO ₃ (s)	-124	CH ₃ CH ₂ OH(l)	-277,6
PbO(s)	-219	KClO ₃ (s)	-391	CH ₃ CH ₂ OH(g)	-235,3
Fe ₂ O ₃ (s)	-824	NaHCO ₃ (s)	-951	2-propanol(l)	-318
Fe ₃ O ₄ (s)	-1118	Na ₂ CO ₃ (s)	-1129,8	CH ₃ CH ₂ O(g)	-166
SnO ₂ (s)	-581	MgCO ₃ (s)	-1096	CH ₃ COCH ₃ (l)	-248
ZnO(s)	-350	CaCO ₃ (s)	-1206	CH ₂ O(g)	-115,9
NaOH(s)	-426	FeS(s)	-102	HCOOH(l)	-425
NaOH(aq)	-470,1	FeS ₂ (s)	-172	CH ₃ COOH(l)	-484
KOH(s)	-424,7	C _(s, grafit)	0	CH ₃ COOC ₂ H ₅ (l)	-479
KOH(aq)	-482,3	C _(s, diamant)	+1,9	CH ₃ NH ₂ (g)	-23
Ca(OH) ₂ (s)	-985,6	O ₂ (s)	0	C ₆ H ₅ NH ₂ (l)	+31
Ca(OH) ₂ (aq)	-1002,8	O ₃ (g)	+143	C ₇ H ₅ (NO ₃) ₃ (l)	-34,1
H ₂ SO ₄ (l)	-814	S _(s, rombic)	0	CCl ₄ (l)	-133
H ₂ SO ₄ (aq)	-909,2	S(g)	+277,5	CHCl ₃ (l)	-132
HNO ₃ (l)	-174,3	S ₈ (g)	+100	zaharoză(s)	-2222
HNO ₃ (aq)	-207,36	Br ₂ (l)	0	cis-2-butenă(g)	-5,7
HCl(g)	-92	Br ₂ (g)	+30,9	trans-2-butenă(g)	-10
HCl(aq)	-167,1	I ₂ (s)	0		
HBr(g)	-36	I ₂ (g)	+62		
HI(g)	+26	CaC ₂ (s)	-60		

Anexa 10.

Entalpii libere molare de formare
standard și entropii molare standard

Substanța	ΔG°_f (kJ/mol)	S° (J/mol·K)
NO(g)	+87	210,7
NO ₂ (g)	+51	240
H ₂ O(l)	-237	70
H ₂ O(g)	-229	189
Na ⁺ (aq)	-262	-
HO ⁻ (aq)	-157	-
MgCO ₃ (s)	-1012	65,7
MgO(s)	-569	26,9
CO ₂ (g)	-394	214
H ₂ O ₂ (l)	-120	109,6
CH ₃ CH ₂ OH(l)	-174	160,7
CH ₂ =CH ₂ (g)	+68	219,5
CH≡CH(g)	+209	201
CH ₄ (g)	-51	186
C ₃ H ₈ (g)	-103,9	270
NH ₃ (g)	-16	193
N ₂ (g)	0	192
H ₂ (g)	0	131
O ₂ (g)	0	205
Na(s)	0	51,2

Anexa 11.

Seria potențialelor electrochimice

Semireacția de reducere	$\varepsilon^0_{\text{red}}$ (V)	Caracterul reducător
Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,05	crește
K ⁺ + e ⁻ → K	-2,93	
Rb ⁺ + e ⁻ → Rb	-2,93	
Cs ⁺ + e ⁻ → Cs	-2,92	
Ra ²⁺ + 2e ⁻ → Ra	-2,92	
Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2,91	
Sr ²⁺ + 2e ⁻ → Sr	-2,89	
Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2,87	
Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71	
La ³⁺ + 3e ⁻ → La	-2,52	
Ce ³⁺ + 3e ⁻ → Ce	-2,48	
Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2,36	
U ³⁺ + 3e ⁻ → U	-1,79	
Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1,66	
Ti ²⁺ + 2e ⁻ → Ti	1,63	
V ²⁺ + 2e ⁻ → V	-1,19	
Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1,18	
Cr ²⁺ + 2e ⁻ → Cr	-0,91	
Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0,76	
Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0,74	
Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0,44	
Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	-0,41	
Tl ⁺ + e ⁻ → Tl	-0,34	
In ³⁺ + 3e ⁻ → In	-0,34	
Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0,28	
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0,33	
Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0,14	
In ²⁺ + 2e ⁻ → In	-0,14	
Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0,13	
Fe ³⁺ + 3e ⁻ → Fe	-0,04	
2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0	
Bi ³⁺ + 3e ⁻ → Bi	+0,20	
Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	+0,34	
Cu ⁺ + e ⁻ → Cu	+0,52	
Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0,80	
Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	+0,86	
Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	+1,40	
Au ⁺ + e ⁻ → Au	+1,69	

Anexa 12. Potențiale standard de electrod

Semireacția de reducere	$\varepsilon_{\text{red}}^0(\text{V})$	$\varepsilon_{\text{ox}}^0(\text{V})$	Caracterul reducător	Caracterul oxidant
$\text{Li}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}_{(\text{s})}$	-3,05	+3,05	 crește	 crește
$\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{K}_{(\text{s})}$	-2,93	+2,93		
$\text{Rb}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}_{(\text{s})}$	-2,93	+2,93		
$\text{Cs}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}_{(\text{s})}$	-2,92	+2,92		
$\text{Ba}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}_{(\text{s})}$	-2,91	+2,91		
$\text{Sr}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sr}_{(\text{s})}$	-2,89	+2,89		
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,87	+2,87		
$\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$	-2,71	+2,71		
$\text{La}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{La}_{(\text{s})}$	-2,52	+2,52		
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,36	+2,36		
$\text{U}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{U}_{(\text{s})}$	-1,79	+1,79		
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,66	+1,66		
$\text{Ti}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ti}_{(\text{s})}$	-1,63	+1,63		
$\text{V}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{V}_{(\text{s})}$	-1,19	+1,19		
$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_{(\text{s})}$	-1,18	+1,18		
$\text{Cr}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(\text{s})}$	-0,91	0,91		
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	-0,83	+0,83		
$\text{Cd}(\text{OH})_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}_{(\text{s})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	-0,81	+0,81		
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76	+0,76		
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(\text{s})}$	-0,74	+0,74		
$\text{S}_{(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}_{(\text{aq})}$	-0,48	+0,48		
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44	+0,44		
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}_{(\text{aq})}$	-0,41	+0,41		
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}_{(\text{s})}$	-0,40	+0,40		
$\text{In}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^+_{(\text{aq})}$	-0,40	+0,40		
$\text{Ti}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}_{(\text{aq})}$	-0,37	+0,37		
$\text{PbSO}_{4(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(\text{s})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	-0,36	+0,36		
$\text{Ti}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}_{(\text{s})}$	-0,34	+0,34		
$\text{In}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{In}_{(\text{s})}$	-0,34	+0,34		
$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}_{(\text{s})}$	-0,28	+0,28		
$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,33	+0,33		
$\text{AgI}_{(\text{s})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{I}^-_{(\text{aq})}$	-0,15	+0,15		
$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14	+0,14		
$\text{In}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{In}_{(\text{s})}$	-0,14	+0,14		
$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13	+0,13		
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,04	+0,04		
$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$	0	0		
$\text{AgBr}_{(\text{s})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})}$	+0,07	-0,07		
$\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+0,15	-0,15		
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+_{(\text{aq})}$	+0,016	-0,16		

Anexa 12. Potențiale standard de electrod

Semireacția de reducere	$\varepsilon^0_{\text{red}}(\text{V})$	$\varepsilon^0_{\text{ox}}(\text{V})$	Caracterul reducător	Caracterul oxidant
$\text{Bi}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Bi}_{(\text{s})}$	+0,20	-0,20		
$\text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	+0,22	-0,22		
$\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}_{(\text{l})} + 2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	+0,27	-0,27		
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34	-0,34		
$[\text{Fe}(\text{CN})_3]^{3-}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}_{(\text{aq})}$	+0,36	-0,36		
$\text{ClO}_4^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-_{(\text{aq})} + 2\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	+0,36	-0,36		
$\text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,40	-0,40		
$\text{Ag}_2\text{CrO}_{4(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}_{(\text{s})} + \text{CrO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	+0,45	-0,45		
$\text{I}_3^-_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 3\text{I}^-_{(\text{aq})}$	+0,53	-0,53		
$\text{Cu}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,52	-0,52		
$\text{I}_{2(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$	+0,54	-0,54		
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	+0,56	-0,56		
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{s})} + 4\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,60	-0,60		
$\text{Hg}_2\text{SO}_{4(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}_{(\text{l})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	+0,62	-0,62		
$\text{BrO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}^-_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,76	-0,76		
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	+0,77	-0,77		
$\text{Hg}_2^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}_{(\text{l})}$	+0,79	-0,79		
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	+0,80	-0,80		
$\text{NO}_3_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+0,80	-0,80		
$\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_{(\text{l})}$	+0,86	-0,86		
$\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+0,89	-0,89		
$\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+0,96	-0,96		
$\text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	+1,09	-1,09		
$\text{MnO}_{2(\text{s})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,23	-1,23		
$\text{ClO}_4^-_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,23	-1,23		
$\text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,23	-1,23		
$\text{O}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	+1,24	-1,24		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 14\text{H}^+_{(\text{aq})} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,33	-1,33		
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}_{(\text{aq})}$	+1,36	-1,36		
$\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}_{(\text{s})}$	+1,40	-1,40		
$\text{Mn}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+1,51	-1,51		
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,51	-1,51		
$2\text{HBrO}_{(\text{aq})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,60	-1,60		
$2\text{HClO}_{(\text{aq})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,63	-1,63		
$\text{Au}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Au}_{(\text{s})}$	+1,69	-1,69		
$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,78	-1,78		
$\text{Pb}^{4+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$	+1,8	-1,8		
$\text{Co}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$	+1,81	-1,81		
$\text{Ag}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{aq})}$	+1,98	-1,98		
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	+2,05	-2,05		
$\text{O}_{3(\text{g})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+2,07	-2,07		
$\text{F}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-_{(\text{aq})}$	+2,87	-2,87		

Bibliografie

1. Nenițescu, C.D., Chimie generală, EDP, București, 1972
2. Gheorghe, M., Brezeanu, M., Bâtcă, A., Bejan, C., Cătuneanu, R., Chimie anorganică, EDP, București, 1981
3. Spacu, P., Stan, M., Gheorghiu, C., Brezeanu, M., Tratat de chimie anorganică, vol. III, Editura Tehnică, București, 1978
4. Pauling, I., Chimie generală, Editura științifică, București, 1972
5. Lewis, M. (traducere I. Vasilescu), Chimia, recapitulări prin diagrame, Editura ALL, București, 1999
6. Shriver, D.F., Atkins, P.W., Langford, C.H. (traducere din limba engleză), Chimie anorganică, Editura Tehnică, București, 1998
7. Negoiu, D., Tratat de chimie anorganică, vol. II, Editura Tehnică, București, 1972.
8. Blaga, A., Popescu, M., Stroescu, M., Tehnologie chimică generală și procese tip, București, Editura Didactică și Pedagogică, 1983.
9. Petrovanu, M., Herșcovici, M., Istoria chimiei, București, Editura Didactică și Pedagogică, 1967.
10. Albu, C. Brezeanu, M., Mică enciclopedie de chimie, București, Editura Enciclopedică Română, 1974.
11. Ciplea, L.I., Ciplea, Al., Poluarea mediului ambiant, Ed. Tehnică, București, 1978.
12. Cuiban, F., Bolocan, I., Barbu, H., Chimie organică modernă, Editura Universității din Ploiești, 2004.
13. Rosetti - Colțoiu M., Mitrea N., Biochimie, Editura Didactică și Pedagogică, București, 1985.
14. Niac, C., Voiculescu, V., Bâldea, I., Preda, M., Formule, tabele, probleme de chimie - fizică, Editura Dacia, Cluj Napoca, 1984
15. Diaconescu, G., Dinulescu, D., (trad.), Tabele și formule uzuale, Editura All, București, 2002
16. Monciu, C.M, Neagu A., Nedelcu A., Aramă C., Constantinescu C. Analiză chimică în controlul medicamentului, Editura Medicală, București, 2005
17. Donald, J.P., Clyde, W.F., Chimie analitică, Editura Tehnică, București, 1989
18. Atkins, P.W., Tratat de chimie fizică, Editura Tehnică, București, 1996
19. Lehninger, A.L., Biochimie, Editura Tehnică, București, 1987
20. Hill, J.W., Petrucci, R.H., McCreary, Perry, S.S., General Chemistry, Fourth Edition, Pearson Education, Inc. 2005
21. Housecroft, C.E., Sharpe, A.G., Inorganic Chemistry, Third Edition, Pearson Education Limited, 2008
22. Bogdan, D.E., Diacu, E., Chimie generală - Probleme pentru bacalaureat și olimpiate, Editura Mistral Info Media, București, 2003
23. Badea, I.A., Chimie analitică - Echilibre chimice în soluție - Probleme, Editura Didactică și Pedagogică, R.A, București, 2004
24. Monciu, C.M., Neagu, A., Nedelcu, A., Aramă, C., Constantinescu, C., Analiză calitativă - baze practice, Editura Tehnoplast, București, 2001
25. Guran, C., Metale tranziționale, Editura Printech, București, 2002
26. Guran, C., Chimia sistematică a elementelor: blocurile s și p, Editura Printech, București, 2009
27. Alexandrescu, E., Zaharia, V., Chimie clasa a IX - manual, Editura LVS Crepuscul, Ploiesti, 2004
28. Alexandrescu, E., Chimie clasa a XII - manual, Editura LVS Crepuscul, Ploiesti, 2007

