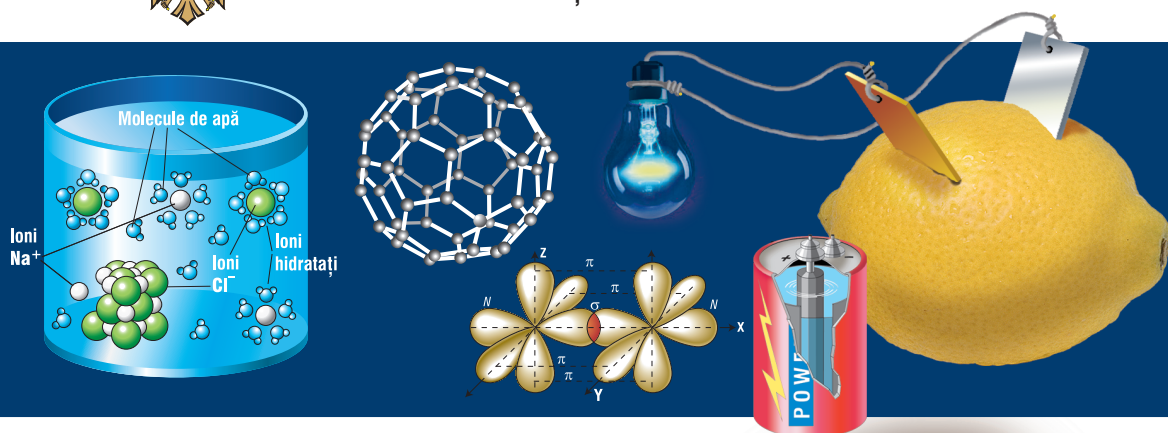




MINISTERUL EDUCAȚIEI AL REPUBLICII MOLDOVA



Chimie 10

manual pentru clasa a 10-a

Svetlana Kudrițcaia • Nadejda Velișco



Editura ARC



MINISTERUL EDUCAȚIEI AL REPUBLICII MOLDOVA

Svetlana Kudrițcaia • Nadejda Velișco

CHIMIE

Manual pentru clasa a X-a de liceu

profil real,
profil umanist, arte și sport

Editura ARC

Manualul a fost aprobat prin Ordinul nr. 281 din 04 mai 2012 al Ministrului Educației al Republicii Moldova. Manualul este elaborat conform curriculumului modernizat la chimie, ediția 2010, și finanțat din resursele financiare ale Fondului special pentru manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației al Republicii Moldova.

Școala				
Manualul nr.				
Anul de folosire	Numele de familie și prenumele elevului	Anul școlar	Aspectul manualului	
			la primire	la returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigintele clasei trebuie să controleze dacă numele elevului este scris corect.
- Elevul nu va face nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia: *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător*.

Comisia de evaluare: *Aurelian Gulea*, profesor universitar, dr. habilitat în chimie, membru corespondent al AȘM, șeful Catedrei de chimie anorganică și fizică, Universitatea de Stat din Moldova; *Anatolie Caraivan*, profesor, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Aleksandr Pușkin” din Rezina; *Nina Șaptefrați*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Vasile Alecsandri” din Chișinău

Recenzenți: *Maria Bîrcă*, conf. univ., dr. în chimie, Catedra de chimie anorganică și fizică a Universității de Stat din Moldova; *Constantin I. Ciobanu*, dr. habilitat în studiul artelor, Institutul Patrimoniului Cultural, Academia de Științe a Moldovei; *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, șeful Catedrei de psihologie a Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă” din Chișinău; *Victor Țapcov*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Elena Ungureanu*, dr. în filologie, Centrul de Lingvistică al Institutului de Filologie al Academiei de Științe a Moldovei

Redactor științific: *Tatiana Litvinova*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu”, Chișinău

Redactori: *Adriana Hristov, Liliana Armașu, Gheorghe Chiriță*

Concepția grafică și coperta: *Mihai Bacinschi*

Desene: *Vitalie Stelea, Vladimir Melnic*

Tehnoredactor: *Marian Motrescu*

Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura Arc, 2012

© Svetlana Kudrițaia, Nadejda Velișco, 2012

ISBN 978-9975-61-683-6

CUPRINS

Capitolul 1	Noțiunile și legile fundamentale ale chimiei.	
	Reacțiile chimice	7
1.1.	1.1. Obiectul de studiu al chimiei	8
	1.1.1. Obiectul de studiu al chimiei	8
	1.1.2. Locul chimiei între celelalte științe ale naturii	8
1.2.	Legile fundamentale ale chimiei.	
	Teoria atomo-moleculară	9
	1.2.1. Teoria atomo-moleculară	9
	1.2.2. Legea constanței compoziției	11
	1.2.3. Legea conservării masei substanțelor	11
	1.2.4. Legea lui Avogadro	12
1.3.	Limbajul chimic	16
	1.3.1. Simbolica chimică	16
	1.3.2. Nomenclatura chimică	19
1.4.	Efectele termice ale reacțiilor chimice	21
1.5.	Reacții rapide și lente. Reacții reversibile și ireversibile	25
1.6.	Clasificarea reacțiilor chimice	28
Capitolul 2	Structura atomului și legea periodicității	31
2.1.	Compoziția atomului. Modelul nuclear al atomului	32
*2.2.	Starea electronilor în atomi	37
2.3.	Structura învelișului electronic al atomului.	
	Legea periodicității	41
	2.3.1. Repartizarea pe niveluri energetice a electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV	41
	*2.3.2. Configurațiile electronice ale atomilor elementelor din perioadele I-IV.	
	Valențele posibile ale elementelor	46
2.4.	Sensul fizic al legii periodicității. Caracterizarea elementului chimic în funcție de poziția lui în sistemul periodic	55
2.5.	Schimbarea periodică a proprietăților elementelor	57
2.6.	Importanța legii periodicității	62
Capitolul 3	Legătura chimică și structura substanței	69
3.1.	Tipurile de legături chimice	70
3.2.	Legătura covalentă	70
	3.2.1. Formarea legăturii covalente	70
	3.2.2. Rețelele cristaline. Proprietățile substanțelor cu legături covalente	75
	*3.2.3. Forma spațială a moleculelor cu legătură covalentă	77
3.3.	Legătura ionică	81
	3.3.1. Formarea legăturii ionice	81
	3.3.2. Proprietățile ionilor și ale substanțelor cu legătură ionică	82

*3.4.	Mecanismul donor-acceptor de formare a legăturii covalente	86
3.5.	Legătura de hidrogen	87
3.6.	Legătura metalică	91
Capitolul 4	Soluțiile. Disociația electrolitică	97
4.1.	Dizolvarea. Soluțiile	98
4.2.	Solubilitatea substanțelor	100
	*4.2.1. Dependența solubilității de temperatură	101
	**4.2.2. Coeficientul de solubilitate	102
4.3.	Metode cantitative de exprimare a compoziției soluțiilor	105
	4.3.1. Partea de masă a substanței dizolvate în soluție	105
	4.3.2. Calculul masei soluției și al masei substanței dizolvate în ea dacă se cunoaște volumul și densitatea soluției, precum și partea de masă a substanței dizolvate în ea	106
	*4.3.3. Concentrația molară a soluțiilor	110
4.4.	Teoria disociației electrolitice	113
	4.4.1. Mecanismul disociației electrolitice	113
	4.4.2. *Gradul de disociere. Electroliți tari și slabi	114
	4.4.3. Disocierea acizilor	117
	4.4.4. Disocierea bazelor	119
	4.4.5. Disocierea sărurilor	121
4.5.	Disocierea apei și mediul de reacție	123
4.6.	Interacțiuni în soluțiile de electroliți	127
	4.6.1. Proprietățile chimice ale acizilor	127
	4.6.2. Proprietățile chimice ale bazelor	128
	4.6.3. Proprietățile chimice ale oxizilor	128
	4.6.4. Proprietățile chimice ale sărurilor	129
	4.6.5. Reacția de neutralizare	130
*4.7.	Hidroliza sărurilor	133
*4.8.	Calculul după ecuațiile chimice dacă una din substanțele reactante este luată în exces	139
Capitolul 5	Procese de oxidoreducere	147
5.1.	Esența reacțiilor de oxidoreducere	148
*5.2.	Metoda bilanțului electronic	153
5.3.	Seria tensiunii metalelor	156
*5.4.	Coroziunea metalelor și metodele de combatere a ei	157
	5.4.1. Esența coroziunii	157
	5.4.2. Tipuri de coroziune	158
	5.4.3. Metode de combatere a coroziunii	159
*5.5.	Electroliza	160
	5.5.1. Esența electrolizei. Electroliza topiturilor	160

	5.5.2. Electroliza soluțiilor apoase de electroliți	160
	5.5.3. Aplicațiile electrolizei	162
Capitolul 6	Nemetalele	165
6.1.	Caracterizarea generală a nemetalelor	166
6.2.	Structura și proprietățile nemetalelor	169
	6.2.1. Structura și proprietățile fizice ale nemetalelor	169
	6.2.2. Obținerea nemetalelor	173
	6.2.3. Proprietățile chimice ale nemetalelor	177
	6.2.4. Utilizarea nemetalelor	182
6.3.	Compușii hidrogenați ai nemetalelor	186
	6.3.1. Structura, proprietățile fizice, aplicarea	186
	6.3.2. Obținerea compușilor hidrogenați ai nemetalelor	188
	6.3.3. Caracterizarea comparativă a proprietăților chimice ale compușilor hidrogenați ai nemetalelor	190
6.4.	Oxizii nemetalelor și acizii oxigenați	196
	6.4.1. Clasificarea, nomenclatura și proprietățile fizice ale oxizilor nemetalelor	196
	6.4.2. Obținerea oxizilor nemetalelor	196
	6.4.3. Proprietățile chimice ale oxizilor nemetalelor	197
	6.4.4. Caracterizarea comparativă a proprietăților chimice ale acizilor oxigenați	200
	6.4.5. Obținerea acizilor oxigenați	204
6.5.	Sărurile acizilor oxigenați și neoxigenați	207
	6.5.1. Compoziția, structura și proprietățile fizice ale sărurilor	207
	6.5.2. Proprietățile chimice ale sărurilor	208
	6.5.3. Obținerea sărurilor	211
	6.5.4. Utilizarea sărurilor	213
Capitolul 7	Metalele	218
7.1.	Caracterizarea generală a metalelor	219
7.2.	Proprietățile chimice ale metalelor	220
*7.3.	Reacțiile calitative ale cationilor de metale	224
7.4.	Obținerea metalelor	225
7.5.	Elementele chimice din sistemele biologice	227
7.6.	Oxizii și hidroxizii metalelor	231
Capitolul 8	Importanța și rolul substanțelor anorganice pentru viața și sănătatea omului	236
8.1.	Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici	237
8.2.	Importanța substanțelor anorganice și rolul lor pentru viața și sănătatea omului	239
8.3.	Chimia și protecția mediului	241
	Anexe	247

Dragi elevi,

Manualul de chimie pentru clasa a X-a are menirea să vă inițieze în universul chimiei. Manualul expune cât se poate de clar și succint temele de studiu. Acestea sînt completate cu teste de autoevaluare a cunoștințelor, experiențe de laborator și cu alte lucrări practice, care vă vor consolida și aprofunda cunoștințele teoretice, permițîndu-vă să abordați chimia nu ca pe o știință abstractă, ci ca pe un sprijin în viața de toate zilele.

Autorii vă urează mult succes!

**Pentru a folosi cu maximă eficiență manualul,
fiți atenți la rubricile:**



**Însărcinări
suplimentare**



**Memorează lucrurile
importante**



Să lucrăm împreună

Să lucrăm împreună.
Însărcinările propuse în
cadrul acestei rubrici vor
fi îndeplinite în echipă.



Maraton spre cunoștințe

**Maraton spre cunoș-
tințe.** Este o rubrică ce
vă dezvoltă imaginația
științifică, creativitatea
și vă ajută să vă aprofun-
dați cunoștințele.



Evaluare. Rubrica include
însărcinări pentru consoli-
darea și verificarea cunoș-
tințelor.

NOTIUNI DE BAZĂ



Noțiuni de bază.

Rubrica este, de fapt, un util
dicționar de termeni chimici.

**În manual sînt incluse unele materiale notate cu semnul grafic (*). Iată care
este semnificația asteriscurilor:**

* – conținuturi obligatorii pentru profilul real

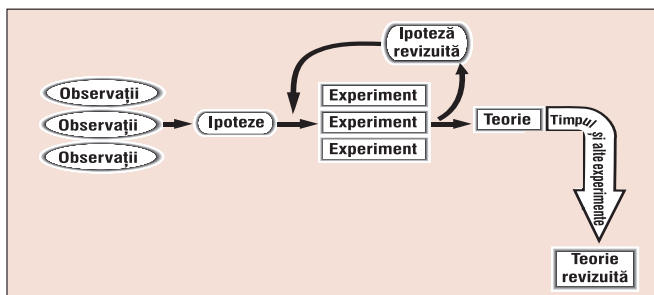
** – material suplimentar la curriculumul de bază

fără * – material obligatoriu pentru profilul real și umanist, arte și sport

1) Noțiunile și legile fundamentale ale chimiei. Reacțiile chimice

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să descrii obiectul de studiu al chimiei;
- să formulezi și să aplici corect legile fundamentale ale chimiei și limbajul chimic;
- să explici noțiunile:
 - atom, element chimic, simbol chimic, masă atomică relativă, valență, electronegativitate, grad de oxidare;
 - moleculă, formulă chimică (moleculară), masă moleculară relativă, substanță simplă și substanță compusă;
 - cantitate de substanță, masă, masă molară, volum molar, numărul lui Avogadro;
 - reacție chimică, ecuație chimică (moleculară) reacții de combinare, de descompunere, de substituție, de schimb;
 - reacție exotermă, reacție endotermă, efectul termic al reacției chimice, ecuații termochimice, reacții reversibile și ireversibile, rapide și lente;
- să estimezi legătura chimiei cu alte științe (matematica, fizica, biologia, geografia etc.);
- să estimezi influența chimiei asupra vieții omului și asupra mediului ambiant, să apreciezi importanța studierii disciplinei numite „Chimie“.



1.1. Obiectul de studiu al chimiei

1.1.1. Obiectul de studiu al chimiei

Chimia este știința care are ca obiect de cercetare studiul structurii, proprietăților și transformărilor substanțelor în urma ruperii unor legături, regrupării atomilor și formării de noi legături. Studiarea chimiei prezintă importanță atât din punct de vedere teoretic, cât și aplicativ. Sub aspect științific, cercetarea fenomenelor chimice a contribuit, în mare măsură, la cunoașterea, descrierea și înțelegerea mecanismelor și legilor fundamentale care acționează la diferite nivele de organizare a materiei (atomi, molecule). Sub aspect practic, chimia joacă un rol semnificativ la îmbunătățirea condițiilor de viață ale omului prin obținerea de substanțe noi și producerea acestora în condiții avantajoase.

Spre exemplu, fără îngrășăminte minerale, necesare pentru creșterea plantelor, este greu să se asigure o eficiență înaltă a solului, să se obțină recolte bogate. Azi, datorită chimiei, avem la dispoziție astfel de preparate precum soda alimentară, săpunul, detergenții, oțetul, peliculele polietenice, diferite medicamente, articole de îmbrăcăminte și încălțăminte etc.

Pentru a ști să utilizăm corect toate aceste bunuri obținute pe cale sintetică, pentru a menține un mediu curat și, prin urmare, o societate sănătoasă, este nevoie să studiem conceptele fundamentale și terminologia acestei științe, totalitatea legilor ei și modul de aplicare a lor în viața de zi cu zi. Fiecare om trebuie să posede un volum anumit de cunoștințe în domeniul chimiei, care să-l ajute a trăi în armonie cu mediul ambiant, protejându-l pentru generațiile de azi și cele viitoare.

1.1.2. Locul chimiei între celelalte științe ale naturii

Chimia, fizica și biologia sînt științe ale naturii. Deosebiriile dintre aceste științe sînt determinate, în principal, de obiectul lor de studiu. Astrofizica, de exemplu, studiază procesele ce au loc între aștri, la distanțe mari de la Pămînt. Corpurile din natura vie constituie obiectul de studiu al biologiei (*fig. 1.1*), iar cele din natura anorganică — al fizicii clasice (*fig. 1.2*).

Toate corpurile, din natura vie și moartă, constau din substanțe. Varietatea proceselor care au loc între atomi și molecule în interiorul substanțelor sînt cercetate de chimie (*fig. 1.3*).

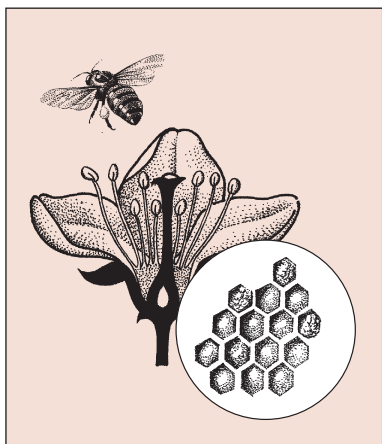


Fig. 1.1. Biologia este știința despre viață sub toate aspectele ei

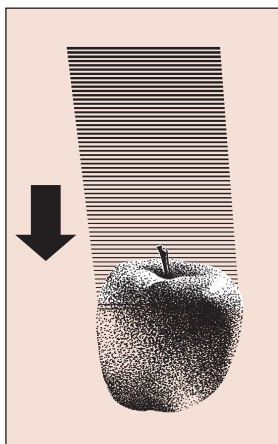


Fig. 1.2. Fizica este știința despre legile generale ale fenomenelor naturii

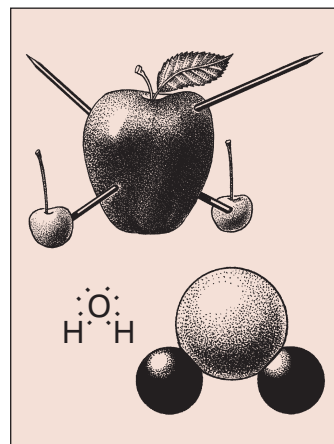


Fig. 1.3. Chimia este știința despre structura, proprietățile și transformările substanțelor

Substanța, în chimie, este definită drept o totalitate de atomi și molecule.

Chimia este știința despre substanțe, despre structura, proprietățile și transformările lor.

Astăzi chimie pură nu există; altfel spus, ea se studiază numai în strînsă legătură cu alte științe ale naturii. La baza chimiei stau legi și teorii fundamentale comune și pentru fizică, ca, de exemplu, legea constanței compoziției, legea lui Avogadro, teoria atomo-moleculară, legea conservării masei și energiei, teoria structurii atomilor și moleculelor.

Să examinăm cîteva legi fundamentale ale chimiei. Remarcăm, inițial, că în secolul al XVIII-lea savanții puteau calcula cu exactitate unele mărimi fizice, cum ar fi masa, volumul ș.a. De asemenea, au fost elaborate metode analizei chimice, ce constau în determinarea compoziției cantitative a substanțelor.



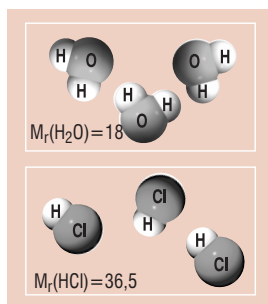
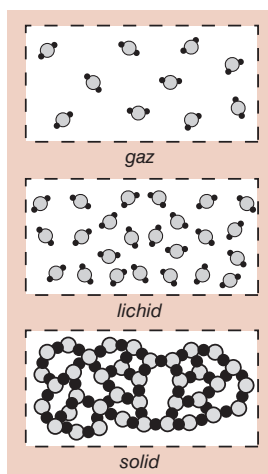
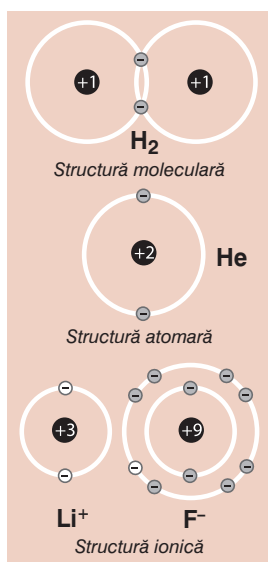
Atomul este cea mai mică particulă indivizibilă de substanță.

Elementul chimic reprezintă un anumit tip de atomi.

1.2. Legile fundamentale ale chimiei. Teoria atomo-moleculară

1.2.1. Teoria atomo-moleculară

Cu mai bine de două mii de ani în urmă, filozoful grec Democrit (460-370 î.Hr.) a propus noțiunea de *atom* (în limba greacă *atomos* înseamnă „indivizibil”) pentru a de-



numi cele mai mici particule de substanță; substanțele, în viziunea lui, erau compuși ai atomilor.

Au trebuit să treacă aproape 2000 de ani pentru ca existența atomilor și a moleculelor să fie demonstrată. Rezultatele numeroaselor cercetări au fost reunite în *teoria atomo-moleculară*:

1. Substanțele pot avea structură moleculară, atomică sau ionică.
2. *Molecula* este cea mai mică particulă de substanță care păstrează compoziția și proprietățile chimice ale acesteia.
3. Între molecule acționează forțe de atracție și de respingere reciprocă. Ele se evidențiază mai puternic în substanțele solide și mai slab în gaze.
4. Moleculele se găsesc, una față de alta, la anumite distanțe, determinate de starea de agregare a substanței și de temperatură. Între moleculele gazelor spațiile sînt mari, de aceea gazele se comprimă ușor. În lichide, aceste spații sînt mici, iar în substanțele solide – foarte mici. De aceea, ultimele aproape că nu se comprimă.
5. Moleculele se află în continuă mișcare. Cu cît temperatura este mai ridicată, cu atît mai mare este viteza de mișcare a moleculelor.
6. Toate moleculele unei substanțe sînt la fel. Moleculele de substanțe diferite se deosebesc între ele prin masă, dimensiuni și proprietățile chimice.
7. În fenomenele fizice, moleculele se păstrează, iar în cele chimice se distrug.
8. *Moleculele* sînt constituite din atomi, care, ca și acestea, se află în mișcare continuă.
9. În reacțiile chimice, atomii nu se distrug. *Atomul este cea mai mică particulă indivizibilă de substanță.*
10. Atomii unui element chimic se deosebesc de atomii altui element prin sarcina nucleului, masă, dimensiuni și proprietățile chimice. Un anumit tip de atomi formează un *element chimic*. Moleculele substanțelor simple sînt alcătuite din atomii aceluiași element, în timp ce moleculele substanțelor compuse sînt alcătuite din atomi ai diferitor elemente.
11. În nodurile rețelei cristaline a substanțelor cu structură moleculară aflate în stare solidă se găsesc molecule. Forțele intermoleculare sînt slabe și la încălzire se distrug ușor. Substanțele cu structură moleculară au, de regulă, temperaturi mici de topire.

12. Substanțele cu structură atomică au, în nodurile rețelei cristaline, atomi uniți prin legături covalente stabile. Temperaturile lor de topire sînt înalte.
13. Se numește *ion* atomul care a cedat (*ion pozitiv*) sau a adîișionat (*ion negativ*) unul sau mai mulți electroni. În nodurile rețelei cristaline a substanțelor cu structură ionică se găsesc ioni uniți prin legături ionice stabile. Temperaturile lor de topire sînt înalte.

O contribuție însemnată la crearea teoriei atomo-moleculare au adus savanții Mihail Vasilievici Lomonosov și John Dalton. Ultimul a introdus noțiunea de *atom* și a descoperit legarea atomilor în molecule.

Am luat cunoștință de teoria atomo-moleculară și în continuare vom examina legile chimiei în baza cărora se fac toate calculele pentru substanțele participante la reacție. Fără ele n-ar fi posibilă funcționarea uzinelor chimice moderne, unde se produc substanțe și materiale necesare omului.

1.2.2. Legea constanței compoziției

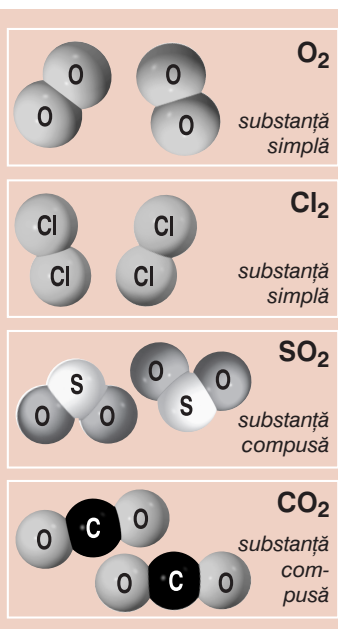
Această lege a fost formulată de J.L. Proust la începutul secolului al XIX-lea. El a demonstrat că toți compușii conțin elemente în proporții de masă strict determinate, indiferent de metoda obținerii lor. De exemplu, apa constă întotdeauna dintr-o parte de masă de hidrogen și opt părți de masă de oxigen. Legea constanței compoziției sau a proporțiilor definite poate fi enunțată astfel:

Toate substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, indiferent de metoda și de locul obținerii lor.

Odată descoperită, legea lui Proust indica asupra existenței moleculelor și asupra caracterului indivizibil al atomilor. Ea nu oferea însă răspuns la întrebarea privind numărul atomilor de fiecare element care intră în compoziția moleculei. De exemplu, mult timp s-a crezut că raportul de mase a hidrogenului și oxigenului este de 1 : 8. Se bănuia deci că apa are următoarea compoziție : HO. În prezent, se cunoaște că doar substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, de exemplu, H_2O , H_2S , CO_2 etc. Legea constanței compoziției servește drept fundament pentru alcătuirea formulelor moleculare ale substanțelor.

1.2.3. Legea conservării masei substanțelor

Această lege a fost descoperită de savantul rus M.V. Lomonosov în anii 1748-1756. Independent de el, în anul 1789, chimistul francez A. Lavoisier a ajuns la aceeași con-



Joseph Louis Proust (1754-1826)
Chimist francez. În 1808 a formulat legea proporțiilor definite (legea lui Proust).



Legea conservării masei substanțelor stă la baza alcătuirii ecuațiilor chimice.



Mihail Vasilievici Lomonosov (1711-1765)
Savant rus. A făcut descoperiri importante în domeniul fizicii și chimiei. În 1755 a fondat Universitatea din Moscova.



Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794).
Chimist francez.
A descoperit legea conservării masei.



Amedeo Avogadro (1776-1856).
Fizician italian, considerat fondatorul chimiei fizice. În 1811 a descoperit legea care îi poartă numele. A introdus noțiunea de *moleculă*.

cluzie. Ambii savanți au demonstrat experimental această lege și au arătat că arderea metalelor este o reacție de combinare. Descoperirea oxigenului și arderea substanțelor nu în aer, ci în oxigen sînt însă meritul lui Lavoisier.

Masa metalului și a oxigenului într-un vas sudat s-a dovedit a fi egală cu masa oxidului obținut.

Masa substanțelor care intră într-o reacție chimică este egală cu masa produșilor de reacție.

Legea conservării masei a confirmat ipoteza că atomii sînt indivizibili și în reacțiile chimice nu suferă schimbări, ci trec doar dintr-o moleculă în alta.

Numărul atomilor oricărui element înainte și după reacție este același.

Așadar, după reacție, masa totală a substanțelor nu se schimbă. Conform legii conservării masei se alcătuiesc ecuațiile chimice, ca, de exemplu :



1.2.4. Legea lui Avogadro

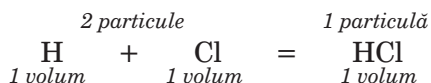
Începutul secolului al XIX-lea a fost marcat, în știința chimiei, de ipoteza lui Amedeo Avogadro :

Volume egale de gaze diferite, în condiții identice (de temperatură și presiune), conțin același număr de molecule.

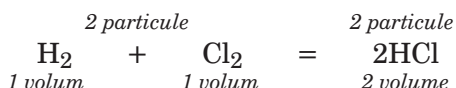
Aceasta înseamnă că volumul unui gaz nu depinde de compoziția particulelor, ci de numărul lor, fiind determinat de distanța dintre particule, care, la aceeași temperatură și presiune, este identică pentru toate gazele. Dimensiunile particulelor gazoase sînt foarte mici în comparație cu distanța dintre ele. Cu timpul, ipoteza lui Avogadro a fost dată uitării. Abia peste 50 de ani de la formulare, chimistul italian Stanislao Cannizzaro, cercetînd metodele de determinare a maselor atomice și moleculare, a aflat în-tîmplător de ea.

Avogadro a presupus că moleculele substanțelor gazoase simple sînt compuse din doi atomi: H_2 , Cl_2 , O_2 . Să analizăm un exemplu.

În urma reacției dintre un volum de hidrogen și unul de clor, se obțin două volume de clorură de hidrogen. Avogadro a explicat fenomenul în felul următor : un volum de clorură de hidrogen se poate obține dacă reacționează două molecule monoatomice :



Două volume de clorură de hidrogen se pot obține numai în cazul în care moleculele de hidrogen și clor sînt diatomice:



Și aceasta pentru că în volume egale trebuie să fie numere egale de particule: două particule pînă la reacție (H_2 și Cl_2) și două după reacție (2HCl) (fig. 1.4).

Ipoieza lui Avogadro a devenit lege datorită consecințelor ei importante:

Același număr de particule de diferite gaze ocupă volume egale în condiții identice.

Orice gaz cu cantitatea de substanță de 1 mol ocupă, în condiții normale (273 K și 101 325 Pa), un volum de 22,4 l.

Numărul moleculelor în substanța cu cantitatea de 1 mol a fost determinat abia la începutul secolului al XX-lea. Acest număr este egal cu $6,02 \cdot 10^{23}$ și se numește **numărul lui Avogadro**. În prezent, numărul lui Avogadro (N) servește drept bază pentru determinarea *molului* – unitatea de măsură a mărimii fizice denumite *cantitatea de substanță*.

Molul reprezintă o cantitate de substanță care conține $6,02 \cdot 10^{23}$ particule (molecule, atomi, ioni).

O mare importanță are și mărimea numită *volumul molar al gazului* în orice condiții.

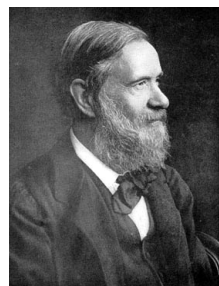
Volumul molar este egal cu raportul dintre volumul gazului în condițiile date și cantitatea de substanță a acestui gaz.

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (l/mol)}$$

În condiții normale (273 K, 101 325 Pa), volumul molar al oricărui gaz este egal cu 22,4 l/mol (fig. 1.5).

****Aplicînd legea lui Avogadro, putem explica noțiunea de densitate relativă a gazelor:**

Densitatea relativă a unui gaz (1) față de cea a altui gaz (2) este egală cu raportul dintre masele oricăror altor volume egale ale acestor gaze, în condiții identice (t° , p).



Stanislao Cannizzaro (1826-1910)

Chimist italian.
A pus bazele chimiei moderne. A determinat masa moleculară a numeroase elemente.

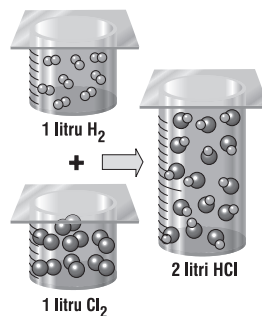


Fig. 1.4. Interacțiunea gazelor cu molecule diatomice

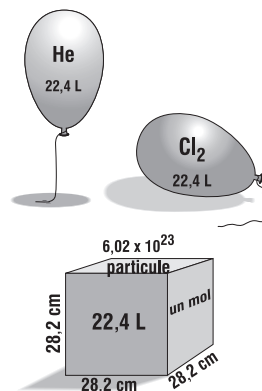


Fig. 1.5. Volumul molar al gazelor (c.n.)



$$N = 6,02 \cdot 10^{23} —$$

numărul lui Avogadro

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

— constanta lui

Avogadro

$$v(x) = \frac{N(x)}{N_A} \text{ mol}$$

— cantitatea de substanță

$$D_2 = \frac{m(1)}{m(2)}$$

Dacă volumele gazelor sînt egale ($V_1 = V_2$), atunci și numărul moleculelor aflate în aceste volume este, de asemenea, egal: $N(1) = N(2)$.

Masa fiecărui gaz va fi: $m(1) = M_r(1) \cdot N(1)$ și $m(2) = M_r(2) \cdot N(2)$. Substituind aceste valori ale maselor în formula inițială, obținem:

$$D_2 = \frac{M_r(1) \cdot N(1)}{M_r(2) \cdot N(2)} \text{ sau } D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

Astfel, densitatea relativă indică de cîte ori molecula primului gaz este mai grea sau mai ușoară decît molecula celui de-al doilea gaz.

Folosind aceste formule, în secolul al XIX-lea au fost stabilite masele moleculare ale substanțelor gazoase și volatile. De exemplu, determinînd experimental densitatea relativă a clorului față de hidrogen $D_{H_2} = 35,5$, Cannizzaro a calculat, plecînd de la afirmația lui Avogadro privind compoziția diatomică a moleculei de hidrogen, masa moleculară relativă a clorului:

$$D_{H_2}(Cl_2) = 35,5; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{M_r(H_2)}; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{2}$$

$$M_r(Cl_2) = 2 \cdot D_{H_2}; \quad M_r(Cl_2) = 2 \cdot 35,5 = 71$$

Știind că molecula de clor este diatomică, Cannizzaro a determinat și masa atomică relativă a clorului: $A_r(Cl) = 35,5$.



Maraton spre cunoștințe

Spre deosebire de J.L. Proust, savantul francez Claude Berthollet (1748-1822) era de părere că compoziția compușilor depinde de metoda obținerii lor. El a fost însă aspru criticat de contemporani pentru analizele sale chimice, considerate inexacte.

Abia la începutul secolului al XX-lea s-a demonstrat că substanțele cu structură nemoleculară pot avea o compoziție variabilă. De exemplu, oxidul de fier (II) poate avea compoziția $Fe_{0,86}O$, $Fe_{0,9}O$ sau $Fe_{0,93}O$, în funcție de metoda obținerii lui. Aceste substanțe au fost numite **bertholide**.

Majoritatea bertholidelor au rețea cristalină atomică sau ionică. Acestea sînt compuși ai metalelor cu oxigenul, sulfur, azotul, fosforul, carbonul.

Actualmente ideea lui Berthollet stă la baza unei ramuri foarte importante a chimiei, numită *materialele chimice*. Scopul acestei ramuri este crearea de materiale noi, cu anumite proprietăți.

Nu există teorii veșnice, așa cum nu există nici modele care să cuprindă descrierea tuturor fenomenelor naturii. O idee aparent greșită azi poate sta mîine la temelia științei viitorului. Anume așa s-a întîmplat în cazul ideii lui Berthollet.



1. Enunță formularea actuală a legii constantei compoziției. Prin ce se deosebește ea de cea exprimată anterior?
2. Alege afirmațiile adevărate referitoare la numărul lui Avogadro:
 - a) este egal cu numărul de particule structurale în substanța cu cantitatea de 1 mol;
 - b) este egal cu masa a $6,02 \cdot 10^{23}$ molecule;
 - c) este egal cu valoarea numerică a constantei lui Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
 - *d) este egal cu numărul atomilor din 12 g de izotop carbon ^{12}C .
3. Selectează, din mărimile fizice indicate mai jos, doar mărimile molare:
 - a) $M = \frac{m}{v}$ **b) $D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$ c) $V_m = \frac{V}{v}$ d) $v = \frac{N}{N_A}$
4. Alege substanțele al căror volum este egal cu 22,4 l, dacă se va lua cantitatea de substanță de 1 mol:
 - a) oxigen b) apă c) iod d) oxid de carbon (IV)
5. Care dintre simbolurile de mai jos redă atât substanța chimică, cât și elementul chimic:
 - a) O^{-2} b) O_2 c) Fe d) CO_2 e) Na
6. Calculează masa fiecărei substanțe luate în cantitatea de substanță de 10 mol:
 - a) H_2O b) CO_2 c) O_2 d) H_2
7. Calculează volumele (c.n.) gazelor, în cazul în care cantitatea de substanță este egală cu:
 - a) 2 mol b) 0,1 mol c) 10 mol d) 0,5 mol
- **8.** Calculează masa moleculară relativă a unei substanțe gazoase simple, dacă densitatea sa față de hidrogen este egală cu 14. Care este masa atomică relativă a elementului?
9. Alege expresiile adevărate:
 - 9.1. În urma reacției chimice, nu se schimbă niciodată:
 - a) numărul atomilor substanței; b) numărul moleculelor; c) masa; d) cantitatea de substanță a atomilor.
 - 9.2. Formula chimică SO_2 indică:
 - a) masa atomică relativă; c) compoziția calitativă; b) compoziția cantitativă; d) masa molară a acestei substanțe.
10. Calculează masa dioxidului de carbon, dacă volumul lui (c.n.) este egal cu:
 - a) 22,4 l b) 2,24 l c) 44,8 l d) 224 l
11. Calculează volumul (c.n.) substanțelor H_2 , O_2 , SO_2 , dacă masa fiecăreia este egală cu:
 - a) 128 g b) 6,4 g c) 32 g
12. Alege afirmațiile adevărate:
 - a) elementul chimic reprezintă totalitatea atomilor cu același număr de protoni în nucleu;
 - b) elementele chimice există sub formă de substanțe simple metale și nemetale;
 - c) toate elementele cunoscute au fost obținute pe cale artificială;
 - d) numărul substanțelor simple este mai mare decât numărul elementelor.

**Amintiți-vă ce știți
despre simbolurile și
denumirile ele-
mentelor chimice.**



**Jöns Jacob Berzelius
(1779-1848)**

Chimist suedez. Unul din creatorii chimiei moderne. A introdus notarea elementelor chimice prin simboluri literale. În 1814 a publicat un tabel de mase atomice (de echivalenți).

**Explicați ce
semnifică simbolul
chimic al elemen-
tului cu nr. 29 din
Sistemul periodic.**



*Simbolul chimic
al elementului (E)
reprezintă:*

1. Semnul internațional al E
2. Un atom al E
3. A_r (E)
4. M (E)

1.3. Limbajul chimic

Fiecare știință are un limbaj propriu care exprimă totalitatea cunoștințelor în domeniul respectiv. Limbajul chimic cuprinde *partea generală*: limbajul elementar, comun, alcătuit din cuvinte și propoziții ordinare, și *partea specială*: simbolica, terminologia și nomenclatura chimică.

1.3.1. Simbolica chimică

Simbolica chimică reprezintă un sistem de semne convenționale folosite în chimie (cum ar fi simbolurile, formulele și ecuațiile chimice), care reprezintă obiecte și fenomene.

Simbolica chimică modernă a fost propusă de savantul suedez J. Berzelius și constă în notarea elementului chimic cu simbolul unei litere. Pentru notare s-a luat prima literă a denumirii elementului în limba latină. De exemplu, carbonul, în latină, se numește *carboneum*, respectiv simbolul lui chimic este C. Pentru a nu confunda anumite simboluri, s-a decis a utiliza și litera a doua sau oricare altă literă din denumirea elementului în latină. Astfel, calciul — *calcium* — are simbolul Ca, iar pentru californiu — *californium* — este folosită litera a cincea a denumirii: Cf.

Simbolul chimic semnifică:

1. Semnul internațional al elementului.
2. Un atom al elementului și un mol de atomi.
3. Masa atomică relativă a elementului.
4. Masa molară a substanței simple monoatomice.

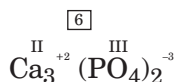
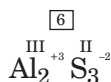
De exemplu, pentru elementul fier, simbolul său chimic Fe reprezintă un atom de fier, masa atomică relativă $A_r = 56$ și masa molară a substanței simple fier $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$.

Formula chimică a fost introdusă în limbajul chimic în secolul al XIX-lea, după stabilirea compoziției substanțelor și valenței elementelor. Un rol decisiv în crearea formulelor l-au avut legea constanței compoziției și legea lui Avogadro.

Formula chimică este notarea compoziției compuşilor cu ajutorul simbolurilor chimice și al indicilor.

Cu ajutorul formulelor chimice pot fi reprezentate atât substanțele cu structură moleculară (de ex., CO_2), cât și cele cu structură nemoleculară (de ex., NaCl).

Formula chimică a substanței se alcătuiește după valența sau gradul de oxidare al elementelor.



Formula chimică semnifică:

1. Notăția internațională a substanței.

2. Denumirea substanței.

3. O moleculă de substanță.

4. Un mol de substanță.

5. Compoziția calitativă: din ce elemente chimice este alcătuită molecula.

6. Compoziția cantitativă: a) câți atomi de fiecare element intră în compoziția moleculei; b) cantitatea de substanță de fiecare element din care este formată molecula.

7. Masa moleculară relativă a substanței.

8. Masa molară a substanței.

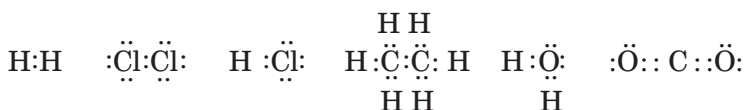
De exemplu, formula H_2O reprezintă:

a) substanța apă; b) o moleculă de apă, alcătuită din 2 atomi de hidrogen și un atom de oxigen; c) un mol de molecule de apă, format din atomi de hidrogen cu cantitatea 2 mol și atomi de oxigen cu cantitatea 1 mol; d) masa moleculară relativă a apei $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ și masa molară a apei $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$.

Știm deja că există diferite tipuri de formule chimice. O parte din ele sînt reprezentate mai jos.

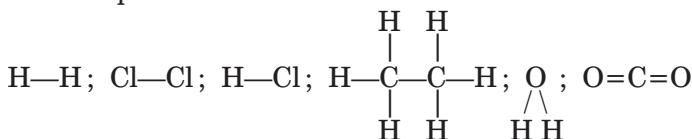
Formula moleculară redă compoziția reală a moleculei. De exemplu, hidrogenul H_2 , clorul Cl_2 , clorura de hidrogen HCl , oxidul de carbon (IV) CO_2 , etanul C_2H_6 , apa H_2O etc.

Formula electronică arată schematic formarea legăturilor în moleculă, ca, de exemplu:



Formula grafică (structurală) indică ordinea în care se unesc atomii în moleculă. Fiecare linie redă un cuplu de electroni sau o unitate de valență.

De exemplu:

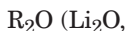


Scrieți patru formule de substanțe cu structură moleculară și patru formule de substanțe cu structură nemoleculară. Indicați valența elementelor în aceste substanțe.



Formula chimică
a substanței (S)
reprezintă:

1. Notăția internațională a S
2. Denumirea S
3. O moleculă de S
4. Un mol de molecule de S
5. Din ce elemente este compusă molecula de S
6. Câți atomi ai fiecărui element sînt în molecula de S
7. M_r (S)
8. M (S)

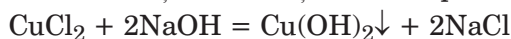
**Formule chimice:***Formulă moleculară**Formulă electronică**Formulă grafică**Formulă generală*

Formula generală arată compoziția clasei sau grupei de substanțe.

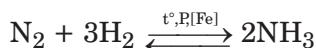
De exemplu, oxizii elementelor din subgrupa principală a grupe I Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O ; Fr_2O au formula generală R_2O , iar hidroxizii lor LiOH ; NaOH ; KOH ; RbOH ; CsOH ; FrOH — formula generală $\text{R}-\text{OH}$.

Cu ajutorul formulelor, putem efectua calcule, determina proprietățile chimice ale substanței, valența și gradul de oxidare al elementelor, putem alcătui *ecuații chimice*.

Ecuația chimică este reprezentarea reacției chimice prin formule chimice și coeficienți. De exemplu :

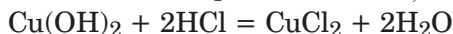


În ecuațiile chimice, săgețile marchează substanțele care se precipită ($\downarrow$) și cele gazoase ($\uparrow$). La fel, prin anumite simboluri, sînt indicate și condițiile în care decurge reacția: la încălzire (t°), în condiții de presiune ridicată (p), în prezența catalizatorului $[\text{catalizator}]$ etc.:



Ecuațiile chimice sînt de cîteva tipuri: *moleculare, ionice, electronice și schematic*.

Ecuația moleculară (EM) constă din formule moleculare și simboluri chimice (pentru substanțele simple):



Ecuația ionică completă (EIC) cuprinde toate particulele (molecule, ioni) prezente în soluție în timpul reacției chimice. La alcătuirea ei se respectă principiul: *În formă ionică se scriu doar electroliții tari*. Despre fiecare substanță trebuie să se cunoască clar două aspecte:

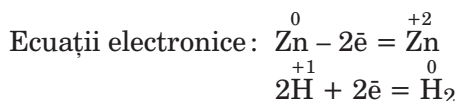
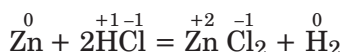
1. Este sau nu solubilă.
2. Este un electrolit tare sau slab.



Ecuația ionică redusă (EIR) cuprinde numai particulele care intră nemijlocit în reacție:



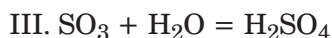
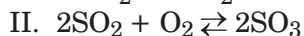
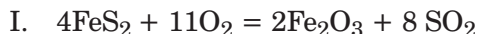
Ecuația electronică (EE) arată transferul de electroni în reacțiile de oxidoreducere:



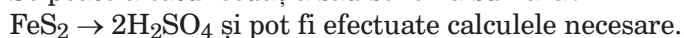
Relevați asemănările și deosebirile dintre ecuațiile moleculare și cele ionice complete.



Ecuatia schematică (ES) reprezintă schematic, simplificat, una sau mai multe reacții. Este folosită, de obicei, la rezolvarea problemelor. De exemplu, acidul sulfuric se obține în trei etape:



Se poate alcătui ecuația sau schema sumară:



Astfel, simbolurile chimice, formulele și ecuațiile ajută la reprezentarea sumară a substanțelor și proceselor chimice reale, redând esența lor. Simbolica folosită în chimie este universală și unică pentru toate țările lumii. Dacă am avea la îndemână o revistă japoneză de chimie, anume după formulele chimice am putea deduce despre ce substanțe sau procese chimice se vorbește în ea.

Terminologia chimică a fost introdusă de A. Lavoisier și servește la exprimarea laconică a noțiunilor printr-un limbaj special, prin anumite cuvinte. De exemplu: *formula chimică, ecuație chimică, legătură chimică* ș.a.

1.3.2. Nomenclatura chimică

Nomenclatura chimică cuprinde toată terminologia chimică, denumeste elementele, substanțele, particulele, le clasifică în grupe. De exemplu, termenul *oxizi* se referă la grupul de substanțe compuse ce constau din două elemente, dintre care unul este oxigenul. Nomenclatura oxizilor cuprinde clasificarea oxizilor în bazici, acizi și amfoteri și denumirea fiecărui compus în parte. Numele și formulele substanțelor se alcătuiesc după așa-numita *nomenclatură sistematică* sau *nomenclatură IUPAC (Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată)*. La baza denumirilor sistematice ale substanțelor anorganice stau denumirile elementelor. Iată de ce aproape toate substanțele simple se numesc ca și elementele chimice care le formează. De exemplu: aur, clor ș.a.

Numele substanțelor anorganice compuse vin de la denumirea elementului chimic, la care se adaugă sufixe și prefixe specifice unei clase de substanțe.

Dacă elementul are valență variabilă, după denumirea elementului, în paranteze, cu cifre romane, se indică valența lui. De exemplu: FeCl_3 – clorură de fier (III). La alcă-



Abrevieri:

EM – ecuație moleculară

EIC – ecuație ionică
completă

EIR – ecuație ionică
redușă

EE – ecuație electronică

ES – ecuație schematică



Valența este proprietatea atomilor unui element de a se combina cu un anumit număr de atomi ai altor elemente.



Electronegativitatea este proprietatea atomilor unui element de a atrage electroni de la atomii altor elemente.

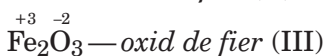
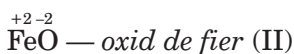


Gradul de oxidare este sarcina formală care îi revine unui atom al elementului, dacă se admite că a avut loc transferul complet al electronilor.

tuirea denumirii unei substanțe compuse, formula acesteia se separă convențional în două părți: electropozitivă și electronegativă. La alcătuirea formulei, pe primul loc se scrie partea electropozitivă, iar pe locul doi – partea electronegativă: HCl, NaCl (excepții: NH_3 , CH_4).

Denumirea substanței se citește de la dreapta spre stînga — mai întâi partea electronegativă, apoi partea electropozitivă.

De exemplu :



Limbajul chimic se utilizează pentru a reprezenta succint și exact substanțele și procesele la care acestea participă.



Maraton spre cunoștințe

Cu 20-30 de ani în urmă, pentru spălatul pe dinți, în loc de pasta de dinți cunoscută azi, se folosea un praf cu următoarea compoziție:

- salol (substanță organică — medicament antiinflamator) — 4 g;
- sare fosfatică CaHPO_4 — 20 g;
- cretă purificată — CaCO_3 — 20 g;
- sare carbonică de magneziu MgCO_3 — 15 g;
- bicarbonat de sodiu NaHCO_3 — 15 g.

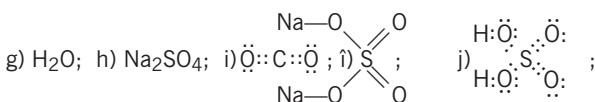
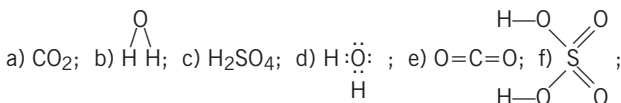
Substanța cu denumirea „bicarbonat de sodiu” intră și în componența pastei de dinți din zilele noastre. Numește substanțele de mai sus conform nomenclurii contemporane.

EVALUARE

1. Clasifică în două grupe exemplele propuse — în simboluri chimice și în formule chimice:

H_2 ; H; C; CO_2 ; O_2 ; Fe; O; Fe_2O_3 ; O_3 ; N; NH_3 .

2. Alege, din exemplele de mai jos, formulele moleculare, formulele electronice, formulele grafice (de structură), formulele generale:



k) CO_2 ; SiO_2 ; EO_2 ; l) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{E}(\text{OH})_2$.

3. Alege afirmațiile adevărate:

- a) elementele chimice se notează cu simboluri chimice;
- b) elementul chimic este format dintr-un anumit tip de atomi;
- c) simbolul chimic al elementului potasiu este Ca;

4. Alege expresiile adevărate. Simbolul chimic Cl semnifică:
a) o moleculă de clor; c) elementul chimic clor;
b) un atom de clor; d) masa atomică relativă egală cu 35,5.
5. Alege expresiile adevărate:
Formula chimică redă:
a) compoziția calitativă a substanței;
b) notația internațională a substanței;
c) compoziția cantitativă a substanței;
d) un mol de substanță;
6. Clasifică ecuațiile de mai jos conform tipurilor de ecuații cunoscute:
a) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
b) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$;
c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
d) $\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$;
e) $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
Stabilește coeficienții în toate ecuațiile.
7. Alcătuiește formulele următoarelor substanțe:
a) oxizii și hidroxizii elementelor din subgrupa principală a grupei I;
b) compușii hidrogenați ai halogenilor;
c) compușii hidrogenați ai nemetalelor din grupa a VI-a;
d) oxizii superiori și acizii sulfului, seleniului și telurului;
e) sărurile metalelor mono-, di- și trivalente, după tabelul solubilității.
Numește substanțele. Indică în ce cazuri sînt abateri de la regulile generale de alcătuire a formulelor și denumirilor.



1.4. Efectele termice ale reacțiilor chimice

Reacțiile chimice sînt însoțite de degajare sau absorbție de căldură ori lumină.

Reacțiile însoțite de degajare de căldură se numesc *exoterme*.

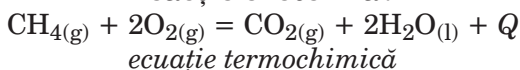
Reacțiile însoțite de absorbție de căldură se numesc *endoterme*.

Cantitatea de căldură care se degajă sau se absoarbe în reacția chimică se numește *efect termic al reacției*.

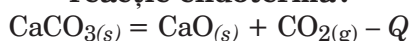
Relevați deosebirile dintre reacțiile exoterme și endoterme.

Efectul termic al reacției Q se exprimă în kilojouli și se indică în partea dreaptă a ecuației termochimice, prin semnul „+” în cazul degajării de căldură și prin semnul „-” în cazul absorbției de energie. De exemplu :

reacție exotermă:



reacție endotermă:



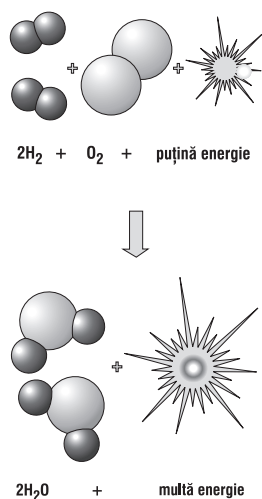
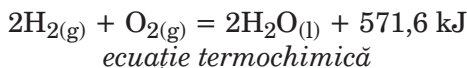


Fig. 1.6. Reacția de combinare este o reacție exotermă

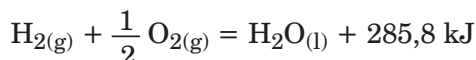
Ecuatiile reacțiilor în care sînt indicate efectul termic și starea de agregare a substanțelor se numesc *ecuații termochimice*.

În ecuațiile termochimice, pentru toate substanțele se indică starea de agregare. În ecuațiile reacțiilor chimice, coeficienții arată cantitatea de substanță; în ecuațiile termochimice, se admit și coeficienții fracționari. De exemplu :



Această ecuație arată că la combinarea hidrogenului cu cantitatea de substanță de 2 mol cu oxigenul cu cantitatea de substanță de 1 mol se degajă 571,5 kJ de căldură.

Următoarea ecuație

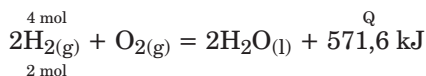


arată că la combinarea hidrogenului cu cantitatea de substanță de 1 mol cu oxigenul cu cantitatea de substanță de 0,5 mol se formează apă cu cantitatea de substanță de 1 mol și se degajă 285,8 kJ de căldură, de două ori mai puțină decît în prima ecuație.

Cu ajutorul ecuațiilor termochimice se pot efectua diverse calcule.

***I. Calculul cantității de căldură după cantitatea de substanță participantă la reacție**

Exemplul 1. Calculați cantitatea de căldură care se degajă la arderea hidrogenului cu cantitatea de substanță de 4 mol după reacția :



Schema logică :

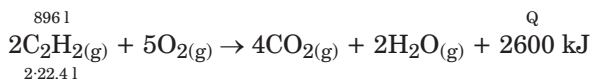
după ecuație : 2 mol H_2 (degajă) 571,6 kJ de căldură

după condiție : 4 mol H_2 ... Q

$$Q = \frac{4 \text{ mol} \cdot 571,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 1143,2 \text{ kJ}$$

***II. Calculul cantității de căldură dacă se cunoaște volumul gazului și efectul termic al reacției**

Exemplul 2. Calculați cantitatea de căldură care se degajă la arderea acetilenei cu volumul de 896 l (c.n.) după ecuația :



Schema logică:

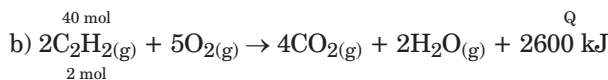
după ecuație: 44,8 l C₂H₂ ... 2600 kJ de căldură

după condiție: 896 l C₂H₂ ... Q

$$Q = \frac{896 \text{ l} \cdot 2600 \text{ kJ}}{44,8 \text{ l}} = 52000 \text{ kJ}$$

Prin altă metodă:

$$\text{a) } v(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{896 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 40 \text{ mol}$$



$$Q = \frac{40 \text{ mol} \cdot 2600 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 52000 \text{ kJ}$$

Această reacție are un efect termic ridicat, de aceea este folosită în becurile de sudură cu acetilenă, pentru sudarea și tăierea metalelor.

*III. Calculul cantității de substanță, al masei sau al volumului uneia din substanțele reactante sau al produșilor de reacție dacă se cunoaște cantitatea de căldură

Exemplul 3. Calculați masa magneziului dacă la arderea lui în oxigen s-au degajat 76,45 kJ de căldură. Ecuația termochimică a reacției:

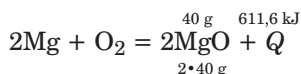


$$m(\text{Mg}) = \frac{48 \text{ g} \cdot 76,45 \text{ kJ}}{1223,5 \text{ kJ}} = 3 \text{ g}$$

Ce fel de calcule după ecuațiile reacțiilor se pot efectua dacă se cunoaște efectul termic al reacției?

*IV. Calculul efectului termic al reacției după cantitatea de substanță (masă, volum) și cantitatea de căldură

Exemplul 4. Calculați efectul termic al reacției de ardere a magneziului în oxigen, dacă la formarea oxidului de magneziu cu masa de 40 g se degajă 611,6 kJ de căldură. Ecuația termochimică a reacției:



Schema logică :

după ecuație : 80 g MgO ... Q

după condiție : 40 g MgO ... 611,6 kJ

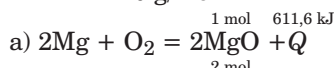
$$Q = \frac{611,6 \text{ kJ} \cdot 80 \text{ g}}{40 \text{ g}} = 1223,2 \text{ kJ}$$

Ecuația termică a reacției :



Prin altă metodă :

$$v(\text{MgO}) = \frac{40 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$



$$\text{b) } Q = \frac{611,6 \text{ kJ} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1223,2 \text{ kJ}$$



Stabiliți legătura dintre noțiunile din coloanele A, B și ecuațiile din coloana C:

A	B	C
I. Reacție exotermă	(2) Degajare de căldură	a) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
II. Reacție endotermă	(1) Absorbție de căldură	b) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + Q$
		c) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + Q$
		d) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

EVALUARE

1. Alege afirmațiile corecte:

Reacția este exotermă dacă:

a) la ruperea legăturilor chimice în substanțele inițiale, se absoarbe mai puțină energie decât se degajă la formarea noilor legături în produșii de reacție; b) este o reacție de combinare; c) este o reacție de descompunere; d) este o reacție de neutralizare.

2. Stabilește care reacții sînt exoterme:

a) obținerea oxidului de azot (II) din azot și oxigen;
b) reacția de neutralizare;
c) descompunerea carbonaților la calcinare;
d) obținerea amoniacului din substanțe simple.

*3. Ecuația reacției termochimice de ardere a hidrogenului este:



Ce cantitate de căldură se degajă la formarea apei cu masa de 180 g?

*4. Calculează efectul termic și alcătuieste ecuația termochimică de ardere a metanului, dacă la arderea a 100 l (c.n.) de metan s-au degajat 3582 kJ de căldură?

*5. Calculează efectul termic al reacției și alcătuieste ecuația termochimică, dacă se cunoaște că la descompunerea carbonatului de calciu cu masa de 50 g, s-au degajat 90 kJ de căldură.

*6. Calculează efectul termic al reacției de formare a oxidului de aluminiu din substanțe simple, dacă la oxidarea aluminiului cu masa de 27 g s-au degajat 838 kJ de căldură.

*7. Alcătuieste ecuația termochimică și calculează cantitatea de căldură ce se degajă la arderea carbonului cu masa de 24 g, dacă efectul termic al reacției este de 394 kJ.

1.5. Reacții rapide și lente.

Reacții reversibile și ireversibile

Cine nu a auzit sau nu a văzut cum explodează o petardă? Înainte de explozie, în doar câteva secunde are loc o reacție chimică foarte rapidă. Nu vom observa însă nici în câteva zile cum ruginește fierul. Această reacție chimică este extrem de lentă. Reacțiile se produc în timp diferit, de aceea sînt caracterizate de viteză.

***Viteza de reacție reprezintă variația, într-o unitate de timp, a numărului de moli ai substanței într-un litru de gaz sau soluție.**

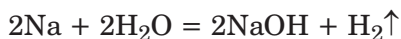
Această definiție este adecvată pentru sistemele omogene. În sistemele neomogene (eterogene), viteza de reacție reprezintă schimbarea, într-o unitate de timp, a numărului de moli ai substanței, raportat la o unitate a suprafeței de contact a substanțelor reactante.

Viteza de reacție poate fi schimbată. *De exemplu, într-un sistem neomogen, viteza de reacție este cu atât mai mare, cu cît suprafața de contact a substanțelor reactante este mai mare.* Dacă vom turna acid clorhidric într-o eprubetă cu câteva bucățele de marmură (CaCO_3) și în alta cu praf de cretă (CaCO_3), reacția:



va avea loc mai rapid în eprubeta cu praf de cretă (fig. 1.7).

La fel, viteza de reacție depinde de natura substanțelor reactante. O bucățică de sodiu va „sfîrîi” pe suprafața apei și reacția



se va termina foarte rapid, pe cînd o bucățică de fier se va așeza la fundul unui pahar cu apă și va rămîne nemișcată. Pentru ca reacția să se declanșeze, este necesar a fărîmița bucățica de fier în pulbere sau pilitură și a o încălzi în vapori de apă. Numai așa reacția va putea fi accelerată. Aceasta este una din metodele de obținere a hidrogenului.

Viteza de reacție depinde și de temperatură. Dizolvați o linguriță de hidrogenocarbonat de sodiu (sodă alimentară) NaHCO_3 în apă și veți observa cum se formează bule de gaz CO_2 . Încălziți soluția obținută. Gazul se va elimina mai intens. Prin urmare, reacția s-a intensificat:



Sistemul omogen

constă din componente aflate în aceeași stare de agregare, dispersate pînă la molecule sau ioni și repartizate uniform în masa amestecului (aerul, sarea dizolvată în apă).

Sistemul eterogen

constă din două sau mai multe componente, despărțite una de alta printr-o suprafață de separare (gaz – lichid; solid – lichid; gaz – solid).

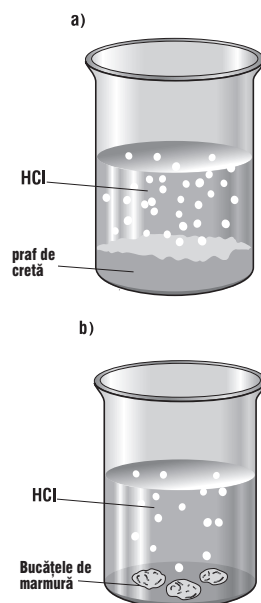


Fig. 1.7. Interacțiunea prafului de cretă (a) și a marmurei (b) cu acidul clorhidric

Viteza de reacție depinde și de numărul de moli ai substanței într-un litru de soluție sau amestec gazos. De exemplu, dacă vrei să înlăturați depunerile de calcar dintr-un ceainic emailat după reacția :

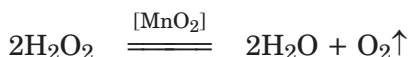


vei turna mai mult acid în ceainic, pentru ca reacția să decurgă mai rapid. Metoda nu poate fi aplicată în cazul în care emailul este deteriorat. De ce ? În condiții casnice, se recomandă folosirea acidului acetic (oțetul).

Amintiți-vă ce este un catalizator și care este importanța lui.



Viteza de reacție depinde și de prezența catalizatorului. De exemplu, dacă într-o eprubetă vom turna puțină soluție de peroxid de hidrogen H_2O_2 (folosit și pentru decolorarea părului), pereții vasului se vor acoperi cu bule de gaz datorită reacției de descompunere :



Dacă în aceeași eprubetă vom adăuga puțin praf de MnO_2 , lichidul tocmai va „fierbe“ din cauza degajării intense a oxigenului. Reacția de descompunere se va accelera datorită catalizatorului MnO_2 – oxidul de mangan (IV).

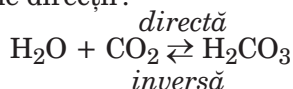
În organismul uman, la reacțiile complexe și rapide participă peste 30 000 de catalizatori biologici, numiți *fermenți*.

În concluzie, viteza de reacție depinde de natura substanțelor reactante, de temperatură, de prezența sau absența catalizatorului și de numărul de moli ai substanței într-o unitate de volum.

Să mai examinăm o particularitate a reacțiilor chimice. Reacția de descompunere a peroxidului de hidrogen decurge pînă la capăt, cu degajare de oxigen :



Peroxidul de hidrogen nu se formează însă din apă și oxigen. Pe de altă parte, reacția de dizolvare a oxidului de carbon în apă, cu formarea de acid carbonic, decurge concomitent în ambele direcții :



Acidul carbonic se formează în reacția directă și se descompune în reacția inversă.

Reacțiile care decurg simultan în două direcții opuse se numesc reversibile.



Catalizator
înseamnă „accelerator“.

Dați exemple de reacții catalitice întâlnite în viața de zi cu zi.



În aceste reacții, semnul egalității (=) se va înlocui cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$).

În organismele vii, are loc reacția reversibilă de combinare a oxigenului cu hemoglobina și desprinderea ulterioară de aceasta. Astfel este asigurată transportarea oxigenului spre țesuturi.

Alcătuiți propoziții cu expresiile: reacție directă, reacție indirectă, așa încât să existe o legătură logică între ele.

Reacțiile care decurg pînă la capăt se numesc ireversibile.

Pentru reacțiile reversibile, efectul termic se indică în partea dreaptă a reacției directe:



În exemplul de mai sus, reacția directă este exotermă, iar reacția inversă este endotermă.



Fig. 1.8. Interacțiunea HCl cu NH_3

Maraton spre cunoștințe

Orice reacție chimică începe cu ciocnirea moleculelor. Experiența simplă descrisă mai jos vă va ajuta să vă convingeți de aceasta. Într-un tub de sticlă cu lungimea de 20-30 cm se introduce, la ambele capete, dopuri cu tije subțiri de cupru în interior (fig. 1.8), înfășurate cu vată. La un capăt, vata se umezește cu acid clorhidric concentrat, iar la celălalt — cu soluție concentrată de amoniac. Dopurile se introduc simultan astfel apropiindu-se capetele înfășurate cu vată și umezite respectiv. Peste un timp, în tubul de sticlă apare un fum alb (sau un inel alb de fum), mai aproape de capătul cu HCl. Explicați observațiile făcute.

Alcătuiți ecuațiile reacțiilor. Datorită căruia fenomen fizic e posibilă această reacție?

Găsiți corespondența dintre expresiile din coloana A și ecuațiile reacțiilor din coloana B:

A

1. reacție reversibilă;
2. reacție ireversibilă;
3. reacție catalitică;
4. reacție necatalitică;
5. reacție exotermă;
6. reacție endotermă;
7. reacție rapidă;
8. reacție lentă.

B

- a) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
- b) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ, [\text{MnO}_2]} \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$
- c) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- d) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{V}_2\text{O}_5]} \text{SO}_3 + Q$
- e) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{Fe}]} \text{NH}_3 + Q$
- f) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$
- g) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$
- h) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Stabiliți coeficienții. Argumentați-vă opțiunea.



EVALUARE

- *1. Formulează definiția vitezei de reacție.
- *2. Explică de ce depinde viteza de reacție. Argumentează prin exemple concrete.
3. Formulează definiția reacțiilor reversibile și ireversibile. Dă exemple.
4. Separă în două coloane reacțiile rapide și reacțiile lente:

A

B

1. reacții rapide; a) explozia prafului de pușcă;
2. reacții lente. b) colorarea fenolftaleinei în soluția de alcalii;
c) ruginirea fierului;
d) interacțiunea fierului cu apa;
e) interacțiunea sodiului cu apa.
5. Explică în ce caz reacția acidului clorhidric cu zincul decurge mai repede: a) la interacțiunea cu praful de zinc; b) la interacțiunea cu granulele de zinc.
6. Alege afirmațiile corecte:
Reacția reversibilă:
 - a) decurge în direcții opuse, în aceleași condiții;
 - b) duce la transformarea completă a substanțelor inițiale în produși de reacție.

Comparați principiile de clasificare a reacțiilor. Stabiliți relația cauză-efect dintre principiile de clasificare și caracteristicile reacției.



1.6. Clasificarea reacțiilor chimice

În clasele gimnaziale ați învățat să clasificați reacțiile chimice după numărul și compoziția substanțelor inițiale și a produșilor de reacție, după schimbarea gradului de oxidare a elementului etc. În clasa a X-a ați luat cunoștință și cu alte principii de clasificare a reacțiilor chimice. În *tabelul 1.1* sînt prezentate principiile de clasificare și caracteristicile reacțiilor, cu exemple concrete pentru fiecare caz.

Tabelul 1.1. Clasificarea reacțiilor chimice

Principii de clasificare	Caracteristicile reacției	Exemple
1. Numărul și compoziția substanțelor inițiale și ale produșilor de reacție	Tipurile de reacții chimice: a) de combinare; b) de descompunere; c) de substituție; d) de schimb.	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Efectul termic	a) exotermă (cu degajare de căldură și lumină); b) endotermă (cu absorbție de căldură și lumină).	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + Q$ $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - Q$

3. Schimbarea gradului de oxidare al elementelor	a) cu schimbarea gradului de oxidare (oxido-reducere sau redox); b) fără schimbarea gradului de oxidare.	$\begin{array}{ccccccc} 0 & 0 & +2 & -2 & & & \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \\ +1 & -2 & +1 & +1 & -1 & +1 & -1 & +1 & -2 \\ \text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$
4. Direcția reacției	a) reversibilă; b) ireversibilă.	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{[\text{MnO}_2], t^\circ} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
5. Prezența catalizatorului	a) catalitică; b) necatalitică.	$2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
6. Starea inițială a sistemului reactant	a) omogenă (uniformă); b) eterogenă (neomogenă, neuniformă).	$\text{N}_{2(\text{gaz})} + 3\text{H}_{2(\text{gaz})} \xrightleftharpoons{[\text{Fe}], t^\circ, p} 2\text{NH}_{3(\text{gaz})}$ $2\text{Mg}_{(\text{solid})} + \text{O}_{2(\text{gaz})} = 2\text{MgO}_{(\text{solid})}$

1. Numește principiile de clasificare a reacțiilor chimice.
2. Care reacții se numesc de oxidoreducere? Care este caracteristica lor principală?
3. Definește reacțiile catalitice și arată semnul lor distinctiv.
4. Care dintre reacțiile de mai jos decurge fără ca elementele să-și schimbe gradul de oxidare:

a) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
c) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$;

b) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;
d) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$?

Caracterizează această reacție după toate criteriile de clasificare.



Alcătuieți ecuațiile reacțiilor îmbinând părțile stângă (A) și dreaptă (B) corespunzătoare; stabiliți coeficienții:

A

B

- | | |
|--|---|
| 1. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ | a) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow$ | b) FeCl_3 |
| 3. $\text{Fe} + \dots \rightarrow$ | c) $\text{CuSO}_4 + \dots$ |
| 4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ | d) $\text{NaCl} + \dots$ |
| 5. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$ | e) $\dots + \text{H}_2$ |
| 6. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ | f) $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

Indicați tipul fiecărei reacții. Caracterizați una dintre reacții aplicând toate criteriile de clasificare.

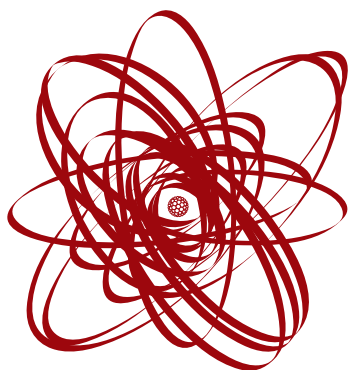


NOȚIUNI DE BAZĂ

**Noțiunile și legile fundamentale ale chimiei.
Reacțiile chimice**

Atom	— cea mai mică particulă de substanță indivizibilă prin procedee chimice obișnuite.
Efect termic	— cantitatea de căldură care se degajă sau se absoarbe în reacția chimică.
Ecuatie termochimică	— ecuația reacției în care este indicat efectul termic și starea de agregare a substanțelor.
Legea conservării masei	— masa tuturor substanțelor care intră în reacția chimică este egală cu masa produșilor de reacție.
Legea constanței compoziției	— toate substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, indiferent de metoda și de locul obținerii lor.
Legea lui Avogadro	— același număr de particule de diferite gaze ocupă volume egale în condiții identice.
Moleculă	— cea mai mică particulă de substanță care păstrează proprietățile chimice ale acesteia.
Reacția directă	decurge de la stînga spre dreapta.
Reacția inversă	decurge de la dreapta spre stînga.
Reacție endotermă	— reacția însoțită de absorbție de căldură.
Reacție exotermă	— reacția însoțită de degajare de căldură.
Reacțiile ireversibile	decurg într-o singură direcție (pînă la capăt).
Reacțiile reversibile	decurg simultan în direcții opuse: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
Substanță	— orice ansamblu de atomi și molecule.
*Viteza de reacție	— reprezintă variația, într-o unitate de timp, a numărului de moli ai substanței reactante într-un litru de gaz sau soluție.
Volum molar	— raportul dintre volumul gazului și cantitatea lui de substanță. În condiții normale (273 K, 101 325 Pa), volumul molar al oricărui gaz este egal cu 22,4 l/mol, sau gazul cu cantitatea de substanță de 1 mol ocupă un volum de 22,4 l (c.n.).

(2) Structura atomului și legea periodicității



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să explici noțiunile: *izotop, nucleu, proton, electron, neutron, nivel și *subnivel energetic, *orbital, electronegativitate, oxidant, reducător;
- să reprezinți, în formă de scheme, compoziția atomului (protoni, neutroni, electroni), structura învelișurilor electronice ale atomilor elementelor cu numărul de ordine $Z = 1-36$ din sistemul periodic;
- să explici legea periodicității în baza teoriei structurii atomilor elementelor;
- să prezinți exemple despre proprietățile periodice ale elementelor chimice ale perioadelor I-III (proprietăți metalice, nemetalice), de asemenea, ale compușilor lor (compoziția și caracterul acido-bazic al oxizilor);
- *să compari proprietățile periodice ale elementelor chimice din subgrupele principale: a) electronegativitatea, proprietățile metalice și nemetalice, proprietățile de oxidant și reducător (în substanțele simple); b) proprietățile acidobazice ale compușilor lor (oxizi, hidroxizi);
- *să reprezinți configurațiile electronice și grafice ale atomilor elementelor 1-36 din sistemul periodic (SP), să clasifice elementele după structura lor electronică;
- să caracterizezi, conform algoritmului, elementele chimice din perioadele I-IV (subgrupele principale), în funcție de poziția lor în sistemul periodic;
- să apreciezi importanța SP și a teoriei atomului pentru explicarea și prognozarea proprietăților chimice ale substanțelor.



Henry Antoine Becquerel (1852-1908)
Fizician francez.

În 1896 a descoperit fenomenul radioactivității. Premiul Nobel pentru chimie (1903).

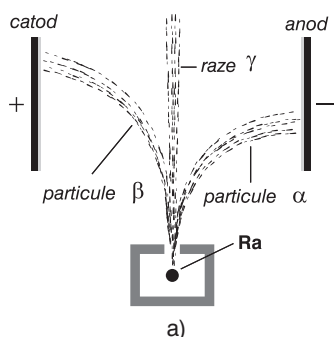
Găsiți, în sistemul periodic, elementele radioactive.

2.1. Compoziția atomului. Modelul nuclear al atomului

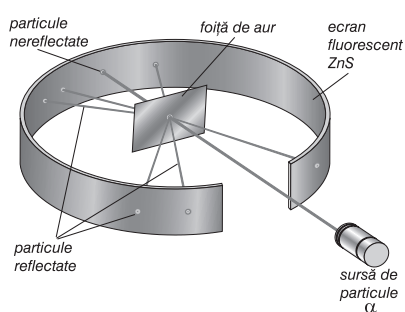
Cuvîntul *atom*, în limba greacă, înseamnă „indivizibil”. Anume așa a fost considerat atomul pînă la sfîrșitul secolului al XIX-lea – începutul secolului al XX-lea, cînd fizicienii au demonstrat că acesta reprezintă un sistem complex.

În primul rînd, a fost descoperit electronul – purtătorul celei mai mici sarcini negative. Sarcina electronului a fost considerată egală cu -1 , masa lui reprezentînd $1/1840$ din masa atomului de hidrogen.

În 1896, savantul francez H. Becquerel descoperă că plăcile fotografice care au stat alături de o bucată de minereu de uraniu au fost impresionate, deși erau înfășurate în hîrtie neagră. Astfel a fost descoperit fenomenul *radioactivității*, care constă în emanarea spontană de raze invizibile. Uraniul și alte elemente care au proprietatea de a emana astfel de raze se numesc *radioactive*. În sistemul periodic, ele pot fi deosebite după parantezele pătrate în care este indicată valoarea masei lor atomice relative (de exemplu) radiul Ra [226,025]. Mai tîrziu, fizicienii au demonstrat că radiația radioactivă este neomogenă. De exemplu, radiația radiului (*fig. 2.1*) constă dintr-un flux de particule α cu masa 4 și sarcina $+2$, particule β (electroni) și raze γ , asemănătoare razelor röntgen, dar care pot penetra chiar și țesutul osos (motiv din care lucrul cu substanțele radioactive este foarte nociv).



a)



b)

Fig. 2.1.
a) Radiația radiului într-un câmp electric;
b) Schema experienței lui Rutherford

Astfel s-a descoperit că atomul este întotdeauna neutru din punct de vedere electric, deoarece în compoziția lui intră atît particule pozitive, cît și negative.

Cum sînt aranjate aceste particule în atom ?

În 1911, fizicianul englez E. Rutherford a propus modelul nuclear (numit și *planetar*) al atomului (*fig. 2.2*): ato-



Lucrul cu substanțele radioactive este foarte nociv.

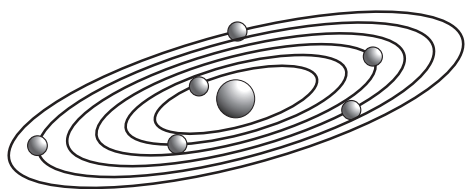
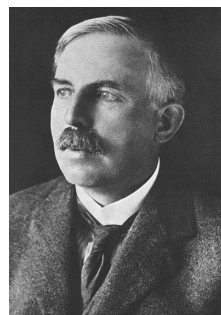


Fig. 2.2. Modelul planetar al atomului

mul este constituit dintr-un nucleu și din electroni, care se învîrt în jurul lui, asemeni planetelor în jurul Soarelui, formînd așa-numitul *înveliș electronic al atomului*.

Nucleul atomului are sarcina pozitivă Z egală cu numărul de ordine (atomic) al elementului în sistemul periodic. Masa atomului este concentrată în nucleu. Pentru calcule elementare, masa nucleului se consideră egală cu masa atomică relativă (A_r), rotunjită pînă la cifre întregi. De exemplu, heliul He are numărul de ordine 2, sarcina nucleului $Z = +2$, masa atomului (nucleului) 4 și se notează:

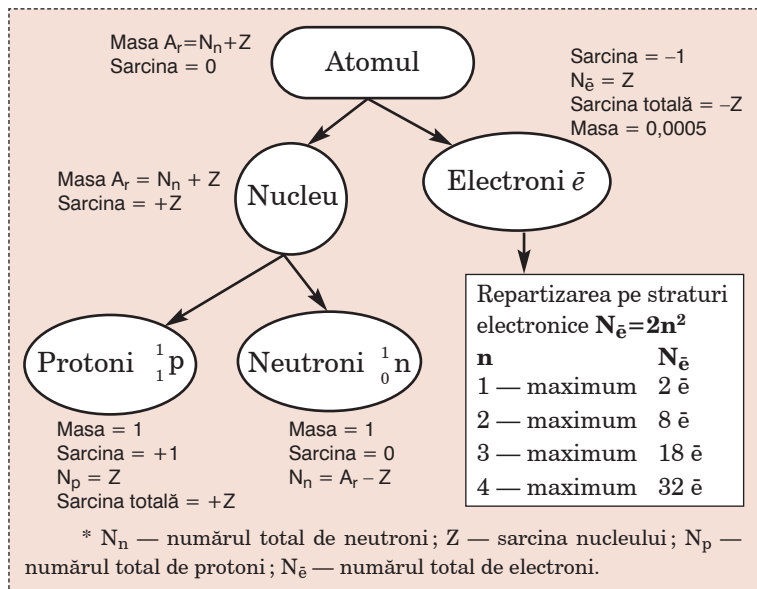


Ernest Rutherford (1871–1937)

Fizician englez. În 1911 a demonstrat existența nucleului încărcat pozitiv al atomului. A realizat prima reacție nucleară (1919) și a descoperit familiile elementelor radioactive. Premiul Nobel pentru chimie (1908).

Structura atomului

Schema 2.1



Alcătuiești o altă schemă care să reprezinte structura atomului.

Nucleul este compus din protoni și neutroni.

Protonul este particula cu masa egală cu 1 și sarcina +1. Evident, sarcina nucleului corespunde cu numărul protonilor. De exemplu, sarcina nucleului de heliu este egală cu 2, întrucît în atomul lui sînt doi protoni.



Sarcina nucleului unui atom este egală cu numărul de ordine al elementului în sistemul periodic.



Francis William Aston (1877–1945)

Fizician englez.

A descoperit, cu ajutorul unui spectrometru, numeroși izotopi. Premiul Nobel pentru chimie (1922).

Neutronul este particula neutră cu masa egală cu 1. Masa totală a neutronilor și numărul lor (N_n) pot fi calculate după diferența: $N_n = A_r - Z$. De exemplu, în atomul de heliu sînt doi neutroni: $N_n = 4 - 2 = 2$.

***Izotopii.** Numărul de neutroni poate fi diferit în atomii unui și acelui element. Astfel, atomii pot avea aceeași sarcină a nucleului, dar masă atomică diferită. Acești atomi se numesc *izotopi* (fig. 2.3, 2.4) și au fost descoperiți de către fizicianul englez F. Aston în 1919. El a stabilit că masa relativă a fiecărui atom se exprimă prin numere întregi. De exemplu, sînt cunoscuți izotopii carbonului $^{12}_6\text{C}$ și $^{13}_6\text{C}$, cu sarcina nucleului egală cu +6 și cu masele atomice relative 12 (6 protoni și 6 neutroni) și 13 (6 protoni și 7 neutroni).

Valoarea medie a masei atomice relative a carbonului se calculează luînd în considerare conținutul izotopilor acestuia în natură.

De exemplu, în natură, izotopului $^{12}_6\text{C}$ îi revin 98,9%, iar izotopului $^{13}_6\text{C}$ — 1,1% din numărul tuturor atomilor de carbon.

Dacă se vor lua arbitrar 1000 de atomi de carbon, 989 din ei vor avea masă relativă 12, iar 11 masă relativă 13. Valoarea medie a masei atomice relative a carbonului este egală cu :

$$A_r(\text{C}) = \frac{12 \cdot 989 + 13 \cdot 11}{1000} = 12,011$$

Astfel, valoarea fracționară a masei atomice relative a elementelor se datorează prezenței izotopilor la fiecare din ele.

De exemplu, din șirul ce urmează: $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{39}_{19}\text{K}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$; $^{41}_{19}\text{K}$ pot fi selectați izotopii argonului $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$ și izotopii potasiului $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$.

Acum, cînd știm despre existența izotopilor, putem formula definiția elementului chimic :

Elementul chimic reprezintă totalitatea atomilor cu aceeași sarcină a nucleului.

Electronul (notat prin e) reprezintă particula cu sarcina -1 și masă egală cu $1/1840$ din masa protonului. Atomul este electric neutru, de aceea numărul

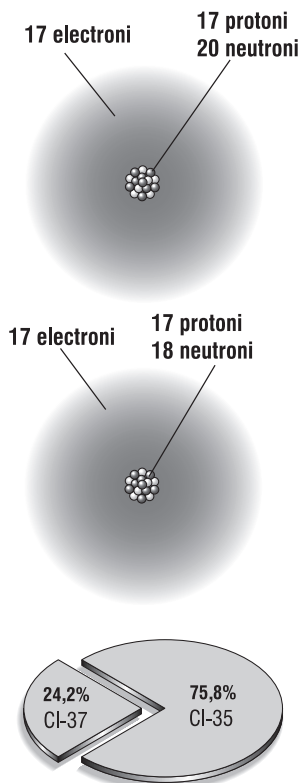
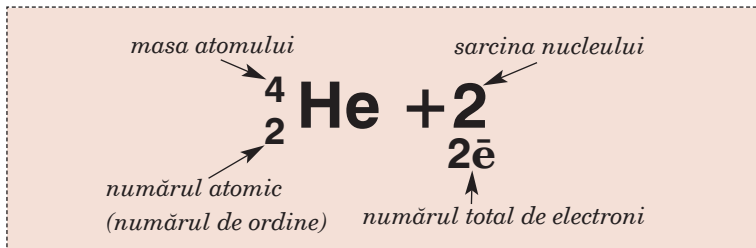


Fig. 2.3. Izotopii clorului

total de electroni (N_e) în atom este egal cu sarcina nucleului (Z) sau cu numărul de ordine în sistemul periodic. Prin urmare, în atomul de heliu sînt doi electroni :



Analizați schema alăturată.

Cum sînt repartizați electronii în atom ?

Cercetările fizicienilor au arătat că electronii nu se rotesc pur și simplu în jurul nucleului, mișcarea lor fiind foarte diferită și complicată. Se poate afirma însă că electronii în atom gravitează în jurul nucleului dispuși pe straturi electronice.

În același strat, electronii posedă o energie apropiată ca valoare. De aceea, el mai este numit *nivel energetic*. Numărul total de electroni pe nivelul cu numărul n este egal cu $2n^2$. În consecință, pe primul nivel se pot găsi maximum 2 electroni ($2 \cdot 1^2$), pe al doilea — 8 electroni ($2 \cdot 2^2$), pe al treilea — 18 electroni ($2 \cdot 3^2$):

nivelul 1 — 2 $\bar{e}$
 nivelul 2 — 8 $\bar{e}$
 nivelul 3 — 18 $\bar{e}$

Primul nivel este cel mai apropiat de nucleu. Cu cît numărul nivelului este mai mare, cu atît el este mai îndepărtat de nucleu și cu atît electronii sînt atrași mai slab de acesta.

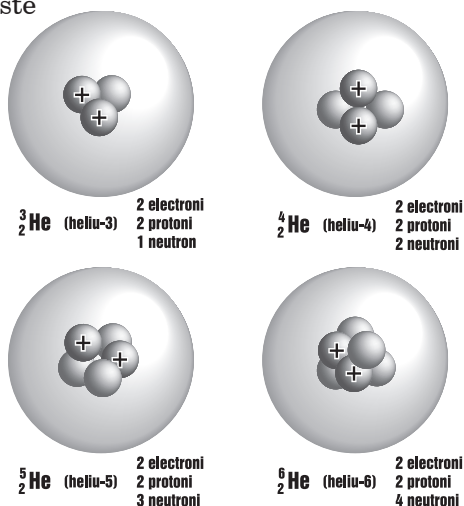
Comparați noțiunile de strat electronic și nivel energetic.



Cu cît numărul nivelului energetic este mai mare, cu atît el este mai îndepărtat de nucleu și cu atît electronii sînt atrași mai slab de acesta.

Fig. 2.4. Izotopii heliului.
 Compoziția celor patru izotopi ai heliului

Atomii de heliu conțin 2 protoni (evident, și 2 electroni), însă numărul neutronilor poate fi diferit. În natură, majoritatea atomilor de heliu au cîte 2 neutroni (heliu-4) și mai rar unul. Într-un singur caz dintr-un milion se pot afla atomi de heliu cu un singur neutron (heliu-3). Alți izotopi ai heliului — heliu-5, heliu-6 și heliu-8 — sînt instabili și pot fi identificați pentru un timp foarte scurt în reacțiile nucleare. În desenul alăturat, dimensiunile nucleelor de heliu sînt mărite de zeci de mii de ori. Dacă atomii ar arăta așa ca în desen, diametrul lor ar atinge aproximativ 0,5 km.





Maraton spre cunoștințe

Folosind promețiul, un element radioactiv, s-au putut crea baterii atomice minuscule, de dimensiunile unei piuneze, capabile să furnizeze energie electrică timp de 5 ani.

Există elemente chimice care se găsesc în cantități deosebit de mici pe Pământ. Ele au fost numite *elemente-fantomă*. Geochimiștii au stabilit că în scoarța terestră sînt 9600 t de poloniu, 260 t de radium, 100 t de protactiniu (elemente considerate rare) și doar 69 mg de astatiniu (un element-fantomă)!

EVALUARE

1. Numește părțile componente ale atomului, indică sarcinile și denumirile lor.
2. Caracterizează: a) protonul; b) neutronul; c) electronul.
3. Notează, cu ajutorul simbolurilor: a) doi protoni; b) doi electroni; c) doi neutroni. Modifică cifrele după dorință.
- *4. Formulează definiția izotopilor.
5. Ce este elementul chimic?
6. Calculează numărul protonilor și al neutronilor pentru elementele:
 - a) cu numerele atomice 6, 11, 20;
 - b) cu sarcina nucleului +8, +17, +19, +35;
 - c) Li, P, Cu, K.
- *7. Prin ce se deosebesc atomii de mai jos:

$${}_{18}^{40}\text{Ar}; {}_{19}^{41}\text{K}; {}_{18}^{38}\text{Ar}; {}_{19}^{40}\text{K}; {}_{18}^{36}\text{Ar}; {}_{19}^{39}\text{K}?$$
 Alege izotopii.
- *8. Din șirul ${}_{20}^{40}\text{X}; {}_{19}^{41}\text{X}; {}_{18}^{40}\text{X}; {}_{19}^{40}\text{X}; {}_{18}^{36}\text{X}; {}_{20}^{42}\text{X}$, alege atomii aceleiași element. Numește elementele.
9. Stabilește câți electroni se găsesc în fiecare din atomii elementelor:
 - a) cu sarcina nucleului +1, +6, +7, +15;
 - b) cu numerele atomice: I) 3, 12, 16, 35;
II) 9, 26, 29, 34;
 - c) F, Cl, Br, I.
- *10. Calculează numărul protonilor și al neutronilor în nucleul fiecărui izotop și masa atomică relativă medie, dacă partea de masă a fiecărui izotop din numărul total de atomi ai elementului în natură reprezintă:

$${}^{36}\text{Ar} - 0,337\%; {}^{38}\text{Ar} - 0,063\%; {}^{40}\text{Ar} - 99,6\%;$$

$${}^{39}\text{K} - 93,1\%; {}^{40}\text{K} - 0,02\%; {}^{41}\text{K} - 6,88\%.$$
 Folosind calculele, explică de ce argonul se găsește înaintea potasiului în sistemul periodic.
11. Clasifică toate particulele care intră în componența atomului în funcție de: a) sarcină; b) masă.

*12. Alege răspunsul corect.

Izotopii unui element se deosebesc după:

- a) numărul atomic;
- b) numărul neutronilor;
- c) numărul electronilor;
- d) numărul protonilor.

*13. Determină elementul:

Elementul	Numărul protonilor	Numărul neutronilor	Numărul electronilor
(1)...	1	0	1
(2)...	1	1	1
(3)...	9	10	9
(4)...	16	18	16

Alcătuiește un alt exercițiu de același tip.

*2.2. Starea electronilor în atomi

Pentru studiul chimiei, este foarte important să înțelegem cum sînt repartizați electronii în atom. Anume electronii stau la baza formării legăturilor chimice între atomii unei substanțe.

Să examinăm mai detaliat starea electronilor în atom.

1. Electronii sînt dispuși, în jurul nucleului, pe niveluri energetice (electronice). Numărul nivelurilor este egal cu numărul perioadei în care se află elementul respectiv.

2. În cadrul nivelului, energia electronilor diferă în oarecare măsură, de aceea nivelul energetic se împarte în subniveluri:

Primul nivel conține un subnivel (*s*);

Al doilea nivel conține două subniveluri (*s* și *p*);

Al treilea nivel conține trei subniveluri (*s*, *p* și *d*).

Apelînd la sistemul periodic, stabiliți numărul nivelurilor energetice în atomii de Na, Fe, Cu, S.

Niveluri energetice posibile în atom

Numărul nivelului energetic	1	2	3	4	5	6	7
Simbolul nivelului energetic	K	L	M	N	O	P	Q

crește valoarea energiei electronilor

Observăm că **numărul subnivelurilor este egal cu numărul nivelului**. Prin urmare, primul nivel se poate scrie ca **1s**, al doilea — ca **2s2p**, iar al treilea — ca **3s3p3d**.



Numărul nivelurilor energetice este egal cu numărul perioadei în care se află elementul în sistemul periodic. Numărul subnivelurilor este egal cu numărul nivelului energetic.

Energia subnivelului $2p$ este mai mare decât cea a subnivelului $2s$, energia $3p$ este mai mare decât $3s$, iar energia $3d$ este mai mare decât $3p$.

3. Fiecare subnivel se compune, la rîndul său, din celule energetice:

pe subnivelul s există o celulă energetică ☐

pe subnivelul p există 3 celule energetice ☐☐☐

pe subnivelul d există 5 celule energetice ☐☐☐☐☐

În diferite celule energetice, electronii au energii diferite.

Este important să rețineți că electronii au, în același timp, proprietăți de particulă și de undă. Imaginar, ei sînt „împrăstiați” în spațiul din jurul nucleului și formează un nor electronic cu margini difuze (fig. 2.5).

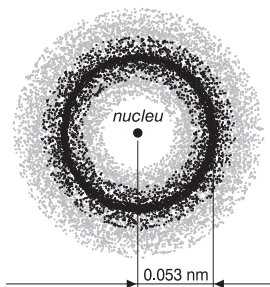


Fig. 2.5. Forma norului electronic (orbitalului) în atomul de hidrogen

Spațiul din jurul nucleului în care electronii se pot găsi cu cea mai mare probabilitate se numește *orbital* sau *nor electronic*.

„Celulă energetică” și „orbital” sînt două denumiri diferite pentru una și aceeași noțiune – *starea electronului în atom*.

Orbitalii au o anumită formă și orientare în spațiu: orbitalul de tip s este sferic (fig. 2.5, 2.6). Se poate afirma că pe subnivelul s se află un singur orbital sferic de tip s .

Orbitalul de tip p are forma unui opt alungit (fig. 2.7).

Pe subnivelul p se află trei orbitali, dispuși sub un unghi de 90° de-a lungul a trei axe de coordonate, notate prin p_x , p_y , p_z (fig. 2.8).

Comparați și descrieți forma norilor electronici reprezentați în fig. 2.5, 2.6, 2.7, 2.8.

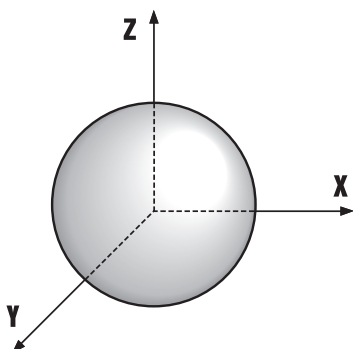


Fig. 2.6. Forma norului electronic (orbitalului) de tip s și amplasarea lui în spațiu

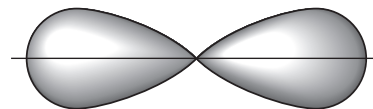


Fig. 2.7. Forma norului electronic (orbitalului) de tip p

Forma orbitalilor de tip **d** este mai complicată și nu se studiază în cursul liceal. Menționăm doar că numărul orbitalilor **d** este egal cu 5. Observați că numărul orbitalilor este impar:

s — un orbital ☐

p — 3 orbitali ☐☐☐

d — 5 orbitali ☐☐☐☐☐

Să generalizăm:

nivelul 1 **1s** ☐

nivelul 2 **2s** ☐ **2p** ☐☐☐

nivelul 3 **3s** ☐ **3p** ☐☐☐ **3d** ☐☐☐☐☐

În continuare, dacă am ști câți electroni se pot găsi pe un orbital, am calcula numărul maxim de electroni care pot aparține fiecărui nivel și subnivel.

Fizicienii au stabilit că fiecare orbital poate conține cel mult 2 electroni. Unul din ei se rotește în jurul axei sale într-o anumită direcție ($\uparrow$), iar altul se mișcă în direcție opusă ($\downarrow$). Pe un orbital pot fi doi electroni cu „spinii” opuși (în limba engleză, *spin* înseamnă „titirez”). Acest orbital este reprezentat grafic astfel: $\uparrow\downarrow$ (fig. 2.9).

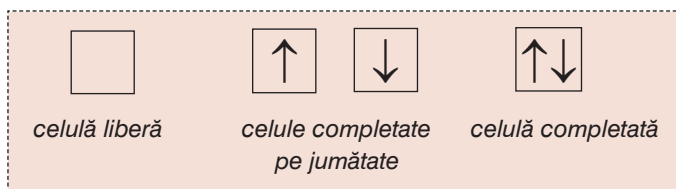


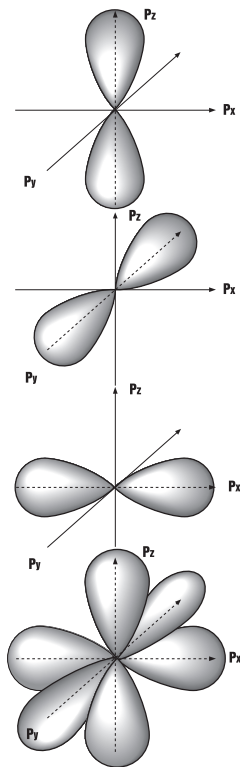
Fig. 2.9. Reprezentarea grafică a celulelor energetice (orbitali)

Prin urmare, pe subnivelul **s** se pot găsi 2 electroni $\uparrow\downarrow$; pe subnivelul **p** — 6 electroni $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$; pe subnivelul **d** — 10 electroni $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$.

Să notăm repartizarea completă a electronilor pe niveluri, subniveluri și orbitali.

$1s^2$ $\uparrow\downarrow$ se citește „unu-se-doi” și arată că pe orbitalul **s** al subnivelului **s** al primului nivel sînt 2 electroni (fig. 2.10).

Fig. 2.8. Forma orbitalilor de tip **p** și amplasarea lor în spațiu



Numărul orbitalilor pe subnivel este întotdeauna impar:

s — 1 **p** — 3 **d** — 5
☐ ☐☐☐ ☐☐☐☐☐

Pe fiecare orbital se pot afla cel mult doi electroni.

Găsiți în schema 2.1 (p. 33) informația referitoare la repartizarea electronilor în atom. Ce date noi despre electroni ați aflat?

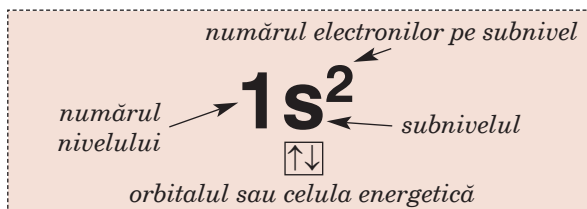
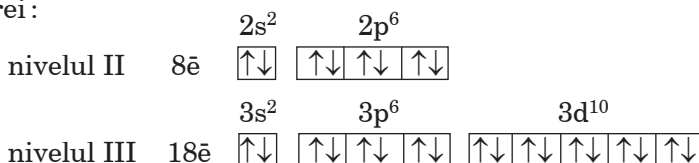


Fig. 2.10. Configurația electronică a primului nivel energetic complet

Scriem configurațiile electronice pentru nivelurile doi și trei:



Verificăm dacă numărul electronilor pe fiecare nivel se încadrează în formula $2n^2$.

Pe nivelul 4 se pot găsi cel mult $32\bar{e}$ ($2 \cdot 4^2$) electroni, repartizați pe 4 subniveluri: **4s**, **4p**, **4d**, **4f**, avînd pe subnivelul **4f** șapte orbitali. Configurația electronică a nivelului 4 este: **$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$** .



Maraton spre cunoștințe

S-a constatat că pe Pămînt există, în cantități considerabile, 89 de elemente chimice. Acestea sînt elementele cu numerele de ordine 1-92 din sistemul periodic (exceptînd numerele 43, 85 și 87). Celelalte elemente se află în cantități foarte mici sau sînt obținute pe cale artificială în proporții infime.

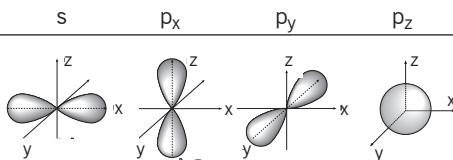
1. Stabilește corespondența dintre numărul nivelului și numărul subnivelurilor acestuia:

Nivelul	Subnivelul
I	s, p doi
II	s, p, d, f patru
III	s, p, d trei
IV	s unu

2. Găsește corespondența dintre subnivel și numărul celulelor energetice (orbitalilor) aflate pe acesta:

Subnivelul	s	p	d
Celule energetice			

3. Stabilește legătura dintre notarea orbitalilor (norul electronic), forma și amplasarea lor în spațiu:

Notarea**orbitalului****Forma****orbitalului
și amplasarea
lui în spațiu**

4. Completează orbitalii liberi (celulele libere) cu electroni

1s	2s	2p	3s	3p	3d
☐	☐	☐ ☐ ☐	☐	☐ ☐ ☐	☐ ☐ ☐ ☐ ☐

În așa fel încît pe fiecare subnivel să fie mai întîi cîte un electron în fiecare celulă ($\uparrow$), apoi mai adaugă cîte unul ($\downarrow$). Scrie configurațiile electronice. Trage concluzii:

- Cîți electroni se află pe fiecare orbital (celulă)?
 - Care este numărul maxim de electroni care se poate afla pe fiecare subnivel?
 - Cîți electroni pot fi pe nivelurile 1, 2, 3?
5. Citește configurațiile electronice:
 $1s^2$; $3p^6$; $2s^2$; $2p^6$; $3d^{10}$; $4s^2$; $4p^6$; $4d^{10}$.
6. Alege răspunsul corect. Numărul electronilor în atom este egal cu:
 a) numărul protonilor; b) numărul neutronilor; c) sarcina nucleului.
8. La descompunerea iodurii unui metal cu masa de 0,394 g pe sîrmă încinsă, masa ei s-a mărit cu 0,06 g. Iodura cărui metal a fost folosită?
9. O substanță gazoasă necunoscută, mai grea decît aerul, cu masa de 3,4 g, a fost arsă în oxigen. Ca rezultat s-au format 1,8 g de apă și 6,4 g de oxid de sulf (IV). Determină formula substanței.

2.3. Structura învelișului electronic al atomului. Legea periodicității

Am luat deja cunoștință de învelișul electronic al atomului. Știm că electronii sînt repartizați pe niveluri energetice la capacitate maximă: 2 electroni pe primul nivel, 8 electroni pe nivelul al doilea, 18 electroni pe nivelul al treilea. Să examinăm structura învelișurilor electronice ale atomilor elementelor din sistemul periodic.

2.3.1. Repartizarea pe niveluri energetice a electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV

În *tabelul 2.1* (p. 43) este prezentată repartizarea electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV ale sistemului periodic.

Să formulăm cîteva legități:

- 1. Numărul nivelurilor energetice în atomi este egal cu numărul perioadei.**



Numărul nivelurilor energetice în atomii unui element corespunde cu numărul perioadei în care se află elementul respectiv.

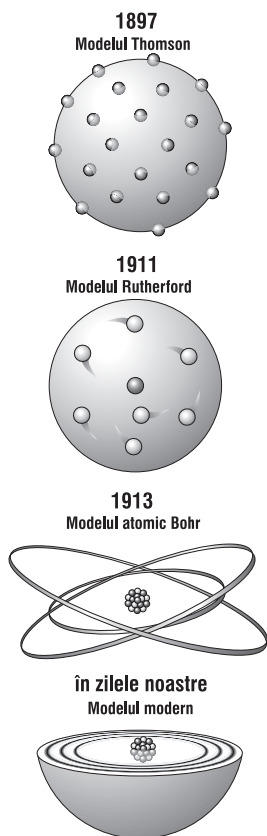


Fig. 2.11. Modele de atomi

Explicați de ce în prima perioadă sînt doar două elemente, în perioada a II-a – opt elemente, iar în perioada a III-a – 18 elemente (vezi tabelul 2.1).

Astfel, elementele din perioada I au, în învelișul electronic, un singur nivel energetic — nivelul I, pe care se pot afla cel mult doi electroni. Prin urmare, în perioada I pot fi doar două elemente: hidrogenul 1. H (+1) și heliul 2. He (+2).

$1\bar{e}$ $2\bar{e}$

Elementele din perioada a II-a au două niveluri energetice. Pe primul nivel se găsesc doi electroni, iar al doilea se completează cu cîte un electron, de la 1 pînă la 8, deoarece de la un element la altul sarcina nucleului crește cu +1. Completarea nivelului al doilea începe cu litiul 3. Li (+3) și se termină cu neonul 10. Ne (+10) (tabelul 2.1).

$2\bar{e} 1\bar{e}$

$2\bar{e} 8\bar{e}$

Perioada a II-a cuprinde doar opt elemente, deoarece capacitatea maximă a acestui nivel este de opt electroni. Heliul și neonul sînt gaze inerte, care nu formează compuși chimici. Prin urmare, învelișul electronic din opt electroni are o stabilitate înaltă pentru toate nivelele, începînd cu al doilea.

Din acest motiv, se pare, perioada a III-a, unde elementele își completează nivelul 3, pe care se pot găsi cel mult 18 electroni, conține doar opt elemente. Perioada a III-a începe cu sodiul Na (+11) și se termină cu argonul Ar (+18).

$2\bar{e} 8\bar{e} 1\bar{e}$

$2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e}$

al cărui ultim nivel conține opt electroni.

Atomii elementelor din perioada a IV-a au cîte patru niveluri energetice. Electronii potasiului 19. K (+19) și ai

$2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e} 1\bar{e}$

calciului 20. Ca (+20) trec și pe nivelul 4, deși nivelul

$2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e} 2\bar{e}$

3 este incomplet.

În acest caz, nivelul 3 rămîne cu 8 electroni, iar nivelul 4 a fost completat cu 2 electroni. La următoarele 10 elemente, de la scandiu Sc (+21) pînă la zinc Zn (+30), are

$2\bar{e} 8\bar{e} 9\bar{e} 2\bar{e}$

$2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 2\bar{e}$

loc completarea nivelului 3 pînă la 18 electroni (tabelul 2.1). La aceste zece elemente, numărul electronilor pe nivelul exterior este egal cu 2^a , iar pe penultimul — de la 9 pînă la 18. Observați că elementul cupru Cu (+29) are pe

$2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 1\bar{e}$

nivelul IV, exterior, un singur electron, iar al doilea electron parcă „s-a prăbușit” pe nivelul 3, completîndu-l „de urgență” pînă la 18 electroni. După zinc, începînd cu galiul Ga (+31), are loc completarea nivelului 4, exterior.

$2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 3\bar{e}$

^a Abaterile de la această legitate nu se examinează la etapa liceală.

Tabelul 2.1. Repartizarea electronilor pe niveluri energetice în atomii elementelor din perioadele I-IV ale sistemului periodic

PERIOADE	GRUPE									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1 H +1 1							2 He +2 2		
II	3 Li +3 2 1	4 Be +4 2 2	5 B +5 2 3	6 C +6 2 4	7 N +7 2 5	8 O +8 2 6	9 F +9 2 7	10 Ne +10 2 8		
III	11 Na +11 2 8 1	12 Mg +12 2 8 2	13 Al +13 2 8 3	14 Si +14 2 8 4	15 P +15 2 8 5	16 S +16 2 8 6	17 Cl +17 2 8 7	18 Ar +18 2 8 8		
IV	19 K +19 2 8 1	20 Ca +20 2 8 2	21 Sc +21 2 8 9 2	22 Ti +22 2 8 10 2	23 V +23 2 8 11 2	24 Cr +24 2 8 13 1	25 Mn +25 2 8 13 2	26 Fe +26 2 8 14 2	27 Co +27 2 8 15 2	28 Ni +28 2 8 16 2
	29 Cu +29 2 8 18 1	30 Zn +30 2 8 18 2	31 Ga +31 2 8 18 3	32 Ge +32 2 8 18 4	33 As +33 2 8 18 5	34 Se +34 2 8 18 6	35 Br +35 2 8 18 7	36 Kr +36 2 8 18 8		

Pe nivelul 4 se pot afla cel mult 32 de electroni ($2 \cdot 4^2$).

Ați observat, probabil, legătura: *pe nivelul exterior al unui atom nu pot fi mai mult de opt electroni!*

Într-adevăr, de la galiu la kripton, are loc completarea nivelului 4 numai pînă la opt electroni (tabelul 2.1). Celelalte legități rezultă din repartizarea electronilor pe niveluri energetice examinată pînă acum.

Cîți electroni credeți că are ultimul element din perioada a IV-a, kriptonul, ce manifestă proprietățile unui gaz inert?

2. Numărul electronilor pe nivelul exterior la atomii elementelor din subgrupele principale este egal cu numărul grupei.

Metalele alcaline Li, Na, K fac parte din subgrupa principală a grupei I și au, pe ultimul nivel, un electron, precedat de un înveliș de doi sau opt electroni al gazului inert cel mai apropiat.



Pe nivelul exterior al unui atom nu pot fi mai mult de opt electroni.

Valența superioară este egală cu numărul grupei, excepție făcând doar oxigenul (II), fluorul (I) și azotul din subgrupele principale.

3. La atomii elementelor din subgrupele secundare, numărul electronilor exteriori este egal, de regulă, cu doi și doar rareori cu unu.

Electronii de valență rămași se repartizează pe penultimul nivel, iar valența superioară coincide cu numărul grupei, ca și la elementele din subgrupele principale.

Valența superioară a cromului, aflat în subgrupa secundară a grupei a VI-a, este, ca și cea a sulfului, egală cu 6, iar gradul de oxidare — cu +6 (de exemplu, CrO_3^{+6}).

Prin urmare, valența și gradul de oxidare ale elementelor se schimbă periodic, adică peste un anumit număr de elemente se repetă aceleași valori ale gradelor de oxidare și ale valenței. De exemplu, pentru halogeni — elemente din subgrupa principală a grupei a VII-a (fluorul, clorul, bromul) — se repetă: valența față de hidrogen — 1 și gradul de oxidare inferior -1; pe nivelul exterior, halogenii au câte șapte electroni. Valența inferioară (față de hidrogen) la nemetale poate fi determinată ca diferența dintre cifra opt și numărul grupei. De exemplu, la sulf, un element din subgrupa principală a grupei a VI-a, valența superioară este egală cu 6, iar cea inferioară ($8 - 6$) — cu 2.

Formele compușilor hidrogenați se repetă, de asemenea, periodic: HF, HCl, HBr, HI. *Cauza periodicității rezidă în structura asemănătoare a învelișurilor electronice.*

Să comparăm metalele alcaline și subgrupa cuprului :

Li $(+3)$)) 2ē 1ē	Cu $(+29)$)))) 2ē 8ē 18ē 1ē
Na $(+11)$))) 2ē 8ē 1ē	Ag $(+47)$))))) 2ē 8ē 18ē 18ē 1ē
K $(+19)$)))) 2ē 8ē 8ē 1ē	

La metalele alcaline, structura nivelului exterior (1ē) și a penultimului nivel (8ē) este asemănătoare, de aceea proprietățile lor se aseamănă și se repetă periodic (de exemplu, valența 1 și gradul de oxidare +1). Deosebiri mici ce apar între ele se datorează numărului diferit de niveluri energetice.



Valența și gradul de oxidare ale elementelor chimice se schimbă periodic.

Rețineți cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor.

Cuprul, un metal din subgrupa secundară, manifestă proprietăți asemănătoare cu cele ale metalelor alcaline (numai grad de oxidare +1, oxid de cupru (I) etc.). Această afirmație este corectă, deoarece cuprul are pe ultimul nivel un singur electron. Anume din acest motiv Mendeleev a plasat cuprul în aceeași grupă cu metalele alcaline. Deosebiri mari dintre cupru și metalele alcaline se explică prin structura diferită a penultimului nivel, ce conține 18 electroni.

Prin urmare, repartizarea electronilor pe niveluri determină proprietățile elementelor și repetarea lor periodică.

Teoria structurii atomului arată că:

- principala caracteristică a elementului este sarcina nucleului, și nu masa atomică;
- proprietățile unui element și formele compuşilor lui sînt determinate de structura învelișului electronic al atomului acestui element.

În baza teoriei structurii atomului, putem formula legea periodicității:

Proprietățile elementelor, precum formele și proprietățile compuşilor lor se află într-o dependență periodică de sarcina nucleului sau de numărul atomic al elementului.

Comparați proprietățile cuprului și ale potasiului, găsiți asemănările și explicați deosebirile dintre aceste două elemente.



Repartizarea electronilor pe niveluri energetice determină proprietățile elementelor și repetarea lor periodică.

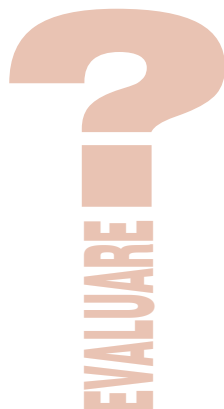
Maraton spre cunoștințe

Simbolurile K și L prin care se reprezintă primele niveluri energetice ale electronilor au fost introduse de chimistul englez C.G. Barkla, care le-a luat chiar din numele său. Celelalte niveluri au fost notate cu literele care urmau în alfabet: M, N, O, P, Q.

1. Stabilește corespondența dintre numărul nivelului și numărul maxim de electroni pe el:

Numărul nivelului	Numărul maxim de electroni
1	8
2	18
3	2
4	8
exterior	32

2. Alege variantele corecte.
 - 2.1. Numărul total de electroni în atom este egal cu:
 - a) sarcina nucleului;
 - b) numărul neutronilor;
 - c) numărul protonilor;
 - d) numărul grupei.



EVALUARE

- 2.2. La elementele din subgrupele principale, numărul electronilor pe nivelul exterior este egal cu:
 a) numărul perioadei; c) numărul de ordine (atomic);
 b) numărul grupei; d) masa atomică relativă a elementului.
- 2.3. La elementele din subgrupele secundare, numărul electronilor pe nivelul exterior este egal cu:
 a) opt; c) doi;
 b) numărul grupei; d) sarcina nucleului.
- 2.4. Valența maximă pentru elementele grupei a VI-a este egală cu:
 a) numărul grupei; c) șase; e) unu.
 b) numărul perioadei; d) doi;
- 2.5. Proprietățile potasiului și ale cuprului se deosebesc din motiv că:
 a) au același număr de electroni pe nivelul exterior;
 b) au un număr diferit de electroni pe penultimul nivel;
 c) au sarcini diferite ale nucleelor.
- 2.6. Cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor rezidă în:
 a) același număr de niveluri energetice;
 b) structura asemănătoare a învelișului electronic;
 c) diferențele dintre structura penultimului nivel și cea a nivelului exterior.
 d) numărul diferit de niveluri energetice.
- 2.7. Elementul chimic reprezintă:
 a) un anumit tip de atomi;
 b) un anumit tip de atomi cu aceeași masă atomică;
 c) un anumit tip de atomi cu aceeași sarcină a nucleului;
 d) un anumit tip de atomi cu aceeași valență.
- *3. Care este principala deosebire dintre definiția actuală a legii periodicității și cea formulată de Mendeleev?
4. Reprezintă schemele electronice pentru atomii elementelor din perioada a IV-a.
- *5. Masa unei plăci de fier care a fost ținută în soluție de sulfat de cupru s-a mărit cu 0,8 g. Calculează masa metalului depus pe placă.
- *6. O monedă galbenă de cupru a fost introdusă în soluția de sare a unui metal necunoscut. Peste un timp, ea a devenit argintată și masa ei s-a mărit cu 1,37 g. Ce metal s-a depus pe monedă, dacă diferența dintre masa atomică a metalului necunoscut și cea a cuprului este egală cu 137?

*2.3.2. Configurațiile electronice ale atomilor elementelor din perioadele I-IV. Valențele posibile ale elementelor

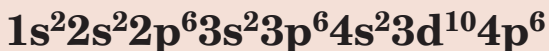
Știm care este numărul maxim de electroni care se poate afla pe fiecare nivel, subnivel și orbital (celulă energetică). Nu știm însă care este legătura dintre repartizarea electronilor pe niveluri și capacitatea maximă a nivelurilor. Astfel, pentru potasiu, ultimul nivel este al patrulea, în timp ce al treilea nivel a rămas incomplet: $K + 19 \left. \begin{array}{l}) \\) \\) \end{array} \right\}$.

$2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e}$

Amintiți-vă care este numărul maxim de electroni care se poate afla pe fiecare nivel (a se vedea paragraful 2.1).

Prin urmare, la completarea subnivelurilor trebuie să se respecte o anumită ordine.

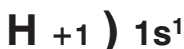
Repartizarea electronilor pe subniveluri are loc în următoarea consecutivitate:



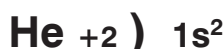
pe măsură ce energia orbitalilor crește (fig. 2.12).

Mai întâi se completează subnivelul $1s$ pînă la starea $1s^2$ la cele două elemente ale *perioadei I*.

1.



2.



H, He sînt elemente s.

Deoarece nivelul 1 (subnivelul s) nu poate conține mai mult de 2 electroni, în perioada I se află doar două elemente.

Valența posibilă a unui element poate fi stabilită după numărul de electroni necuplați.

Astfel, valența hidrogenului H este egală cu 1, iar heliul He, neavînd electroni necuplați, nu formează compuși chimici.

Pentru elementele din *perioada a II-a*, subnivelul $1s^2$ este completat și are loc completarea subnivelului $2s$ pînă la starea $2s^2$, după care se completează subnivelul $2p$ pînă la starea $2p^6$.

3.



valența = 1

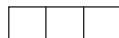
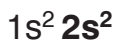


Li, Be sînt elemente s.

În configurațiile electronice, vom evidenția subnivelul de valență (în cazul dat $2s^1$). Electronii de valență se găsesc pe nivelul exterior.

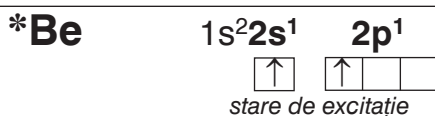
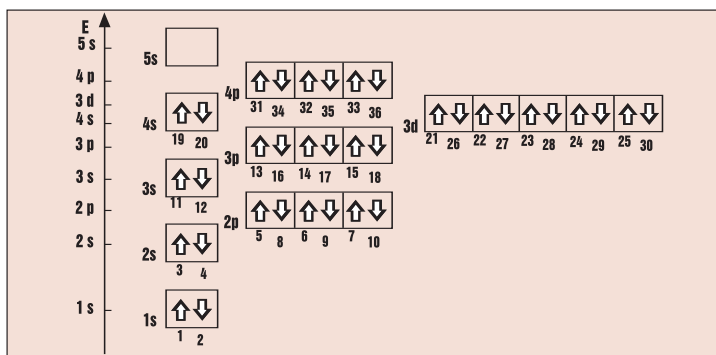
Elementele la care are loc completarea subnivelului s se numesc *elemente s*.

4.



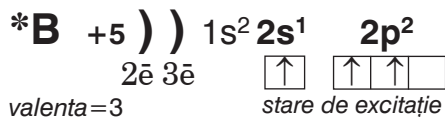
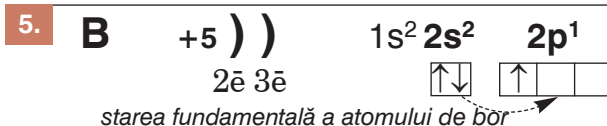
Pentru a explica existența valenței 2 la beriliu Be, se admite faptul că în stare de excitație (marcată printr-un asterisc plasat înaintea simbolului chimic), are loc decuplarea electronilor de valență, dacă există orbitali liberi pe nivelul dat.

Fig. 2.12. Ordinea completării orbitalilor la atomii elementelor din perioadele I-IV (E — energia orbitalilor)



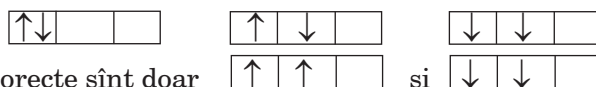
Starea de excitație a atomului este marcată printr-un asterisc plasat înaintea simbolului chimic.

Doi electroni necuplați determină valența posibilă 2. Beriliul dispune de orbitali de tip $2p$ liberi, de aceea un electron din starea $2s^2$ trece pe $2p$.



În stare de excitație, electronii de valență ai borului se decuplează; un electron trece pe orbitalul $2p$ liber (vezi săgeata punctată).

Cei doi electroni de pe subnivelul $2p$ pot fi repartizați diferit:

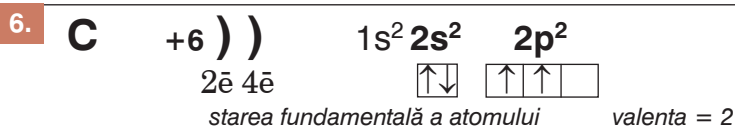


Cum se face corect completarea cu electroni ? Se poate utiliza „regula autobuzului (troleibuzului)“ : doi pasageri necunoscuți care urcă într-un autobuz gol vor ocupa locuri separate, ba chiar de lângă geam !

La fel și electronii: pe un subnivel liber, ei ocupă orbitali diferiți și au „spinii“ orientați în același sens.

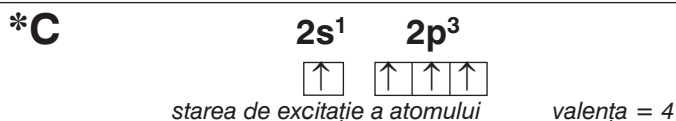
La elementul următor – carbonul –, continuă completarea subnivelului $2p$.

Elementele al căror subnivel p se completează cu electroni se numesc *elemente p* .



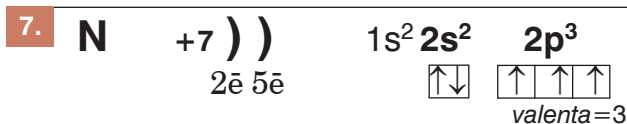
Valența carbonului este egală cu 2, ca, de exemplu, în oxidul de carbon (II) $\overset{\text{II}}{\text{CO}}$.

Observați valența variabilă a carbonului. Prin ce se explică variabilitatea valenței?



În cazul dat, valența carbonului este egală cu 4 datorită celor patru electroni necuplați.

Valența variabilă a carbonului se datorează decuplării electronilor.



Azotul N nu are posibilități de decuplare, de aceea nu poate avea valența 5.



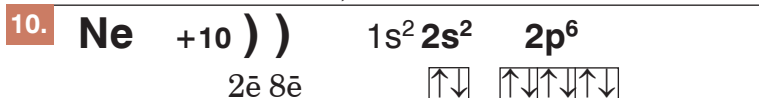
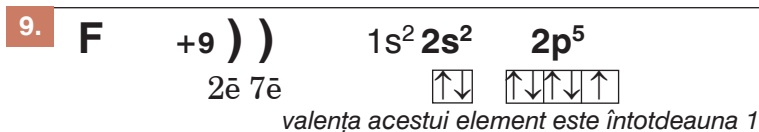
B, C, N, O, F, Ne
sînt elemente p .



Electronul al patrulea formează un cuplu pe orbitalul p . Cei doi electroni necuplați ai oxigenului O determină valența 2 a acestuia. Întrucît pe nivelul doi nu există subniveleluri necompletate, nu este posibilă nici decuplarea electronilor. De aceea, valența „doi” pentru oxigen este constantă.

La elementele următoare, continuă completarea subnivelului $2p$.

Care este cauza valenței constante a oxigenului?

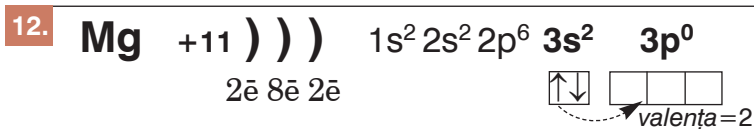
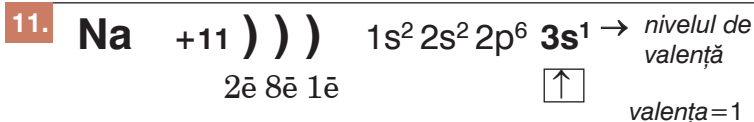


Este un gaz inert, căci are pe ultimul nivel opt electroni.

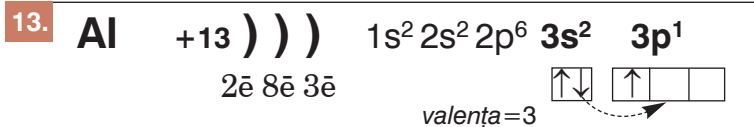


*Na și Mg
sînt elemente s.*

Pentru elementele din *perioada a III-a*, în număr de 8, se completează numai subnivelurile $3s$ și $3p$ pînă la starea $3s^2 3p^6$.



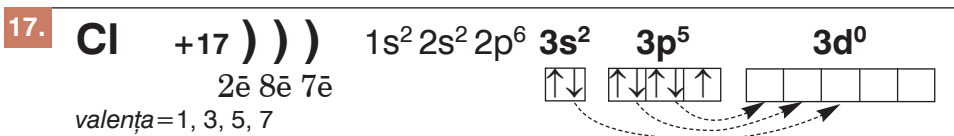
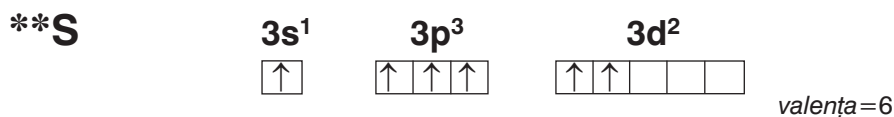
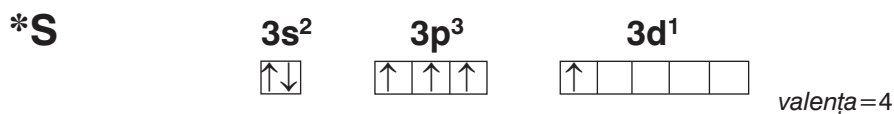
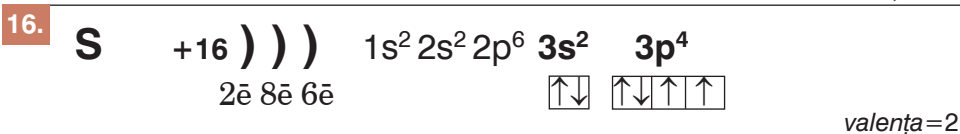
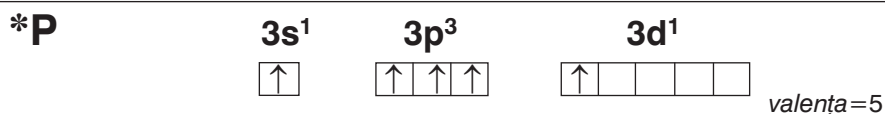
Observați corelația dintre valoarea valenței și structura nivelului de valență al elementelor Na, Mg, Al.

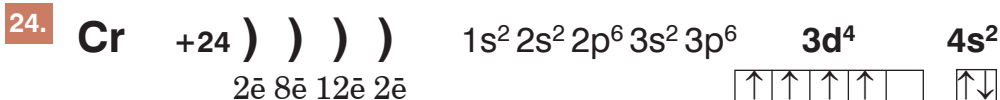


*Al, Si, P, S, Cl,
Ar sînt elemente p.*



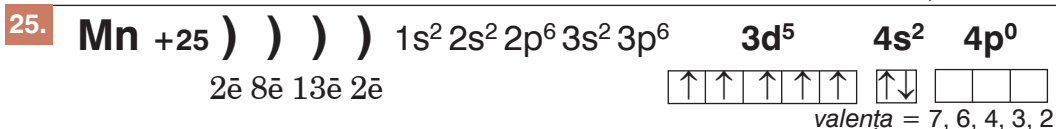
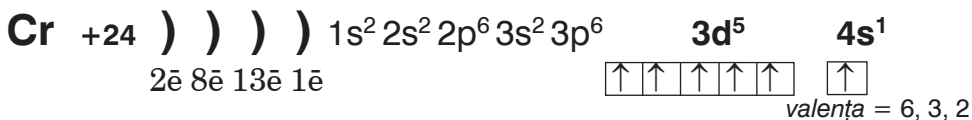
În stare de excitație, are loc decuplarea cuplului de electroni $3s^2$; unul dintre electroni trece pe orbitalul liber $3d$.



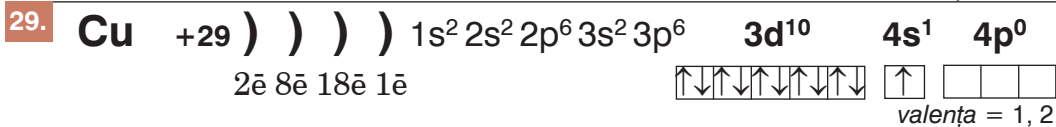
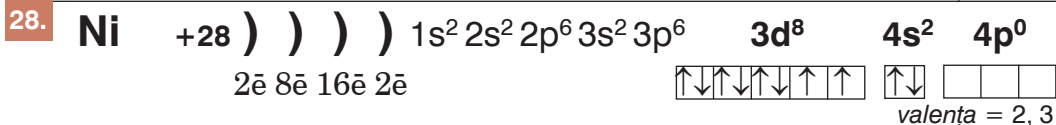
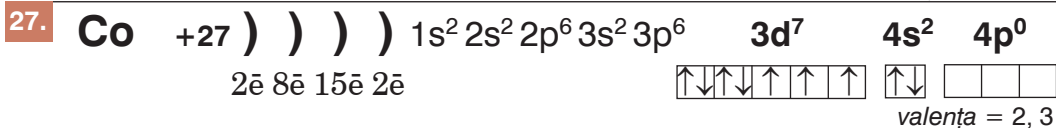
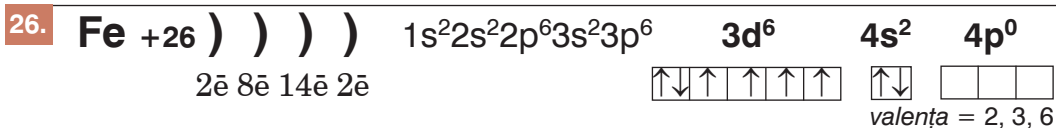


Ce reprezintă
„prăbușirea“
unui electron?

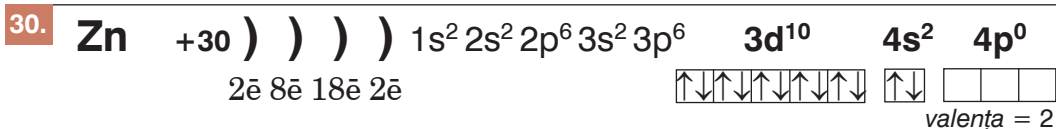
Pentru atomul de crom Cr, este mai stabilă starea pe jumătate completă a subnivelului d , și anume d^5 , datorită „prăbușirii“ unui electron de pe orbitalul $4s^2$.



La elementul fier Fe, începe cuplarea electronilor d .



La cupru Cu, ca și la crom Cr, are loc „prăbușirea“ unui electron de pe $4s^2$ pe $3d^9$, fapt care condiționează starea stabilă $3d^{10}$.



Zincul Zn este ultimul element d din perioada a IV-a. Observați că valența superioară a elementelor $3d$, cu care

încep subgrupele secundare ale fiecărei grupe, este egală cu numărul grupe (excepție fac doar fierul, cobaltul și nichelul), iar valoarea inferioară a valenței este egală cu doi.

La următoarele elemente, continuă completarea sub-nivelului $4p$ al nivelului 4 până la șase electroni, ajungându-se la starea $4p^6$, iar numărul total de electroni exteriori este egal cu opt ($4s^2 4p^6$). Să scriem configurațiile electronice ale elementelor p din perioada a IV-a:

Care subgrupe, principale sau secundare, încep cu elementele $3d$?

31. **Ga** +31)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
2e 8e 18e 3e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$ $\square$
valența = 3
32. **Ge** +32)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
2e 8e 18e 4e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$
valența = 4
33. **As** +33)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 4d^0$
2e 8e 18e 5e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$ $\square$ $\square$
valența = 3, 5
34. **Se** +34)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4 4d^0$
2e 8e 18e 6e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$ $\square$ $\square$
valența = 2, 4, 6
35. **Br** +35)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^0$
2e 8e 18e 7e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$ $\square$ $\square$
valența = 1, 3, 5, 7
36. **Kr** +36)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^0$
2e 8e 18e 8e $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\square$ $\square$ $\square$ $\square$

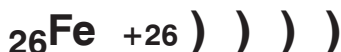
Datorită decuplării electronilor și trecerii lor pe sub-nivelul $4d$, kriptonul, chiar dacă este un gaz inert, poate avea electroni de valență și poate forma legături chimice.

La alcătuirea formulei electronice a oricărui element din perioadele I–IV, se vor parcurge următorii pași:

1. Se va stabili numărul total de electroni, egali cu numărul atomic al elementului (Z). De exemplu, ${}_{26}\text{Fe}$; $Z = 26$; numărul total de electroni este egal cu 26.

Ce au în comun gazele inerte? Prin ce se deosebește kriptonul de heliu, neon și argon?

2. Se va determina numărul de niveluri energetice, care corespunde cu numărul perioadei. Fierul se află în perioada a IV-a; prin urmare, în învelișul lui sînt 4 niveluri energetice.

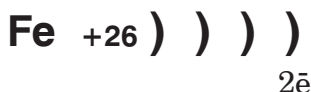


3. Se va determina numărul de electroni aflați pe nivelul exterior:

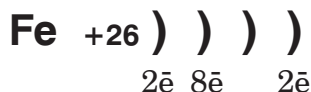
a) în subgrupele principale, acesta este egal cu numărul grupei;

b) în subgrupele secundare, este egal cu doi.

Fierul se află în subgrupa secundară a grupei a VIII-a și are doi electroni pe nivelul exterior:

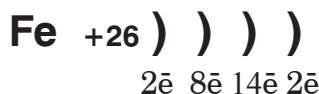


4. Se va nota numărul de electroni aflați pe nivelurile anterioare completate, cu excepția penultimului nivel:

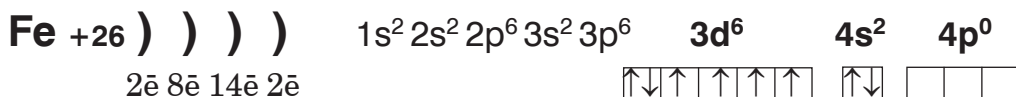


5. Se va calcula numărul de electroni aflați pe penultimul nivel:

$$26 - (2 + 8 + 2) = 14.$$



6. Se va alcătui configurația electronică a atomului de fier:



7. Se vor sublinia electronii de valență și se vor determina valențele posibile.

2.4. Sensul fizic al legii periodicității. Caracterizarea elementului chimic în funcție de poziția lui în sistemul periodic

*Din cele expuse în paragrafele anterioare, putem conchide că elementele din subgrupele principale vor avea următoarea configurație a nivelurilor energetice exterioare (tabelul 2.2).

Tabelul 2.2

Grupa (subgrupele principale)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Configurația electronică a nivelului de valență	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
	elemente s			elemente p				

Subgrupele principale sînt alcătuite din elemente s (cîte două la începutul fiecărei perioade) și elemente p (cîte șase la sfîrșitul fiecărei perioade).

Subgrupele secundare sînt alcătuite din elemente d .

Schimbarea periodică a proprietăților elementelor se datorează configurațiilor electronice asemănătoare ale nivelului energetic exterior.

Explicați sensul fizic al numărului de ordine, numărului perioadei și al grupei, masei atomice relative.

Acesta este sensul fizic al legii periodicității. *Sensul fizic* este reprezentat și de fiecare cifră din sistemul periodic: numărul de ordine, numărul perioadei și al grupei, masa atomică relativă.

Tabelul 2.3. Caracterizarea elementului în funcție de poziția lui în sistemul periodic

1. Simbolul. 2. Numărul de ordine. 3. Perioada. 4. Grupa, subgrupa. 5. Masa atomică relativă. 6. Structura atomului. a) sarcina nucleului; b) numărul de protoni; c) numărul de neutroni; d) numărul de electroni; e) repartizarea electronilor pe niveluri energetice; *f) configurația electronică;	7. Electronii de valență. a) valențele posibile; b) gradele de oxidare. *8. Element <i>s</i> , <i>p</i> sau <i>d</i> . 9. Metal sau nemetal. 10. Formula și denumirea substanței simple. 11. Formula, denumirea și caracterul oxidului superior și al *hidroxidului (pentru elementele subgroupurilor principale). 12. Formula, denumirea și caracterul compusului hidrogenat (pentru nemetale).
--	---

Exemplu:

1. Sulf – S.
2. 16.
3. A III-a.
4. A VI-a; subgrupa principală sau a VI-a.
5. $A_r(S) = 32$.
6. a) +16; b) 16p; c) 16n; d) 16ē;
- e) $S \begin{pmatrix} +16 \\ 2s^2 8s^6 6s^6 \end{pmatrix}$;
- *f) $S \begin{pmatrix} +16 \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \end{pmatrix}$;
7. 6ē pe nivelul 3; *3s²3p⁴
- a) VI, IV, II;

*a) $3s^2$ $3p^4$ val.=2: $3s^2$ $3p^3$ $3d^1$ val.=4:

3s 3p 3d val.=6

- b) -2, 0, +4, +6;
 *8. Sulfur este un element p .
 9. Nemetal.
 10. S – sulf.
 11. SO_3 – oxid de sulf (VI); oxid acid.
 H_2SO_4 – acid sulfuric; acid tare.
 12. H_2S – gaz; în soluție – acid sulfuric.

EVALUARE 2

- *1. Numărul electronilor necuplați în atomul sulfului hexavalent este egal cu:
a) 2 b) 3 c) 6 d) 4
- *2. Două elemente ce se găsesc în aceeași grupă au următoarea configurație a nivelului exterior: $\dots 2s^2 2p^2$ și $\dots 3s^2 3p^2$. Numește aceste elemente:
a) Be, Mg b) O, S c) C, Si d) B, Al
- *3. Arată configurațiile electronice ale atomilor elementelor ce formează oxizi superiori EO_3 :
a) $\dots 2s^2 2p^4$ b) $\dots 3s^2 3p^4$ c) $\dots 3s^2 3p^6$ d) $\dots 3d^5 4s^1$
4. Determină valența posibilă a elementelor:
a) Be b) C c) Al d) O e) F f) Cl g) S
- *5. Alege varianta corectă de repartizare a electronilor necuplați pe orbitalii subnivelului 2p la atomul de carbon:
 $C \ 1s^2 2s^2 2p^2$
a) 2s 2p b) 2s 2p c) 2s 2p d) 2s 2p
 $\uparrow\downarrow \ \downarrow\uparrow \ \square$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \square$ $\uparrow\downarrow \ \downarrow\downarrow \ \square$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\uparrow \ \square$
- *6. Elementele a cărei perioade au următoarele configurații electronice ale atomilor:
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Determină sarcina nucleului și numărul de ordine al fiecărui element. Numește elementele.
- *7. Alcătuieste exerciții de tipul celor prezentate la punctele 2 și 6.
- *8. Se dau următoarele configurații electronice ale nivelurilor de valență:
(1) $\dots 2s^2 2p^3$ (2) $\dots 3s^2 3p^3$ (3) $\dots 2s^2 2p^4$ (4) $\dots 3s^2 3p^4$
Determină în ce perioadă, grupă și subgrupă se află aceste elemente. Numește-le. Explică ce valori ale valenței poate avea fiecare element. Compară posibilitățile de valență ale acestor elemente.
9. Alcătuieste configurațiile electronice ale elementelor cu numerele atomice 19 și 29. Evidențiază electronii de valență, explică valența posibilă a elementelor.
10. Calculează masa de acid clorhidric necesară pentru reacția cu oxidul de cupru cu masa de 8 g.
- *11. Au fost necesare 8 g de oxid al unui element divalent necunoscut pentru a reacționa cu 50 g soluție de acid clorhidric cu partea de masă de HCl 29,2%. Oxidul cărui element a fost folosit?
- *12. Care dintre configurațiile electronice de mai jos corespund stării fundamentale a atomului:
a) $\dots 3s^1 3p^1$ b) $\dots 3s^2 3p^2$ c) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ d) $\dots 2s^1 2p^2$
Numește aceste elemente.
- *13. Care dintre configurațiile electronice de mai jos corespund stării de excitație a atomului:
a) $\dots 2s^1 2p^3$ b) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ c) $\dots 2s^1$ d) $\dots 2s^1 2p^2$
Determină numărul de ordine și denumirea fiecărui element.

2.5. Schimbarea periodică a proprietăților elementelor

În secolul al XIX-lea, legea periodicității i-a îndemnat pe fizicieni să studieze structura atomului. Teoria structurii atomului a îmbogățit și a consolidat legea periodicității. Ea a demonstrat că:

- principala caracteristică a elementului este sarcina nucleului atomului, egală cu numărul de ordine al elementului în sistemul periodic, și nu masa atomică a elementului;

- proprietățile elementelor și formele compușilor lor sînt determinate de structura învelișului electronic al atomului.

În prezent, legea periodicității este formulată în felul următor :

Proprietățile elementelor, precum formele și proprietățile compușilor lor, se află într-o dependență periodică de sarcina nucleului sau de numărul de ordine al elementului.

Sarcina nucleului reprezintă o mărime neperiodică, ce crește treptat. Se schimbă periodic dimensiunile atomilor și ale ionilor, proprietățile metalice și nemetalice ale elementelor și substanțelor simple, capacitățile lor oxidoreductoare, electronegativitatea, forma și proprietățile oxizilor, hidroxizilor, compușilor hidrogenați.

***Valența.** În paragrafele anterioare, am examinat schimbarea periodică a valenței elementelor și am demonstrat că repetarea periodică a valorii valenței este condiționată de apariția aceleiași număr de electroni necuplați în subgrupele principale.

***Dimensiunile atomilor.** În subgrupele principale, odată cu mărirea sarcinii nucleului, crește și numărul nivelurilor energetice; prin urmare, dimensiunile atomilor cresc (fig. 2.13). De exemplu, dintre metalele alcaline, cel mai mare atom aparține franciului Fr, iar dintre halogeni — astatiniului At.

În perioade, numărul total de electroni crește odată cu sarcina nucleului, în timp ce numărul de niveluri energetice rămîne constant. Toate aceste niveluri sînt tot mai puternic atrase de nucleu, de la un element la altul. Ca rezultat, spre sfîrșitul perioadei, învelișul electronic devine tot mai mic, iar dimensiunile atomilor scad.

Mendeleev era convins că numărul de ordine al elementului are o semnificație deosebită, însă nu putea explica acest fenomen. Acum, știți mai multe decît Mendeleev despre structura atomului. Explicați sensul fizic al numărului de ordine al elementului.



Sarcina nucleului este o mărime neperiodică. Valența, dimensiunile atomilor și ale ionilor, proprietățile elementelor și ale compușilor lor sînt mărimi care se schimbă periodic.

Proprietățile metalice ale potasiului sînt mai pronunțate decît ale sodiului. De ce?

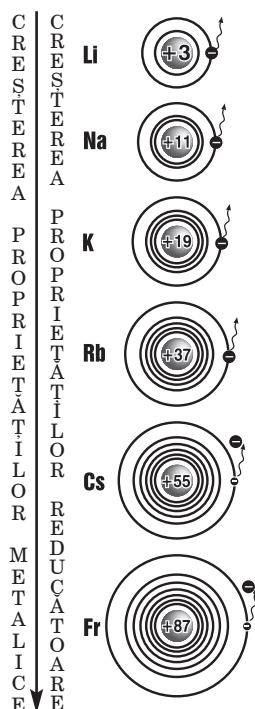


Fig. 2.13. Schimbarea proprietăților metalice și reducătoare ale elementelor din subgrupa principală a grupei I

Este oare corectă afirmația că fluorul este cel mai tipic nemetal și cel mai puternic oxidant dintre substanțele simple?

Analizînd sistemul periodic, formulați concluzii privind metalul și nemetalul cu cele mai pronunțate caracteristici tipice.

Proprietățile metalice și reducătoare ale atomilor. Proprietățile metalice ale elementelor depind de capacitatea atomilor de a ceda electroni $\text{Me} - \text{n}\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Me}^{\text{n}+}$, adică de a manifesta proprietăți reducătoare. Prin urmare, proprietățile metalice și reducătoare se schimbă în aceeași măsură.

În *subgrupele principale*, odată cu creșterea sarcinii nucleului (de sus în jos), numărul electronilor exteriori rămîne constant, în timp ce dimensiunile atomilor cresc. În cazul dat, cedarea de electroni se produce mai ușor și se intensifică proprietățile metalice și reducătoare ale atomilor. Dintre metalele alcaline (fig. 2.13), franciul manifestă cele mai pronunțate proprietăți metalice.

În *perioade*, numărul electronilor exteriori crește, iar dimensiunile atomilor se micșorează. Prin urmare, cedarea de electroni devine mai dificilă, iar proprietățile reducătoare și metalice ale elementelor scad.

În *perioadele mici*, proprietățile metalice ale elementelor se micșorează foarte repede și are loc trecerea la elementele nemetalice.

În *perioadele mari* (de exemplu, în perioada a IV-a), se găsesc mai multe metale, de aceea proprietățile lor metalice scad treptat.

Proprietățile nemetalice și oxidante ale atomilor. Elementele nemetalice au capacitatea de a adăuna și ceda electroni.

În *subgrupele principale* (fig. 2.14), proprietățile nemetalice scad odată cu creșterea sarcinii nucleului și a numărului de ordine. De exemplu, între halogeni, atomul de fluor adăunează cel mai ușor și atrage cel mai puternic electronul, de aceea *fluorul* este cel mai *tipic* nemetal din această subgrupă.

În *perioade*, odată cu creșterea sarcinii nucleului, proprietățile nemetalice se accentuează. Crește capacitatea de a atrage electroni, deoarece dimensiunile atomilor se micșorează, iar numărul electronilor exteriori se mărește. Iată de ce atomii elementelor nemetalice își completează mai ușor învelișul electronic pînă la structura stabilă de octet decît cedează electronii de valență. Prin urmare, în perioade, proprietățile oxidante ale atomilor se intensifică: mai repede în perioadele mici și mai lent în perioadele mari.

Între metale și nemetale se află elementele **amfotere**. De exemplu, în perioada a II-a, litiul Li este un metal tipic, beriliul Be este un metal amfoter, iar borul B și celelalte elemente sînt nemetale. Fluorul F este cel mai tipic nemetal din perioada a II-a.

În perioada a III-a, sodiul și magneziul sînt metale tipice, aluminiul este un metal amfoter, iar siliciul și următoarele elemente sînt nemetale.

În perioada a IV-a, lungă, nemetalele încep cu arsenul As. În total sînt trei la număr, unul dintre care este un gaz inert. Prin urmare, proprietățile nemetalice cresc mai încet.

*Schimbarea electronegativității

Electronegativitatea este mărimea relativă care determină capacitatea unui atom de a atrage spre sine electronii în moleculă de la atomii altor elemente.

În *perioade*, proprietățile nemetalice se intensifică și crește electronegativitatea (tabelul 2.4). Cel mai electronegativ element este fluorul.

În *subgrupele principale*, proprietățile nemetalice și electronegativitatea descresc.

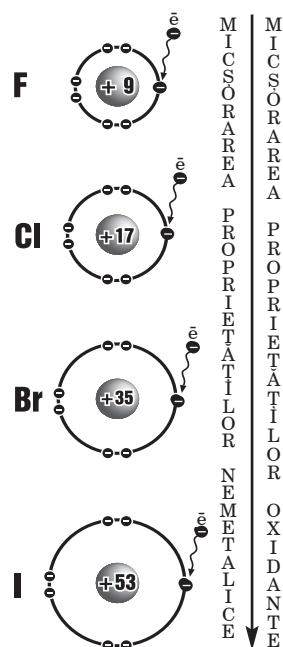


Fig. 2.14. Schimbarea proprietăților nemetalice și oxidante ale elementelor din subgrupa principală a grupeii a VII-a

Tabelul 2.4. Electronegativitatea elementelor

Grupa \ Perioada	Ia	Ila	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa
I	H 2,1																
II	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
III	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
IV	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
V	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Te 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
VI	Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Forma și proprietățile oxizilor și hidroxizilor elementelor din aceeași subgrupă, cu gradul de oxidare superior coincid foarte des. Puteți observa acest lucru în tabelul 2.5.

Tabelul 2.5. Forma și proprietățile oxizilor superiori și hidroxizilor elementelor din subgrupele principale

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII
Formula oxidului	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7
Caracterul oxidului	bazic	bazic	amfoter	acid sau amfoter	acid	acid	acid
Formula hidroxidului	EOH	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	H_2EO_3 $E(OH)_4$	HEO_3 H_3EO_4	H_2EO_4	HEO_4
Caracterul hidroxidului	bază tare	bază tare puțin solubilă	bază amfoteră insolubilă	acid slab sau bază amfoteră	acid de tărie medie	acid tare	acid foarte tare
Exemple	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

În *subgrupele principale*, se accentuează de sus în jos proprietățile bazice și se atenuează proprietățile acide ale hidroxizilor: baze și acizi oxigenați.

Spre exemplu, în grupa a II-a, în șirul de baze $Be(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, are loc trecerea de la baza amfoteră, insolubilă $Be(OH)_2$ la baza tare, puțin solubilă $Mg(OH)_2$, după care, pe măsura creșterii solubilității, se mărește și puterea bazelor. Hidroxidul de bariu $Ba(OH)_2$ este un alcaliu – o bază solubilă tare.

În *perioade* (tabelul 2.5), are loc trecerea de la baze tari, prin cele amfotere, la baze slabe, apoi la acizi tari.

Astfel, în perioade scad proprietățile bazice și se intensifică proprietățile acide ale oxizilor și hidroxizilor.

Două baze – B_1 și B_2 –, formate de elementele grupei a II-a, s-au întâlnit și au început să discute: „Eu, zice B_1 , țin mai puternic grupa OH și sînt o bază mai tare!”. Găsiți elementele care pot forma astfel de baze (B_1) și ajutați baza B_2 să câștige disputa.



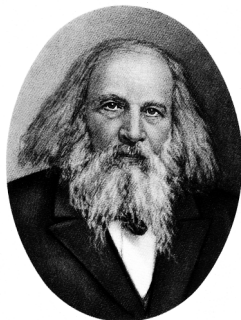
Maraton spre cunoștințe

Literele *s*, *p*, *d*, *f* care denumesc subnivelurile și orbitalii provin de la următoarele cuvinte englezești:

- s* — *sharp* (precis, exact, fix);
- p* — *principal* (principal);
- d* — *diffuse* (difuz);
- f* — *fundamental* (fundamental).



1. Alege proprietățile neperiodice ale elementelor:
a) dimensiunile atomului; c) numărul electronilor exteriori;
b) masa atomului; d) sarcina nucleului.
2. Alege caracteristicile periodice ale elementelor:
a) valența; d) proprietățile nemetalice;
b) numărul de ordine; e) proprietățile metalice.
c) dimensiunile atomului;
- *3. Alege șirul de compuși în care are loc creșterea proprietăților acide:
a) H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O ; c) HI , HBr , HCl , HF ;
b) HF , HCl , HBr , HI ; d) H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .
- *4. Care atomi sau ioni au configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6$:
a) Na^+ b) Ne c) F^- d) Ca^{2+} ?
- *5. Care ioni au configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$:
a) Ar b) K^+ c) S^{2-} d) Cl^- ?
6. Indică șirurile de substanțe în care are loc creșterea proprietăților bazice:
a) LiOH ; NaOH ; KOH ; c) Ca(OH)_2 ; Sr(OH)_2 ; Ba(OH)_2 ;
b) Ba(OH)_2 ; Sr(OH)_2 ; Ca(OH)_2 ; d) Zn(OH)_2 ; Mg(OH)_2 ; Ca(OH)_2 .
- *7. Aranjează în ordinea creșterii dimensiunilor lor:
a) atomii S, P, F, O;
b) atomii K, Mg, Na, Al.
8. Alege variantele corecte. La elementele din subgrupele principale, odată cu creșterea numărului de ordine:
a) se accentuează proprietățile metalice;
b) se atenuează proprietățile reducătoare;
*c) cresc dimensiunile atomilor;
d) crește numărul straturilor electronice.
9. Alege șirurile de oxizi în care are loc creșterea proprietăților bazice:
a) MgO , CaO , BaO ; c) Li_2O , Na_2O , K_2O ;
b) CO_2 , SiO_2 , GeO_2 ; d) BaO , SrO , MgO .
10. În perioade, odată cu creșterea sarcinii nucleului, proprietățile nemetalice și oxidante:
a) se accentuează;
b) se atenuează;
c) nu se schimbă.
- *11. La un amestec de zinc și fier cu masa de 10 g s-a adăugat o soluție de hidroxid de potasiu. Ca rezultat, s-a eliminat un gaz cu volumul de 2,24 l (c.n.). Calculează partea de masă a fiecărui metal în amestec.
- *12. Un amestec de fier și aluminiu a interacționat cu o soluție de acid clorhidric. S-a eliminat un gaz cu volumul de 8,96 l (c.n.). La interacțiunea dintre același amestec și o soluție de hidroxid de sodiu, s-a eliminat un gaz cu volumul de 6,72 l (c.n.). Calculează masa amestecului și partea de masă a fierului și a aluminiului în amestec.



**D.I. Mendeleev
(1834-1907)**

Chimist rus. În februarie 1869, a descoperit legea periodicității și a creat primul sistem periodic al elementelor.



**Lothar Meyer
(1830-1895)**

Chimist german. A elaborat, independent de Mendeleev, criteriile de clasificare a elementelor chimice (decembrie 1869).

2.6. Importanța legii periodicității

În februarie 1869, chimistul rus D.I. Mendeleev a descoperit legea periodicității și a creat primul sistem periodic al elementelor chimice.

În decembrie 1869, savantul german L. Meyer publicase și el legea periodicității și un sistem periodic asemănător cu cel al lui Mendeleev.

Cine este totuși autorul descoperirii? Evident, în lumea savantă este recunoscut aportul predecesorilor și al contemporanilor lui Mendeleev, care au grăbit descoperirea legii periodicității și a sistemului periodic. Astăzi se consideră totuși că adevăratul autor al descoperirii este D.I. Mendeleev. De ce?

În primul rînd, Mendeleev, spre deosebire de Meyer, a înțeles de la bun început că a descoperit o lege fundamentală a naturii (*tabelul 2.6*).

În al doilea rînd, Mendeleev a demonstrat capacitatea predictivă a legii periodicității. Să examinăm câteva exemple.

1. Alcătuind sistemul periodic, Mendeleev a modificat masele atomice ale unor elemente. El considera că asemănarea de grupă este mai importantă decît consecutivitatea maselor atomice.

Datorită acestui fapt, Mendeleev a depistat unele greșeli și le-a corectat. Pentru beriliu, de exemplu, era determinată masa atomică de 13,5 și valența doi sau trei. Conform acestor criterii, beriliul trebuia să ocupe poziția a șasea, imediat după carbon. În consecință, ar fi dispărut asemănarea de grupă, deoarece beriliul s-ar fi aflat în aceeași grupă cu siliciul, cu care nu are nimic în comun, iar carbonul — în aceeași grupă cu aluminiul, de care se deosebește esențial.

Mendeleev a propus pentru beriliu masa atomică de 9,4, valența 2 și numărul de ordine 4, situîndu-l în subgrupa principală a grupeii a II-a, deasupra magneziului. În mod similar, valența cromului a fost corectată din 5 în 6, iar masa atomică — din 43,3 în 52. Mai târziu, aceste schimbări au fost confirmate experimental.

Tabelul 2.6. Schimbarea periodică a proprietăților elementelor și ale compușilor lor

Caracterizarea elementelor și a compușilor lor	Elementele și compușii lor						
	Li	Be	B	C	N	O	F
1. Masa atomică	7	9	11	12	14	16	19
2. Gradul superior de oxidare (în compușii cu oxigenul)	+1	+2	+3	+4	+5	–	–
3. Oxizii superiori	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		
4. Hidroxizii	LiOH bază tare	Be(OH) ₂ bază slabă	H ₃ BO ₃ acid slab	H ₂ CO ₃ acid mediu	HNO ₃ acid tare		
5. Gradul inferior de oxidare (în compușii hidrogenați volatili)	–	–	–	–4	–3	–2	–1
6. Compușii hidrogenați volatili				CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1. Masa atomică	23	24	27	28	31	32	35,5
2. Gradul superior de oxidare (în compușii cu oxigenul)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
3. Oxizii superiori	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
4. Hidroxizii	NaOH bază tare	Mg(OH) ₂ bază slabă	Al(OH) ₃ bază slabă amfot.	H ₂ SiO ₃ acid slab	H ₃ PO ₄ acid mediu	H ₂ SO ₄ acid tare	HClO ₄ acid foarte tare
5. Gradul inferior de oxidare (în compușii hidrogenați volatili)	–	–	–	–4	–3	–2	–1
6. Compușii hidrogenați volatili				SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
Formula generală a oxidului superior	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇
Formula generală a compusului volatil cu hidrogenul	–	–	–	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR

2. Pornind de la principiul asemănării de grupă, Mendeleev a aranjat unele elemente într-un mod neordinar, încălcând ordinea creșterii maselor atomice, chiar și atunci când masele atomice fuseseră calculate corect.

De exemplu :



Mai târziu s-a demonstrat că sarcina nucleului acestor elemente este egală cu numărul lor de ordine.

3. Spre deosebire de predecesorii săi, Mendeleev a intuit că șirul continuu de elemente, publicat pînă la 1869, trebuie despărțit, lăsînd loc pentru elementele necunoscute, care urmează a fi descoperite.

Astfel, în 1871, el a lăsat căsuțe goale, în tabelul periodic, mai jos de bor, aluminiu și siliciu, numind aceste elemente, respectiv, *ecabor* (nr. 21), *ecaaluminiu* (nr. 31) și *ecasiliciu* (nr. 32). Mai mult, el a prezis proprietățile și metodele de obținere a *eca*-elementelor. De menționat că toate aceste trei elemente au fost descoperite chiar în următorii ani și caracteristicile lor s-au dovedit foarte apropiate de cele prevăzute de Mendeleev. Astfel, în 1875, chimistul francez Lecoq de Boisbaudran descoperă elementul cu nr. 31, pe care l-a numit *galiu*, în cinstea patriei sale. În 1879, chimistul suedez L.F. Nilson obține elementul cu nr. 21 — *scandiu*, iar în 1886 germanul C. Winkler obține elementul cu nr. 32, numindu-l *germaniu* (tabelul 2.7).

Tabelul 2.7. Proprietățile ecasiliciului și ale germaniului

Elementul	Ecasiliciu (1871)	Germaniu (1886)
<i>Proprietățile</i>		
Masa atomică	~ 72	72,32
Densitatea	5,5 g/cm ³	5,47 g/cm ³
Culoarea	gri-închis	gri-deschis
Interacțiunea cu acizii	Metalul nu substituie hidrogenul din acizi	Metalul nu reacționează cu HCl și H ₂ SO ₄ diluat
Formula oxidului	EO ₂	GeO ₂



Aceste descoperiri au marcat triumful legii periodicității. Cum scria Mendeleev în 1906, „nici unul dintre predecesorii săi nu a riscat să prezică *proprietățile elementelor nedescoperite*, să schimbe greutatea atomică acceptată și să considere legea periodicității o nouă lege a naturii, capabilă să sintetizeze date negeneralizate pînă atunci“.

Într-adevăr, se poate afirma că germanul Lothar Meyer, și alți savanți au fost foarte aproape de a descoperi legea periodicității, dar nu au făcut-o.

4. Dezvoltarea ulterioară a legii periodicității s-a datorat descoperirii gazelor inerte.

În anul 1893, savanții englezi J.W.S. Rayleigh și William Ramsay au separat, din aerul condensat, un gaz, pe care l-au numit *argon* (în greacă – „inactiv“). Un alt gaz inert, *heliul* He („solar“), a fost descoperit mai întîi pe Soare (1868), apoi de către W. Ramsay – și pe Pămînt (1895).

După calculul maselor atomice, aceste elemente au fost plasate la capătul perioadelor I și II, alcătuiind subgrupa principală a grupeii a VIII-a și constituind trecerea de la nemetalele tipice la metalele tipice. Această tranziție o prevăzuse și Mendeleev, care plasase argonul pînă la potasiu, deși masa lui atomică este mai mare decît cea a potasiului.

Bazîndu-se pe sistemul periodic al elementelor, W. Ramsay a căutat și celelalte gaze rare. Au fost calculate masele atomice, densitățile și alte proprietăți fizice ale gazelor inerte necunoscute încă. În anul 1898, au fost descoperite alte trei gaze inerte: neonul Ne („nou“), kriptonul Kr („ascuns“) și xenonul Xe („străin“). Ultimul gaz inert, radonul Rn, a fost descoperit în anul 1900, în timpul studierii mineralelor radioactive.

La mijlocul secolului XX, obținerea unor compuși de gaze inerte (de exemplu, oxidul de xenon (VIII) XeO_4) a confirmat încă o dată exactitatea atribuirii gazelor inerte la grupa a VIII-a.

După completarea tabelului cu gazele inerte, definiția perioadei a căpătat un alt conținut: *perioada este șirul orizontal de elemente cuprins între un metal alcalin și un gaz inert (rar)*.

VIII	
2	He
HELIU	4,003
10	Ne
NEON	20,183
18	Ar
ARGON	39,948
36	Kr
KRIPTON	83,80
54	Xe
XENON	131,29
86	Rn
RADON	[222,02]

Subgrupa gazelor inerte



În anul 1955, savantul american Glenn Seaborg a sintetizat elementul cu nr. 101, pe care l-a numit mendeleviu.

NOTIUNI DE BAZĂ

Atom

* Capacitate maximă

Cauza periodicității

* Celulă energetică

* Configurația electronică

* Cuplu de electroni

Electron

Electronii de valență

* Elemente s

* Elemente p

* Elemente d

* Forma orbitalilor

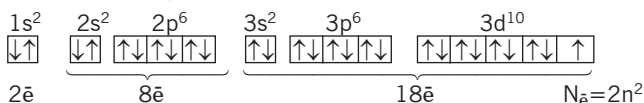
* Izotopii

Masa atomului

Structura atomului și legea periodicității

– cea mai mică particulă în care poate fi divizată substanța în reacțiile chimice.

a subnivelurilor și nivelurilor.



rezidă în repetarea periodică a structurii învelișurilor electronice ale atomilor, peste un anumit număr de elemente.

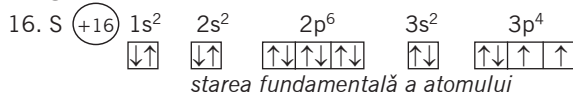
– reprezentare grafică a orbitalului.

Pe subnivelul s se află un orbital s sau o celulă energetică: $\square$

Pe subnivelul p se află trei orbitali p sau trei celule energetice: $\square\square\square$

Pe subnivelul d se află cinci orbitali d sau cinci celule energetice: $\square\square\square\square\square$

a atomului indică repartizarea electronilor pe subniveluri și orbitali (celule energetice).



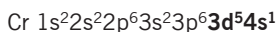
Pe fiecare orbital (celulă energetică) se pot găsi cel mult doi electroni cu „spinii” opuși $\boxed{\uparrow\downarrow}$

– particulă cu sarcina -1 și masa relativă 1/1840; este în același timp și particulă, și undă.

sînt dispuși pe ultimul nivel la elementele din subgrupele principale:



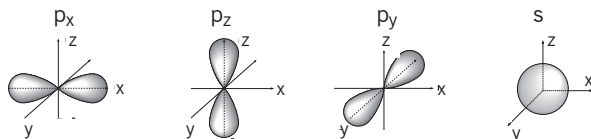
* la elementele din subgrupele secundare, ocupă ultimul și penultimul nivel:



– elemente al căror subnivel s se completează cu electroni; fac parte din subgrupele principale ale grupelor I-II și se găsesc la începutul fiecărei perioade (ns^1 și ns^2).

– elemente al căror subnivel p se completează cu electroni; fac parte din subgrupele principale ale grupelor III-VIII și sînt cîte șase la sfîrșitul fiecărei perioade ($ns^2 np^1$; $ns^2 np^2$; $ns^2 np^3$; $ns^2 np^4$; $ns^2 np^5$; $ns^2 np^6$).

– elemente al căror subnivel d se completează cu electroni; fac parte din subgrupele secundare și se găsesc în perioadele lungi, cîte zece în fiecare perioadă, între elementele s și p.



reprezintă atomii unuia și aceluiași element cu aceeași sarcină a nucleului (Z), dar cu masă diferită, din cauza numărului diferit de neutroni.

este egală cu suma maselor protonilor și neutronilor $A=Z+N$.

NOTIUNI DE BAZĂ

Neutronul	este o particulă cu sarcina 0 și masa egală cu 1. Numărul neutronilor în nucleu este $N_n = A_r - Z$.
Nivelul energetic sau stratul electronic	reprezintă totalitatea electronilor cu energie apropiată. Numărul nivelurilor energetice în atom corespunde cu numărul perioadei.
Nucleul	este format din protoni și neutroni. Masa nucleului este egală cu masa atomică relativă rotunjită pînă la numere întregi.
* Orbital	– spațiul din jurul nucleului în care electronii se pot găsi cu cea mai mare probabilitate. Electronii sînt „împrăștiați” în jurul nucleului și formează un nor electronic. Orbitalul caracterizează diferențele energetice în cadrul subnivelului.
Schimbarea periodică	a proprietăților elementelor este determinată de apariția configurațiilor electronice asemănătoare la anumite intervale, odată cu creșterea sarcinii nucleului în atomii elementelor.
Protonul	este o particulă cu sarcina +1 și masa egală cu 1. Numărul protonilor este egal cu sarcina nucleului (Z).
Repartizarea electronilor	în atomii elementelor din perioadele I-IV are loc: a) pe niveluri, în următoarea ordine 1 ($2\bar{e}$); 2 ($8\bar{e}$); 3 (mai întîi pînă la $8\bar{e}$); 4 (mai întîi pînă la $2\bar{e}$), 3 (de la 8 pînă la 18$\bar{e}$); 4 (de la 2 pînă la $8\bar{e}$); *b) pe subniveluri, în următoarea ordine: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Schema electronică	a atomului indică repartizarea electronilor pe niveluri, ca, de exemplu:
	${}_{16}\text{S} + 16 \quad \begin{array}{ccc}) &) &) \\ 2\bar{e} & 8\bar{e} & 6\bar{e} \end{array}$
* Subnivelul energetic	este un mod de repartizare a electronilor după energie în cadrul nivelului energetic. Numărul de subniveluri corespunde cu numărul nivelului.
	nivelul I are un subnivel (s) $1s$ nivelul II are 2 subniveluri (s, p) $2s 2p$ nivelul III are 3 subniveluri (s, p, d) $3s 3p 3d$
Valența elementelor	a) Valența superioară și numărul electronilor de valență sînt egale cu numărul grupei sau cu numărul electronilor pe nivelul exterior. De exemplu, sulfurul, cu 6 electroni pe nivelul exterior, are valența superioară egală cu șase. *b) Valența posibilă este egală cu numărul electronilor necuplați pe nivelul de valență. De exemplu, sulfurul poate fi: divalent S $3s^2$ $3p^4$ $\begin{array}{ c c } \hline \downarrow\uparrow & \downarrow\uparrow\downarrow\uparrow \\ \hline \end{array}$ doi electroni necuplați; tetravalent *S $3s^2$ $3p^3$ $3d^1$ $\begin{array}{ c c c c } \hline \downarrow\uparrow & \downarrow\downarrow\downarrow & \downarrow & \\ \hline \end{array}$ 4 electroni necuplați; hexavalent *S $3s^1$ $3p^3$ $3d^2$ $\begin{array}{ c c c c c c } \hline \downarrow & \downarrow\downarrow\downarrow & \downarrow\downarrow & & & \\ \hline \end{array}$ 6 electroni necuplați.

?

TEST DE EVALUARE

Alege răspunsul corect:**I.** Masa atomului este egală cu:

- a) numărul protonilor; c) numărul nucleonilor;
b) numărul neutronilor; d) numărul electronilor.

***II.** Izotopii elementului se deosebesc:

- a) după numărul neutronilor; c) după numărul electronilor;
b) după numărul de ordine; d) după numărul protonilor.

III. Numărul protonilor, neutronilor și electronilor pentru elementul arseniu corespunde cu:

- a) 75p 33n 75e; c) 33p 42n 33e;
b) 33p 75n 33e; d) 33p 42n 42e.

IV.** Ce elemente corespund configurațiilor electronice ale atomilor prezentate mai jos:**Configurația electronică*Simbolul elementului**a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;

c) $1s^2 2s^1$.

V. Proprietățile metalice ale elementelor din șirul Mg–Ca–Sr–Ba:

- a) se micșorează; c) nu se schimbă;
b) cresc; d) se micșorează, apoi cresc.

***VI.** În care din șirurile de elemente raza atomică crește:

- a) O, S, Se, Te; c) Na, Mg, Al, Si;
b) C, N, O, F; d) I, Br, Cl, F?

VII. Caracterul oxizilor în șirul P_2O_5 – SiO_2 – Al_2O_3 – MgO se schimbă:

- a) de la bazic spre acid; c) de la bazic spre amfoter;
b) de la acid spre bazic; d) de la amfoter spre acid.

VIII. Încercuiește literele ce prezintă valențele posibile ale sulfului:

- A. 1 B. 2 C. 3 D. 4 E. 5 F. 6

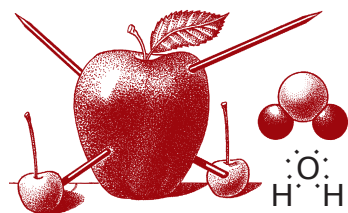
***IX.** Numărul maxim de electroni care pot ocupa orbitalul $2p$ este egal cu:

- a) 1e b) 2e c) 6e d) 8e

X. Particula în a cărei compoziție intră 18 electroni și 16 protoni are sarcina egală cu:

- a) +18 b) –18 c) +2 d) –2

(3) Legătura chimică și structura substanței



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să explici noțiunile : *legătură covalentă, covalență polară, covalență nepolară, ionică, metalică și de hidrogen* și să reprezinți grafic metodele de formare a lor în diferite substanțe; legătură unitară, dublă și triplă, *legătură σ și π , *legătură donor-acceptor, *rețea cristalină moleculară, atomică, ionică, metalică;

- *• să deduci tipurile de rețele cristaline pentru substanțe cu diferite legături chimice;

- *• să corelezi proprietățile substanțelor cu tipul legăturii chimice și al rețelei lor cristaline;

- să apreciezi importanța teoriei atomo-moleculare pentru înțelegerea fenomenelor din lumea înconjurătoare.

Amintiți-vă!
Legătura chimică este legătura dintre particule în substanță: atomii nemetalelor formează legături covalente, ionii – legături ionice, iar atomii metalelor – legături metalice.

3.1. Tipurile de legături chimice

Atenția pe care am acordat-o pînă acum structurii învelișurilor electronice ale atomilor nu este întâmplătoare – anume comportamentul diferit al electronilor determină formarea diverselor tipuri de legături chimice.

Cunoașteți deja din clasele gimnaziale următoarele tipuri de legături chimice: **covalentă**, **ionică** și **metalică**. În paragrafele ce urmează, vom generaliza și aprofunda cunoștințele despre legăturile chimice.

3.2. Legătura covalentă

3.2.1. Formarea legăturii covalente

În cele ce urmează, ne vom aminti principiile fundamentale de formare a legăturilor chimice și vom examina mai multe exemple concrete.

Legătura chimică formată pe baza cuplurilor comune de electroni se numește *legătură covalentă*.

Pentru a înțelege cum este dispus cuplul comun de electroni între atomi, să ne amintim definiția noțiunii de *electronegativitate*.

***Electronegativitatea* este mărimea relativă care determină capacitatea unui atom de a atrage spre el electronii altor elemente într-o combinație chimică.**

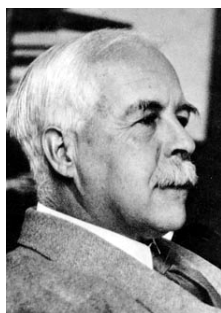
După valoarea electronegativității (*EN*), elementele chimice pot fi aranjate în următorul șir :

Elementul	F	O	N	Cl	Br	S	C	I	H	P	Mg	Li	Na	K
<i>EN</i>	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,5	2,5	2,1	2,1	1,2	1,0	0,9	0,8

În cazul în care cuplul comun de electroni leagă atomi cu aceeași electronegativitate, el nu se deplasează spre nici unul dintre atomi și astfel se formează o **legătură covalentă nepolară**.

Dacă atomii care se unesc au electronegativități diferite, cuplul comun de electroni se va deplasa spre atomul mai electronegativ, formînd o **legătură covalentă polară**.

Să examinăm formarea legăturilor chimice în moleculele H_2 , O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 , dar nu înainte de a ne aminti **algoritm**ul de formare a legăturii covalente :



Gilbert Newton Lewis

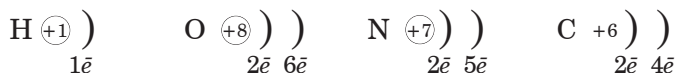
(1875-1946)

Chimist american.

Profesor la Universitatea Berkeley (California).

Autor al teoriei covalenței (1916).

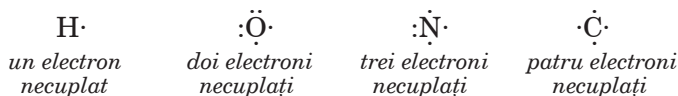
1. Scriem schemele de repartizare a electronilor în atomii de H, O, N, C:



Cîte legături poate forma atomul care are unul/doi/trei sau patru electroni necuplați?

2. Reprezentăm electronii de valență prin puncte, în jurul simbolului chimic: electronii impari — cu un singur punct, cei cuplați — cu două puncte.

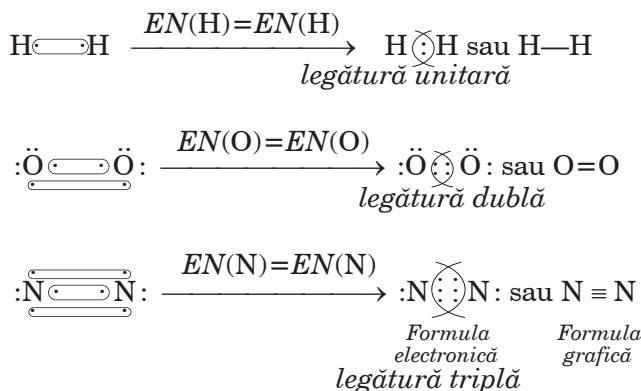
Numărul electronilor impari de valență determină numărul cuplurilor comune de electroni pe care îl poate forma atomul:



3. Ilustrăm formarea cuplurilor comune de electroni (legături covalente):

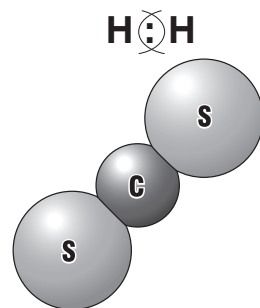
- ținem cont de faptul că fiecare atom cedează cîte un electron pentru formarea cuplului comun;
- comparăm valoarea electronegativității atomilor (EN);
- cuplul comun de electroni se va deplasa spre atomul cu EN mai mare sau va fi așezat simetric în cazul EN identice;
- vom ține minte că fiecare atom tinde să adopte configurația stabilă de gaz inert: hidrogenul — cu 2 $\bar{e}$ exteriori; ceilalți atomi — cu 8 $\bar{e}$ exteriori.

Schemele electronice de formare a moleculelor H_2 , O_2 , N_2 arată astfel:



Dacă reprezentăm cuplul comun de electroni printr-o linie, obținem așa-numita *formulă structurală* sau *grafică*.

În toate cazurile prezentate mai sus se formează legături covalente nepolare. Un cuplu comun format între atomi reprezintă o legătură unitară, două cupluri — o legătură dublă, iar trei cupluri — o legătură triplă.



$$\begin{array}{l} EN(\text{C}) = 2,5 \\ EN(\text{H}) = 2,1 \\ \Delta EN = 0,4 \end{array}$$

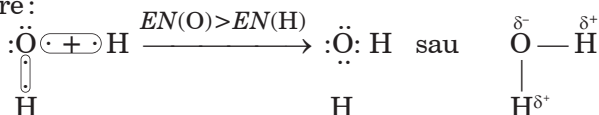
Fig. 3.1. Legătură covalentă nepolară

Comparați stabilitatea legăturii duble în ansamblu și a fiecărei legături din componența ei în particular.

Modelează legătura chimică pentru CH_4 și NH_3 luând în considerație exemplele prezentate.

Legătura triplă este mai stabilă decât legătura dublă, care, la rîndul ei, este mai stabilă decât cea unitară. În legăturile duble și triple, una dintre legături este mai stabilă, iar celelalte sînt mai puțin stabile și pot fi rupte mai ușor.

În molecula de apă H_2O se formează legături covalente polare:



valența $\text{H}=1$; valența $\text{O}=2$

Atomul de oxigen atrage mai puternic cuplul comun de electroni și concentrează astfel un exces de sarcină negativă δ^- (delta-minus), iar atomul de hidrogen — un exces de sarcină pozitivă δ^+ (delta plus), din care cauză **legăturile**

sînt polare $\overset{\delta^-}{\text{O}}: \overset{\delta^+}{\text{H}}$.

În general, molecula de apă este și ea polară, întrucît centrul sarcinii pozitive nu coincide cu cel al sarcinii negative: centrul sarcinii negative este concentrat la atomul de oxigen, iar centrul sarcinii pozitive — la atomii de hidrogen.

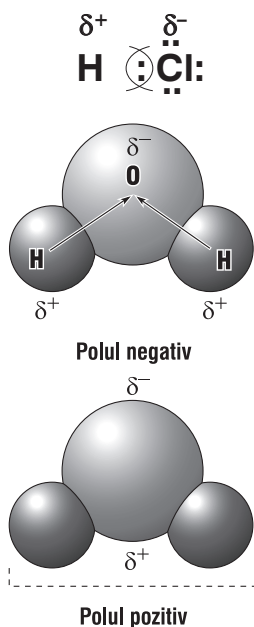


Fig. 3.2. Legătura covalentă polară și molecule polare



Care este valența elementelor în aceste legături?

Valența elementelor în compușii cu legături covalente este egală cu numărul cuplurilor comune de electroni sau cu numărul de legături covalente.

În exemplele de mai sus, hidrogenul este monovalent, oxigenul — divalent, azotul — trivalent.

Într-o singură moleculă se pot forma legături covalente polare și nepolare. Legăturile duble și triple se mai numesc *legături multiple*, iar legătura unitară se mai numește *legătură simplă*.

****Legătura covalentă se caracterizează și prin lungime — distanța între nucleeele unite.**

Distingem, în special, lungimea legăturilor unitare, duble și triple, ca, de exemplu:

Legătura	$\text{H}-\text{H}$	$\text{O}=\text{O}$	$\text{N}\equiv\text{N}$
Lungimea legăturii	0,074 nm	0,121 nm	0,110 nm
Energia legăturii	435 kJ/mol	494 kJ/mol	945 kJ/mol

Cu cât este mai mică lungimea legăturii chimice, cu atât mai mare este energia acestei legături (altfel spus, energia necesară pentru ruperea legăturii) și, respectiv, stabilitatea legăturii. Cunoscând lungimea și energia legăturii, putem explica de ce unele substanțe intră în reacții chimice mai ușor, iar altele mai greu.

De exemplu, molecula de azot $N \equiv N$ este foarte stabilă, iar legăturile ei se rup doar la temperaturi înalte (de peste 1000°C).

Lungimea și energia legăturii depind și de dimensiunile atomilor. Astfel, în șirul H-F ; H-Cl ; H-I dimensiunile atomilor de halogen cresc. Prin urmare, crește și lungimea legăturii. În cazul dat, energia legăturii și stabilitatea moleculei se micșorează de la fluor spre iod.

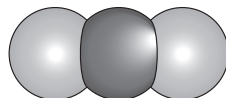


Fig. 3.3. Legătura covalentă polară și molecula de CO_2 , nepolară



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr. 1*

Studierea și compararea proprietăților fizice ale substanțelor cu diferite tipuri de legături chimice

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete; baghete de sticlă, linguriță sau spatulă, spirtieră, clemă pentru eprubete, pahar cu apă, substanțe (clorură de sodiu, sulf, cupru, zahăr, grafit, apă).

Sarcini de lucru:

1. Examinează substanțele indicate: clorură de sodiu, sulf, cupru, zahăr, grafit, apă.

2. Cercetează cum se comportă aceste substanțe la încălzire, solubilitatea lor în apă, menționează proprietățile fizice specifice. Cele observate vor fi introduse în tabelul de mai jos:

Substanța	NaCl	S	Cu	Zahăr	Grafit	Apă
Proprietăți						
Starea de agregare, culoare, miros						
Solubilitatea în apă						
Comportarea față de încălzire						
Proprietăți fizice specifice						
Tipul rețelei cristaline						
Tipul legăturii chimice						

3. Stabilește legătura dintre compoziția substanței, tipul legăturii chimice, tipul rețelei cristaline și proprietățile fizice ale substanței. Trage concluzii.

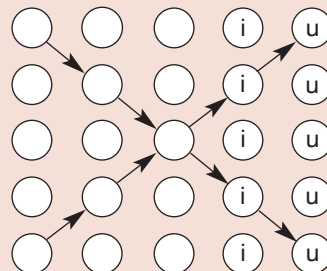
4. Spală eprubetele. Fă ordine la masa de lucru.



Maraton spre cunoștințe

Șapte elemente chimice

Rezolvați puzzle-ul, scriind pe orizontală denumirile a patru metale și denumirea unui nemetal, în așa fel încât pe diagonală să puteți citi denumirile încă a două metale. În acest caz, denumirile tuturor celor șapte elemente chimice au sufixul *-iu*.



În care șir de molecule, pe orizontală, verticală sau diagonală, se găsesc:

- a) molecule cu legătură ordinară;
b) molecule cu legătură covalentă nepolară;

a)	H ₂	HCl	HBr
	Cl ₂	C ₂ H ₄	O ₂
	CO ₂	NH ₃	CH ₄

b)	CO	PH ₃	Cl ₂
	SO ₂	CH ₄	H ₂
	Br ₂	HF	N ₂

EVALUARE

- Formulează definiția:
 - legăturii covalente;
 - legăturii covalente nepolare;
 - electronegativității;
 - legăturii covalente polare.
- Explică formarea legăturii chimice în moleculele:
 - H₂, H₂O;
 - N₂, NH₃;
 - CH₄, C₂H₄, C₂H₂.
 - Cl₂, HCl;
 - O₂, CO₂;

Numește legăturile. Alege moleculele cu legături multiple.
- Alege variantele de răspuns care caracterizează legătura covalentă:
 - se formează între atomii de metale;
 - se formează între atomii de nemetale;
 - se formează pe baza cuplurilor comune de electroni;
 - apare la trecerea electronilor de la un atom de metal la un atom de nemetal;
 - cuplurile comune de electroni se deplasează spre atomul mai electronegativ;
 - legătura covalentă poate fi polară și nepolară.
- Legătura covalentă nepolară se formează în substanțele:
 - Ar
 - O₂
 - H₂O
 - H₂?
- Legătura covalentă polară se formează în substanțele:
 - NH₃
 - CH₄
 - S₈
 - HCl?
- În care compus se formează legătura covalentă triplă:
 - Cl₂
 - N₂
 - O₂
 - NH₃?
- În care din cuplurile de atomi H—Cl; H—S; H—N; H—P; H—O legătura este mai polară? În moleculele căror substanțe se formează aceste legături?

8. Calculează masa și volumul clorurii de hidrogen HCl care poate fi obținută din 5,85 g de clorură de sodiu (NaCl).
- *9. Clorura de hidrogen HCl, obținută la încălzire din sare de bucătărie NaCl cu masa de 11,7 g și acid sulfuric H_2SO_4 concentrat, a fost barbotată printr-o soluție de nitrat de argint. Drept urmare, s-a format un precipitat cu masa de 20,09 g. A reacționat oare toată sarea de bucătărie?

3.2.2. Rețelele cristaline. Proprietățile substanțelor cu legături covalente

Să examinăm proprietățile substanțelor simple și compuse cu legături covalente. Aceste substanțe se pot afla în trei stări de agregare: gazoasă, lichidă și solidă.

În majoritatea substanțelor simple nemetale atomii sînt legați prin legături covalente nepolare, consecință a faptului că atomii lor formează mai ușor molecule diatomice gazoase — H_2 , Cl_2 , F_2 , O_2 , N_2 —, cu legătură covalentă nepolară. Aceste molecule aproape că nu interacționează între ele, din care cauză trec foarte greu în stare lichidă sau solidă.

În stare solidă, toate substanțele formează cristale cu o structură specifică, numită *rețea cristalină*.

Rețeaua cristalină reprezintă o carcasă spațială imagină, formată din linii imaginare, ce trec prin particulele din care este alcătuit cristalul.

Punctele de intersecție a acestor linii se numesc **noduri ale rețelei cristaline**. În noduri se află centrele particulelor. În funcție de natura particulelor, rețelele sînt *moleculare, atomice, ionice și metalice*.

În stare solidă, la temperaturi foarte joase, substanțele cu legături covalente formează *rețele cristaline moleculare*, în ale căror noduri se găsesc moleculele N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , ce interacționează slab.

În condiții obișnuite, iodul, sulfurul și fosforul se află în stare solidă, deoarece moleculele lor sînt foarte grele. În nodurile rețelelor lor cristaline se găsesc moleculele I_2 , S_8 , P_4 (fig. 3.4).

Rețele cristaline moleculare formează și substanțele cu legătură covalentă polară: H_2O (gheața); HCl (solid), la temperaturi joase; parafina (pentru luminări).



În organismele vii, atomii de C, H, O, N, S sînt legați prin legături covalente.

Petele de iod se înlătură ușor de pe țesătură dacă ..., deoarece iodul are rețea cristalină moleculară.

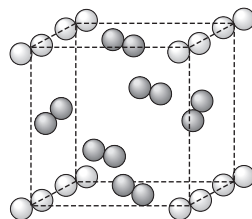
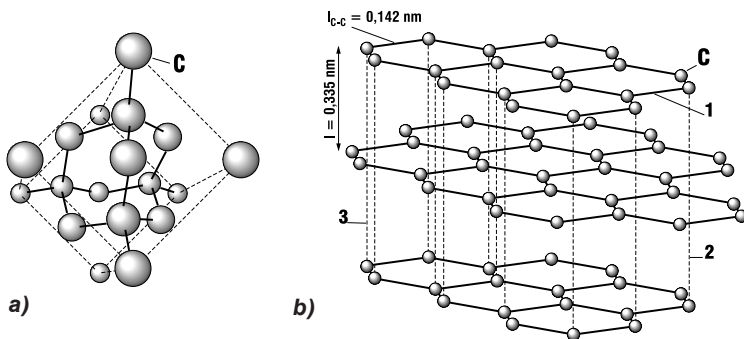


Fig. 3.4. Rețea cristalină moleculară

Fig. 3.5. Rețele cristaline atomice: a) diamant, b) grafit



Proprietățile comune ale substanțelor cu rețele cristaline moleculare: se topesc ușor, sînt volatile (de exemplu, parafina se topește la temperaturi mici).

La temperaturi obișnuite, unele nemetale formează substanțe simple solide, cu legături covalente între atomi. *Rețelele cristaline* cu o astfel de legătură se numesc *atomice*. De exemplu, în rețeaua diamantului (fig. 3.5), fiecare

Tabelul 3.1. Rețele cristaline

Criterii de comparație	Tipul rețelei cristaline		
	ionică	moleculară	atomică
Tipul de legătură, particulele	ionică, ioni	covalentă, molecule	covalentă, atomi
Forțe de interacțiune între particule	electrostatice	intermoleculare	covalente
Stabilitatea legăturii	înnaltă	joasă	foarte înaltă
Proprietăți fizice distinctive ale substanțelor	stabilitate înaltă, temperaturi ridicate de fierbere și topire, se dizolvă ușor în apă, soluția și topitura conduc curentul electric	stabilitate redusă, temperaturi joase de fierbere și topire, unele substanțe se dizolvă în apă	stabilitate foarte înaltă, duritate, temperaturi înalte de fierbere și de topire, nu se dizolvă în apă, topitura nu conduce curentul electric
Exemple de substanțe	majoritatea sărurilor, unii oxizi (cu legătură ionică), ca, de exemplu, NaCl, KCl, CaO ș.a.	Nemetalele N_2 , H_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ș.a. (cu excepția borului, carbonului și siliciului), clorura de hidrogen, oxidul de carbon (IV) ș.a.	diamantul, siliciul, carburile SiC și Fe_3C ș.a.

atom de carbon este strâns legat prin legături covalente cu alți patru atomi de carbon. Se formează o substanță foarte stabilă, dură, cu o temperatură înaltă de topire. Rețele cristaline atomice formează și substanțele simple, precum siliciul, borul, germaniul, dar și substanțele compuse: carbura de siliciu SiC , numită *carborundum*, folosită ca abraziv (pietre de ascuțit, hîrtie abrazivă), carbura de fier (Fe_3C — parte componentă a fontei), nitrura de bor (BN — borazonul, mai dur decît diamantul), compusul cobaltului cu samariul Sm_2Co_5 (baza magneților supraputernici).

Proprietățile comune ale substanțelor cu rețele atomice: sînt dure, se topesc foarte greu (de exemplu, grafitul se topește la 3700°C , iar carbura de tantal — la 3800°C).

În *tabelul 3.1.* sînt descrise proprietățile substanțelor în funcție de tipul rețelei cristaline.

În care din următoarele șiruri, pe orizontală, verticală sau diagonală, substanțele au:

- a) rețele cristaline atomice;
b) rețele cristaline moleculare;

a) diamantul

H_2O	FeS
SiC	Si
HCl	I_2
	BN

b)

H_2O	N_2	O_2
Fe_3C	HCl	SiC
S_8	P_4	Cl_2



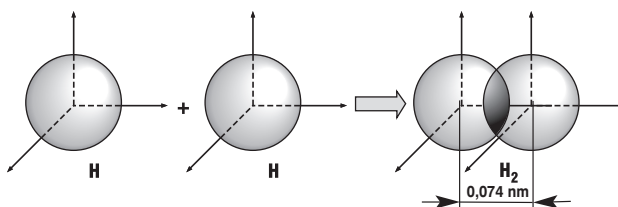
1. Definește noțiunile: *rețea cristalină*, *rețea cristalină atomică*, *rețea cristalină moleculară*.
2. Explică ce proprietăți posedă substanțele cu rețele cristaline atomice:
 - a) sînt nevolatile;
 - b) sînt stabile;
 - c) sînt volatile;
 - d) posedă duritate.
3. Dedu ce tip de rețea cristalină este în următoarele substanțe:
 - a) diamant;
 - b) S_8 ;
 - c) H_2O (gheața).
- **4. Calculează partea de masă a apei în următorii cristalohidrați:
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- **5. Partea de masă a apei în cristalohidratul $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ constituie 62,94%. Determină X.
- **6. Alcătuieste și rezolvă o problemă folosind datele din exercițiul 4.

*3.2.3. Forma spațială a moleculelor cu legătură covalentă

Pentru a înțelege cum sînt alcătuite moleculele substanțelor cu legătură covalentă, să examinăm aranjarea în spațiu a acestor legături. Vom studia modalitatea de formare a moleculelor H_2 , HCl , H_2O , N_2 și forma lor.

EVALUARE

Fig. 3.6. Formarea moleculei de hidrogen



Molecula de hidrogen H_2 . Atomul de hidrogen are un singur electron de tip s necuplat $H \uparrow 1s^1$, ce formează un nor de formă sferică. $\uparrow\uparrow$

La apropierea a doi atomi de hidrogen, se formează molecula de hidrogen H_2 . S-a dovedit însă că distanța dintre cele două nuclee este mai mică decât suma razelor atomice ($0,074 \text{ nm} < 0,053 \text{ nm} + 0,053 \text{ nm}$) (fig. 3.6). Prin urmare, la formarea legăturii covalente, are loc **întrepătrunderea norilor electronici** ai celor doi atomi de hidrogen.

De ce doi atomi de hidrogen de același fel se leagă într-o moleculă?

Pe segmentul unde norii electronici se suprapun, densitatea electronică crește datorită concentrării sarcinilor negative. Nucleele celor doi atomi de hidrogen sînt atrase puternic spre zona de întrepătrundere și astfel se formează molecula stabilă de H_2 (fig. 3.6).

În acest caz, putem formula o nouă definiție a legăturii covalente:

Legătura formată prin întrepătrunderea norilor electronici se numește legătură covalentă.

Concluzii:

1. Întrucît electronul nu este un punct, ci un nor de o anumită formă, cuplul comun se formează prin întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor).

2. Se întrepătrund doar electronii cu spinii opuși.

Molecula de clorură de hidrogen HCl .

Atomul de clor $Cl \uparrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ are

$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$

un electron de tip p necuplat, cu norul electronic în formă de halteră ∞ . La apropierea atomilor de hidrogen și de clor, are loc întrepătrunderea norilor electronici de tip s și p (fig. 3.7a).

Nucleele atomilor de hidrogen și de clor sînt atrase puternic către zona de întrepătrundere, cu o densitate electronică mărită și deplasată spre atomul de clor, mai electrone-

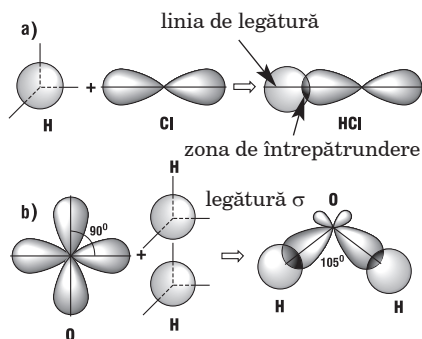


Fig. 3.7. Formarea moleculei: a) de clorură de hidrogen; b) de apă.

gativ. Comparați formele spațiale ale moleculelor de H_2 și HCl . Ambele molecule sînt liniare.

Molecula de apă H_2O . Atomul de oxigen are doi electroni necuplați de tip p $O (+8) 1s^2 2s^2 2p^4$.



Norii lor electronici în formă de halteră sînt orientați, pe axe de coordonate, sub un unghi de 90° . La apropierea atomilor de oxigen și de hidrogen, acești orbitali de tip p se întrepătrund cu orbitalii de tip s ai celor doi hidrogeni sub un unghi de 90° . După formarea legăturii, zonele de întrepătrundere se resping și unghiul se mărește pînă la 105° (fig. 3.7 b). Prin urmare, molecula de apă are formă unghiulară.

Să reexaminăm desenele ce reprezintă întrepătrunderea norilor electronici (fig. 3.8).

Linia de legătură este linia ce unește centrele atomilor.

În toate cele trei cazuri, întrepătrunderile $s-s$, $s-p$ și $p-p$ au avut loc de-a lungul liniei de legătură.

Legătura ce se formează la întrepătrunderea norilor electronici de-a lungul liniei de legătură se numește legătură sigma (legătură σ).

Atomii se rotesc liber în jurul legăturii σ .

Molecula de azot N_2 . Atomul de azot are trei electroni de tip p necuplați $N (+7) 1s^2 2s^2 2p^3$. Norii electronici



în formă de halteră sînt orientați, pe axe de coordonate, sub un unghi de 90° .

La apropierea celor doi atomi de azot (fig. 3.9), norii $p-p$ se suprapun de-a lungul liniei de legătură și formează o legătură σ (întrepătrunderea p_x-p_x) (fig. 3.8 c și 3.9 a). Odată linia de legătură ocupată, întrepătrunderile p_y-p_y și p_z-p_z vor avea loc în afara liniei de legătură (fig. 3.9 b).

Legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură, perpendicular pe aceasta, se numește legătură pi (legătură π).

La formarea legăturilor σ , întrepătrunderea este mult mai completă decît în cazul legăturilor π . Din această cauză legătura π este mai slabă decît legătura σ și se rupe mai ușor în reacțiile chimice. În molecula de azot se formează trei legături: o legătură σ și două legături π .

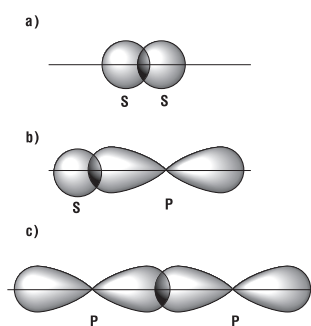


Fig. 3.8. Formarea legăturii σ la întrepătrunderea orbitalilor: a) $s-s$; b) $s-p$; c) $p-p$

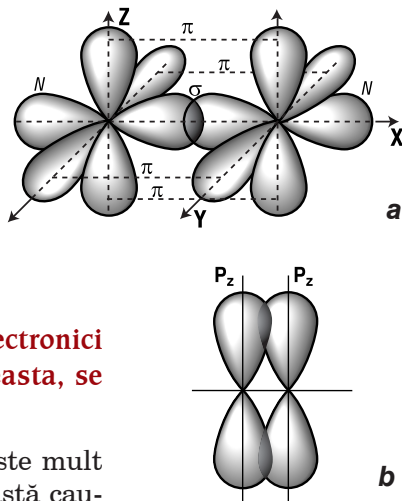


Fig. 3.9. Formarea moleculei de azot (a); legătura π (b)



Legătura σ –
legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici de-a lungul liniei de legătură.

Legătura π – legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură, perpendicular pe aceasta.



Astfel, legătura covalentă are o anumită orientare în spațiu, deoarece orbitalii ce se întrepătrund se aranjează strict într-un anumit mod. Acest fapt determină forma geometrică a moleculelor formate.

Orientarea legăturii covalente în spațiu este determinată de unghiul dintre legături, numit unghi de valență.

De exemplu, unghiul de valență în molecula apei — unghiul $\angle \text{HOH}$ — este egal cu 105° .

Rezultă că rotirea liberă în jurul atomilor cu legătură dublă sau triplă este imposibilă.

Cu ajutorul plastilinei și al chibriturilor, construiți molecule diatomice:

a) cu legătură unitară; b) cu legătură dublă; c) cu legătură triplă.

Încercați să rotiți „atomii-bile” în jurul acestor legături. Ce observați? Trageți concluzii.

EVALUARE

- Alege expresiile ce caracterizează legătura σ :
 - zona de întrepătrundere a norilor electronici se găsește pe linia ce unește centrele atomilor;
 - zona de întrepătrundere a norilor electronici se găsește în afara liniei de legătură;
 - legătura σ este mai stabilă decât legătura π ;
 - este posibilă rotirea liberă a atomilor în jurul liniei de legătură.
- Alege expresiile ce caracterizează legătura π :
 - este o modalitate de întrepătrundere a norilor electronici;
 - zona de întrepătrundere se găsește pe linia de legătură;
 - zona de întrepătrundere se găsește în afara liniei de legătură, perpendicular;
 - duce la apariția, în moleculă, a legăturilor multiple;
 - legătura π se rupe mai ușor decât legătura σ .
- Alege variantele corecte:
În moleculele cu legături multiple:
 - există o legătură σ ;
 - există una sau două legături π ;
 - este posibilă rotirea atomilor în jurul legăturii duble sau triple;
 - este imposibilă rotirea atomilor în jurul legăturii duble sau triple;
 - în general, legăturile multiple sînt mai stabile decât cele unitare;
 - **f) lungimea legăturii multiple este mai mică decât lungimea legăturii unitare.
- În care din molecule există legături π :

a) CO_2	b) O_2	c) N_2	d) H_2	e) H_2O ?
------------------	-----------------	-----------------	-----------------	---------------------------
- Unghiul de valență $\angle \text{HOH}$ din molecula apei este egal cu:

a) 180°	b) 90°	c) 105°	d) 120°
----------------	---------------	----------------	----------------

Argumentează-ți răspunsul.
- Alege moleculele liniare:

a) HCl	b) CO_2	c) H_2O	d) N_2
-----------------	------------------	-------------------------	-----------------

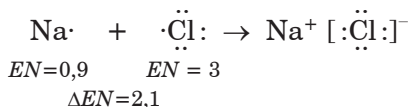
7. Calculează cantitatea de substanță de H_2SO_4 , dacă masa acidului este egală cu:
a) 9,8 g; b) 4,9 g; c) 196 g.
8. Calculează cantitatea de substanță de H_2SO_4 într-un litru de soluție, dacă în 5 l de soluție masa acidului sulfuric este egală cu:
a) 196 g; b) 392 g; c) 49 g; d) 98 g.
9. Calculează cantitatea de substanță a oxigenului, dacă volumul lui (c.n.) este egal cu:
a) 2,24 l; b) 4,48 l; c) 5,6 l; d) 67,2 l.
10. Calculează cantitatea de substanță a azotului într-un litru de amestec gazos, dacă în 100 l de acest amestec azotul ocupă un volum (c.n.) de:
a) 44,8 l; b) 56 l; c) 2,24 l; d) 6,72 l.

3.3. Legătura ionică

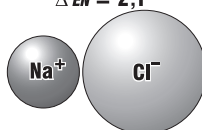
3.3.1. Formarea legăturii ionice

La apropierea atomilor cu o diferență mare de electronegativitate (mai mare decât cifra 2), are loc transferul electronilor de la atomul mai puțin electronegativ la atomul mai electronegativ (fig. 3.10).

De exemplu:



$$\begin{aligned} EN(\text{Cl}) &= 3,0 \\ EN(\text{Na}) &= 0,9 \\ \Delta EN &= 2,1 \end{aligned}$$



Definiți electronegativitatea.



Ionul pozitiv se numește cation.
Ionul negativ se numește anion.

Se obține ionul pozitiv de sodiu Na^+ (cation) și ionul negativ de clor Cl^- (anion). Ionii de sodiu și ionii de clorură se atrag, formînd o legătură ionică.

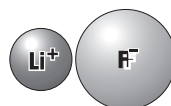
Legătura formată prin atragerea electrostatică a ionilor cu sarcini opuse se numește legătură ionică.

În cazul în care substanța se află în stare de vapori, ionii se combină în molecule separate, cu legătură ionică. Dacă vaporii trec în stare solidă, moleculele separate își încetează existența și se formează cristalul ionic — o „moleculă” uriașă de Na_nCl_n (fig. 3.11).

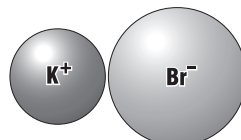
Rețelele cristaline în ale căror noduri se află ioni se numesc rețele ionice.

În cristalul ionic, fiecare ion interacționează cu „vecinii” săi.

Interacțiunea a doi ioni nu duce la neutralizarea totală a sarcinilor pozitive și negative. Iată de ce fiecare ion tinde să aibă în jurul său un număr cât mai mare de ioni de semn opus.



$$\begin{aligned} EN(\text{F}) &= 4,0 \\ EN(\text{Li}) &= 1,0 \\ \Delta EN &= 3,0 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} EN(\text{Br}) &= 2,8 \\ EN(\text{K}) &= 0,8 \\ \Delta EN &= 2,0 \end{aligned}$$

Fig. 3.10. Formarea legăturii ionice

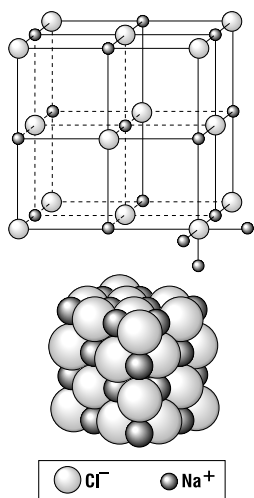


Fig. 3.11. Rețea cristalină ionică

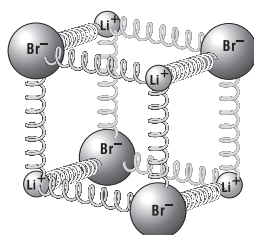
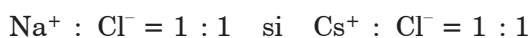


Fig. 3.12. Interacțiunea ionilor

**Rugați profesorul să
vă demonstreze
această experiență.**

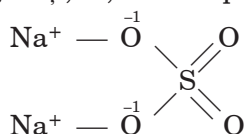
Numărul ionilor de semn opus poate fi diferit, în funcție de dimensiunile ionilor. De exemplu, ionul de sodiu Na^+ este înconjurat de 6 ioni de clor (Cl^-), iar ionul de cesiu (Cs^+), mai mare — de 8 ioni de clor. În ambele cazuri însă raportul dintre numărul ionilor pozitivi și negativi corespunde valenței și este egal cu :



Iată de ce formulele compuşilor ionici se scriu în formă moleculară: NaCl ; CsCl ș.a.

Legătura ionică se formează nu numai între metalele alcaline și halogeni. În unii oxizi, cum ar fi $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$; $\text{K}_2^{+} \text{O}^{2-}$; $\text{Na}_2^{+} \text{O}^{2-}$, legătura este prioritar ionică.

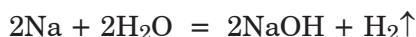
În hidroxizii metalelor alcaline, legătura ionică apare între atomii de metal și oxigen. De exemplu, în hidroxidul de sodiu NaOH legătura $\text{O}-\text{H}$ este covalentă polară, în timp ce legătura $\text{Na}^+ \text{O}^{2-}$ este ionică. Substanța în întregime constă însă din ioni de sodiu Na^+ și ioni de hidroxil OH^- . În sărurile acizilor oxigenați, ca, de exemplu, sulfatul de sodiu :



legăturile dintre Na^+ și O^{2-} sînt ionice, în timp ce legăturile sulfurii cu oxigenul sînt covalente. Pe de altă parte, substanța în întregime constă din ioni de sodiu Na^+ și ioni de sulfat SO_4^{2-} .

3.3.2. Proprietățile ionilor și ale substanțelor cu legătură ionică

Proprietățile ionilor se deosebesc de proprietățile atomilor. Știm că sodiul metalic, compus din atomi de sodiu, reacționează ușor cu apa, cu degajare de căldură. Astfel, o bucățică de sodiu aruncată în apă se topește la temperatura reacției. O bilă de sodiu lichid va „sfîrîi“ pe suprafața apei, accelerată de hidrogenul gazos care se elimină în timpul reacției :



Dacă însă vom turna în apă sare de bucătărie (compusă din ioni), nu vom observa nici un efect. Prin urmare, ionii de sodiu au proprietăți diferite față de atomii de sodiu. Proprietățile ionilor depind de structura lor electronică. Din acest punct de vedere, deosebim trei tipuri de ioni :

*1. Ioni cu învelișul electronic specific unui gaz inert. De exemplu :

Atomi	Ioni
Na $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array}$	Na ⁺ $\left. \begin{array}{c}) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
K $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array}$	K ⁺ $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
Mg $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array}$	Mg ²⁺ $\left. \begin{array}{c}) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
Ca $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array}$	Ca ²⁺ $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
F $\left. \begin{array}{c}) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array}$	F ⁻ $\left. \begin{array}{c}) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
Cl $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array}$	Cl ⁻ $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$
S $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 6\bar{e} \end{array}$	S ²⁻ $\left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array}$

Acești ioni au pe nivelul exterior cîte opt electroni, asemeni gazelor inerte. De regulă, cationii și anionii cu învelișul electronic asemănător cu cel al gazelor inerte sînt incolori și formează substanțe incolore (sau de culoare albă). De exemplu, NaCl, KCl, CaCl₂ în stare solidă au culoare albă.

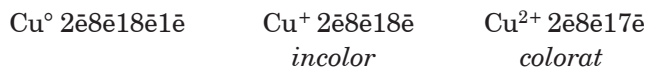
2. Ioni cu învelișul exterior de 18 electroni complet. Aceștia sînt cationii metalelor *d* și, de regulă, sînt incolori.

De exemplu :



Acești cationi, de regulă, incolori, formează, cu anionii, substanțe incolore (sau de culoare albă). De exemplu, ZnCl₂ în stare solidă este alb.

3. Ioni cu învelișul exterior de 18 electroni incomplet. Să comparăm ionii de cupru (I) cu ionii de cupru (II).



Ionii de Cu⁺ sînt incolori, la fel ca toți compușii cuprului monovalent. Compușii cuprului divalent sînt colorați.

Știm că topiturile și soluțiile substanțelor ionice conduc foarte bine curentul electric. La topire și la dizolvarea în apă a cristalelor ionice, are loc desprinderea ionilor. Aceste proprietăți ale compușilor ionici au o mare importanță și își găsesc o aplicare largă în industrie.

Organismele vii au nevoie de metale precum sodiul, potasiul, calciul, magneziul, fierul etc. și de nemetale pre-



Substanțele cu legătură ionică au, de regulă, temperaturi înalte de topire. Poate fi oare topită sarea de bucătărie în condiții casnice, la aragaz ? Nu! Este necesară o încălzire mult mai puternică.



Potasiul contribuie la buna funcționare a inimii. Care potasiu credeți că se are în vedere: metalul sau ionul de potasiu?

În trusa farmaceutică de acasă veți găsi, cu siguranță, săruri de sodiu și de potasiu. În aceste săruri, ionii de Na^+ și K^+ sînt legați, de multe ori, prin legătură ionică cu oxigenul celeilalte părți de substanță.

cum azotul, sulful etc. Toate aceste elemente pătrund în organism sub formă de ioni. Fără ionii de sodiu sau potasiu nu pot funcționa celulele vii, ionii de fier (II) sînt necesari pentru formarea hemoglobinei, iar ionii de magneziu — pentru formarea clorofilei.

Să comparăm proprietățile substanțelor cu legătură covalentă și ionică. Care dintre substanțele fluorura de sodiu NaF , fluorura de potasiu KF , fluorura de hidrogen HF , fluor F_2 , în condiții obișnuite, sînt solide? Pentru a răspunde la această întrebare, vom apela la următoarea legitate:

După structura substanțelor, se pot prezice proprietățile lor, iar după proprietățile substanțelor, se poate prezice structura acestora.

În substanțele enumerate mai sus se formează următoarele legături:

Na^+F^- — legătură ionică;

K^+F^- — legătură ionică;

$\text{H}^\delta+\text{F}^\delta-$ — legătură covalentă polară;

F_2^0 — legătură covalentă nepolară.

Cea mai puternică este legătura din cristalele de NaF și KF , deoarece toate particulele se unesc prin legătură ionică.

Prin urmare, în stare solidă pot exista fluorurile ionice de sodiu și de potasiu. Între moleculele de HF și de F_2 acționează forțe intermoleculare slabe. Fluorura de hidrogen trece mai ușor în stare solidă sau lichidă decît fluorul. Aceasta se explică prin faptul că între moleculele polare de HF forțele de atracție dintre dipoli (fig. 3.13) sînt mai puternice decît forțele de interacțiune dintre moleculele nepolare de fluor F_2 . Cele enunțate mai sus au fost confirmate prin datele experimentale privind temperatura de topire a acestor substanțe: NaF (995°C); HF (-83°C); F_2 (-220°C).

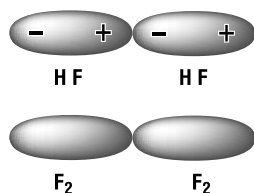


Fig. 3.13. Interacțiunea dintre molecule



1. Pentru a simți mirosul, moleculele de substanță gazoasă trebuie să pătrundă în nas.

Alegeți, pe orizontală, verticală sau diagonală, șirul de substanțe:

a) care nu au miros

în condiții obișnuite:

HCl	H_2O	NaCl
K_2SO_4	CaCl_2	SO_2
KBr	I_2	O_3

b) care au miros

în condiții obișnuite:

Cl_2	H_2O	NaCl
KCl	NH_3	HCl
SO_3	CaBr_2	I_2

Argumentați-vă alegerea aplicînd cunoștințele despre legăturile chimice și structura substanței.

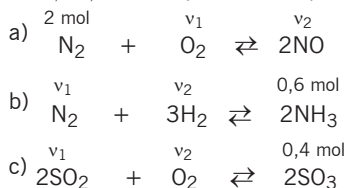
2. Dați exemple concrete care să ilustreze relația *cauză-efect*:

Structura atomului	Tipul legăturii chimice	Tipul rețelei cristaline	Proprietățile fizice ale substanței
Cauză → efect cauză → efect cauză → efect			

- Alege variantele corecte ce caracterizează legătura ionică:
 - se formează între atomii metalelor și nemetalelor tipice;
 - se formează între atomii elementelor cu diferența de electronegativitate > 2 ;
 - atomul de metal cedează electroni și are sarcină negativă;
 - atomul de nemetal adăunează electroni și capătă sarcină pozitivă;
 - se realizează datorită atracției electrostatice;
 - moleculele cu legătură ionică există doar în substanța aflată în stare de vapori.
- Alege răspunsurile corecte ce caracterizează rețeaua cristalină ionică:
 - în nodurile rețelei se găsesc ioni cu sarcini opuse;
 - se formează în substanțele cu legătură ionică;
 - substanțele cu rețea cristalină ionică au temperaturi joase de topire;
 - cel mai frecvent se găsește în săruri.
- În care compuși se formează legătura ionică:
 - a) NaF b) CaCl_2 c) NH_3 d) N_2
 - a) KOH b) CH_4 c) K_2SO_4 d) CsCl

Explică formarea legăturii ionice în unul din compușii selectați.

4. Alcătuieste și rezolvă probleme după următoarele date:



*5. Completează tabelul:

Ioni	Culoarea substanțelor formate
Ioni cu înveliș electronic al gazului inert	
Ioni cu înveliș electronic de 18 e complet	
Ioni cu înveliș electronic de 18 e incomplet	

6. Completează tabelul:

Substanța	Tipul legăturii chimice	Tipul rețelei cristaline
F_2		
HF		
NaF		

EVALUARE

*3.4. Mecanismul donor-acceptor de formare a legăturii covalente

Toate substanțele cu legătură covalentă examinate pînă acum s-au format după principiul: fiecare atom cedează cîte un electron pentru formarea cuplului comun de electroni. Există însă și o altă modalitate de formare a cuplului comun de electroni.

Cunoașteți reacția: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$. De ce molecula de amoniac adăunează ionul de hidrogen H^+ ?



Să examinăm formarea ionului de amoniu.

La formarea moleculei de amoniac NH_3 , atomul de azot $\text{N } \oplus 1s^2 2s^2 2p^3$ se leagă prin trei cupluri comune de elec-



troni cu cei trei atomi de hidrogen $\text{H } 1s^1$, perechile comune



fiind mai apropiate de atomul de azot: $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$

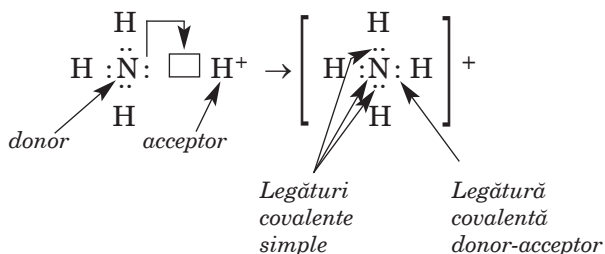
Cu toate acestea, atomul de azot posedă un cuplu neparticipant de electroni. Ionul de hidrogen nu mai are elec-



troni, ci doar un orbital s liber: $\text{H}^+ \square$.

La apropierea moleculei de amoniac și a ionului de hidrogen, cuplul neparticipant de electroni al atomului de azot ocupă orbitalul liber al ionului de hidrogen. Drept urmare, se formează un cuplu comun de electroni:

**Explicați formarea ionului de hidroxi-
niu în soluțiile apoase de acizi**
 $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$



****Pentru obținerea fibrei de viscoză, lemnul se dizolvă în soluție amoniacală de sare de cupru, ce conține ioni complecși, formați prin mecanismul donor-acceptor.**

Atomul de azot este donor de electroni, iar ionul de hidrogen este acceptor de electroni.

S-a obținut o nouă particulă: NH_4^+ , ionul de amoniu, numit *ion complex*, în care trei legături covalente sînt simple, iar a patra legătură se deosebește doar prin modul de formare. Aceasta este legătura covalentă *donor-acceptor*. După ce s-a format, legătura *donor-acceptor* nu se mai deosebește de celelalte trei legături covalente.

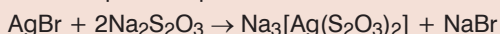


Maraton spre cunoștințe

****V-ați întrebat vreodată ce reacții chimice se produc la fotografiere, dezvoltare și fixarea imaginii pe pelicula fotografică? Pelicula este acoperită cu un strat subțire de bromură de argint AgBr, care se descompune la impresiune (fotografiere):** $2\text{AgBr} \xrightarrow{\text{lumină}} 2\text{Ag} + \text{Br}_2$.

Devolopantul continuă descompunerea bromurii de argint în porțiunile luminate. Pe peliculă, aceste locuri se înnegresc.

Fixatorul tiosulfatul de sodiu (hiposulfid) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dizolvă bromura de argint rămasă pe peliculă, transformând-o într-un compus complex solubil:



Pe peliculă, aceste locuri devin albe, după care filmul fotografic se spală cu apă.

- Alege expresiile ce caracterizează legătura *donor-acceptor*:
 - este unul din mecanismele de formare a cuplului comun de electroni sau, altfel spus, de formare a legăturii covalente;
 - donorul are un cuplu neparticipant de electroni;
 - acceptorul are un orbital liber;
 - legătura donor-acceptor este o legătură de tip π .
- Alege expresiile ce caracterizează structura ionului de amoniu:
 - posedă patru legături covalente polare;
 - una din legături este donor-acceptor;
 - are o legătură de tip π ;
 - are patru legături σ .
- Alcătuiește un exercițiu similar celui anterior (cu nr. 2) pentru ionul de hidroxoniu H_3O^+ .

EVALUARE

3.5. Legătura de hidrogen

Propriu-zis, denumirea *legătură de hidrogen* sugerează că la formarea ei participă atomul de hidrogen. Dar care anume?

Să comparăm proprietățile a două combinații cu hidrogenul ale oxigenului și sulfului, elemente din subgrupa principală a grupeii a VI-a. La temperatură obișnuită, apa este lichidă, iar sulfura de hidrogen H_2S este un gaz. Se știe: cu cât molecula este mai grea, cu atât trece mai greu în stare gazoasă. De ce totuși apa, mai ușoară ($M_r=18$), este lichidă, iar sulfura de hidrogen, mai grea ($M_r=34$), este un gaz?

Probabil, moleculele de apă sînt legate una de alta nu prin forțe intermoleculare obișnuite, ci prin altfel de forțe, mai puternice. Care sînt ele?

EN:

F = 4,0

O = 3,5

N = 3,0

H = 2,1

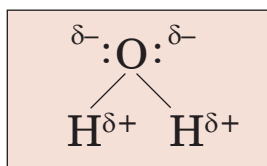


Fig. 3.14. Molecula de apă poate forma patru legături de hidrogen cu alte molecule



Legătura de hidrogen se reprezintă grafic prin trei puncte.

Să comparăm electronegativitatea oxigenului ($EN=3,5$) și a sulfului ($EN=2,5$). Oxigenul este mai electronegativ, de aceea legăturile $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ sînt mai polare decît legăturile sulfului $S^{\delta-} - H^{\delta+}$.

Prin urmare, în legăturile $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ hidrogenul este mai polarizat decît în legăturile $S^{\delta-} - H^{\delta+}$.

Să comparăm polaritatea legăturilor în fluorura de hidrogen $H^{\delta+} - F^{\delta-}$ și în clorura de hidrogen $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$. Datorită electronegativității mai mari a fluorului ($EN=4,0$), hidrogenul devine mai polarizat în fluorură decît în clorura de hidrogen ($EN(Cl)=3$). Fluorura de hidrogen se lichefiază ușor la temperatura camerei ($19,5^{\circ}C$), iar clorura de hidrogen trece în stare lichidă doar la $-85^{\circ}C$.

Prin urmare, între moleculele de H_2O și moleculele de HF apar legături suplimentare. Aceste legături sînt de natură electrostatică și se formează datorită atracției dintre ionul pozitiv de hidrogen al unei molecule și atomul polarizat negativ al altei molecule, de oxigen sau de fluor (fig. 3.15).

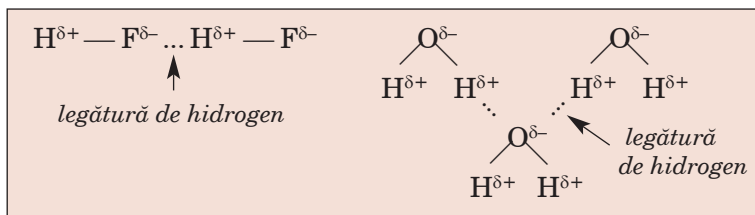
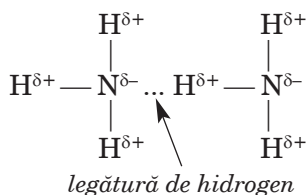


Fig. 3.15. Formarea legăturii de hidrogen

Am aflat și răspunsul la întrebarea cum trebuie să fie legat atomul de hidrogen: el trebuie să se lege de atomul elementului mai electronegativ! Legătura de hidrogen se notează prin trei puncte.

Azotul are și el capacitatea de a forma legături de hidrogen $EN(N)=3$.



Amoniacul se lichefiază la $-33^{\circ}C$ și se evaporă ușor, de aceea este folosit în instalațiile frigorifice.

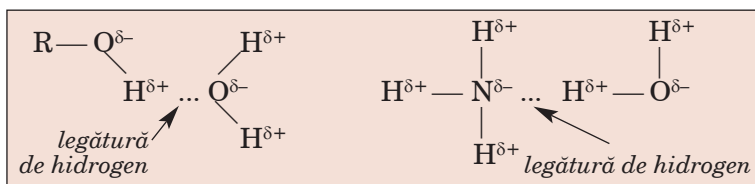


Fig. 3.16. Formarea legăturilor de hidrogen la dizolvarea substanțelor în apă

Legătura formată între atomii de hidrogen polarizați pozitiv ai unei molecule (sau părți de moleculă) și atomul puternic electronegativ (al elementelor F, O, N) al altei molecule se numește *legătură de hidrogen*.

În consecință, la temperatură obișnuită, apa este lichidă, iar fluorura de hidrogen și amoniacul sînt gaze, care se lichefiază ușor datorită legăturilor de hidrogen intermoleculare.

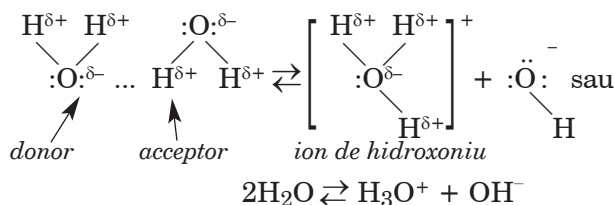
Legătura de hidrogen este mai slabă decît legătura covalentă. În același timp, este capabilă să modifice semnificativ proprietățile substanțelor.

Substanțele organice ce conțin grupele $O^{\delta-} - H^{\delta+}$, $N^{\delta-} - H^{\delta+}$ se dizolvă ușor în apă, formînd cu apa legături de hidrogen.

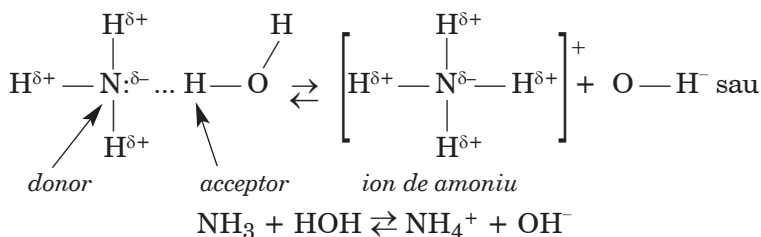
Moleculele complexe de proteine conțin grupele $N^{\delta-} - H^{\delta+}$ și $C^{\delta+} = O^{\delta-}$. Moleculele spiralate de proteine și moleculele dublu spiralate ale ADN își păstrează forma doar datorită formării legăturilor de hidrogen între moleculele vecine

În cazul dat, legăturile de hidrogen au un caracter intramolecular.

****** Legătura de hidrogen se poate transforma în legătură *donor-acceptor*. Astfel, în apă se formează ioni de hidroxoniu :



La dizolvarea amoniacului NH_3 în apă, se formează ioni de amoniu :



✓ *Formarea legăturii de hidrogen este de o importanță covârșitoare. Apa este lichidul în care a luat naștere viața pe Pămînt.*

✓ *Legătura de hidrogen se poate forma între moleculele aceleiași substanțe sau de substanțe diferite. Condițiile de formare rămîn identice: un atom de hidrogen H se unește cu atomii de F, O, N!*



Jocul „Ghicim literele și citim propoziția”.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
c																											

Dacă veți juca în echipe, pregătiți fișe cu sarcini de lucru (28 de fișe numerotate de la 1 la 28).

Găsiți răspunsul pentru fiecare sarcină, exprimat printr-o cifră, apoi găsiți, în tabel, litera ce corespunde acestei cifre. Litera se va scrie în pătratul cu același număr de ordine ca și al sarcinii.

Exemplu: Răspunsul la întrebarea nr. 1 este următorul: numărul neutronilor în atomul de fluor este egal cu 10. În tabelul de mai jos, cifrei 10 îi corespunde litera „c”. Litera „c” se va scrie în pătratul 1.

a	ă	c	e	h	i	m	n	o	r	s	ș	t	ț
17	12	10	6	16	4	1	3	13	7	5	8	2	35

Sarcini de lucru

- Numărul de neutroni în atomul de fluor.
- Numărul de neutroni în atomul de fosfor-31.
- Numărul electronilor de valență ai elementului din perioada a II-a, grupa a IV-a.
- Câte legături σ se pot forma între doi atomi?
- Câte legături se formează în molecula de CH_4 ?
- Care este numărul de ordine al elementului cu configurația electronică a atomului $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$?
- Gradul de oxidare al sulfului în acidul sulfuric.
- Gradul de oxidare al azotului în acidul azotic.
- Gradul de oxidare inferior pentru elementele din grupa a VI-a.
- Cîți electroni participă la transferul $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^0$?
- Numărul de ordine al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior $2s^2 2p^4$.
- Câte legături σ se formează în molecula de CO_2 ?
- Câte legături covalente polare se formează în ionul NH_4^+ ?
- Valoarea gradului de oxidare pozitiv și negativ egală la unul și același element.
- Câte legături covalente nepolare se formează în molecula N_2 ?
- Numărul de ordine al nemetalului ce formează o substanță simplă în stare lichidă.
- Numărul de ordine al elementului care formează molecule diatomice ale unui gaz galben-verzui.
- Sarcina pe care o au metalele alcaline în compuşii ionici.
- Numărul de electroni ce participă la transferul $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+4}$.
- Numărul de electroni p exteriori ai elementului cu nr. 9.
- Numărul de legături π în molecula de azot.
- Numărul grupei în care se află elementul cu 16 protoni.
- Numărul grupei în care se află elementele ai căror anioni formează ușor legături ionice.
- Cîți electroni participă la transferul $\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{O}^{-2}$?
- Numărul de ordine al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior $3s^2 3p^1$.
- Numărul de ordine al elementului din perioada a III-a care poate forma legături covalente polare și nepolare, precum și legături ionice.
- Numărul electronilor ce participă la transferul $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$.
- Numărul de ordine al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior $\dots 3s^2$.

Dacă jocul se va organiza în perechi, sarcinile se vor lua pe rînd sau se vor extrage la întîmplare. Pentru fiecare răspuns corect, participantul va primi un punct.

Vă dorim succes!

Alcătuieți un joc didactic după acest model.



1. Alege afirmațiile corecte ce descriu legătura de hidrogen:
 - a) este condiționată de atracția electrostatică dintre ionul de hidrogen H^+ al unei molecule și atomul elementului mai electronegativ al altei molecule;
 - b) conduce la asocierea moleculelor;
 - c) este mai slabă decât legătura covalentă și cea ionică;
 - d) nu contribuie la creșterea solubilității substanțelor în apă;
 - e) conduce la scăderea volatilității substanțelor.

Dă exemple.

2. La ce temperatură se distrug legăturile de hidrogen în apă:
 - a) $0^\circ C$
 - b) $4^\circ C$
 - c) $100^\circ C$
 - d) $105^\circ C$
3. În care substanțe se formează legătura de hidrogen:
 - a) în amestecul de H_2 și O_2 în stare lichidă;
 - b) în alcool etilic C_2H_5OH ;
 - c) în soluția de alcool etilic în apă;
 - d) în amoniac lichid;
 - e) în benzină (un amestec de hidrocarburi).

Argumentează-ți răspunsul.

- *4.** Indică cea mai stabilă legătură de hidrogen:

- | | |
|---|--|
| a) $H^{\delta+} \cdots Cl^{\delta-} \cdots H^{\delta+}$ | c) $H^{\delta+} \cdots N^{\delta-} \cdots H^{\delta+}$ |
| b) $H^{\delta+} \cdots O^{\delta-} \cdots H^{\delta+}$ | d) $H^{\delta+} \cdots F^{\delta-} \cdots H^{\delta+}$ |

- *5.** Indică în care șiruri substanțele sînt aranjate în ordinea creșterii temperaturilor de fierbere:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| a) Cl_2 , Na, NaCl; | c) H_2O , HF, HCl; |
| b) Br_2 , Cl_2 , F_2 ; | d) CO_2 , NH_3 , H_2O . |

6. Alcoolul etilic și apa pot fi amestecate în orice proporție. Calculează partea de masă a alcoolului etilic în soluția ce conține 200 g de alcool etilic și 300 g de apă.

- *7.** Calculează partea de masă a alcoolului etilic C_2H_5OH în soluția obținută la amestecarea a 1 l de alcool etilic de 96% (cu densitatea de 0,79 g/ml) și 1,972 l de apă.

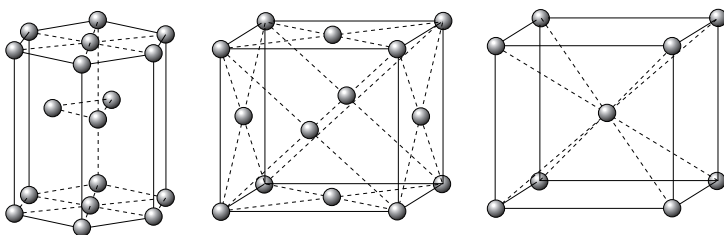
3.6. Legătura metalică

Elementele metalice, cu excepția mercurului, sînt substanțe solide. În nodurile rețelelor cristaline metalice sînt dispuși atomi de metale. Unii atomi de metale cedează ușor electronii și se transformă în ioni. Electronii formează o zonă (bandă) de valență comună, care aparține tuturor ionilor de metale și face legătura între ei.

Legătura care se formează între ionii de metale în rețeaua cristalină și electronii comuni se numește *legătură metalică*.

Comparați legătura metalică cu cea ionică și covalentă. Scrieți datele într-un tabel.

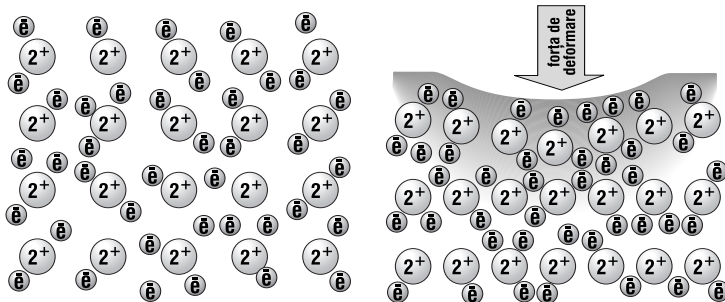
Fig. 3.17. Rețele cristaline metalice



Rețelele cristaline ale substanțelor cu legătură metalică se numesc rețele metalice (fig. 3.17).

Datorită acestei structuri, metalele sînt bune conductoare de electricitate și căldură, sînt plastice, ductile și posedă luciu metalic.

Fig. 3.18. Deplasarea straturilor în rețeaua cristalină a metalului sub acțiunea forței de deformare



De regulă, substanțele cu legătură chimică covalentă nu conduc curentul electric.

Ductilitatea și plasticitatea metalelor se explică prin aceea că atomii și ionii metalelor nu sînt legați unii de alții și straturile lor se pot deplasa sub acțiunea forțelor exterioare (fig. 3.18). De aceea, metalele pot fi trase ușor în fire și întinse în foi subțiri.

Electronii liberi din rețeaua metalică determină prezența curentului electric. Curentul electric în metale reprezintă mișcarea ordonată și orientată a electronilor. În acest caz, se poate afirma că zona de valență coincide cu banda de conducție.

Metalele sînt foarte bune conductoare de curent electric. Cel mai bine conduc electricitatea cuprul, alumiul, argintul și aurul.



Maraton spre cunoștințe

****Să comparăm legăturile metalică și covalentă. Cum influențează ele asupra conductibilității electrice a substanțelor?**

Datorită cuplului comun de electroni, legătura covalentă este repartizată între atomi. De aceea, substanțele cu legătură cova-

lentă nu conduc, de regulă, curentul electric. Majoritatea lor sînt dielectrice. Printre acestea există însă unele substanțe care posedă o slabă conductibilitate electrică. Ele se numesc *semiconductoare*. Din grupul semiconductoarelor fac parte cîteva substanțe simple, cum ar fi siliciul și germaniul, dar și o parte din oxizi, sulfuri și selenuri ș.a.

În semiconductoare, sub acțiunea luminii sau a căldurii, o parte din electroni rup legăturile covalente, stabile, ale zonei de valență și formează *banda de conducție*. Acest tip de conductibilitate se numește *electronică*. De exemplu, în rețeaua cristalină a siliciului, care posedă patru electroni exteriori, fiecare atom este legat cu alți patru atomi prin cupluri comune de electroni. O parte din aceste cupluri se rup, iar electronii liberi formează banda de conducție. La încălzire și la lumină, activitatea benzii se intensifică.

În urma eliberării electronilor, atomul capătă o sarcină pozitivă. Lîngă acest atom apare un gol. Locul golului este ocupat de un electron de la atomul vecin, iar în consecință, la acesta din urmă se formează un alt gol. Astfel, golul parcă ar avea sarcină pozitivă și s-ar deplasa în direcția opusă electronului. La includerea curentului electric, electronii se vor mișca spre polul pozitiv, iar golurile se vor forma pe direcția polului negativ. Astfel, apare conductibilitatea siliciului: numărul electronilor liberi este egal cu numărul golurilor (fig. 3.19).

La introducerea unor impurități, conductibilitatea electronică sau conductibilitatea prin goluri a semiconductorului crește.

Să examinăm conductibilitatea siliciului la adăugarea fosforului, un element din subgrupa principală a grupei a V-a. Fosforul are pe ultimul nivel 5 electroni, iar siliciul – 4 electroni. În rețeaua cristalină a siliciului apare un atom cu un electron „în plus”; acesta este fosforul. Așadar acest electron se desprinde cel mai ușor și asigură conductibilitatea electronică a semiconductorului siliciu (fig. 3.20).

Dacă la siliciul pur se va adăuga bor, un element din grupa a III-a, golul va apărea la acesta din urmă. Electronul de la atomul de siliciu va trece la atomul de bor (fig. 3.21), formînd un gol. Astfel, conductibilitatea se realizează preponderent prin goluri. Prin urmare, impuritățile elementelor cu un număr de electroni exteriori (grupa a V-a) mai mare decît ai siliciului asigură conductibilitatea electronică negativă (conducția de tip *n*), iar impuritățile elementelor cu un număr de electroni exteriori (grupa a III-a) mai mic decît ai siliciului (grupa a IV-a) asigură conductibilitatea prin goluri, pozitivă (conducția de tip *p*). Metalele-conductoare și nemetalele-semiconductoare se aplică pe larg în industrie.

Fig. 3.20. Conductibilitatea electronică a siliciului

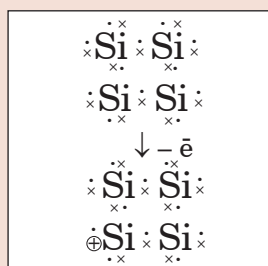


Fig. 3.19. Semiconductibilitatea siliciului – numărul de goluri este egal cu numărul electronilor liberi

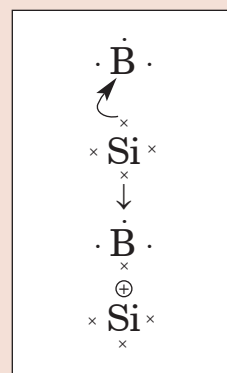
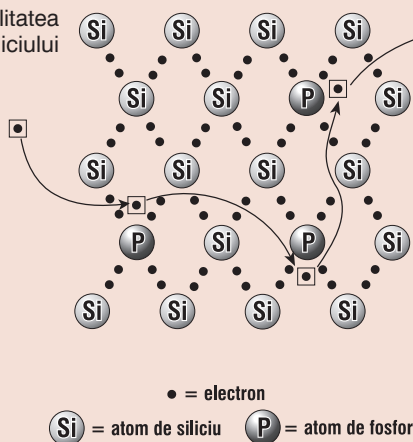


Fig. 3.21. Conductibilitatea prin goluri

EVALUARE

1. Alege afirmațiile corecte ce descriu legătura metalică:
 - a) se formează între atomii de metale și nemetale;
 - b) se formează între atomii de metale și electronii comuni;
 - c) se formează datorită întrepătrunderii a doi nori electronici;
 - d) determină o conductibilitate electrică și termică înaltă.
2. Numește tipul legăturilor care se formează:
 - a) între atomii metalelor;
 - c) între atomii metalelor și nemetalelor;
 - b) între atomii nemetalelor;
 - d) în aliajele metalelor.

Argumentează prin exemple.
3. Schema electronică a unui atom este $2\bar{e}8\bar{e}1\bar{e}$. Ce tip de legătură chimică se formează în această substanță:
 - a) covalentă polară;
 - c) ionică;
 - b) covalentă nepolară;
 - d) metalică.
- *4. Numește tipul de legătură care se formează între atomii cu configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$:
 - a) ionică;
 - c) covalentă nepolară;
 - b) covalentă polară;
 - d) metalică.

5. Completează tabelul:

Tipul legăturii chimice	Exemple de două substanțe	Tipul rețelei cristaline
Legătura covalentă nepolară		
Legătura covalentă polară		
Legătura Ionică		
Legătura metalică		

6. Asociază numărul de ordine al substanței cu litera ce marchează tipul legăturii chimice:
 1. H_2SO_4
 2. Al
 3. Na_2O
 4. O_2
 5. KBr
 - a) covalentă nepolară
 - b) covalentă polară
 - c) ionică
 - d) metalică

NOTIUNI DE BAZĂ

Legătura chimică și structura substanței

Electronegativitate (EN)

— capacitatea unui atom de a atrage spre el cuplul comun de electroni.

**Energia legăturii

— energia necesară pentru a rupe o legătură chimică.

Legătură chimică

— legătura dintre atomi în substanțe este întotdeauna de natură electrică.

Legătura covalentă

— legătura formată pe baza cuplurilor comune de electroni.

*Legătura covalentă

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor).

Legătura covalentă nepolară

— legătura formată între atomii cu aceeași electronegativitate (H:H).

Legătura covalentă polară

— legătura formată între atomi cu electronegativități diferite, cuplul comun de electroni fiind atras mai puternic de atomul mai electronegativ.

Legătura de hidrogen

— legătura formată datorită atracției dintre un atom de hidrogen polarizat pozitiv și un atom mai electronegativ (F, O, N).

*Legătura donor-acceptor

— o formă a legăturii covalente, în care un atom-donor cedează un cuplu de electroni, iar un alt atom-acceptor are un orbital liber.

Legătura ionică

— legătura formată prin atragerea electrostatică a ionilor cu sarcini opuse.

Legătura metalică

— legătura formată între electronii comuni și ionii metalului în rețeaua cristalină a acestuia.

Linie de legătură

— linia imaginară care unește centrele atomilor legați.

*Legătura π (pi)

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură. Completează legătura σ .

*Legătura σ (sigma)

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor) de-a lungul liniei de legătură.

**Lungime a legăturii

— distanța dintre nucleele atomilor.

Noduri ale rețelei cristaline

— punctele de intersecție a liniilor imaginare care unesc particulele în substanțe (vîrfuri, centrele muchiilor, centrele laturilor etc.).

Rețea cristalină

— o carcasă imaginară, formată din linii care unesc particulele cristalului.

Rețea cristalină atomică

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc atomi uniți prin legături covalente. Substanțele cu astfel de rețea sînt stabile, se topesc la temperaturi înalte (de exemplu, grafitul, diamantul).

Rețea cristalină ionică

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc ioni pozitivi și negativi legați prin forțe de atracție electrostatică (legătură ionică). Aceste rețele se distrug mai greu la temperaturi înalte (de exemplu, NaCl).

Rețea cristalină moleculară

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc molecule legate prin forțe intermoleculare. Substanțele cu o astfel de rețea se topesc ușor, sînt volatile (de exemplu, gheața).

Tipuri de legături chimice

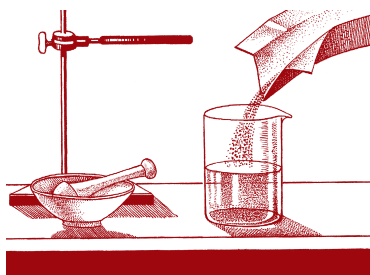
— covalentă, ionică, de hidrogen, metalică.

TEST DE EVALUARE

- I. În care molecule se formează legături covalente nepolare:
a) I_2 b) CO_2 c) K_2O d) H_2O e) O_2
- *II. În care compus între atomi se formează o legătură covalentă după mecanismul *donor-acceptor*:
a) KCl b) NH_4Cl c) CCl_4 d) CO_2
- *III. Cum se schimbă polaritatea moleculelor în șirurile:
A. $H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te$
B. $PH_3 — H_2S — HCl$
a) nu se schimbă; b) se mărește; c) se micșorează.
- *IV. Ce factori determină stabilitatea legăturilor chimice:
a) numărul electronilor pe nivelul exterior;
b) întrepătrunderea norilor electronici;
c) gradul de oxidare al atomilor și sarcinile ionilor.
- V. Stabilește tipurile de legături chimice în substanța H_2O și arată formarea acestor legături.
- VI. Alege răspunsul corect:
În nodurile rețelei cristaline metalice se găsesc:
a) atomi; c) atomi, ioni, electroni;
b) ioni; d) electroni.
- VII. Dedu ce tip de rețea cristalină are o substanță odorantă, care se topește ușor și nu conduce curentul electric:
a) ionică; c) atomică;
b) moleculară; d) metalică.
- VIII. Dă 2-3 exemple de substanțe cu rețea cristalină moleculară.
- IX. Pentru care dintre moleculele N_2 , HF , LiF sînt adevărate afirmațiile:
a) între atomi se formează legături covalente nepolare;
b) în molecule legăturile sînt triple;
c) molecula este polară;
d) există legături de hidrogen în substanță;
e) are rețea cristalină ionică;
f) soluția substanței are proprietăți acide (în raport cu apa).
- X. Calculează masa substanței ce se obține la interacțiunea a 11,2 l (c.n.) de clor cu hidrogenul. Stabilește tipul legăturii chimice în substanța obținută. Numește substanța.
- XI. Asociază numărul de ordine al substanței cu litera ce marchează tipul legăturii chimice:
- | | |
|------------|-----------------------|
| 1. HNO_3 | a) covalentă nepolară |
| 2. Fe | b) covalentă polară |
| 3. H_2 | c) ionică |
| 4. NaI | d) metalică |
| 5. CaO | e) de hidrogen |

4

Soluțiile. Disociația electrolitică



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să explici noțiunile: *soluție, substanță dizolvată, solvent, dizolvare, *soluții saturate și nesaturate, partea de masă a substanței dizolvate, *concentrație molară, pH-ul soluției*;
- să compari procesele de dizolvare și de disociere electrolitică a substanțelor cu diferite tipuri de legături chimice;
- să explici principiile de bază ale teoriei disociației electrolitice (TDE), noțiunile: *electrolit, neelectrolit, electroliți slabi și tari, *gradul de disociere*;
- să caracterizezi proprietățile chimice ale acizilor, bazelor și sărurilor prin ecuațiile moleculare (EM), ionice complete (EIC) și ionice reduse (EIR);
- să explici interacțiunile în soluțiile de electroliți, reacția de neutralizare și **hidroliza sărurilor*;
- **să prepari soluții cu o anumită parte de masă a substanței dizolvate*;
- să corelezi proprietățile soluțiilor adevărate cu importanța lor pentru viață;
- să rezolvi probleme la partea de masă a substanței dizolvate, **concentrația molară, *după ecuația reacției când una din substanțe este luată în exces.*



Svante August Arrhenius (1859-1927)
Fizician și chimist suedez.
Autor al teoriei disociației electrolitice (1887).
Premiul Nobel pentru chimie (1903).



Jacobus Henricus Van't Hoff (1852-1911)
Chimist olandez. A pus bazele cineticii chimice.
Premiul Nobel pentru chimie (1901).

4.1 Dizolvarea. Soluțiile

Dacă amestecăm cu apă praf de cretă, sare de bucătărie sau albuș de ou, dacă saturăm apa cu dioxid de carbon, obținem un așa-numit *sistem dispers*.

Sistemul dispers se obține la repartizarea unei substanțe sub formă de particule mici (fază de dispersie) în altă substanță (mediul de dispersie sau solvent).

Cele mai importante sînt sistemele lichide, în special cele în care solventul este apă.

În funcție de dimensiunile particulelor, aceste sisteme se împart în :

a) *amestecuri* (cu dispersie grosieră), în care dimensiunile particulelor sînt mai mari de 100 nm : *suspensiile* (creta în apă), *emulsiile* (de exemplu, margarina, cremele, unguentele, laptele în apă) ;

b) *soluții coloidale* (cu dispersie fină), în care dimensiunile particulelor variază între 1 și 100 nm (de exemplu, soluția de albuș de ou în apă) ;

c) *soluții adevărate*, în care dimensiunile particulelor sînt mai mici de 1 nm, cu dispersarea lor pînă la atomi, ioni sau molecule (de exemplu, soluția de sare sau zahăr în apă).

Să examinăm *soluțiile adevărate* sau, mai simplu, *soluțiile*.

Conform *teoriei fizice* a soluțiilor, elaborată de Van't Hoff și Arrhenius la sfîrșitul secolului al XIX-lea, dizolvarea înseamnă dispersarea substanțelor în particule și repartizarea lor, datorită difuziei, între moleculele de solvent.

Ce stă la baza fenomenului dizolvării ? Spre exemplu, în compusul ionic Na^+Cl^- , forța de atracție între particule în apă, după legea lui Coulomb, este de 81 de ori mai mică decît în aer. În plus, în natură, orice sistem tinde spre o „dezordine” cît mai mare. Iar în soluție, unde particulele se mișcă liber, haosul este mult mai mare decît în cristale. De aceea, dizolvarea este un proces spontan. Substanța dizolvată poate fi separată din soluție prin înlăturarea solventului. Acest proces, invers dizolvării, se numește *cristalizare*.

Conform *teoriei chimice* a soluțiilor, formulată de D.I. Mendeleev la sfîrșitul secolului al XIX-lea, dizolvarea este interacțiunea chimică a substanței dizolvate și a solventului, în

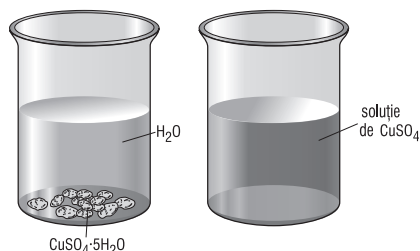


Fig. 4.1. Dizolvarea substanțelor în apă

urma căreia se formează *hidrați* (în cazul în care solventul este apă) sau *solvați* (în cazul în care este vorba de un alt solvent). Fenomenul poate fi probat prin următorul exemplu: în soluția apoasă a sulfatului de cupru se precipită cristalohidratul albastru $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, iar în procesul dizolvării culoarea se schimbă din albă în albastră.

Conform *teoriei fizico-chimice moderne* despre soluții, la dizolvare au loc ambele procese: fizic și chimic.



Charles de Coulomb
(1736-1806)

Fizician francez. A descoperit (1785) legile fundamentale ale electrostaticii.

Soluțiile adevărate sînt sisteme omogene alcătuite din solvent, substanță dizolvată și produși interracțiunii lor.

****Dizolvarea substanțelor în apă, la fel ca în cazul reacțiilor chimice, este însoțită de efecte termice.** De exemplu, la dizolvarea acidului sulfuric H_2SO_4 în apă are loc încălzirea soluției sau degajarea de căldură. Procesul este *exotermic*. La dizolvarea nitratului de potasiu în apă, pereții exteriori ai paharului se acoperă cu gheață. Prin urmare, are loc un proces care decurge cu absorbție de căldură, numit *endotermic*. La acest capitol, dizolvarea se aseamănă cu reacțiile chimice.

Pe de altă parte, compoziția soluțiilor, spre deosebire de cea a compușilor chimici, poate fi schimbată. De exemplu, într-un pahar cu apă putem dizolva una, două sau chiar trei linguri de zahăr. Astfel, compoziția aceleiași soluții va fi diferită. Sub acest aspect, soluțiile se aseamănă cu amestecurile.

Prin urmare, se poate spune că soluțiile ocupă o poziție intermediară între amestecuri și compuși chimici.

Soluțiile joacă un rol însemnat în viața omului, animalelor și plantelor. În celulele vii, toate procesele decurg în soluții ale substanțelor organice și anorganice (cum ar fi clorurile de sodiu și potasiu). Fără soluții este imposibilă obținerea produselor alimentare pure. De exemplu, sarea de bucătărie și zahărul sînt rezultatul cristalizării din soluții cu diferite grade de puritate.

Comparați soluțiile adevărate cu amestecurile mecanice și compușii chimici.



***1. Găsește corespondența dintre coloanele A și B.**

A (exemple)

1. soluție de sare de bucătărie în apă;
2. var stins;
3. soluție de albuș de ou în apă.

B (sisteme)

- a) cu dispersie grosieră;
- b) cu dispersie fină;
- c) soluții adevărate.

EVALUARE

****2.** Alege afirmațiile corecte:

La dizolvarea substanțelor solide în apă, energia:

- a) întotdeauna se absoarbe; d) poate fi absorbită;
- b) întotdeauna se elimină; e) nu se absoarbe și nu se elimină.
- c) poate fi eliminată;

Argumentează-ți răspunsul.

3. Indică particularitățile soluțiilor adevărate care le deosebesc de amestecurile mecanice:

- a) omogenitatea;
- b) la amestecarea substanțelor cu solventul se degajă sau se absoarbe energie;
- c) compoziția calitativă poate fi schimbată esențial;
- d) se supune legii constanței compoziției.

4. Indică semnele comune ce caracterizează soluțiile adevărate și amestecurile mecanice:

- a) conțin două sau mai multe componente independente;
- b) sînt omogene;
- c) este posibilă separarea în părți componente;
- d) raportul dintre masele componentelor nu poate fi schimbat esențial.

5. Calculează partea de masă a NaCl în soluția obținută din 100 g de apă și:

- a) 5 g de sare; c) 20 g de sare;
- b) 10 g de sare; d) 35,8 g de sare la 20°C.

6. Soluția de sare de bucătărie în apă poate fi separată prin:

- a) distilare; b) filtrare; c) evaporare.

4.2. Solubilitatea substanțelor

Toate substanțele se dizolvă în proporții diferite în diverși solvenți.

Substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora.

Dați exemple din viață care să ilustreze principiul „substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora“.

De exemplu, compusul polar HCl și cel ionic NaCl se dizolvă, de regulă, foarte bine în solvenții polari (bunăoară, în apă ș.a.), iar compușii nepolari se dizolvă în solvenții organici nepolari (în benzină ș.a.). Astfel, iodul cristalin, nepolar se dizolvă puțin în apă și se dizolvă mai

bine în alcool și în alți solvenți organici. Clorura de sodiu ionică se dizolvă bine în apă, se dizolvă foarte slab în alcool și nu se dizolvă în petrol.

Prin urmare, substanțele se deosebesc după solubilitatea lor.

Solubilitatea reprezintă proprietatea substanțelor de a se repartiza uniform, sub formă de atomi, molecule sau ioni, în volumul solventului.

Solubilitatea depinde de natura substanței, de temperatură, iar în cazul gazelor — și de presiune.

***4.2.1. Dependența solubilității de temperatură**

La dizolvarea substanțelor, se degajă sau se absoarbe căldură. Dacă la dizolvare se consumă mai multă energie decât se elimină la hidratare, atunci căldura se absoarbe. Prin urmare, dizolvarea va fi un proces endotermic :

substanța dizolvată + solventul $\rightleftharpoons$ soluție – Q

Acest proces este reversibil. Spre exemplu, dacă la o temperatură anumită vom dizolva nitrat de potasiu pînă cînd pe fundul paharului nu vor mai rămîne cristale de sare nedizolvate, între soluție și sare se va stabili un echilibru : vor decurge două procese : unul *direct* – dizolvarea, și altul *invers* – cristalizarea sării. În acest caz cantitatea de nitrat de potasiu nu se va schimba la temperatura dată. Se formează o *soluție saturată*.

Soluția care conține o cantitate de substanță mai mică decât cea necesară pentru saturare se numește *soluție nesaturată*.

Dacă vom încălzi soluția saturată, atunci vom obține o soluție nesaturată, la o temperatură mai ridicată.

Unele substanțe pot forma *soluții suprasaturate*, în care conținutul substanței dizolvate este mai mare decât în soluția saturată, la temperatura dată. Excesul de substanță rămîne nedizolvat și se cristalizează ușor, iar soluția de deasupra acestuia este saturată.

Solubilitatea majorității substanțelor solide crește la încălzire. Excepție face sarea de bucătărie, care se dizolvă la fel de bine în apa fierbinte și în cea rece.

Comparați soluțiile saturate cu cele nesaturate.

Comparați solubilitatea substanțelor solide, lichide și gazoase.

De regulă, *solubilitatea substanțelor lichide* crește la încălzire, iar *solubilitatea gazelor* se micșorează brusc.

Dacă vom lăsa un pahar cu apă rece într-o încăpere caldă, peste puțin timp pereții paharului se vor acoperi cu bule de aer. De ce ?

Solubilitatea gazelor crește brusc la mărirea presiunii. Această proprietate a gazelor este folosită la prepararea băuturilor gazoase.

**4.2.2. Coeficientul de solubilitate



Coeficientul de solubilitate arată ce masă de substanță poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată.

Solubilitatea substanțelor, exprimată cantitativ, reprezintă masa maximă de substanță ce poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată.

Această mărime se numește *coeficient de solubilitate* sau *solubilitate* și se notează cu S . Unitatea de măsură a solubilității este g/100 g H_2O .

De exemplu, în 100 g de apă, la temperatura de 20°C, se dizolvă 35,8 g de clorură de sodiu. Prin urmare, solubilitatea clorurii de sodiu la 20°C este egală cu 35,8.

Putem vorbi de solubilitate doar în cazul soluțiilor saturate.

În funcție de solubilitatea în apă la temperatura de 20°C, substanțele se clasifică, convențional, în :

1. **ușor solubile** (mai mult de 1 g de substanță în 100 g de apă). Din această categorie fac parte aproape toate sărurile metalelor alcaline și de amoniu, nitrații și acetatii tuturor metalelor etc. ;

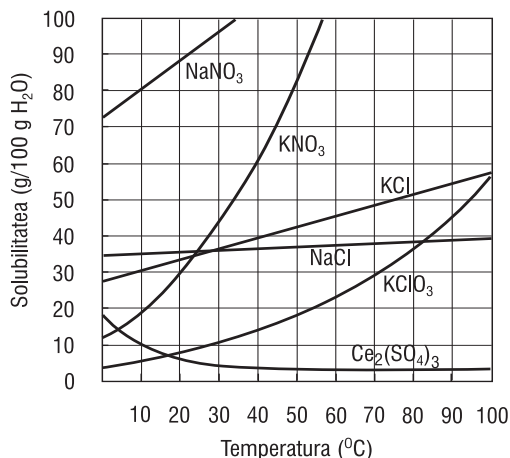
2. **greu solubile** (0,01-1 g de substanță în 100 g de apă), ca, de exemplu, $CaSO_4$, $Ca(OH)_2$, $PbCl_2$ ș.a.

3. **insolubile** (mai puțin de 0,01 g de substanță). Acestea se mai numesc *aproape insolubile*, deoarece substanțe absolut insolubile nu există.

De exemplu, argintul se dizolvă în cantități infime în apă, iar soluțiile de argint posedă proprietăți bactericide.

Solubilitatea diferitor substanțe se redă sub forma *curbelor de solubilitate* (fig. 4.2), care demonstrează dependența de temperatură a coeficientului de solu-

Fig. 4.2. Curbe de solubilitate



bilitate. În *fig. 4.2* se poate observa că la aceeași temperatură substanțele se dizolvă în apă în proporții diferite. Curbele de solubilitate se utilizează frecvent pentru efectuarea unor calcule utile în viața cotidiană, în domeniul industriei alimentare și al industriei ușoare, în construcții etc.

De ce soluția saturată de sare de bucătărie, preparată la rece și la încălzire, conține aproape aceeași cantitate de NaCl în 100 g de apă?



Maraton spre cunoștințe

Numeroase săruri formează cristalohidrați, cunoscuți din cele mai vechi timpuri. Cristalohidrații au denumirile lor proprii și o compoziție constantă: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (piatră-vinătă), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (calaican), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sare Glauber), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sodă cristalizată).

În unele cazuri, una și aceeași substanță formează mai mulți cristalohidrați. De exemplu, $\text{CoCl}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$, unde y poate avea valorile 6, 4, 2, 1.

Soluția CoCl_2 este de culoare roz. Iar cristalohidrații, în funcție de numărul moleculelor de apă, sînt de diferite culori:

$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ este roz-roșiatic;

$\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ este albastru;

$\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ este roșu;

CoCl_2 anhidru este albastru.

$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ este albastru-violet;

Dacă pe o hîrtie sau pe o țesătură vom desena sau vom scrie cu soluție diluată de CoCl_2 (cerneală simpatică), după uscarea soluției urmele acesteia vor fi abia perceptibile. Dacă se trece cu fierul de călcat fierbinte peste desen sau inscripție, acestea reapar și pot fi văzute sau citite. Cum se explică acest fenomen?

Alcătuți și rezolvați probleme folosind tabelul de mai jos.

Nr. problemei	Masa soluției (g)	Masa substanței dizolvate (g)	Masa apei în soluție (g) și volumul ei (ml)	Partea de masă a substanței dizolvate în soluție (%)
1.	100	20	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	ω
2.	400	10	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	ω
3.	50	5	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	ω
4.	m (sol.)	4	16	ω
5.	m (sol.)	20	180	ω
6.	m (sol.)	25	475	ω
7.	100	$m(\text{diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	10
8.	400	$m(\text{diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	20
9.	500	$m(\text{diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	5
10.	m (sol.)	200	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	20
11.	m (sol.)	100	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	25
12.	m (sol.)	400	$m(\text{H}_2\text{O})$, $V(\text{H}_2\text{O})$	10
13.	m (sol.)	$m(\text{diz.})$	100	20
14.	m (sol.)	$m(\text{diz.})$	170	15
15.	m (sol.)	$m(\text{diz.})$	2000	25



EVALUARE 2

1. Alege afirmațiile corecte.

Solubilitatea substanțelor solide într-un lichid:

- a) depinde de presiunea exterioară;
- b) se supune principiului „substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora”;
- c) este însoțită de efecte termice;
- d) depinde de natura substanței și a solventului.

2. De care factori depinde solubilitatea gazelor în apă:

- a) presiune;
- b) natura gazului;
- c) temperatură;
- d) viteza de barbotare a gazului prin apă?

Argumentează.

*3. Alege răspunsurile corecte:

Solubilitatea oxigenului în apă se mărește la:

- a) scăderea temperaturii;
- b) creșterea presiunii;
- c) creșterea temperaturii;
- d) scăderea presiunii.

**4. De regulă, se absoarbe întotdeauna energie la dizolvarea în apă a:

- a) substanțelor solide;
- b) substanțelor gazoase;
- c) cristalohidraților.

*5. Alege afirmațiile corecte și explică-le.

O soluție nesaturată de sare poate deveni saturată dacă:

- a) se adaugă apă în soluție;
- b) se dizolvă suplimentar sare;
- c) soluția se evaporă;
- d) soluția este răcită.

*6. O soluție saturată poate fi transformată în soluție nesaturată dacă:

- a) este diluată cu apă;
- b) este încălzită;
- c) se dizolvă sare;
- d) se agită.

*7. O soluție suprasaturată poate fi transformată în soluție saturată dacă:

- a) se agită puternic ;
- b) se adaugă apă;
- c) se formează un precipitat;
- d) este încălzită.

4.3. Metode cantitative de exprimare a compoziției soluțiilor

Există diverse modalități de exprimare a compoziției soluțiilor. Vom examina partea de masă a substanței dizolvate în soluție și *concentrația molară.

4.3.1. Partea de masă a substanței dizolvate în soluție

Cunoașteți noțiunea de *parte de masă* încă din clasa a 8-a.

Partea de masă a substanței dizolvate în soluție este egală cu raportul dintre masa substanței dizolvate și masa soluției.

soluția = substanța dizolvată + solventul (apa)
întreg parte parte

$$m(\text{sol.}) = m(\text{subst. diz.}) + m(\text{apei})$$

$$\omega(\text{substanței dizolvate}) = \frac{m(\text{subst. diz.})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

Este important să rețineți că masa și volumul soluției au legătură cu densitatea soluției :

$$\rho(\text{sol.}) = \frac{m(\text{sol.})}{V(\text{sol.})} \quad m(\text{sol.}) = \rho \cdot V(\text{sol.})$$

Unitatea de măsură a densității soluțiilor este kg/m^3 . În practică însă, se folosesc deseori unitățile derivate (în cazul în care volumul este exprimat în litri).

Să examinăm diferitele unități de măsură a densității pe baza exemplului apei :

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$\text{Dacă } 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ l}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ ml}, 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g, atunci obținem :}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ kg}}{1000 \text{ dm}^3(\text{l})} = 1 \text{ kg/dm}^3 \text{ sau } 1 \text{ kg/l};$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3(\text{ml})} = 1 \text{ g/cm}^3 \text{ sau } 1 \text{ g/ml}$$

Prin urmare, densitatea apei poate fi exprimată în :
 1 kg/dm^3 ; 1 kg/l ; 1 g/cm^3 ; 1 g/ml .

4.3.2. Calculul masei soluției și al masei substanței dizolvate în ea dacă se cunoaște volumul și densitatea soluției, precum și partea de masă a substanței dizolvate în ea

În viața cotidiană și în laboratoarele de chimie, soluțiile nu se cântăresc. De obicei, se măsoară volumul lor. În acest scop se folosesc cilindre gradate, pahare și alte vase de măsurat. La efectuarea calculelor cu utilizarea noțiunii de „parte de masă a substanței dizolvate”, este necesară trecerea de la volumul soluției la masa soluției.

De la fizică știți că masa și volumul substanței sînt legate prin densitate, care se calculează după formula :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Exemplul 1. Calculul masei soluției și al masei substanței dizolvate în ea

Problemele pot fi formulate diferit :

Varianta I. Calculați masa soluției de clorură de sodiu cu partea de masă de NaCl de 3%, dacă volumul soluției este egal cu 600 ml, iar densitatea ei este de 1,02 g/ml. Calculați masa clorurii de sodiu în soluție.

**Pentru conservarea
căror legume se
prepară marinadă
cu partea de masă
a sării de bucătărie
de 3%?**

Se dă :

$$V(\text{sol.}) = 600 \text{ ml}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 3\%$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,02 \text{ g/ml}$$

$$m(\text{sol.}) = ?$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Rezolvare :

$$1. \text{ Calculăm masa soluției : } \rho = \frac{m}{V},$$

$$\text{de unde : } m = \rho \cdot V$$

$$m(\text{sol.}) = 1,02 \text{ g/ml} \cdot 600 \text{ ml} = 612 \text{ g}$$

2. Calculăm masa de NaCl în soluție :

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%, \text{ de unde}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{sol.})}{100\%} = \frac{3\% \cdot 612 \text{ g}}{100\%} = 18,36 \text{ g}$$

Răspuns : Soluția conține 18,36 g de NaCl.

Varianta a II-a. Calculați masa clorurii de sodiu necesară pentru pregătirea a 600 ml de soluție cu partea de masă de NaCl de 3% și cu densitatea de 1,02 g/ml. Se efectuează aceleași calcule.

Varianta a III-a. Preparați 600 ml de soluție cu partea de masă a clorurii de sodiu de 3% și cu densitatea de 1,02 g/ml.

Pentru prepararea soluției, trebuie să știm de câtă apă și de câtă sare vom avea nevoie (fig. 4.3). Masa sării am calculat-o anterior și știm că este egală cu 18,36 g. Să calculăm masa și volumul apei:

$$m(\text{sol.}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

de unde aflăm masa apei:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 612 \text{ g} - 18,36 \text{ g} = 593,64 \text{ g}.$$

Întrucât apa nu se va cântări, vom calcula volumul ei:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{593,64 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 593,64 \text{ ml} \approx 594 \text{ ml}$$

Răspuns: Pentru prepararea a 600 ml de soluție cu partea de masă a clorurii de sodiu de 3%, trebuie să luăm 594 ml de apă și să dizolvăm în ea 18,36 g clorură de sodiu.

Exemplul 2. Calculul volumului unei soluții

Calculați ce volum de soluție de clorură de sodiu cu partea de masă de 7% și cu densitatea soluției de 1,04 g/ml se poate prepara dintr-un kilogram de sare de bucătărie.

Ce vom calcula în această problemă?

Vom determina masa soluției, așa cum am făcut anterior; apoi, cunoscând densitatea, vom afla volumul soluției după formula:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Se dă:

$$m(\text{NaCl}) = 1 \text{ kg}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 7\%$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,04 \text{ g/ml}$$

$$V(\text{sol.}) = ?$$

Rezolvare:

1. Calculăm masa soluției.

Partea de masă a clorurii de sodiu este egală cu:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%,$$

$$\text{de unde: } m(\text{sol.}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\omega(\text{NaCl})} \cdot 100\%$$

$$m(\text{sol.}) = \frac{1 \text{ kg}}{7\%} \cdot 100\% \approx 14,3 \text{ kg} = 14300 \text{ g}$$

2. Calculăm volumul soluției:

$$V(\text{sol.}) = \frac{m(\text{sol.})}{\rho} = \frac{14300 \text{ g}}{1,04 \text{ g/ml}} = 13750 \text{ ml} = 13,75 \text{ l}$$

Dacă luăm densitatea exprimată în alte unități (kg/l), 1,04 kg/l, atunci:

$$V(\text{sol.}) = \frac{14,3 \text{ kg}}{1,04 \text{ kg/l}} = 13,75 \text{ l}$$

Răspuns: Dintr-un kilogram de sare de bucătărie se pot prepara 13,75 l de soluție cu partea de masă a NaCl de 7%.

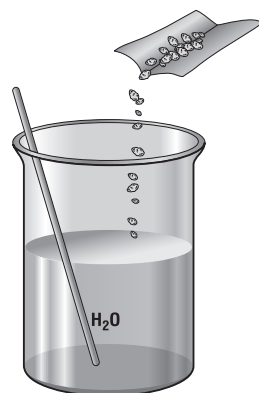


Fig. 4.3. Prepararea unei soluții cu partea de masă cunoscută

◀ Pentru muratul căror legume se folosește o astfel de soluție?

Întrebați-i pe părinții voștri câtă sare folosec la un litru sau la o căldare de apă pentru murarea castraveților. Calculați partea de masă a NaCl în aceste soluții.

Pentru prepararea soluției trebuie calculate masa și volumul apei :

$$m(\text{sol.}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

de unde : $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sol.}) - m(\text{NaCl}).$

Calculăm masa apei :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 14,3 \text{ kg} - 1 \text{ kg} = 13,3 \text{ kg}$$

$$\text{Volumul apei : } V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{13,3 \text{ kg}}{1 \text{ kg/l}} = 13,3 \text{ l}$$

Răspuns: Pentru prepararea soluției cu partea de masă a NaCl de 7%, se vor lua 1 kg de sare și 13,3 l de apă.

Exemplul 3. Partea de masă a clorurii de hidrogen în acidul clorhidric concentrat este egală cu 37% (densitatea soluției – 1,19 g/cm³). În medicină se aplică preparatul cu denumirea de „acid clorhidric diluat“, pregătit prin amestecarea unui volum de acid clorhidric concentrat cu două volume de apă. Calculați partea de masă a clorurii de hidrogen în acest preparat.

Se dă:

$$\omega_1(\text{HCl}) = 37\% = 0,37$$

$$\rho_1(\text{sol.}) = 1,19 \text{ g/cm}^3$$

$$V_1(\text{sol.}) = 1 \text{ vol. (1 l)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ vol. (2 l)}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ kg/l}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = ?$$

Rezolvare:

1. Se alege arbitrar mărimea volumului: fie 1 l, fie 1000 ml (cm³).

2. Calculăm m_1 a soluției concentrate: $m_1 = V_1 \cdot \rho_1$

$$m_1(\text{sol.}) = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 = 1190 \text{ g}$$

3. Calculăm masa clorurii de hidrogen $m_1(\text{HCl})$ în această soluție:

$$\omega_1(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_1(\text{sol.})}; m_1(\text{HCl}) = \omega_1 \cdot m_1(\text{sol.}),$$

$$m_1(\text{HCl}) = 0,37 \cdot 1190 \text{ g} = 440,3 \text{ g}.$$

4. Pentru a calcula partea de masă a HCl în soluția diluată, este important să reținem că masa substanței dizolvate este aceeași în volumul de acid concentrat (1 l) și în întreg volumul soluției diluate:

$$m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl})$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_2(\text{sol.})}; m_2(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) = 440,3 \text{ g},$$

$$m_2(\text{sol.}) = m_1(\text{sol.}) + m(\text{H}_2\text{O}); m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ l} \cdot 1 \text{ kg/l} = 2 \text{ kg}$$

$$m_2(\text{sol.}) = 1190 \text{ g} + 2000 \text{ g} = 3190 \text{ g}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{440,3 \text{ g}}{3190 \text{ g}} = 0,138 \text{ sau } 13,8\%$$

Răspuns: Partea de masă a HCl în acidul clorhidric diluat este de 13,8%.

****Exemplul 4.** Clorura de calciu sub formă de soluție cu partea de masă de 5-10% se utilizează în practica medicală, deoarece ionii de calciu sînt necesari pentru formarea țesuturilor osoase, transmiterea impulsurilor nervoase, contracția mușchilor, coagularea sîngelui, înlăturarea alergiei.

Calculați masa de cristalohidrat $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ necesară pentru prepararea a 5 l de soluție cu partea de masă a clorurii de calciu de 10% (densitatea soluției – $1,09 \text{ g/cm}^3$). Determinați volumul apei necesar pentru prepararea soluției.

Se dă:

$$V(\text{sol.}) = 5 \text{ l}$$

$$\omega(\text{CaCl}_2) = 10\% = 0,1$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,09 \text{ g/cm}^3$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Rezolvare:

1. Calculăm masa sării anhidre aflate în soluție:

a) masa soluției:

$$m(\text{sol.}) = 5000 \text{ cm}^3 \cdot 1,09 \text{ g/cm}^3 = 5450 \text{ g}$$

b) masa clorurii de calciu dizolvate:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega \cdot m(\text{sol.});$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 0,1 \cdot 5450 \text{ g} = 545 \text{ g}$$

2. Calculăm masa cristalohidratului, dacă $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$:

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ g/mol}$$

Pentru formarea a 1 mol de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ e necesar 1 mol de CaCl_2 , de aceea:

$$\text{CaCl}_2 \quad 111 \text{ g} \dots\dots\dots 219 \text{ g CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CaCl}_2 \quad 545 \text{ g} \dots\dots\dots m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{545 \text{ g} \cdot 219 \text{ g}}{111 \text{ g}} = 1075 \text{ g} = 1,075 \text{ kg}$$

3. Calculăm masa și volumul apei necesare pentru prepararea soluției.

$$m(\text{sol.}) = m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sol.}) - m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 5450 \text{ g} - 1075 \text{ g} = 4375 \text{ g};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4375 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 4375 \text{ ml} = 4,375 \text{ l}$$

Răspuns: Masa $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = 1,075 \text{ kg}$; volumul apei = $4,375 \text{ l}$

****Exemplul 5.** Solubilitatea clorurii de potasiu la temperatura de 0°C este de 27,6 g. Determinați partea de masă a sării în această soluție.

Se dă:

$$t^\circ = 0^\circ\text{C}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$$

$$S(\text{KCl}) = 27,6 \text{ g}$$

$$\omega(\text{KCl}) = ?$$

Rezolvare:

1. Să ne amintim că solubilitatea reprezintă masa maximă de substanță ce poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată. De aceea, se introduce $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$.

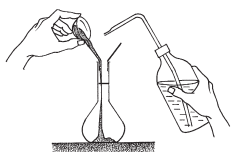
2. Masa soluției $m(\text{sol.}) = 27,6 \text{ g} + 100 \text{ g} = 127,6 \text{ g}$.



Pentru a prepara o soluție cu o anumită parte de masă a substanței dizolvate, se măsoară volumul necesar de apă, se adaugă substanța în apă și se amestecă pînă la dizolvarea completă. Se folosește orice fel de veselă chimică.



a)



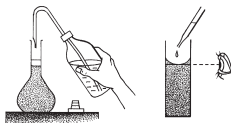
b)



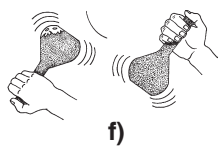
c)



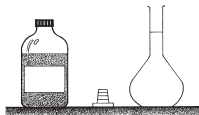
d)



e)



f)



g)

Fig. 4.4. Prepararea unei soluții cu o anumită concentrație molară:
a) cântărirea; b) adăugarea sării; c) adăugarea apei; d) dizolvarea sării; e) adăugarea apei pînă la semn; f) agitarea soluției; g) soluție pregătită

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{sol.})}$$

$$3. \omega(\text{KCl}) = \frac{27,6 \text{ g}}{127,6 \text{ g}} = 0,216 \text{ sau } 21,6 \%$$

Răspuns: Partea de masă a KCl în soluția saturată este de 21,6%.

*4.3.3. Concentrația molară a soluțiilor

Soluțiile se caracterizează și prin *concentrație*, exprimată prin raportul dintre masa sau cantitatea de substanță și volumul soluției.

Concentrația molară a substanței dizolvate într-o soluție este egală cu raportul dintre cantitatea de substanță dizolvată și volumul soluției.

Concentrația molară se notează prin $C(A)$ și se exprimă în mol/m^3 sau, mai frecvent, în mol/l sau mol/dm^3 .

A este o particulă (în cazul dat, o moleculă sau un ion).

$$C(A) = \frac{v(A)}{V(\text{sol.})}, \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Exemplul 1. Calculați concentrația molară a acidului sulfuric în soluția cu volumul de 200 ml ce conține 19,6 g H_2SO_4 .

Se dă:

$$V(\text{sol.}) = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ g}$$

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

Rezolvare:

Calculul se va referi la molecula H_2SO_4 .

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{sol.})}$$

$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

a) Calculăm cantitatea de substanță de H_2SO_4 :

$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

b) Calculăm concentrația molară a H_2SO_4 în soluție:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,2 \text{ l}} = 1 \text{ mol/l}$$

Răspuns: concentrația H_2SO_4 este de 1 mol/l

Exemplul 2. Calculați masa clorurii de sodiu necesară pentru prepararea unei soluții cu volumul de 2 l și concentrația molară de 0,1 mol/l.

Se dă :

$$C(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$$

$$V(\text{sol.}) = 2 \text{ l}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5$$

$$M = 58,5 \text{ g/mol}$$

Rezolvare :

1. Calculăm cantitatea de substanță a sării în soluție :

$$C(\text{NaCl}) = \frac{v(\text{NaCl})}{V(\text{sol.})}, \text{ de unde}$$

$$v(\text{NaCl}) = C(\text{NaCl}) \cdot V(\text{sol.})$$

$$v(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 2 \text{ l} = 0,2 \text{ mol}$$

2. Calculăm masa clorurii de sodiu.

$$m = M \cdot v$$

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol} \cdot 0,2 \text{ mol} = 11,7 \text{ g}$$

Răspuns : Masa NaCl este de 11,7 g

Soluțiile cu o anumită concentrație molară se prepară în baloane speciale de un anumit volum (baloane cotate). Sarea se cântărește (*fig. 4.4 a*) și se toarnă în balon (*fig. 4.4 b*). Se adaugă apa, aproximativ 1/2 din volumul balonului (*fig. 4.4 c*). Se dizolvă sarea, agitând permanent soluția (*fig. 4.4 d*). După dizolvarea sării, se adaugă apă până la semnul circular de pe gâtul balonului (*fig. 4.4 e*). Balonul se astupă cu un dop și se agită, răsturnându-l de câteva ori (*fig. 4.4 f*). Soluția se toarnă apoi într-un flacon, pentru a fi păstrată și, ulterior, utilizată (*fig. 4.4 g*). În felul acesta, masa și volumul apei necesare pentru prepararea soluției de o concentrație molară dată nu se calculează.

Alcătuiești și rezolvi probleme folosind datele din tabel.

Nr. problemei, substanța	Volumul soluției (ml), densitatea sol. (g/ml)	Masa substanței dizolvate (g)	Partea de masă a subst. diz. în soluție (%)	Masa (g) și volumul (ml) apei în soluție	Masa soluției (g)
1. HCl	200; 1,05	$m(\text{HCl})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
2. H_2SO_4	250; 1,84	$m(\text{H}_2\text{SO}_4)$	96	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
3. NaOH	500; 1,16	$m(\text{NaOH})$	15	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
4. NaOH	$V(\text{sol.}); 1,1$	$m(\text{NaOH})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	200
5. NaCl	$V(\text{sol.}); 1,2$	$m(\text{NaCl})$	26	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	500
6. HNO_3	$V(\text{sol.}); 1,4$	$m(\text{HNO}_3)$	65	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	100
7. HCl	100; 1,1	22	∞	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
8. KOH	200; 1,2	50	∞	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
9. CaCl_2	500; 1,4	280	∞	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
10. HCl	$V(\text{sol.}); 1,1$	44	20	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
11. KOH	$V(\text{sol.}); 1,2$	100	22	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
12. CaCl_2	$V(\text{sol.}); 1,4$	140	40	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
13. HCl	$V(\text{sol.}); 1,15$	66	∞	154	$m(\text{sol.})$
14. H_2SO_4	$V(\text{sol.}); 1,71$	684	∞	171	$m(\text{sol.})$
15. NaOH	$V(\text{sol.}); 1,43$	572	∞	858	$m(\text{sol.})$



Să lucrăm împreună

EVALUARE

1. Calculează masa soluției de acid sulfuric cu volumul de 200 ml și masa substanței dizolvate, dacă densitatea soluției și partea de masă a H_2SO_4 este egală cu: a) 1,84 g/cm³; 96%; b) 1,21 g/cm³; 30% c) 1,4 g/ml; 50%.
- **2. Calculează masa de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ care trebuie dizolvată în apă cu masa de 250 g pentru a obține o soluție cu partea de masă a sării anhidre de 6%.
3. Calculează partea de masă a acidului sulfuric în soluția obținută la amestecarea a 200 g de soluție cu partea de masă de 40% și a 600 g de soluție cu partea de masă de 10%.
4. Calculează volumul apei care trebuie evaporat din 200 kg de soluție cu partea de masă a acidului sulfuric de 60% pentru a obține o soluție cu partea de masă de 96%.
- *5. Pentru formarea unei sări neutre, a fost suficientă adăugarea a 43,2 ml de soluție de KOH cu partea de masă de 7,4% ($\rho = 1,06 \text{ g/cm}^3$) la soluția de acid sulfuric cu volumul de 40 ml ($\rho = 1,025 \text{ g/cm}^3$). Calculează partea de masă a acidului sulfuric în soluție.
- *6. Calculează partea de masă a substanței dizolvate în soluțiile cu volumul de 500 ml:
 - a) cu concentrația molară a H_2SO_4 egală cu 2 mol/l ($\rho \approx 1 \text{ g/cm}^3$);
 - b) cu concentrația molară a HCl egală cu 4 mol/l ($\rho \approx 1 \text{ g/cm}^3$).
- *7. Calculează concentrația molară a soluției de hidroxid de sodiu cu partea de masă a NaOH de 8% ($\rho = 1,1 \text{ g/cm}^3$).
- **8. La dizolvarea a 5,38 g de cristalohidrat al sulfatului de zinc $\text{ZnSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ în apă cu volumul de 92 ml, s-a obținut o soluție cu partea de masă a sării anhidre de 3,31%. Determină compoziția cristalohidratului.

* Lucrarea practică

nr. 1



Prepararea unei soluții cu o anumită parte de masă necesară pentru laboratorul de chimie

Utilaj și reactivi:

pîlnie, pisetă cu apă distilată, balanță cu greutăți, hîrtie, foarfecă, baghetă de sticlă, pipete, pahar de 150-200 ml, clorură de sodiu.

Sarcină de lucru: Preparați 100 ml soluție de clorură de sodiu cu densitatea de 1,02 g/ml și partea de masă a NaCl de 2%.

Modalitatea de lucru:

1. Calculați masa soluției, masa sării, masa și volumul apei.
2. Confecționați două „bărcuțe” de hîrtie pentru cîntărire.
3. Așezați „bărcuțele” pe talerele balanței. Echilibrați balanța cu bucatele de hîrtie.
4. Puneți greutățile (conform masei sării) pe talerul din dreapta al balanței.
5. Pe talerul din stînga, puneți sarea și cîntăriți-o.
6. Treceți sarea din „bărcuțele” de hîrtie în pahar.
7. Cu ajutorul cilindrului, măsurați volumul de apă necesar; turnați apa în pahar.
8. Amestecați soluția cu o baghetă de sticlă, pînă la dizolvarea completă a sării. Faceți eticheta. Soluția obținută se prezintă profesorului.
9. Descrieți mersul lucrării, notați observațiile, prezentați calculele.
10. Faceți ordine la locul de lucru.

4.4. Teoria disociației electrolitice

4.4.1. Mecanismul disociației electrolitice

Știți că soluțiile de acizi, alcalii și săruri conduc curentul electric. Aceste substanțe au fost numite *electroliti*.

Pentru a explica particularitățile soluțiilor de electroliti, savantul suedez Svante August Arrhenius (1859-1927) a formulat, în anul 1887, teoria disociației electrolitice. Din perspectiva teoriei moderne privind structura atomului și legătura chimică, **teoria disociației electrolitice** poate fi prezentată prin următoarele trei principii:

Principiul 1. *La dizolvare sau topire, electrolizii se descompun (disociază) în ioni pozitivi și negativi.*

Moleculele substanțelor cu legătură ionică dizolvate în apă, sub acțiunea moleculelor polare ale acesteia, se desprind din rețeaua cristalină ionică (fig. 4.5 a).

Moleculele substanțelor cu legătură covalentă polară interacționează cu moleculele polare de apă și se descompun în ioni (fig. 4.5 b).

În ambele situații, cauza desprinderii ionilor este hidratarea, adică interacțiunea cu apa. În soluția apoasă, fiecare ion este hidratat, adică este înconjurat de molecule de apă. Numărul de molecule de apă poate fi constant sau variabil.

*Multe săruri se hidratează cu un număr constant de molecule de apă. De exemplu, în piatra-vînată, 4 molecule de apă sînt legate cu ionul de cupru $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, iar o moleculă de apă se leagă cu ionul de sulfat $\text{SO}_4^{2-} \cdot \text{H}_2\text{O}$. După cum știți, la evaporarea soluției de piatră-vînată se formează *cristalohidratul* $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Știți că ionii, după proprietățile lor, se deosebesc de atomi. În soluțiile apoase, ionii se mișcă haotic în diferite direcții.

Comparați conductibilitatea electrică a apei, acizilor, alcaliilor, sărurilor și zahărului.

***Comparați hidrații și cristalohidrații.**



Termenul ion provine din greacă și înseamnă „călător”.

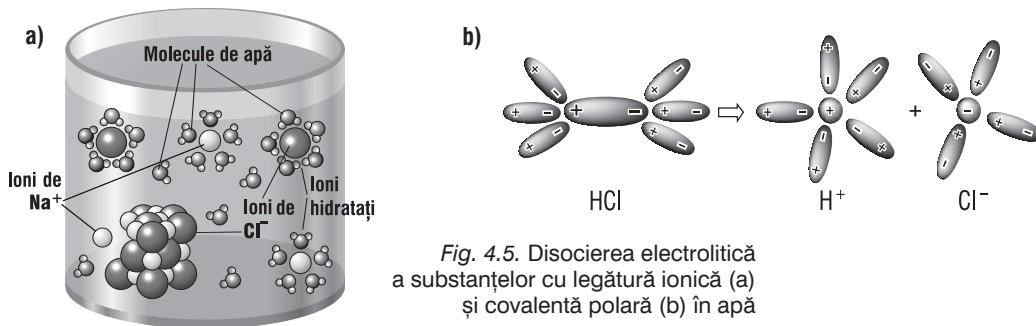
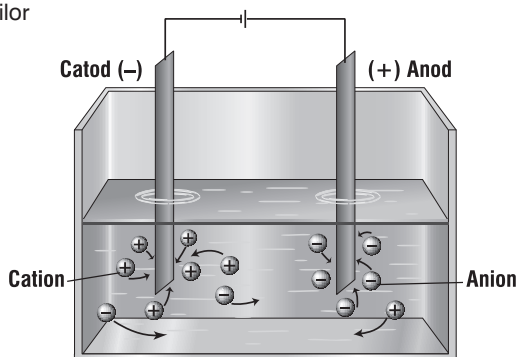


Fig. 4.5. Disocierea electrolitică a substanțelor cu legătură ionică (a) și covalentă polară (b) în apă

Fig. 4.6. Mișcarea ionilor



La topirea substanțelor cu rețea cristalină ionică, are loc, de asemenea, desprinderea ionilor.

Procesul de desprindere a ionilor substanței, la dizolvarea în apă sau la topire, se numește *disociație electrolitică*.

Dacă în soluția unui electrolit se introduc electrozi – un catod încărcat negativ și un anod încărcat pozitiv –, becul din rețea se aprinde, deoarece, datorită mișcării orientate a ionilor, soluția conduce curentul electric (fig. 4.6).

Principiul 2. *Sub acțiunea curentului electric, ionii capătă o mișcare orientată: ionii cu sarcină pozitivă se îndreaptă spre catod, iar ionii cu sarcină negativă – spre anod.*

Explicați de ce cationii și anionii se numesc astfel.

De aceea, ionii cu sarcină pozitivă se numesc *cationi* (K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), iar ionii cu sarcină negativă – *anioni* (Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-}).

4.4.2. *Gradul de disociere. Electroliti tari și slabi

Cel de-al treilea principiu al teoriei disociației electrolitice formulate de Arrhenius sună în felul următor:

Principiul 3. *Disociația este un proces reversibil: concomitent cu disocierea moleculelor în ioni, are loc și legarea ionilor în molecule.*

Cum se notează reversibilitatea disocierii?

Acest principiu nu se referă la substanțele cu rețea cristalină ionică. În stare solidă, substanța cu rețea cristalină ionică este compusă din ioni, iar la dizolvare ionii sînt puși în libertate și nu formează molecule în soluție. Din acest motiv ecuațiile disociației electrolitice pentru combinațiile ionice se scriu cu semnul egalității:



Substanțele cu legătură covalentă polară se supun acestui principiu al teoriei disociației electrolitice.

*Cantitativ, disociația reversibilă se caracterizează prin *gradul de disociere* (α – alfa).

Gradul de disociere reprezintă raportul dintre numărul de molecule disociate ($N_{\text{dis.}}$) și numărul total de molecule dizolvate (N):

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \text{ sau } \alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \cdot 100\%$$

Gradul de disociere se exprimă în părți dintr-un întreg sau în procente.

La diluarea soluțiilor, gradul de disociere crește. De ce ?

Dacă e să ne referim la soluțiile de electroliți cu aceeași concentrație a substanței dizolvate (0,1 mol/l), atunci putem împărți, convențional, electroliții în trei grupe, în funcție de gradul de disociere :

1. *Electroliți tari* – care disociază de la 30 până la 100%. De exemplu, HNO_3 și HCl disociază în proporție de 92%, ceea ce înseamnă că din 100 de molecule dizolvate disociază 92 de molecule.

2. *Electroliți de tărie medie* – care disociază în limitele a 3-30% (de exemplu, acidul fosforic H_3PO_4 – 26%).

3. *Electroliți slabi* – cu gradul de disociere mai mic de 3%. De exemplu, acidul acetic CH_3COOH – 1,3%, acidul carbonic – 0,17% ; NH_4OH – 1,3%.

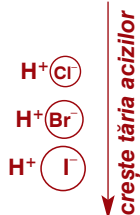
Ecuațiile disociației electrolitice pentru electroliții slabi și medii se scriu cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$) :



Astfel, toate combinațiile ionice intră în grupa electroliților tari, deși, realmente, în soluțiile lor ionii se atrag reciproc și formează „gheme” sau asociații de ioni (dar nu molecule!). De aceea, gradul lor de disociere, determinat experimental după conductibilitatea electrică a soluțiilor, nu este de 100%, ci puțin mai mic. De exemplu, în soluțiile cu concentrația substanței de 0,1 mol/l, gradul de disociere al sărurilor M^+X^- (NaCl) este egal cu 80-90%, al sărurilor $M^{2+}X_2^-$ sau $M_2^{+}X^{2-}$ (CaCl_2 , Na_2SO_4) – cu 70-80%, al alcaliilor NaOH , KOH – cu 80-90%.

Comparați noțiunile:
descompunerea moleculelor în ioni și desprinderea ionilor. Comparați electroliții tari și slabi.

Explicați legitatea



Electroliții tari disociază de la 30 până la 100%. Electroliții de tărie medie disociază în limitele a 3-30%. Electroliții slabi au gradul de disociere mai mic de 3%.

Clasificarea electrolitelor după gradul de disociere este prezentată în *tabelele 4.1 și 4.2.*

Tabelul 4.1. Electroliți tari și slabi

<i>Electroliți tari</i>	<i>Electroliți slabi</i>
Acizi	
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
<i>Acizi de tărie medie</i> H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	
Baze	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ra(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ și Ca(OH) ₂ în soluție	Toate bazele insolubile, NH ₄ OH
Săruri	
Toate sărurile solubile	H ₂ O

***Tabelul 4.2. Gradul de disociere a acizilor, bazelor și sărurilor (α)**

		<i>Nr.</i>	<i>Electroliți</i> <i>C = 0,1 mol/l, t° = 18°C</i>	<i>Formula chimică</i>	α (%)
Acizi					
HF	CREȘTE	1.	fluorhidric	HF	8
HCl	TĂRIE	2.	clorhidric	HCl	92
HBr	ĂRIE	3.	bromhidric	HBr	93
HI	ACIDULUI	4.	iodhidric	HI	95
		5.	azotic	HNO ₃	92
		6.	sulfuric	H ₂ SO ₄	58
		7.	fosforic	H ₃ PO ₄	26
		8.	sulfuros	H ₂ SO ₃	20
		9.	acetic	CH ₃ COOH	1,3
		10.	carbonic	H ₂ CO ₃	0,17
		11.	sulfhidric	H ₂ S	0,1
Baze					
		1.	hidroxid de potasiu	KOH	89
		2.	hidroxid de sodiu	NaOH	84
		3.	hidroxid de bariu	Ba(OH) ₂	77
		4.	hidroxid de aluminiu	Al(OH) ₃	1,3
		5.	hidroxid de amoniu	NH ₄ OH	1,3
Săruri					
		1.	clorură de potasiu	KCl	86
		2.	clorură de sodiu	NaCl	84
		3.	sulfat de magneziu	MgSO ₄	45

4.4.3. Disocierea acizilor

Acizii sînt electrolizii care disociază formînd cationi de hidrogen și anioni de radicali acizi.

***Bazicitatea unui acid reprezintă numărul ionilor H^+ formați la disocierea lui.**

Acizii tari

Acizi monobazici (cu un ion H^+ !)

Acid clorhidric	$HCl = H^+ + Cl^-$	– ion clorură
Acid bromhidric	$HBr = H^+ + Br^-$	– ion bromură
Acid iodhidric	$HI = H^+ + I^-$	– ion iodură
Acid azotic	$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$	– ion nitrat
Acid percloric	$HClO_4 = H^+ + ClO_4^-$	– ion perclorat

Acizi dibazici (cu doi ioni H^+ !)

Acești acizi disociază treptat :

Acidul sulfuric

*Treapta I $H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$ – ion hidrogenosulfat

*Treapta a II-a $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ – ion sulfat

ecuația
sumară

$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ – acid dibazic

În ecuațiile de disociere, suma sarcinilor ionilor din stînga trebuie să fie egală cu suma sarcinilor ionilor din dreapta.

Acidul sulfuric formează două tipuri de săruri : *neutre* – sulfati, ca, de exemplu, Na_2SO_4 , și *acide* – hidrogenosulfati ($NaHSO_4$).

Proprietățile comune ale acizilor : gust acru, colorarea indicatorilor (turnesolul – în roșu, metiloranjul – în roz) se explică prin formarea ionului de hidrogen la disociere.

Rețineți explicația proprietăților comune ale acizilor.

Acizii de tărie medie

În această grupă de acizi intră, de exemplu, acidul sulfuros H_2SO_3 și acidul fosforic H_3PO_4 . La prima etapă, acizii respectivi disociază ca și acizii tari, fapt care se notează cu semnul egalității (=). La celelalte etape însă, se comportă ca acizii slabi, fapt care se notează cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$).

Acidul sulfuros

*Treapta I $H_2SO_3 = H^+ + HSO_3^-$ – ion hidrogenosulfat

*Treapta a II-a $HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$ – ion sulfat

ecuația
sumară

$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{2-}$ – acid dibazic

Acidul sulfuros formează două tipuri de săruri.



În ecuațiile de disociere, suma sarcinilor ionilor din stînga trebuie să corespundă cu suma sarcinilor ionilor din dreapta.

Ionul sulfid S^{2-} formează Na_2S – sulfid de sodiu (o sare neutră).

Ionul hidrogenosulfid HS^- formează NaHS – hidrogenosulfid de sodiu (o sare acidă).

Acidul fosforic

*Treapta I $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ – ion dihidrogenofosfat

*Treapta a II-a $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ – ion hidrogenofosfat

*Treapta a III-a $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ – ion fosfat
ecuația $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ – acid tribazic
sumară

*Ce radicali acizi se formează la disocierea diferitor tipuri de săruri formate de acidul fosforic?

Acidul fosforic formează trei tipuri de săruri.

Ionul fosfat PO_4^{3-} formează Na_3PO_4 – fosfat de sodiu (o sare neutră).

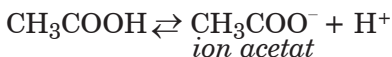
Ionul hidrogenofosfat HPO_4^{2-} formează Na_2HPO_4 – hidrogenofosfat de sodiu (o sare acidă).

Ionul dihidrogenofosfat H_2PO_4^- formează NaH_2PO_4 – dihidrogenofosfat de sodiu (o sare acidă).

Acizii slabi

La toate treptele de disociere a acizilor slabi se va scrie semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$):

Acidul acetic



*Acidul hipocloros



Acidul sulfhidric

*Treapta I $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ – ion hidrogenosulfură

*Treapta a II-a $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ – ion sulfură

ecuația sumară $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ – acid dibazic

Acidul sulfhidric formează două tipuri de săruri.

Ionul sulfură formează o sare neutră – sulfura de sodiu Na_2S .

Ionul hidrogenosulfură formează o sare acidă – hidrogenosulfura de sodiu NaHS .

Acidul carbonic

*Treapta I $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ – ion hidrogenocarbonat

*Treapta a II-a $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – ion carbonat

ecuația sumară $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – acid dibazic



*Bazicitatea unui acid este egală cu numărul ionilor H^+ formați la disocierea lui.

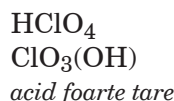
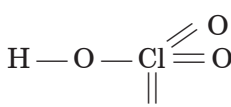
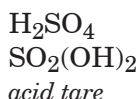
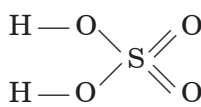
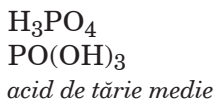
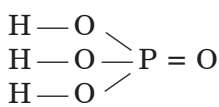
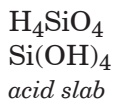
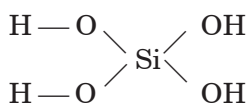
Formarea sărurilor :

Ionul carbonat CO_3^{2-} formează o sare neutră – carbonatul de sodiu Na_2CO_3 .

Ionul hidrogenocarbonat HCO_3^- formează o sare acidă – hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 .

*În perioadă, tăria acizilor oxigenați crește :

*Comparați acizii mono-, di- și tribazici după gradul de disociere și formarea sărurilor.



4.4.4. Disocierea bazelor

Bazele sînt electroliții care disociază formînd anioni OH^- și cationi de metale.

Bazele se clasifică în *solubile* (alcalii) și *insolubile*.

Disocierea alcaliilor

Toate alcaliile în stare solidă conțin ioni ai metalelor alcaline și alcalino-pămîntoase și ioni OH^- . Din acest motiv disocierea lor se reduce la desprinderea ionilor din rețeaua cristalină sub acțiunea moleculelor de apă. Alcaliile sînt electroliți tari (tabelul 4.1). Ele disociază complet și spontan.

Hidroxid de litiu



Hidroxid de sodiu



Hidroxid de potasiu



Hidroxid de rubidiu



Hidroxid de cesiu



Hidroxid de franciu



Hidroxid de bariu



Hidroxid de stronțiu



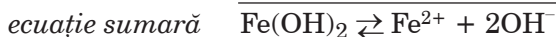
Hidroxid de calciu



De ce bazele tari disociază spontan și nu treptat?

**Disocierea bazelor insolubile

În bazele insolubile, legătura *metal-oxigen* (Me-OH) nu este pur ionică, ci, în mare parte, covalentă. De aceea, bazele insolubile sînt electroliți slabi și disociază treptat :



Cationul FeOH^+ se numește *cation de hidroxofier (II)* și poate forma săruri cu radicalii acizi. De exemplu :

Comparați disocieria alcaliilor și a bazelor insolubile.

FeOH^+Cl^- – clorură de hidroxofier (II) ;

$(\text{FeOH})_2^+\text{SO}_4^{2-}$ – sulfat de hidroxofier (II).

Aceste săruri se numesc **bazice**, deoarece în componența lor intră grupe OH^- rămase de la baze.

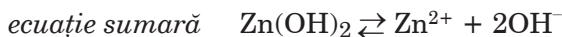
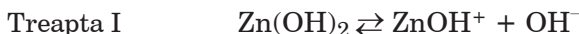
*Bazele amfotere

Toate bazele amfotere sînt insolubile în apă (de exemplu, hidroxidul de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$, hidroxidul de aluminiu $\text{Al}(\text{OH})_3$) (tabelul 3 din Anexă).

Amfoteritatea este capacitatea unei substanțe de a avea atît proprietăți acide, cît și bazice.

Bazele amfotere (hidroxizii) sînt electroliti care formează, simultan, la disocierea în soluție apoasă, cationi H^+ și anioni OH^- , adică disociază atît după modelul acizilor, cît și al bazelor.

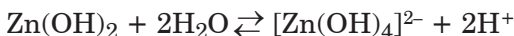
Bazele amfotere disociază treptat, ca și bazele slabe :



Pentru bazele amfotere, este posibilă și disocierea acidă :



**sau



La interacțiunea cu alcaliile, se manifestă proprietățile acide ale bazelor amfotere.



Alcătuți formulele și ecuațiile de disocierie a bazelor amfotere Cr (III), Al (III), Sn (II), Pb (II).

4.4.5. Disocierea sărurilor

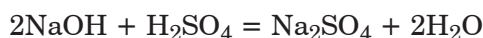
Să examinăm disocierea diverselor tipuri de săruri. Sărurile sînt neutre, acide și *bazice.

Sărurile neutre sînt electroliții care disociază în cationi de metal și anioni de radical acid.

Disocierea sărurilor solubile are loc complet și spontan. Toate sărurile solubile sînt electroliți tari :



Sărurile neutre pot fi obținute prin mai multe metode. Una dintre ele este neutralizarea totală a unui acid cu ajutorul unei baze :



***Sărurile acide sînt electroliții care disociază, ca și electroliții tari, în cationi de metal și anioni de radical acid, în componența căruia intră unul sau doi atomi de hidrogen rămași de la acidul corespunzător.**

Ce cationi se formează la disocierea sărurilor acide?

Sărurile acide disociază treptat :

Treapta I, ca o sare – electrolit tare :

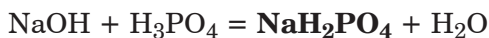


Treapta a II-a, ca un acid slab :

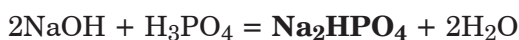


Astfel, în soluțiile de sare acidă este prezent și cationul de hidrogen H^+ .

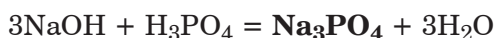
Sărurile acide pot fi obținute prin reacția dintre un acid luat în exces și o bază :



*dihidrogenofosfat de sodiu (sare acidă),
neutralizarea incompletă a acidului*



*hidrogenofosfat de sodiu (sare acidă),
doi atomi de hidrogen sînt substituiți de metal*



*fosfat de sodiu,
neutralizare totală – se obține o sare neutră*

Sărurile acide au o mare importanță. De exemplu, hidrogenocarbonatul de calciu $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ se găsește în apa naturală și îi conferă așa-numita „duritate temporară” sau „carbonică”. La încălzirea apei, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ se descompune într-o sare neutră:



Hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 (soda alimentară) se folosește la copturi, în calitate de soluție dezinfectantă, la spălarea veselei etc.

Dihidrogenofosfatul de calciu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ sau superfosfatul dublu, împreună cu hidrogenofosfatul de calciu $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (un precipitat), sînt întrebuințați ca îngrășăminte minerale fosforice.

****Sărurile bazice sînt electroliții care disociază în cationul hidroxometal, în componența căruia intră grupa OH^- rămasă de la bază, și anionul radicalului acid.**

Sărurile bazice disociază treptat.

Treapta I, ca o sare-electrolit tare:



clorură de hidroxofier (II)

Treapta a II-a, ca o bază slabă:



Prin urmare, în soluțiile sărurilor bazice este prezent ionul OH^- .

Majoritatea sărurilor bazice sînt insolubile în apă. Ele au o importanță mai mică decît sărurile neutre și acide. În natură se găsește malahitul – carbonatul bazic de cupru $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ sau carbonatul de hidroxocupru (II), din care se confecționează obiecte de artă; sarea bazică MgOHCl este utilizată pentru prepararea cimentului dentar.

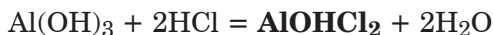
Sărurile bazice se obțin la neutralizarea incompletă cu acid a unei baze slabe, cu un cation cu mai multe sarcini:

a) în timpul reacției, o moleculă de acid substituie o grupă OH^- :



clorură dihidroxoaluminiiu (sare bazică)

b) două molecule de acid înlocuiesc două grupe OH^- :

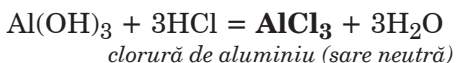


clorură de hidroxoaluminiiu (sare bazică)

c) trei molecule de acid substituie trei grupe OH^- și se formează o sare neutră:

***Comparați sărurile neutre, acide și bazice.**





4.5 Disocierea apei și mediul de reacție

Apa este un electrolit foarte slab. Doar două molecule de apă dintr-un miliard disociază.

Apa disociază formînd cationi de hidrogen (H^+) și anioni de hidroxil (OH^-):



Prin urmare, apa este în același timp un acid și o bază. Astfel de substanțe se numesc **amfotere**.

În apa pură și în unele soluții, numărul ionilor H^+ este egal cu numărul ionilor OH^- , concentrațiile lor sînt egale ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$) și ionii se neutralizează reciproc. În asemenea condiții, se spune că **mediul este neutru** sau **soluția este neutră**.

În soluțiile de acizi, numărul ionilor H^+ (din acid) este mult mai mare decît numărul ionilor OH^- (din apă) ($[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$). În acest caz se spune că **mediul este acid** sau **soluția este acidă**.

În soluțiile de baze alcaline, numărul ionilor H^+ din apă este mult mai mic decît numărul ionilor OH^- din alcalii ($[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$). În acest caz se spune că **mediul este bazic** sau **soluția este bazică**.

Mediile de reacție neutru, acid și bazic se măsoară în unități pH (se va citi „pe haș”). Indicele de hidrogen pH caracterizează aciditatea mediului. Pe o scală de la 0 la 14, s-a stabilit că un mediu neutru are pH-ul egal cu 7, un mediu acid are pH-ul mai mic decît 7, iar pentru un mediu bazic pH-ul este mai mare decît 7:

Mediul de reacție	pH
<i>neutru</i>	7
<i>acid</i>	< 7
<i>bazic</i>	> 7

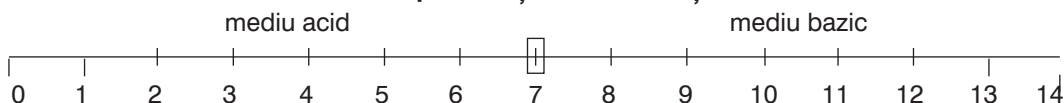
Cu cît este mai mică valoarea pH-ului, cu atît mai acidă este soluția și cu atît mai mulți ioni H^+ conține.

◀ **Alegeți din text expresia ce caracterizează mediul neutru.**



Indicele de hidrogen pH caracterizează aciditatea mediului.

Scala pH-ului și mediul soluției



Cu ajutorul indicatorului universal, poate fi determinat pH-ul soluțiilor de la 0 pînă la 12.

Putem determina valoarea pH-ului (mai mare sau mai mică de șapte) și cu ajutorul indicatorilor cunoscuți (*tabelul 4.3*).

Tabelul 4.3. Culoarea indicatorilor și pH-ul mediului de reacție

Indicatorul	pH de schimbare a culorii	Culoarea indicatorului în mediu		
		acid	neutru	bazic
Metiloranj	4	roșie pH<4	oranj pH=4-7	galbenă pH>7
Turnesol	7	roșie pH<7	violetă pH=7	albastră pH>7
Fenolftaleină	9	incolor	incolor	zmeurie pH>9

În *fig. 4.7* este prezentat pH-ul unor substanțe întâlnite frecvent.

Un om diagnosticat cu hiperaciditate gastrică are pH-ul din suc gastric mai mic decît norma (1,4). În cazul hipoacidității gastrice, pH-ul depășește acest nivel.

Cercetați ce mediu de reacție indică produsele cosmetice.

Valoarea pH-ului=5,5 caracterizează un mediu slab acid. Este mediul cel mai favorabil pentru pielea omului. Iată de ce pe ambalajul multor produse cosmetice este indicată valoarea pH-ului.

Un rol important are și pH-ul solului. De exemplu, pH-ul optimal pentru cultivarea cartofilor este 5. Limitele pH-ului la care poate crește cartoful sînt cuprinse între 4 și 8. Altfel spus, cartoful rodește doar pe solurile slab acide și slab bazice.

Cu ajutorul reacțiilor chimice, oamenii pot regla echilibrul acido-bazic în natură. Aceste procese, fenomene și reacții le vom studia mai tîrziu.

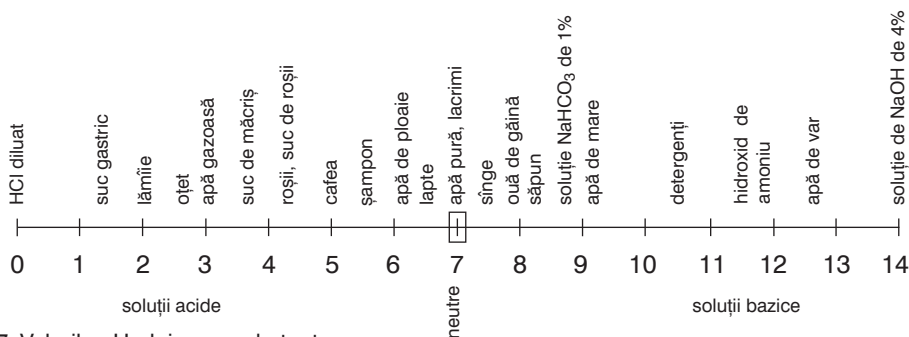


Fig. 4.7. Valorile pH-ului unor substanțe



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr.2

Determinarea pH-ului diferitor soluții apoase cu ajutorul indicatorului universal

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete; baghetă de sticlă; indicator universal; soluții de NaOH, HCl și zahăr; apă de robinet; apă de ploaie; apă distilată etc.

Luați de la profesor câteva fișii galbene de indicator universal și scala color cu valorile pH-ului (reacția mediului). Aranjați aceste fișii pe o foaie de hîrtie și prindeți-le la un capăt cu lipici. La celălalt capăt, picurați, cu bagheta de sticlă, câteva picături din soluțiile indicate de profesor.

Comparați culorile fișiiilor cu cele de pe scala pH-ului și notați valoarea pH-ului și mediul de reacție (acid, neutru sau bazic) în tabelul de mai jos.

Nu uitați să spălați bagheta de sticlă înainte de a o introduce în următoarea soluție!

Soluția	NaOH	HCl	zahăr	Apă de robinet	Apă de ploaie	Apă distilată
Indicatorul						
Valoarea pH						
Mediul de reacție						

Ce valoare a pH-ului este indicată pe sticla șampoanelor pe care le folosiți?



Maraton spre cunoștințe

Pielea sănătoasă are un pH slab acid, cu valoarea medie între 5 și 5,5. Valorile pH-ului cutanat prezintă unele abateri față de medie, în funcție de zona corporală. S-a constatat că părțile mai puțin expuse la aer (de exemplu, regiunile interdigitale ale picioarelor, sub-suorile) au un pH mai puțin acid în raport cu pielea feței. Porțiunile care au o tendință spre alcalinitate sînt mai expuse anumitor afecțiuni cutanate, deoarece sînt mai puțin protejate de microbi.

Spălarea cu săpun a pielii poate crește pH-ul de la 5,5 la 8. Acest efect este anulat de un efort considerabil al pielii, care prin secreții naturale și produse ale metabolismului contribuie la restabilirea pH-ului acid. Acest efort poate însă provoca oboseala și îmbătrînirea precoce a pielii.

Astfel, se poate afirma că pH-ul pielii are un rol estetic esențial, deoarece pielea cu o valoare a pH-ului peste limitele normale este lipsită de frumusețe și riscă să devină bolnavă.

Cu excepția cazurilor care necesită o îngrijire medicală specială, pentru refacerea pH-ului acid normal al pielii se poate recurge la utilizarea unor produse cosmetice, loțiuni, emulsii sau creme.



Alegeți, pe orizontală, verticală sau diagonală, șirul de:

*a) acizi de la care se pot forma săruri acide

**b) săruri bazice

HNO ₃	HBr	HClO ₄	Fe(OH) ₂	Na ₂ HPO ₄	MgOHCl
H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂	CuSO ₄	(CuOH) ₂ CO ₃
HCl	H ₂ S	H ₂ SO ₃	BaCl ₂	Ca(HCO ₃) ₂	Al(OH) ₂ Cl

Scrieți ecuațiile de disociere pentru compuşii din șirul ales.

Alcătuieți formulele și ecuațiile de disociere a sărurilor acide formate de acizii din șirul ales.

Alcătuieți însărcinări similare după materia învățată și propuneți-le spre rezolvare colegilor voștri.

*1. Alege șirul în care tăria acizilor crește:

a) H₂Te, H₂Se, H₂S; b) HCl, HBr, HI.

Argumentează-ți opțiunea.

2. La disocierea cărui electrolit în apă se formează doar un anumit tip de cationi H⁺:

*a) hidrogenofosfatul de sodiu; **c) clorura de hidroxofier (III);

b) acidul sulfuric; d) hidroxidul de sodiu.

Argumentează-ți răspunsul.

3. Descoperă ecuațiile de disociere alcătuite incorect:

*a) H₃PO₄ ⇌ H⁺ + H₂PO₄⁻ e) H₂SO₄ ⇌ 2H⁺ + SO₄²⁻

b) Ca(OH)₂ ⇌ CaOH⁺ + OH⁻ f) Fe₂(SO₄)₃ ⇌ Fe³⁺ + SO₄²⁻

c) BaCl₂ ⇌ BaCl⁺ + Cl⁻ g) KOH = K⁺ + OH⁻

*d) Al(OH)₃ ⇌ Al(OH)₂⁺ + OH⁻ h) CH₃COOH ⇌ CH₃COO⁻ + H⁺

Explică alegerea făcută.

*4. În soluțiile apoase ale căror săruri mediul de reacție este acid:

a) dihidrogenofosfatul de sodiu; c) clorura de calciu;

b) hidroxosulfatul de aluminiu; d) hidrogenosulfatul de sodiu?

Explică alegerea făcută.

5. În baza tabelului solubilității (tabelul 5 din Anexă), alcătuiește formulele sărurilor neutre solubile. Scrie ecuațiile disocierii lor (alcătuiește formulele după anioni: cloruri, sulfati etc.).

*6. În soluția de sulfat de fier (II) cu masa de 500 g și cu partea de masă a sării de 40% s-au depus 100 g de cristalohidrat FeSO₄ · 7H₂O. Calculează partea de masă a sării în soluția rămasă.

*7. Ce sare se va forma la trecerea a 2,24 l (c.n.) de oxid de carbon (IV) prin 100 ml soluție de:

a) NaOH cu concentrația de 0,2 mol/l;

b) NaOH cu partea de masă de 5% (ρ = 1,05 g/cm³);

c) KOH cu concentrația de 2 mol/l;

d) KOH cu partea de masă de 15% (ρ = 1,25 g/cm³);

e) Ca(OH)₂ cu partea de masă de 2% (ρ = 1 g/cm³).

EVALUARE

4.6. Interacțiuni în soluțiile de electroliți

Orice interacțiune în soluțiile de electroliți decurge în sensul legării ionilor în precipitat, gaz sau electrolit slab.

Să ne amintim de aceste interacțiuni plecând de la proprietățile chimice ale electroliților: acizi, baze și săruri.

Pentru fiecare substanță din ecuația reacției moleculare se vor clarifica două aspecte:

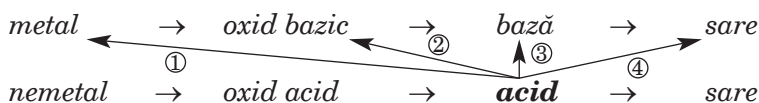
- este sau nu solubilă (vezi tabelul solubilității în Anexă);
- este un electrolit tare sau slab (tabelul 4.1).

La alcătuirea ecuațiilor ionice, vom respecta regula:

Doar electroliții tari se scriu sub formă ionică!

4.6.1. Proprietățile chimice ale acizilor

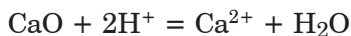
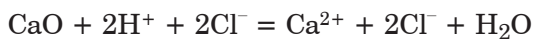
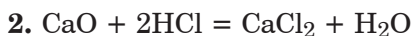
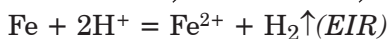
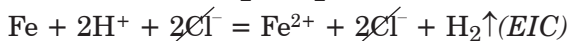
Proprietățile chimice ale acizilor pot fi stabilite în baza schemei legăturii genetice a claselor de compuși anorganici:



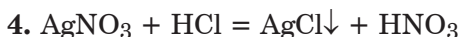
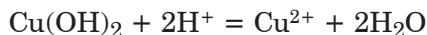
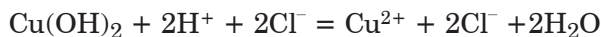
Schema are o cheie de interpretare: substanțele „înru-dite“ (din același rând) nu interacționează între ele; reacționează doar substanțele aflate în rânduri oprite.

Alcătuți ecuațiile moleculare (EM), ecuațiile ionice complete (EIC) și ecuațiile ionice reduse (EIR) ale reacțiilor 1, 2, 3 și 4 din schemă.

De exemplu:



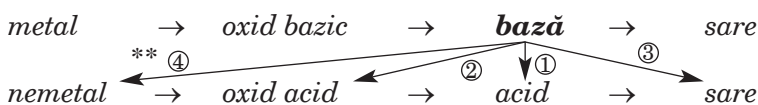
Pentru a trece de la ecuația moleculară la cea ionică, vom clarifica, pentru fiecare substanță, două aspecte: **substanța este sau nu solubilă, este un electrolit tare sau slab.** Numai electroliții tari se scriu sub formă ionică. Substanțele insolubile, gazele și electroliții slabi se scriu sub formă moleculară.



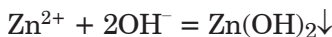
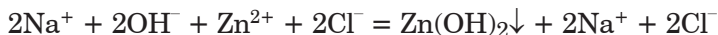
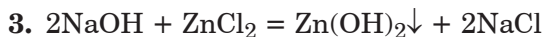
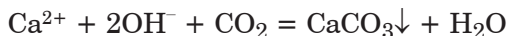
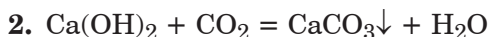
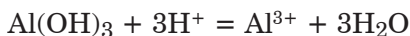
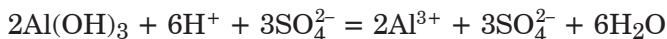
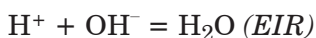
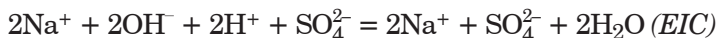
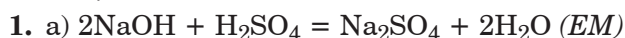
4.6.2. Proprietățile chimice ale bazelor

Proprietățile chimice ale bazelor pot fi stabilite în baza schemei :

Comparați proprietățile chimice ale acizilor și bazelor.



Alcătuiești ecuațiile moleculare și ionice pentru reacțiile 1, 2, 3 și **4 din schemă. De exemplu :

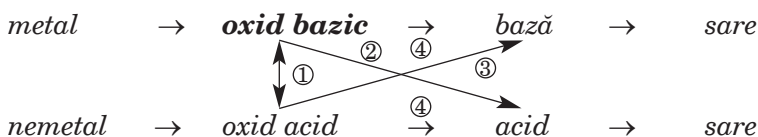


clorură de var

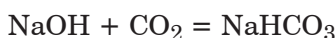
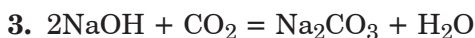
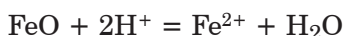
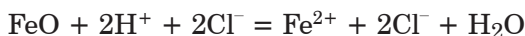
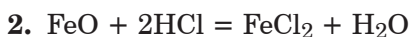
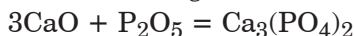
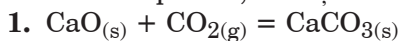
4.6.3. Proprietățile chimice ale oxizilor

Să examinăm proprietățile chimice ale oxizilor ținând cont de faptul că oxizii nu reacționează, de regulă, cu substanțele de la capetele schemei, cu anumite excepții.

Oxizii nu sînt electroliti, dar interacționează cu aceștia.

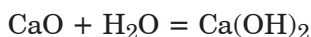


Alcătuiești ecuațiile moleculare ale reacțiilor 1, 2 și 3.
Acolo unde este posibil, treci la ecuații ionice.



în exces

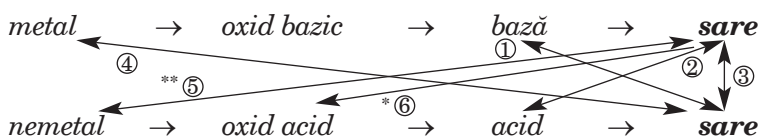
4. În urma reacției cu apa, oxizii metalelor alcaline și alcalino-pământoase formează baze, iar oxizii acizi (cu excepția SiO_2) formează acizi.



*Reacția dintre un oxid acid și o sare poate avea loc doar la topire. Pentru producerea sticlei, soda Na_2CO_3 este topită cu nisip (SiO_2): $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.

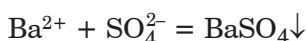
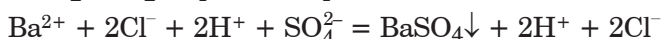
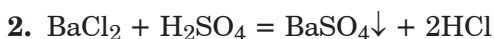
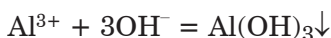
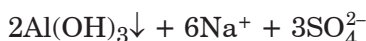
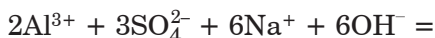
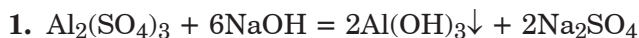
4.6.4. Proprietățile chimice ale sărurilor

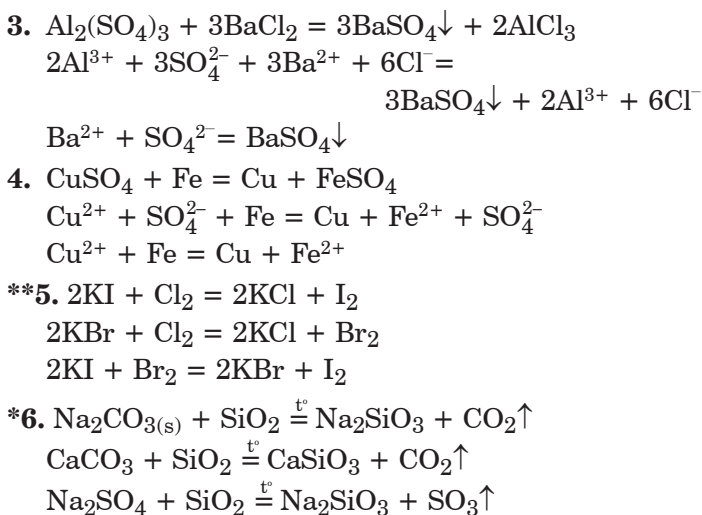
Alcătuiești, conform schemei, ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor ce caracterizează proprietățile chimice ale sărurilor:



Plecînd de la ideea că în urma interacțiunii dintre cele două rînduri rezultă o sare, deduceți metodele (13 la număr) de obținere a sărurilor.

De exemplu :





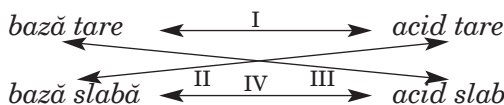
4.6.5. Reacția de neutralizare

Să examinăm reacția dintre un acid și o bază, numită **reacție de neutralizare**.

Sînt posibile patru variante de interacțiune între un acid și o bază :

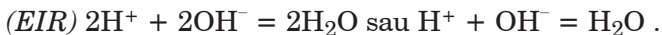
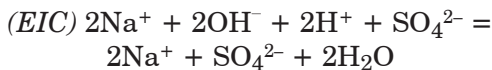


Reacția de neutralizare este reacția de schimb dintre un acid și o bază, în urma căreia rezultă o sare și apă.



Să examinăm fiecare caz în parte :

I. Un acid tare + o bază tare



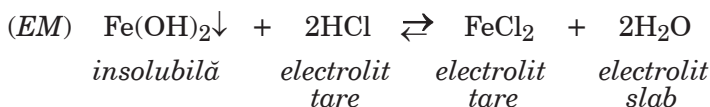
Prin urmare, în cazul tuturor reacțiilor dintre un acid tare (HCl, HNO₃ etc.) și alcalii (NaOH, KOH) se formează nu numai sare, dar și apă, ceea ce se exprimă constant printr-o ecuație ionică redusă. De unde deducem că reacțiile de neutralizare sînt însoțite întotdeauna de un efect termic similar.

Demonstrați că și alte combinații dintre un acid și un alcali (NaOH + HCl, NaOH + HNO₃, KOH + H₂SO₄, KOH + HCl, KOH + HNO₃) vor conduce la o ecuație ionică redusă $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$.

Anume astfel a explicat Arrhenius efectul termic identic (57 kJ/mol) al reacțiilor de neutralizare între un acid tare și un alcaliu.

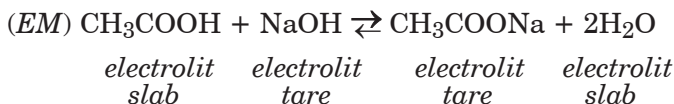
Prin urmare, reacția de neutralizare dintre un acid tare și un alcaliu decurge pînă la capăt, ireversibil, deoarece se formează un electrolit slab – apa. Reacția inversă nu are loc. Sarea formată de acidul tare și baza tare nu interacționează cu apa.

***II. O bază slabă** + **un acid tare**
 $\text{Al(OH)}_3, \text{Fe(OH)}_2$ HCl, HNO_3



Reacția este reversibilă, deoarece la ea participă doi electroliti slabi: apa și baza slabă, insolubilă Fe(OH)_2 . Prin urmare, FeCl_2 , sarea formată de baza insolubilă Fe(OH)_2 și acidul tare HCl , poate reacționa cu apa, făcînd reversibilă reacția de neutralizare. Reacția poate decurge aproape pînă la capăt, dacă se ia un exces de acid.

***III. O bază tare** + **un acid slab**
 NaOH, KOH $\text{H}_2\text{S, CH}_3\text{COOH}$



Și reacția dată este reversibilă, deoarece în cadrul ei concurează doi electroliti slabi: apa și acidul slab CH_3COOH .

Astfel, sarea formată de un acid slab și o bază tare poate reacționa reversibil cu apa. Reacția va decurge pînă la capăt dacă se va adăuga un exces de bază tare.



Reacția de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare (alcaliu) decurge pînă la capăt.

*Alcătuiești și analizezi ecuațiile celorlalte reacții:
 $\text{HCl} + \text{Al(OH)}_3$;
 $\text{HNO}_3 + \text{Al(OH)}_3$;
 $\text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_2$.

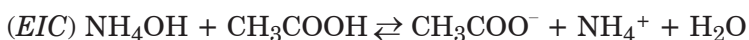
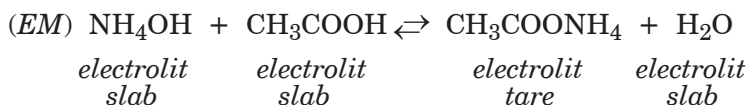


Reacția de neutralizare cu participarea electrolitelor slabi este reversibilă.

*Alcătuiești și analizezi ecuațiile celorlalte reacții ($\text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$; $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH}$; $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH}$).
 Ce produși de reacție se obțin și ce se întâmplă cu ei?

*Poate fi oare
neutralizată com-
plet o bază slabă?
Dar un acid slab?

*IV. O bază slabă + un acid slab
 NH_4OH CH_3COOH



Reacția este reversibilă, deoarece în cadrul ei concurează doi electroliti slabi în stînga și unul în dreapta.

Sarea formată de un acid slab și o bază slabă interacționează reversibil cu apa, formînd un acid slab și o bază slabă.

Pentru acizii slabi și bazele slabe nu este specifică reacția directă – de neutralizare –, dar are loc reacția reversibilă – interacțiunea sării cu apa (hidroliza sării).

De exemplu, dacă pe cale uscată se obține sarea Al_2S_3 , după reacția $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{\circ} \text{Al}_2\text{S}_3$, apoi sarea se dizolvă în apă, se formează baza $\text{Al}(\text{OH})_3$ și acidul H_2S :



Alegeți din tabelul
solubilității sărurile
formate cu acizi
slabi și bazele slabe.
Atrageți atenția că
majoritatea acestor
săruri se descom-
pun în apă sau nu
există.



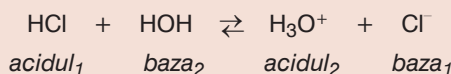
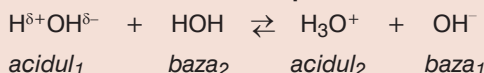
Maraton spre cunoștințe

În anul 1923, savantul danez Brönsted și savantul englez Lowry au formulat *teoria protolitică a acizilor și bazelor*.

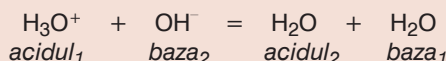
Acidul este particula care pune în libertate un proton (ionul de hidrogen).

Baza este particula care adăunează un proton.

Disocierea apei:

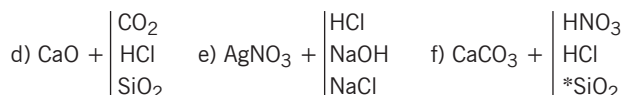
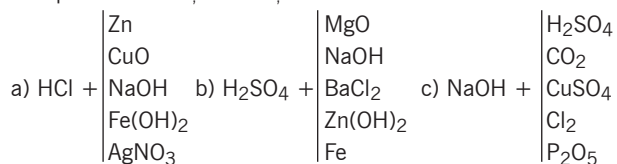


Neutralizarea:



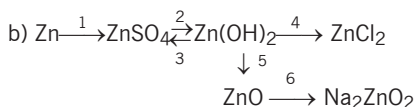
Această teorie a explicat pe larg fenomenele ce decurg în soluțiile neapoase.

1. Completează ecuațiile reacțiilor:



Alcătuiește ecuațiile moleculare și ionice.

*2. Alcătuiește ecuațiile moleculare și ionice pentru următoarele transformări:



*3. Alcătuiește formulele sărurilor formate de:

- a) o bază tare și un acid tare;
- b) o bază slabă și un acid tare;
- c) o bază tare și un acid slab.

Scrie ecuațiile moleculare și ionice pentru reacțiile de neutralizare de mai sus.

4. Selectează, din tabelul solubilității, sărurile acizilor slabi și ale bazelor slabe care:

- a) se descompun în apă;
- b) nu există;
- c) sînt insolubile în apă.

5. În trei eprubete se găsesc:

- a) acizi: 1) HCl 2) HNO₃ 3) H₂SO₄
- b) baze: 1) NaOH 2) Ca(OH)₂ 3) Ba(OH)₂
- c) săruri: 1) KCl 2) K₂SO₄ 3) K₃PO₄

Cum pot fi identificate aceste substanțe? Argumentează-ți răspunsul.

EVALUARE

*4.7. Hidroliza sărurilor

Reacția dintre o sare și apă se numește hidroliză a sărurilor.

Am cunoscut acest fenomen la studierea reacției de neutralizare. Să efectuăm un experiment. La soluțiile sărurilor indicate în *tabelul 4.4* se adaugă soluții de indica-



Hidroliză (din gr. hydro „apă” și lysis „descompunere”) înseamnă „descompunerea unei substanțe cu ajutorul apei”.

tori. Pentru comparație, se cercetează – cu aceiași indicatori – și câteva soluții de acizi și alcalii, precum și apa distilată (fig. 4.8).

Tabelul 4.4. Culoarea indicatorului (turnesolul) și mediul de reacție în soluții de acizi, alcalii și săruri

Nr.	Soluții	Culoarea turnesolului	Mediul de reacție	pH	Sare formată de
1.	H ₂ O (dist.)	violetă	neutru	7	–
2.	HCl	roșie	acid	<7	–
3.	NaOH	albastră	bazic	>7	–
4.	NaCl	violetă	neutru	7	o bază tare și un acid tare
5.	NH ₄ Cl	roșie	acid	<7	o bază slabă și un acid tare
6.	CH ₃ COONa	albastră	bazic	>7	o bază tare și un acid slab
7.	CH ₃ COONH ₄	violetă	neutru	7	o bază slabă și un acid slab
8.	AlCl ₃	roșie	acid	<7	o bază slabă și un acid tare
9.	Na ₂ CO ₃	albastră	bazic	>7	o bază tare și un acid slab

Poate fi oare deosebit acidul clorhidric de soluția de clorură de aluminiu cu ajutorul indicatorilor?

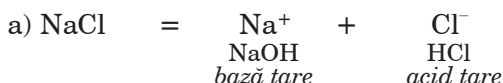
Observăm că în soluțiile de săruri mediul de reacție poate fi diferit: neutru, acid sau bazic. Să explicăm acest fenomen plecând de la hidroliza diferitor tipuri de săruri.

Indiferent de tipul sării, în procesul hidrolizei se va ține cont de următoarele două principii:

- I. Cu ionii apei se leagă ionul electrolitului slab din sare.
- II. În ecuațiile reacțiilor de hidroliză, fiecărui ion de electrolit slab trebuie să-i revină o moleculă de apă.

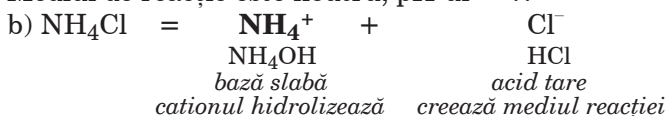
Algoritmul de alcătuire a ecuațiilor reacțiilor de hidroliză este următorul:

1. Scriem ecuația de disociere a sării, stabilim proveniența cationului și anionului sării, evidențiem ionul electrolitului slab:

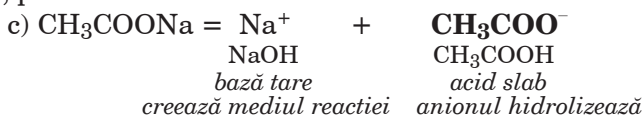


Nici unul dintre ioni nu aparține unui electrolit slab, deci nu se va produce nici hidroliza!

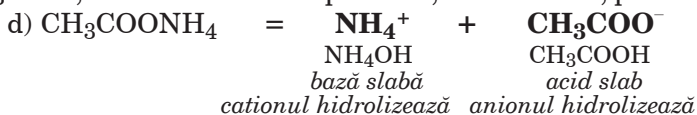
Mediul de reacție este neutru, pH-ul = 7.



Unul dintre ioni, și anume cationul NH_4^+ , aparține unui electrolit slab, hidroliza are loc după cation, mediul acid, pH < 7.



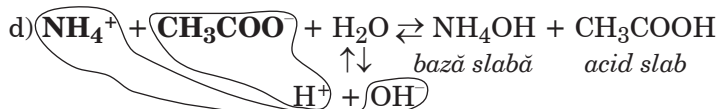
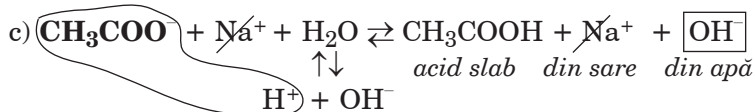
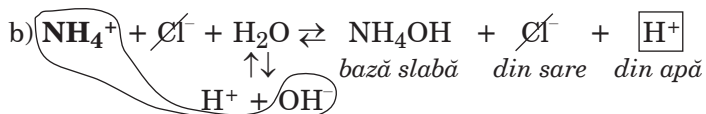
În acest caz avem un ion de electrolit slab – anionul CH_3COO^- , hidroliza are loc după anion, mediul bazic, pH > 7.



În această ecuație avem doi ioni de electroliti slabi – cationul NH_4^+ și anionul CH_3COO^- , hidroliza are loc după cation și după anion, mediul aproape neutru, pH ≈ 7.

****2.** Alcătuim ecuația ionică completă a hidrolizei, urmînd regula:

Un cation de electrolit slab se leagă de anionul OH^- al apei, iar un anion de electrolit slab se leagă de cationul H^+ din apă.



Ecuațiile acestor reacții se vor scrie cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$), deoarece **hidroliza este un proces reversibil**.

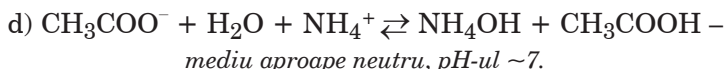
3. Alcătuim ecuațiile ionice reduse ale hidrolizei, reducînd ionii de același fel din stînga și din dreapta ecuațiilor ionice complete; stabilim mediul de reacție:

I	F^-
N	
T	
E	CH_3COO^-
N	
S	HCO_3^-
I	
F	HS^-
I	
C	SO_3^{2-}
A	
R	HPO_4^{2-}
E	
A	
H	CO_3^{2-}
I	
D	PO_4^{3-}
R	
O	S^{2-}
L	
I	SiO_3^{2-}
Z	
E	
I	

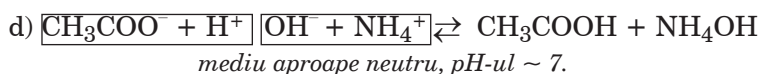
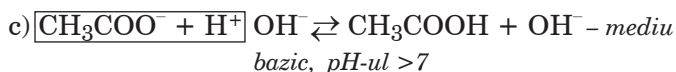
Pot fi oare deosebite, cu ajutorul fenolfaleinei, soluțiile de NaOH și CH_3COONa ?

I	Mg^{2+}
N	
T	Mn^{2+}
E	
N	Fe^{2+}
S	
I	Co^{2+}
F	
I	Ni^{2+}
C	
A	NH_4^+
R	
E	Cu^{2+}
A	
H	Pb^{2+}
I	
D	Zn^{2+}
R	
O	Al^{3+}
L	
I	Cr^{3+}
Z	
E	Fe^{3+}
I	

Ce principiu trebuie respectat la alcătuirea ecuațiilor reacțiilor de hidroliză?

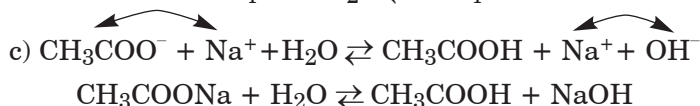
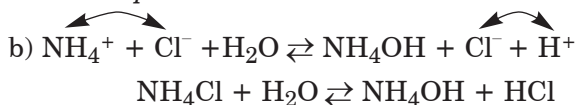


Ecuațiile ionice reduse pot fi scrise și altfel:



Orice ecuație ionică se poate verifica însumând sarcinile ionilor din dreapta și din stânga ecuației.

4. Alcătuim ecuațiile moleculare ale hidrolizei, folosind ecuațiile ionice complete: legăm ionii cu sarcini opuse în molecule. De exemplu:



Din ecuațiile moleculare, se poate observa că substanțele obținute în urma hidrolizei sînt un acid și o bază.

Hidroliza sărurilor este o reacție inversă reacției de neutralizare.

Hidroliza este un proces reversibil: asupra hidrolizei influențează puternic temperatura și diluarea.

La încălzirea soluției, gradul de hidroliză crește, deoarece se intensifică disocierea apei și numărul ionilor apei crește.

La diluarea soluției, hidroliza se intensifică datorită creșterii numărului de molecule de apă și, respectiv, al ionilor apei ce revin fiecărui ion de sare.

Pentru a inhiba hidroliza, soluția va fi răcită ori se va adăuga acid, în cazul unui mediu acid (ecuațiile de la punctele 3b și 4b), sau bază, în cazul unui mediu bazic (ecuațiile de la punctele 3c și 4c ale paragrafului). Cantitatea de molecule hidrolizate în cazurile hidrolizei NH_4Cl și CH_3COONa nu este

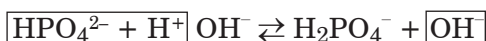


Orice ecuație ionică se poate verifica astfel: suma sarcinilor ionilor din stînga ecuației trebuie să fie egală cu suma sarcinilor ionilor din dreapta ecuației.

mare. De aceea, la prepararea soluțiilor de săruri nu se ia în considerare fenomenul hidrolizei.

Prin exemplele de mai sus am examinat hidroliza sărurilor cu anioni și cationi cu sarcinile -1 și $+1$, aparținând electrolitelor slabi.

Hidroliza joacă un rol important în viața omului, animalelor și plantelor. Sărurile NaHCO_3 și Na_2HPO_4 intră în compoziția sîngelui, în care hidrolizează:



Datorită acestor săruri, în sînge se menține un mediu bazic slab, cu pH-ul de $\approx 7,4$. Dacă în sînge pătrund ioni de acid H^+ , ei sînt neutralizați: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, iar în locul ionilor OH^- utilizați apar alții.

Terenurile agricole sînt și ele bogate în săruri, dintre care majoritatea hidrolizează. De aceea, solurile sînt acide sau bazice. Acest lucru este foarte important pentru plante. Astfel, grîul crește mai bine pe solurile neutre ($\text{pH} = 7$), cartoful — pe terenurile acide ($\text{pH} = 5$), iar lucerna — pe terenurile slab bazice ($\text{pH} = 8$).

Apele oceanice au pH-ul cuprins între 7,9 și 8,4 datorită hidrolizei carbonaților.

Dați exemple de hidroliză a sărurilor în viața cotidiană.

De ce solurile sînt acide sau bazice?



Hidroliza sărurilor

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete, baghetă de sticlă, turnesol, soluții de AlCl_3 , Na_2CO_3 , NaCl , HCl și NaOH , apă.

Sarcină: În soluțiile sărurilor indicate se picură soluție de turnesol. Pentru comparație, se cercetează cu același indicator soluțiile de acid și bază alcalină, precum și apa distilată. Observațiile asupra schimbării culorii sub acțiunea indicatorului și concluziile vor fi trecute în tabelul de mai jos:

Nr.	Soluții	Schimbarea culorii turnesolului	Mediul de reacție	pH-ul	Sarea formată de
1.					

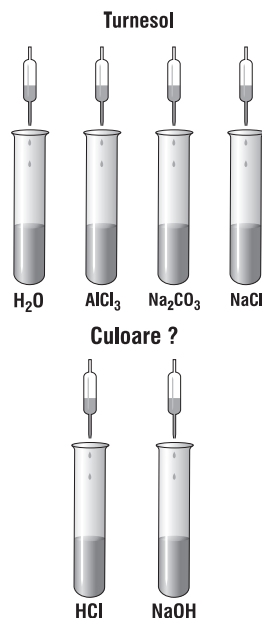


Fig. 4.8. Acțiunea turnesolului asupra soluțiilor de acizi, baze și săruri



Maraton spre cunoștințe

Bunicuța Nina s-a trezit în zori și s-a apucat de lucru. A aprins focul în sobă, a muiat rufele în sodă calcinată, a frământat un aluat fără drojdii, cu sodă alimentară, și a dat plăcintele în cuptor. Când a scos plăcintele din cuptor, erau rumene și bine crescute.

„Lumea zice despre carbonatul de amoniu că face copturile mai puhave decât soda alimentară. Ar fi bine să-mi cumpăr un pachetel să-l încerc.”

A pus plăcintele pe masă, și-a chemat nepoțica și au mâncat din ele, bînd apă minerală. În pahar erau bule de gaz. După ce le-a urmărit jocul, bătrînica a adăugat în pahar puțin suc violet de coacăză. Apa gazoasă a devenit roșie. Nepoțica a remarcat că sucul seamănă cu turnesolul și că în soluție este prezent acidul carbonic slab. Mai târziu bunica a spălat rufele, iar nepoțica a picurat puțin suc violet și în vasul cu soluție de sodă calcinată. Soluția a devenit albastră. Atunci nepoțica i-a explicat bunicuței de ce soda calcinată se numește *alcalie* și se folosește ca detergent.

Povestea de mai sus este despre compuși chimici și reacții chimice. Ilustrați toate fenomenele prin formule și ecuații chimice.



Alegeți, pe orizontală, verticală sau diagonală, șirul alcătuit de sărurile care la hidroliză:

a) formează un mediu bazic:

K_2S	K_2SO_4	$NaCl$
$Ca(NO_3)_2$	Na_2CO_3	$FeSO_4$
KI	$AlCl_3$	CH_3COONa

b) formează un mediu acid:

$Fe_2(SO_4)_2$	Na_2S	$NaHCO_3$
KBr	$SnCl_2$	K_2CO_3
$CuSO_4$	Na_2SO_4	$Al(NO_3)_3$

EVALUARE

- Care din sărurile enumerate se supun hidrolizei: K_2S , K_2SO_4 , $NaCl$, $CuSO_4$, $ZnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, Na_3PO_4 , $CaCl_2$, $CaSO_4$? Explică alegerea făcută. Clasifică sărurile după acidul și baza de la care provin.
- În soluțiile apoase ale căror săruri mediul este acid:
 - carbonatul de sodiu;
 - sulfatul de fier (II);
 - clorura de potasiu;
 - clorura de zinc.
 Argumentează-ți răspunsul.
- În soluțiile apoase ale căror săruri mediul este bazic:
 - sulfatul de cupru (II);
 - carbonatul de potasiu;
 - acetatul de sodiu;
 - clorura de calciu.
 Cum poate fi demonstrat experimental că răspunsul este corect?

4. În soluțiile apoase ale căror săruri mediul este aproape neutru:
 a) bromura de potasiu; c) clorura de aluminiu;
 b) acetatul de amoniu; d) sulfatul de sodiu.
 Argumentează-ți răspunsul.
5. Sodiul cu masa de 2,3 g a reacționat cu apa. Calculează partea de masă a substanței în soluție dacă volumul apei constituie 100 ml.
6. Oxidul de calciu cu masa de 5,6 g a fost dizolvat în întregime în apă cu volumul de 15 l. Calculează partea de masă a substanței în soluție și concentrația molară a soluției, dacă se va considera că densitatea soluției este egală cu densitatea apei (demonstrează că acest lucru poate fi admis).

*4.8. Calcule după ecuațiile chimice dacă una din substanțele reactante este luată în exces

La rezolvarea unui asemenea tip de probleme, cel mai important este să stabilim care substanță este luată în exces. Pentru aceasta, să ne amintim cum efectuam anterior calcule după ecuațiile reacțiilor.

Problema 1.

Pentru obținerea hidrogenului, a fost luat zinc cu cantitatea de substanță de 2 mol. Calculați cantitatea de substanță de: acid clorhidric, clorură de zinc și hidrogen.

Determinați, pentru fiecare substanță raportul dintre cantitatea de

substanță v din condiție și din ecuație $\frac{v \text{ (din condiție)}}{v \text{ (din ecuație)}}$.

Trageți concluzii.

Se dă:

$$v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

$$v(\text{HCl}) - ?$$

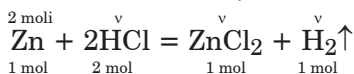
$$v(\text{ZnCl}_2) - ?$$

$$v(\text{H}_2) - ?$$

$$\frac{v \text{ cond.}}{v \text{ ecuație}} - ?$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției. **Sub fiecare formulă**, indicăm cantitatea de substanță conform ecuației, iar **deasupra** – datele din condiția problemei :



2. Calculăm, conform datelor ecuației, cantitatea de substanță de HCl, ZnCl₂, H₂ :

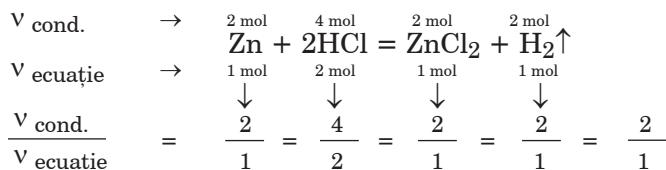
$$v(\text{HCl}) = 2 \cdot v(\text{Zn}) = 2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$$

$$v(\text{ZnCl}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

3. Scriem ecuația cu datele obținute și calculăm raportul

$$\frac{v \text{ cond.}}{v \text{ ecuație}} :$$



Concluzie: Pentru toate substanțele, **raportul** $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este **același** – 2 : 1, dacă **nu se ia nici o substanță în exces**.

Problema 2.

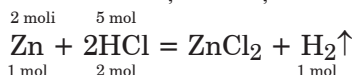
Pentru obținerea hidrogenului, a fost luat zinc cu cantitatea de substanță de 2 mol și acid clorhidric cu cantitatea de substanță de 5 mol. Care substanță este luată în exces? Calculați cantitatea de substanță de hidrogen obținută.

Se dă:

$$\begin{array}{l}
 v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol} \\
 v(\text{HCl}) = 5 \text{ mol} \\
 v(\text{H}_2) = ?
 \end{array}$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției.



2. Determinăm care substanță este în exces.

Știm, din problema 1, că 2 mol de zinc necesită 4 mol de HCl. Prin urmare, HCl este în exces.

Calculăm raporturile $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ pentru Zn și HCl și le comparăm:

$$\frac{v_{\text{cond.}}(\text{Zn})}{v_{\text{ecuație}}(\text{Zn})} = \frac{2}{1} < \frac{5}{2} = \frac{v_{\text{cond.}}(\text{HCl})}{v_{\text{ecuație}}(\text{HCl})}$$

în exces

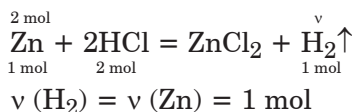
Astfel am stabilit că HCl este în exces,

deoarece pentru el raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este mai mare decât pentru zinc.

Concluzie: A fost luată în **exces** acea substanță pentru care raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este **mai mare**.

La rezolvare, vom face calculele „după insuficiență”, adică după substanța care va interacționa complet. În acest caz, insuficient este zincul, deci vom calcula în baza lui.

3. Calculăm cantitatea de substanță de hidrogen după zinc:



$$\frac{v_{\text{cond.}}(\text{A})}{v_{\text{ec.}}(\text{A})} > \frac{v_{\text{cond.}}(\text{B})}{v_{\text{ec.}}(\text{B})}$$

în exces

Știind cantitatea de substanță de hidrogen, putem afla masa lui (dacă este necesar):

$$m = M \cdot \nu$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ g}$$

Acum putem alcătui algoritmul de rezolvare a problemelor cu una dintre substanțele reactante luate în exces.

Problema 3. Pentru obținerea clorurii de fier (II), s-a luat fier Fe cu masa de 112 g și acid clorhidric HCl cu masa de 109,5 g. Calculați masa clorurii de fier (II) FeCl_2 . Cum poate fi separată sarea FeCl_2 din amestecul reactant?

Metoda I

Sucesiunea operațiilor:

1. Scriem datele din condiția problemei.

2. Calculăm cantitatea fiecărei substanțe inițiale.

3. Alcătuim ecuația reacției și indicăm deasupra ei cantitatea de substanță din condiție $\nu_{\text{(cond.)}}$, iar dedesubt — cantitatea de substanță conform ecuației $\nu_{\text{(ecuație)}}$.

4. Calculăm raportul $\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}}$ pentru ambele substanțe inițiale, stabilind care este în exces. În exces este substanța pentru care

$$\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}} \text{ este mai mare.}$$

5. Calculele ulterioare se fac după „insuficiență”, adică după substanța care va reacționa în întregime.

6. Stabilim masa substanței necesare.

1. Se dă:

$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ g}$$

$$m(\text{HCl}) = 109,5 \text{ g}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = ?$$

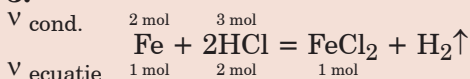
Rezolvare:

$$\mathbf{2.} \quad \nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{112 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{109,5 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

3.



4.

$$\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}} \quad \frac{2}{1} \quad > \quad \frac{3}{2}$$

exces *insuficiență*

Rezultă că Fe este în exces, iar HCl în insuficiență. Deci HCl se consumă complet.

Efectuăm toate calculele după HCl.

5. Calculăm cantitatea de substanță de FeCl_2 după $\nu(\text{HCl})$: $\nu(\text{FeCl}_2)$ va fi de două ori mai mică.

$$\nu(\text{FeCl}_2) = \frac{1}{2} \nu(\text{HCl}) = \frac{3 \text{ mol}}{2} = 1,5 \text{ mol}$$

6. Calculăm masa FeCl_2 :

$$m = M \cdot \nu$$

$$M_r(\text{FeCl}_2) = 56 + 35,5 \cdot 2 = 127$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol} \cdot 1,5 \text{ mol} = 190,5 \text{ g}$$

Răspuns: Masa FeCl_2 este 190,5 g.

Sarea FeCl_2 poate fi separată din amestecul reactant prin filtrarea fierului în exces și prin vaporizarea ulterioară a apei din filtrat.

Metoda a II-a

Să analizăm mai detaliat raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$.

Valoarea lui v din ecuație este egală cu coeficientul din ecuația reacției, iar v din condiție este egal cu raportul

$$\frac{m_{\text{cond.}}}{M}$$

$$\text{Rezultă că } \frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}} = \frac{m_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}} \cdot M}$$

Pe de altă parte, $v_{\text{ecuație}} \cdot M = m_{\text{ecuație}}$ este masa substanței care a reacționat conform ecuației reacției.

Concluzie: În locul raportului $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ poate fi calculat raportul $\frac{m_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}} \cdot M}$ sau $\frac{m_{\text{cond.}}}{m_{\text{ecuație}}}$. Substanța pentru care acest raport este mai mare se află în exces.

Sucesiunea operațiilor:

1. Deasupra substanțelor din ecuație vom scrie masele din condiție, iar dedesubt – masele conform ecuației egalate.

2. Calculăm raportul $\frac{m_{\text{cond.}}}{m_{\text{ecuație}}}$.

Determinăm substanța în exces.

3. Calculăm masa substanței conform condiției problemei: $m(\text{FeCl}_2)$.

1.



2.

$$\frac{112 \text{ g}}{56 \text{ g}} > \frac{109,5 \text{ g}}{2 \cdot 36,5 \text{ g}}$$

exces

Prin urmare, fierul este în exces. Toate calculele ulterioare se fac după HCl.

3. $M_r(\text{FeCl}_2) = 127$

$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol}$$

$$\frac{109,5 \text{ g}}{2 \cdot 36,5 \text{ g}} = \frac{m}{127 \text{ g}}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = \frac{109,5 \text{ g} \cdot 127 \text{ g}}{73 \text{ g}} = 190,5 \text{ g}$$



1. Calculează masa clorurii de fier (III) care se obține la interacțiunea piliturii de fier cu masa de 5,6 g cu 0,3 mol de clor.
2. Ce masă de fier se poate obține prin aluminotermie din 23,2 g zgură de fier și 23,76 g aluminiu, conform ecuației:
 $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$?
3. La o soluție care conține 40 g sulfat de cupru (II) s-au adăugat 12 g pilitură de fier. Stabilește dacă după reacție va mai rămâne în soluție sulfat de cupru. Ce masă de cupru se va obține?
4. La o soluție ce conține 49 g acid sulfuric s-au adăugat 20 g hidroxid de sodiu. Ce sare s-a obținut după vaporizarea soluției până la uscare completă? Calculează masa ei.
5. Au fost amestecate 10,4 g soluție de clorură de bariu cu o soluție ce conține 9,8 g acid sulfuric. Precipitatul format a fost filtrat și uscat. Care este masa lui? Ce substanțe și în ce cantitate (în mol) se găsesc în soluție?
6. Calculează volumul oxidului de carbon (IV) (c.n.) care se obține la amestecarea soluției de carbonat de sodiu cu partea de masă de 7% și cu volumul de 300 ml ($\rho = 1,07 \text{ g/ml}$) cu soluția de acid azotic cu partea de masă de 16% și cu volumul de 160 ml ($\rho = 1,09 \text{ g/ml}$).
7. Calculează masa precipitatului obținut la trecerea oxidului de sulf (IV) cu un volum de 560 ml (c.n.) prin soluția de hidroxid de bariu cu masa de 40 g și cu partea de masă a Ba(OH)_2 de 12%.

Rezolvarea problemelor experimentale la tema Disociația electrolitică

Utilaj și reactivi: stativ cu eprubete; soluții de NaOH, KOH, Ca(OH)_2 , HCl, H_2SO_4 , CH_3COOH , Na_2CO_3 , AlCl_3 , BaCl_2 , NH_4Cl , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaCl, Fe (met.), Zn (met.), CuO, fenolftaleină, turnesol, metiloranj, indicator universal.

1. Compararea tăriei acizilor

Având la dispoziție reactivii zinc (metal), acid clorhidric (2 mol/l) și acid acetic (2 mol/l), efectuați experimente care să prevadă compararea tăriei acizilor. Cum se vor efectua experimental aceste reacții?

Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

2. Proprietățile chimice ale acizilor

Utilizând reactivii H_2SO_4 (soluție), NaOH (soluție), Zn (met.), BaCl_2 (soluție), CuO, examinați și descrieți proprietățile generale ale acizilor.

Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

3. Proprietățile chimice ale bazelor

Având la dispoziție reactivii NaOH, HCl, CuSO_4 , examinați și descrieți unele proprietăți ale bazelor solubile și insolubile. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

Care proprietate a bazelor nu poate fi cercetată cu ajutorul reactivilor disponibili? Ce puteți propune în acest caz?

4. Proprietățile chimice ale sărurilor

Folosind soluțiile CuSO_4 , BaCl_2 , Na_2CO_3 , NaOH, HCl, Fe (met.), examinați și descrieți proprietățile sărurilor. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

Lucrarea practică nr. 2

5. Obținerea substanțelor

Având la dispoziție soluțiile Na_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , HCl , Fe (met.), obțineți 4 săruri, două baze (una solubilă și alta insolubilă), un acid și un metal. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

***6. Amfoteritatea**

Utilizând soluțiile AlCl_3 , NaOH , HCl sau $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 , KOH , obțineți hidroxid de aluminiu și demonstrați amfoteritatea lui. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

7. Reacția de neutralizare

Cu ajutorul reactivilor NaOH , HCl , fenolftaleină, CH_3COOH , AlCl_3 , efectuați patru reacții diferite de neutralizare. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

În ce caz se poate stabili momentul neutralizării?

***8. Hidroliza sărurilor**

Examinați soluțiile sărurilor Na_2CO_3 , AlCl_3 , NaCl , BaCl_2 , NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, folosind indicatorul. Alegeți indicatorul potrivit: turnesol, fenolftaleină, metiloranj, indicatorul universal.

Indicați mediul de reacție (acid, neutru, bazic) și pH-ul (>7 sau <7).

Determinați sărurile care se supun hidrolizei.

Descrieți mersul lucrării în caiete, notați observațiile.

Faceți ordine la locul de lucru.

NOTIUNI DE BAZĂ**Acizi**

– electrolizii care disociază formînd cationi H^+ și anioni de radicali acizi.

Acid tare $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

Acid slab treapta I $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ – ion hidrogenocarbonat

treapta a II-a $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – ion carbonat

Baze

– electrolizii care disociază formînd anioni OH^- și cationi de metale.

$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ – bază tare

$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ – bază slabă

****Coeficient de solubilitate**

– cantitatea maximă de substanță ce poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată. Sînt ușor solubile substanțele care se dizolvă mai mult de 1 g în 100 g de apă, greu solubile substanțele din care se dizolvă 0,01-1 g în 100 g de apă și insolubile cele din care se dizolvă mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă.

***Concentrația molară**

este raportul dintre cantitatea de substanță dizolvată (în mol) și volumul soluției:

$$C(x) = \frac{V(x)}{V_{\text{sol}}}, \text{ mol/l}$$

****Cristalohidrat**

– hidrat eliminat dintr-o soluție apoasă în formă solidă, ce conține apă de cristalizare (de exemplu, $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$).

Disociație electrolitică

– procesul de desprindere a ionilor la topirea sau la dizolvarea în apă a substanței.

Electrolizii

– substanțe, soluții sau topituri care conduc curentul electric (acizi, alcalii, săruri).

Electrolizii de tărie medie

– au gradul de disociere cuprins între 3 și 30%.

NOTIUNI DE BAZĂ

Electroliti slabi

– au gradul de disociere mai mic de 3%.

Electroliti tari

– au gradul de disociere cuprins între 30 și 100%.

*Grad de disociere

– raportul dintre numărul de molecule disociate ($N_{\text{dis.}}$) și numărul total de molecule dizolvate (N):

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \cdot 100\%$$

*Hidrat

– produsul interacțiunii dintre substanța dizolvată și solvent (apa).

*Hidroliza sărurilor

este reacția dintre o sare și apă pe baza anionului acidului slab sau a cationului bazei slabe.

*Hidroxizi amfoteri

disociază atât ca bazele: $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$, cât și ca acizii: $\text{Al}(\text{OH})_3 \equiv \text{H}_3\text{AlO}_3 = \text{HAIO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HAIO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$.

Indicele de hidrogen

caracterizează aciditatea mediului: $\text{pH} = 7$ – mediu neutru; $\text{pH} > 7$ – mediu bazic; $\text{pH} < 7$ – mediu acid.

Mecanismul disociației

Pentru substanțele cu legătură ionică, disocierea constă în ruperea rețelei ionice de către moleculele polare ale apei, iar pentru substanțele cu legătură covalentă polară – ruperea moleculelor polare de către moleculele polare ale apei.

Mediul de reacție

este determinat de excesul de cationi H^+ (mediu acid) sau excesul de anioni OH^- (mediu bazic); egalitatea acestor ioni condiționează un mediu neutru.

Neelectroliti

– substanțe, soluții sau topituri ce nu conduc curentul electric.

Partea de masă

a substanței dizolvate în soluție este egală cu raportul dintre masa

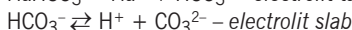
$$\text{substanței dizolvate și masa soluției: } \omega(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{sol.}}} \cdot 100\%.$$

Principiul solubilității

– substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora.

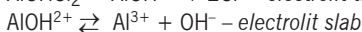
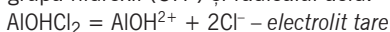
*Săruri acide

– electroliti care disociază formînd cationi de metal, H^+ și anioni de radical acid.



**Săruri baze

– electroliti care disociază în cationi de metal și două tipuri de anioni: grupa hidroxil (OH^-) și radicalul acid.



Săruri neutre

– electroliti care disociază ireversibil în cationi de metal și anioni de radical acid: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Solubilitate

– proprietatea substanțelor de a se repartiza uniform, sub formă de molecule, atomi sau ioni, în volumul solventului. Depinde de temperatură, presiune (pentru gaze) și natura substanței.

*Soluție nesaturată

– soluția care conține o cantitate de substanță inferioară celei necesare pentru saturare, la temperatura dată.

*Soluție saturată

– soluția în care concentrația substanței dizolvate nu se mărește la adăugarea substanței, la temperatura dată.

**Soluție suprasaturată

– soluția în care conținutul substanței dizolvate este mai mare decât în soluția saturată.

Soluții adevărate

– sisteme în care substanțele se dispersează pînă la molecule și ioni; dimensiunile particulelor: $< 1 \text{ nm}$.

Soluții adevărate

– sisteme omogene ce constau din solvent, substanță dizolvată și produșii interacțiunii lor.

Tipurile de săruri

sînt determinate de baza și acidul de la care provin:

NaCl – sare formată de o bază tare (NaOH) și un acid tare (HCl);

Na_2CO_3 – sare formată de o bază tare (NaOH) și un acid slab (H_2CO_3);

AlCl_3 – sare formată de o bază slabă ($\text{Al}(\text{OH})_3$) și un acid tare (HCl);

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – sare formată de o bază slabă (NH_4OH) și un acid slab (H_2CO_3).

?

TEST DE EVALUARE

Elevei de la profilul umanist vor efectua doar subiectele nemarcate cu asterisc.

I. Soluția este:

- a) un amestec de substanțe;
- b) un amestec de n substanțe;
- c) un amestec omogen a două sau mai multe substanțe.

II. După solubilitatea în apă, substanțele se împart în...**III. După conductibilitatea electrică, substanțele se împart în...****IV. Indică substanțele care disociază slab la dizolvarea în apă:**

- a) H_2S b) NaOH c) HNO_3 d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e) CH_3COOH

V. Indică substanțele care la dizolvarea în apă formează ioni de H^+ :

- a) LiOH b) MgCl_2 c) HCl d) K_2SO_4 e) H_2SO_4

VI. Clasifică particulele: Cl^- , Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^- în cationi și anioni.**VII. Scrie ecuațiile de disociere electrolitică a substanțelor:**

- a) $\text{NaOH} \rightarrow$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- c) $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

VIII. Care dintre următoarele reacții vor decurge pînă la capăt:

- a) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} \rightarrow$ c) $\text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- b) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$

Scrie ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.

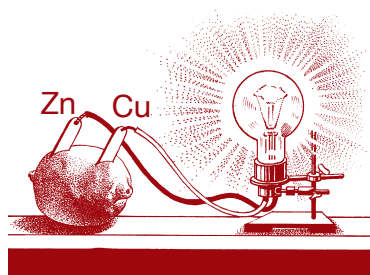
***IX. Masa (g) de NaOH aflată în 5000 cm^3 de soluție cu concentrația molară de $0,6 \text{ mol/l}$ este egală cu:**

- a) 12; b) 24; c) 66; d) 130.

X. Pentru muratul castraveților, se pregătește saramura – o soluție de sare de bucătărie (NaCl) cu partea de masă de 6%. Calculează masa sării și a apei necesare pentru pregătirea a 2 kg de saramură.***XI. Soluțiile căror substanțe au un mediu bazic:**

- a) hidroxidul de sodiu; c) carbonatul de sodiu;
- b) clorura de hidrogen; d) clorura de amoniu?

(5) Procese de oxidoreducere



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să explici noțiunile: *grad de oxidare, oxidant, reducător, reducere, oxidare, reacții de oxidoreducere (ROR), *ecuații electronice, *bilanț electronic;*
- *să aplici metoda bilanțului electronic pentru stabilirea coeficienților în ecuațiile ROR scrise în formă moleculară;
- *să faci calcule în baza ROR și să explici aplicarea lor;
- *să explici și să utilizezi corect noțiunile: *electroliză, coroziunea metalelor;*
- *să deduci aplicarea în practică a electrolizei;
- *să descrii metodele de protecție a metalelor de coroziune.

Gradul de oxidare este sarcina convențională ce revine unui atom al elementului în compus, dacă se admite că toate legăturile sînt pur ionice.

În compusul covalent polar clorura de hidrogen HCl, să admitem că a avut loc transferul complet al electronului de la hidrogen la clor ; se obțin grade de oxidare exprimate prin

$$\text{Na}; \text{Al}; \text{S}; \text{Cl}_2; \text{O}_2; \text{H}_2.$$

Grad de oxidare constant au următoarele elemente: Na;
⁺¹ K; ⁺² Ca; ⁺² Mg; ⁺² Zn; ⁺³ Al; ⁻² O (cu excepția OF₂, H₂O₂), ⁺¹ H (cu excepția hidrurilor NaH) etc.

Care elemente sînt esențiale pentru calcularea gradelor de oxidare variabile?

$$\begin{array}{cccc} \begin{array}{c|c} \overset{+3}{\text{Fe}} & \overset{-1}{\text{Cl}_3} \\ \hline +3 & -1 \times 3 = -3 \end{array} & \begin{array}{c|c} \overset{+2}{\text{Fe}} & \overset{-1}{\text{Cl}_2} \\ \hline +2 & -1 \times 2 = -2 \end{array} & \begin{array}{c|c|c} \overset{+1}{\text{K}} & \overset{+7}{\text{Mn}} & \overset{-2}{\text{O}_4} \\ \hline +1 & +7 & -8 \end{array} & \begin{array}{c|c|c} \overset{+1}{\text{K}_2} & \overset{+6}{\text{Cr}_2} & \overset{-2}{\text{O}_7} \\ \hline +2 & +12 & -14 \end{array} \\ \hline \underbrace{\hspace{1.5cm}}_0 & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_0 & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_0 & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_0 \end{array}$$

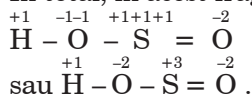
****Gradul de oxidare poate fi calculat și după legăturile chimice din formula structurală. În cazul legăturii covalente nepolare (formate între atomi de același fel), fiecare atom are sarcina zero, iar în cazul legăturii covalente polare, are loc transferul electronului la atomul mai electronegativ.**

În fiecare legătură H—O, atomul de oxigen manifestă sarcina -1, iar atomul de hidrogen - sarcina +1.

În fiecare legătură S—O, atomul de oxigen manifestă sarcina -1 , iar atomul de sulf – sarcina $+1$.

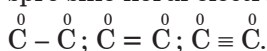
****Comparații
cele două metode
de calculare a gra-
dului de oxidare.**

În total, în acest fragment de moleculă avem :



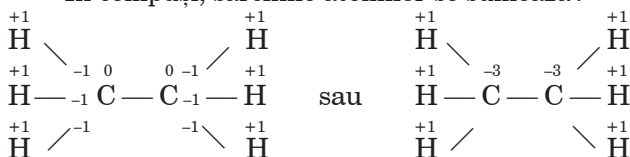
Calculul analogic pentru al doilea fragment de moleculă demonstrează că sarcina generală a atomului de sulf este +6.

În compușii organici cu legături covalente nepolare C-C; C=C; C≡C, sarcina fiecărui atom de carbon este zero, deoarece atomii sînt identici și nici unul dintre ei nu atrage spre sine norul electronic :



În legăturile de tipul C - H, sarcinile sînt egale cu $\overset{-1}{\text{C}} - \overset{+1}{\text{H}}$, deoarece electronegativitatea carbonului este mai mare decît a hidrogenului. În legăturile de tipul C - O, sarcinile sînt egale cu $\overset{+1}{\text{C}} - \overset{-1}{\text{O}}$, iar în legăturile duble C = O - cu $\overset{+2}{\text{C}} = \overset{-2}{\text{O}}$, deoarece electronegativitatea oxigenului este mai mare decît a carbonului.

În compuși, sarcinile atomilor se sumează :

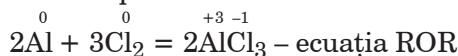


În compușii organici cu legături covalente nepolare C-C; C=C; C≡C, sarcina fiecărui atom de carbon este egală cu zero. În legăturile de tipul C-H; C-O; C=O, sarcinile sînt egale, respectiv, cu $\overset{-1}{\text{C}} - \overset{+1}{\text{H}}$; $\overset{+1}{\text{C}} - \overset{-1}{\text{O}}$; $\overset{+2}{\text{C}} = \overset{-2}{\text{O}}$.

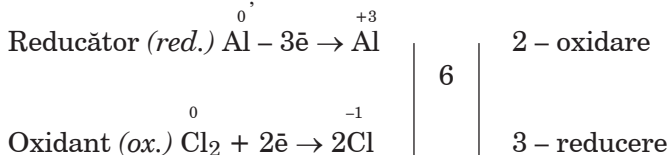
Reacțiile în care are loc transferul electronilor de la unii atomi la alții se numesc reacții de oxidoreducere.

Cel mai important semn distinctiv al reacțiilor de oxidoreducere este schimbarea gradului de oxidare al elementelor în urma reacției.

De exemplu :



Ecuatiile electronice



Prin urmare, esența reacțiilor de oxidoreducere constă în trecerea electronilor de la unii atomi la alții. Pe lângă aceasta, numărul electronilor cedați într-o reacție trebuie să fie egal cu numărul electronilor adăuționați. Altfel spus,



Cum ar mai putea fi definite ROR?



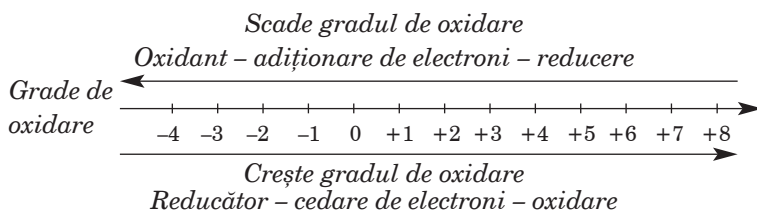
Comparați oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea.

în sistemul de oxidoreducere se va stabili un echilibru electronic.

În exemplul de mai sus, doi atomi de aluminiu (2Al) cedează șase electroni, pe care îi adăunează șase atomi de clor (3Cl_2).

Pentru a determina numărul electronilor participanți la transferul electronic, este comodă folosirea axei numerice.

***De ce axa numerică a gradelor de oxidare se întinde în stînga pînă la -4, iar în dreapta pînă la +8?**



Oxidantul este atomul care adăunează electroni și care, reducîndu-se, își micșorează gradul de oxidare.

Reducătorul este atomul care cedează electroni și care, oxidîndu-se, își mărește gradul de oxidare.

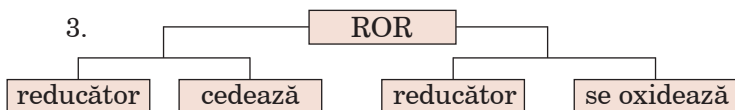
Oxidantul este atomul care adăunează electroni și care, reducîndu-se, își micșorează gradul de oxidare.

Reducătorul este atomul care cedează electroni și care, oxidîndu-se, își mărește gradul de oxidare.

Pentru a înțelege aceste noțiuni și a nu le confunda la aplicare, se poate utiliza una din regulile:

1. Oxidantul este un „hoț” care își însușește electronii!
2. Reducătorul cedează electroni, adică este propriul său reducător!

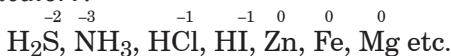
3.



Elementele cu gradul de oxidare superior pot fi *numai oxidanți*:



Elementele cu gradul de oxidare inferior pot fi *numai reducători*:



Oxidanți și reducători pot fi elementele cu grade de oxidare intermediare, ca, de exemplu, SO_2 .

Să examinăm aceste proprietăți pe baza cîtorva compuși ai sulfului (vezi tabelul de la pagina următoare).

Sulful manifestă mai multe grade de oxidare:



Formulați o regulă proprie pentru a memora aceste noțiuni.

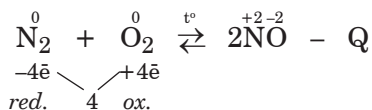


Elementele cu gradul de oxidare superior pot fi numai *oxidanți*. Elementele cu gradul de oxidare inferior pot fi numai *reducători*. *Sînt oxidanți și reducători* elementele cu grade de oxidare intermediare.

Nr.	Elementul	Structura învelișului electronic	Proprietăți						
1.	$\overset{0}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2e 8e 6e	a) poate <i>ceda</i> 4 sau 6 electroni, pînă la cei 8e de pe nivelul precedent, și poate fi <i>reducător</i>: $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+4-2}{\text{SO}_2}$ $\overset{-4\text{e}}{\text{red.}} \qquad \qquad \overset{+4\text{e}}{\text{ox.}}$ b) poate <i>adiționa</i> electroni pentru a completa nivelul exterior pînă la 8e și poate fi <i>oxidant</i>: $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{S}} = \overset{+1-2}{\text{H}_2\text{S}}$ $\overset{-2\text{e}}{\text{red.}} \qquad \overset{+2\text{e}}{\text{ox.}}$						
2.	$\overset{-2}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2e 8e 8e	Nu mai poate adăuga electroni, deoarece nivelul exterior este completat deja cu 8e. Deci poate doar să cedeze electroni, adică poate fi <i>reducător</i>: $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{3\text{O}_2} = \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}} + \overset{+4-2}{2\text{SO}_2}$ $\overset{-6\text{e}}{\text{red.}} \quad \quad \quad \overset{+4\text{e}}{\text{ox.}}$ 12						
3.	$\overset{+4}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2e 8e 2e	a) poate <i>ceda</i> electroni și poate fi <i>reducător</i>: $\overset{+4-2}{2\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+6-2}{2\text{SO}_3}$ $\overset{-2\text{e}}{\text{red.}} \quad \quad \quad \overset{+4\text{e}}{\text{ox.}}$ 4 b) poate <i>adiționa</i> electroni și poate fi <i>oxidant</i>: $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2} = \overset{0}{3\text{S}} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ $\overset{-2\text{e}}{\text{red.}} \quad \quad \quad \overset{+4\text{e}}{\text{ox.}}$ 4						
4.	$\overset{+6}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2e 8e 0e	Nu mai are electroni de cedat, deoarece penultimul nivel este completat cu 8e; acest penultim nivel devine exterior. Deci poate doar <i>adiționa</i> electroni și poate fi doar <i>oxidant</i>: $\overset{+1+6-2}{2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{conc.})} + \overset{0}{\text{Cu}} = \overset{+2+6-2}{\text{CuSO}_4} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2\uparrow} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"><tr><td style="text-align: center;">$\text{ox. } \overset{+6}{\text{S}} + 2\text{e} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$</td><td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">1</td></tr><tr><td style="text-align: center;">$\text{red. } \overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{e} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$</td><td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">2</td></tr><tr><td></td><td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">1</td></tr></table>	$\text{ox. } \overset{+6}{\text{S}} + 2\text{e} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$	1	$\text{red. } \overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{e} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$	2		1
$\text{ox. } \overset{+6}{\text{S}} + 2\text{e} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$	1								
$\text{red. } \overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{e} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$	2								
	1								

Comparați proprietățile elementului în diferite grade de oxidare.

De regulă, reacțiile de oxidoreducere decurg cu degajare de căldură (sînt reacții exoterme). Oxidarea grăsimilor, hidraților de carbon și proteinelor în organismele vii servește drept sursă de energie pentru toate procesele vitale. Există însă și reacții endoterme, ce decurg cu absorbție de căldură :



Reacția dată are loc la fixarea azotului atmosferic și joacă un rol important în asimilarea azotului de către plante.

EVALUARE

1. Definește noțiunea de *grad de oxidare*. Dă exemple. Compară capacitatea elementelor de a avea diverse grade de oxidare în substanțele: H_2 , H_2O , Fe , P , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, CH_3COOH .
2. Definește noțiunile de *oxidare*, *reducere*, *reacție de oxidoreducere*. Dă exemple.
3. Cum se schimbă gradul de oxidare al atomilor elementelor la:
 - a) reducere și b) oxidare:
 - 1 – se micșorează; 3 – se mărește;
 - 2 – rămîne neschimbat; 4 – se poate micșora sau poate crește.
4. Indică principalul semn distinctiv al reacției de oxidoreducere:
 - a) combinarea substanțelor;
 - b) descompunerea substanțelor;
 - c) schimbarea gradului de oxidare;
 - d) transferul de electroni.
5. Din schemele de mai jos, alege reacțiile de oxidoreducere:
 - a) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 - b) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
 - c) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - d) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$;
 - e) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
 - f) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - g) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - h) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Egalează ecuațiile reacțiilor.
- *6. Completează transferul de electroni, folosind axa numerică:

a) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+3}$	c) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$	e) $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$
b) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$	d) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^0$	f) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{-3}$
7. Explică de ce, pe axa numerică, valoarea gradului de oxidare ajunge, în stînga cifrei zero, pînă la -4, iar în dreapta – pînă la +8.
- *8. Calculează volumul oxigenului (c.n.) format la încălzirea permanganatului de potasiu KMnO_4 cu masa de 17,5 g.
Indică oxidantul și reductorul în această reacție.
- *9. Calculează volumul oxidului de azot (II) obținut la oxidarea completă a amoniacului cu volumul de 448 l (c.n.) cu oxigen, la încălzire și în prezența platinei: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

*5.2 Metoda bilanțului electronic

Reacții de oxidoreducere se produc între substanțele solide în topituri, între substanțele solide și soluțiile de electroliți, cu participarea gazelor, precum și în soluțiile de electroliți.

În mod obișnuit, ecuațiile reacțiilor de oxidoreducere ce decurg în topituri sau cu participarea soluțiilor concentrate de acizi și baze se scriu în formă moleculară, iar ecuațiile reacțiilor ce au loc în soluțiile diluate de electroliți – în formă ionică.

Pentru a stabili coeficienții și a alcătui ecuațiile reacțiilor de oxidoreducere, se aplică diverse metode.

Să examinăm **metoda bilanțului electronic** pentru ecuațiile moleculare. Toate ecuațiile reacțiilor examinate în paragraful 5.1. au fost alcătuite conform acestei metode.

Vom descrie **algoritmul metodei** pentru un exemplu mai complicat, când în ecuație, în afară de elementele care își schimbă gradul de oxidare, există și alte elemente.

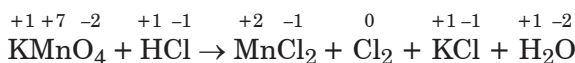
Exemplul 1. Reacția de obținere a clorului în laborator, la interacțiunea permanganatului de potasiu KMnO_4 cu acidul clorhidric concentrat.

Sucesiunea operațiilor :

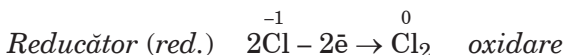
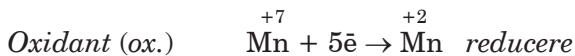
1. Scriem ecuația reacției :



2. Calculăm gradul de oxidare al fiecărui element, comparăm gradele de oxidare ale elementelor până la și după reacție, evidențiem elementele care și-au schimbat gradul de oxidare :



3. Alcătuim ecuațiile electronice, indicăm oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea, ținând cont de indicii de pe lângă elemente :



4. Realizăm bilanțul electronic. Pentru aceasta, vom afla cel mai mic multiplu comun (CMMC) pentru numărul de electroni cedați și adionați. Acesta va fi numărul electronilor de bilanț. Apoi vom afla factorii suplimentari pentru fiecare ecuație electronică, împărțind CMMC la numărul de electroni :



Bilanțul electronic este egalitatea dintre numărul electronilor cedați și numărul electronilor adionați.

**Scriem
SCHEMA REACȚIEI**

**calculăm
și comparăm
GRADELE
DE OXIDARE**

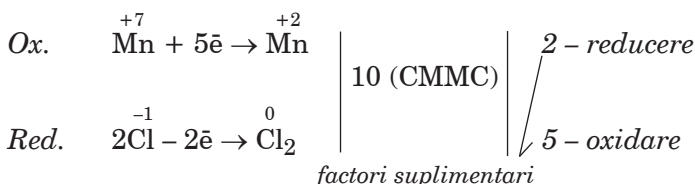
**scriem
ECUAȚIILE
ELECTRONICE**

**stabilim
BILANȚUL
ELECTRONIC**

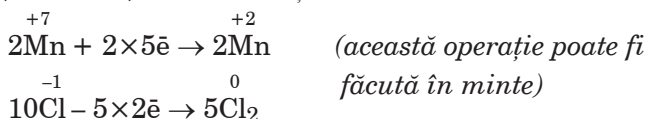
**aflăm
COEFICIENȚII
DE BAZĂ**

**determinăm
COEFICIENȚII
RĂMAȘI**

**verificăm cu ajutorul
OXIGENULUI**



5. Transferăm coeficienții de bază în ecuație, înmulțind, mai întâi, fiecare ecuație electronică cu factorul său :



Atenție! În stînga ecuației, Cl^{-1} e prezent o singură dată, în HCl , iar în dreapta – de mai multe ori. Prin urmare, coeficientul 10 din fața moleculei HCl nu este definitiv.



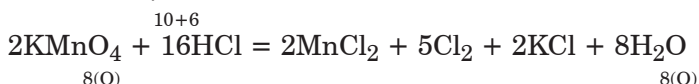
6. Aflăm coeficienții obișnuiți. Egalăm :

a) metalul (care nu a participat la ROR) ; în cazul dat, este vorba de potasiu ;

b) radicalii acizi (cu excepția Cl_2), 6 la număr. Adăugăm 6 la cifra 10 aflată în fața moleculei HCl din stînga ecuației ;

c) în baza hidrogenului, stabilim locul și cantitatea apei : în stînga avem 16H ; rezultă că în dreapta vor figura 8 H_2O .

7. Calculăm numărul atomilor de oxigen în stînga și în dreapta ecuației – astfel se face verificarea !



Dacă reacția decurge în soluție între electroliți, ecuația se va scrie în formă moleculară ; pe baza ei se vor alcătui și ecuațiile ionică și ionică redusă.

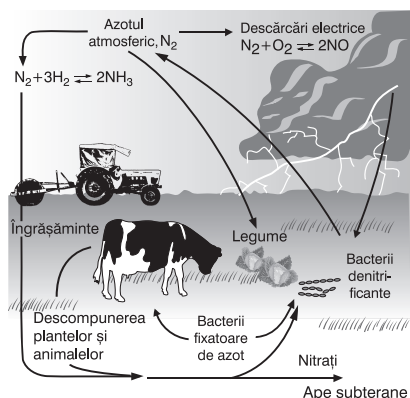


Fig. 5.1. Circuitul azotului în natură

Maraton spre cunoștințe

În natură și în organismul uman au loc numeroase reacții de oxidoreducere: oxidarea glucozei în țesuturi, fotosinteza în frunzele plantelor, arderea gazelor la aragaz, prepararea bucatelor, albirea lenjeriei, aprinderea chibritului, dezinfectarea rănii cu peroxid de hidrogen, restaurarea tablourilor vechi, dezinfectarea cu ajutorul clorurii de var, circuitul elementelor în natură etc.

În fig. 5.1 este prezentat circuitul azotului în natură.

Stabiliți ce reacții de oxidoreducere decurg în acest circuit. Reveniți la această schemă după studierea particularităților acidului azotic la tema *Nemetalele* sau după ce veți efectua exercițiul 4 din compartimentul „Evaluare” al acestui paragraf.

Analizați schemele reacțiilor de mai jos. Alcătuiți ecuațiile electronice. Indicați oxidantul și reducătorul în fiecare caz. Arătați ce proprietăți are azotul cu diferite grade de oxidare.

- a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$; d) $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
 b) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$; e) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$;
 c) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{[\text{Pt}, \text{t}^\circ]} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$; f) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
 Coeficienții se vor stabili după metoda bilanțului electronic (vezi §5.2).



Să lucrăm împreună

EVALUARE

1. Stabilește coeficienții în reacțiile de la exercițiul 5 (pag.152).
2. Alege reacțiile de oxidoreducere. Completează ecuațiile moleculare, stabilește coeficienții, indică oxidantul și reducătorul.
 - a) $\text{MnO}_{2(\text{cr.})} + \text{HCl}_{(\text{c.})} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + ?$
 - b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{cr.})} + \text{HCl}_{(\text{c.})} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + ?$
 - c) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{NaCl}_{(\text{cr.})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 - d) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{NaBr}_{(\text{cr.})} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$
 - e) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{KI}_{(\text{cr.})} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
 - f) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + ?$
3. la cunoștință de proprietățile specifice ale acidului sulfuric concentrat. Egalează ecuațiile reacțiilor, indică oxidantul și reducătorul, trage concluzii:
 - a) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{Zn} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + ?$
 - d) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{Cu} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - e) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{C} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + ?$
 - f) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{c.})} + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. la cunoștință de proprietățile specifice ale acidului azotic diluat și concentrat. Egalează ecuațiile reacțiilor, indică oxidantul și reducătorul, trage concluzii:
 - a) $\text{HNO}_{3(\text{dil.})} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{HNO}_{3(\text{mai dil.})} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{HNO}_{3(\text{f. dil.})} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + ?$
 - d) $\text{HNO}_{3(\text{dil.})} + \text{Cu} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - e) $\text{HNO}_{3(\text{conc.})} + \text{Zn} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - f) $\text{HNO}_{3(\text{conc.})} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. Care din aceste reacții sînt de oxidoreducere? Completează și egalează ecuațiile, indică oxidantul și reducătorul. Determină tipurile reacțiilor.
 - a) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + ?$
 - b) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + ?$
 - c) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{ZnO} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. Aplicînd metoda bilanțului electronic, alcătuieste ecuațiile reacțiilor ce stau la baza arderii amestecului $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4$. Calculează masa fierului obținut dacă masa aluminiului este egală cu 54 g.
7. Calculează volumul (c.n.) oxidului de azot (II) format la interacțiunea cuprului cu masa de 12,8 g cu acidul azotic diluat după schema:
 $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{dil.})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + ?$

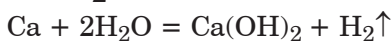
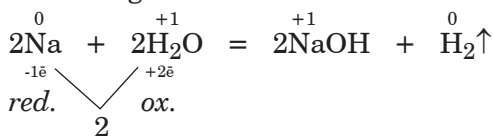
Li
K
Ca
Na
Mg
Be
Al
Ti
Mn
V
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Scade caracterul
reducător al
metalelor în
soluțiile apoase

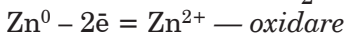
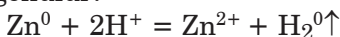
5.3. Seria tensiunii metalelor

Să examinăm comportamentul metalelor în apă și în soluțiile apoase de acizi și săruri.

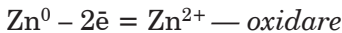
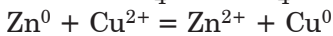
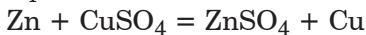
Cu apa reacționează metalele alcaline și alcalino-pământoase, la fel și alumiul (fără pelicula de oxid), substituind hidrogenul:



Celelalte metale nu reacționează cu apa în condiții obișnuite. La introducerea, în soluțiile de acizi (cu excepția acizilor azotici și sulfurici), a metalelor aflate pînă la hidrogen în seria Beketov, are loc, de asemenea, substituția hidrogenului:



Și în soluțiile de săruri au loc reacții de substituție (de exemplu, introducerea unei plăci de zinc în soluția de CuSO_4):



În urma acestei reacții, placa de zinc se acoperă cu un strat subțire de cupru. Și în primul caz, și în al doilea, oxidarea și reducerea se produc în condițiile în care ionii de H^+ sau de cupru vin în contact cu atomii de zinc.

Pe baza experimentelor de felul acesta, Beketov a alcătuit *seria de substituție* a metalelor pentru soluțiile apoase sau *seria tensiunii metalelor*:

Li K Ca Na Mg Be Al Ti Mn V Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Scade caracterul reducător al metalelor în soluțiile apoase

Plecînd de la seria tensiunii metalelor, putem formula următoarele concluzii privind proprietățile chimice ale metalelor în soluțiile apoase:

1. Un metal poate substitui din soluția de sare orice alt metal aflat după el în seria tensiunii metalelor.

2. În seria tensiunii metalelor, caracterul reducător al atomului și reactivitatea chimică a metalului cresc de la

dreapta la stînga. Cel mai puternic reducător este litiul.

3. În seria tensiunii metalelor, caracterul oxidant al ionilor de metale crește de la stînga la dreapta. Cel mai puternic oxidant este ionul Au^{3+} .

4. Hidrogenul din acizii diluați este substituit de metalele aflate pînă la el în seria de substituie a metalelor.



Maraton spre cunoștințe

** În secolul al XIX-lea, un ceasornicar englez a construit un element galvanic dintr-o lămîie și două plăci, de zinc și de fier (fig. 5.2). Această sursă de curent alimenta un mic motor care rotea firma atelierului său. Cum a apărut curentul electric în această construcție improvizată?

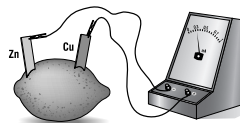


Fig. 5.2. Element galvanic

1. Explică, folosind seria tensiunii metalelor, ce reacții se pot realiza:

- | | |
|---|---|
| a) $\text{Zn} + \text{NaCl (sol.)}$; | d) $\text{Zn} + \text{FeCl}_2 \text{ (sol.)}$; |
| b) $\text{Zn} + \text{MgCl}_2 \text{ (sol.)}$; | e) $\text{Zn} + \text{SnCl}_2 \text{ (sol.)}$; |
| c) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \text{ (sol.)}$; | f) $\text{Zn} + \text{Hg(NO}_3)_2 \text{ (sol.)}$. |

Alcătuiește ecuațiile electronice și ionice ale reacțiilor, indică oxidantul și reducătorul, numește procesele care au loc.

*2. O placă de cupru cu masa de 10 g a fost introdusă în soluție de nitrat de argint, după care a fost spălată, uscată și cîntărită. Masa plăcii era egală cu 14,4 g.

Care este masa metalului depus pe placă?

*3. Masa unei plăci de fier, la introducerea ei în soluție de sulfat de cupru, s-a mărit, peste un timp, cu:

- | | | | |
|----------|---------|--------|----------|
| a) 0,8 g | b) 16 g | c) 8 g | d) 1,6 g |
|----------|---------|--------|----------|

Calculează, pentru fiecare caz, masa fierului și masa cuprului care a participat la reacție.

*4. Alcătuiește o problemă după modelul exercițiului 2.



*5.4. Coroziunea metalelor și metodele de combatere a ei

5.4.1. Esența coroziei

Omul este făuritorul lumii! Automobilele și avioanele, bicicletele și motocicletele, mașinile-unelte și macaralele, hîrlețul pentru grădină și cuțitul de bucătărie — toate sînt făcute din metale! Însă nici ele nu sînt veșnice!

Procesul spontan de distrugere a metalelor la interacțiunea lor chimică, electrochimică și biochimică cu mediul înconjurător se numește corozie (din latinescul *corrodere* – „a roade“).

Dintre toate formele de coroziune, cel mai mare impact îl are coroziunea fierului, care afectează și aliajele sale: fonta și oțelul. Coroziunea distruge anual pînă la 10% din utilajele de oțel.

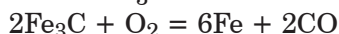
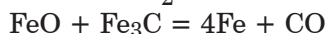
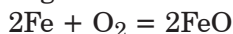
5.4.2. Tipuri de coroziune

1. Coroziunea chimică

Distrugerea metalelor are loc sub acțiunea gazelor (O_2 , Cl_2 , HCl , H_2S , SO_2 , CO , H_2), într-un mediu uscat. Coroziunea se produce la temperaturi înalte, cînd nu este posibilă condensarea vaporilor la suprafața metalului.

Interacțiunea oțelului cu mediile oxidante:

a) oxidant este oxigenul din aer:



b) oxidant este dioxidul de carbon:



c) oxidanți sînt vaporii de apă:



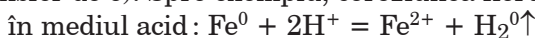
În aceste reacții se micșorează conținutul carbonului din oțel, deoarece carbura de fier se oxidează mai ușor decît fierul. Oțelul se transformă în fier moale, din care cauză ies din funcțiune multe mecanisme din acest metal.

Interacțiunea oțelului cu reagenții reducători

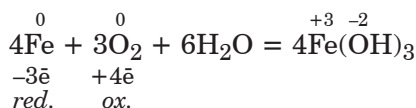
La un moment dat, în procesul de sinteză a amoniacului, au explodat reactoarele de presiune înaltă. Cauza exploziei era coroziunea produsă de hidrogen. Hidrogenul pătrunde adînc în metal, creînd, în interiorul lui, o presiune înaltă (de pînă la 1000 de atmosfere). În consecință, metalul se fisurează. De asemenea, e posibilă interacțiunea: $Fe_3C + 2H_2 = 3Fe + CH_4$, din care cauză oțelul își pierde rezistența.

2. Coroziunea electrochimică

Coroziunea electrochimică apare la contactul metalului cu aerul umed, soluții de electroliți. În acest caz alături de procese chimice (cedare e^-) au loc și procese electrice (transfer de e^-). Spre exemplu, coroziunea fierului



în mediul neutru sau alcalin:



Comparați coroziunea chimică din mediile oxidante și reducătoare.





Rugina este un amestec de compuși ai fierului în care prevalează hidroxidul și oxidul de fier (III).

3. Coroziunea biochimică

Acest tip de coroziune este provocat de microorganismele care pot folosi metalul în calitate de mediu nutritiv. Producții activității vitale a microorganismelor pot fi, de asemenea, agresivi.

Describe coroziunea biochimică utilizând diferite surse de informație.

5.4.3. Metode de combatere a coroziunii

Pentru combaterea coroziunii, metalele fie se acoperă cu straturi protectoare, care se clasifică în *metalice* și *nemetalice*, fie suprafața metalului se *prelucrează chimic sau electrochimic*.

Acoperiri metalice. În acest scop se folosesc metalele mai rezistente la coroziune decât fierul. *Acoperirile anodice cu metale mai active* (zinc, crom) protejează fierul împotriva coroziunii (din punct de vedere mecanic și electrochimic), deoarece din două metale ce contactează, se distruge cel mai activ. *Acoperirile catodice cu metale mai puțin active* (nichel, staniu, cupru, argint, aur) protejează numai mecanic.

Acoperirile nemetalice constau în aplicarea vopselelor, lacurilor, straturilor polimerice.

Oxidarea și fosfatarea constau în formarea, pe suprafața metalului, a unei pelicule de oxid sau fosfați. Sînt cunoscute oxidarea aluminiului, fosfatarea fierului și a aliajelor lui.

Protecția anodică constă în legarea, de instalația metalică, a unei plăci dintr-un metal mai activ decât metalul care trebuie protejat. De exemplu, fundul navelor maritime se acoperă cu plăci ale metalelor active (zinc, magneziu).

1. Numește tipurile de coroziune. Care este cauza coroziunii în fiecare caz? Dă exemple.
2. Explică cum poate fi combătută coroziunea fierului. Propune o metodă proprie.
3. În soluția de sulfat de cupru cu masa de 200 g și partea de masă a sării de 10% a fost introdusă o placă de zinc. Peste un timp, masa soluției s-a mărit cu 0,5 g. Calculează masa cuprului și masa zincului care participă la reacție, precum și partea de masă a sulfatului de cupru în soluție după reacție.



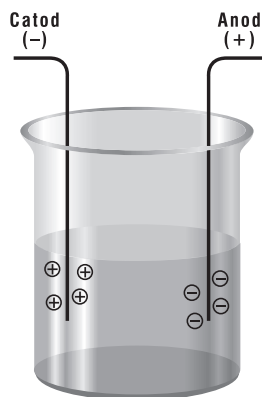


Fig. 5.3. Deplasarea ionilor în câmpul electric

*5.5. Electroliza

5.5.1. Esența electrolizei. Electroliza topiturilor

Doi electrozi (de grafit) se introduc în soluții sau topituri de electrolit și se unesc cu polul negativ, catodul (-), și polul pozitiv, anodul (+), al sursei de curent.

Sub acțiunea câmpului electric, ionii cu sarcini pozitive – cationii – se deplasează spre catod (-), iar ionii cu sarcini negative – anionii – se deplasează spre anod (+) (fig. 5.3).

La catod, cationii adăunează electroni și se reduc. La anod, anionii cedează electroni și se oxidează.

De exemplu, în topitura de clorură de sodiu au loc următoarele procese:

Schema electrolizei topiturii de NaCl



Electro – „curent”,
lisis – „descompunere”.

Electroliza este procesul de oxidoreducere care decurge la electrozi, atunci când curentul electric trece prin topitura sau soluția unui electrolit.

În procesul electrolizei, are loc transformarea energiei electrice în energie chimică și se obțin substanțe noi.

Deosebim două tipuri de electroliză: a topiturilor și a soluțiilor.

La electroliza topiturilor, ca și în cazul clorurii de sodiu, se oxidează și se reduc ionii de electrolit. Pentru reprezentarea procesului, se alcătuieste schema electrolizei și se egalează numărul electronilor adăunați și cedați, numărul ionilor și al atomilor tuturor elementelor, după care se alcătuieste ecuația sumară a electrolizei, în formă moleculară. Pe baza acestei ecuații se pot efectua diferite calcule.

Ce transformare energetică are loc la electroliză?

De ce electroliza decurge mai greu în soluțiile apoase decât în topituri?

5.5.2. Electroliza soluțiilor apoase de electroliti

În soluțiile apoase, electroliza decurge mai greu decât în topituri.

În soluțiile apoase, la procesele anodice și catodice poate participa și apa.

La alcătuirea **schemei electrolizei soluțiilor** de electroliți, se va ține cont de următoarele principii:

1. La electroliza soluțiilor apoase, la catod se reduc și se elimină sub formă de substanțe simple ionii metalelor aflate în seria tensiunii metalelor după aluminiu. În locul metalelor de pînă la aluminiu, la catod se reduce hidrogenul din apă. Concomitent cu metalele situate, în seria tensiunii, între aluminiu și hidrogen, în soluțiile apoase se reduc și moleculele de apă.

2. Dacă în soluție se găsesc concentrații relativ identice de ioni a două sau mai multe metale, mai întîi se vor reduce ionii metalelor aflate mai în dreapta în seria tensiunii metalelor (adică ionii metalelor mai puțin active).

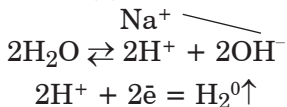
În cazul în care însă concentrația metalului mai activ, ca, de exemplu Zn^{2+} , este mult mai mare decît, să zicem, concentrația Cu^{2+} , se vor reduce ionii de Zn^{2+} .

3. La electroliza soluțiilor de săruri ale acizilor neoxigenați (anionii Γ^- , Br^- , Cl^- , S^{2-} etc.), la anod se vor descărca acești ioni.

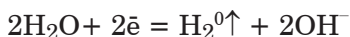
Exemplul 1. Electroliza soluției de clorură de sodiu



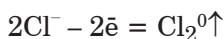
(-) Catod



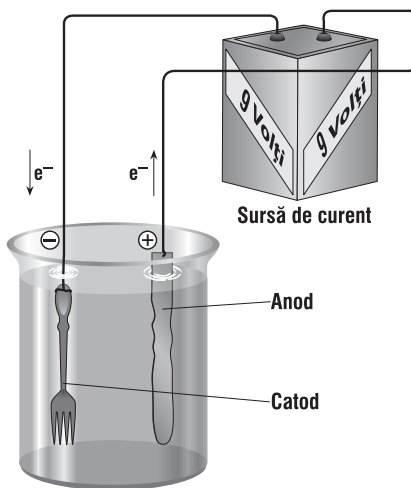
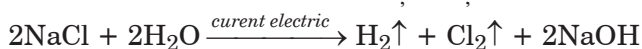
sau



(+) Anod



Numărul electronilor cedați în procesul electrolizei trebuie să fie egal cu numărul electronilor adîișionați.

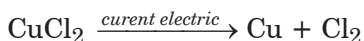
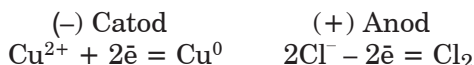


**Fig. 5.4. Placarea metalelor



În timpul electrolizei, are loc transformarea energiei electrice în energie chimică.

****Exemplul 2.** Electroliza soluției de clorură de cupru



La catod se obține cupru, iar la anod se elimină clor.

La catod se degajă hidrogen, iar în zona din preajma catodului se formează soluția de hidroxid de sodiu. Prin acest procedeu, din saramura naturală de clorură de sodiu se obține hidroxid de sodiu, clor și hidrogen.

5.5.3. Aplicațiile electrolizei

Metalele active, inclusiv aluminiul, se obțin din compuși doar prin electroliza topiturilor. Fluorul se obține doar la electroliza fluorurilor în stare topită. Clorul, oxigenul, hidrogenul, bazele alcaline se obțin la electroliza soluțiilor lor.

Electroplacarea metalelor (fig. 5.4) constă în aplicarea unui strat de cupru, staniu, nichel, crom, argint sau aur pe suprafața unei piese, dacă aceasta servește drept catod în baia electrolitică cu sarea corespunzătoare, iar anodul e alcătuit din metalul de acoperire.

Cromarea automobilelor este un proces foarte costisitor. Pentru a-i reduce costurile, dar și pentru a spori rezistența stratului de crom, piesele auto se acoperă mai întâi cu straturi succesive de cupru și nichel și apoi cu crom.

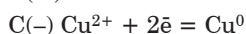
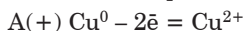
Cu ajutorul electrolizei se obțin copii metalice fidele ale diferitor obiecte. Mai întâi modelul obiectului se fabrică din ceară, care se acoperă cu un strat subțire de grafit, bun conducător de electricitate. Mulajul este montat apoi la catod și introdus în baia electrolitică, cu anodul, să zicem, de cupru. Cuprul se depune la catod, acoperind obiectul. După îndepărtarea cerii, rămâne piesa din cupru. Astfel se fabrică clișeele pentru tipărirea banilor, se metalizează diferite obiecte și chiar preparatele biologice, cum ar fi insectele.



Numărul electronilor cedați la anod în procesul electrolizei trebuie să fie egal cu numărul electronilor adionați la catod.



Rafinarea cuprului:

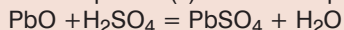




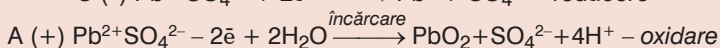
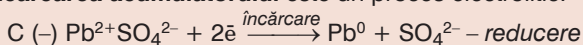
Maraton spre cunoștințe

Orice automobil are nevoie de acumulator (fig. 5.5). Cele mai frecvent întâlnite sînt acumulatorii cu plumb, în care se toarnă soluție de acid sulfuric. Acumulatorul funcționează ca un element galvanic, iar la încărcarea lui la electrozi are loc electroliza. Electrozii acumulatorului cu plumb reprezintă niște plăci de plumb sub formă de grătare, umplute cu oxid de plumb (II).

În acumulator se toarnă electrolitul – acid sulfuric cu partea de masă a H_2SO_4 de 32-39% (densitatea = 1,24–1,30 g/cm³). Are loc transformarea oxidului de plumb (II) în sulfat de plumb, insolubil:

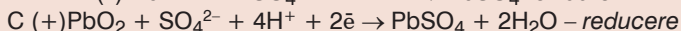
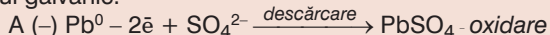


Încărcarea acumulatorului este un proces electrolitic.



La încărcare, concentrația acidului sulfuric crește.

La descărcarea acumulatorului, are loc procesul invers – procesul galvanic.



Acidul sulfuric se consumă integral și se formează sulfatul de plumb. Așa cum se poate observa, la încărcarea și descărcarea acumulatorului, semnul sarcinii electrodului rămîne neschimbat, în timp ce procesele și denumirea lor se schimbă, deoarece anodul este electrodul la care are loc oxidarea, iar catodul – electrodul la care are loc reducerea.

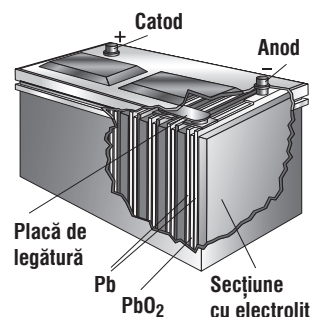


Fig. 5.5. Acumulator cu plumb

La electroliza soluțiilor apoase ale electrolitilor enumerați mai jos, la catod se elimină:

A – numai metal
Varianta I

B – numai hidrogen
Varianta a II-a

a) NaCl; b) LiCl;

a) KCl; b) ZnCl₂

c) NiCl₂; d) CuCl₂; e) MgSO₄

c) AlCl₃; d) CaCl₂; e) HCl

Ilustrați răspunsul vostru cu schemele electrolizei.



- Numește procesele care au loc la electroliza topiturii de clorură de sodiu:
 - disocierea sării;
 - reducerea ionilor de sodiu;
 - oxidarea ionilor clorură.
- Arată ce procese pot avea loc la electroliza clorurii de cupru (II) cu electrozi inerti:
 - disocierea sării;
 - oxidarea moleculelor de apă;
 - reducerea ionilor de cupru;
 - reducerea moleculelor de apă.
- La electroliza topiturii de clorură de potasiu s-a obținut potasiu cu masa de 15,6 g. Calculează volumul clorului (c.n.) degajat la anod.
- La electroliza soluției apoase de clorură de sodiu s-a obținut hidroxid de sodiu cu masa de 160 g. Calculează volumul (c.n.) de hidrogen și de clor.

?

EVALUARE

NOTIUNI DE BAZĂ

*Anod
*Catod
*Coroziunea metalelor
*Electrod
*Electroliză
Grad de oxidare
Oxidant
Reacție de oxidoreducere (ROR)
Reducător
Semnul distinctiv al ROR
Seria tensiunii metalelor

Procese de oxidoreducere

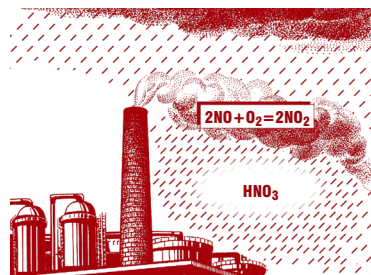
- electrodul la care are loc oxidarea.
 - electrodul la care are loc reducerea.
 - procesul spontan de distrugere a metalelor la interacțiunea lor chimică, electrochimică și biochimică cu mediul înconjurător.
 - o placă de metal sau grafit introdusă în soluția de electrolit.
 - procesul de oxidoreducere ce decurge la electrozi, la trecerea curentului electric prin soluția sau topitura de electrolit.
- Electrozii participanți la electroliză: anod A(+), catod C(-); la anod are loc oxidarea, iar la catod – reducerea.
- sarcina convențională ce revine unui atom al elementului în compus, dacă se admite că toate legăturile sînt ionice.
 - atomul ce adăunează electroni, se reduce și își micșorează gradul de oxidare.
 - reacția în care are loc transferul electronilor de la unii atomi la alții.
 - atomul care cedează electroni, se oxidează și își mărește gradul de oxidare.
 - schimbarea gradului de oxidare al elementelor după reacție.
 - șirul în care metalele sînt aranjate în ordinea descreșterii caracterului reducător al atomilor de metale în soluțiile apoase.



TEST DE EVALUARE

- I. Alege afirmațiile corecte:
 - a) un element în stare liberă are gradul de oxidare zero;
 - b) în reacții redox, numărul electronilor cedați este egal cu numărul electronilor adionați;
 - c) în compusul HNO_3 , azotul are gradul de oxidare +4.
- II. Azotul are gradul de oxidare -3 în compuşii:
 - a) KNO_2 b) NH_4Cl c) NO_2 d) NH_3 e) N_2
- *III. La electroliza soluției de clorură de potasiu au loc următoarele procese:
catod (-): _____ anod (+): _____
- IV. În reacția: $3\text{Cu}^0 + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ se oxidează:
 - a) NO b) NO_3^- c) H^+ d) Cu^0
- V. Sarea Na_2SO_3 poate fi:
 - a) numai reducător; c) și oxidant, și reducător;
 - b) numai oxidant; d) nu are proprietăți oxidoreducătoare.
- VI. Calculează volumul oxigenului obținut (c.n.) la descompunerea termică a 20 g de clorat de potasiu KClO_3 .
- *VII. Stabilește coeficienții prin metoda bilanțului electronic în următoarele ecuații ale reacțiilor chimice:
 - a) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{conc.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

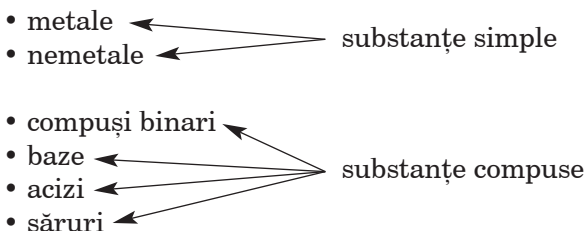
(6) Nemetalele



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să apreciezi rolul biologic al nemetalelor ;
- să determini poziția nemetalelor în sistemul periodic ;
- să compari structura atomilor nemetalelor ;
- să stabilești, pentru nemetale și compușii lor, legătura *cauză-efect* în șirul: *compoziție – structură – proprietăți – aplicare – obținere* ;
- să explici și *să compari formarea substanțelor simple-nemetale, a compușilor lor hidrogenați, a oxizilor, a acizilor oxigenați, a sărurilor lor ; precum și proprietățile fizice și chimice, aplicațiile și importanța pentru viață a nemetalelor ;
- *să identifici anionii acizilor și sărurilor în baza proprietăților chimice ale acestora.

Substanțele anorganice se clasifică în :



Să generalizăm cunoștințele despre metale și nemetale și despre compuşii lor.

6.1. Caracterizarea generală a nemetalelor

În sistemul periodic, nemetalele sînt dispuse astfel :

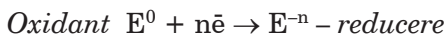
a) în sistemul periodic cu perioade scurte, se găsesc în subgrupele principale, în partea dreaptă, sus, a diagonalei bor – astatin ;

b) în sistemul periodic cu perioade lungi, se găsesc în dreapta, în grupele IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

Din toate elementele cunoscute astăzi, doar 22 sînt nemetalice. Dintre ele, 16 sînt elemente active și 6 formează grupul gazelor inerte (*tabelul 6.1*). Cu toate acestea, chimia nemetalelor este mai bogată decît cea a metalelor.

Elementele nemetalice joacă un rol însemnat în existența vieții pe pămînt.

Atomii nemetalelor, cu excepția hidrogenului (un electron) și a heliului (doi electroni), au, pe nivelul exterior, de la patru la șapte electroni ; gazele inerte posedă opt electroni pe stratul exterior. De aceea, *proprietatea comună a nemetalelor este capacitatea atomilor lor de a accepta și a ceda electroni*, jucînd rolul atît de oxidanți, cît și de reducători :

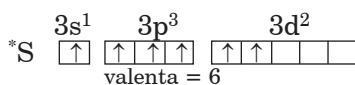
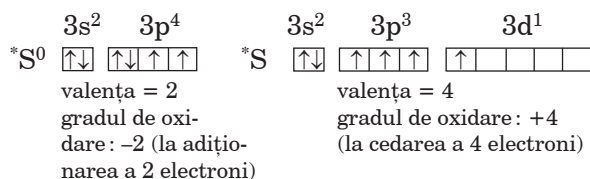


În compuși, elementele nemetalice pot avea grade de oxidare pozitive și negative. Valoarea gradului de oxidare și a valenței nemetalelor este legată nemijlocit de structura nivelului exterior (*tabelul 6.1*).

De exemplu, sulful poate avea valențele 2, 4 și 6 datorită decuplării electronilor.

Explicați de ce clorul poate avea valențele 1, 3, 5 și 7.





gradul de oxidare: +6 (la cedarea a 6 electroni)

Ce legități pot fi observate în schimbarea gradului de oxidare al nemetalelor?

Tabelul 6.1. Gradele de oxidare caracteristice elementelor nemetale

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Electroni de valență	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
Elementul, gradul de oxidare	H +1, -1							He -
Elementul, gradul de oxidare			B +3	C +2, +4, -4	N +5, +4, +3, +2, +1, -3	O -2	F -1	Ne -
Elementul, gradul de oxidare				Si +4, +2, -4	P +5, +3, -3	S +6, +4, -2	Cl +1, +3, +5, +7, -1	Ar -
Elementul, gradul de oxidare					As +5, +3, -3	Se +6, +4, -2	Br +1, +3, +5, +7, -1	Kr +2, +4
Elementul, gradul de oxidare						Te +6, +4, -2	I +1, +3, +5, +7, -1	Xe +2, +4, +6, +8
Elementul, gradul de oxidare							At +5, +7, -1	Rn -

În natură, nemetalele, cu excepția oxigenului O_2 , azotului N_2 , hidrogenului H_2 , sulfurii S și a gazelor inerte, se găsesc sub formă de compuși: sulfuri, oxizi, cloruri, siliciți, sulfați, carbonați, fosfați ai diferitor metale.

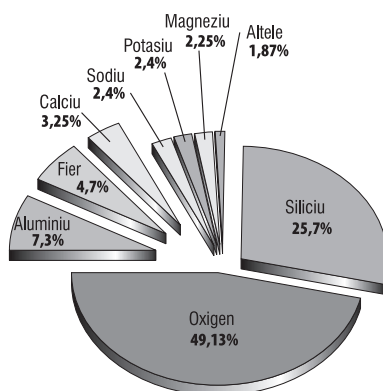


Fig. 6.1. Răspândirea elementelor în scoarța terestră



Maraton spre cunoștințe

În industria electrotehnică, gazele inerte se folosesc pentru umplerea becurilor de iluminat.

Argonul, în amestec cu azotul, este întrebuințat pentru umplerea becurilor obișnuite, iar kriptonul și xenonul – a lămpilor cu o durată de viață mai mare. Lămpile cu neon colorează panourile de reclamă în roșu-aprins, iar lumina albastră se datorează prezenței argonului.

Discutați cu profesorul de fizică și găsiți răspuns la întrebarea: de ce aceste gaze luminează?



Să lucrăm împreună

*Alcătuieți formulele electronice ale elementelor nemetale a) din perioada a II-a, b) din perioada a III-a. Evidențiați electronii de valență, modelați schemele de repartizare a acestora pe celule energetice. Pe baza acestor scheme, explicați valorile gradelor de oxidare ale nemetalelor indicate în tabelul 6.1.

EVALUARE

1. Alege afirmațiile corecte:
 - a) există mai puține elemente nemetale decât metalice;
 - b) cel mai răspândit element pe pământ este nemetalul siliciu;
 - c) halogenii sînt nemetale tipice;
 - d) elementele din subgrupele principale sînt nemetale. Argumentează alegerea.
2. Alege răspunsurile corecte:
 - a) gradul de oxidare superior pozitiv al nemetalelor este întotdeauna egal cu numărul grupei;
 - b) nemetalele pot avea grade de oxidare pozitive și negative;
 - c) nemetalele pot fi doar oxidanți;
 - d) nemetalul oxigen are valența constantă, iar sulful are valență variabilă. Argumentează alegerea.
- *3. Alege afirmațiile corecte:
 - a) toate elementele p sînt nemetale;
 - b) printre elementele d se află și nemetale;
 - c) unul din elementele s este nemetal;
 - d) nemetalele se găsesc doar în subgrupele principale. Argumentează alegerea.
- *4. Explică gradul de oxidare variabil al clorului plecînd de la formula sa electronică $\dots 3s^2 3p^5 3d^0$. Generalizează concluzia pentru toți halogenii cu configurația electronică a nivelului exterior.



Pentru care din halogeni legitatea nu este valabilă?

5. Indică șirurile în care nemetalele sînt aranjate în ordinea creșterii electronegativității:
 - a) C, N, O;
 - b) Br, Cl, F;
 - c) As, S, Cl;
 - d) Cl, O, F.

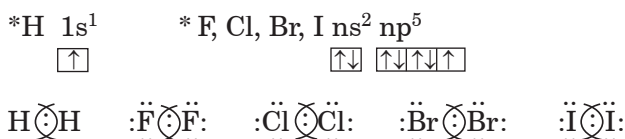
6.2. Structura și proprietățile nemetalelor

Elementele nemetale în stare liberă se găsesc sub formă de substanțe simple-nemetale. Să examinăm structura, proprietățile și aplicarea lor.

6.2.1. Structura și proprietățile fizice ale nemetalelor

Atomii nemetalelor se combină prin legături covalente. Formele de existență a nemetalelor sînt diferite.

Hidrogenul, fluorul, clorul, bromul, iodul există doar în formă de molecule diatomice: H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , consecință a faptului că atomii lor au doar o posibilitate de a forma un cuplu comun de electroni, pe baza singurului electron necuplat.



De ce hidrogenul și halogenii pot forma numai molecule diatomice?

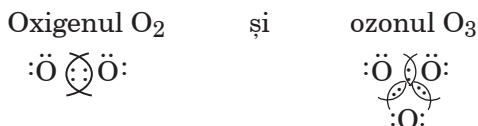
Azotul formează, de asemenea, o moleculă diatomică, N_2 , cu legătură triplă datorită celor trei electroni necuplați.



Odată cu creșterea numărului de electroni necuplați ai elementelor, apare posibilitatea de a forma substanțe simple cu compoziții diferite, numite *forme alotropice*. Fenomenul poartă denumirea de *alotropia compoziției*.

Spre exemplu, *oxigenul* și *sulfur*, cu cîte doi electroni necuplați ($ns^2 \ np^4$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\uparrow\uparrow$), au posibilitatea de a lua mai multe forme.

Oxigenul are două modificări alotropice :



Hidrogenul H_2 , fluorul F_2 , clorul Cl_2 , azotul N_2 , oxigenul O_2 și ozonul O_3 sînt molecule nepolare ușoare, care interacționează slab între ele. De aceea, toate substanțele enumerate, la temperatură obișnuită, sînt gaze. Bromul

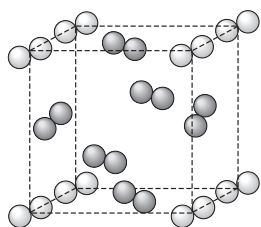


Fig. 6.2. Rețea cristalină moleculară de I_2

De ce molecula S_8 arată ca o coroană și nu ca un inel?

Br_2 este lichid, iar iodul I_2 este solid. În stare solidă, toate aceste nemetale au rețea cristalină moleculară.

*Sulfur, datorită celor doi electroni p necuplați ($\cdot\ddot{S}\cdot$), formează catene în formă de zigzag, deoarece electronii p necuplați ocupă orbitalii p , orientați sub un unghi de 90° .

În condiții obișnuite, cele mai stabile sînt catenele din 8 atomi, S_8 , dispuși în formă de coroană. Acesta e sulfurul rhombic, cu rețea cristalină moleculară.

În alte condiții (temperatură înaltă, solvenți organici ș.a.), există molecule de sulf cu compoziția S_6 , S_4 , S_2 , precum și sulfurul plastic S_∞ , cu catena deschisă.

La atomii de fosfor P ($*3s^23p^3$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$), cei trei electroni necuplați ($\cdot\ddot{P}\cdot$) se combină cu trei electroni ai atomilor vecini. Se formează molecule tetraatomice P_4 (fig. 6.3), de formă tetraedrică (12 electroni, 6 legături). Această modificare alotropică a fosforului cu rețea cristalină moleculară, în ale cărei noduri se găsesc moleculele P_4 , se numește fosfor alb, care este foarte reactiv și nociv. Fosforul roșu are o structură polimerică, formată din atomi legați piramidal (fig. 6.3). Este mai puțin reactiv decît fosforul alb și nu este nociv. Fosforul negru are o rețea atomică stratificată și manifestă proprietăți semiconductoare.

Carbonul și siliciul ($*ns^2np^2$) au, în stare de excitație, patru electroni necuplați și formează diverse modificări alotropice. Cea mai stabilă este structura diamantului (C_n , Si_n), cu o repartizare tetraedrică a legăturilor (fig. 6.4 a). Fiecare atom de carbon sau de siliciu este legat de alți patru atomi, formînd o rețea cristalină atomică. Diamantul este un dielectric, iar siliciul – un semiconductor.

În cristalul de grafit (fig. 6.4 b), fiecare atom de

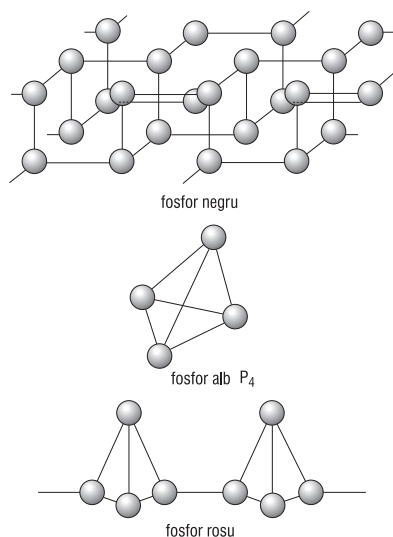


Fig. 6.3. Modificațiile alotropice ale fosforului

De ce grafitul, spre deosebire de diamant, are o structură stratificată și conduce bine curentul electric?

carbon se leagă de alți trei atomi în același plan. Anume prin aceasta se explică rețeaua atomică stratificată a grafitului.

*Straturile rețelei sînt legate între ele prin legături π datorită electronului p rămas necuplat. Această legătură π se rupe ușor. De aceea, grafitul conduce curentul electric.

Carbinul (fig. 6.4 c) este a treia modificare alotropică a carbonului, construită din catene liniare C_{∞} . Substanțele simple-nemetale cu rețele cristaline moleculare trec ușor în stare gazoasă, iar substanțele cu rețele cristaline atomice (C_n , Si_n) sînt solide și greu fuzibile.

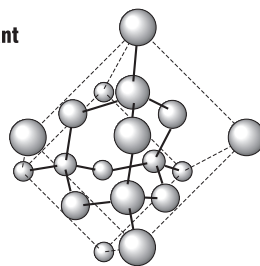
De regulă, nemetalele sînt dielectrice sau semiconductoare, nu posedă luciu metalic, nu conduc căldura, sînt fărîmicioase, au puncte de topire și puncte de fierbere mici. Absolut diferite de celelalte nemetale sînt gazele inerte sau nobile: heliul He, neonul Ne, argonul Ar, criptonul Kr, xenonul Xe, radonul Rn. Atomii acestor elemente au, pe nivelul exterior, opt electroni și nu se pot lega între ei prin legături covalente. Moleculele lor sînt monoatomice și interacțiunile moleculare sînt foarte slabe. În condiții obișnuite, sînt gaze, fără culoare și fără miros, iar în stare solidă, sînt cristale cu rețele cristaline moleculare. Gazele inerte se folosesc la umplerea becurilor electrice. Neonul conferă luminii o nuanță roșiatică, iar argonul – reflecții albastre.

Să trecem în revistă proprietățile fizice ale nemetalelor (legătura dintre structura și proprietățile fizice ale nemetalelor este prezentată în tabelul 6.2). Nemetalele fluor F_2 și clor Cl_2 au proprietăți fizice comune: sînt gaze otrăvitoare, cu miros înțepător; fluorul este galben-deschis, iar clorul – verde-gălbui.

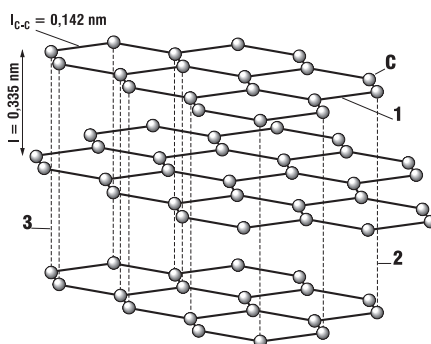
Oxigenul O_2 , hidrogenul H_2 și azotul N_2 sînt gaze incolor și inodore.

Bromul Br_2 este un lichid greu, de culoare brun-roșcată ($\rho=3,12 \text{ g/cm}^3$).

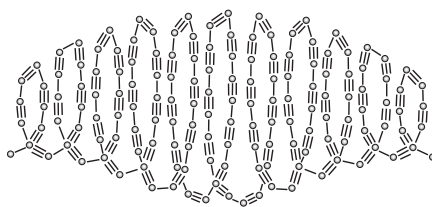
a. diamant



b. grafit



c. carbin



d. fulerenă

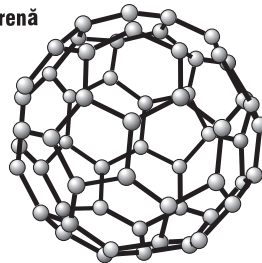


Fig. 6.4. Modificațiile alotropice ale carbonului

Explicați de ce F_2 și Cl_2 sînt substanțe gazoase, Br_2 este lichid, iar I_2 – solid?

Clorul și bromul sînt parțial solubile în apă, iar soluțiile lor se numesc, respectiv, *apă de clor* și *apă de brom*. Iodul I_2 este puțin solubil în apă; se dizolvă mai bine în alcool sau în alți solvenți organici.

Celelalte nemetale (sulfur, fosforul, carbonul, siliciul) au rețea cristalină moleculară sau atomică și în condiții obișnuite sînt substanțe solide, cu plasticitate redusă și insolubile în apă (tabelul 6.2).

Tabelul 6.2. Structura și proprietățile fizice ale nemetalelor în stare solidă

Nemetalul	Tipul rețelei cristaline	Culoarea	Proprietățile fizice
I_2	moleculară	neagră	luciu metalic
S_8 (cristalin)	moleculară	galbenă	fărîmicios
S_{∞} (plastic)	–	brună	plastic
P_4 (alb)	moleculară	albă	nociv, miros caracteristic de usturoi
P (roșu)	atomică	roșie-violetă	solid
P (negru)	atomică	negru-gri	conduce curentul electric
C (grafit)	atomică	gri-închis	bun conducător de electricitate și căldură, unsuros la pipăit
C (diamant)	atomică	incolor, transparent	cel mai dur material natural
C (carbin)	atomică	neagră	semiconductor
Si	atomică	gri	luciu metalic, semiconductor



Maraton spre cunoștințe

Important pentru sănătate!

Conținutul de iod în organismul uman constituie 20-25 mg. Iodul se acumulează în organism din apă și produsele alimentare și se concentrează în glanda tiroidă. Insuficiența de iod conduce la o boală grea, numită *gușă exoftalmică* (*boala Basedow*). Pentru profilaxia hipofuncției tiroidiene, în țara noastră se folosește sarea de bucătărie iodată (10 g de iodură de potasiu la 1 kg de sare de bucătărie).

Acest tip de sare se adaugă în toate alimentele.

1. Explică fenomenul alotropiei și dă exemple de forme alotropice a două substanțe.

*2. Carbonul există sub formă de patru substanțe simple cu structură diferită. Completează, în caiet, următorul tabel:

Substanța	Structura	Rețea cristalină
Diamant	_____	_____
Grafit	_____	_____
Carbin	_____	_____
Fulerenă	_____	_____

3. Ce tipuri de rețele cristaline se găsesc în substanțele simple-nemetale:

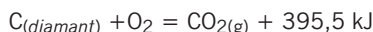
a) atomice; b) moleculare; c) ionice; d) metalice?

Argumentează-ți răspunsul și dă exemple concrete.

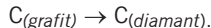
4. Explică de ce hidrogenul și halogenii pot forma doar molecule diatomice?

*5. Explică de ce grafitul, spre deosebire de diamant, are o structură stratificată și conduce curentul electric?

**6. Se dau următoarele ecuații termochimice de ardere a diamantului și grafitului:



Calculează efectul termic la trecerea grafitului în diamant:

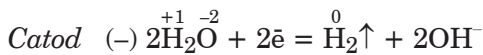


6.2.2. Obținerea nemetalelor

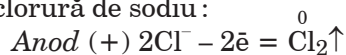
Nemetalele se obțin prin diferite metode:

1. **Separarea** de alte substanțe din sursele naturale, dacă nemetalul există în stare liberă. De exemplu, separarea aerului lichefiat în oxigen, azot și gaze inerte reziduale.

2. **Reducerea** din compuși, dacă nemetalul din compus are gradul de oxidare pozitiv. *De exemplu, reducerea hidrogenului din apă prin electroliză:

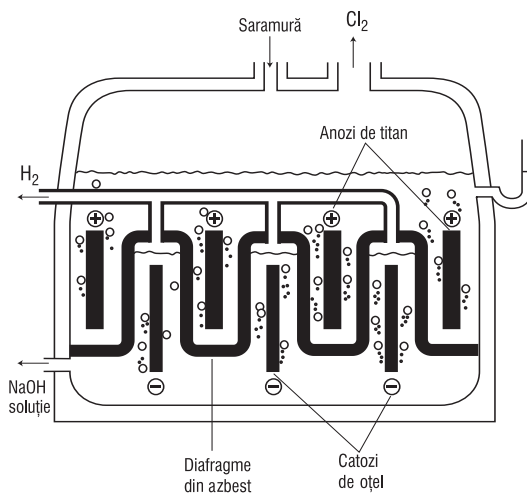


3. **Oxidarea** din compuși în care nemetalul are gradul de oxidare negativ. *De exemplu, oxidarea ionilor clorură la electroliza soluției sau topiturii de clorură de sodiu:



Nemetalele se pot obține atât în industrie, cât și în laborator.

Fig. 6.5. Obținerea clorului în industrie din soluția de NaCl



Care sînt principiile fundamentale de obținere a nemetalelor din compuși?

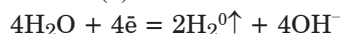
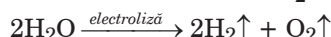
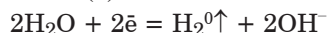
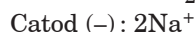
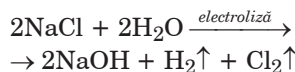
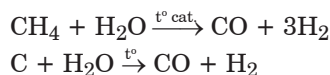
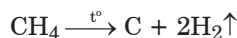
***Cînd se aplică oxidarea și cînd se aplică reducerea hidrogenului din substanțele inițiale?**

Alcătuiești ecuațiile electronice pentru reacțiile de oxidoreducere și trageți concluzii privitoare la procesul de bază ce are loc la obținerea oxigenului din compuși.

***Ce proces stă la baza obținerii clorului? Argumentați-vă răspunsul prin ecuații electronice.**

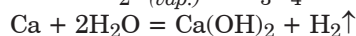
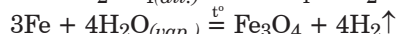
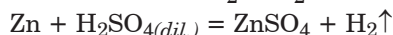
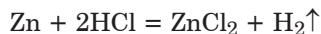
Obținerea hidrogenului H_2 : în industrie

- descompunerea metanului
- conversia (reforma-rea) metanului sau cocsului cu vapori de apă
- *electroliza soluțiilor saturate de NaCl sau KCl (reducerea catodică a H_2O)
- electroliza apei (în prezența electrolitului H_2SO_4 diluat)



în laborator

- acțiunea acizilor asupra zincului în aparatul Kipp
- substituirea din apă cu metale active



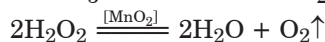
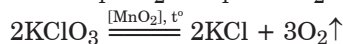
Obținerea oxigenului O_2 : în industrie

- distilarea din aerul lichefiat

Se volatilizează la temperatura de fierbere de $-183^\circ C$

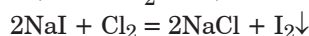
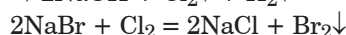
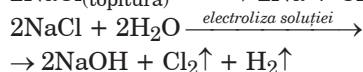
în laborator

- descompunerea sărurilor unor acizi oxigenați
- descompunerea peroxidului de hidrogen



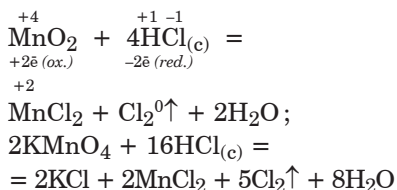
*Obținerea halogenilor: în industrie

- Cl_2 – la electroliza topiturii sau a soluției de NaCl
- Br_2, I_2 – prin eliminarea, cu ajutorul clorului, din bromurile și iodurile aflate în apa naturală



în laborator

- Cl_2 – prin acțiunea acidului clorhidric concentrat asupra oxidanților solizi MnO_2 , KMnO_4 ș.a.

**Obținerea azotului în industrie:**

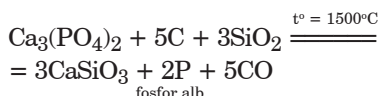
- distilarea din aerul lichefiat

Se volatilizează la temperatura de fierbere de -196°C

← Care substanță se va volatiliza mai întâi din aerul lichefiat: oxigenul sau azotul?

****Obținerea fosforului în industrie:**

- reducerea, în absența aerului, din fosforită naturală, cu cărbune și cu nisip (SiO_2), care formează CaSiO_3



← *Explicați de ce la obținerea fosforului se formează CO , și nu CO_2 .

***Obținerea sulfului în industrie:**

- la topirea sulfului din minereul nativ

Sub pământ, zăcămintul de sulf este topit cu ajutorul vaporilor de apă încălzite și, în stare lichidă, este ridicat prin țevi la suprafață, apoi purificat (fig. 6.6).

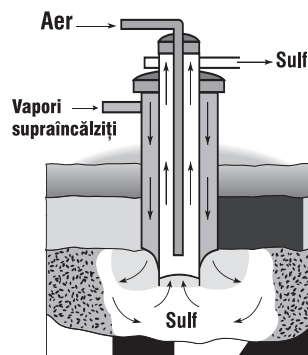
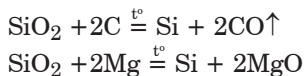


Fig. 6.6. Obținerea sulfului sub pământ prin metoda Marsh

****Obținerea siliciului în industrie și în laborator:**

- Prin reducerea dioxidului de siliciu SiO_2 cu aluminiu, magneziu sau cărbune

**Obținerea carbonului în industrie:**

- *Grafitul* – din amestecul de cocs și gudron de ulei.
- *Cărbunele* – la arderea lemnului, în lipsa aerului.
- *Diamantul artificial* – din grafit, la presiune și temperatură înalte, în prezența unui catalizator.
- Din sursele naturale de diamante, grafit și cărbune de pământ.

Așa cum se poate observa, fosforul, sulful și carbonul nu se pot obține în laborator.

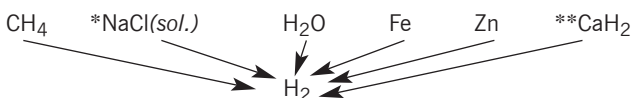


Maraton spre cunoștințe

****Calculați masa siliciului ce se poate obține la încălzirea unui amestec din 6 g de nisip și un exces de magneziu. Siliciul se separă prin dizolvarea amestecului reactant în soluție de acid clorhidric. Scrieți ecuațiile reacțiilor descrise. Profesorul vă poate vorbi despre reacțiile care mai au loc în această experiență captivantă și care cuprind o mare parte din chimia siliciului și a compușilor lui.**

EVALUARE

1. Explică principiile fundamentale de obținere a nemetalelor în industrie și în laborator.
2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru următoarea schemă de obținere a hidrogenului:



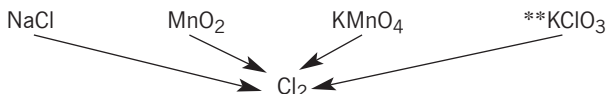
Compară metodele de obținere în industrie și în laborator.

3. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



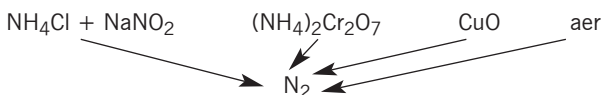
Compară metodele de obținere în industrie și în laborator.

- *4. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



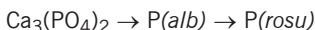
Calculează în ce caz volumul clorului va fi mai mare, dacă se va lua 1 g de oxidant. Folosirea cărei substanțe este mai avantajoasă?

- **5.** Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



Compară metodele de obținere a azotului în industrie și în laborator.

- **6.** Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



- *7. Printr-o soluție ce conține un amestec de clorură de sodiu și iodură de sodiu cu masa de 104,25 g s-a trecut un exces de clor. Apoi soluția a fost vaporizată pînă la uscare, iar reziduul a fost calcinat. Masa substanței uscate rămase după experiență este de 58,5 g. Determină părțile de masă ale clorurii de sodiu și iodurii de sodiu în amestecul inițial.

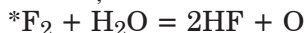
- **8.** Află gazul care s-a degajat și calculează volumul lui (c.n.), dacă s-a calcinat nitrit de amoniu cu masa de 19,2 g.

6.2.3. Proprietățile chimice ale nemetalelor

În reacțiile chimice, nemetalele pot fi atât oxidanți, cât și reducători, cu excepția fluorului F_2 , care manifestă un caracter puternic oxidant. Astfel, toate reacțiile chimice cu participarea nemetalelor sînt reacții de oxidoreducere.

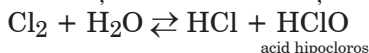
Să examinăm comportamentul nemetalelor față de apă și metale, față de alte nemetale, față de oxizi, acizi, baze și săruri. Nemetalele sînt rezistente la încălzire; de aceea, majoritatea reacțiilor cu participarea lor au loc doar la temperaturi înalte.

1. Interacțiunea cu apa. În condiții obișnuite, cu apa interacționează activ numai fluorul:

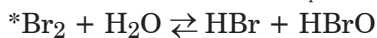


Se poate spune că apa „arde” în fluor. În consecință, se obține un amestec complex de substanțe, ce cuprinde și fluorurile de oxigen OF_2 și O_2F_2 .

Clorul și bromul interacționează cu apa parțial:

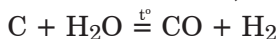


acid hipocloros

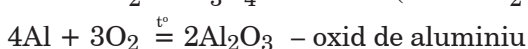
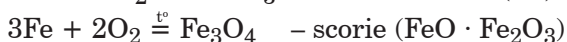
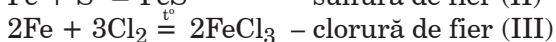


acid hipobromos

Soluțiile de clor și de brom în apă se numesc, respectiv, *apă de clor* și *apă de brom*. La trecerea vaporilor de apă peste cărbunele încins, se formează gazul de apă:

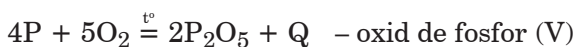


2. Interacțiunea cu metalele. Nemetalele, cu excepția gazelor inerte, reacționează cu metalele, formînd compuși **binari**: oxizi, hidruri, cloruri, sulfuri, bromuri, ioduri ș.a.



3. Interacțiunea cu alte nemetale. Nemetalele (cu excepția fluorului) reacționează între ele doar la încălzire, formînd compuși binari de diferite tipuri:

a) Oxizi:



În ce constă, după părerea voastră, importanța gazului de apă?

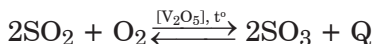


Proprietatea comună a nemetalelor este capacitatea atomilor de a accepta sau a ceda electroni, jucînd rolul atât de oxidanți, cât și de reducători.

De ce reacția sulfului cu oxigenul este exotermă, iar reacția azotului cu oxigenul este endotermă?



Oxidul de sulf (VI) se obține la oxidarea catalitică:

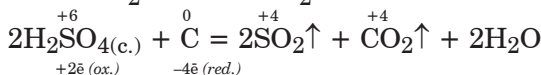
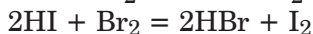
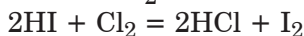
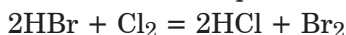


Dintre nemetale, nu reacționează nemijlocit cu oxigenul doar clorul, bromul și iodul, iar oxizii lor se obțin pe cale indirectă.

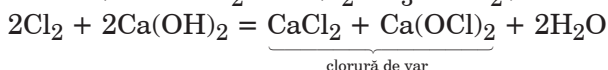
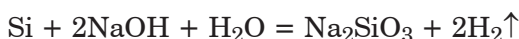
b) Compuși hidrogenați:



*4. Cu nemetalele interacționează doar acizii oxidanți (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(c.)}$) sau reducători (HBr). Halogenii se substituie reciproc din soluțiile acizilor lor:



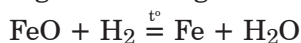
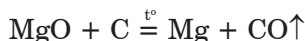
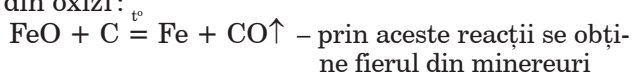
**5. Nemetalele intră în reacție cu bazele foarte rar:



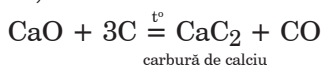
*Comparați reacția clorului cu apa și cu bazele alcaline.



6. **Interacțiunea cu oxizii.** În condiții obișnuite, oxizii aproape că nu reacționează cu nemetalele. La încălzire, au loc puține reacții, dar importanța lor este covârșitoare! De exemplu, reducerea metalelor și a nemetalelor din oxizi:



*Metalele active: alcaline, alcalino-pământoase și aluminii, formează carburi:





Maraton spre cunoștințe

Uneori apare necesitatea să ne marcăm lucrurile personale. Cu ajutorul *decapării chimice*, putem imprima orice semn pe un briceag, pe o cheie pentru bicicletă sau pe oricare alt obiect din aliaj de fier sau de cupru. Pentru experiență este necesară o luminare, iod farmaceutic (tinctură de iod) și un obiect (de exemplu, o cheie). Suprafața metalică se va șlefui cu hîrtie abrazivă. Vom aprinde lumina și vom picura parafină pe obiectul încălzit ușor în prealabil. Parafina se va întinde pe suprafața obiectului într-un strat subțire, uniform. După răcirea parafinei, putem face pe ea orice desen (zgîrind-o pînă la metal). Apoi, cu pipeta, vom picura iod pe desen. Peste cîteva minute, iodul se va îngălbeni. Vom mai picura o porție de iod. Peste o oră vom înlătura stratul de parafină și vom observa că desenul s-a întipărit pe metal.

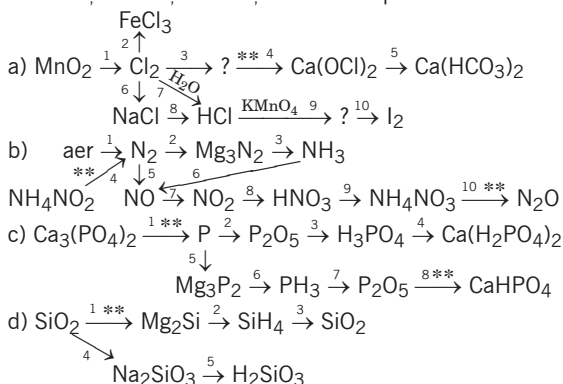
Explicați ce se întîmplă atunci cînd iodul vine în contact cu fierul sau cuprul. Nu uitați că în produsul reacției fierul este divalent, iar cuprul – monovalent.

1. Ce reacții sînt caracteristice nemetalelor:

- a) de schimb; c) de oxidoreducere;
b) de combinare; d) de substituție.

Pentru fiecare caz, arată un exemplu și scrie ecuația reacției.

*2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor ce corespund transformărilor:



Nu toate transformările sînt pe măsura puterilor tale. Vei efectua doar o parte din ele în mod individual, iar pentru cealaltă parte vei apela la ajutorul profesorului. La sfîrșitul acestui capitol, vei fi în stare să îndeplinești aceste sarcini de sine stătător.

3. Indică substanțele cu care interacționează carbonul:

- a) Mg b) ZnO c) H₂ d) HCl

Alcătuieste ecuațiile reacțiilor respective.

4. La trecerea vaporilor de apă peste cărbune incandescent, se formează gazul de apă – un combustibil gazos și o materie primă importantă pentru industria chimică. Calculează volumul total al gazului de apă obținut din 180 g de apă.

*5. Un amestec negru de praf de cărbune și oxid de cupru (II) a fost încălzit și s-a obținut un praf roșu. Calculează masa produsului de reacție obținut la amestecarea a 0,24 g cărbune și 1,6 g oxid de cupru (II). Care oxid de carbon se formează?

**6. Calculează masa clorurii de var obținută din 148 g hidroxid de calciu și exces de clor.

EVALUARE

Lucrarea practică nr. 3

Obținerea și proprietățile nemetalelor

Ustensile și reactivi:

stativ metallic, stativ cu eprubete, tuburi de evacuare a gazelor prevăzute cu dop (un tub drept și un tub cu capătul încovoiat), surcică, cărbune prins de o sîmuliță sau o surcică cu un capăt carbonizat, chibrituri, un pahar de 100-200 ml, dopuri de gumă, spirtieră, capsulă de porțelan cu soluție de săpun (cu 2-3 picături de glicerină), permanganat de potasiu (crist.), apă de var, zinc (granule), acid clorhidric (2:1; 26%), oxid de cupru (pulbere).

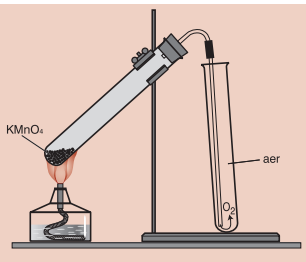


Fig. 6.7. Obținerea oxigenului și captarea lui prin dezlocuirea aerului

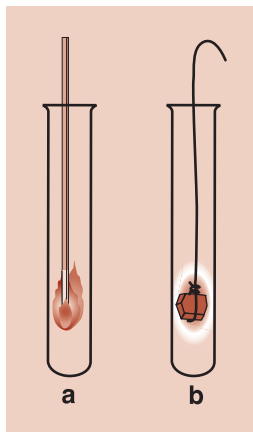


Fig. 6.8. Surcica (a) și cărbunele (b) ard energic în oxigen

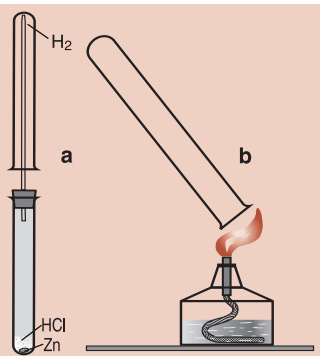


Fig. 6.9. Obținerea hidrogenului (a) și verificarea purității lui (b)

Experiența 1. Obținerea și captarea oxigenului

În laborator, oxigenul se obține prin descompunerea permanganatului de potasiu KMnO_4 , la încălzire:

Captarea oxigenului prin metoda dezlocuirii aerului
(Fiecare elev va efectua experiența de sine stătător)

Introduceți, într-o eprubetă uscată, circa 1,5 cm³ permanganat de potasiu. Fixați dopul și tubul de evacuare a gazelor cu capătul încovoiat (fig. 6.7).

Așezați dispozitivul în stativul metallic, astfel încît capătul tubului de evacuare să atingă fundul eprubetei în care se va capta oxigen. (De ce eprubeta trebuie așezată cu gura în sus?)

Încălziți eprubeta cu permanganat de potasiu, mai întâi pe toată suprafața, apoi doar porțiunea cu substanță.

Verificați dacă eprubeta s-a umplut cu oxigen: apropiați o surcică mocnindă de gura eprubetei. Dacă surcica va lua foc, scoateți eprubeta, astupați-o cu un dop și puneți-o în stativ. În mod similar, umpleți cu oxigen o altă eprubetă.

Experiența 2. Proprietățile oxigenului

Aprindeți o surcică și introduceți-o în prima eprubetă cu oxigen, coborînd-o treptat pînă la fund (fig. 6.8 a). Ce observați? Comparați arderea surcelei în aer și în oxigen. Notați observațiile.

În a doua eprubetă, introduceți o bucatică de cărbune încins, prinsă de o sîmuliță, sau o surcică cu un capăt mocnind. Treptat, coborîți pînă la fundul eprubetei cărbunele sau surcica mocnindă (fig. 6.8 b). Ce se întâmplă? Scoateți cărbunele (sau surcica). Notați observațiile.

Turnați, în aceeași eprubetă, circa 2 ml apă de var. Agitați conținutul. Ce observați? Ce substanță se formează la arderea surcelei (căr-bunelui) în oxigen? Scrieți ecuația reacției de ardere a carbonului în oxigen. Trageți concluzii pe baza experienței efectuate.

Colectați reziduurile ($\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2$). Spălați vesela.

Experiența 3. Obținerea și identificarea hidrogenului

Turnați, într-o eprubetă, 1,5 ml de acid clorhidric (2:1, 26%), apoi introduceți atent (alipită de pereții eprubetei) o granulă de zinc. Fixați dopul și tubul drept de evacuare a gazelor pe eprubetă. Dopul trebuie să

acopere strîns gura eprubetei. Prindeți dispozitivul în stativ și introduceți pe capătul tubului o eprubetă goală, cu gura în jos (fig. 6.9 a). Peste 8-10 secunde, scoateți eprubeta umplută cu hidrogen și, fără să o întoarceți, apropiați de gura ei un chibrit aprins (fig. 6.9 b). Dacă se aud pocnituri slabe, înseamnă că hidrogenul este pur. Dacă sunetul este strident, înseamnă că în eprubetă se găsește un amestec de aer și hidrogen.

Introduceți altă eprubetă pe capătul tubului de evacuare a gazelor. Veți folosi această eprubetă pentru următoarea experiență.

Scrieți ecuația reacției de obținere a hidrogenului.

Experiența 4. Arderea hidrogenului

Dacă la aprindere hidrogenul arde cu pocnituri slabe, puteți trece la experiența de ardere a hidrogenului.

Apropiați un chibrit aprins de capătul tubului de evacuare a gazelor. Hidrogenul se aprinde și arde cu flacără incoloră, abia perceptibilă. Introduceți o așchie sau un chibrit în flacără; veți observa că se aprinde. Țineți deasupra flăcării (fig. 6.10) un pahar uscat și rece. Acesta se va acoperi cu picături mici de apă.

Scrieți observațiile și ecuația reacției de ardere a hidrogenului în aer.

Experiența 5. Formarea baloanelor de săpun

Eliberați dispozitivul (eprubeta) de producții reacției zincului cu acidul clorhidric. Turnați, în aceeași eprubetă, 1,5 ml de acid clorhidric (26% sau 2:1). Introduceți atent o granulă de zinc și astupați eprubeta cu dopul unui tub încovoiat de evacuare a gazelor, al cărui capăt îl veți scufunda într-o soluție de săpun (fig. 6.11). Se formează bule de săpun umplute cu hidrogen, care se ridică ușor în aer.

Descrieți cele observate. Explicați fenomenele. Trageți concluzii.

Experiența 6. Interacțiunea hidrogenului cu oxidul de cupru (II) (proprietățile reducătoare ale hidrogenului)

Într-o eprubetă uscată, introduceți un tub de sticlă (fig. 6.12 a) și suflați în el pînă cînd pereții vasului vor asuda (aveți grijă să nu se formeze picături de apă), apoi înlăturați tubul. Cu ajutorul unei lingurițe, introduceți pînă la fund puțin oxid de cupru (II) (cît o gămălie de chibrit). Rotind eprubeta așa cum este arătat în fig. 6.12 b, repartizați praful uniform pe pereții asudați ai vasului (pe aproximativ 1/3 din eprubetă).

Reîncărcați aparatul de obținere a hidrogenului: turnați 1,5 ml de acid clorhidric diluat, dar **nu vă grăbiți să adăugați zincul**. Fixați aparatul în stativ. Încălziți bine eprubeta cu CuO la flacăra spirtierei, timp de 20-30 sec. (fig. 6.12 c). Introduceți apoi o granulă de zinc în aparatul de obținere a hidrogenului, astupați-l cu dopul unui tub încovoiat de evacuare a gazelor și introduceți eprubeta cu oxid de cupru pe capătul liber al tubului (fig. 6.12 d), fără a întrerupe încălzirea! Pereții eprubetei se vor acoperi cu o peliculă aurie și strălucitoare de cupru (oglindea de cupru). Veți ține eprubeta ușor înclinată, cu gura în jos, pentru ca picăturile de apă formate să nu curgă pe fundul fierbinte (eprubeta poate crăpa!). Urmăriți formarea picăturilor de apă la gura eprubetei.

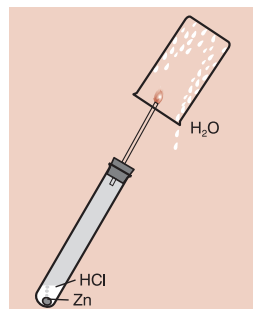


Fig. 6.10. Arderea hidrogenului și formarea apei

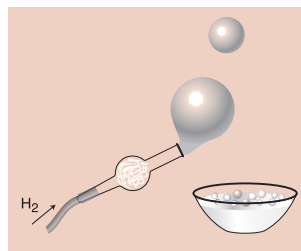


Fig. 6.11. Baloanele de săpun umplute cu hidrogen se ridică în aer

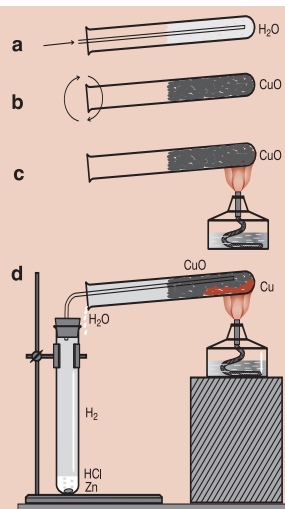


Fig. 6.12. a) umezirea pereților eprubetei; b) dispersarea oxidului de cupru pe pereții eprubetei; c) încălzirea eprubetei cu oxid de cupru (20-30 sec.); d) formarea oglinzii de cupru

6.2.4. Utilizarea nemetalelor

Hidrogenul (fig. 6.13). Aproape 50% din hidrogenul obținut în industrie se folosește în sinteza amoniacului, o bună parte se consumă la sinteza clorurii de hidrogen și a acidului clorhidric. Aproximativ 12% participă la rafinarea petrolului de compuși sulfurului. Hidrogenul mai este întrebuințat la producerea alcoolului metilic și a margarinei.

Halogenii. Din **fluor** se produc substanțele organice freonul (agent frigorific) și teflonul (stratul rezistent al tigăilor, cratițelor ș.a.). Este unul din cei mai ușori și eficienți oxidanți pentru combustibilul navelor cosmice. Din fluor se obține fluorura de hidrogen și fluorurile adăugate în pastele de dinți.

Clorul (fig. 6.14) este folosit în producerea acidului clorhidric, bromului, clorurii de var $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, la dezinfectarea apei, albirea țesăturilor, lemnului, celulozei, în producerea substanțelor organice, maselor plastice, fibrelor sintetice. De exemplu, fibrele clorvinilice se obțin din clorură de hidrogen și acetilenă, printr-un lanț de transformări.

Iodul se aplică în medicină. Cu soluții de bromură și iodură de argint se acoperă pelicula și hîrtia fotografică.

Azotul și fosforul. Azotul este folosit la producerea amoniacului, îngrășămintelor minerale, acidului azotic, explozivilor. Este parte componentă a atmosferei inerte

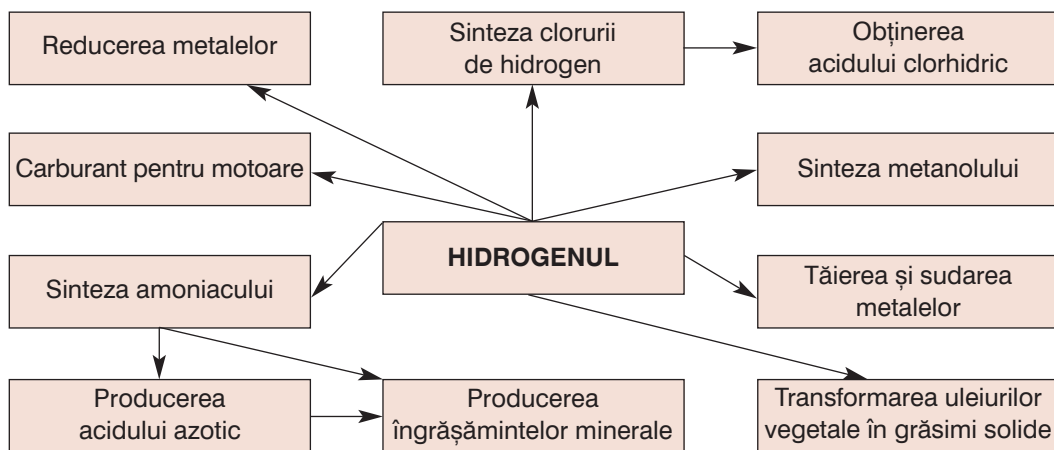


Fig. 6.13. Utilizarea hidrogenului

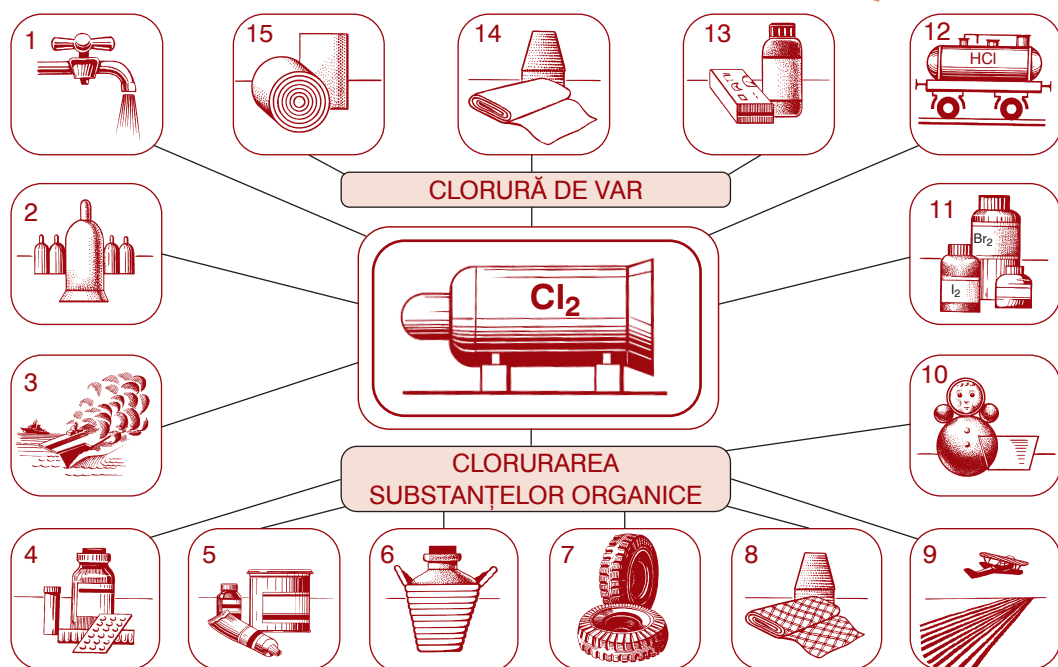


Fig. 6.14. Utilizarea clorului:

1 – clorurarea apei; 2 – obținerea COCl_2 ; 3 – obținerea clorurii de staniu (IV) și a clorurii de titan (IV); 4 – în medicină; 5 – obținerea coloranților; 6 – a solvenților; 7 – a cauciucului sintetic; 8 – a fibrelor sintetice; 9 – a substanțelor pentru protecția plantelor; 10 – a maselor plastice; 11 – a halogenilor; 12 – a acidului clorhidric; 13 – a substanțelor pentru dezinfecție; 14 – albirea țesăturilor; 15 – albirea hârtiei

din becurile electrice și termometrele cu mercur. Cu azot se acoperă suprafețele de oțel, pentru a le crește rezistența. Fosforul și compușii lui sînt aplicați la producerea chibriturilor și îngrășămintelor minerale.

Siliciul. Siliciul este un bun semiconductor. Din siliciu se fabrică baterii solare pentru navele cosmice. Conținutul sporit de siliciu în oțel îi mărește rezistența la temperaturi înalte și la acțiunea acizilor.

Oxigenul are variate întrebuințări în medicină, industrie etc. (fig. 6.15).

Carbonul, avînd mai multe modifi cații, poate fi utilizat în cele mai diverse domenii (fig. 6.16).

Diamantul, grație duriității înalte, se folosește la tăierea sticlei, la șlefuirea materialelor dure, la confecționarea sfredelelor etc. Refracția deosebit de puternică a luminii i-a asigurat un loc important printre bijuteriile de preț: diamantele șlefuite în dublă piramidă se transformă în bijuterii.

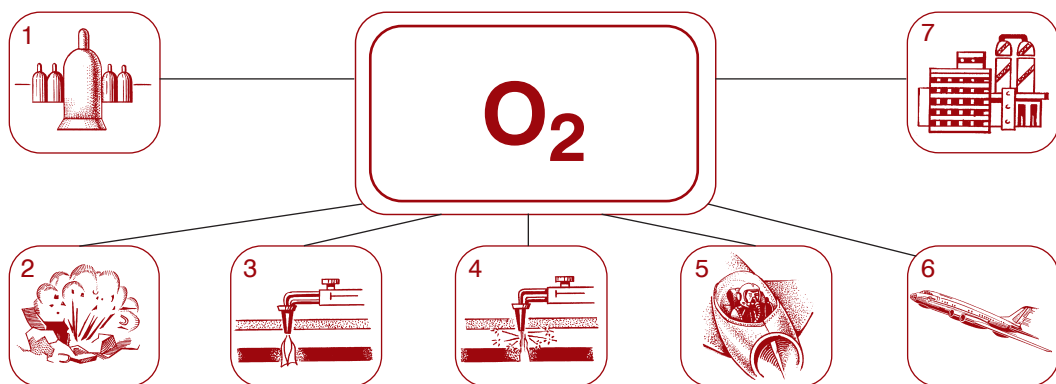


Fig. 6.15. Utilizarea oxigenului:

1 – în medicină; 2 – pentru obținerea materialelor explozive; 3 – la sudarea metalelor; 4 – la tăierea metalelor; 5 – pentru respirație (în practica aviatică); 6 – pentru motoarele avioanelor; 7 – în metalurgie

Grafitul, datorită structurii stratificate, se folosește în fabricarea minelor de creioane, în calitate de material lubrifiant. Grație conductibilității sale electrice, din grafit se produc electrozi ieftini pentru electroliza industrială.

Cărbunele. La încălzirea compuşilor carbonului, în lipsa aerului, se formează cărbune și produși volatili prețioși. Cărbunele este grafit măcinat. Există mai multe tipuri de cărbune: cocsul, cărbunele de lemn (mangalul), negrul de fum.

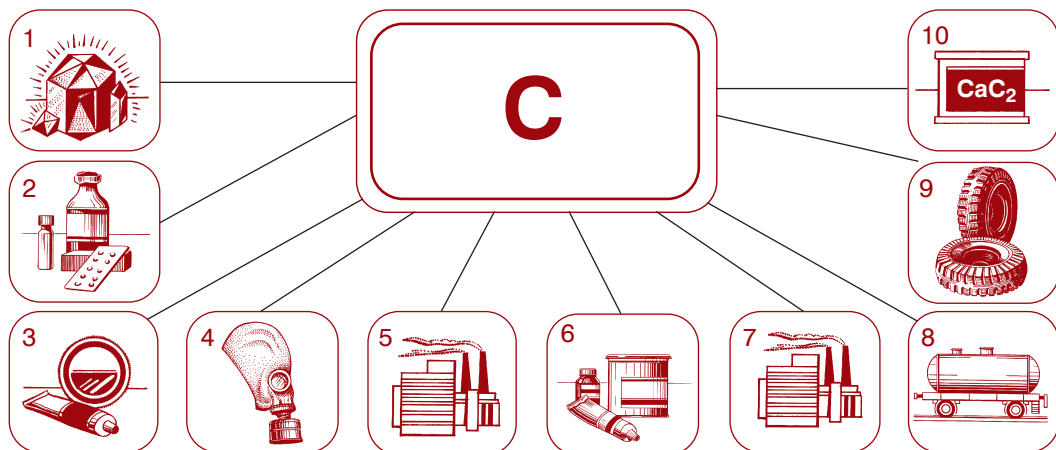


Fig. 6.16. Utilizarea carbonului:

1 – obținerea diamantelor artificiale; 2 – în preparatele medicale; 3 – în crema de pantofi; 4 – ca adsorbant; 5 – obținerea zahărului; 6 – a vopselei negre; 7 – a alcoolului metilic; 8 – a benzinei sintetice; 9 – a gumei; 10 – a carburii de calciu

Cocsul se obține din cărbune de pământ și se aplică în metalurgie ca cel mai ieftin reducător. Arderea în sobe pentru încălzirea încăperilor reprezintă cea mai nerațională formă de utilizare a cărbunelui de pământ.

Cărbunele de lemn (mangalul) se obține din lemn și se folosește în metalurgie, în forjele de fierărie, pentru obținerea pulberii negre, adsorbția gazelor și a substanțelor nocive.

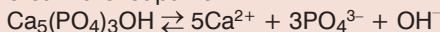
Negrul de fum se obține din gaz natural, acetilenă și alte substanțe organice. Este folosit la fabricarea cauciucului negru, vopselelor negre, cremei de pantofi.

Fibra de carbon este un material modern, cu o rezistență mecanică și o conductibilitate electrică înaltă, greu fuzibil și stabil. Din acest material ușor se fabrică utilaje pentru mediile puternic agresive. Își găsește o aplicare largă în aviație și cosmonautică.

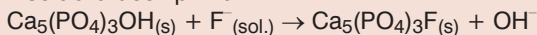
Maraton spre cunoștințe

Toate organele și țesuturile organismului uman conțin fluor. Cea mai mare concentrație de fluor se găsește în păr, unghii, oase și dinți. În localitățile în care apa potabilă are un conținut redus de fluor, oamenii au dinți afectați de caria dentară.

Dinții sînt formați în proporție de 98% din hidroxoapatită $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, insolubilă în apă. Într-un mediu acid, are loc demineralizarea treptată a dinților. Cu alte cuvinte, se produce descompunerea hidroxoapatitei:



La folosirea pastei de dinți fluorurate sau a apei fluorurate, hidroxoapatita se transformă în fluoroapatită, de o sută de ori mai puțin solubilă decît prima:



Fluorul intră în compoziția pastei de dinți sub formă de fluoruri: NaF , SnF_2 ș.a.

La un exces de fluor în organism, apare o altă boală, numită *fluoroză*. Dinții se acoperă cu pete, se macină ușor, se rup și se rod pînă la gingii.

Aflați, împreună cu profesorul de chimie, care este conținutul de fluor în apa pe care o consumați. În funcție de aceasta, alegeți pasta de dinți potrivită. Nu folosiți o pastă de dinți fluorurată dacă fluorul în apă are o concentrație normală sau sporită.

EVALUARE

1. Alcătuieste un eseu despre aplicarea nemetalelor. (În acest scop, reexaminează figurile de la tema respectivă: fig. 6.13-6.16.)
2. Caracterizează clorul după schema:
 - a) poziția în sistemul periodic;
 - b) structura atomului, valența posibilă și gradul de oxidare;
 - c) răspîndirea în natură;
 - d) substanța simplă: structura, obținerea, proprietățile fizice și chimice.
3. Caracterizează oxigenul după schema din exercițiul 2.
4. Caracterizează hidrogenul după schema din exercițiul 2.
5. Caracterizează azotul după aceeași schemă.
6. Caracterizează fosforul după aceeași schemă. Compară proprietățile fosforului și ale azotului.
7. Caracterizează sulfurul. Compară proprietățile sulfurului și ale oxigenului.
8. Prezintă caracterizarea generală a elementelor din subgrupa principală a grupei a VI-a.
9. În decurs de un an, bacteriile de tuberculi leagă, pe o suprafață de 1 ha, 400 kg de azot. Calculează volumul azotului legat.
10. Fosforul care intră în componența alimentelor este necesar pentru creșterea organismului. Calculează necesarul zilnic de fosfor al unui adult, dacă pentru acoperirea lui acesta trebuie să consume 200 g de carne de vită, 200 g de cartofi, 100 g de pâine albă, 100 g de lapte și 100 g de mere. Conținutul de fosfor în 100 g de produs este următorul: în carnea de vită – 0,25 g, în cartofi – 0,053 g, în pâinea albă – 0,087 g, în lapte – 0,093 g, în mere – 0,01 g.

6.3. Compușii hidrogenați ai nemetalelor

6.3.1. Structura, proprietățile fizice, aplicarea

Nemetalele formează compuși hidrogenați, în care valența lor față de hidrogen este egală cu diferența dintre cifra 8 și numărul grupei. Diferența se ia cu valoare negativă, de exemplu NH_3 (tabelul 6.3).

Legătura dintre atomii nemetalului și hidrogen este întotdeauna covalentă, cu un grad diferit de polaritate. Polaritatea legăturii R–H este cu atât mai mare, cu cît este mai mare diferența dintre electronegativitatea acestor atomi.

De exemplu, legătura $\overset{\delta-}{\text{C}} : \overset{\delta+}{\text{H}}$ este slab polară, în timp ce legătura $\overset{\delta+}{\text{H}} : \overset{\delta-}{\text{F}}$ este puternic polară. Interacțiunile moleculare în compușii hidrogenați sînt slabe. De aceea, majoritatea lor sînt gaze.

Tabelul 6.3. Compoziția compușilor hidrogenați

grupa a IV-a	grupa a V-a	grupa a VI-a	grupa a VII-a
RH_4	RH_3	H_2R	HR
CH_4 metan	NH_3 amoniac	H_2O apă	HF fluorură de hidrogen
SiH_4 silan	PH_3 fosfină	H_2S sulfură de hidrogen	HCl clorură de hidrogen
	AsH_3 arsină	H_2Se selenură de hidrogen	HBr bromură de hidrogen
		H_2Te telură de hidrogen	HI iodură de hidrogen
		hidrocalcogenuri	hidrohalogenuri

Excepție fac apa și fluorura de hidrogen HF (fig. 6.17), între moleculele cărora apar legături de hidrogen. Anume legăturile de hidrogen determină proprietățile neordinare ale acestor substanțe.

Fluorura de hidrogen este un lichid volatil (fierbe la $19,5^\circ C$), cu miros înțepător.

Apa H_2O este un lichid incolor, inodor, fierbe la $100^\circ C$ și îngheață (se topește) la $0^\circ C$. Este un bun dizolvant.

Apa este principiul fundamental de existență a vieții pe Pământ. Apa potabilă este folosită zilnic pentru consum și prepararea bucatelor. Fără apă nu poate funcționa nici o ramură a industriei. Apa are o căldură specifică neobișnuit de mare, se încălzește greu și menține căldura timp îndelungat, răcindu-se lent. De aceea, apa fierbinte se folosește pentru încălzirea încăperilor.

Amoniacul se lichiefiază ușor la presiune înaltă. La evaporare,

De ce, la temperatura de $10^\circ C$, HF este lichid, iar HCl este o substanță gazoasă?

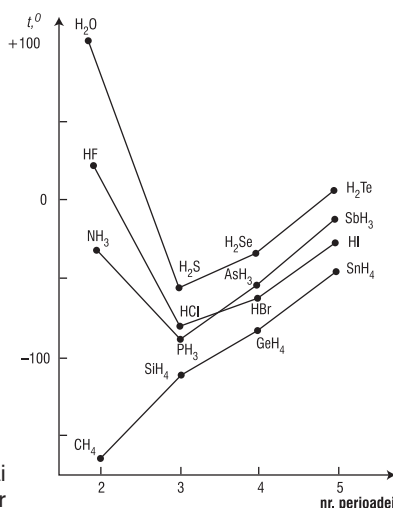


Fig. 6.17. Compușii hidrogenați ai nemetalelor și proprietățile lor



În prezent, NH_3 este una din substanțele propuse să se utilizeze drept combustibil la motoarele cu explozie, la autoturisme!

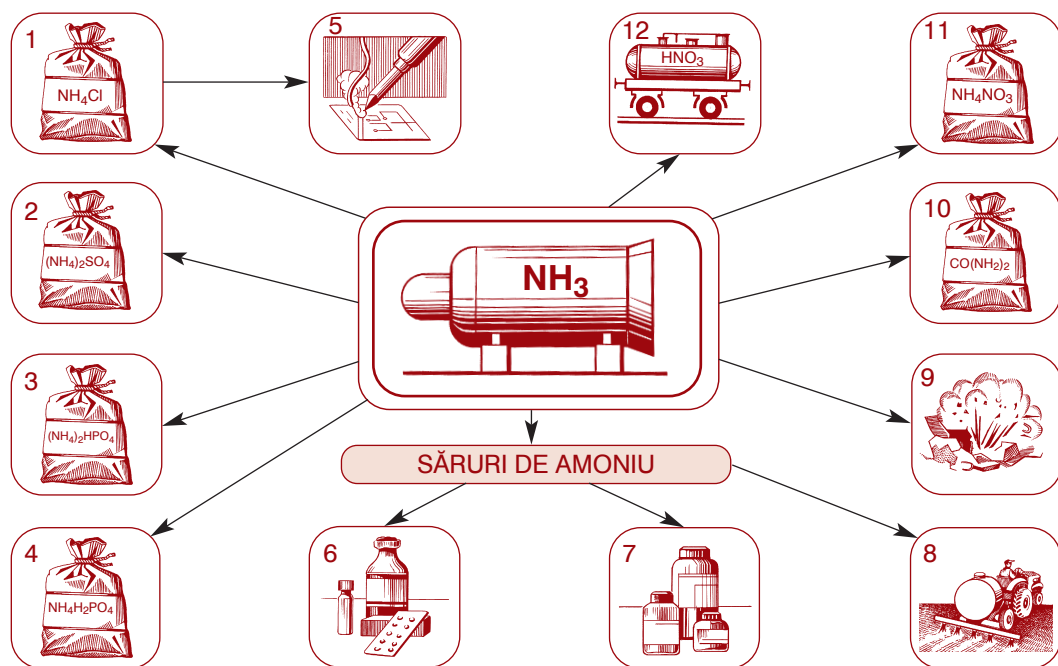


Fig. 6.18. Utilizarea amoniacului și a sărurilor de amoniu:

1–4, 8, 10, 11 – producerea îngrășămintelor minerale; 5 – sudarea metalelor; 6 – în medicină;
7 – în viața cotidiană; 9 – obținerea explozivilor; 12 – obținerea acidului azotic

amoniacul lichid absoarbe multă căldură. De aceea, se folosește în frigiderele industriale în calitate de refrigerent.

Amoniacul este un bun îngrășământ mineral. El este întrebuințat și la sinteza altor îngrășăminte minerale cu azot (NH_4NO_3 , NaNO_3) sau azotofosforice ($(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (fig. 6.18).

Proprietățile fizice generale. Compușii hidrogenați ai nemetalelor sînt incolori, au miros neplăcut (cu excepția apei), sînt nocivi, exceptînd H_2O și CH_4 . La temperaturi joase, se solidifică și formează rețele cristaline moleculare.

6.3.2. Obținerea compușilor hidrogenați ai nemetalelor

Compușii hidrogenați ai nemetalelor se obțin pe cale directă – prin sinteză din substanțele simple, sau indirectă – din compușii binari cu metalele, la descompunerea lor cu acizi sau apă.

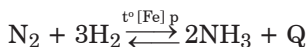
***Obținerea metanului CH_4 în industrie:**

- din gaz natural

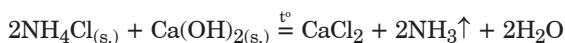
Unele zăcămintele de gaze sînt formate din metan în proporție de pînă la 95%.

Obținerea amoniacului NH_3 : în industrie

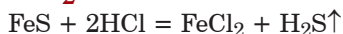
- prin sinteza din hidrogen și azot, la t° de $450^\circ C$ și presiunea de 30-100 MPa (de 300-1000 de ori mai mare decît presiunea atmosferică), pentru a deplasa echilibrul spre dreapta; catalizator poate fi fierul spongios

**în laborator**

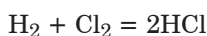
- prin încălzirea amestecului de clorură de amoniu și hidroxid de calciu sub formă de pulbere

***Obținerea sulfurii de hidrogen H_2S în laborator:**

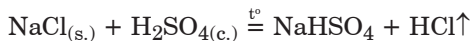
- prin interacțiunea acidului clorhidric cu sulfura de fier (II) în aparatul Kipp

**Obținerea clorurii de hidrogen HCl : în industrie**

- prin sinteza din hidrogen și clor

**în laborator**

- prin dislocarea clorurii de hidrogen din sarea solidă cu acid sulfuric concentrat, la încălzire (pe timpuri, HCl se obținea prin această metodă în industrie)



Maraton spre cunoștințe

Concentrația maximă admisă (CMA) a sulfurii de hidrogen în aer constituie 15 mg/m^3 . Mirosul ei se face însă simțit cu mult înainte de atingerea acestei limite. Pentru amoniac, CMA constituie $19,7 \text{ mg/m}^3$ aer, dar mirosul lui poate fi sesizat abia începînd cu 35 mg/m^3 aer. Poate fi oare determinată concentrația periculoasă de amoniac după miros?

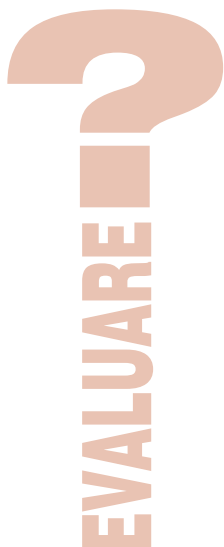
Realizați următorul experiment:

Din substanțele propuse: N_2 , S, H_2 , Cl_2 , NH_4Cl , $Ca(OH)_2$, CH_3COONa , FeS , $H_2SO_{4(c)}$, CaF_2 , $NaCl_{(cr)}$, Mg, P, SiO_2 , obțineți compuși hidrogenați ai: a) azotului; b) clorului; c) *sulfului; d) *carbonului; e) *fosforului.

Scrieți ecuațiile reacțiilor.



Să lucrăm împreună



1. Dedu formulele generale ale compuşilor hidrogenaţi ai elementelor din subgrupele principale ale grupelor IV, V, VI, VII. Dă exemple, numeşte substanţele. Care dintre aceşti compuşii au o importanţă vitală?
2. Explică, în baza *fig. 6.17*, legităţile observate la schimbarea proprietăţilor compuşilor hidrogenaţi ai nemetalelor. Stabileşte legătura dintre proprietăţile fizice ale compuşilor şi aplicarea lor.
3. Explică cum pot fi deosebite două gaze incolore – amoniacul şi clorura de hidrogen. Argumentează-ţi răspunsul alcătuind ecuaţiile reacţiilor.
- *4. Într-un vas închis au fost amestecaţi 4 l de clor şi 6 l de hidrogen. Amestecul a explodat. Ce gaz s-a format, ce gaz a rămas în exces? Calculează volumul lor.
- *5. În laborator, sulfura de hidrogen se obţine în aparatul Kipp din sulfură de fier (II) şi acid clorhidric. Calculează volumul de sulfură de hidrogen care poate fi obţinut din 176 g de sulfură de fier (II). Poate fi oare înlocuită sulfura de fier (II) cu sulfura de fier (III)? Fii cu ochii în patru!

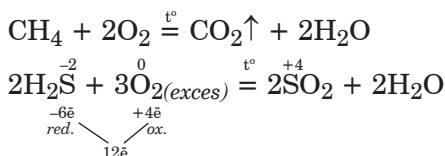
6.3.3. Caracterizarea comparativă a proprietăţilor chimice ale compuşilor hidrogenaţi ai nemetalelor

Ştim deja că în compuşii hidrogenaţi nemetalele manifestă gradul inferior de oxidare. De aceea, în reacţiile chimice, atomii lor sînt, de multe ori, **reducători**.

*A. Reacţia cu oxigenul

Toate reacţiile cu oxigenul sînt de oxidare. Procesul de oxidare care decurge cu degajare de căldură şi lumină se numeşte **ardere**.

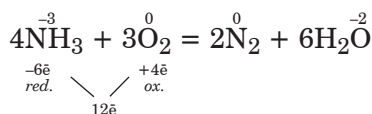
Majoritatea compuşilor hidrogenaţi (cu excepţia H_2O şi a hidrohalogenurilor) ard în oxigen pînă la oxid şi apă:



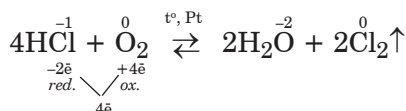
În compuşii hidrogenaţi nemetalele manifestă gradul inferior de oxidare, de aceea în reacţiile chimice, atomii lor sînt, de multe ori, **reducători**.

$2H_2S + O_{2(insuf)} = 2S + 2H_2O$ (arderea incompletă se aplică la obţinerea sulfurii în industrie).

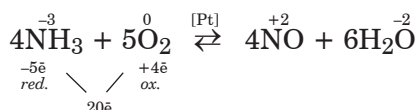
Uneori, mai ales atunci cînd molecula este foarte stabilă, ca în cazul azotului, în urma arderii se obţine o substanţă simplă-nemetal:



sau substanța nu reacționează cu oxigenul, ca în cazul clorului, care se obține la oxidarea clorurii de hidrogen :



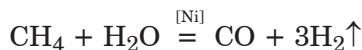
Pentru oxidarea amoniacului pînă la oxid de azot (II), este necesară prezența platinei în calitate de catalizator :



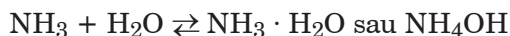
Prin această reacție se obține în industrie acidul azotic. Astfel, în reacțiile cu oxigenul, compușii hidrogenați ai nemetalelor sînt reducători.

B. Interacțiunea cu apa

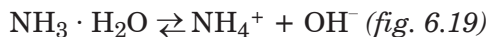
În condiții obișnuite, metanul CH_4 , silanul SiH_4 și fosfina PH_3 nu reacționează cu apa și se dizolvă slab în ea. La temperaturi înalte, are loc conversia metanului :



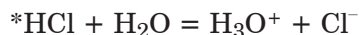
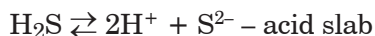
Amoniacul se dizolvă bine în apă (700:1) și adăunează apa :



Soluția apoasă de amoniac are mediul alcalin datorită disocierii bazei formate :



Hidrocalcogenurile (H_2S , H_2Se , H_2Te) și **hidrohalogenurile** (HF , HCl , HBr , HI) se dizolvă în apă, iar soluțiile lor sînt acizi de tărie diferită (tabelul 4.2) :



Hidrohalogenurile se dizolvă bine în apă. Spre exemplu, solubilitatea HCl în apă este de 400:1 (după volum). Partea de masă maximă a acidului clorhidric poate atinge valoarea de 38%.

De ce amoniacul arde pînă la azot și nu pînă la oxid de azot (II)? Argumentați.

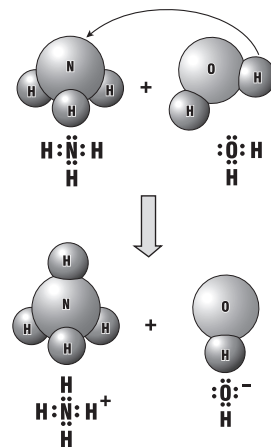


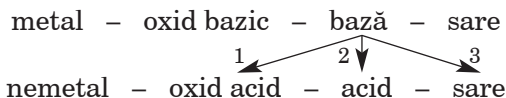
Fig. 6.19. Interacțiunea amoniacului cu apa

H_2S – acidul sulfhidric, H_2Se – acidul selenhidric și H_2Te – acidul telurhidric sînt acizi slabi. În schimb, toate hidrohalogenurile, exceptînd acidul fluorhidric, reprezintă acizi tari. În grupe, în ambele șiruri verticale, capacitatea de eliberare a ionului de hidrogen crește de sus în jos, odată cu creșterea razei atomului. De aceea, tăria acizilor se mărește.

În tabelul 4.2. sînt prezentate valorile gradelor de disociere ale acizilor și bazelor măsurate experimental. Pentru electroliții tari, cu o ionizare de 100%, acestea sînt așa-numitele grade de disociere „aparente“.

C. Proprietățile soluțiilor apoase ale compușilor hidrogenați ai nemetalelor

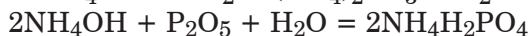
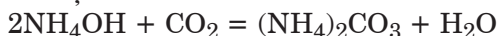
I. Amoniacul, în soluțiile apoase, are toate proprietățile bazelor :



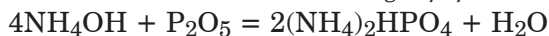
1. **Interacțiunea cu acizii** se produce foarte ușor :



2. **Interacțiunea cu oxizii acizi :**



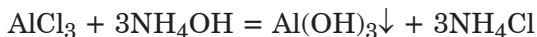
dihidrogenofosfat de amoniu



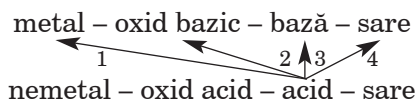
hidrogenofosfat de amoniu

(în baza hidrogenului se stabilește locul apei H_2O – în dreapta sau în stînga ecuației). Fosfatul de amoniu nu se formează.

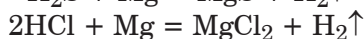
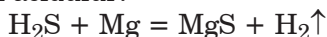
3. **Interacțiunea cu sărurile** conduce la formarea bazelor sau a sărurilor bazice.



II. Acizii neoxigenați (H_2S , H_2Se , H_2Te , HCl , HBr , HI) manifestă toate proprietățile generale ale acizilor :



1. **Interacțiunea cu metalele.** Are loc doar interacțiunea cu metalele aflate pînă la hidrogen în seria tensiunii metalelor. În urma reacției nu formează săruri insolubile cu anionul acidului :



**Datorită cărei legături chimice se formează ionul de amoniu?*

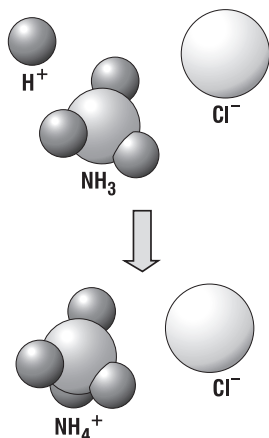


Fig. 6.20. Interacțiunea amoniacului cu acidul clorhidric

Care credeți că sînt factorii ce determină proprietățile generale ale acizilor neoxigenați.

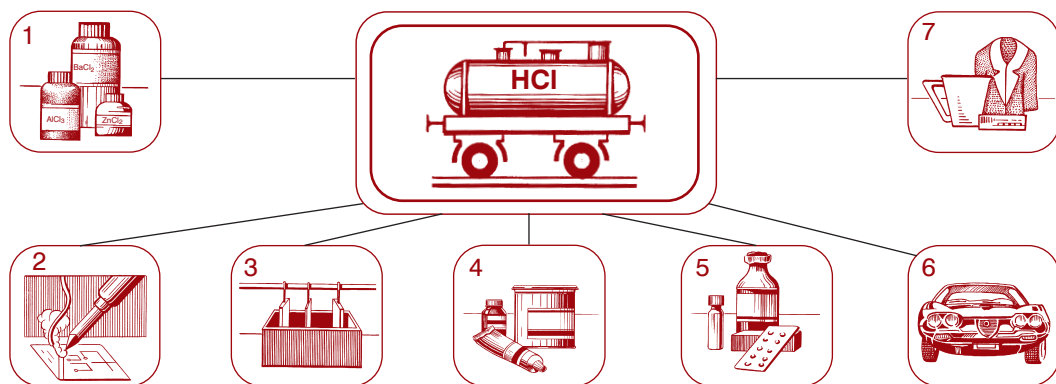
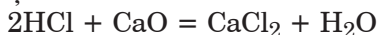


Fig. 6.21. Utilizarea acidului clorhidric:

1 – obținerea sărurilor; 2 – sudare; 3 – în galvanostegie; 4 – obținerea coloranților; 5 – în medicină; 6, 7 – obținerea maselor plastice și a polimerilor

2. Interacțiunea cu oxizii bazici :

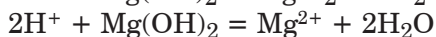
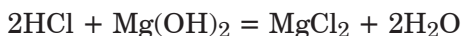


3. Interacțiunea cu bazele :

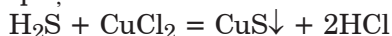
a) *solubile*:



b) *insolubile*:

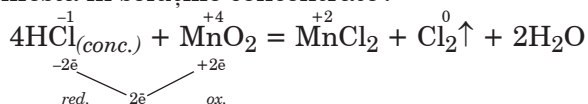


4. **Interacțiunea cu sărurile** decurge în sensul formării sărurilor puțin solubile:



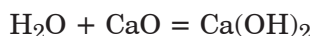
***Proprietățile specifice ale acizilor neoxigenați** sînt determinate de ionul (atomul) reducător (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^-) care intră în compoziția lor.

La acizii hidrohalogenai, proprietățile reducătoare se manifestă în soluțiile concentrate:

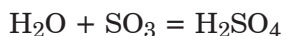


Prin această reacție se obține clorul în laborator.

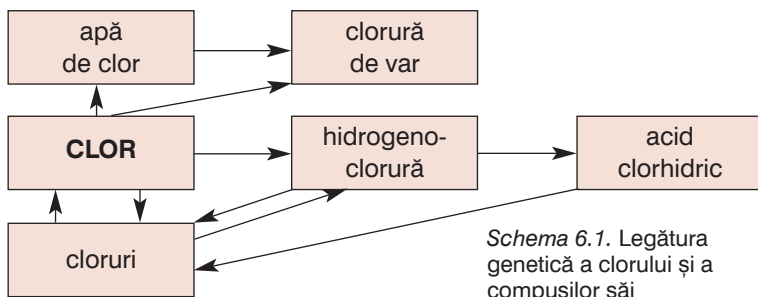
III. Apa H_2O este un compus amfoter. Proprietățile acide ale apei se manifestă în reacțiile cu oxizii bazici:



iar proprietățile bazice – în reacțiile cu oxizii acizi:



Prin urmare, proprietățile chimice ale compușilor hidrogenați ai nemetalelor se schimbă de la neutre (CH_4) la bazice (NH_3), amfotere (H_2O), apoi acide (H_2S , HCl).



Schema 6.1. Legătura genetică a clorului și a compușilor săi

Maraton spre cunoștințe

Știm că mediul acid și bazic în soluție poate fi determinat cu ajutorul indicatorilor. Este posibilă prepararea indicatorilor și din materie primă vegetală (petale de stînjeniei (iriși), trandafiri sau lalele, suc de coacăză neagră, de struguri negri, de zmeură, de mure). Înainte de experiență, din petalele uscate de flori se vor pregăti soluții proaspete de indicatori.

Pentru aceasta, vom introduce cîteva petale sau pomușoare într-o eprubetă și vom turna apă. Vom pune eprubeta într-o baie de apă (în condiții casnice – un vas cu apă ținut pe foc) și o vom încălzi pînă cînd soluția se va colora. Apoi vom filtra fieritura printr-un strat de vată și o vom turna într-un flacon. Păstrată la rece, ea nu se va altera timp de cîteva zile. Pentru experiențele efectuate acasă, în calitate de soluție acidă poate servi oțetul, iar în calitate de soluție alcalină – soluția de sodă (carbonat de sodiu). De ce? Desenați în caiete un tabel și completați-l după modelul de mai jos:

Indicatorul	Culoarea soluției		
	inițială	în mediul acid	în mediul bazic
suc de struguri	roșie-încris	roșie	verde
iris albastru	albastră-deschis	roșie	verde-albăstruie

În farmacie se vînd pastile de purgativ (fenolftaleină). Fărîmițați două pastile și dizolvați-le în 10 ml de alcool sau în apă caldă. Filtrați soluția. Această soluție este foarte bună pentru determinarea mediului alcalin (care va căpăta culoarea zmeurie).

Acasă, puteți pune în aplicare aceste experiențe cu indicatorii la spălatul rufelor. Țesăturile de in și de bumbac preferă mediul alcalin, iar cele de lînă și de mătase – mediul neutru.



Să lucrăm împreună

Într-o bucătărie cu volumul de 10 m^3 are loc scurgerea gazului natural (metan CH_4) sau a gazului de butelie (C_3H_8). Ce volum de gaze poate duce la explozie?

- *10.** Apa amoniacală, folosită în calitate de îngrășămint lichid, se obține la dizolvarea amoniacului în apă. Un anumit fel de apă amoniacală standard are partea de masă a NH_3 egală cu 20%. Calculează volumul amoniacului (*c.n.*) și masa apei necesare pentru obținerea a 1000 m³ de apă amoniacală (densitatea soluției de amoniac de 20% constituie 926 kg/m³).

6.4. Oxizii nemetalelor și acizii oxigenați

6.4.1. Clasificarea, nomenclatura și proprietățile fizice ale oxizilor nemetalelor

Nemetalele pot forma cu oxigenul două tipuri de oxizi :

a) **oxizi acizi**, cărora le corespund acizi oxigenați (de exemplu, oxidul de sulf (VI)) ;

b) **oxizi neutri**, cărora nu le corespund acizi. De exemplu, oxidul de carbon (II) CO și oxidul de azot (II) NO, care sînt gaze incolor, puțin solubile în apă.

Atenție: oxidul de carbon (II) este deosebit de toxic!

În *tabelul 6.4.* sînt prezentate compoziția și proprietățile fizice ale oxizilor acizi și ale acizilor care le corespund.

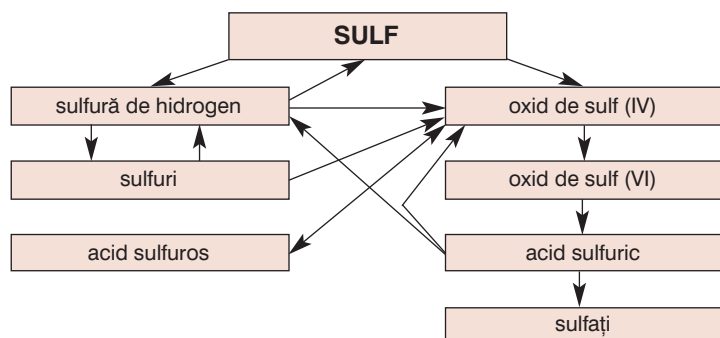
Tabelul 6.4. Oxizii nemetalelor și acizii lor

Oxidul și acidul	Starea de agregare	Culoarea	Proprietățile fizice
CO ₂ H ₂ CO ₃	gaz soluție de ≈ 1%	incolor incolor	nu întreține arderea, solubil în apă se descompune ușor în condiții obișnuite
SiO ₂ H ₂ SiO ₃	solid soluție coloidală	incolor incolor	greu fuzibil, nu se dizolvă în apă se transformă în gel, se descompune la încălzire
N ₂ O ₅ HNO ₃	solid lichid	incolor galbenă	se descompune în condiții obișnuite, interacționează cu apa se descompune la lumină și căldură
P ₂ O ₅ (P ₄ O ₁₀) H ₃ PO ₄	solid lichid vîscos sau substanță solidă	albă incolor	higroscopic, nu se descompune se dizolvă în apă, nu se descompune
SO ₂ H ₂ SO ₃	gaz soluție	incolor incolor	miros înțepător, interacționează cu apa se descompune în condiții obișnuite
SO ₃ H ₂ SO ₄	lichid sau substanță solidă lichid	incolor incolor	higroscopic, interacționează cu apa se dizolvă în apă, nu se descompune

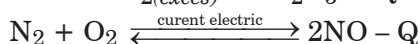
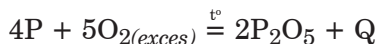
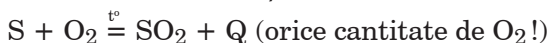
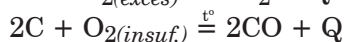
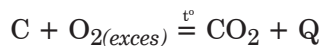
Din *tabelul 6.4* se poate observa că acizii H₂SO₄ și H₃PO₄ există sub formă de substanțe individuale, pe cînd ceilalți acizi există doar în soluții.

6.4.2. Obținerea oxizilor nemetalelor

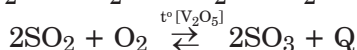
a) Arderea substanțelor simple în oxigen (excepție: halogenii !):



Schema 6.2. Legătura genetică a sulfului și a compușilor săi



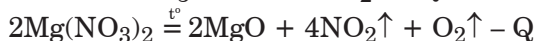
b) Arderea sau oxidarea substanțelor gazoase compuse :



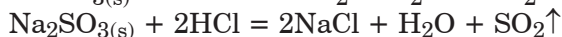
c) Calcinarea substanțelor solide compuse :



d) Descompunerea în procesul de calcinare a unor săruri :



e) Interacțiunea sărurilor acizilor instabili cu acizii tari :

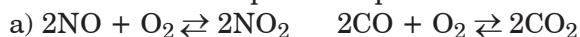


Aceasta este una din metodele de obținere a CO_2 și SO_2 în laborator.

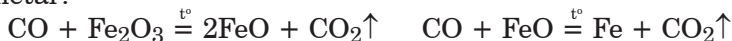
◀ **Demonstrați că reacțiile de ardere și de calcinare sînt ROR.**

6.4.3. Proprietățile chimice ale oxizilor nemetalelor

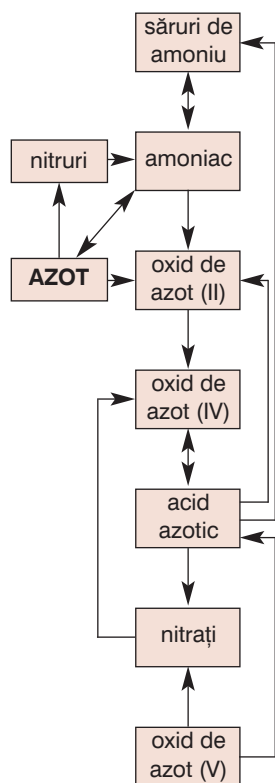
A. Oxizii neutri se pot oxida pînă la oxizi acizi :



b) La fel, oxizii neutri pot reduce oxizii bazici pînă la metal :



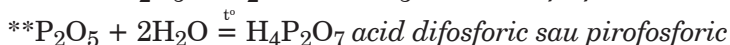
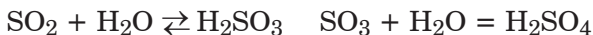
Aceste reacții decurg la topirea fontei în furnale.



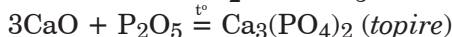
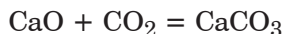
Schema 6.4. Legătura genetică a azotului și a compuşilor săi

B. Oxizii acizi interacționează :

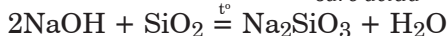
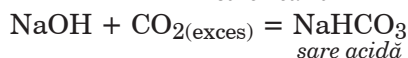
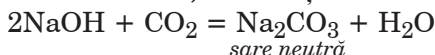
a) **cu apa, formînd acizi :**



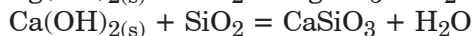
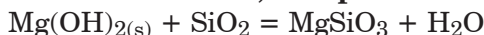
b) **cu oxizii bazici :**



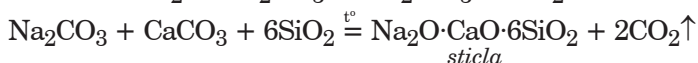
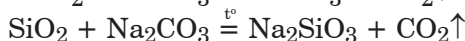
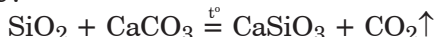
c) **cu bazele alcaline, în soluție :**



*d) **cu bazele insolubile, la topire :**



*e) **cu sărurile** oxizii acizi interacționează rar și numai la topire :



Această reacție stă la baza producerii sticlei. Convențional, formula sticlei a fost scrisă sub forma unei sume de oxizi. În realitate însă ea reprezintă un aliaj de silicați și nisip (SiO_2).

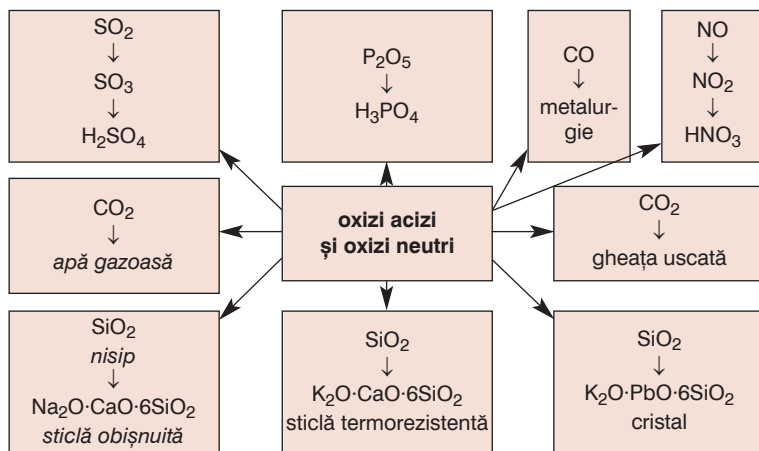


Fig. 6.22. Aplicarea oxizilor nemetalelor

Oxizii au o largă utilizare (fig. 6.22). Din oxizii SO_3 , P_2O_5 și NO_2 se obțin, respectiv, acizii sulfuric, fosforic și azotic. Cu dioxid de carbon CO_2 se saturează apa minerală și limonada. În stare solidă, CO_2 reprezintă „gheața uscată” – un bun refrigerent. Oxidul de siliciu SiO_2 reprezintă nisipul, cuarțul și se aplică la producerea sticlei, a veselei chimice și a celei obișnuite.

Maraton spre cunoștințe

Băuturile gazoase (spumante) pot fi preparate și în condiții casnice. În apa îndulcită se adaugă puțină sodă alimentară (un vîrf de cuțit), apoi sucul unei felii de lămîie. Savurați-o cu plăcere!

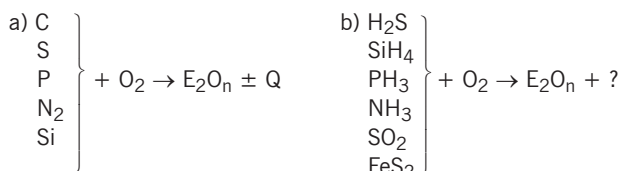
Datorită cărei reacții chimice se elimină oxidul de carbon (IV)? Scrieți ecuația acestei reacții în formă ionică. Pentru aceasta nu trebuie să cunoașteți formula acidului citric.

Un gaz incolor A cu miros înțepător (folosit la dezinfectarea beciurilor și distrugerea mușgaiului) a fost oxidat cu oxigen în prezența catalizatorului. În urma reacției, s-a obținut compusul B (un lichid volatil, care în condițiile reacției este un gaz). Substanța B formează, cu varul nestins, substanța C. Stabiliți substanțele A, B și C și alcătuiți ecuațiile tuturor reacțiilor.



- Explică ce caracter pot avea oxizii nemetalelor:
a) acid; b) amfoter; c) bazic; d) neutru.
Exemplifică.

- Alcătuiește ecuațiile reacțiilor după schemele:



Describe condițiile în care decurge reacțiile. Trage concluzii asupra metodelor de obținere a oxizilor nemetalelor.

- În condiții de laborator, oxidul de carbon (IV) (dioxidul de carbon) se obține în aparatul Kipp la interacțiunea acidului clorhidric cu marmura (CaCO_3). În cazul dat nu se poate folosi carbonatul de sodiu, deoarece acesta:
a) nu reacționează cu acidul clorhidric; b) este solubil în apă; c) reacționează energic cu acidul clorhidric; d) reacția este foarte lentă.
Alege răspunsul corect.
- Într-un extingtor obișnuit, butelia de oțel se umple cu soluție concentrată de hidrogenocarbonat de sodiu, cu adaos de spumanti. Cu ce se umple flaconul de sticlă aflat în partea superioară a extingtorului și care se sparge la răsturnarea buteliei, cînd acesta este pus în funcțiune?
a) cu $\text{NaOH}_{\text{conc.}}$ c) cu $\text{NaCl}_{\text{conc.}}$
b) cu $\text{H}_2\text{SO}_4_{\text{conc.}}$ d) cu $\text{Ca(OH)}_{2\text{conc.}}$
Argumentează răspunsul.

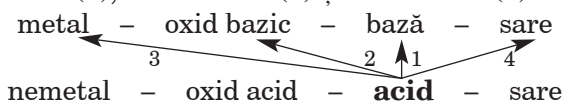
EVALUARE

5. Calculează volumul oxidului de carbon (c.n.) care poate fi obținut din marmură cu masa de 1 g.
6. Calculează volumul oxidului de azot (II) care se formează din 224 l de amoniac (c.n.).
7. Alege substanțele din care se poate obține oxid de sulf (IV):
a) S b) H_2S c) FeS d) CuS e) CuSO_4 f) FeS_2
Alcătuiește ecuațiile reacțiilor respective.
Reține! Toate aceste substanțe se utilizează la producerea acidului sulfuric.
8. Realizează transformările după legătura genetică a sulfului și a compuşilor lui (schema 6.2), a azotului și a compuşilor lui (schema 6.3). Alcătuiește catena de transformări și scrie ecuațiile reacțiilor.
9. Descrie proprietățile chimice ale oxizilor acizi în baza exemplului:
a) CO_2 b) SO_2 c) P_2O_5 d) SO_3

6.4.4. Caracterizarea comparativă a proprietăților chimice ale acizilor oxigenați

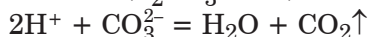
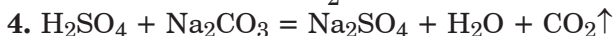
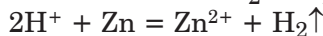
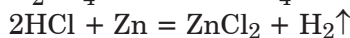
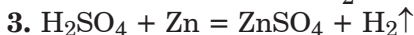
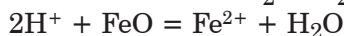
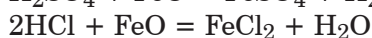
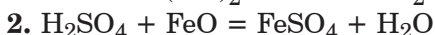
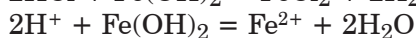
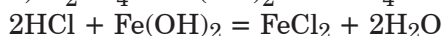
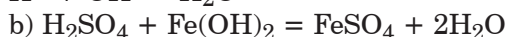
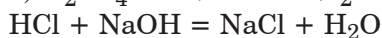
Proprietățile generale ale acizilor oxigenați sînt aceleași ca și la acizii neoxigenați: interacțiunea cu bazele (1), cu oxizii bazici (2), cu metalele (3) și cu sărurile (4):

Deduceți și numiți factorul care determină proprietățile generale ale acizilor oxigenați.



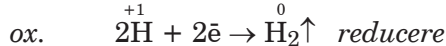
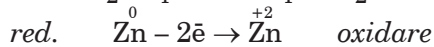
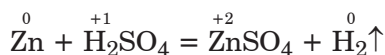
Alcătuieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.

De exemplu:



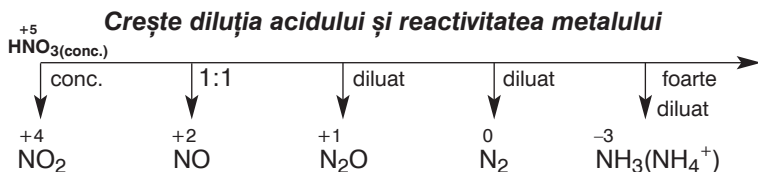
***Proprietățile chimice specifice ale acizilor oxigenați** se manifestă mai ales în reacțiile cu metalele.

În cazul proprietăților generale ale acizilor, în calitate de oxidant apare ionul de H^+ al acidului:



Excepție fac acidul azotic de orice concentrație și acidul sulfuric concentrat. În calitate de oxidant în acești acizi servește atomul nemetalului, central: $\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ și $\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$. Să examinăm interacțiunea acestor acizi cu metalele pe exemplul reacțiilor cu zincul – un metal activ – și cuprul – un metal mai puțin activ. Acești acizi nu interacționează cu metalele nobile: aurul, platina etc.

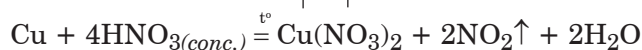
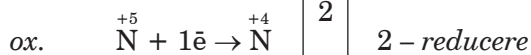
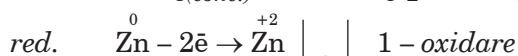
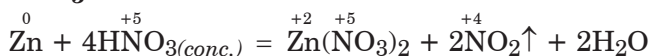
Acidul azotic HNO_3 . În acidul azotic, azotul are gradul de oxidare superior, +5, și poate doar adăuga electroni, reducându-se pînă la grade de oxidare inferioare, în funcție de gradul de diluție a acidului și de reactivitatea metalului:



În reacția acidului azotic cu metalele nu se elimină hidrogen.

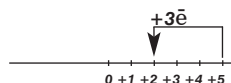
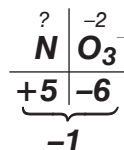
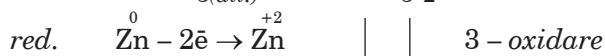
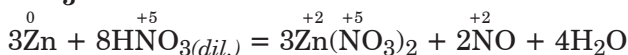
Pentru metalele active, cu cît este mai mare gradul de diluție a acidului azotic, cu atît este mai mic gradul de oxidare al azotului în produsul de reacție, reacțiile decurgînd în condiții obișnuite. Reacția cu metalele mai puțin active necesită încălzire. În cazul acidului azotic concentrat se formează oxid de azot (IV) NO_2 , iar în cazul acidului azotic diluat – oxid de azot (II) NO . În urma reacției, metalul se transformă în nitratul lui, iar hidrogenul se leagă în apă:

HNO_3 concentrat



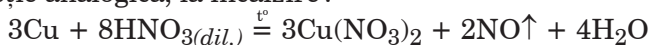
Bilanțul electronic este același în ambele cazuri.

HNO_3 diluat

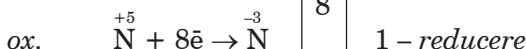
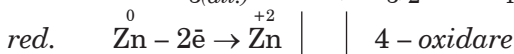
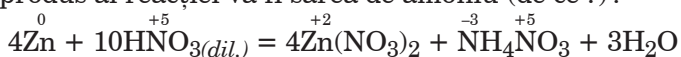
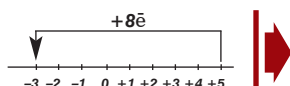


Două molecule 2HNO_3 oxidează zincul, iar șase molecule 6HNO_3 participă la formarea sării $3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Prin urmare, coeficientul sumar din fața lui HNO_3 va fi 8 (8HNO_3). Opt atomi de hidrogen formează cu oxigenul patru molecule de apă ($4\text{H}_2\text{O}$).

Interacțiunea cuprului cu acidul azotic decurge după o reacție analogică, la încălzire:



La o diluție ridicată a acidului azotic, zincul îl poate reduce pînă la N_2O , N_2 sau chiar amoniac NH_3 . În ultimul caz produs al reacției va fi sarea de amoniu (de ce?):



O moleculă de acid azotic se consumă la oxidarea zincului (1HNO_3) și se transformă într-o moleculă de amoniac. O altă moleculă (1HNO_3) se consumă la formarea sării NH_4NO_3 , iar opt molecule (8HNO_3) – la formarea sării $4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. De aceea, coeficientul sumar din fața lui HNO_3 va fi $1+1+8=10$ (10HNO_3).

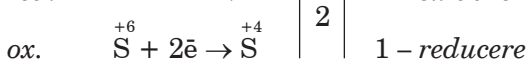
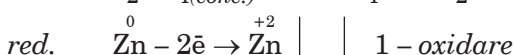
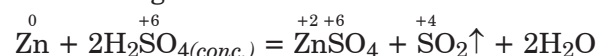
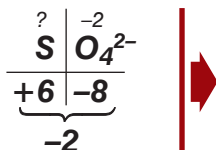
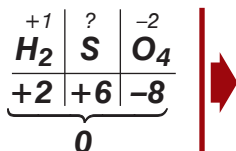
Hidrogenul 10H din dreapta ecuației se repartizează între NH_4NO_3 (4H) și apa $3\text{H}_2\text{O}$ (6H). În stînga și în dreapta ecuației, numărul atomilor de oxigen este egal cu 30.

Particularitatea cea mai importantă a acidului azotic în reacția cu metalele este formarea unui amestec de produși ai reducerii lui HNO_3 (un amestec de NO_2 , NO , N_2 , NH_4NO_3); în funcție de condiții, unul dintre acești produși va fi într-o cantitate mai mare decât ceilalți.

Acidul sulfuric concentrat. În molecula acidului sulfuric, sulful are gradul de oxidare superior, +6, și poate doar accepta electroni și juca rolul de oxidant. Cu toate

acestea, sulful S se poate transforma în S (SO_2), S, S (H_2S), în funcție de reactivitatea metalului și de temperatura la care decurge reacția.

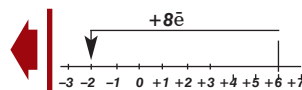
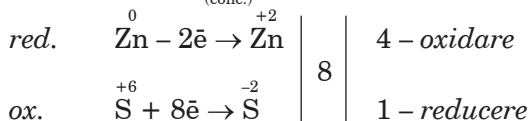
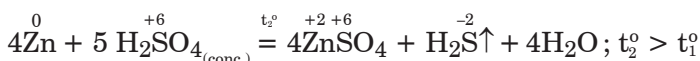
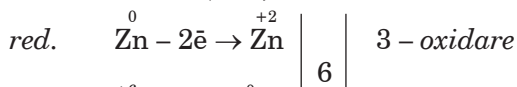
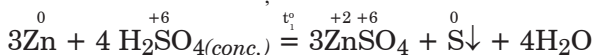
Metalul activ Zn, în condiții obișnuite, și metalul mai puțin activ Cu, la încălzire, reduc acidul sulfuric concentrat pînă la oxidul de sulf (IV). Metalul se transformă în sare: sulfat sau hidrogenosulfat:



Acidul azotic în reacție cu metalele formează un amestec de produși ai reducerii lui HNO_3 , în funcție de condiții.

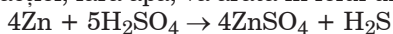


******La încălzirea, în eprubetă, cu un metal activ (Zn), pot avea loc următoarele reacții:



Consultație. Se poate întâmpla să îți minte exact că se formează H_2S , dar să te îndoiești dacă s-a format și apă! În cazul dat, locul și cantitatea apei pot fi determinate după numărul atomilor de hidrogen.

Ecuatia reacției, fără apă, va arăta în felul următor:



În partea stângă avem 10H ($5\text{H}_2\text{SO}_4$), iar în dreapta numai 2H (din H_2S). Prin urmare, în dreapta lipsesc 8 atomi de hidrogen $10\text{H} - 2\text{H}$, ce vor alcătui $4\text{H}_2\text{O}$:



Vom judeca la fel și în cazul reacției acidului azotic foarte diluat cu zincul, în urma căreia se formează NH_4NO_3 (vezi mai sus).

Astfel, în reacția metalelor cu acidul sulfuric concentrat **nu se elimină hidrogen**.

O particularitate importantă a acizilor azotic și sulfuric concentrați este oxidarea metalelor pînă la oxizii lor, în condiții obișnuite. În cazul dat, metalele (de exemplu, aluminiul sau fierul) se acoperă cu o peliculă rezistentă de oxid, care le protejează împotriva acțiunilor ulterioare.

De aceea, acizii sulfuric și azotic concentrați pot fi transportați în cisterne de aluminiu și fier.



În urma reacției dintre acidul sulfuric concentrat și metalele nu se elimină hidrogen.

M

Maraton spre cunoștințe

Cu permisiunea profesorului și sub îndrumarea lui, efectuați experiența de interacțiune a cuprului cu acidul sulfuric concentrat. Sîmulița de cupru se va curăța în prealabil de stratul protector. Ce observați la suprafața cuprului dacă nu încălziți amestecul reactant? Ce schimbări se produc la încălzire?

Alcătuți ecuațiile celor două reacții de interacțiune a cuprului cu acidul sulfuric concentrat. Care va fi ecuația sumară?



?

EVALUARE

După modelul însărcinării de la începutul paragrafului, alcătuiți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor ce caracterizează proprietățile generale ale acizilor oxigenați:

a) acidul sulfuric (diluat); b) acidul azotic (diluat).

Care din proprietățile generale caracteristice celorlalți acizi nu corespund acidului azotic?

- *1. a) Alcătuieste ecuațiile reacțiilor acidului azotic diluat și concentrat cu magneziul și argintul.
b) Calculează masa acidului azotic necesară pentru obținerea a 1 mol de săruri.
c) Care acid, diluat sau concentrat, este mai potrivit pentru obținerea sărurilor?
- *2. S-a efectuat următorul experiment: într-o eprubetă cu acid sulfuric concentrat s-a introdus o bucățică de zinc. A început să se elimine ușor un gaz incolor, cu miros înțepător. La încălzire, gazul s-a eliminat inițial mai intens, apoi a dispărut, iar pereții eprubetei s-au acoperit cu un strat subțire de culoare galbenă. Încălzind în continuare soluția, a apărut un miros de ouă alterate. Alcătuieste ecuațiile celor trei reacții ce au avut loc în aceeași eprubetă, la diverse temperaturi.

6.4.5. Obținerea acizilor oxigenați

În industrie, majoritatea acizilor oxigenați se obțin la interacțiunea oxizilor corespunzători (a anhidridelor) cu apa. Oxizii se obțin din materie primă naturală.

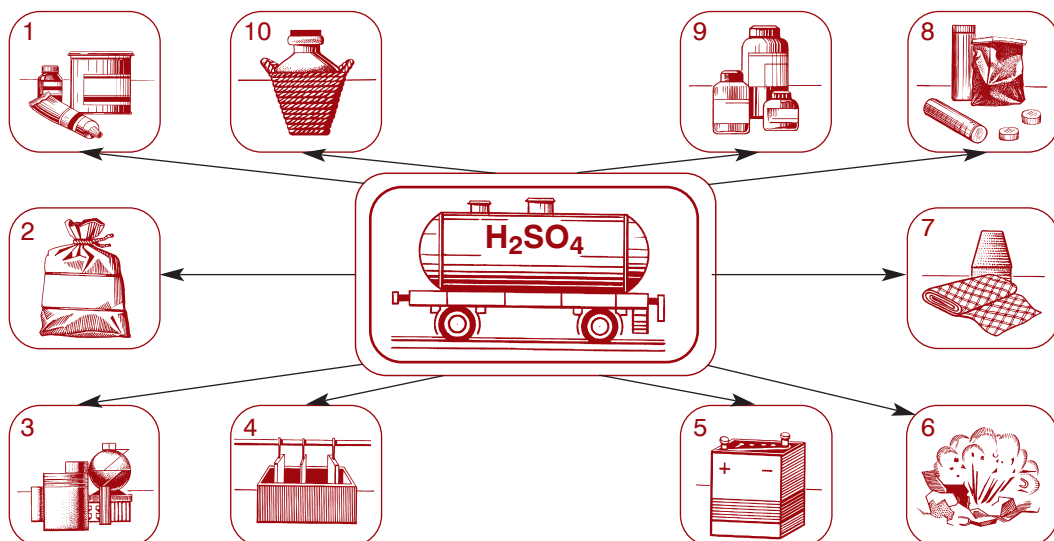
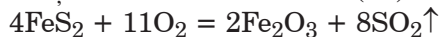


Fig. 6.23. Utilizarea acidului sulfuric:

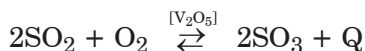
1 – producerea coloranților; 2 – sinteza îngrășămintelor minerale; 3 – rafinarea produselor petroliere;
4 – obținerea și rafinarea cuprului prin electroliză; 5 – electrolit în acumulate; 6 – obținerea explozivilor;
7 – fabricarea fibrelor sintetice; 8 – sinteza glucozei; 9 – obținerea sărurilor; 10 – obținerea acizilor

Acidul sulfuric se obține în trei etape din pirită FeS_2 :

Etapa I. Obținerea oxidului de sulf (IV) SO_2 :



Etapa a II-a. Oxidarea catalitică a lui SO_2 pînă la SO_3 :



Etapa a III-a. Dizolvarea SO_3 în apă, mai exact în acid sulfuric de 96%:

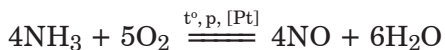


Acidul sulfuric concentrat nu este volatil. De aceea, îi substituie pe toți ceilalți acizi din sărurile lor. Aceasta este una din metodele prin care se obțin atît acizii oxigenați, cît și neoxigenați.

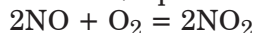
Aplicarea acidului sulfuric este prezentată în *fig. 6.23*.

***Acidul azotic** se obține din amoniac.

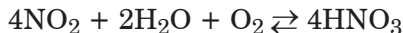
Etapa I. Oxidarea catalitică a amoniacului:



Etapa a II-a. Oxidarea NO pînă la NO_2 :



Etapa a III-a. Dizolvarea NO_2 în apă în prezența unui exces de oxigen:



Acidul azotic fumans se obține din sărurile lui, cu ajutorul acidului sulfuric concentrat:



Acidul azotic se distilează și se colectează.

Poate fi oare obținut acidul sulfuric în laborator după reacția de schimb din sărurile lui?

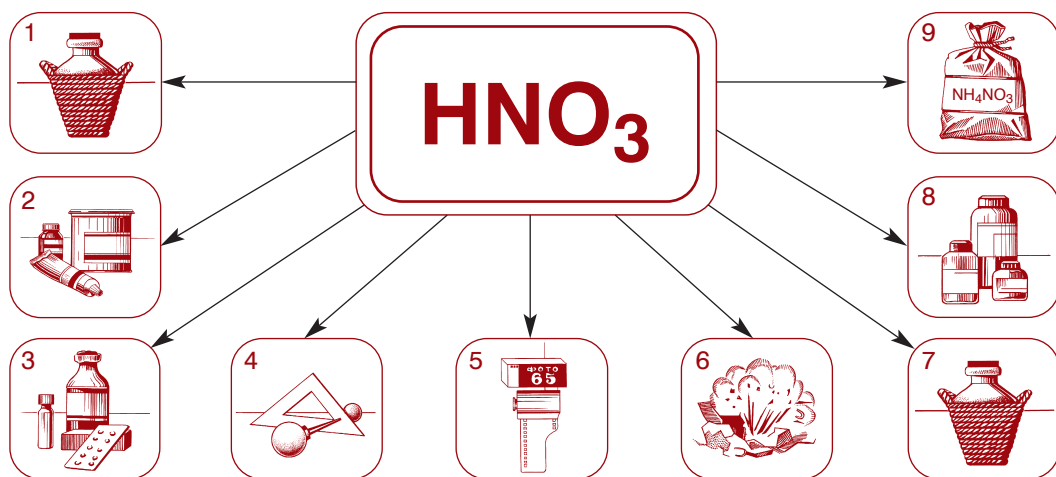
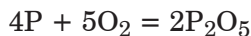


Fig. 6.24. Utilizarea acidului azotic pentru obținerea:

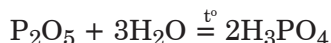
1 – colodiu; 2 – coloranților; 3 – medicamentelor; 4 – celulozului; 5 – peliculei fotografice; 6 – explozivelor; 7 – ape regale; 8, 9 – îngrășămintelor minerale

Acidul fosforic. Acidul fosforic pur se obține din oxidul de fosfor (V) P_2O_5 :

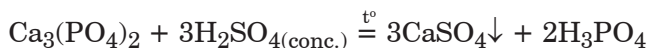
Etapa I. Arderea fosforului:



Etapa a II-a. Dizolvarea oxidului de fosfor (V) în apă, la încălzire:



O metodă veche de preparare este tratarea fosforitei $Ca_3(PO_4)_2$ cu acid sulfuric concentrat:



Acidul fosforic lichid se separă de precipitat.

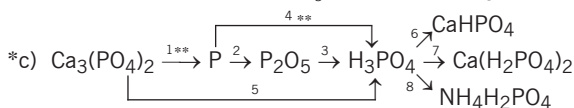
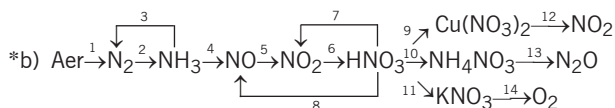
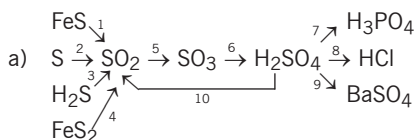


Maraton spre cunoștințe

Pînă nu demult, nivelul de dezvoltare tehnică a unei țări era apreciat după volumul producției de fier (fontă și oțel) sau acid sulfuric.

Acidul sulfuric este numit *pînea industriei chimice*.

1. Caracterizează principiile generale de obținere a acizilor oxigenați în industrie.
2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



Efectuează transformările pînă la săruri. Vei putea duce pînă la capăt aceste exerciții după ce vei studia și paragraful 6.5. *Sărurile*.

- *3. Concentrația admisă de acid azotic în apele reziduale constituie 30-35 mg/l. Determină masa acidului azotic în apele reziduale cu masa de 1000 kg.

EVALUARE

Obținerea și proprietățile oxidului de carbon (IV)

Ustensile și reactivi: bucățele de marmură, soluție de acid clorhidric, turnesol, apă de var, tub de evacuare a gazelor (dreptunghic) cu dop, stativ metalic, stativ cu eprubete, spirtieră, clemă pentru eprubete.

1. Turnați într-o eprubetă apă de var, iar în alta – apă distilată cu o picătură de turnesol.

2. Introduceți, în altă eprubetă, 2-3 bucățele de marmură (CaCO_3) cît un bob de mazăre.

3. Turnați, în ultima eprubetă, aproximativ 1 ml de soluție de acid clorhidric și închideți-o rapid cu un dop prevăzut cu tub de evacuare a gazelor, așa cum este arătat în *fig. 6.25*. Introduceți capătul tubului de evacuare a gazelor în eprubeta cu apă distilată și turnesol. Urmăriți culoarea soluției. Ce observați? Explicați cele observate.

4. Încălziți această soluție pînă la fierbere (atenție!). Ce observați?

5. Introduceți capătul tubului de evacuare a gazelor în eprubeta cu apă de var (*fig. 6.25*). Lichidul se va tulbura. Continuați barbotarea oxidului de carbon (IV) pînă la dispariția tulburelii.

6. Notați cele observate, scrieți ecuațiile tuturor reacțiilor ce au avut loc în experiență (5 la număr). Trageți concluzii. Proprietățile cărei clase de substanțe anorganice le-ați examinat în această experiență?

7. Care dintre reacțiile efectuate poate fi considerată reacție de identificare a carbonaților?

8. Faceți ordine la locul de muncă.

Lucrarea practică nr. 4

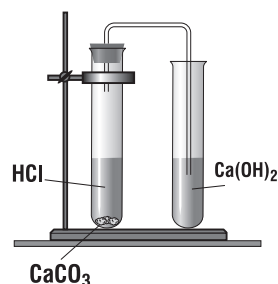


Fig. 6.25. Obținerea oxidului de carbon (IV)

6.5. Sărurile acizilor oxigenați și neoxigenați

6.5.1. Compoziția, structura și proprietățile fizice ale sărurilor

Sărurile sînt substanțele care constau din cationi de metal și anioni ai radicalului acid.

Sărurile sînt substanțe solide, cu rețele cristaline ionice. Se dizolvă în apă în grad diferit. Sărurile acidului azotic și acetic sînt solubile în apă; în celelalte cazuri solubilitatea depinde de cation. Toate sărurile de amoniu și ale metalelor alcaline sînt solubile.

Sărurile acide se dizolvă mai bine în apă decît cele neutre. Sărurile sînt greu fuzibile, dar unele din ele, ca, de exemplu, carbonații, nitrații, sulfii, se descompun la încălzire.

Culoarea sărurilor depinde atît de anion, cît și de cation.



Toate sărurile acidului azotic și acetic sînt solubile în apă. Toate sărurile de amoniu și a metalelor alcaline sînt solubile în apă.



*Culoarea sărurilor
depinde atât de cation,
cât și de anion.*

AgCl, BaSO ₄ , AgNO ₃ , CaCO ₃ , CuSO ₄	albe
AgBr	gălbuie
AgI, Ag ₃ PO ₄ , PbI ₂	galbene
CuSO ₄ · 5H ₂ O	albastru
CuS, FeS, Ag ₂ S, PbS	negre
KMnO ₄	violetă



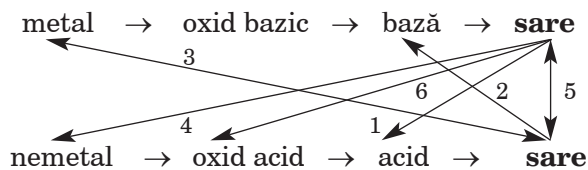
Maraton spre cunoștințe

În Antichitate, pe teritoriul actual al țării noastre se întindea o mare. În apele ei creșteau alge marine diatomeice, care pot fi găsite și azi în unele lacuri și râuri. Diatomicele își construiesc învelișul celular din silicați de calciu, magneziu, fier și aluminiu. După dispariția mării, în regiunea de nord a republicii s-au format rocile de **diatomite**. **Diatomitul** conține pori mici, formați de învelișul celulelor moarte. Dimensiunile porilor sînt de la 1 la 10 micrometri, iar suprafața – de pînă la 80 m² la 1 g de mineral. Roca poroasă are capacitatea de a adsorbi (prin suprafață) diferite substanțe sau servește pur și simplu ca filtru.

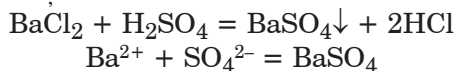
Diatomitul se întrebuițează pentru filtrarea uleiurilor vegetale, siropului de zahăr, vinului, la purificarea apelor reziduale de coloranți, pentru producerea cimentului și a sticlei lichide, a materialelor termoizolante și fonoizolante, pentru purificarea sodei alimentare de metalele grele (plumb, cupru ș.a.).

6.5.2. Proprietățile chimice ale sărurilor

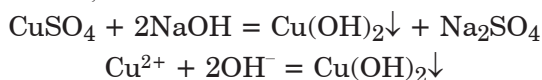
Proprietățile generale ale sărurilor pot fi deduse din schema legăturii genetice a claselor de compuși anorganici:



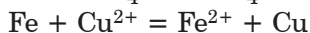
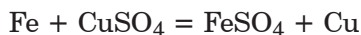
1) Interacțiunea cu acizii:



2) Interacțiunea cu bazele alcaline:

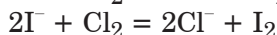
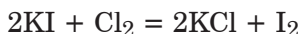


3) Interacțiunea cu metalele :

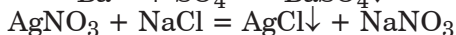
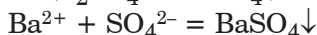
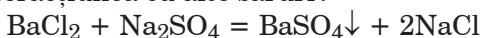


În soluții, reacțiile decurg în conformitate cu poziția metalului în seria tensiunii metalelor.

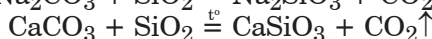
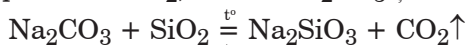
*4) Interacțiunea cu nemetalele :



5) Interacțiunea cu alte săruri :



*6) Interacțiunea sărurilor cu oxizii acizi are loc doar în topituri, avînd drept rezultat substituirea oxidului mai volatil. Reacția de mai jos se aplică la producerea sticlei prin topirea nisipului alb SiO_2 , a sodei Na_2CO_3 și a calcarului :



Compoziția sticlei este exprimată printr-o sumă de oxizi : $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Prin înlocuirea sodei cu potasa K_2CO_3 se obține sticla greu fuzibilă, iar dacă substituim și CaO cu PbO obținem sticla de plumb sau cristalul. Sărurile de cupru, cobalt sau crom adăugate în topitură conferă sticlei diferite nuanțe colorate.

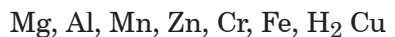
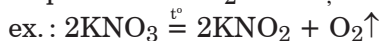
*Să examinăm unele **proprietăți specifice ale sărurilor** acizilor oxigenați.

Comportamentul sărurilor la încălzire

a) la încălzire, **nitrații** se descompun după schema :



pînă la MeNO_2 – nitriți



pînă la Me_2O_n



pînă la Me



b) **carbonații** (cu excepția carbonaților metalelor alcaline, în afară de Li_2CO_3) se descompun într-un oxid bazic și oxid acid CO_2 :



Fig. 6.26. Diverse obiecte din sticlă



Sărurile acizilor oxigenați se descompun la încălzire în mod diferit, în funcție de poziția metalului în seria tensiunii metalelor și tipul sării (nitrați, carbonați, sulfați).



c) **sulfatii** (cu excepția sulfatilor metalelor alcaline și alcalino-pămîntoase) se descompun pînă la oxidul metalului, oxidul de sulf (IV) și oxigen :



d) majoritatea fosfaților, precum și silicații, clorurile și sulfurile, se topesc fără să se descompună.

Reacțiile chimice care relevă proprietățile specifice ale substanțelor, conform cărora acestea pot fi deosebite de alte substanțe se numesc *reacții calitative sau de identificare*.

În *tabelul 6.5* sînt prezentate reacțiile calitative pentru anionii care intră în compoziția acizilor și sărurilor.

Tabelul 6.5. Reacții calitative ale anionilor

Anionul	Reactivul	Reacția	Semne caracteristice
Cl^-	soluție de nitrat de argint AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$	precipitat alb, brînzos, insolubil în H_2O și HNO_3
Br^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$	precipitat gălbui, insolubil în H_2O și HNO_3
I^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$	precipitat galben, insolubil în H_2O și HNO_3
SO_4^{2-}	soluție de sare de bariu (BaCl_2)	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$	precipitat alb, insolubil în H_2O și HNO_3
CO_3^{2-} , HCO_3^-	un acid puternic (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) și apă de var $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	gaz fără culoare și miros, care tulbură apa de var
PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	soluție de nitrat de argint (cu adăugarea prealabilă a unei baze alcaline la soluția de hidrogenofosfați)	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	precipitat galben, solubil în HNO_3
NO_3^-	acid sulfuric concentrat și pilitură de cupru, la încălzire	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	gaz brun-roșiat, soluție de culoare albastră
S^{2-}	soluție de sare de plumb	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$	precipitat brun-negru



*1. La încălzirea căror săruri unul din produșii de reacție este un oxid: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; AgNO_3 , CaCO_3 , NaHCO_3 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , NH_4NO_3 ? Scrie ecuațiile reacțiilor, numește și clasifică oxizii obținuți.

*2. Cum pot fi deosebite substanțele Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , NaCl aflate în trei eprubete diferite?

Scrie pașii efectuați pentru identificarea fiecărei substanțe într-un tabel. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor calitative pentru anionii corespunzători.

3. Caracterizează elementele: a) sulf, b) azot; c) carbon; d) fosfor; e) siliciu după algoritmul:

a) poziția în SP; b) structura atomului, valența posibilă, gradul de oxidare; c) substanța simplă; d) compusul hidrogenerat: structura, proprietățile, obținerea și aplicarea; e) oxizii și hidroxizii: structura, caracterul, proprietățile, obținerea, aplicarea; f) sărurile.

Acest exercițiu poate fi efectuat și sub formă de referat, apelând la surse suplimentare.



Reacțiile de identificare a anionilor: SO_4^{2-} ; PO_4^{3-} ; $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$; Cl^- și a cationului NH_4^+ .

Utilaj și reactivi:

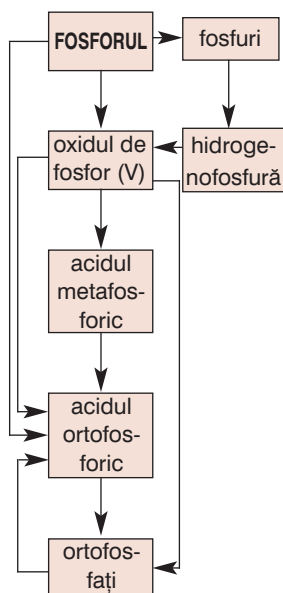
stativ cu eprubete, soluții de săruri NaCl , BaCl_2 , AgNO_3 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , Na_2CO_3 , apă de var, săruri de amoniu, fenolftaleină, turnesol, spirtieră, clemă pentru eprubete.

Sarcină: în eprubete diferite, turnați câte 0,5 ml de soluții ce conțin anionii nominalizați și cationul NH_4^+ . Respectiv, pentru fiecare caz adăugați cu picătura reactivii pentru identificarea acestora. Faceți notițe asupra celor observate în fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor respective. Rezultatele experienței de laborator pot fi prezentate în tabelul de mai jos:

Ionii identificați	Reactivi	Observații	Ecuațiile reacțiilor (EM, EIR)
1. SO_4^{2-}	1. BaCl_2	1.	1
2. PO_4^{3-}	2. AgNO_3	2.	2.
3. Cl^-	3. AgNO_3	3.	3.
4. NH_4^+	4. NaOH , (t°)	4.	4.
5. $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$	5. HCl (H_2SO_4)	5.	5.

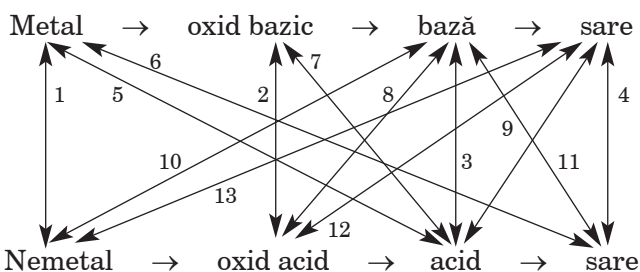
6.5.3. Obținerea sărurilor

Metodele de obținere a sărurilor pot fi deduse din schema legăturii genetice, ținând cont de principiul că fiecare interacțiune dintre cele două rînduri dă o sare :

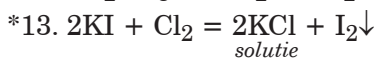
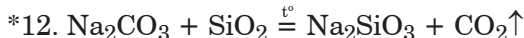
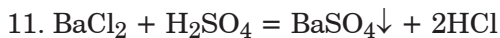
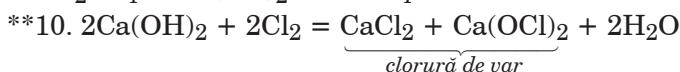
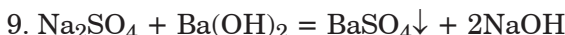
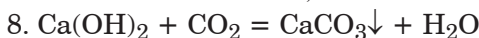
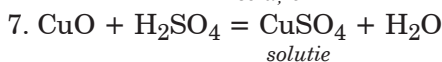
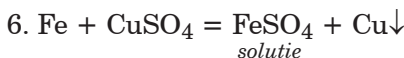
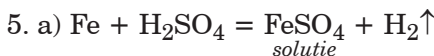
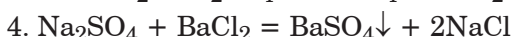
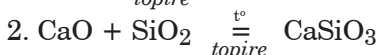
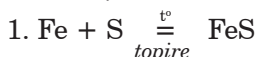


Schema 6.4. Legătura genetică a fosforului și a compușilor săi

**Denumiți sărurile
obținute în cele 13
reacții chimice.**



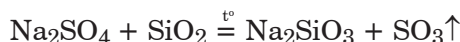
Condițiile reacției se vor alege în așa fel încât sarea să poată fi separată din amestecul reactant sub formă de precipitat sau soluție, care va fi, ulterior, vaporizată și cristalizată:



Nu orice sare poate fi obținută prin metodele descrise mai sus. În industrie, sărurile se obțin uneori ca produși secundari. De exemplu, la producerea acidului clorhidric după reacția:



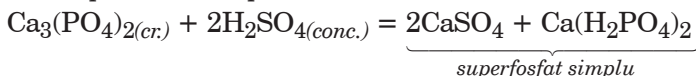
în calitate de produs secundar se obține sulfatul de sodiu, care poate fi utilizat în locul sodei la producerea sticlei:



Să examinăm exemplul producerii îngrășămintelor fosforice.

**Reacțiile chimice ce stau la baza producerii îngrășămintelor fosforice din fosforită naturală $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sînt următoarele :

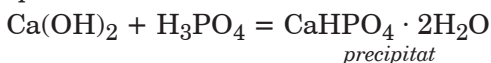
a) superfosfat simplu :



b) superfosfat dublu :



c) precipitat :

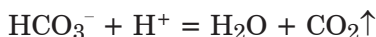


6.5.4. Utilizarea sărurilor

Fosfații. În natură se găsesc fosforitul $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ și apatitul $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ sau $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Aceste săruri nu se dizolvă în apă și nu pot fi folosite în calitate de îngrășămintă minerale. După prelucrarea lor, se obține dihidrogenofosfatul de calciu sau superfosfatul dublu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, solubil.

Carbonații. Carbonatul de sodiu Na_2CO_3 , cu denumirea tehnică de *sodă calcinată* sau *anhidră*, se obține la calcinarea sodei cristaline $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Este întrebuințat la producerea sticlei, săpunului, hîrtiei, în calitate de detergent în condiții casnice.

Hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 este soda alimentară. Se folosește la încărcarea extincătoarelor, la reducerea acidității gastrice în medicină, datorită reacției :



În patiserie, soda alimentară servește drept afinător :

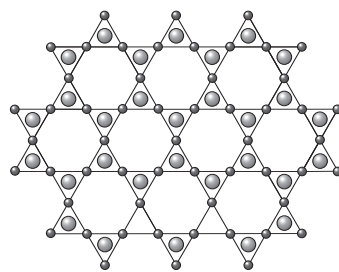


Carbonatul de potasiu K_2CO_3 (sau *potasa*) se găsește în cenușa de plante. Se aplică la producerea săpunului lichid, a sticlei greu fuzibile, a pigmentilor.

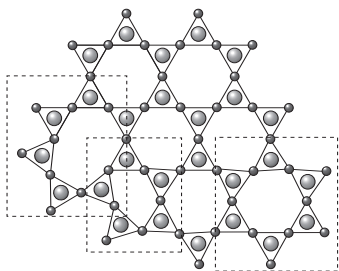
Carbonatul de calciu CaCO_3 este creta, marmura, calcarul, spatul de Islanda.

Silicații, datorită structurii compuse, sînt prezentați sub forma unei sume de oxizi. Silicații de sodiu și de potasiu $\text{Na}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$, $\text{K}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$ sînt numiți *sticlă solubilă*, iar soluțiile lor apoase – *sticlă lichidă*. Din sticlă lichidă se produce beton, chit, lipici. Cu această substanță se impregnează țesăturile, lemnul și hîrtia, cu scopul de a le conferi proprietăți ignifuge și impermeabilitate.

Află, din surse suplimentare, mai multe despre utilizarea îngrășămintelor fosforice.



Material cristalin



Material amorf

Fig. 6.27. Silicații în natură

Găsiți, în surse suplimentare, informații despre reacțiile chimice care stau la baza obținerii sodei alimentare NaHCO_3 și a sodei tehnice Na_2CO_3 .

Descrieți domeniile de aplicare a acestor substanțe.

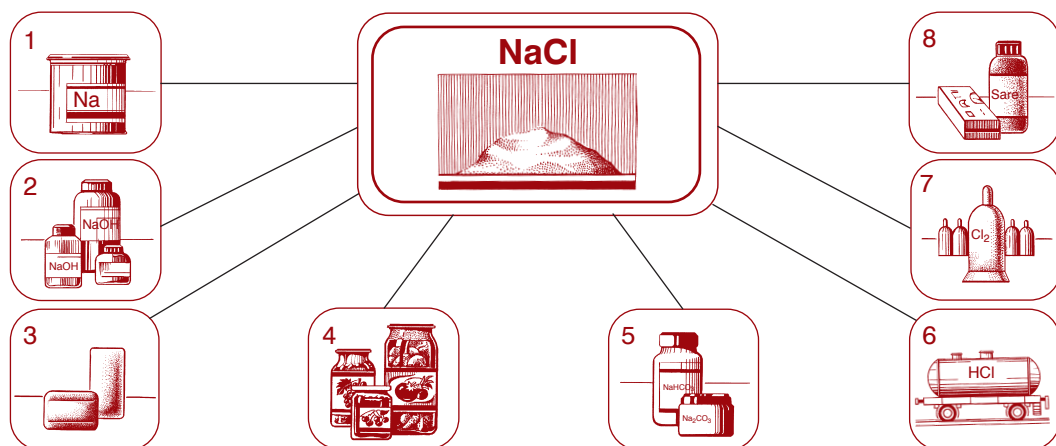


Fig. 6.28. Utilizarea clorurii de sodiu pentru:

1 – obținerea sodiului; 2 – obținerea hidroxidului de sodiu (soda caustică); 3 – fabricarea săpunului; 4 – conservarea legumelor; 5 – obținerea sodei; 6 – sinteza acidului clorhidric; 7 – obținerea clorului; 8 – păstrarea condimentelor alimentare

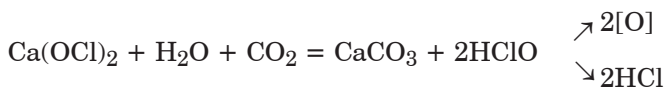
**Describeți domeniile
de aplicare
a clorurii de sodiu
(fig. 6.28).**

În natură, silicații intră în compoziția lutului $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, feldspatului $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ș.a.

Clorurile. Clorura de sodiu NaCl este bine cunoscuta sare de bucătărie.

Clorura de potasiu KCl este un îngrășământ prețios de potasiu.

****Hipocloriții** de calciu $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ și de sodiu NaOCl intră în compoziția agenților de albire. Proprietatea lor de a albi se datorează formării oxigenului atomic conform reacției:



Această reacție are loc la aer, în prezența apei. Oxigenul atomic distruge coloranții și bacteriile. De aceea, hipocloriții se folosesc și în calitate de dezinfectanți.



Maraton spre cunoștințe

Sistemul osos al omului și al animalelor este alcătuit, în mare parte, din fosfat de calciu $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, numit *fosforit*. Compusul dat este aproape insolubil în apă. Pentru a obține, în condiții casnice, puțin îngrășământ solubil de superfosfat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, se va proceda în felul următor: oasele se vor calcina bine, ca să ardă toate substanțele organice, apoi se vor fărâmița cu ciocanul. Praful obținut

(≈ 50 g) se va amesteca cu praf de cretă (3-5 g). Peste aceste două substanțe se va turna, amestecînd energic, 20 g de acid sulfuric cu partea de masă de 70% (Atenție!). La încălzire, amestecul se va transforma într-o pastă, apoi într-un praf alb – un amestec de CaSO_4 și $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Praful se va dizolva în apă (CaSO_4 nu se dizolvă complet). Cu această soluție puteți uda plantele. Dacă este posibil, comparați îngrășămîntul obținut cu cel produs pe cale industrială și observați ce efect au ele asupra plantelor.

Obține prin toate metodele cunoscute:

a) NaCl ; b) Na_2SO_4 ; c) CuSO_4 ; d) KCl .

Compară numărul metodelor disponibile pentru fiecare variantă.

Scrie ecuațiile reacțiilor.



1. Avînd oxid de bariu, apă și sulfat de sodiu, obține NaOH .
- **2. Calculează masa clorurii de var care poate fi obținută din 100 kg de calcar. Alcătuieste catena de transformări, scrie ecuațiile reacțiilor, desenează schema și efectuează calculele necesare.
3. Calculează masa salpetrului amoniacal ce poate fi obținut la neutralizarea a 163 kg de soluție de acid azotic cu partea de masă a HNO_3 egală cu 63% cu soluție de hidroxid de amoniu.
- *4. La o roadă medie de grîu, într-un sezon, de pe 1 ha de pămînt se consumă 75 kg de azot. Calculează masa salpetrului amoniacal care ar putea înlocui această pierdere, dacă se ține cont că 20% din azotul necesar alimentării plantelor pătrunde în sol în urma proceselor naturale.
- *5. Monocristalele dihidrogenofosfatului de potasiu se folosesc în industrie la confecționarea dispozitivelor radio microscopice. Determină masa hidroxidului de potasiu și masa acidului fosforic necesare pentru obținerea dihidrogenofosfatului de potasiu cu masa de 13,6 kg.

?

EVALUARE

Nemetalele

Rezolvarea problemelor experimentale

Notă: Lucrarea poate fi efectuată pe variante alcătuite de profesor.

Utilaj și reactivi: set de reactivi chimici, spirtieră, eprubete, clemă pentru eprubete.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor

Experiența 1. Obținerea iodului. Din soluțiile de reactivi propuse: KCl , KI , apă de clor (sau altele indicate de profesor), alegeți reactivii cu ajutorul cărora se poate obține iod.

Se toarnă în eprubetă două dintre soluțiile alese (≈ 1 ml de fiecare). Observați schimbarea culorii. Eprubeta se astupă cu un dop.

Demonstrați că s-a obținut iod.

Pentru aceasta, turnați puțină soluție ce conține iod într-un dop cu amidon, pe o hîrtie de amidon sau pe o bucată de cartof. În urma con-

* Lucrarea practică nr. 5

tactului cu amidonul, iodul capătă o culoare albastră. Notați observațiile făcute și scrieți ecuațiile reacțiilor. Trageți concluzii.

Tipul problemelor: Reacții calitative ale substanțelor anorganice ¹

Experiența 2. Reacții calitative ale ionilor clorură, bromură, iodură

Reactivi: soluții de HCl, HNO₃, NaCl sau KCl, NaBr sau KBr, NaI sau KI, AgNO₃ sau Pb(NO₃)₂.

Turnați într-o eprubetă acid clorhidric, în alta – soluție de clorură de sodiu, în a treia – soluție de bromură de sodiu, în a patra – soluție de iodură de sodiu. Vom turna din toate câte 0,5 ml (2-3 picături). În fiecare eprubetă se adaugă câteva picături de soluție de AgNO₃ sau Pb(NO₃)₂. Observați culoarea precipitatelor, verificați solubilitatea lor în acidul azotic. Notați ce ați observat. Alcătuiți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor. Formulați concluzii.

Experiența 3. Reacția calitativă a ionului sulfat

Reactivi: soluții de acid sulfuric, Na₂SO₄, K₂SO₄, Al₂(SO₄)₃, BaCl₂.

Într-o eprubetă turnați 0,5 ml soluție de acid sulfuric, iar în a doua – o soluție de sulfat (oricare). Se adaugă aceeași cantitate de soluție de clorură de bariu.

Notați ce ați observat, scrieți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor lor. Formulați concluzii.

Experiența 4. Reacția calitativă a ionului fosfat

Reactivi: soluții de Na₃PO₄, Na₂HPO₄, NaH₂PO₄, AgNO₃, NaOH.

Într-o eprubetă turnați 0,5 ml soluție de Na₃PO₄, iar în alta – 0,5 ml soluție de hidrogenofosfat de sodiu Na₂HPO₄ și câteva picături de soluție de bază alcalină. În a treia eprubetă se toarnă dihidrogenofosfat și bază alcalină.

În toate eprubetele adăugați câteva picături de soluție de nitrat de argint AgNO₃.

Notați ce ați observat. Scrieți mai întâi ecuațiile reacțiilor dihidrogenofosfatului și hidrogenofosfatului cu baza alcalină. Ce ion intră în reacție cu ionul Ag⁺ în toate cele trei cazuri? Formulați concluziile necesare.

Experiența 5. Reacția calitativă a cationului NH₄⁺

Reactivi: soluții de săruri de amoniu (NH₄Cl sau alta), NaOH, hîrtie indicator de fenolftaleină sau turnesol.

Într-o eprubetă se toarnă 1 ml de soluție de sare de amoniu și se adaugă tot atîta soluție de bază alcalină. Încălziți ușor și apropiați de gura eprubetei hîrtia de indicator umezită în apă. Veți simți un miros specific.

Notați ce ați observat. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor. Formulați concluzii.

Tipul problemelor: Identificarea substanțelor, demonstrarea compoziției lor

Experiența 6. În trei eprubete fără etichete se află clorură de sodiu, sulfat de sodiu, fosfat de sodiu. Determinați aceste substanțe.

¹ Aceste experimente vor fi efectuate în cazul în care nu au fost făcute anterior sau pentru ca elevii să-și amintească modul în care decurg reacțiile calitative ale anionilor, fapt care le va ajuta să rezolve corect problemele de identificare a substanțelor și de demonstrare a compoziției lor.

I. Cele mai puternice proprietăți oxidante le are:

- a) fluorul; c) bromul;
b) clorul; d) iodul.

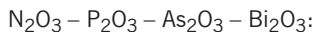
II. Proprietățile nemetale în șirul C – Si – Ge – Sn:

- a) cresc; c) nu se schimbă;
b) se micșorează; d) se micșorează, apoi cresc.

III. În care dintre compuși sulfurul are gradul de oxidare negativ:

- a) H_2SO_4 ; b) H_2S ; c) SO_2 ; d) SO_3 .

IV. Proprietățile acide ale oxizilor în șirul

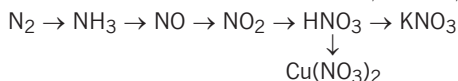


- a) cresc; c) rămân neschimbate;
b) se micșorează; d) cresc, apoi se micșorează.

*V. În reacția $3\text{Cu}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ se reduce:

- a) NO b) NO_3^- c) H^+ d) Cu^0

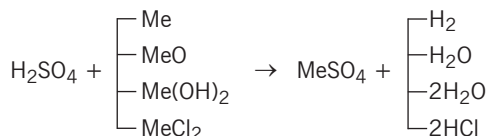
*VI. Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor:



VII. Având la dispoziție doar H_2 , O_2 , S și sodiu metalic, obține trei săruri. Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

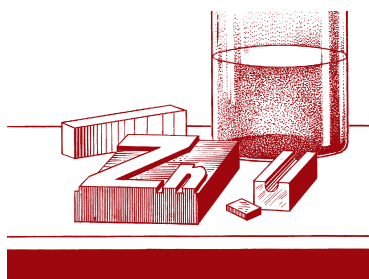
VIII. Calculează volumul amoniacului ce se poate obține la interacțiunea a 10 l (c.n.) de azot cu hidrogenul.

IX. Pentru schema de mai jos, folosește un metal divalent și scrie ecuațiile reacțiilor chimice:



*X. Multă vreme iodul nu-și găsea aplicare în medicină. Abia în anul 1904 medicul militar rus Filonikov a introdus în practică soluții de iod în alcool pentru prelucrarea rănilor proaspete. Ce volum de soluție de iod în alcool poate fi pregătit, având la dispoziție 10 g de iod? Densitatea soluției de iod în alcool se consideră 0,950 g/ml.

(7) Metalele



După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să apreciezi rolul biologic al metalelor ;
- să determini poziția metalelor în sistemul periodic al elementelor ;
- să caracterizezi proprietățile fizice și chimice ale metalelor, ale oxizilor și hidroxizilor lor ; să descrii metodele de obținere a metalelor ;
- să deduci caracteristicile generale și proprietățile metalelor din subgrupele principale și secundare (Fe), în funcție de poziția lor în SP ;
- *să identifice cationii metalelor ;
- să apreciezi domeniile de aplicare a metalelor, precum și a oxizilor și hidroxizilor lor.

7.1. Caracterizarea generală a metalelor

Din toate elementele chimice cunoscute în prezent, mai bine de 90 sînt metale.

Ați acumulat destul de multe cunoștințe despre metale. De aceea, le veți putea face o caracterizare generală răspunzînd la întrebările ce urmează:

I. Caracterizați *poziția metalelor în sistemul periodic* al elementelor.

II. Determinați *structura atomilor de metale*. Numiți metalele care au pe nivelul exterior: a) 1; b) 2 (atenție!); c) 3; d) 4; e) 5 sau f) 6 electroni.

III. Comparați numărul elementelor metalice care au unul și doi electroni pe nivelul exterior cu celelalte; trageți concluzii.

IV. Ce *tip de legătură chimică* se realizează între atomi în rețelele cristaline metalice (fig. 7.1)?

V. Caracterizați *proprietățile fizice ale metalelor* pe baza cunoștințelor despre structura metalelor.

Pentru caracterizarea proprietăților fizice ale metalelor, drept informație suplimentară poate servi rubrica de mai jos „Cel mai... metal este...”.

Cel mai ușor fuzibil este mercurul (Hg) – se topește la 39°C. În condiții obișnuite, mercurul este lichid. Temperaturi joase de topire (pînă la 100°C) mai au sodiul, potasiul, rubidiul, cesiul, galiul. Cesiul ($t_{\text{top.}} = 28^\circ\text{C}$) și galiul ($t_{\text{top.}} = 30^\circ\text{C}$) se topesc în palmă.

Cel mai greu fuzibil este wolframul W (3420°C).

Cel mai plastic și maleabil este aurul. Cele mai subțiri foițe de aur pot atinge grosimea de 3 μm .

Cel mai bun conducător de electricitate este argintul, urmat de cupru, aur și aluminiu.

Cel mai dur este cromul (zgîrie sticla).

Cel mai greu metal este osmiul, cu densitatea de 22,6 g/cm³; este de 22,6 ori mai greu decît apa.

Cel mai ușor este litiul, cu densitatea de 0,539 g/cm³; este de aproape două ori mai ușor decît apa.

Cele mai moi sînt metalele alcaline (pot fi tăiate cu cuțitul).

Metalele cu o densitate mai mare de 5 g/cm³ se numesc *metale grele*; cele cu densitatea mai mică de 5 g/cm³ se numesc *metale ușoare*. Majoritatea metalelor sînt de culoare gri. Excepție fac cuprul, care este roșiat, argintul, nichelul, cromul și mercurul, de culoare alb-gri, și aurul, de culoare galbenă.

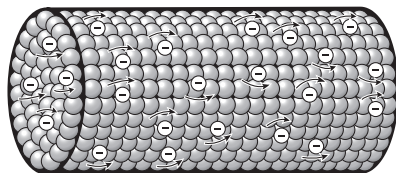


Fig. 7.1. Legătura metalică și conductibilitatea electrică a metalelor

Explicați în ce domenii poate fi utilizat fiecare metal, știind că el este „cel mai...”



Maraton spre cunoștințe

Filamentul metalic al becului electric este făcut din wolfram (W). Temperatura de topire a acestuia e foarte înaltă – 3420°C, iar temperatura de fierbere e și mai înaltă – 5850°C. Însă nimic nu e veșnic: wolframul se evaporă și becul arde! De multe ori, sticla becului se afumă și devine neagră: aceasta se datorează wolframului evaporat din filamentul becului. Cum credeți, cu ce este mai bine să fie umplut becul electric: cu aer, azot sau argon? Argumentați-vă opinia. Ce proprietăți ale wolframului se manifestă în acest caz: fizice sau chimice?

Seria
tensiunii metalelor

Li
K
Cs
Rb
Ba
Sr
Ca
Na
Mg
Be
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Co
Ni
Sn
Pb
H₂
Sb
Bi
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

7.2 Proprietățile chimice ale metalelor

Să generalizăm cunoștințele noastre despre proprietățile chimice ale metalelor. În acest scop, vom realiza următoarele sarcini de lucru:

I. Toate reacțiile chimice cu participarea metalelor sînt... Totodată, metalele au întotdeauna... electroni $M^0 - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$ și se manifestă în calitate de ...

Reactivitatea metalelor în reacțiile chimice ce decurg în soluțiile apoase este determinată de poziția lor în seria electrochimică a tensiunii metalelor. Reactivitatea chimică a metalelor (caracterul reducător) scade de sus în jos în seria tensiunii. Cel mai activ metal este...

Reactivitatea chimică a ionilor de metale (caracterul oxidant) crește de sus în jos în seria tensiunii metalelor. În felul acesta, ionul de Au^{3+} este cel mai puternic oxidant.

II. Studiați proprietățile chimice ale metalelor din coloana B, numiți fiecare proprietate (comportamentul față de apă, oxigen, nemetale, oxizi, acizi, baze, săruri) și scrieți-o în coloana A. Completați și egalați reacțiile prezentate.

Coloana A

Coloana B

Proprietățile chimice	Ecuatiile reacțiilor
?	În condiții obișnuite, cu apa reacționează metalele de la litiu pînă la magneziu: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow \quad Ca + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$ La o încălzire ușoară, magneziul și aluminiul, eliberați de pelicula protectoare, reacționează cu apa: $Mg + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow \quad *Al + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$ La temperaturi mai mari de 100°C, toate metalele aflate în seria tensiunii pînă la hidrogen reacționează cu apa:

	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow \quad \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$ Metalele aflate după hidrogen nu reacționează cu apa. Comparați produșii reacțiilor ce au loc la încălzire și fără încălzire.
?	Metalele interacționează cu aproape toate nemetalele (în afară de gazele inerte), formînd compuși binari. $\begin{array}{ll} \text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow \text{LiH} & \text{Mg} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgSi} \\ \text{Mg} + \text{P} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgP} & \text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ[\text{H}_2\text{O}]} \text{FeCl} \\ \text{Al} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{AlC} & \text{Sn} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SnCl} \\ \text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaN} & \text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS} \end{array}$ Numiți produșii de reacție.
?	În aer, metalele se oxidează încet și formează o peliculă de oxid: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \quad \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$ Numai aurul și platina nu interacționează cu oxigenul. Celelalte metale ard în oxigen pur: $\begin{array}{ll} \text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} & * \text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{O}_2 \\ \text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 & * \text{Ba} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaO}_2 \end{array}$ Ce semnifică simbolul t° din ecuațiile reacțiilor, dacă se știe că toate reacțiile cu oxigenul sînt exoterme?
?	La temperaturi înalte, metalele mai active substituie (reduc) metalele mai puțin active din oxizii lor. Acest principiu stă la baza unei metode de obținere a metalelor numită <i>metalotermie</i>. Se folosesc metalele-reducători: aluminul (aluminotermie), magneziul (magneziotermie) ș.a. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$ Prin magneziotermie se reduc nemetalele din oxizii lor: $* \text{CO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{C} \quad * \text{SiO}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Si}$
?	Metalele aflate în seria tensiunii metalelor pînă la hidrogen substituie hidrogenul din acizi: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ Alegeți ecuațiile moleculare corespunzătoare acestei ecuații ionice. * Excepție fac acidul azotic diluat și concentrat și acidul sulfuric concentrat: $\begin{array}{l} \text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{dil.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{dil.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots \\ \text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{conc.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{conc.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} \end{array}$ Fierul (Fe) și aluminul (Al) se pasivizează în acidul sulfuric concentrat și nu interacționează cu el. Fierul (Fe), aluminul (Al), cromul (Cr), cobaltul (Co), nichelul (Ni) se pasivizează în acidul azotic concentrat. De aceea, acidul sulfuric concentrat este transportat în cisterne de fier, iar acidul azotic concentrat – în cisterne de aluminu. ** Aurul și platina nu interacționează cu acizii și se dizolvă doar în apa regală – un amestec de acid azotic concentrat și acid clorhidric concentrat, în raport de 1:3. Ecuția redusă a reacției este următoarea: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

?	* Numai unele metale, și anume metalele amfotere Zn, Al, Be, Pb, Sn, interacționează cu bazele, însă doar cu bazele alcaline. Fierul și cromul, spre deosebire de oxizii lor amfoteri Fe_2O_3 și Cr_2O_3 și de hidroxizii amfoteri $\text{Cr}(\text{OH})_3$ și $\text{Fe}(\text{OH})_3$, nu reacționează cu bazele alcaline: $\text{Fe} + \text{NaOH} \neq \quad ; \quad \text{Cr} + \text{NaOH} \neq$ $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ Comparați aceste reacții cu interacțiunea nemetalului siliciu cu bazele alcaline: $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\uparrow$
?	Metalele mai active substituie metalele mai puțin active din soluțiile sărurilor lor, în conformitate cu poziția metalului în seria tensiunii metalelor. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ Alegeți ecuațiile moleculare corespunzătoare acestei ecuații ionice. * Metalele se substituie reciproc chiar și în topiturile sărurilor, dar nu conform seriei tensiunii. Astfel, aluminiul substituie metalele alcalino-pămîntoase: $2\text{Al} + 3\text{CaCl}_{2(\text{top.})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Ca}$ $\text{Na} + \text{KCl}_{(\text{top.})} = \text{NaCl} + \text{K}$ $3\text{K} + \text{AlCl}_{3(\text{top.})} = 3\text{KCl} + \text{Al}$ **Unele săruri oxidează metalele. De exemplu, la corodarea circuitelor imprimate placcate cu cupru, clorura de fier (III) formează trasee pe cupru conform reacției: $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl} + \text{FeCl}_2$ Trageți concluzii privind proprietățile chimice ale metalelor și aplicarea reacțiilor chimice la care participă ele.

Maraton spre cunoștințe

Pentru a vă convinge că metalele sînt substanțe cristaline, puteți obține cristale de cupru chiar și acasă. Așezați, la fundul unui vas (un pahar sau un borcan), cîteva cristale de piatră-vînată $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și presărați-le cu sare măruntă de bucătărie, care va juca rolul de „inhibitor” al reacției. Acoperiți cristalele cu hîrtie de filtru tăiată rotund (astfel încît aceasta să atingă pereții vasului). Pe hîrtie, așezați un inel (sau o placă) de fier, șlefuit din timp cu hîrtie abrazivă și spălat cu apă.

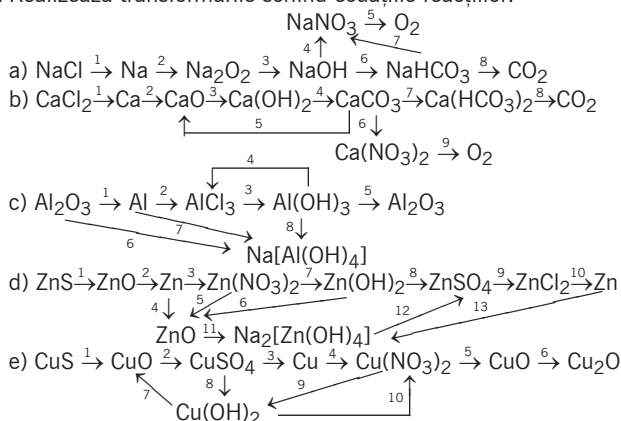
Turnați în vas soluție saturată de sare de bucătărie, în așa fel încît fierul să fie acoperit complet. Peste cîteva zile, în vas se vor forma cristale mari de cupru. Forma și dimensiunile lor pot varia în funcție de dimensiunile vasului și ale cristalelor de piatră-vînată, de grosimea stratului de sare de bucătărie presărată, de temperatura la care decurge reacția.

Atenție! Spălați-vă pe mîini după terminarea experimentului, căci piatră-vînată este nocivă.

Spălați cu apă cristalele obținute și introduceți-le într-o eprubetă cu soluție de acid sulfuric. Ele se vor conserva foarte bine. De ce? Ce tip de reacție chimică are loc în acest experiment cu participarea metalelor?

1. Caracterizează următoarele elemente și compuși lor:
 a) sodiu; b) calciu; c) aluminiu; d) fier
 după algoritmul: (1) poziția în sistemul periodic; (2) structura atomului și gradele de oxidare posibile; (3) răspândirea în natură; (4) proprietățile fizice și chimice ale substanței simple; (5) compoziția și proprietățile chimice ale oxizilor, hidroxizilor, sărurilor; (6) utilizarea acestor metale și a compușilor lor.

*2. Realizează transformările scriind ecuațiile reacțiilor:



3. Calculează masa de fier necesară pentru obținerea a 22,4 m³ (c.n.) de hidrogen prin metoda fier – vapori.
4. Cantitatea minimă de plumb care poate provoca intoxicație constituie 5 mg la 1 kg din masa corpului uman. Calculează volumul apei cu un conținut periculos de ioni de plumb – 0,35-2 mg/l – pe care omul o poate bea fără a se intoxica, dacă volumul mediu de apă consumat în 24 de ore este 2 l. Efectuează calculele luând în considerare masa corpului tău.
5. Amestecul termit se folosește pentru sudare și conține scorie Fe₃O₄ și aluminiu metalic. Calculează masa fierului format din amestecul ce conține 135 g de aluminiu.
6. În cazul anemiei, bolnavului i se prescriu preparate cu fier. Pulberea de fier metalic se dizolvă în sucul gastric, care conține acid clorhidric. Pentru o asimilare mai eficientă a fierului, preparatul se bea cu soluție diluată de acid clorhidric (10 picături la 100 ml de apă). Acidul clorhidric farmaceutic diluat se prepară în felul următor: 1 volum de acid clorhidric concentrat (cu partea de masă a HCl de 37%; densitatea soluției = 1,19 g/cm³) se amestecă cu 2 volume de apă. Calculează partea de masă a HCl în soluția diluată de acid clorhidric. Ce tip de sare a fierului se formează în reacție?
7. Mercurul este periculos prin aceea că la temperatură obișnuită se evaporă încet. Iată de ce, dacă s-a spart în casă un termometru cu mercur, în zona în care s-au împrăștiat picăturile de mercur se va presăra praf de sulf. În condiții obișnuite, mercurul se combină cu sulful și se transformă în sulfură, nevolatilă. Calculează masa sulfului necesar pentru reacția de legare a 4 g de mercur.

*7.3. Reacțiile calitative ale cationilor de metale

Pentru identificarea substanțelor, se folosesc reacțiile calitative. Anterior, am studiat reacțiile calitative ale anionilor diferitor acizi. Acum vom lua cunoștință de reacțiile calitative ale cationilor de metale.

În *tabelul 7.1* sînt prezentați reactivii, reacțiile și semnele caracteristice ale reacțiilor calitative ale cationilor de metale și de amoniu.

Tabelul 7.1. Reacțiile calitative ale cationilor

Cationii	Reactivul	Reacția	Semnele caracteristice
Li^+	flacăra spirtierei	–	culoarea roșie-cărămizie a flăcării
Na^+	flacăra spirtierei	–	culoarea galbenă a flăcării
K^+	flacăra spirtierei privită prin sticlă albastră	–	culoarea violetă a flăcării
Ca^{2+}	flacăra spirtierei	–	culoarea roșie-cărămizie a flăcării
Ba^{2+}	a) flacăra spirtierei b) sulfați solubili, acid sulfuric	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$	a) culoarea galbenă-verzuie a flăcării b) precipitat alb, insolubil în H_2O și HNO_3
Ag^+	cloruri solubile, acid clorhidric	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$	precipitat alb, brînzos, insolubil în H_2O și HNO_3 .
NH_4^+	soluție de bază alcalină, la încălzire	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	miros înțepător de amoniac, hîrtia de fenolftaleină capătă culoare roșie
Al^{3+}	soluție de bază alcalină, acizi	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	precipitat alb, solubil în acizi și baze alcaline
Mg^{2+}	soluție de bază alcalină	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$	precipitat alb, solubil în acizi, insolubil în baze alcaline
Fe^{2+}	soluție de hexacianoferat (III) de potasiu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow$	precipitat de „albastru de Turnbull“
Fe^{3+}	**a) soluție de hexacianoferat (II) de potasiu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ b) soluție de tiocianură de amoniu sau potasiu	$4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3\downarrow$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$	precipitat de „albastru de Berlin“ soluție purpurie (culoarea sîngelui)
Cu^{2+}	soluție de bază alcalină, cu încălzire ulterioară	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	precipitat gelatinos, de culoare albastră, care devine negru la încălzire

1. În trei eprubete fără etichete se află sărurile clorură de bariu, nitrat de argint și clorură de calciu. Scrie reacțiile calitative pentru fiecare cation, alcătuiște schema logică a experimentului de identificare a acestor săruri.
- *2. În trei eprubete fără etichete sînt date soluțiile incolore de clorură de amoniu, clorură de aluminiu și clorură de magneziu. Avînd la dispoziție doar soluția de bază alcalină NaOH, identifică aceste substanțe.
- *3. Realizează transformările:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$$

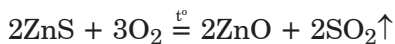
$$\downarrow$$

$$\text{FeCl}_3$$
- *4. Explică ce culori vor avea focurile de artificii dacă în compoziția substanțelor vor intra săruri de litiu, sodiu, potasiu, calciu, bariu.
5. Demonstrează compoziția următoarelor săruri:
a) AgNO_3 b) BaCl_2 c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ d) FeSO_4 e) FeCl_3
Scrie ecuațiile reacțiilor chimice posibile.
6. Aurul și platina în stare pură sînt metale moi. Pentru a le spori rezistența mecanică, ele sînt aliate cu cuprul. Numărul de părți (grame) de aur sau de argint ce revin la 1000 de părți de aliaj se numește *titlu*. Determină: a) masa aurului în aliajul cu masa de 500 g și cu titlul 583; b) masa argintului în aliajul cu masa de 400 g și cu titlul 875.
7. Cum pot fi deosebite soluțiile de clorură de aluminiu și clorură de sodiu: a) după culoare; b) cu ajutorul indicatorului; c) la acțiunea soluției de bază alcalină; d) după culoarea flăcării?
Argumentează răspunsul.

7.4. Obținerea metalelor

Metalele se obțin prin diverse metode. Cea mai răspîdită este reducerea metalelor (cu excepția celor alcaline și a aluminiului) din oxizi, cu ajutorul carbonului, oxidului de carbon (II), hidrogenului sau aluminiului, la încălzire.

Minereurile reprezintă materia primă din care în industrie se obțin metalele; pot fi sub formă de oxizi, sulfuri, carbonați etc. Inițial, minereurile sulfuroase și carbonatate se calcinează:



După calcinare, oxizii se reduc:

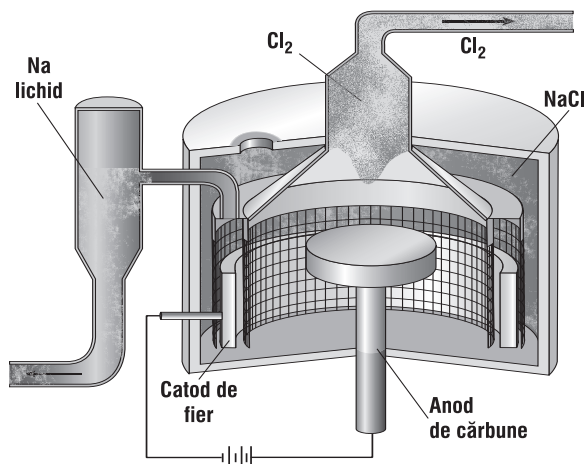
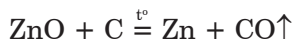


Fig. 7.2. Obținerea sodiului și a clorului

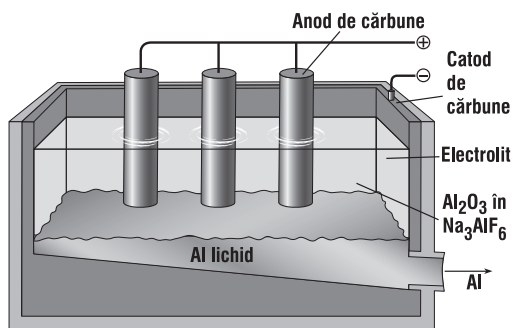


Fig. 7.3. Obținerea aluminiului

***Demonstrați, cu ajutorul ecuațiilor electronice, că la obținerea metalelor prin orice metodă are loc reducerea lor.**

****Alcătuți ecuațiile electronice ale proceselor care au loc la rafinarea cuprului cu anod de cupru.**

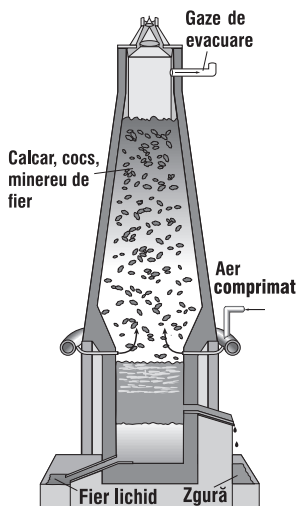
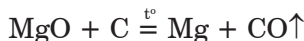
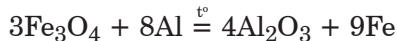
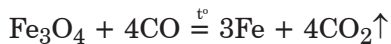
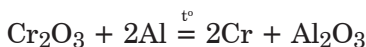


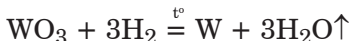
Fig. 7.4. Obținerea fontei în furnale



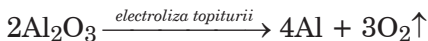
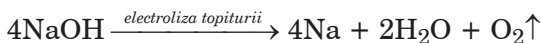
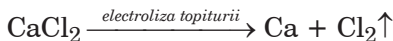
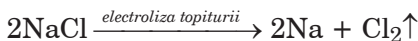
În cazul în care metalul nu poate fi redus cu carbon, oxid de carbon (II) sau hidrogen, deoarece se formează carburi sau hidruri, în calitate de reducător se folosește **alumiul**:



Hidrogenul se utilizează pentru obținerea metalelor de înaltă puritate:



*Prin **reducerea electrolitică** a metalelor din topiturile sărurilor, oxizilor și hidroxizilor lor se obțin metalele alcaline, alcalino-pămîntoase și alumiul:



Cuprul pur se obține prin electroliza soluției de sulfat de cupru cu anod de cupru.

Reducerea oxizilor cu ajutorul cărbunelui sau al oxidului de carbon (II). Fierul, mai exact aliajul lui cu carbonul – fonta, se obține reducând minereurile de oxizi la temperaturi înalte, în furnale, cu oxid de carbon (II) sau cărbune, după schema:



Alcătuți ecuațiile acestor reacții (fig. 7.4).

Fonta conține 2–4,5% carbon, 1–3% mangan, 0,02–2,5% fosfor și până la 0,08% sulf.

Fonta se transformă în oțel prin arderea carbonului, fosforului și sulfului pe care le conține.

Oțelul conține de la 0,3 la 1,7% carbon.

Fonta este fărâmicioasă și nu poate fi forjată sau lăminată.

Din oțel, în special din cel aliat, cu adaosuri de crom,

nihel, molibden, wolfram, mangan, cupru sau siliciu, se confecționează aproape toate obiectele ce ne înconjoară.

Pentru a proteja oțelul împotriva coroziunii, el se amestecă cu crom și nichel, obținându-se *oțelul inoxidabil*. O aplicare largă are și placarea oțelului cu zinc, nichel, crom, cupru, argint sau aur. Cîtă vreme suprafața de oțel este acoperită cu un strat de zinc, fierul nu se distruge. De ce ?

Metalele neferoase formează multe aliaje prețioase.

Bronzul, un aliaj de cupru cu staniu, este cunoscut de aproape șase mii de ani. Uneltele din bronz erau mai tari și mai rezistente decît cele din cupru. Numeroase obiecte de artă confecționate din bronz în Antichitate s-au păstrat pînă în zilele noastre. Bronzul obișnuit conține 90% cupru și 10% staniu. Există însă și bronzuri cu alte adaosuri. De exemplu, în aviația modernă, din bronz de beriliu se confecționează peste 1000 de piese.

Alama este un aliaj de cupru (60%) cu zinc (40%). La modificarea acestui raport, culoarea aliajului se schimbă de la roșiatică la galbenă-deschis. Alama cu adaos de aluminiu devine aurie. De aceea, se folosește pentru confecționarea decorațiilor, ordenelor, obiectelor de artă etc.

Alpaca este un aliaj de cupru (80%) cu nichel (20%). Se folosește la fabricarea tacîmurilor.

Argentanul reprezintă un aliaj de cupru (65%), zinc (20%) și nichel (15%). Datorită asemănării cu argintul, servește ca substituent al acestuia.

Aliajele de magneziu cu aluminiu, zinc, mangan, litium sînt foarte tari, ușoare, rezistente la coroziune. Din ele se fabrică scafandrele. Se folosesc și în construcții.



Fierul și aliajele lui – fonta și oțelul – se numesc metale feroase ; celelalte metale sînt neferoase.



**Metoda de combatere a coroziunii fierului prin placarea cu zinc se mai numește „sacrificare”, deoarece zincul „se sacrifică”. Exprimați acest proces în limbajul chimic.*

7.5. Elementele chimice din sistemele biologice

Dintre toate elementele cunoscute, natura a ales doar aproape 50 ca să intre în compoziția materiei vii. Adaptarea acestora la necesitățile organismului viu, după schema *toxine – impurități tolerabile – elemente utile – elemente esențiale*, s-a realizat pe parcursul evoluției vieții pe Pămînt. În orice organism viu se află, în mod constant, 40-43 de elemente (numite *bioelemente*), dintre care 25 sînt esențiale pentru alcătuirea și funcționarea lui.

Aceste elemente se întîlnesc frecvent și în scoarța terestră, ceea ce demonstrează că selecția naturală a eliminat dependența organismelor vii de elementele mai puțin accesi-

bile. Din cele douăzeci și cinci de elemente esențiale, șase – C, N, H, O, P, S – constituie baza materiei organice vii (proteinele, glicogenul, amidonul, lipidele și acizii nucleici).

99,99% din atomii corpului uman sînt compuși din 11 elemente (H, C, N, O, Na, Mg, P, S, Cl, K, Ca), dintre care doar 4 sînt metale (Na, K, Mg, Ca). Ionii ușori de K^+ și Mg^{2+} intră în compoziția celulelor, iar Na^+ și Ca^{2+} , împreună cu principalii anioni de Cl^- , SO_4^{2-} și PO_4^{3-} , fac parte din plasma ce le înconjoară. Acești 7 ioni asigură neutralitatea electrică a celulelor, avînd un rol fundamental în menținerea unui volum corespunzător de sînge și de alte fluide în organism.

Fără a minimaliza rolul biologic al celor patru ioni ai metalelor ușoare menționați mai sus, trebuie subliniat faptul că reacțiile chimice din organism sînt de neconceput în absența unor ioni ai metalelor grele și tranzitionale (Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V).

Caracteristicile fundamentale ale acestor ioni, precum dimensiunile mici (volumul și raza), structura electronică complexă, masa atomică mare, gradul de oxidare mare și variabil, potențialul redox, explică indispensabilitatea lor pentru procesele biologice, respectiv importanța lor deosebită în procesele vitale. Ei se găsesc în organismul uman în cantități infime (de 10^{-6} sau 10^{-9} în gram masă), în concentrații mai mari fiind toxici. Din acest motiv sînt numiți *microelemente esențiale*.

Microelementele esențiale se regăsesc în organism sub formă de combinații complexe, formînd molecule gigantice (numite *macromolecule* sau *sisteme macrociclice*), cum ar fi proteinele, glucidele, lipidele etc. Aceste metale (Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V) intră în compoziția metal-enzimelor sau sînt activatori ai enzimelor.

Un element poate fi considerat esențial pentru organism dacă:

1. Este prezent în toate țesuturile materiei vii, în concentrații aproape constante de la un organism la altul.

2. Lipsa lui duce la aceleași modificări structurale și fiziologice la toate speciile.

3. Administrarea lui previne și înlătură simptomele apărute și corectează modificările biochimice produse în lipsa lui.

În general, complecșii biologici activi ai acestor microelemente esențiale sînt implicați în:

- sinteza și dezintegrarea moleculelor biologice fundamentale;
- blocarea sau stabilizarea unor grupe funcționale;



11 elemente
alcătuiesc 99,99% din
organismul uman.

ELEMENTELE ESENȚIALE

C
N
H
O
P
S

ALTE ELEMENTE

Cl
Na
K
Mg
Ca

- transportul oxigenului în țesuturi;
- reacțiile redox celulare;
- transportul de energie.

După conținutul și importanța lor în metal-enzime, metalele pot fi aranjate în următoarea serie: $\text{Fe} > \text{Mg} > \text{Zn} > \text{Cu} > \text{Co} > \text{Mo} > \text{V}$; ionii bivalenți ai metalelor ușoare sînt activatori ai enzimelor, în timp ce ionii microelementelor mai grele, cu gradul de oxidare superior, sînt inhibitori.

E important să menționăm că modificarea concentrației unor microelemente în urma conjugării mai multor factori (alimentație, mediu înconjurător, resorbție activă sau pasivă, depozitare etc.) constituie cauza a numeroase afecțiuni. De exemplu, s-a constatat prezența unui nivel ridicat de ioni de cupru și a unui nivel scăzut de ioni de zinc în cazul infarctului miocardic, arteriosclerozei, hipertoniiei, cirozei hepatice, leucemiei etc.



Maraton spre cunoștințe

Se știe că metalele aproape că nu ard în aer. Se poate obține însă un fel de fier, numit *fier piroforic*, capabil să se autoinflameze în aer. În acest scop, soluția oricărei sări a fierului (II), de exemplu FeSO_4 , se va amesteca cu acid oxalic $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sau cu sarea lui $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Precipitatul galben de oxalat de fier (II) se va filtra și se va introduce într-o eprubetă (1/5 de eprubetă). Eprubeta poate fi fixată în stativ sau ținută înclinată, cu gura în jos, pentru a se scurge apa. Substanța va fi încălzită. Picăturile de apă le vom înlătura cu un capăt de hîrtie de filtru răsucită între degete sau cu vată. După descompunerea oxalatului și transformarea lui în praf negru, vom închide eprubeta și o vom lăsa să se răcească. Praful de fier piroforic se va presăra cu precauție pe o placă metalică. Imediat vor apărea scînteii, dovadă că fierul arde.

Fierul piroforic nu trebuie păstrat! Peste resturile de fier din eprubetă se va turna acid clorhidric.

Explicați de ce fierul piroforic se aprinde în aer, iar un cui de fier nu arde nici dacă este încălzit la un foc puternic? Ce influențează asupra vitezei de reacție a fierului cu oxigenul? Efectuați experiența în clasă.

Vă dorim succes!

*1. Cu ajutorul bacteriilor industriale, pot fi extrase din pămînt fierul, zincul, cobaltul, nichelul, titanul, aluminiul. O specie de bacterii are preferință față de sulfuri. În minele înecate și părăsite, aceste bacterii transformă în stare solubilă minereul de sulfură de cupru de șase ori mai repede decît pe cale chimică. Propune o metodă de separare a cuprului pur din această soluție.

EVALUARE

- **2.** În vremurile străvechi, în China, India și Dacia se cunoșteau secretele de obținere a zincului. Acestea s-au pierdut însă de-a lungul timpului. În Europa, timp de aproape două secole, nu s-a putut produce zinc. Minereul cu sulfuri se calcina, se reducea cu cărbune, dar nu se obținea zinc! S-a stabilit însă că el se evaporă în acest proces, deoarece temperatura lui de fierbere este de doar 906°C . Zincul evaporat intra în contact cu oxigenul din aer și se transforma din nou în oxid. După părerea ta, în ce condiții trebuie să se desfășoare un asemenea experiment? Alcătuiește ecuațiile tuturor reacțiilor. Calculează masa zincului care poate fi obținut din 100 kg de minereu îmbogățit, cu partea de masă a sulfurii de zinc de 80%.
- *3.** Staniul este numit *metalul cutiilor de conserve*, deoarece pentru fabricarea tablei albe (fier acoperit cu staniu) se consumă o jumătate din producția mondială de staniu. Pentru recuperarea staniului din cutiile folosite, se aplică diverse metode. Cel mai frecvent tabla se tratează cu clor gazos. În lipsa umezelii, fierul nu reacționează cu clorul. Staniul se clorurează însă ușor, formînd un lichid fumant – clorura de staniu (IV), care apoi ajunge în electrolizor. Exprimă, prin ecuații chimice și prin schema electrolizei, procesele descrise. Calculează masa staniului care poate fi obținut din 100 de cutii de conserve, dacă pentru fiecare cutie se consumă $\approx 0,5$ g de staniu.
- 4.** „Boala enigmatică” a staniului, numită *ciuma de staniu*, era cunoscută încă în Evul Mediu. Farfuriile de staniu își pierdeau luciul și se acopereau cu pete cenușii. În plus, boala „se transmitea” prin contact de la o veselă de staniu la alta. La începutul secolului XX, exploratorul britanic Robert Scott a murit la întoarcerea de la Polul Sud, deoarece tot gazul lampant s-a scurs din cutiile de fier sudate cu staniu. Lingurile și nasturii soldățești din staniu se transformau, la îngheț, într-un praf cenușiu. Analizele ulterioare au demonstrat că acesta era praful de staniu. Explică ce fenomen, fizic sau chimic, are loc în cazul *ciumei de staniu*, dacă la temperaturi mai mici de 13°C staniul alb, cristalin, se transformă în staniu cenușiu, amorf. Unde trebuie păstrat staniul pentru sudare, dacă îl folosim acasă?
- *5.** La tratarea alamei cu masa de 16,25 g cu acid clorhidric, s-a eliminat un gaz cu volumul de 2,24 l (c.n.). Calculează părțile de masă ale cuprului și zincului în aliaj.
- *6.** Obținerea cuprului din sulfura de cupru Cu_2S poate fi redată prin schema: $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$. Calculează masa sulfurii de cupru (I) necesară pentru obținerea unei tone de cupru. Calculează masa acidului sulfuric care poate fi obținut în calitate de produs secundar.
- **7.** În minereul de fier numit *magnetit* partea de masă a Fe_3O_4 constituie 65%. Calculează masa fontei cu partea de masă a carbonului de 4% ce poate fi obținută din 100 kg de astfel de minereu.

7.6. Oxizii și hidroxizii metalelor

În cele ce urmează, vom sistematiza, lucrînd independent, cunoștințele noastre despre oxizii și hidroxizii metalelor. Vom răspunde la întrebări și vom efectua sarcini de lucru.

I. Comparați oxizii propuși: Na_2O , CO_2 , Al_2O_3 , SO_3 , ZnO . Separați-i în trei grupe, după clasificarea cunoscută a oxizilor; argumentați-vă răspunsul.

Trageți concluzii privitoare la caracterul predominant al oxizilor de metale.

II. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele metode de obținere a oxizilor de metale:

- oxidarea substanțelor simple cu oxigen;
- oxidarea substanțelor compuse cu oxigen (calcinare);
- descompunerea bazelor insolubile;
- descompunerea sărurilor (carbonați, nitrați).

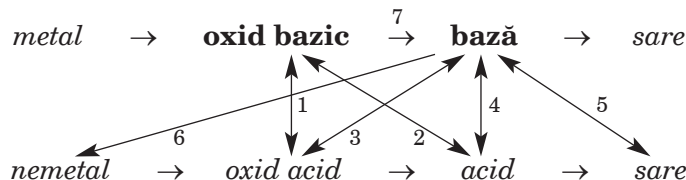
***III.** Explicați, pe baza ecuațiilor reacțiilor, ce caracter au oxizii metalelor cu gradul de oxidare superior:



Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor, dați exemple de formule ale sărurilor corespunzătoare.

IV. Din substanțele enumerate, alegeți hidroxizii metalelor: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Ce au în comun acești hidroxizi? Separați hidroxizii în două grupe, după clasificarea cunoscută. *Alegeți hidroxizii cu proprietăți duble și demonstrați dualitatea lor prin ecuațiile reacțiilor.

V. Deduceți și ilustrați prin ecuațiile reacțiilor proprietațile chimice ale oxizilor bazici și ale bazelor după schema legăturii genetice:



Scrieți ecuațiile reacțiilor suplimentare ale oxizilor și bazelor ce nu fac parte din schemă.

VI. Amintiți-vă domeniile de aplicare a oxizilor și hidroxizilor metalelor.

Nu uitați de răspîndirea lor în natură!



Maraton spre cunoștințe

...Beriliul este un element rar. Astăzi, oxidul lui, datorită stabilității chimice și rezistenței mari la foc, se folosește în tehnica nucleară, în calitate de înveliș pentru echipamentele ce degajă căldură din reactoarele atomice. Beriliul se aplică și la producerea unor varietăți speciale de sticlă, penetrată cu ușurință de toate tipurile de raze: de la cele ultraviolete la cele infraroșii. De asemenea, servește drept materie primă pentru obținerea smaraldelor artificiale.

...La baza albului de titan stă oxidul de titan (IV). Acest pigment îl înlocuiește tot mai des pe cel tradițional, de plumb, datorită faptului că nu este nociv și cu el se pot vopsi suprafețe mai mari.

...La topirea oxidului de crom (III) cu oxid de aluminiu, se obțin rubine roșii. Cristalele artificiale de rubin se folosesc nu numai în calitate de bijuterii. Cu ajutorul lor sînt create razele laser, care taie metalele cu ușurință și găuresc cele mai dure materiale.

Încercați să obțineți pe cale experimentală:

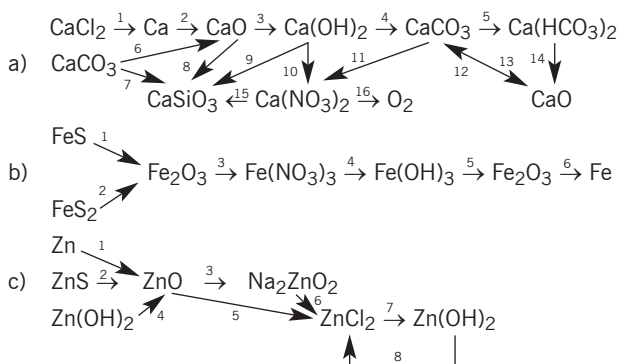
- **Aluminiu alb opac.** Dizolvați 20 g de hidroxid de sodiu (sodă caustică) într-un litru de apă caldă. Introduceți, în soluție, un obiect din aluminiu. Așteptați ca obiectul să capete o culoare albă mată, apoi spălați-l cu multă apă curată, uscați-l și, eventual, pulverizați-l cu nitrolac incolor.

- **Aluminiu auriu.** În 500 ml de apă caldă dizolvați 13 g de sulfură de potasiu, după care repetați experiența descrisă mai sus.

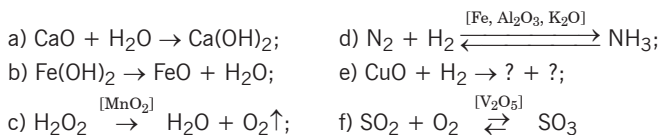
- **Bronz verde.** În 200 ml de oțet de 9% dizolvați 200 g de zahăr și 200 g de clorură de sodiu. Vopsiți un obiect de cupru de câteva ori cu această soluție, pînă cînd veți obține o nuanță verde. Uscați obiectul și acoperiți-l cu lac.

EVALUARE

*1. Realizează următoarele transformări:

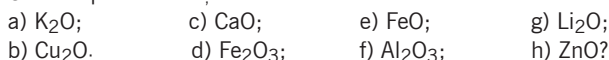


2. Explică ce rol au oxizii metalelor în următoarele reacții:



Stabilește coeficienții în aceste ecuații.

3. Ce oxizi pot fi întâlniți în natură:



*4. Calculează părțile de masă ale oxidului de fier (III) și oxidului de cupru (II) în amestec, dacă la reducerea a 63,8 g de acest amestec cu hidrogen se formează apă cu masa de 9 g. Calculează masa ambelor metale obținute.

*5. O navă cosmică a fost nevoită să aterizeze pe o planetă necunoscută. Cosmonautul avea doar un măr, o cutie de malahit și puțină apă de var. El a încercat să stabilească compoziția atmosferei și a descoperit că culoarea mărului tăiat nu se schimbă în atmosfera planetei, apa de var nu se tulbură, iar la încălzirea malahitului se formează un praf roșu. La ce concluzie a ajuns cosmonautul?

Metalele

Rezolvarea problemelor experimentale

Utilaj și reactivi: set de reactivi chimici, spirtieră, eprubete.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor

Experiența 1. Obținerea metalelor. Determinați ce metale pot fi obținute din substanțele propuse: un cui sau alt obiect de fier, bucățele de zinc, soluție de sulfat de cupru, sulfat de fier (II), nitrat de zinc, nitrat de plumb. Obțineți unul din metale la alegerea voastră. Eprubeta se pune în stativ și se lasă pînă la sfîrșitul lecției. Observați formarea metalului în această perioadă de timp. Scrieți ecuațiile reacțiilor. Notați ce ați observat.

Tipul problemelor: Reacții calitative ale substanțelor anorganice

Experiența 2. Reacția calitativă a ionului Fe^{3+}

Reactivi: soluții de clorură de Fe (III) și tiocianat de potasiu sau de amoniu (KCNS sau NH_4CNS).

Soluțiile se amestecă.

Numiți produsul reacției, scrieți ecuația reacției. Trageți concluzii.

Tipul problemelor: Identificarea substanțelor, demonstrarea compoziției lor

Experiența 3. În trei eprubete fără etichete se află sulfat de cupru, sulfat de fier (II)¹, sulfat de aluminiu. Determinați aceste substanțe.

¹ În cazul în care în cabinetul de chimie nu există săruri de fier (II), dizolvați o bucățiță de fier în acid clorhidric sau în acid sulfuric diluat, filtrați sau decantați soluția și folosiți-o pentru experiment. Sarea de fier (III) se obține dacă la bucățița de fier se adaugă $\text{HNO}_3(\text{dil.})$ și se încălzește ușor. În soluție se formează $\text{Fe(NO}_3)_3$.

Experiența 4. Demonstrați compoziția următoarelor săruri: a) NH_4Cl ; b) BaCl_2 ; c) FeSO_4 ; d) FeCl_3 ; e) CuSO_4 ; f) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

Experiența 5. Demonstrați că reactivul $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ conține impurități de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Experiența 6. În trei eprubete fără etichete se află clorură de aluminiu, clorură de bariu, clorură de fier (III). Determinați aceste substanțe. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor

Experiența 7. Folosind reactivii CuSO_4 , soluție de $\text{NaOH}_{(\text{dil.})}$, $\text{NaOH}_{(\text{conc.})}$, HCl sau H_2SO_4 , obțineți hidroxid de cupru (II) și verificați comportamentul lui față de o soluție de acid și o soluție concentrată de alcaliu.

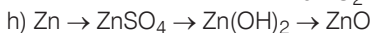
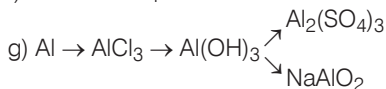
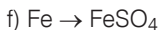
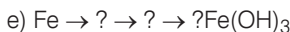
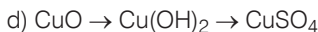
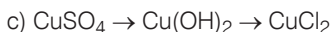
Explicați fenomenele observate, alcătuiți ecuațiile reacțiilor, trageți concluzii.

Experiența 8. Obțineți hidroxid de aluminiu din sulfat sau clorură de aluminiu. Verificați comportamentul hidroxidului de aluminiu $\text{Al}(\text{OH})_3$ față de un acid și o bază alcalină diluată. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective. Trageți concluzii.

Experiența 9. Obțineți hidroxid de zinc din sare de zinc. Examinați comportamentul hidroxidului de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$ față de un acid și o bază alcalină diluată. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective. Trageți concluzii.

Experiența 10. Obțineți hidroxizi de fier (II) și de fier (III) din sulfat de fier (II) și clorură de fier (III). Comparați comportamentul lor față de un acid și o bază alcalină concentrată. Trageți concluzii. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor chimice.

Experiența 11. Realizați experimental transformările:

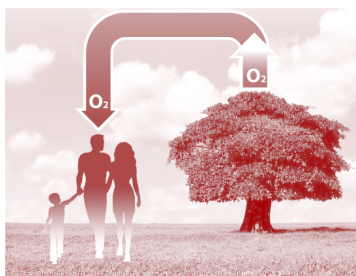


Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

TEST DE EVALUARE

- I. Formula electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ aparține elementului:
a) sodiu; b) calciu; c) aluminiu; d) fier.
- II. În condiții obișnuite, toate metalele se găsesc:
a) în stare solidă;
b) în stare solidă, cu excepția mercurului, care este o substanță lichidă;
c) în toate cele trei stări de agregare.
- III. Determină șirul de elemente în care crește reactivitatea metalelor față de apă:
a) $Cs < Mg < Al < Na < K$
b) $Mg < Al < Na < K < Cs$
c) $Al < K < Na < Cs < Mg$
d) $Na < K < Cs < Mg < Al$
e) $Al < Mg < Na < K < Cs$
- IV. Selectează din următoarele definiții pe cea corespunzătoare legăturii metalice:
a) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de pe nivelurile exterioare;
b) legătura ce are la bază transferul de electroni între atomi diferiți;
c) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de către doi atomi identici;
d) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de către doi atomi diferiți;
- *V. Metalele de tip s au următoarele proprietăți:
a) sînt oxidanți puternici;
b) sînt reducători puternici;
c) au electronegativitate mică;
d) au duritate mică.
- VI. Citește afirmațiile de mai jos. Dacă apreciezi că afirmația este adevărată, încercuiește litera A. Dacă apreciezi că afirmația nu este adevărată, încercuiește litera F:
- A. F.** Odată cu creșterea gradului de oxidare al metalelor din subgrupele principale, cresc și proprietățile bazice ale oxizilor lor.
- A. F.** Metalele aflate în seria tensiunii după hidrogen substituie hidrogenul din acizi.
- A. F.** Metalele nu conduc curentul electric și căldura.
- *VII. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:
 $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$
- *VIII. Calculează masa fierului ce poate fi obținut prin alumotermie din 23,2 g de Fe_3O_4 și 23,76 g de aluminiu.
- *IX. Obține oxid de calciu prin două metode. Scrie ecuațiile reacțiilor.
Numește 2-3 domenii de întrebuințare a oxidului de calciu.
- X. Un autoturism consumă anual pînă la patru tone de oxigen. Ce masă de oxid de mercur (II) HgO urmează a fi descompusă pentru a asigura norma anuală de oxigen pentru un autoturism?

(8) Importanța și rolul substanțelor anorganice pentru viața și sănătatea omului

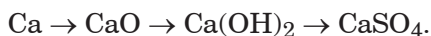


După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

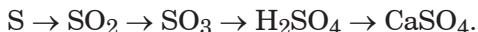
- să argumentezi legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici;
- să rezolvi exerciții și probleme combinate la cursul de chimie anorganică;
- să elaborezi lucrări de tip creativ la chimie;
- să apreciezi importanța studierii chimiei anorganice.

8.1. Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici

Între substanțele anorganice simple și compuse (oxizi, acizi, baze și săruri) există o legătură genetică, care explică posibilitatea transformărilor reciproce. Astfel, calciul, o substanță simplă (metal), în urma combinării cu oxigenul, se transformă în oxid de calciu, care, la rândul lui, la interacțiunea cu apa, formează hidroxidul de calciu. Din reacția hidroxidului de calciu cu un acid rezultă o sare. Toate aceste transformări pot fi reprezentate astfel:



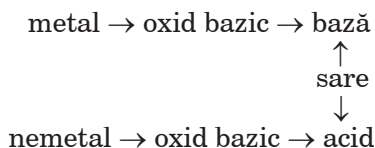
Produsul final, sulfatul de calciu, poate fi obținut și pe altă cale, plecând de la un nemetal, ca, de exemplu, sulfurul:



Prin urmare, pe ambele căi s-a obținut aceeași sare. Se cunoaște și transformarea inversă: de la sare se ajunge la alte clase de compuși anorganici sau la substanțe simple. Spre exemplu, sarea sulfatului de cupru (II) poate fi transformată în cupru conform schemei:

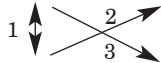


Corelația dată între clasele de compuși anorganici poate fi reprezentată prin schema *legăturilor genetice* ale principalelor clase de compuși anorganici:



Legătura genetică contribuie și la deducerea proprietăților chimice ale fiecărei clase de compuși anorganici.

Proprietățile chimice ale oxizilor



Proprietățile chimice ale acizilor



Proprietățile chimice ale sărurilor

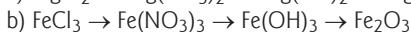


Proprietățile chimice ale bazelor

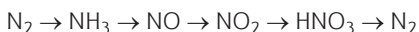


EVALUARE

1. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

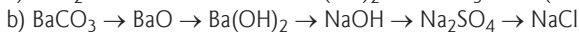
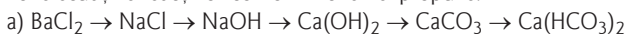


*2. Plecînd de la legătura genetică dintre azot și compușii săi, scrie ecuațiile reacțiilor pentru următorul lanț de transformări:

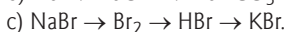
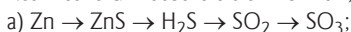


Numește domeniile de utilizare a substanțelor din schemă.

3. Scrie ecuațiile reacțiilor conform schemei propuse:



4. Realizează următoarele transformări, scriind ecuațiile reacțiilor:



*5. Rezolvă problemele (profil real):

5.1. Un amestec de CuO și Fe_2O_3 cu masa de 286,5 g a fost redus cu hidrogen, iar produșii obținuți au fost tratați cu exces de soluție de HCl . În urma reacției s-a degajat hidrogen cu volumul de 13,44 l (c.n.). Care este masa cuprului format la reducerea cu hidrogen?

5.2. Ce masă de oxid de mangan (IV) și ce volum de soluție cu partea de masă a HCl egală cu 36,5% ($\rho = 1,18 \text{ g/ml}$) sînt necesare pentru obținerea clorului care să poată substitui 50,8 g de iod din iodura de potasiu?

5.3. La dizolvarea în acid clorhidric a 31,2 g amestec de pilitură de fier și magneziu s-au degajat 20,16 l de hidrogen (c.n.). Calculează masa fiecărui metal din amestec.

5.4. Un amestec de cupru și oxid de cupru cu masa de 100 g a fost tratat cu exces de acid azotic concentrat. În urma reacției s-au degajat 33,6 l de gaz de culoare brună (c.n.)

a) află părțile de masă ale componentelor în amestec;

b) stabilește care din cele două reacții posibile este de oxidoreducere, numește oxidantul și reducătorul.

6. Rezolvă problemele (profil umanist):

6.1. În laboratorul de chimie al școlii, un elev neglijent a spart un termometru, care conținea 30 g de mercur. Află cîte grame de sulf sînt necesare pentru a transforma mercurul nociv în sulfură mai puțin periculoasă.

6.2. Calculează masa dioxidului de carbon care va fi aruncată în atmosferă la prăjirea a 130 t de calcar (CaCO_3).

6.3. Timp de o zi în stomacul unui om se elimină peste 800 ml suc gastric ($\rho = 1,65 \text{ g/ml}$), ce conține 0,5% acid clorhidric. Calculează masa clorurii de sodiu necesară pentru obținerea acestei cantități de acid clorhidric.

6.4. Partea de masă a iodului în glanda tiroidă constituie 0,12%. Masa glandei tiroide este de 40 g. Determină masa iodului aflat în glanda tiroidă.

8.2 Importanța substanțelor anorganice și rolul lor pentru viața și sănătatea omului

Corpul uman este un laborator viu, compus din elemente. Cel puțin 14 microelemente și 11 macroelemente, componente de bază ale materiei, sînt indispensabile pentru buna funcționare a organismului uman. Insuficiența sau excesul unora dintre ele are o influență directă asupra sănătății omului. Descriem, mai jos, însemnătatea cîtorva elemente pentru organismul uman.

Aluminiul se găsește în toate țesuturile și organele, mai cu seamă în ficat, plămîni, oase și creier. În medicină compușii aluminiului se utilizează la tratarea bronșitei, gastritei.

Argintul este un bun dezinfectant, utilizat în acest scop pînă nu demult. Băuturile tratate cu un conținut mare de argint erau considerate un bun remediu pentru durerile de cap, amețeli și frică etc.

Azotul, din punct de vedere biologic, este mai scump chiar decît metalele prețioase. El pătrunde în organism odată cu aerul inspirat. Celelalte substanțe anorganice cu azot – oxidul de azot (IV) și oxidul de azot (III) – sînt toxice și în reacția cu oxidul de sulf (IV) pot provoca sufocarea.

Cuprul constituie componenta principală a 11 fermenți. Participă la formarea hemoglobinei, deoarece activează fierul ce se acumulează în ficat, asigură absorbția fierului și a vitaminei C. Pe timpuri, cu ajutorul compușilor acestui element se tratau bolile parazitare, holera, meningita. Cuprul este un bun remediu împotriva radiculitei.

Fluorul intră în componența sîngelui și a creierului. Este prezent în oase, dinți, unghii. Mineralele ce conțin fluor întăresc sistemul osos și dantura, stimulează funcționarea creierului și a sistemului nervos etc.

Potasiul reglează echilibrul acido-bazic din sînge, activează funcția multor fermenți, contribuie la depășirea oboselii și a stresului. Pietrele ce conțin potasiu reglează tensiunea arterială, alină teama, neliniștea etc.

Sulful intră în componența proteinelor, a unor hormoni precum insulina și a vitaminelor. Participă la procesele de oxidoreducere din organism. Pietrele ce conțin sulf ajută la regenerarea părului și a unghiilor, vindecă bolile de piele, elimină toxinele din ficat.

Descrie două-trei domenii de utilizare a oxigenului și hidrogenului în viața cotidiană.

Din cele studiate anterior, evidențiază două-trei domenii de importanță vitală în care sînt utilizați calciul și compușii săi.

Am vorbit doar despre importanța câtorva elemente chimice în viața noastră. La sfârșitul anului de studiu te așteaptă vacanța, pe parcursul căreia te poți informa și despre alte elemente chimice importante.



Maraton spre cunoștințe

Sîngele oamenilor obosiți și fără energie conține mai puțin magneziu decît cel al oamenilor plini de energie și activi.

La oamenii nervoși și foarte excitați, magneziul prezent în organism „arde”, ceea ce conduce la diminuarea funcțiilor inimii.

1. Toxinele carbonice sînt carbonul liber sub formă de funingine și oxidul de carbon (II), numit și „gaz de cahlă”. La o concentrație de 0,4% a oxidului de carbon (II) în aer, omul poate muri, deoarece gazul se unește ușor cu hemoglobina din sînge, făcînd-o incapabilă să transporte oxigenul spre țesuturi.

Un alt oxid al carbonului, oxidul de carbon (IV), are la fel o acțiune negativă asupra organismului uman (mai ales la fumători). El îngustează vasele sangvine periferice ale membrelor inferioare, excită centrul respirator etc.

Compară acești doi oxizi din punctul de vedere al structurii și proprietăților lor și completează tabelul de mai jos:

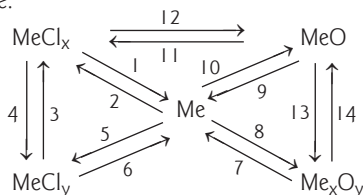
Proprietăți	Oxidul de carbon (II)	Oxidul de carbon (IV)
Formula moleculară		
Formula structurală		
Ecuatiile de formare prin arderea combustibilului		
Proprietățile fizice relevante		
Manifestă proprietăți de oxidant sau reducător		

2. Pentru dezinfectarea unui depozit de păstrare a fructelor contra mușcăiului și a unor insecte se folosește oxidul de sulf (IV), obținut la arderea sulfului, ce conține 5% de impurități. Calculează cantitatea de oxid de sulf (IV) necesară pentru dezinfectarea unui depozit cu volumul de 45 m^3 , dacă potrivit normativelor, la 1 m^3 de spațiu se consumă $1,6 \text{ g}$ de oxidul de sulf (IV).

- *3. Se iau două vase: unul cu clorură de fier (III) și altul cu clorură de sodiu. Propune o schemă de identificare a conținutului fiecărui vas și scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

EVALUARE

- *4. Elementul chimic cu configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ este un element esențial, care mărește rezistența organismului la îmbolnăvire și preîntâmpină oboseala. Folosind sistemul periodic, află:
- cum se numește elementul chimic respectiv;
 - ce tipuri de ioni formează;
 - care sînt formulele oxizilor și hidroxizilor lui.
- Numește trei-patru domenii de utilizare a compușilor elementului dat.
5. Reacția de descompunere a carbonatului de calciu stă la baza obținerii varului nestins. Știind că această reacție este endotermă și reversibilă:
- scrie ecuația reacției;
 - calculează masa oxidului de calciu obținut la descompunerea a 150 kg de carbonat de calciu;
 - numește 2-3 domenii de importanță majoră în care sînt utilizați calciul și compușii lui.
- *6. Află ce metal participă la următoarele transformări. Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:



- *7. Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:

- $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
- $Cu \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu$
- $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnCl_2$
- $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4$
 $\downarrow$
 Ag_3PO_4

8.3. Chimia și protecția mediului

Știința și noile tehnologii au permis omenirii să cunoască structura materiei, să supună energia atomului și să pătrundă în tainele celulei vii.

Secolul ce s-a scurs a marcat progrese spectaculoase în domeniul protecției sănătății, mai cu seamă în combaterea unor epidemii și boli infecțioase, prin apariția antibioticelor și imunizarea (vaccinarea) copiilor. Dezvoltarea mijloacelor de transport moderne și a telecomunicațiilor a redus distanțele și a facilitat mobilitatea umană și difuzarea rapidă a informațiilor și cunoștințelor.

Pe de altă parte, toate aceste progrese sînt generatoare de probleme noi. Civilizația umană a intrat în conflict cu mediul ambiant, atît prin epuizarea resurselor naturale

de energie, materii prime și hrană, cât și prin diminuarea calității factorilor de mediu – apă, aer, sol.

Dacă animalele și plantele se adaptează inconștient la condițiile oferite de mediu, omul se străduiește să adapteze mediul la necesitățile sale și ale societății. Este evident că noile raporturi om – mediul înconjurător sînt o creație a omului, supusă nu atît legilor generale ale naturii, cît propriilor interese.

Dezechilibre ambientale precum subțierea stratului de ozon stratosferic și încălzirea atmosferei au început să altereze ecosistemele naturale. Suprasolicitarea resurselor naturale are efecte dăunătoare asupra resurselor de apă potabilă, pădurilor, pășunilor, solului, pescuitului oceanic, diversității biologice și atmosferei globale.

Una dintre consecințele industrializării este efectul de seră, apărut ca urmare a creșterii cantității de dioxid de carbon în atmosferă din cauza utilizării largi a combustibililor fosili (cărbone, petrol, gaz natural) și a reducerii suprafețelor împădurite. Astfel, s-a declanșat un proces de încălzire a atmosferei, cu efecte dăunătoare: secete, uragane și inundații, mari incendii în spațiile forestiere.

Azi, în Republica Moldova, folosirea intensă, lipsită de temeiuri științifice, a pesticidelor și îngrășămintelor minerale în defavoarea celor organice a provocat poluarea cu substanțe nocive a solului, a apelor de suprafață și a celor subterane. Mai mult de 70% din pămînturile arabile sînt supraîncărcate cu azotați-fosfați, potasiu, fluor etc.

Cel mai folosit pesticid în agricultură este „zeama bordoleză” – un amestec al sulfatului de cupru (II) cu varul stins, întrebuintat în viticultură pentru combaterea ciupercii numite „mildiu”. Acest pesticid se folosește de mai bine de 100 de ani în toate locurile unde se cultivă vița-de-vie. Dar numai în țara noastră au fost depistate în sol cristale de malahită (carbonat bazic de cupru), ceea ce denotă o utilizare exagerată a cantității de „zeamă bordoleză”. Agregatele ce difuzează soluția de pesticid în plantații localizează pe frunzele atacate de ciupercă doar 30-40% din preparat. Restul ajunge în sol, în aer; iar din cele 40% o bună parte este spălată de ploii, nimerind, în cele din urmă, în sol. Așadar, un produs chimic, altminteri folositor viței-de-vie, devine un poluant al solului. Ar fi cazul să perfecționăm uneltele de difuzare a pesticidelor și să nu învinuim chimia că poluează mediul înconjurător. Produsele chimice, folosite rațional și conform destinației, sînt de folos omului și mediului ambiant. Ele însă pot provoca daune considerabile cînd sînt neglijate regulile de folosire a lor.

În prezent pe savanți îi preocupă problema **detoxifierii solului**, prin recurgerea la procesele chimice de oxidare și hidroliză, care, în fond, se produc în sol în mod natural, însă necesită stimulare și accelerare.

Pentru a restabili fertilitatea solului degradat ca urmare a irigațiilor excesive cu apă necondiționată, e necesar a introduce pe aceste tere-

nuri ghips, piatră-de-var și săruri de potasiu. Acest element elimină din complexul de schimb al solului sodiul, dăunător atât terenului agricol, cât și plantelor.

Prin urmare, folosirea preparatelor chimice corespunzătoare permite restabilirea fertilității solului și creșterea productivității lui.

Un pericol deosebit pentru mediul ambiant îl prezintă deșeurile și reziduurile provenite din industrie, agricultură, energetică, transport, activitatea casnică etc. Procesele tehnologice folosite de om la ora actuală nu sînt lipsite de deșeuri, reziduuri și gunoaie. Cantitățile specifice de gunoaie urbane (menajere și industriale) variază, în diferite țări între limitele de 0,5-1,0 kg/ locuitor pe zi sau 180-350 kg, locuitor pe an.

În prezent, colectarea, transportarea, prelucrarea și evacuarea finală a deșeurilor și gunoaielor de diversă proveniență este una din cele mai acute preocupări ale omenirii.

În Republica Moldova, se practică sistemul de depozitare brută a gunoaielor și reziduurilor (la suprafața solului, în gropi, fără amenajări speciale). Aceste spații de depozitare devin cu timpul zone extrem de periculoase, din cauza degajării, în atmosferă, a mirosurilor neplăcute și a substanțelor volatile toxice, dar și din cauza infiltrării diferitor impurități nocive în apele subterane și scurgerii lor în apele de suprafață.

În țările dezvoltate, se folosesc tehnologii de incinerare a gunoiului bazate pe procese chimice, a căror dirijare necesită cunoștințe profunde în procesele de ardere și neutralizare a produselor etc.

Deșeurile industriale ce constau din amestecuri de săruri ale unor metale grele, cianuri, pesticide și alte produse chimice toxice sînt supuse stabilizării prin mixarea cu ciment și sticlă lichidă polimerică. După solidificare, acestea sînt plasate pe terenuri împrejmuite și permanent supravegheate.

Procesele chimice sînt folosite și în tehnologiile de **epurare a apelor** reziduale. Pentru precipitarea și îndepărtarea substanțelor suspendate, se folosesc soluțiile de coagulanți (sărurile de fier și aluminiu). Dezinfectarea apelor uzate și oxidarea impurităților organice ce se găsesc în ele se face prin ozonizare sau clorurare.

Exemplele descrise mai sus constituie doar cîteva aspecte ale problemei poluării și protecției mediului ambiant.



În anul 1995,
Premiul Nobel pentru
Chimie a fost decernat
savanților Paul
Crutzen, Mario Molina
și Frank Scherwood
Rowland, pentru lucră-
rile lor din domeniul
chimiei atmosferei tere-
stre și studiul reacțiilor
de formare și descom-
punere a ozonului.

Beneficiile pe care le aduce chimia omenirii pot fi majore dacă vom ști să utilizăm cu grijă și multă cumpătare substanțele chimice în viața noastră.



Maraton spre cunoștințe

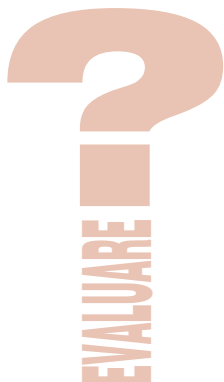
... O pădure cu suprafața de 1 km² produce zilnic 9 tone de oxigen, aproape de 10 ori mai mult decât aceeași suprafață de teren agricol.

... Într-o oră, un stejar în vîrstă de 100 de ani elimină în atmosferă 1,7 kg oxigen pur, ceea ce reprezintă rația zilnică de oxigen pentru trei persoane. Pentru înlocuirea unei asemenea copac binefăcător, trebuie replantați circa 2 500 de puieți.

... Un hectar de pădure precipitează anual 50-70 tone de praf.

... O perdea forestieră cu lățimea de numai 30 m reduce cu 8-11% intensitatea zgomotului.

... Prima acțiune de împădurire în țara noastră a avut loc în 1497, de domnitorul Ștefan cel Mare, în Codrii Cosminului.



1. Apa, marea avuție a omenirii, de care depinde, în ultimă instanță, viața noastră, este poluată neîncetat, în pofida consecințelor iminente. Care sînt sursele de poluare a apei?
2. Ce metode de epurare a apei cunoști?
3. Care sînt metodele de purificare a emisiilor gazoase?
4. În ce constă folosirea rațională a îngrășămintelor și pesticidelor în agricultură și silvicultură?
5. Dă exemple de tehnologii de prelucrare și recuperare a deșeurilor.
6. Cum apreciezi calitatea apei, aerului și solului în Republica Moldova?

STUDIU DE CAZ

Îngrășămintele naturale și superbacteriile

Pășunile de pe toată suprafața Europei sînt contaminate cu mari cantități de antibiotice periculoase administrate „animalelor de la ferme“, declară revista *New Scientist*. Anual, în Uniunea Europeană și Statele Unite, acestor animale li se dau peste 10 000 de tone de antibiotice pentru favorizarea creșterii și prevenirea bolilor. „Cercetările de ultimă oră demonstrează că există o strînsă legătură între folosirea crescîndă a medicamentelor în rîndul animalelor de la ferme și apariția unor bacterii rezistente la antibiotice care îi pot infecta pe oameni“, se afirmă în revistă. „Medicamentele din băligarul împrăștiat pe terenurile arabile ca îngrășămînt natural ar putea ajunge în alimentele noastre și în apa potabilă... [și] ar putea contamina culturile, care sînt date apoi spre consum“.

Întrebări pentru discuții:

- a) identificați cazurile de poluare;
- b) ce exemple similare de poluare a suprafețelor în Republica Moldova cunoașteți?
- c) ce măsuri propuneți pentru prevenirea poluării în situația dată.

PROFIL UMANIST

1. Protonii și neutronii formează partea centrală a atomului, numită *nucleu*. Încercuiește opțiunile „adevărat” (A) sau „fals” (F) pentru afirmațiile privind trăsăturile caracteristice ale nucleului:

A F În procesele chimice, compoziția nucleului se modifică.

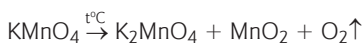
A F Masa atomului este concentrată în nucleu.

A F Nucleul este încărcat pozitiv datorită sarcinii protonilor.

2. Completează spațiile libere în tabelul de mai jos:

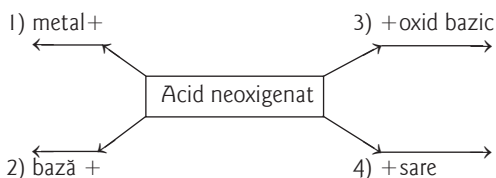
Formula chimică a substanței	Tipul legăturii chimice
	Covalentă nepolară
MgBr ₂	

3. Respirația este un proces la care participă oxigenul, eliberat în atmosferă în urma fotosintezei. În laborator, oxigenul poate fi obținut prin mai multe reacții chimice. Una dintre ele corespunde ecuației:



Stabilește gradul de oxidare al elementelor în substanțele din ecuația de mai sus.

4. Se dă următoarea schemă:



a) Alcătuieste, pe baza ei, patru ecuații moleculare, două ecuații ionice complete și două ecuații ionice reduse.

b) Egalează ecuațiile.

c) Indică tipurile reacțiilor.

5. Rezolvă problema:

Un amestec de aluminiu și cupru cu masa de 9 g a fost tratat cu acid clorhidric. În urma reacției s-au degajat 3,36 l de hidrogen (c.n.).

Determină partea de masă a fiecărui metal din amestec.

6. Se dau trei eprubete cu trei substanțe diferite:

a) acid sulfuric;

b) azotat de potasiu;

c) hidroxid de sodiu.

Describe metoda prin care poate fi identificată fiecare substanță. Argumentează.

?

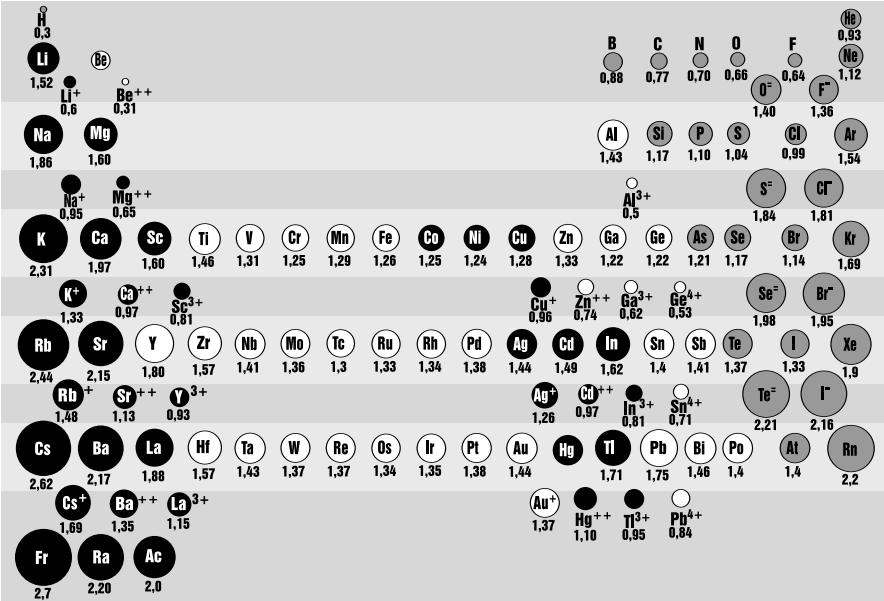
TEST DE EVALUARE

PROFIL REAL

- Utilizând elementele chimice S, Cl, P, H, K, Ca, scrie câte două formule de substanțe cu:
 - legătură covalentă polară _____
 - legătură covalentă nepolară _____
 - legătură ionică _____
- Pentru una din substanțele cu legătură covalentă, prezintă formula electronică și formula grafică.
- Aranjează elementele chimice S, Ca, Li, P, K, O în ordinea descrescătoare a razelor atomice.
 - Care dintre aceste elemente nu manifestă niciodată valența egală cu numărul grupei.
- Din șirul de ioni Mg^{2+} ; Zn^{2+} ; F^- ; Sc^{3+} ; Cl^- ; Al^{3+} ; N^{3-} :
 - selectează ionii ce au configurația electronică a gazului inert neon;
 - scrie numărul de protoni și de neutroni pentru ionii selectați.
- Egalează ecuația de oxidoreducere prin metoda bilanțului electronic:
 $H_2C_2O_4 + KMnO_4 \rightarrow CO_2 + K_2CO_3 + MnO_2 + H_2O$
 Indică oxidantul și reducătorul, procesul de oxidare și de reducere.
- Subliniază substanțele ce pot interacționa cu oxidul de fosfor (V):
 - clorura de calciu;
 - oxidul de calciu;
 - calciul;
 - hidroxidul de calciu;
 - acidul clorhidric;
 - apa.
 Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:
- Rezolvă problema:
 Clorul gazos cu volumul de 5,6 l (c.n.) a fost trecut printr-un amestec cu masa de 200 g, care conținea iodură de potasiu și fluorură de potasiu. Calculează partea de masă a fluorurii de potasiu în amestec.
- Completează propozițiile de mai jos:
 - Halogenii acceptă ușor 1 electron și manifestă caracter de _____
 - La interacțiunea cu metalele, sulfurul manifestă numărul de oxidare _____
 - Soluția de amoniac în apă colorează fenoltaleina în zmeuriu, deoarece amoniacul manifestă proprietăți de _____
 - Sărurile de potasiu și de sodiu ale acidului silicic se numesc „sticle lichide” și se folosesc în calitate de clei pentru hîrtie, țesături. În chimie, ele sînt numite _____
- Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:
 $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3$

ANEXE

Tabelul 1. Tabelul periodic (după Campbell) al razelor atomice și ionice



Tabelul 2. Denumirile și formulele unor oxizi acizi și acizii corespunzători

Oxizi acizi		Acizi	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Oxid de sulf (IV)	+4 SO ₂	+4 H ₂ SO ₃	acid sulfuros
Oxid de sulf (VI)	+6 SO ₃	+6 H ₂ SO ₄	acid sulfuric
Oxid de fosfor (V)	+5 P ₂ O ₅	+5 H ₃ PO ₄	acid fosforic
Oxid de azot (V)	+5 N ₂ O ₅	+5 HNO ₃	acid azotic
Oxid de carbon (IV)	+4 CO ₂	+4 H ₂ CO ₃	acid carbonic
Oxid de siliciu (IV)	+4 SiO ₂	+4 H ₂ SiO ₃	acid silicic

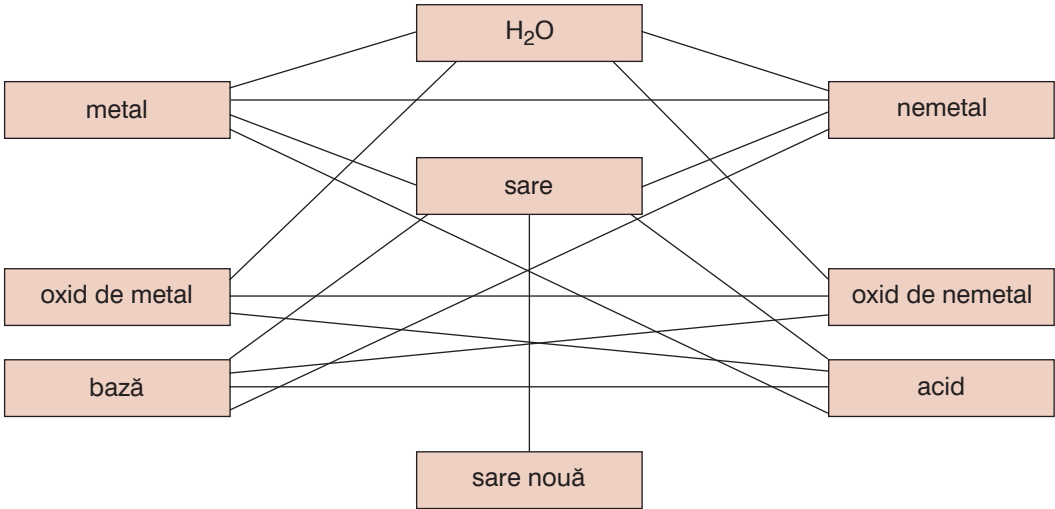
Tabelul 3. Denumirile și formulele unor oxizi și hidroxizi ai metalelor

Oxizii metalelor		Hidroxizii metalelor	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Oxizi bazici		Baze solubile – baze alcaline	
Oxid de litiu	Li_2O	LiOH	hidroxid de litiu
Oxid de sodiu	Na_2O	NaOH	hidroxid de sodiu
Oxid de potasiu	K_2O	KOH	hidroxid de potasiu
Oxid de calciu	CaO	Ca(OH)_2	hidroxid de calciu
Oxid de bariu	BaO	Ba(OH)_2	hidroxid de bariu
		Baze insolubile	
Oxid de fier (II)	FeO	Fe(OH)_2	hidroxid de fier (II)
Oxid de cupru (II)	CuO	Cu(OH)_2	hidroxid de cupru (II)
Oxizi amfoteri		Baze amfotere	
Oxid de fier (III)	Fe_2O_3	Fe(OH)_3	hidroxid de fier (III)
Oxid de zinc	ZnO	Zn(OH)_2	hidroxid de zinc
Oxid de aluminiu	Al_2O_3	Al(OH)_3	hidroxid de aluminiu

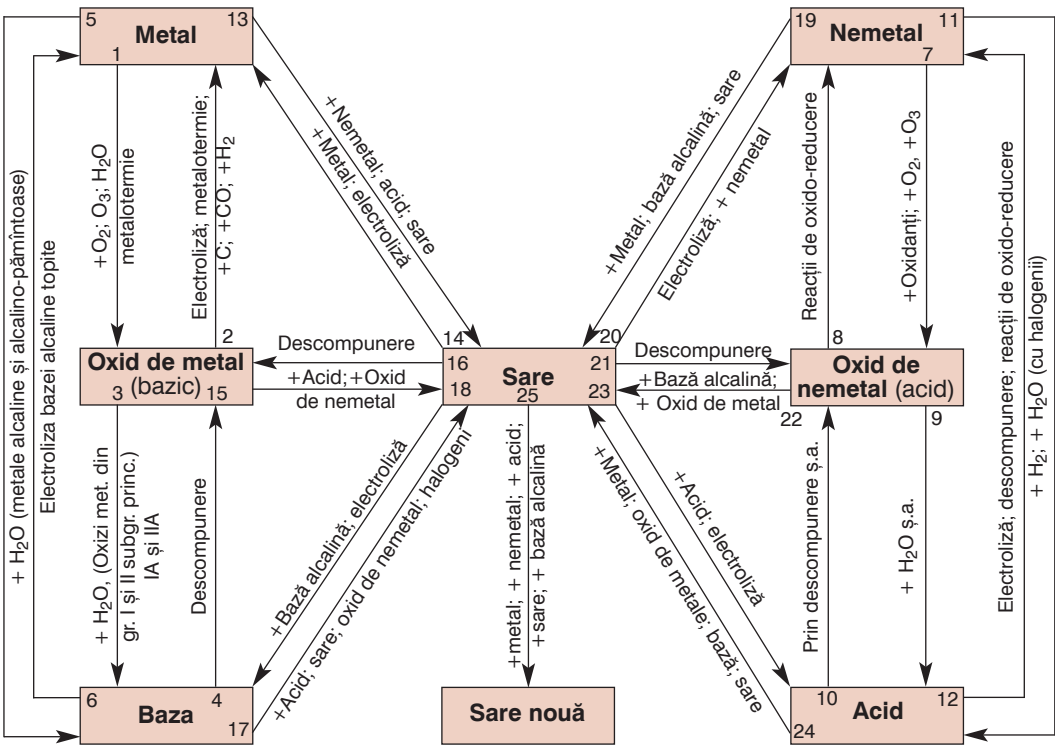
Tabelul 4. Denumirile și formulele unor acizi și ale resturilor lor acide

Acizi		Resturi acide	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Acizi oxigenați			
Azotic	HNO_3	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	nitrat
Sulfuros	H_2SO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$	sulfrit
Sulfuric	H_2SO_4	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	sulfat
Carbonic	H_2CO_3	$\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$	carbonat
Silicic	H_2SiO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SiO}_3}$	silicat
Fosforic	H_3PO_4	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	fosfat
Acizi neoxigenați			
Fluorhidric	HF	$\overset{\text{I}}{\text{F}}$	Fluorură
Clorhidric	HCl	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	Clorură
Bromhidric	HBr	$\overset{\text{I}}{\text{Br}}$	Bromură
Iodhidric	HI	$\overset{\text{I}}{\text{I}}$	Iodură
Sulfhidric	H_2S	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$	Sulfură

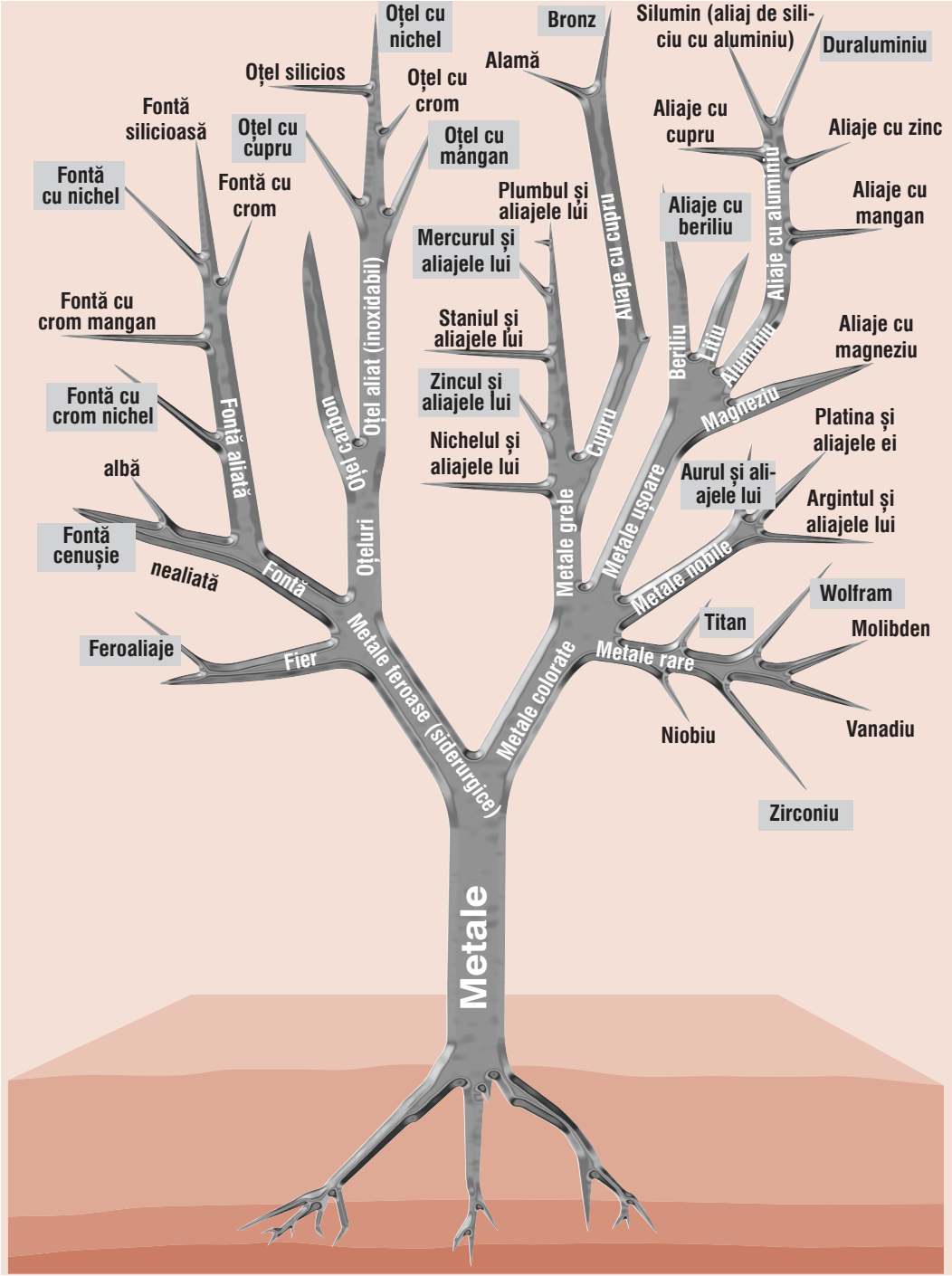
Schema 1. Legătura reciprocă dintre clasele de substanțe anorganice



Schema 2. Legătura genetică dintre clasele de substanțe anorganice



Arborele metalelor



Identificarea cationilor și anionilor

H⁺turnesol

H⁺metiloranj

H⁺fenolftaleină

OH⁻

OH⁻

OH⁻

acizi		H ⁺		OH ⁻	alcalii	
flacără violetă		K ⁺		Cl ⁻	AgCl	
flacără galbenă		Na ⁺		Br ⁻	+ Cl ₂ + amidon →	
amoniac NH ₃		NH ₄ ⁺		I ⁻	+ Cl ₂ + amidon →	
AgCl		Ag ⁺		S ²⁻	H ₂ S; CdS; PbS	  
CdS		Cd ²⁺		SO ₃ ²⁻	SO ₂ miros înțepător	
flacără galben-verzuie; BaSO ₄		Ba ²⁺		SO ₄ ²⁻	BaSO ₄	
NaAlO ₂ ^{NaOH} ← Al(OH) ₃		Al ³⁺		NO ₃ ⁻	+ Cu+H ₂ SO ₄ → NO ₂	
PbS		Pb ²⁺		PO ₄ ³⁻	Ag ₃ PO ₄	
flacără cărămizie CaC ₂ O ₄		Ca ²⁺		CO ₃ ²⁻	CO ₂	
CuO [↑] ← Cu(OH) ₂	 	Cu ²⁺		SiO ₃ ²⁻	H ₂ SiO ₃ gelatinos	
Fe(OH) ₂		Fe ²⁺		C ₂ O ₄ ²⁻	CaC ₂ O ₄	
Fe(CNS) ₃ ; Fe(OH) ₃		Fe ³⁺		CNS ⁻	Fe(CNS) ₃	

1.  de privit prin sticlă albastră

2.  inel de nicrom

3.  gaz incolor

4.  gaz brun

5.  precipitat alb

6.  precipitat color

7.  precipitat gelatinos

8. substanța devine roșie 

9. substanța devine albastră 

10. turnesol cu acid devine roșu, cu alcalii – albastru 

11. metiloranj cu acid devine roz, cu alcalii – galben 

12. fenolftaleina cu acid → cu alcalii – zmeurie 

13. nu au loc schimbări →

Sistemul periodic

PERIOADE	GRUPE DE										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			
I	1 H HIDROGEN 1,008										
II	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012									
III	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312									
IV	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08	Sc SCANDIU 44,96	21 Ti TITAN 47,88	22 V VANADIU 50,94	23 Cr CROM 52,00	24 Mn MANGAN 54,94	25 Fe FIER 55,85	26 Co COBALT 58,93	27 Ni NICKEL 58,69	
V	37 Rb RUBIDIU 85,47	38 Sr STRONȚIU 87,62	Y YTRIU 88,91	39 Zr ZIRCONIU 91,22	40 Nb NIOBIU 92,91	41 Mo MOLIBDEN 95,94	42 Tc TECNEȚIU [98,91]	43 Ru RUTENIU 101,07	44 Rh RODIU 102,91	45 Pd PALADIU 106,42	
VI	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33	La* LANTAN 138,91	57 Hf HAFNIU 178,49	72 Ta TANTAL 180,95	73 W WOLFRAM 183,85	74 Re RENIU 186,21	75 Os OSMIU 190,20	76 Ir IRIDIU 192,22	77 Pt PLATINIU 195,08	
VII	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]	Ac** ACTINIU [227,03]	89 Rf RUTHERFORDIU [261,11]	104 Db DUBNIU [262,11]	105 Sg SEABORGIU [263,12]	106 Bh BOHRIU [264,12]	107 Hs HASSIU [267,13]	108 Mt MEITNERIU [268,10]	109 Uu UNUNVIU [271,10]	
Oxizi superiori	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄			
Compuși cu hidrogen											
* LANTANIDE	Ce 58 CERIU 140,12	Pr 59 PRASEODIM 140,91	Nd 60 NEODIM 144,24	Pm 61 PROMETIU [144,91]	Sm 62 SAMARIU 150,36	Eu 63 EUROPIU 151,96	Gd 64 GADOLINIU 157,25	Tb 65 TERBIU 158,93	Dy 66 DISPROSIU 162,50	Ho 67 HOLMIU 164,93	Er 68 ERBIU 167,26
** ACTINIDE	Th 90 TORIU 232,04	Pa 91 PROTACTINIU [231,04]	U 92 URANIU 238,03	Np 93 NEPTUNIU [237,05]	Pu 94 PLUTONIU [239,10]	Am 95 AMERICIU [243,06]	Cm 96 CURIU [247,07]	Bk 97 BERKELIU [247,07]	Cf 98 CALIFORNIU [251,08]	Es 99 EINSTEINIU [252,08]	Fm 100 FERMIU [257,10]

ELEMENTE

ELEMENTE										
VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa		
							(H)	² He HELIU 4,003		
			⁵ B BOR 10,811	⁶ C CARBON 12,011	⁷ N AZOT 14,007	⁸ O OXIGEN 15,999	⁹ F FLUOR 18,998	¹⁰ Ne NEON 20,183		
			¹³ Al ALUMINIU 26,982	¹⁴ Si SILICIU 28,086	¹⁵ P FOSFOR 30,974	¹⁶ S SULF 32,064	¹⁷ Cl CLOR 35,453	¹⁸ Ar ARGON 39,948		
²⁸ Ni NICHEL 58,69	²⁹ Cu CUPRU 63,55	³⁰ Zn ZINC 65,39	³¹ Ga GALIU 69,72	³² Ge GERMANIU 72,61	³³ As ARSEN 74,92	³⁴ Se SELENIU 78,96	³⁵ Br BROM 79,90	³⁶ Kr KRIPTON 83,80		
⁴⁶ Pd PALADIU 106,42	⁴⁷ Ag ARGINT 107,87	⁴⁸ Cd CADMIU 112,41	⁴⁹ In INDIU 114,82	⁵⁰ Sn STANIU 118,71	⁵¹ Sb STIBIU 121,75	⁵² Te TELUR 127,60	⁵³ I IOD 126,90	⁵⁴ Xe XENON 131,29		
⁷⁸ Pt PLATINĂ 195,09	⁷⁹ Au AUR 196,97	⁸⁰ Hg MERCUR 200,59	⁸¹ Tl TALIU 204,37	⁸² Pb PLUMB 207,19	⁸³ Bi BISMUT 208,98	⁸⁴ Po POLONIU [208,98]	⁸⁵ At ASTATINIU [209,99]	⁸⁶ Rn RADON [222,02]		
¹¹⁰ Ds DAMSTADIUM [281]	¹¹¹ Rg ROENTGENIUM [280]	¹¹² Cn COPERNICIUM [285]	¹¹³ Uut UNUNTRIUM [284]	¹¹⁴ Uuq UNUNQUADIUM [289]	¹¹⁵ Uup UNUNPENTIUM [288]	¹¹⁶ Uuh UNUNHEXIUM [293]	¹¹⁷ Uus UNUNSEPTIUM [294]	¹¹⁸ Uuo UNUNOSTIUM [294]		
			R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR		

Tm ⁶⁹ TULIU 168,93	Yb ⁷⁰ YTERBIU 173,04	Lu ⁷¹ LUTEȚIU 174,97
Md ¹⁰¹ MENDELEEVIU [288,10]	No ¹⁰² NOBELIU [289,10]	Lr ¹⁰³ LAWRENCIU [261,11]

Simbolurile metalelor sînt date în tabel cu culoare neagră, simbo-
lurile nemetalelor – cu bordo, simbolurile elementelor ce formează
compuși amfoteri – cu roz. Cu gri-încis sînt marcate elementele *d*,
cu gri-deschis – elementele *f*.

Tabelul 5. Solubilitatea acizilor, bazelor și sărurilor în apă

Ioni	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻		S↑	S	S	—	S	P	P	I	I	—	I	I	I	I
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Cl ⁻	S	S	S	S	I	S	S	S	S	S	S	P	S	S	S
S ²⁻	S↑	S	S	S	I	P	—	—	I	I	I	I	I	—	—
SO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	P	I	I	P	P	—	—	I	P	—	—
SO ₄ ²⁻	S	S	S	S	P	I	P	S	S	S	—	P	S	S	S
CO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	P	I	I	P	I	I	—	I	I	—	—
SiO ₃ ²⁻	I	—	S	S	I	I	I	I	I	—	—	I	I	—	—
PO ₄ ³⁻	S	—	S	S	I	I	I	P	I	I	I	I	I	I	I
CH ₃ COO ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	—	—

S – solubil (mai mult de 1 g în 100 g de apă); P – puțin solubil (de la 1 g pînă la 0,01 g în 100 g de apă; I – insolubil (mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă); „—“ – se descompune în apă sau nu există; ↑ – se descompune degajînd gaz sau este gaz.

Tabelul 6. Masele moleculare relative

Ioni	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO ₃ ⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO ₄ ³⁻	98	—	212	164	419	601	310	262	385	382	793	811	358	122	151
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

Tabelul 7. Solubilitatea acizilor, bazelor și sărurilor în apă

ANIONI	CATIONI																					
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Si ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		S	S	S	S↑	S	P	I	P	I	I	I	I	I	I	I	I	-	-	I	I	I
F ⁻	S	P	S	S	S	P	I	I	I	P	I	I	S	S	S	S	S	S	-	I	S	S
Cl ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	I	S	P	S	S
Br ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	I	P	P	S	S
I ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	S	?	S	S	S	S	I	I	I	P	S
S ²⁻	S↑	S	S	S	S	S	-	-	-	-	-	I	-	I	I	I	I	I	I	I	I	I
HS ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	I	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	P	I	?	-	I	?	I	I	?	P	I	I	I	?	?
HSO ₃ ⁻	S	?	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	S	S	S	S	S	I	P	S	I	S	S	S	S	S	S	S	S	P	-	I	S	S
HSO ₄ ⁻	S	S	S	S	S	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	I	?	?
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S	S
NO ₂ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	S	P	?	?	P	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	S	I	S	S	-	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I
HPO ₄ ²⁻	S	?	S	S	S	I	I	P	I	?	?	I	?	?	I	?	?	?	?	P	I	?
H ₂ PO ₄ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	S	S	S	S	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	I	I	?	?	I	?	I	I	I	I	I	?	I	?	I
HCO ₃ ⁻	S↑	I	S	S	S	S	S	S	S	?	?	S	?	?	?	?	?	?	?	S	?	?
CH ₃ COO ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S	S	-	S	S	S	S	S	S	S	-	S
SiO ₃ ²⁻	I	I	S	S	?	I	I	I	I	?	?	I	?	?	?	I	I	?	?	I	?	?

S – solubil (mai mult de 1 g în 100 g de apă); P – puțin solubil (de la 1 g până la 0,01 g în 100 g de apă; I – insolubil (mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă); „-“ – se descompune în apă sau nu există, ↑ – se descompune degajând gaz sau este gaz.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Kudrițcaia, Svetlana

Chimie: Man. pentru cl. a X-a de liceu/ [Svetlana Kudrițcaia], Nadejda Velișco.
– Ed. a 3-a. – Ch. : Arc, 2012 (Tipogr. „Serebia“ SRL). – 256 p.
ISBN 978-9975-61-682-9

54(075.3)

K 89

Imprimat la „Serebia“ SRL,
com. nr. 130

Sistemul periodic al elementelor

GRUPE DE ELEMENTE														
PERIOADE	RINDURI	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	H 1.008 HIDROGEN							(H)					
II	2	Li 6.939 LITIU	Be 9.012 BERILIU	B 10.811 BOR	C 12.011 CARBON	N 14.007 AZOT	O 15.999 OXIGEN	F 18.998 FLUOR						
III	3	Na 22.990 SODIU	Mg 24.312 MAGNEZIU	Al 26.982 ALUMINIU	Si 28.086 SILICIU	P 30.974 FOSFOR	S 32.064 SULF	Cl 35.453 CLOR						
IV	4	K 39.10 POTASIU	Ca 40.08 CALCIU	Sc 44.96 SCANDIU	Ti 47.88 TITAN	V 50.94 VANADIU	Cr 52.00 CROM	Mn 54.94 MANGAN	26 Co 58.93 COBALT	27 Ni 58.69 NICHEL	28			
	5	Cu 63.55 CUPRU	Zn 65.39 ZINC	31 Ga 69.72 GALIU	Ge 72.61 GERMANIU	33 As 74.92 ARSEN	34 Se 78.96 SELENIU	35 Br 79.90 BROM	36 Kr 83.80 KRIPTON					
V	6	37 Rb 85.47 RUBIDIU	Sr 87.62 STRONTIU	Y 88.91 YTRIU	Zr 91.22 ZIRCONIU	Nb 92.91 NIOBIU	Mo 95.94 MOLIBDEN	42 Tc 98.91 TECNETIU	44 Rh 101.07 RODIU	45 Pd 106.42 PALADIU	46			
	7	Ag 107.87 ARGINT	Cd 112.41 CADMIU	49 In 114.82 INDIU	50 Sn 118.71 STANIU	51 Sb 121.75 STIBIU	52 Te 126.90 TELUR	53 I 126.90 IOD	54 Xe 131.29 XENON					
VI	8	55 Cs 132.91 CESIU	Ba 137.33 BARIU	La* 138.91 LANTAN	Hf 178.49 HAFNIU	72 Ta 180.95 TANTAL	73 W 183.85 WOLFRAM	74 Re 186.21 RENIU	76 Os 190.20 OSMIU	77 Ir 192.22 IRIDIU	78 Pt 195.09 PLATINA			
	9	Au 196.97 AUR	Hg 200.59 MERCUR	81 Tl 204.38 TALIU	82 Pb 207.19 PLUMB	83 Bi 208.98 BISMUT	84 Po [209]	85 At [209.98]	86 Rn [222.02] RADON					
VII	10	87 Fr [223.02] FRANCIU	88 Ra [226.03] RADIU	Ac** [227.03] ACTINIU	Rf [261.11] RUTHERFORDIU	Db [262.11] DUBNIU	105 Sg [266.12] SEABORGIU	106 Bh [267.13] BOHRMIU	108 Mt [268.14] MEITNERIUM	109 Ds [269.11] DAMSTADIUM	110			
	11	111 Rg [261] ROENTGENIUM	112 Cn [285] COPERNICIUM	113 Uut [284] UNUNTRIUM	114 Uuq [289] UNUNQUADIUM	115 Uup [290] UNUNPENTIUM	116 Uuh [291] UNUNHEXIUM	117 Uus [291] UNUNSEPTIUM	118 Uuo [294] UNUNOCTIUM					
OXIZI SUPERIORI		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄					
COMPUSI CU HIDROGENUL					RH₄	RH₃	H₂R	HR						
* LANTANIDE	Ce 140.12 CERIU	58 Pr 140.91 PRASEODIM	59 Nd 144.24 NEODIM	60 Pm [145] PROMETIU	61 Sm 150.36 SAMARIU	62 Eu 151.96 EUROPIU	63 Gd 157.25 GADOLINIU	64 Tb 158.93 TERBIU	65 Dy 162.50 DISPROSIU	66 Ho 164.93 HOLMIU	67 Er 167.26 ERBIU	68 Tm 168.93 TULIU	69 Yb 173.04 YTERBIU	70 Lu 174.97 LUTETIU
	Th 232.04 TORIU	90 Pa [231.04] PROTACTINIU	91 U 238.03 URANIU	92 Np [237.05] NEPTUNIU	93 Pu [244] PLUTONIU	94 Am [243] AMERICI	95 Cm [247] CURIU	96 Bk [247] BERKELIU	97 Cf [251] CALIFORNIU	98 Es [252] EINSTEINIU	99 Fm [257] FERMIU	100 Md [261] MENDELEVIU	101 No [269] NOBELIU	102 Lr [262] LAWRENCIU

SERIA ELECTRONEGATIVITĂȚII ELEMENTELOR CHIMICE

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	As	H	B	Si	Al	Mg	Ca	K	Na
4,0	3,5	3,07	3,0	2,8	2,6	2,6	2,5	2,5	2,2	2,1	2,1	2,0	1,8	1,6	1,2	1,04	0,9	0,9

SERIA TENSIUNII METALELOR

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au