

# Chimie

# 8

manual pentru clasa a 8-a

Galina Dragalina • Nadejda Velișco  
Svetlana Kudrițcaia • Boris Pasecinic



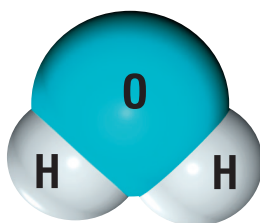
Editura ARC

MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII  
AL REPUBLICII MOLDOVA

Galina Dragalina • Nadejda Velișco  
Svetlana Kudrițcaia • Boris Pasecinic

# Chimie

**manual**  
**pentru clasa a 8-a**



Editura ARC  
Chișinău • 2019

CZU 54(075.3)

C 42

Manualul a fost aprobat prin Ordinul Ministrului Educației al Republicii Moldova nr. 455 din 31 mai 2013. Manualul este elaborat conform curriculumului modernizat la chimie, ediția 2010, și finanțat din Fondul Special pentru Manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației, Culturii și Cercetării al Republicii Moldova.

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

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

Comisia de evaluare: *Petru Bulmaga*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Ecaterina Șoitu*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Gheorghe Asachi”, Chișinău; *Alina Buga*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Vasile Alecsandri”, Ungheni; *Mihai Revenco*, prof. univ., dr. habilitat, Universitatea de Stat din Moldova; *Vera Ciuxin*, profesoară, grad didactic I, Liceul Teoretic „Mihai Viteazul”, Chișinău.

Recenzenți: *Maria Bârcă*, conf. univ., dr. în chimie, Catedra de chimie anorganică și fizică, Universitatea de Stat din Moldova; *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, șef al Catedrei de psihologie, Universitatea Pedagogică de Stat „Ion Creangă”; *Victor Țapcov*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Elena Ungureanu*, dr. habilitat în filologie, Centrul de lingvistică al Institutului de Filologie Română „B.P. Hasdeu” al Academiei de Științe a Moldovei; *Vladimir Zmeev*, pictor-șef la Grupul Editorial „Litera”.

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

Redactor: *Liliana Armașu*

Coperta și concepția grafică: *Mihai Bacinschi*

Tehnoredactare: *Marian Motrescu*

Fotografii: *Iulian Sochircă*

Desene: *Vitalie Stelea, Vladimir Melnic*

Reproducerea integrală sau parțială a textului și a ilustrațiilor din această carte este posibilă numai cu acordul prealabil scris al deținătorilor de copyright.

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițaia, Boris Pasecinic, 2019

© Editura ARC, 2019

ISBN 978-9975-0-0281-3

# CUPRINS

	<b>Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie</b>	<b>5</b>
<b>Capitolul 1</b>	<b>Recapitularea unor compartimente studiate în clasa a 7-a</b>	<b>6</b>
1.1.	Structura atomului	6
1.2.	Legătura chimică	7
1.3.	Formula chimică	8
1.4.	Masa moleculară relativă	9
1.5.	Valența elementelor	9
1.6.	Fenomene fizice și chimice	12
<b>Capitolul 2</b>	<b>Reacțiile chimice</b>	<b>13</b>
2.1.	Cantitatea de substanță	13
2.2.	Legea conservării masei substanțelor	18
2.3.	Ecuatii chimice	20
2.4.	Tipuri de reacții chimice	23
2.5.	Condițiile de declanșare și desfășurare a reacțiilor chimice	26
2.6.	Calculul în baza ecuațiilor chimice	28
<b>Capitolul 3</b>	<b>Oxigenul. Hidrogenul</b>	<b>32</b>
3.1.	Aerul din jurul nostru	32
3.2.	Caracterizarea generală a oxigenului	34
3.3.	Oxigenul și ozonul. Alotropia. Rolul biologic	35
3.4.	Obținerea și proprietățile fizice ale oxigenului	38
	Experiența de laborator nr. 1. Obținerea oxigenului și identificarea lui	41
3.5.	Proprietățile chimice ale oxigenului	41
3.6.	Arderea în oxigen și în aer	45
3.7.	Utilizarea oxigenului. Circuitul oxigenului în natură	48
3.8.	Calculul pe baza ecuațiilor chimice	49
3.9.	Oxizii de nemetale – oxizi acizi. Acizii	51
	Experiența de laborator nr. 2. Acțiunea soluțiilor de acizi oxigenați asupra indicatorilor	55
3.10.	Oxizii de metale – oxizi bazici. Bazele	56
	Experiența de laborator nr. 3. Acțiunea soluțiilor de alcalii asupra indicatorilor	58
3.11.	Hidrogenul – element al Universului	60
3.12.	Obținerea și proprietățile fizice ale hidrogenului	62
3.13.	Proprietățile chimice și utilizarea hidrogenului	65
3.14.	Noțiuni de acizi neoxigenați și de săruri	69
	Experiența de laborator nr. 4. Acțiunea acizilor neoxigenați asupra indicatorilor	70
	Experiența de laborator nr. 5. Familiarizarea cu mostre de săruri	72



<b>Capitolul 4</b>	<b>Substanțe compuse. Principalele clase de compuși anorganici</b>	<b>75</b>
4.1.	Clasificarea substanțelor anorganice după compoziție și solubilitate	75
4.2.	Acizii Experiența de laborator nr. 6. Proprietățile chimice generale ale acizilor	76 82
4.3.	Bazele Experiența de laborator nr. 7. Proprietățile chimice generale ale bazelor	83 88
4.4.	Oxizii	89
4.5.	Sărurile Experiența de laborator nr. 8. Proprietățile chimice generale ale sărurilor	93 98
4.6.	Lucrarea practică nr. 1. Legătura reciprocă dintre principalele clase de compuși anorganici Legătura genetică și legătura reciprocă dintre principalele clase de compuși anorganici	101 102
<b>Capitolul 5</b>	<b>Apa. Soluțiile. Disociația electrolică</b>	<b>105</b>
5.1.	Apa în viața de zi cu zi. Importanța apei	105
5.2.	Proprietățile fizice ale apei	106
5.3.	Proprietățile chimice ale apei	108
5.4.	Apa ca solvent. Soluțiile	111
5.5.	Compoziția soluțiilor. Partea de masă a substanței dizolvate. Calcule pe baza ei Lucrarea practică nr. 2. Prepararea soluției de clorură de sodiu cu o anumită parte de masă a substanței dizolvate	114 118
5.6.	Electroconductibilitatea soluțiilor și topiturilor. Disociația electrolică	119
5.7.	Disocierea acizilor în soluțiile apoase	124
5.8.	Disocierea bazelor alcaline în soluțiile apoase	126
5.9.	Disocierea sărurilor	127
5.10.	Apa naturală	129
5.11.	Duritatea apei și înlăturarea ei. Reacțiile ionice	133
5.12.	Epurarea apei	137
5.13.	Obținerea apei distilate Lucrarea practică nr. 3. Reacții de schimb ionic	140 141
<b>Capitolul 6</b>	<b>Substanțele din jurul nostru</b>	<b>144</b>
6.1.	Compușii din aer, apă, sol	144
6.2.	Substanțele naturale utilizate în viața cotidiană	145
6.3.	Reacțiile chimice în viața cotidiană	151
6.4.	Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici	153
	<b>Anexe</b>	<b>156</b>

## Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie

1. Înainte de a începe lucrul, îmbracă halatul; la indicația profesorului, poți folosi și alte mijloace de protecție (ochelari, mănuși speciale etc.).
2. Citește cu atenție eticheta vasului din care urmează să iei reactivul necesar.
3. Nu lăsa deschise recipientele cu reactivi. Nu schimba cu locul dopurile și pipetele pentru reactivi.
4. Ia doar cantitatea de reactiv indicată în instrucțiune. De obicei, se lucrează cu cantități mici de substanță (până la 1 g pentru substanțele solide sau 1 ml pentru cele lichide).
5. Resturile de reactivi nu le pune înapoi în vasul din care le-ai luat, ci toarnă-le într-un balon special pentru resturi sau înapoiază-le laborantului.
6. Nu lua reactivii cu mâna, ci cu instrumentele speciale (linguriță, spatulă).
7. Se interzice categoric ca reactivii să fie gustați, deoarece majoritatea lor sunt otrăvitori.
8. Mirosirea substanțelor se va face în felul următor: prin mișcări ușoare ale mâinii deasupra vasului, vaporii care se degajă vor fi îndreptați spre nas.
9. Pentru a încălzi la flacără eprubeta cu substanță, prinde eprubeta în clema pentru eprubete (numită impropriu cleștar), încălzește-o slab pe toată suprafața, apoi în partea necesară.
10. În timpul încălzirii, ține eprubeta ușor înclinată și nu îndrepta gura eprubetei spre tine; uneori, în timpul fierberii, sar stropi de lichid.
11. Dacă întâmplător s-au vărsat reactivi pe piele sau pe haine, spală abundant locul cu apă și anunță imediat profesorul (sau laborantul).
12. Obiectele fierbinți nu le pune pe masă, ci pe un suport special.
13. Nu efectua nicio experiență în afara lucrării date.

După terminarea experiențelor, vei face curat la locul de lucru. Vasele le vei spăla cu apă, pentru curățare folosind perii speciale.

*Notă:* Elevii sunt obligați să respecte aceste reguli; nerespectarea lor poate avea urmări grave: arsuri, răniri, intoxicații.



Substanțe inflamabile



Substanțe caustice



Pericol de explozie



Tensiune înaltă



Alte pericole

# 1

## Recapitularea unor compartimente studiate în clasa a 7-a

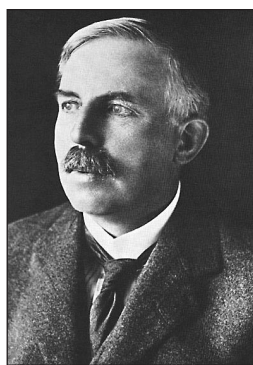
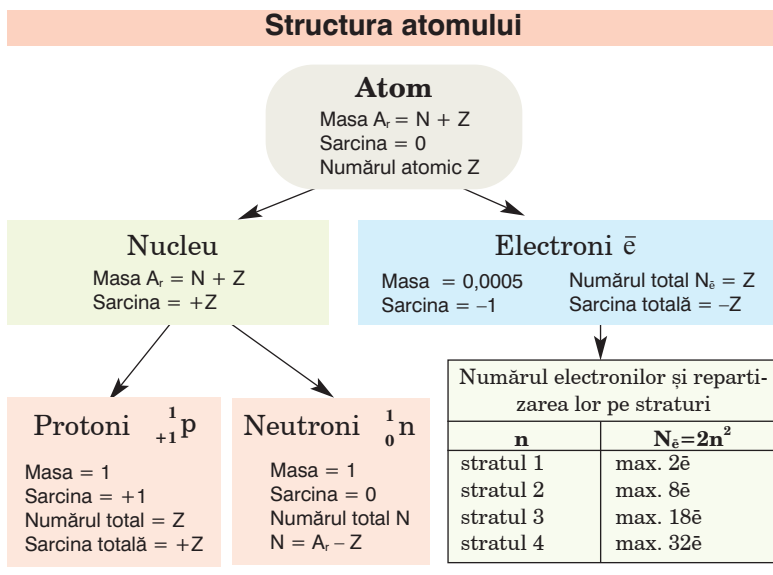
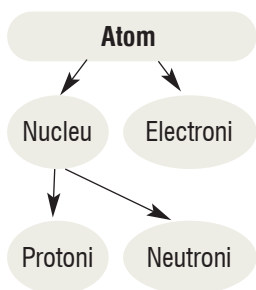
### 1.1. Structura atomului

Totalitatea atomilor de același tip, cu aceeași sarcină a nucleului, se numește *element chimic*.

*Atomul* este cea mai mică particulă a unui element chimic, care păstrează toate proprietățile acestuia.

Din cele studiate în clasa a 7-a, știm că atomul este o particulă complexă, a cărei structură poate fi reprezentată schematic astfel:

Schema 1.1



**Ernest Rutherford**  
(1871-1937)

Fizician englez. În anul 1911, prin renumita sa experiență a dispersiei particulelor, a demonstrat existența, în atom, a nucleului încărcat pozitiv.

Din schemă rezultă că atomul este alcătuit din nucleu și electroni. Numeric, sarcina nucleului ( $+Z$ ) este egală cu numărul de ordine al elementului în sistemul periodic ( $Z$ ) și cu numărul de protoni din nucleu ( $Z$ ). Numărul total de electroni este egal cu sarcina nucleului ( $Z$ ).

Sarcina atomului este egală cu zero, deoarece sarcina pozitivă a nucleului ( $+Z$ ) este neutralizată de sarcina negativă a electronilor ( $-Z$ ).

Numărul straturilor electronice este egal cu numărul perioadei din sistemul periodic al elementelor. Numărul maximal de electroni pe un strat este egal cu  $2n^2$ , unde  $n$  reprezintă numărul stratului. Numărul de electroni aflați pe stratul exterior al fiecărui element din subgrupele principale este egal cu numărul grupei. Aceștia sunt electronii de valență.

## 1.2. Legătura chimică

Legarea atomilor prin forțe de atracție se numește *legătură chimică*.

La formarea legăturilor chimice participă electronii exteriori (de valență) ai atomilor elementelor din subgrupele principale. Există trei tipuri de legături chimice: *covalentă*, *ionică* și *metalică*.

### 1.2.1. Legătura covalentă

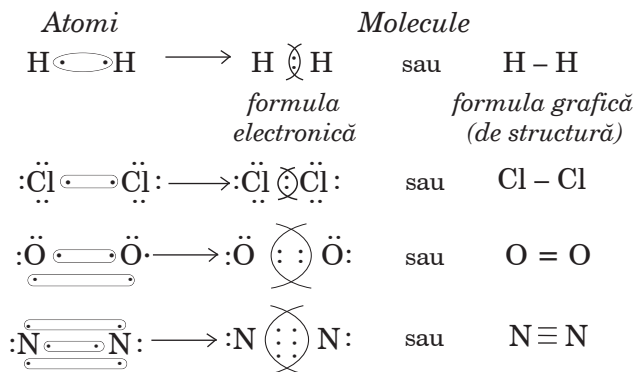
Legătura formată între atomi pe baza cuplurilor comune de electroni se numește *legătură covalentă*.

Legătura covalentă se realizează mai frecvent între atomii elementelor nemetalice. Ea poate fi polară și nepolară.

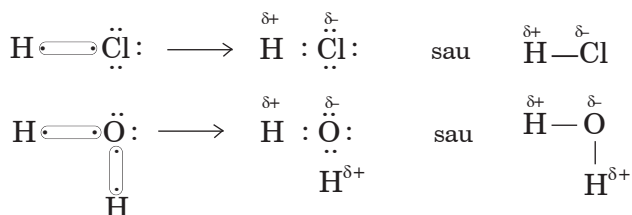
*Legătura covalentă nepolară* ia naștere între atomii cu aceeași electronegativitate, cum ar fi atomii identici de nemetale:  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ .

*Legătura covalentă polară* se formează între atomii cu electronegativitate diferită:  $HCl$ ,  $H_2O$ .

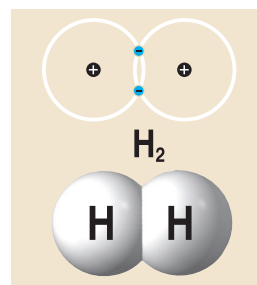
Pentru moleculele formate din atomi ai aceluiași element (cu aceeași electronegativitate EN), cuplurile sunt dispuse simetric și legăturile covalente sunt nepolare, de exemplu:



Pentru moleculele formate din atomi ai diferitor elemente (cu EN diferită), cuplurile electronice comune sunt situate mai aproape de atomul elementului mai electronegativ. Asemenea legături covalente sunt polare:



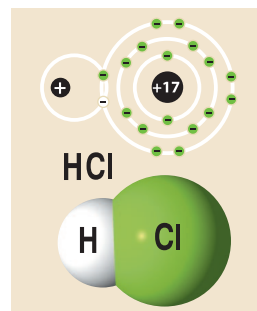
Atomii tind să piardă sau să câștige electroni de valență ori să-i cupleze – pentru a căpăta o structură stabilă de gaz inert.



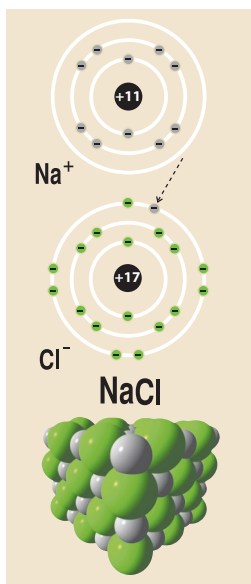
Legătură covalentă nepolară



Electronegativitatea – proprietatea atomilor unui element de a atrage spre ei electronii de la atomii altui element.



Legătură covalentă polară



Legătură ionică

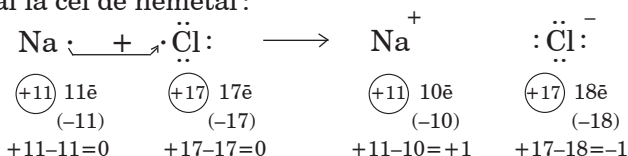
Un cuplu electronic comun reprezintă o *legătură unitară* (simplă), două cupluri comune – o *legătură dublă*, trei cupluri – o *legătură triplă*. În formulele grafice, fiecare cuplu comun de electroni este marcat printr-o liniuță.

### 1.2.2. Legătura ionică

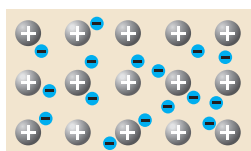
Legătura formată pe baza atracției dintre ionul pozitiv și cel negativ se numește *legătură ionică*.

Legătura ionică este forma-limită a legăturii covalente polare. Ea se formează între atomii metalelor tipice și ai nemetalelor tipice cu o diferență de electronegativitate mai mare decât 2.

Ionii apar la trecerea electronilor exteriori de la atomul de metal la cel de nemetal:



Ionul pozitiv și cel negativ se atrag și formează, în stare de vapori, molecule cu legătură ionică  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ , iar în stare solidă – cristale ionice (fără molecule separate), în care alternează ioni de  $\text{Na}^+$  și  $\text{Cl}^-$ .



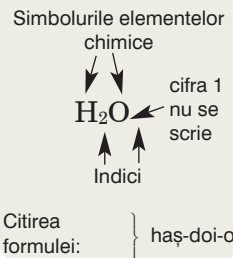
Legătură metalică

### 1.2.3. Legătura metalică

Legătura ce se formează între atomii de metale pe baza electronilor comuni este *legătură metalică*.

Cristalul de metal este o moleculă gigantică, în care electronii comuni se pot deplasa liber, asigurând astfel conductibilitate electrică și termică înaltă, plasticitate și forjabilitate.

### Formula chimică a apei



**Scrive formula chimică pentru substanțele: azot, oxid de carbon (IV), aluminiu.**

## 1.3. Formula chimică

Din cele studiate în clasa a 7-a, cunoaștem că multe substanțe sunt alcătuite din molecule – cele mai mici particule de substanță care păstrează proprietățile chimice ale acesteia.

Compoziția moleculei de substanță se redă cu ajutorul formulei chimice. Pentru substanțele simple metale și unele nemetale, formula chimică reprezintă simbolul elementului (Na, Al, Fe, Au, C, Si etc.). Pentru multe substanțe simple nemetale, formula redă și numărul atomilor din moleculă (cu ajutorul indicilor):  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2$  etc. Formula chimică a moleculei de substanță compusă include numărul de atomi ai elementelor componente ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  etc.).

Formula chimică reprezintă scrierea convențională a compoziției unei substanțe cu ajutorul simbolurilor elementelor chimice și al indicilor.

## 1.4. Masa moleculară relativă

Dat fiind faptul că moleculele sunt alcătuite din atomi, rezultă că și masa unei molecule de substanță este egală cu suma maselor atomice relative ale elementelor constitutive.

Anterior am stabilit că masa fiecărui atom este calculată în raport cu o unitate atomică de masă (1 u.a.m.), egală cu 1/12 din masa reală a atomului de carbon. Masa atomică relativă  $A_r$  indică de câte ori masa atomului este mai mare decât 1/12 din masa atomului de carbon.

Din însumarea maselor atomice relative ale elementelor care alcătuiesc o moleculă, rezultă masa moleculară relativă  $M_r$  ( $M$  – molecular,  $r$  – relativ).

**Calcularea masei moleculare relative.** Valoarea masei moleculare relative  $M_r$  se calculează pe baza formulei chimice, utilizând masele atomice relative ale elementelor corespunzătoare (luate din tabelul periodic al elementelor), ținând cont de numărul atomilor în moleculă. Astfel, pentru substanța simplă azot  $N_2$  (a) și substanța compusă dioxid de carbon  $CO_2$  (b) valoarea  $M_r$  se calculează în felul următor:

$$a) M_r(N_2) = 2 \cdot A_r(N) = 2 \cdot 14 = 28;$$

$$M_r(N_2) = 28$$

$$b) M_r(CO_2) = A_r(C) + 2 \cdot A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44;$$

$$M_r(CO_2) = 44$$

**Formula chimică a unei substanțe semnifică:**

1. Denumirea.
2. O moleculă.
3. Compoziția calitativă (din ce elemente constă molecula).
4. Compoziția cantitativă (câți atomi de fiecare element conține molecula).
5. Masa moleculară relativă.
6. Raportul dintre masele elementelor în moleculă.



$$M_r(E_xO_y) = x A_r(E) + y A_r(O)$$

1. Utilizând schema 1.1 (pag. 6), descrie structura atomului pentru:
  - a) elementele chimice Li, S, P;
  - b) două elemente din subgrupa principală a grupei a II-a;
  - c) două elemente din perioada a doua a sistemului periodic.
2. Explică noțiunea de:
  - a) legătură chimică;
  - b) legătură covalentă;
  - c) legătură covalentă nepolară și polară;
  - d) legătură ionică;
  - e) legătură metalică.
3. Ce tipuri de legături se realizează între atomii de:
  - a) nemetale identice;
  - b) nemetale diferite;
  - c) nemetale tipice și metale;
  - d) metale?Argumentează, exemplificând.
4. Ce reprezintă formula chimică? Arată semnificația următoarelor formule chimice:
  - a)  $H_2O$ ;
  - b)  $P_2O_5$ ;
  - c)  $H_2SO_4$ .



## 1.5. Valența elementelor

La formarea moleculelor de substanță, atomii elementelor se combină pe baza interacțiunii electronilor de valență ai acestora.

**Proprietatea atomilor unui element de a se lega cu un număr anumit de atomi ai altui element se numește valență.**



Valența poate fi *constantă* și *variabilă* (tabelul 1.1). Elementele din grupele pare au, de obicei, valență pară, iar cele din grupele impare – valență impară.

Astfel, în compuşii săi cu alte elemente, sulfurul poate avea valența II, IV și VI, iar fosforul (din grupa a V-a) – valența III și V.

Valența poate fi *superioară* și *inferioară*. Valența superioară a elementelor este egală cu numărul grupei în sistemul periodic. Valența inferioară (valența după hidrogen) se manifestă la nemetale, fiind egală cu diferența dintre 8 și numărul grupei. De exemplu, sulfurul, ce face parte din grupa a VI-a, subgrupa principală, este un element nemetalic și are valența superioară egală cu șase  $\overset{\text{VI}}{\text{S}}$ , iar cea inferioară egală cu doi ( $8 - 6 = 2$ )  $\overset{\text{II}}{\text{S}}$ .

Tabelul 1.1. Valența unor elemente

Elementele chimice	Valența
Cu valență constantă	
H, Li, Na, K	I
O, Mg, Ca, Ba, Zn	II
Al	III
Cu valență variabilă	
Cu	I și II
Fe	II și III
C, Sn, Pb	II și IV
P	III și V
N	I, II, III, IV
S	II, IV, VI
Cl	I, III, V, VII

### 1.5.1. Determinarea valenței elementelor după formula chimică

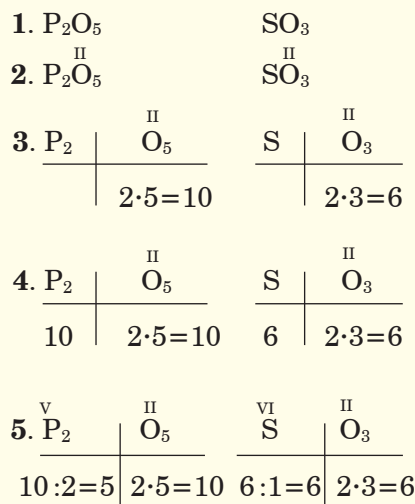
Din tabelul 1.1 rezultă că unele elemente au valența constantă (pe care e bine să o reținem), iar altele – valență variabilă. Cum poate fi stabilită valența constantă în cazul altor elemente (care nu sunt incluse în tabelul 1.1) sau cea a elementelor cu valența variabilă?

Valența necunoscută a unui element în formula compusă din două elemente poate fi stabilită pe baza valenței cunoscute a celui alt element.

*Algoritmul de stabilire a valenței elementelor în baza formulei chimice*

1. Scriem formula.
2. Indicăm valența cunoscută deasupra simbolului elementului.
3. Înmulțim valența cunoscută cu numărul de atomi ai acestui element și obținem, pentru el, numărul total de unități de valență.
4. *Regulă.* Într-o formulă alcătuită din două elemente, numărul total de unități de valență este același pentru ambele elemente. Folosind această regulă, determinăm numărul total de unități de valență al celui alt element.
5. Împărțim acest număr la indicele elementului respectiv și obținem valoarea valenței elementului al doilea, pe care o scriem deasupra simbolului elementului.

#### Exemple

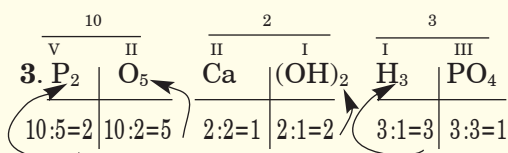
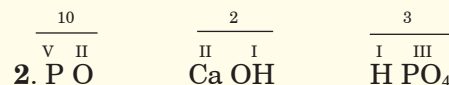
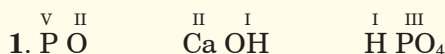


## 1.5.2. Alcătuirea formulelor chimice după valență

Algoritmul de alcătuire a formulelor chimice după valență

1. Scriem simbolurile elementelor, plasând pe primul loc elementul cu electronegativitate mai mică. Indicăm valența atomilor (O) sau a grupelor de atomi (OH, PO<sub>4</sub>).
2. Găsim cel mai mic multiplu comun (CMMC).
3. Împărțim CMMC la valoarea valenței primului element și obținem indicele lui. Aceeași operație se face și cu al doilea element sau grupă de elemente. Indicele egal cu 1 nu se scrie. La scrierea indicelui mai mare decât 1 pentru grupa de elemente, aceasta se ia între paranteze.

### Exemple



Alcătuirea formulelor după valență are la bază următoarea *regulă*: numărul total de unități de valență ale tuturor atomilor unui element trebuie să fie egal cu numărul total de unități de valență ale tuturor atomilor altui element (sau al grupului de atomi). Acest număr este egal cu CMMC al valorilor de valență sau cu produsul dintre valență și numărul de atomi ai elementului dat (sau numărul grupelor de atomi).

După ce am alcătuit formula, o citim, apoi numim substanța, indicând și valența elementului, dacă aceasta este variabilă:

Formula chimică a substanței	Citirea formulei chimice	Denumirea substanței	Citirea denumirii substanței
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pe-doi-o-cinci	oxid de fosfor (V)	oxid de fosfor-cinci
Ca(OH) <sub>2</sub>	calciu-o-haș-de două ori	hidroxid de calciu	hidroxid de calciu
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	haș-trei-pe-o-patru	acid fosforic	acid fosforic

Atunci când vrem să indicăm 2, 3 molecule, în fața formulei chimice scriem cifra respectivă, iar la citirea formulei, numim și numărul de molecule. De exemplu:

3Cl<sub>2</sub> – trei-clor-doi

2H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – doi-haș-trei-pe-o-patru.

În primul caz (3Cl<sub>2</sub>) sunt nu doar trei molecule de clor, ci și șase atomi de clor (3·2=6). În cazul 2H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> sunt două molecule de acid fosforic, care însumează șase atomi de hidrogen (2·3=6), doi atomi de fosfor (2·1=2) și opt atomi de oxigen (2·4=8).

## 1.6. Fenomene fizice și chimice

Toate transformările ce au loc în natură se numesc *fenomene*.

După caracterul lor, fenomenele se împart în fizice și chimice.

### Semnele reacțiilor chimice

1. Schimbarea culorii;
2. Apariția sau dispariția mirosului;
3. Eliminarea unui gaz;
4. Degajarea sau absorbția căldurii (luminii);
5. Formarea sau dizolvarea precipitatului;
6. Schimbarea gustului. (Atenție! În laborator nu se gustă nimic.)

Fenomenele care decurg fără schimbarea compoziției substanțelor se numesc *fenomene fizice*.

De exemplu, evaporarea apei la încălzire, condensarea vaporilor de apă la răcire, îndoirea sârmei metalice, mărunțirea sticlei – toate sunt fenomene fizice. În urma lor substanțele nu-și schimbă compoziția.

Dacă am încălzi o placă roșiatică de cupru la flacăra spirtierei, am observa că placa se înnegrește. În cazul dat substanța cupru se transformă în altă substanță – oxid de cupru (CuO).

Fenomenele însoțite de transformarea unor substanțe în altele se numesc *fenomene chimice*.

Fenomenele chimice se numesc *reacții chimice*.

Substanțele care intră în reacție se numesc *substanțe inițiale*, iar cele care se obțin în urma reacției chimice se numesc *produși de reacție*.

Pe parcursul studierii chimiei, vom examina și caracteriza diferite substanțe, simple sau compuse, anorganice sau organice, menționând și reacțiile chimice la care participă. Vor fi indicate și unele semne de identificare a reacțiilor.

1. Formulează noțiunea de valență.
2. Dă exemple de elemente cu valență: a) superioară; b) inferioară; c) variabilă; d) constantă.
3. Care este corelația dintre valența elementului și locul lui în sistemul periodic?
4. Stabilește valența elementului în baza formulei chimice (cunoscând valența altui element sau grupe de elemente):  
a)  $\overset{\text{II}}{\text{N}}_2\text{O}; \overset{\text{I}}{\text{Cu}}(\text{OH})_2; \overset{\text{II}}{\text{Al}}_2(\text{SO}_4)_3;$       b)  $\overset{\text{II}}{\text{S}}\text{O}_2; \overset{\text{II}}{\text{Al}}_2\text{O}_3; \overset{\text{I}}{\text{Ca}}(\text{OH})_2;$       c)  $\overset{\text{II}}{\text{S}}\text{O}_3; \overset{\text{I}}{\text{Ca}}\text{Cl}_2; \overset{\text{I}}{\text{Fe}}\text{Cl}_3.$
5. Explică sensul numerelor 2 și 3 în notațiile: a)  $3\text{O}_2;$       b)  $2\text{O}_3.$
6. Citește formulele: a)  $4\text{HCl};$       b)  $\text{CO}_2;$       c)  $6\text{H}_2\text{O};$       d)  $2\text{P}_2\text{O}_5;$       e)  $3\text{NaOH};$       f)  $5\text{H}_2\text{SO}_4.$   
Calculează: 1) numărul de atomi ai fiecărui element; 2) masa moleculară relativă a fiecărei substanțe.
7. Alege, din exemplele date, fenomenele chimice: a) topirea zăpezii; b) evaporarea picăturilor de rouă; c) ruginirea fierului; d) neutralizarea sodiei cu oțet; e) dizolvarea zahărului în apă.



# Reacțiile chimice

## 2

### 2.1. Cantitatea de substanță

#### 2.1.1. Molul – cantitatea de substanță

Din fizică știm că fiecare corp fizic poate fi caracterizat prin mărimi fizice. De exemplu, poate fi măsurată ușor masa și volumul unei bucăți de cărbune.

Însă fiecare corp este constituit din substanță. Câtă substanță carbon conține această bucată de cărbune? Răspunsul la întrebare îl aflăm însușind noțiunea de *cantitate de substanță*, care este o mărime fizică.

*Cantitatea de substanță* se determină prin numărul particulelor structurale (molecule, atomi, ioni) ale substanței respective. Această mărime se notează prin litera grecească  $\nu$  („niu“). De exemplu:  $\nu(\text{O}_2)$ ;  $\nu(\text{H}_2\text{O})$ ;  $\nu(\text{C})$ . Unitatea ei de măsură este *molul* (însemnul acestei unități este *mol*).

*Molul este cantitatea de substanță care cuprinde atâtea particule (atomi, molecule, ioni) câți atomi de carbon se găsesc în 12 g (0,012 kg) de carbon.*

În 12 g de carbon se găsesc  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi de carbon.

Numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  se numește *numărul lui Avogadro*.

Molul este cantitatea de substanță care cuprinde  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecule, atomi sau alte particule.

În viața de toate zilele se întâlnesc situații când, pentru comoditate, un număr mare de obiecte este măsurat cu ajutorul grupelor de obiecte. De exemplu, la magazin, nu cerem 60 de chibrituri, ci o cutie, adică un număr determinat de obiecte.

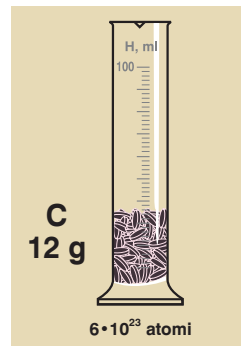
În mod similar, un număr foarte mare de atomi sau molecule se împarte în grupe a câte  $6,02 \cdot 10^{23}$ . O grupă din  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi alcătuiesc 1 mol de atomi de carbon sau un mol de substanță carbon. Grupa din  $6,02 \cdot 10^{23}$  de molecule de apă alcătuiește un mol de molecule de apă sau 1 mol de substanță apă.

#### 2.1.2. Masa molară

Numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  este imens, fiind mult mai mare decât numărul firelor de păr de pe capul tuturor oamenilor din lume. Cantitatea de substanță nu poate fi măsurată, deoarece este imposibil să stabilești un număr oarecare de molecule sau de atomi. Să încercăm să găsim legătura din-

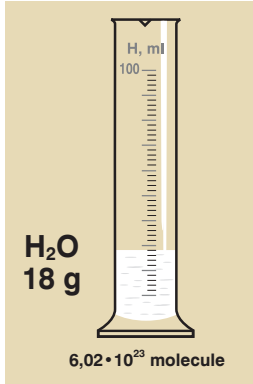
*După studierea acestui capitol, vei fi capabil:*

- să definești noțiunile: *cantitatea de substanță, molul, masa molară, reacția chimică, ecuația chimică, substanța inițială, produsul reacției, coeficientul, reacția de combinare, reacția de descompunere;*
- să explici *legea conservării masei substanțelor, condițiile de declanșare și desfășurare a reacțiilor chimice;*
- să alcătuiști, să explici și să citești *ecuațiile reacțiilor;*
- să compari *reacțiile de combinare și de descompunere, \*exo- și endoterme;*
- să efectuezi *calculul în baza formulei și a ecuațiilor chimice, folosind: Mr, M,  $\nu$ , m.*





Numărul lui Avogadro este egal cu  $6,02 \cdot 10^{23}$ .



tre mărimea nemăsurabilă „cantitatea de substanță” și mărimea fizică măsurabilă „masa substanței”.

Dacă luăm o anumită parte de carbon cu cantitatea de substanță 1 mol, atunci aceasta va cuprinde  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi de carbon și masa va fi egală cu 12 g, o parte de 0,5 mol va avea masa de 6 g, iar la partea de 2 mol masa va fi de 24 g:

v (cantitatea de substanță)	N (numărul de atomi sau molecule)	m (masa, g)
Carbon 1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$	12
Carbon 0,5 mol	$0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	6
Carbon 2 mol	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	24

Stabilim raportul dintre masă (m) și cantitatea de substanță (v) pentru carbon :

$$\frac{m}{v} = \frac{12 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{6 \text{ g}}{0,5 \text{ mol}} = \frac{24 \text{ g}}{2 \text{ mol}}$$

În toate cele trei cazuri, răspunsul este același: 12 g/mol.

**Raportul dintre masa substanței și cantitatea de substanță este o mărime constantă pentru substanța dată și se numește masa molară a substanței.**

Masa molară se notează cu M. Unitatea ei de măsură este g/mol:

$$M = \frac{m}{v}, \text{ g/mol}$$

Astfel, masa molară a carbonului  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ . Să comparăm această valoare cu masa atomică relativă a carbonului.  $A_r(\text{C}) = 12$ . Ele sunt egale numeric, dar se deosebesc prin unitățile de măsură.

*Determinarea masei molare pe baza formulei chimice.* Masa molară a substanțelor alcătuite din molecule monoatomice este egală cu masa atomică relativă. De exemplu, carbonul și fierul au următoarele valori ale maselor *atomică relativă și molară* :

$$\begin{aligned} A_r(\text{C}) &= 12 & A_r(\text{Fe}) &= 56 \\ M(\text{C}) &= 12 \text{ g/mol} & M(\text{Fe}) &= 56 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Masa molară M a substanțelor simple și a celor compuse este egală numeric cu masa lor moleculară relativă  $M_r$ . De exemplu, pentru oxigen, apă, oxid de fosfor (V) avem valorile:

$$\begin{aligned} M_r(\text{O}_2) &= 32 & M_r(\text{H}_2\text{O}) &= 18 & M_r(\text{P}_2\text{O}_5) &= 142 \\ M(\text{O}_2) &= 32 \text{ g/mol} & M(\text{H}_2\text{O}) &= 18 \text{ g/mol} & M(\text{P}_2\text{O}_5) &= 142 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Pentru scopuri practice, mai întâi se calculează masa substanței (m), care se deduce din relația de mai sus



$M = \frac{m}{v}, \text{ g/mol}$   
M – masa molară;  
m – masa substanței;  
v – cantitatea de substanță



**Amedeo Avogadro**  
(1776-1856)

Savant italian. În 1811, a descoperit legea care îi poartă numele.

$m = M \cdot v$ , apoi se cântărește această masă de substanță. De exemplu, pentru a lua o parte de carbon, fier, oxigen, apă sau oxid de fosfor (V) cu cantitatea de substanță 1 mol, pe baza formulei  $m = M \cdot v$  aflăm masele acestor substanțe egale cu masa molară a fiecăreia din ele :

Substanța	Formula	Masa molară, $M$	Cantitatea de substanță, $v$	Masa, $m$
Carbon	C	12 g/mol	1 mol	12 g
Fier	Fe	56 g/mol	1 mol	56 g
Oxigen	O <sub>2</sub>	32 g/mol	1 mol	32 g
Apă	H <sub>2</sub> O	18 g/mol	1 mol	18 g
Oxid de fosfor (V)	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	142 g/mol	1 mol	142 g

În mod similar putem cântări (în grame) câte un mol de zinc, de aluminiu, sare de bucătărie sau zahăr, ale căror mase constituie respectiv : 65 g ; 27 g ; 58,5 g și 342 g (fig. 2.1).

Acum, când am luat cunoștință de noțiunile „cantitatea de substanță“ și „masa molară“, putem include o informație suplimentară pentru formulele chimice.

Să indicăm semnificațiile formulei chimice pe exemplul apei. Formula H<sub>2</sub>O semnifică : substanța apa ; o moleculă alcătuită din doi atomi de hidrogen și un atom de oxigen ; un mol de molecule de apă, format din doi moli de atomi de hidrogen și un mol de atomi de oxigen. Masa moleculară relativă a apei  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ , iar masa molară  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$ .

În cazul în care vrem să indicăm doi sau cinci moli de molecule de apă, scriem în fața formulei coeficientul respectiv (2 sau 5). Notăția 5H<sub>2</sub>O se citește „cinci haș-doi-o“. Coeficientul din fața formulei indică nu doar cinci moli de molecule de apă, ci și zece moli de atomi de hidrogen ( $5 \cdot 2 = 10$ ) și cinci moli de atomi de oxigen ( $5 \cdot 1 = 5$ ).

### Formula chimică a unei substanțe semnifică:

1. Denumirea.
2. O moleculă.
3. Compoziția calitativă (din ce elemente constă molecula).
4. Compoziția cantitativă (câți atomi de fiecare element conține molecula).
5. Masa moleculară relativă.
6. Raportul dintre masele elementelor în moleculă.
7. Un mol de molecule.
8. Masa molară.

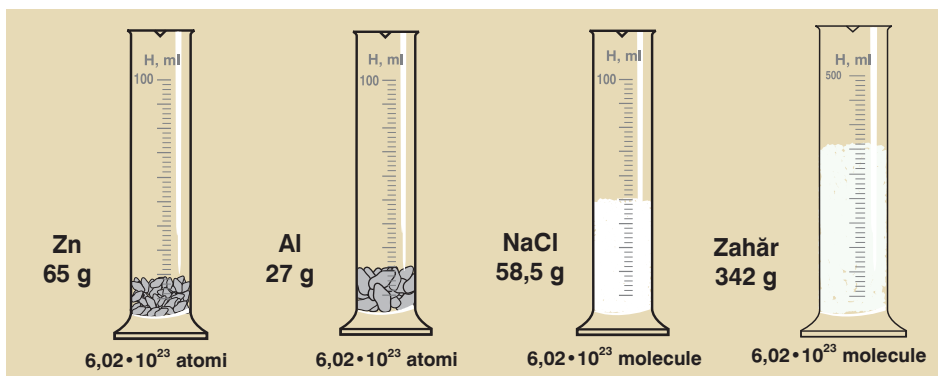
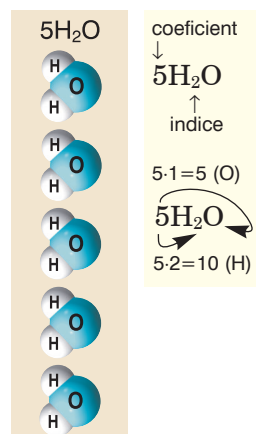


Fig. 2.1. Masele comparative de zinc, aluminiu, clorură de sodiu și zahăr, ce reprezintă câte un mol de substanță.



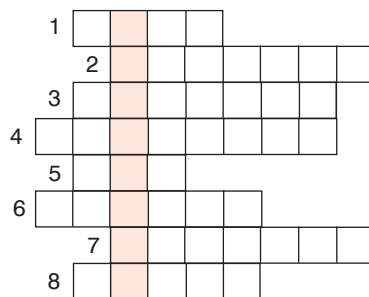
1. Prin ce se determină mărimea fizică numită *cantitate de substanță*? Care este unitatea ei de măsură?
- \*2. O bucată de fier conține  $18,06 \cdot 10^{23}$  atomi de fier. Calculează cantitatea de substanță a fierului.
3. Ce mărime fizică se numește *masă molară*? Care este unitatea ei de măsură?
4. Alcătuieste formulele substanțelor după valența indicată și calculează masele molare:
  - a)  $\overset{\text{II}}{\text{HO}}, \overset{\text{II}}{\text{HS}}, \overset{\text{III}}{\text{NH}}, \overset{\text{III}}{\text{PH}}, \overset{\text{I}}{\text{HCl}}$ ;
  - b)  $\overset{\text{IV}}{\text{SO}}, \overset{\text{VI}}{\text{SO}}, \overset{\text{IV}}{\text{CO}}, \overset{\text{IV}}{\text{SiO}}, \overset{\text{III}}{\text{AlO}}, \overset{\text{II}}{\text{CaO}}, \overset{\text{I}}{\text{LiO}}$ ;
  - c)  $\overset{\text{I}}{\text{NO}}, \overset{\text{II}}{\text{NO}}, \overset{\text{III}}{\text{NO}}, \overset{\text{IV}}{\text{NO}}$ ;
  - d)  $\overset{\text{I}}{\text{NaCl}}, \overset{\text{I}}{\text{FeCl}}, \overset{\text{I}}{\text{CuS}}, \overset{\text{II}}{\text{AlS}}, \overset{\text{III}}{\text{KBr}}$ ;
  - e)  $\overset{\text{I}}{\text{*NaOH}}, \overset{\text{I}}{\text{CaOH}}, \overset{\text{II}}{\text{HSO}_4}, \overset{\text{I}}{\text{HNO}_3}$ .
5. Calculează masele molare pentru substanțele:
  - a) S, C, P, Mg, Zn, Al;
  - b)  $\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{Br}_2, \text{Cl}_2, \text{F}_2$ .
6. Descrie formulele chimice și indică semnificația lor:
  - a)  $\text{O}_2$ ; b)  $\text{CO}_2$ ; c)  $\text{SO}_3$ ; d)  $\text{NH}_3$ ; e)  $\text{H}_2\text{S}$ ; f)  $\text{NaCl}$ ; g)  $2\text{Al}_2\text{O}_3$ ; h)  $3\text{H}_2\text{SO}_4$ .



### Lucru în echipă

Completând careul pe orizontală cu răspunsurile corecte, vei citi în grila evidențiată numele savantului, dar și al numărului  $6,02 \cdot 10^{23}$ :

1. Poate fi atomică, moleculară, molară; poate fi și ca mobilă.
2. Poate fi constantă și variabilă.
3. Poate fi simplă și compusă.
4. Seamănă cu calciul.
5. Citit direct – redă un element, citit invers, este un joc pe tablă cu 32 piese.
6. Stă sub zinc în sistemul periodic al elementelor.
7. Fenomen chimic.
8. Un alt nume al natriului.



### 2.1.3. Calcule pe baza noțiunilor „cantitatea de substanță” și „masă molară”

#### a) Calcularea masei de substanță după cantitatea de substanță cunoscută

**Problemă.** Determinați masa fierului și a oxidului de fier ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) luate cu cantitatea de substanță 2 mol.

Se dă:

- a)  $\nu(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$
- b)  $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \text{ mol}$

$m(\text{Fe}) = ?$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = ?$

Rezolvare:

1. Scriem formula pentru masa molară și aflăm, în baza ei, masa substanței:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad m = M \cdot \nu$$

2. Calculăm masele molare ale fierului și oxidului de fier (III):

$$A_r(\text{Fe}) = 56; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160;$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g/mol}$$

3. Calculăm masele fierului și oxidului de fier (III) cu cantitatea de substanță 2 mol :

$$m(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 112 \text{ g}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 320 \text{ g}$$

*Răspuns:* a) masa fierului este 112 g, b) masa oxidului de fier (III) este 320 g.

Dacă se vor cântări 112 g de fier și 320 g de oxid de fier, ele vor corespunde cu 2 mol de fier și, respectiv, cu 2 mol de oxid de fier (III).

### b) Calcularea cantității de substanță după masa ei cunoscută

**Problemă.** Determinați cantitatea de substanță de oxid de fosfor (V), dacă masa lui este 284 g.

*Se dă:*

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 284 \text{ g}$$

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

**Rezolvare:**

1. Specificăm relația pentru cantitatea de substanță :

$$M = \frac{m}{v}; \quad v = \frac{m}{M}$$

2. Calculăm masa molară a oxidului de fosfor (V) :

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol}$$

3. Calculăm cantitatea de substanță a oxidului de fosfor (V) :

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{284 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

*Răspuns:* cantitatea de substanță de  $\text{P}_2\text{O}_5$  este 2 mol.

1. Se dau substanțele:

a) S, C, P, Mg, Zn, Al; b)  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ; c)  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ; d)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , NaCl  
Calculează cantitatea de substanță, dacă masa fiecăreia din ele este egală cu 100 g (răspunsul cu aproximație până la zecimi).

2. Calculează masa pentru substanțele indicate în p. 1, dacă cantitatea de substanță pentru fiecare din ele este: 1) 2 mol; 2) 0,5 mol; 3) 0,1 mol.

\*3. Diamantul „Orlov” conține  $19,38 \cdot 10^{23}$  atomi de carbon. Calculează masa acestui diamant și exprim-o în „carate” (1 carat = 0,2 g).

\*4. Un alt diamant, „Marele Mogul” are masa de 186 carate. Calculează numărul atomilor de carbon în el.

\*5. Masele de sodiu și potasiu în scoarța terestră sunt aproximativ aceleași. Atomii căror elemente sunt mai mulți în scoarța terestră?

6. În spațiile libere, scrie cuvintele necesare:

a) mărimea fizică determinată de numărul de unități de structură se numește ...;

b) o porțiune de substanță ce conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi sau molecule alcătuiește ...;

c) mărimea fizică egală cu raportul masei la cantitatea de substanță se numește ...;

d) masa molară după valoarea numerică este egală cu ...;

e) masa substanței poate fi calculată ca produsul masei molare la ...;

f) cantitatea de substanță poate fi calculată ca parte a raportului dintre ... substanței la masa molară a substanței.



## 2.2. Legea conservării masei substanțelor



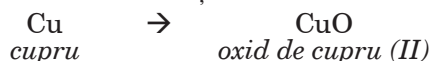
**Mihail V. Lomonosov**  
(1711-1765)

Eminent savant rus. Istoric, poet, mecanic, chimist, mineralog, pictor. În 1748, a descoperit legea conservării masei. Este unul dintre fondatorii teoriei atomo-moleculare.

Studiind semnele reacțiilor chimice, am înțeles că acestea ne permit să stabilim doar dacă reacția are loc. Ele însă nu răspund la o mulțime de alte întrebări: ce se întâmplă cu moleculele și atomii în timpul reacțiilor chimice; se schimbă oare masa substanțelor în urma reacțiilor? În ce condiții vor decurge diversele reacții chimice? Cum pot fi redate în scris reacțiile chimice? În cele ce urmează, trebuie să găsim răspuns la toate aceste întrebări.

Acum 250-300 de ani, chimia era strâns legată de industria metalurgică. Chimii studiau transformările minereurilor și ale metalelor pure. Pe atunci însă nu se știa nimic despre oxigen și hidrogen, despre compoziția aerului și a substanțelor ce se obțineau la încălzirea metalelor în aer liber.

Studiind anterior proprietățile plăcii de cupru, am încălzit-o la flacăra spirtierei până la apariția unui strat negru de oxid de cupru. Dacă vom cântări placa până la și după încălzire, vom observa că masa ei s-a mărit. Știind formulele acestor două substanțe:



putem explica cu ușurință că masa plăcii s-a mărit pe baza adăugării oxigenului din aer. Chimii din Antichitate însă, efectuând aceste experimente, nu înțelegeau din ce cauză crește masa metalului. Abia în anul 1748 chimistul rus M.V. Lomonosov a găsit explicația pentru acest fenomen, încălzind pilitura de metal nu în aer liber, ci într-o retortă sudată (fig. 2.2) și demonstrând că masa retortei cu substanțe nu se schimbă la încălzire. Astfel, descoperind că masa substanțelor până la și după reacție rămâne neschimbată, M.V. Lomonosov a stabilit *legea conservării masei substanțelor*:

**Masa substanțelor care participă la reacție este egală cu masa substanțelor ce se formează în urma reacției.**

Sau:

**Masa substanțelor inițiale este egală cu masa produsilor de reacție.**

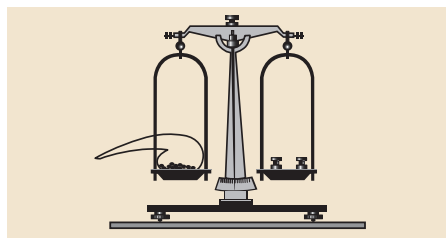


Fig. 2.2. Experiența lui M. Lomonosov.

În 1789, chimistul francez Antoine Lavoisier, independent de M.V. Lomonosov, a descoperit și el aceeași lege.

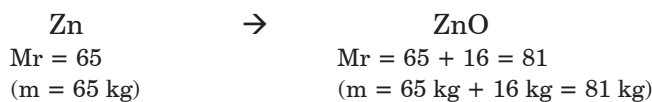
E ușor de confirmat justetea acestei legi cu ajutorul diferitor reacții. De exemplu, într-un balon uscat umplut cu oxigen se introduce puțin fosfor roșu. Balonul se astupă cu un dop și se cântărește. Apoi vasul este încălzit cu atenție. Fosforul se aprinde și apare un fum alb de oxid de fosfor (V), semn că s-a produs o reacție chimică. După răcire, balonul este cântărit din nou. Ne convingem că masa lui a rămas neschimbată.

Toate experiențele descrise mai sus pot fi explicate pe baza *teoriei atomo-moleculare*. Aceasta are următoarele principii:

- în reacțiile chimice, atomii nu dispar și nu apar din nou; are loc doar regruparea lor;
- la regrupare, se produce ruperea legăturilor chimice dintre atomi în substanțele inițiale și crearea unor legături noi în moleculele produșilor de reacție;
- numărul de atomi ai fiecărui element de până la și de după reacție nu se schimbă, de aceea masa sumară a substanțelor inițiale este egală cu masa sumară a produșilor de reacție.

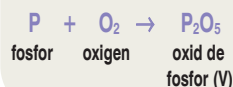
Este important să știm însă că reacția chimică nu constituie o simplă deplasare a atomilor dintr-o moleculă în alta. Și nici molecula nu este o simplă însumare de atomi. De exemplu, molecula de oxid de fosfor (V)  $P_2O_5$  nu manifestă nici proprietățile fosforului liber, nici ale oxigenului liber.

Legea conservării masei are o mare importanță practică în chimie. În baza ei se alcătuiesc ecuațiile reacțiilor chimice, se efectuează toate calculele în procesele industriale. De exemplu, dacă la o uzină chimică trebuie să se producă 81 kg de vopsea albă ZnO, în baza legii conservării masei se poate calcula cu ușurință că la proces se va lua zinc cu masa de 65 kg. Acesta, la ardere, se va combina cu 16 kg de oxigen:



Legea conservării masei este valabilă pentru toate fenomenele chimice din lumea înconjurătoare. De aceea ea este una dintre cele mai importante legi ale naturii.

#### Schema reacției



**Antoine Laurent de Lavoisier**  
(1743-1794)

Chimist francez. A formulat legea conservării masei.

1. Formulează legea conservării masei substanțelor și ilustrează-o prin exemple cunoscute.
2. Dedu legea conservării masei din teoria atomo-moleculară.
3. Relevă importanța practică a legii conservării masei substanțelor.
4. Explică importanța legii conservării masei pentru procesele industriale și experiențele din laborator.





### Lucru în echipă

1. La încălzirea oxidului de mercur ( $\text{HgO}$ ), se formează mercur și oxigen. Calculați masa oxigenului, dacă 4,32 g de oxid de mercur formează, la descompunere, 4 g de mercur.
2. Încercați să găsiți analogii între legea conservării masei substanțelor din chimie și alte legi (matematică, fizică) sau proverbe, învățăminte.

3. Copiați în caiet tabelul și completați-l.

Mărimea	Însemnul	Unitatea de măsură	Formula de calcul
Masa molară			
Masa moleculară relativă			
Masa substanței			
Cantitatea de substanță			



Este bine cunoscut faptul că activitatea de savant cere mari sacrificii și dăruire de sine. Uneori, ajuns la izbândă, savantul nu mai are puterea de a se bucura de succesele sale. Dar poate că pentru el căutările au fost mai importante decât rezultatele obținute? Aportul meritoriu al savanților chimiști este apreciat cu premii internaționale, cel mai de prestigiu fiind Premiul Nobel, care este decernat la sfârșitul fiecărui an.

#### Laureați ai Premiului Nobel pentru Chimie

Prima femeie din lume care a devenit laureat al Premiului Nobel, precum și *singurul* savant care a primit două premii Nobel (fizică și chimie) a fost **Marie Curie** (7 noiembrie 1867 – 4 iulie 1934). Soțul ei, Pierre Curie, și fiica Irène Joliot-Curie de asemenea au fost laureați ai Premiului Nobel.

*Notă:* Află (din enciclopedii, din internet) ce fel de copilărie a avut Marie Curie, ce cale anevoioasă a parcurs până a devenit un savant cu renume, care au fost descoperirile ei științifice.

## 2.3. Ecuații chimice



*Legea conservării masei substanțelor: Masa substanțelor inițiale este egală cu masa produșilor de reacție.*

În baza legii conservării masei substanțelor, reacțiile chimice sunt redată prin ecuații chimice.

**Ecuația chimică este scrierea convențională a reacției chimice cu ajutorul simbolurilor, formulelor chimice și al coeficienților.**

Ecuația chimică mai este numită *ecuație a reacției chimice*.

#### **Stabilirea coeficienților în ecuațiile chimice**

Pentru a alcătui o ecuație a reacției chimice, este necesar să parcurgem următoarele etape:

1. *Determinăm care substanțe participă la reacție și care se formează în urma reacției.*

De exemplu, substanța simplă cupru  $\text{Cu}$ , la încălzirea în aer liber, interacționează cu substanța simplă oxigen  $\text{O}_2$

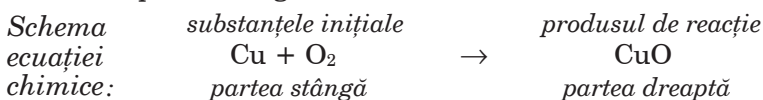
și, drept rezultat, se formează oxidul de cupru (II) CuO, care este o substanță compusă.

2. Scriem ecuația reacției, care este alcătuită din două părți: partea stângă și partea dreaptă.

În partea stângă a ecuației se scriu formulele *substanțelor inițiale*, iar în dreapta – formulele *substanțelor obținute (produșii de reacție)*. Între substanțele inițiale și cele obținute se scrie o săgeată → (semnul transformării). Dacă în partea stângă sau dreapta se află câteva substanțe, între formulele lor se scrie semnul plus (+).

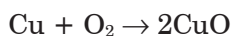
În exemplul nostru, cuprul și oxigenul sunt substanțele inițiale, de aceea se scriu în partea stângă a ecuației. Oxidul de cupru (II) este produsul de reacție, de aceea formula lui se scrie în partea dreaptă.

Completăm partea stângă și cea dreaptă ale ecuației, unindu-le printr-o săgeată.

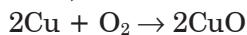


3. Stabilim coeficienții (cifrele plasate în fața formulelor) pentru această ecuație, pornind de la ideea că numărul de atomi ai fiecărui element trebuie să fie același de ambele părți ale ecuației. Această etapă se numește *alegerea coeficienților sau egalarea ecuației*.

La combinarea cuprului cu oxigenul, în partea stângă a ecuației sunt doi atomi de oxigen, iar în partea dreaptă – doar unul. Pentru ca numărul atomilor de oxigen să fie același de ambele părți ale ecuației, notăm în fața formulei CuO coeficientul 2:



Acest coeficient aparține nu doar atomului de oxigen, ci și celui de cupru. Așadar, în partea dreaptă avem doi atomi de cupru. De aceea scriem coeficientul 2 și în fața cuprului din partea stângă a ecuației. În fața moleculei O<sub>2</sub> coeficientul este egal cu 1, care nu se scrie:

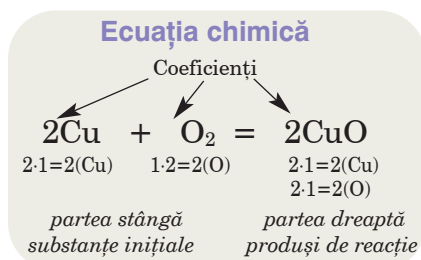


Astfel, am ales coeficienții, adică am egalat ecuația. Acum numărul de atomi ai fiecărui element de până la reacție este egal cu numărul lor de după reacție: avem câte doi atomi de cupru și doi atomi de oxigen. Înlocuim săgeata → cu semnul egalității (= sau ⇌). Acesta demonstrează că numărul de atomi și masele lor din stânga și din dreapta ecuației sunt egale.

4. Citim ecuația chimică (alcătuită și egalată) a reacției dintre cupru și oxigen. Aceasta se poate face prin două metode:



Fig. 2.3. La încălzirea în aer liber, cuprul interacționează cu oxigenul și formează oxidul de cupru (II) (de culoare neagră).





### Egalarea ecuațiilor chimice

Comparăm partea stângă cu partea dreaptă.



Egalăm numărul de atomi ai fiecărui element din părțile stângă și dreaptă, fără a schimba indicii și operând numai cu coeficienții.



Verificăm numărul de atomi de până la și de după reacție.

a) după simbolurile chimice și formule: „Doi-cupru plus o-doi este egal cu doi-cupru-o“;

b) numind substanțele: „Doi atomi de cupru plus o moleculă de oxigen formează două molecule de oxid de cupru“.

În mod similar pot fi aleși coeficienții și pentru alte ecuații ale reacțiilor la care participă substanțele simple, metalele și nemetalele.

Ce informație oferă o ecuație a reacției chimice ?

### Ecuția chimică arată :

- a) ce substanțe interacționează și ce produși se formează ;
- b) numărul de molecule (atomi) de fiecare substanță ;
- c) cantitatea de substanță (numărul de moli) de fiecare substanță.

Coeficienții din ecuația reacției arată numărul de molecule sau cantitatea (numărul de moli) fiecărei substanțe.

1. Formulează definiția ecuației chimice.
  2. Arată semnificația coeficienților în ecuațiile chimice.
  3. Citește următoarele ecuații chimice:
    - a)  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
    - b)  $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$
  4. Alege coeficienții pentru ecuațiile de mai jos și înlocuiește săgețile cu semn egalității:
    - a)  $?\text{Ag} + \text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$
    - b)  $?\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
    - c)  $?\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
    - d)  $2\text{Al} + ?\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{AlBr}_3$
    - e)  $?\text{Al} + ?\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
    - f)  $?\text{Fe} + ?\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$
- Citește ecuațiile.



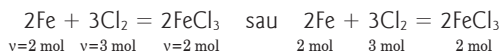
### Lucru în echipă



1. Stabiliți și scrieți coeficienții pentru următoarele ecuații chimice:

- a)  $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- b)  $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$
- c)  $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$
- d)  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
- e)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$
- f)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$
- g)  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$
- h)  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
- i)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- j)  $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
- k)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
- l)  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

2. După egalarea ecuațiilor chimice, arătați cantitatea de substanță pentru fiecare din substanțele participante la reacție după modelul:



- a)  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- b)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
- c)  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- d)  $\text{Al} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Pb}$
- e)  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- f)  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- g)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- h)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- j)  $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- k)  $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- l)  $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

## 2.4. Tipuri de reacții chimice

În prezent se cunosc foarte multe reacții chimice. După particularitățile comune, acestea pot fi divizate în mai multe categorii, adică pot fi clasificate. Dacă pentru compararea reacțiilor se iau drept criterii numărul și compoziția substanțelor inițiale și ale produșilor de reacție, atunci reacțiile chimice se împart în câteva *tipuri* :

- 1) de combinare;
- 2) de descompunere;
- 3) de substituție;
- 4) de schimb.

Pentru început, vom studia reacțiile de combinare și cele de descompunere.

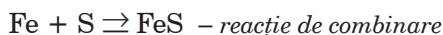
### 2.4.1. Reacții de combinare

Să amestecăm mici cantități de praf de sulf (galben) și pulbere de fier (gri). S-a format un amestec, care poate fi ușor separat prin metode fizice, utilizând un magnet: fierul va fi atras de magnet și se va separa de sulf. Rezultă deci că în amestec sulful și fierul și-au păstrat proprietățile lor de substanțe simple.

**În amestecuri, substanțele își păstrează proprietățile.**

Să transferăm acest amestec într-o eprubetă și să-l încălzim puțin (doar la început) la flacăra spirtierei (fig. 2.4). Observăm o încălzire puternică până la incandescență. După răcire, vom vedea că s-a format o substanță de culoare gri-închis. Această nouă substanță este sulfura de fier (II). Din ea nu mai poate fi izolat, prin metode fizice, nici fierul, nici sulful (produsul reacției nu mai este atras de magnet). Rezultă deci că aceste două substanțe simple și-au pierdut proprietățile.

În urma reacției de combinare, *două substanțe simple* – fierul și sulful – au format o *substanță compusă* – sulfura de fier (II).



**Reacția în care din două sau mai multe substanțe simple sau compuse se formează o singură substanță compusă se numește *reacție de combinare*.**

Schema generală a reacției de combinare arată astfel:



În reacția de combinare, substanțele inițiale pot fi simple sau compuse, iar produsul de reacție este întotdeauna o substanță compusă.

**Ce fenomen are loc la amestecarea fierului cu sulful?**

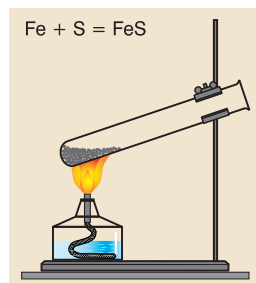


Fig. 2.4. Reacția de combinare dintre fier și sulf.



Fig. 2.5. Reacția de combinare dintre fosfor și oxigen.

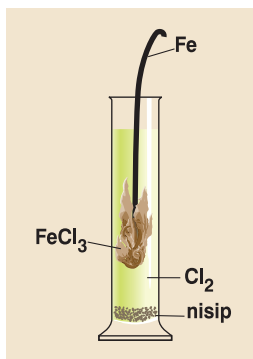
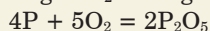
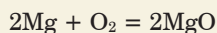


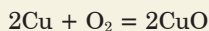
Fig. 2.6. Reacția de combinare dintre fier și clor.

### Consultație:

Arderea magneziului sau a fosforului (fig. 2.5) în oxigen este o reacție de combinare :

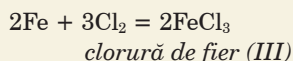


La încălzirea metalelor în aer liber, are loc, de asemenea, combinarea lor cu oxigenul (fig. 2.3, pag. 21) :

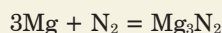


Majoritatea metalelor și nemetalelor (cu excepția fluorului, clorului, bromului, iodului) se combină cu oxigenul. La fel, aproape toate substanțele simple metale se combină cu nemetalele. De exemplu :

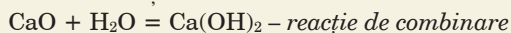
a) fierul se combină cu clorul (fig. 2.6) :



b) magneziul cu azotul :



La reacțiile de combinare pot participa nu numai substanțele simple, ci și două sau mai multe substanțe compuse, care formează, la rândul lor, o altă substanță compusă. Astfel, dacă la varul nestins (oxid de calciu  $\text{CaO}$ ) se adaugă apă (fig. 2.7), are loc o încălzire puternică, însoțită de formarea varului stins (hidroxid de calciu  $\text{Ca(OH)}_2$ ), folosit la văruiere. Ecuația acestei reacții este următoarea :



În același mod se combină o substanță compusă, cum ar fi oxidul de sulf (IV), cu una simplă, cum ar fi oxigenul :

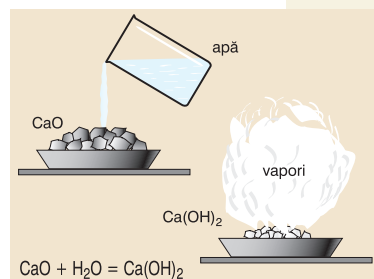
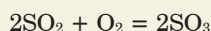
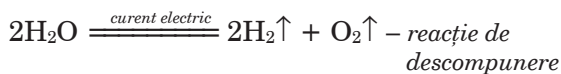


Fig. 2.7. Reacția de combinare dintre oxidul de calciu și apă.

## 2.4.2. Reacții de descompunere

Dacă prin apă este lăsat să treacă curentul electric continuu, are loc descompunerea apei în hidrogen și oxigen :



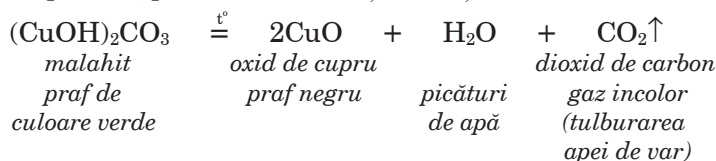
Aceeași reacție decurge și la o încălzire puternică a vaporilor de apă.

Să turnăm într-o eprubetă, prevăzută cu tub de evacuare a gazelor, puțin praf verzui de malahit, cu formula moleculară  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Să încălzim eprubeta (fig. 2.8). Introducem capătul tubului de evacuare a gazelor într-o eprubetă cu apă de var ( $\text{Ca(OH)}_2$ ).

Peste un timp, praful verzui de malahit se înnegrește datorită formării oxidului de cupru (II) de culoare neagră. Concomitent, pe pereții eprubetei apar picături de apă, iar apa de var se tulbură. Oare de ce ? De la cursul de biologie știm că omul expiră dioxid de carbon  $\text{CO}_2$ . Dacă vom sufla

printr-un tub într-o probă de apă de var, vom observa că ea se tulbură. Prin urmare, în urma experienței noastre s-a format și dioxid de carbon.

Acum, după ce am identificat toți produșii reacției de descompunere, putem scrie ecuația reacției:



Dacă în partea dreaptă a ecuației unul dintre produșii este gazos, acest fapt se marchează printr-o săgeată orientată în sus scrisă în partea dreaptă a formulei.

**Reacția în care dintr-o substanță compusă se formează două sau mai multe substanțe noi (simple sau compuse) se numește reacție de descompunere.**

Schema generală a reacției de descompunere este următoarea:



**Stabilește semnele reacției de descompunere a malahitului.**

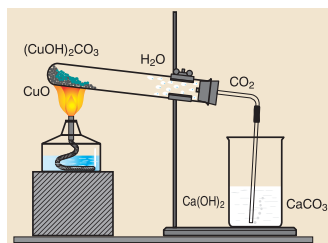


Fig. 2.8. Descompunerea malahitului.

1. Numește criteriile după care reacțiile chimice se împart în mai multe tipuri.

2. Găsește perechile corespunzătoare:

- a) reacție de combinare                      1)  $C = A + B$   
 b) reacție de descompunere                2)  $A + B = C$

Argumentează-ți opțiunea.

3. Termină ecuațiile reacțiilor, stabilind coeficienții necesari:

- |   |   |  |
|---|---|--|
| a) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$                 | e) $HgO \rightarrow Hg + O_2\uparrow$     | i) $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO + H_2O$     |
| b) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$               | f) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2\uparrow$ | j) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$ |
| c) $N_2 + O_2 \rightarrow NO$                   | g) $Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + H_2O$  | k) $NO + O_2 \rightarrow NO_2$           |
| d) $H_2O \rightarrow H_2\uparrow + O_2\uparrow$ | h) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$          | l) $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$     |

Indică tipul fiecărei reacții.



### Lucru în echipă

Completați ecuațiile reacțiilor, alegeți coeficienții și indicii necesari. Indicați tipul fiecărei reacții.

- |  |  |
|--|--|
| a) $\overset{v}{P}\overset{ii}{O} + H_2O \rightarrow \overset{iii}{H}\overset{iii}{P}\overset{iii}{O}_4$ | f) $KClO_3 \rightarrow KCl + ?$                          |
| b) $Al + ? \rightarrow \overset{iii}{Al}O$   | g) $Fe + ? \rightarrow \overset{iii}{Fe}\overset{i}{Cl}$ |
| c) $P + ? \rightarrow \overset{v}{P}\overset{i}{Cl}$   | h) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$                          |
| d) $Mg + ? \rightarrow \overset{ii}{Mg}O$  | i) $S + ? \rightarrow \overset{iv}{S}O$                  |
| e) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow \overset{i}{H}\overset{i}{N}\overset{i}{O}_3$                              |  |

## 2.5.

## Condițiile de declanșare și desfășurare a reacțiilor chimice

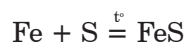
Precum a fost determinat, majoritatea reacțiilor chimice se pot declanșa doar în anumite condiții. Una dintre acestea este *mărirea suprafeței de contact* dintre substanțe prin mărunțirea lor. De exemplu, pentru ca sulful să interacționeze cu fierul, este necesar să mărunțim aceste substanțe, apoi să le amestecăm minuțios, pentru a omogeniza amestecul. O descompunere mai fină a substanțelor până la molecule și ioni are loc la dizolvarea lor. Din această cauză, multe dintre reacțiile chimice sunt efectuate *în soluții*.

Pentru ca o reacție să înceapă, este necesar, într-un fel, „să i se dea un impuls“, ca să se producă o activare a legăturilor chimice. De aceea multe reacții

Ce se va aprinde mai ușor: o bucată de lemn sau niște surcele? De ce?



necesită încălzirea substanțelor. În ecuațiile chimice, *încălzirea*, ca o condiție a reacției, se notează prin simbolul  $t^\circ$  (temperatură), scris deasupra semnului egalității. De exemplu :



Astfel, *condițiile de declanșare și desfășurare a reacțiilor chimice* sunt următoarele :

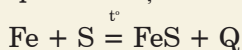
- 1) mărunțirea ; 2) amestecarea ; 3) încălzirea ; 4) dizolvarea.

Mai târziu vom lua cunoștință și de alte condiții de începere și desfășurare a reacțiilor.

Este necesar să deosebim noțiunile de *condiții de declanșare și condiții de desfășurare* a reacțiilor chimice.

Pentru a descompune apa, este necesar să lăsăm să treacă prin ea curentul electric nu doar la început, ci pe tot parcursul reacției, altfel descompunerea va înceta. Dacă descompunerea apei se efectuează prin încălzirea puternică a vaporilor, atunci încălzirea trebuie întreținută până la sfârșitul reacției. În caz contrar, reacția se va opri. În acest exemplu, încălzirea este o condiție atât de declanșare, cât și de desfășurare a reacției, deoarece întreg procesul acesteia este însoțit de absorbție de căldură, pe când reacția fierului cu sulful, din contra, are nevoie doar de încălzire inițială, căci în continuare aceasta decurge cu degajarea unei mari cantități de căldură și lumină și de aceea nu necesită încălzire (*fig. 2.4, pag. 23*). În acest al doilea exemplu, încălzirea este doar o condiție de declanșare a reacției.

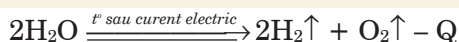
\**Degajarea de căldură* în timpul reacției chimice se notează prin simbolul +Q („qiu“), scris în partea dreaptă a reacției :



Reacțiile ce decurg cu degajare de energie (căldură și lumină) se numesc *reacții exoterme*.

*Exo* în greacă înseamnă „către exterior“. Reacția de obținere a sulfurii de fier (II) este exotermă.

*Absorbția de energie* (căldură, lumină), de exemplu, la descompunerea apei, se notează prin  $-Q$ :



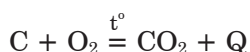
Reacțiile ce decurg cu absorbție de energie (căldură, lumină) se numesc *reacții endoterme*.

*Endo* în greacă înseamnă „către interior“. Reacția de descompunere a apei este endotermă.

**Absorbția sau degajarea de căldură se numește *efect termic al reacției*.**

Cele însușite până acum pot fi structurate sub formă de tabel (*tabelul 2.1*).

Orice reacție chimică decurge cu degajare sau cu absorbție de căldură. Reacțiile de descompunere sunt endoterme. Ele necesită căldură. Majoritatea reacțiilor de combinare sunt exoterme. Ele joacă un mare rol practic. De exemplu, reacția de ardere a substanței simple carbonul în oxigenul din aer este însoțită de degajare de căldură și lumină:



Căldura ce se degajă în urma acestei reacții este folosită încă din timpurile străvechi pentru încălzirea încăperilor, pregătirea bucatelor, topirea metalelor ș.a.

Tabelul 2.1. Efectele termice ale reacțiilor chimice

Efectul termic al reacției	Notarea efectului termic	Denumirea reacției cu efectul termic dat	Exemple de reacții
Degajare de căldură	+Q	Exotermă	$\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS} + Q$
Absorbție de căldură	-Q	Endotermă	$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t^\circ]{\text{(electr.)}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - Q$

1. Numește tipurile de reacții chimice pe care le cunoști.
2. Indică deosebiriile dintre reacțiile de combinare și cele de descompunere. Dă exemple.
3. Citește cu voce tare ecuațiile reacțiilor de mai jos și specifică tipul fiecărei reacții:
  - a)  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
  - b)  $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
  - c)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
  - d)  $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$
  - e)  $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$
  - f)  $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow$
4. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor dintre metalele magneziu, aluminiu și litiu cu nemetalele oxigen, clor (I) și sulf (II). Indică tipul reacțiilor.



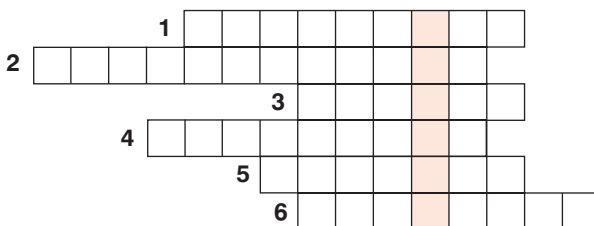


5. Ce condiții de declanșare și decurgere a reacțiilor chimice cunoști? Cu ajutorul profesorului, selectează de la punctele 3 și 4 reacțiile ce decurg la încălzire.
6. Numește reacțiile după efectul termic indicat (+Q, -Q). Egalează ecuațiile reacțiilor:
- a)  $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} HCl + Q$                       d)  $Fe + O_2 \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 + Q$
- b)  $H_2 + Br_2 \xrightarrow{t^\circ} HBr + Q$                       e)  $HgO \xrightarrow{t^\circ} Hg + O_2 \uparrow - Q$
- c)  $H_2 + I_2 \xrightarrow{t^\circ} HI - Q$                               f)  $KClO_3 \xrightarrow{t^\circ} KCl + O_2 \uparrow - Q$
7. Reacția de descompunere a apei  $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$  este însoțită de absorbție de căldură. Cum consideri, ce efect termic are reacția inversă – de interacțiune a hidrogenului cu oxigenul? Scrie ambele ecuații ale reacțiilor. Indică efectul termic și stabilește coeficienții.



### Lucru în echipă

- Completează careul și vei citi în grila evidențiată denumirea unui metal utilizat la fabricarea bijuteriilor.

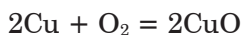


1. Tipul reacției chimice  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ , după numărul și compoziția substanțelor.
2. Tipul reacției chimice  $2H_2O = 2H_2 + O_2$ .
3. Element chimic „vital”.
4. În reacția endotermă are loc ..... căldurii.
5. Proprietatea atomilor unui element de a se uni cu un anumit număr de atomi ai altui element.
6. Reacție în procesul căreia se degajă căldură.

## 2.6. Calcule în baza ecuațiilor chimice

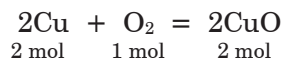
Dat fiind că substanțele interacționează în anumite raporturi de moli, putem calcula cantitatea unei substanțe, cunoscând cantitatea de altă substanță participantă la reacție. Să urmărim ce calcule se pot efectua în baza ecuației chimice.

Avem, de exemplu, ecuația :

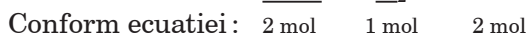
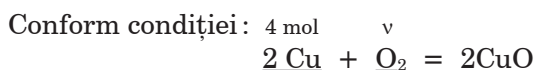


Coeficienții din ecuație reprezintă cantitatea de substanță. La această reacție participă 2 mol de Cu și 1 mol de  $O_2$  și se formează 2 mol de CuO.

Scriem numărul de moli sub formulele din ecuație :



Dacă am lua însă pentru reacție patru moli de cupru, ce cantitate de oxigen (v) ar fi necesară ? Să scriem aceste date deasupra formulelor din ecuație :



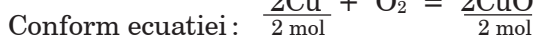
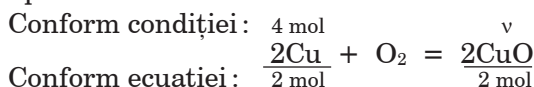
Este ușor de stabilit că  $v(\text{O}_2)$  va fi de două ori mai mic decât  $v(\text{Cu})$ . Evident,  $v(\text{O}_2)$  este proporțională cu  $v(\text{Cu})$ . Putem scrie proporția :

$$2 \text{ mol} : 1 \text{ mol} = 4 \text{ mol} : v(\text{O}_2) \text{ sau}$$

$$\frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{v(\text{O}_2)}{1 \text{ mol}} ; \text{ de unde } v(\text{O}_2) = \frac{4 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 2 \text{ mol}$$

Dar ce cantitate de substanță de CuO se formează atunci când luăm pentru reacție 4 mol de cupru ?

Notăm datele în mod analogic sub moleculele de substanțe (Cu și CuO) și deasupra lor.



Din ecuația reacției rezultă că  $v(\text{Cu}) = v(\text{CuO})$

Prin urmare, dacă încălzim cuprul cu cantitatea de substanță de 4 mol se formează oxid de cupru (II) cu cantitatea de substanță de 4 mol.

Problemele de calcul au de obicei două aspecte : unul *chimic* și altul *matematic*.

*Aspectul chimic* include :

- notarea pe scurt a datelor din condiția problemei ;
- scrierea ecuațiilor tuturor reacțiilor amintite în problemă.

*Aspectul matematic* constituie rezolvarea problemei cu ajutorul formulelor, proporțiilor, schemelor logice.

Să urmărim algoritmul de rezolvare a unei probleme.

### Problemă

La interacțiunea cu clorul s-a consumat aluminiu cu cantitatea de substanță de 4 mol. Calculați cantitatea de substanță de clor necesară pentru reacție.

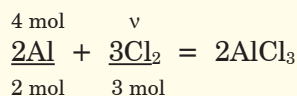
#### Algoritmul

- Scriem datele din condiția problemei (în formă prescurtată).
- Scriem ecuația reacției și alegem coeficienții.
- Subliniem* formulele substanțelor nominalizate în problemă.
- Sub* ele scriem cantitatea de substanță *conform ecuației*.

1. Se dă :

$$\frac{v(\text{Al}) = 4 \text{ mol}}{\text{De aflat : } v(\text{Cl}_2)}$$

2-5.



5. *Deasupra* formulelor scriem cantitatea de substanță *conform condiției* problemei.

6. Alcătuim proporția și o rezolvăm.

$$6. \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{v(\text{Cl}_2)}{3 \text{ mol}}$$

$$2 \times v(\text{Cl}_2) = 4 \times 3 \text{ mol}$$

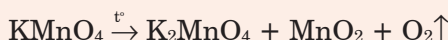
$$v(\text{Cl}_2) = \frac{12 \text{ mol}}{2} = 6 \text{ mol}$$

7. Scriem răspunsul.

*Răspuns:* cantitatea de substanță de clor necesară pentru reacția cu 4 mol de aluminiu este egală cu 6 mol.

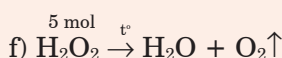
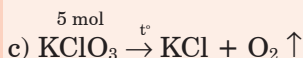
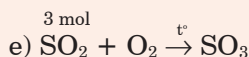
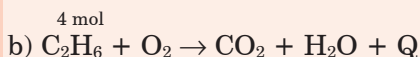
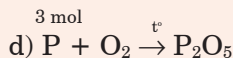
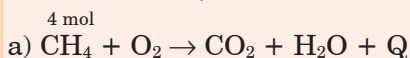
### Probleme

\*1. Se dă ecuația reacției :



Stabilește coeficienții și indică tipul reacției. Calculează cantitatea de substanță de permanganat de potasiu ( $\text{KMnO}_4$ ) necesară pentru obținerea oxigenului cu cantitatea de substanță 2 mol.

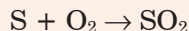
2. Alege coeficienții în următoarele ecuații chimice :



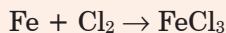
Calculează, pentru fiecare reacție, cantitatea de substanță de oxigen, formulând, în prealabil, condițiile pentru fiecare problemă. Scrie condițiile în formă prescurtată și rezolvă problemele.

3. Alege orice ecuație din exercițiile de la temele 2.4.1 și 2.4.2 și alcătuiește o problemă după modelul de mai sus, apoi rezolv-o.

4. Calculează, conform ecuației de mai jos, cantitatea de substanță și masa sulfurii necesare pentru obținerea oxidului de sulf (IV)  $\text{SO}_2$  cu cantitatea de substanță 5 mol :



5. Calculează cantitatea de substanță de fier necesară pentru obținerea clorurii de fier (III)  $\text{FeCl}_3$  cu cantitatea de substanță 6 mol conform ecuației :



Stabilește masa fierului și a clorurii de fier (III).

## EVALUARE SUMATIVĂ



I. Completează următoarele propoziții:

- a) ... sunt substanțele chimice care intră în reacție;  
 b) ... sunt substanțele chimice care rezultă din reacție.

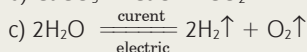
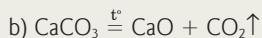
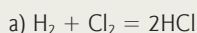
II. Găsește ecuațiile din coloana B corespunzătoare noțiunilor din coloana A, scriind litera respectivă în spațiul indicat:

**A**

\_\_\_\_\_ 1. Reacție de descompunere

\_\_\_\_\_ 2. Reacție de combinare

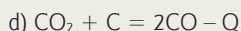
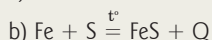
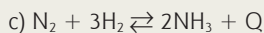
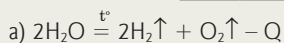
**B**



\*III. Clasifică reacțiile de mai jos notând litera respectivă a ecuației în spațiul indicat:

Reacții exoterme \_\_\_\_\_

Reacții endoterme \_\_\_\_\_



IV. Din expresiile de mai jos, alege caracteristicile reacțiilor chimice:

a) schimbarea culorii;

c) degajarea gazului;

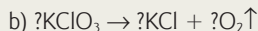
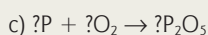
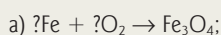
e) formarea precipitatului;

b) deformarea unei sârme de cupru;

d) topirea gheții;

f) apariția mirosului.

V. Stabilește coeficienții pentru ecuațiile de mai jos:



VI. *Rezolvă problema.* Ce cantitate de substanță de oxid de aluminiu  $Al_2O_3$  se obține la arderea în oxigen a aluminiului cu cantitatea de substanță 2,5 mol?

VII. Egalează ecuația reacției:  $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2 \uparrow$ . Suma coeficienților în ecuația acestei reacții este egală cu:

a) 6;

b) 8;

c) 10;

d) 13.

VIII. Când se va consuma o cantitate de substanță de oxigen mai mare:

a) la arderea cuprului cu cantitatea de substanță 2 mol, conform ecuației  $Cu + O_2 \rightarrow CuO$ ;

b) la arderea fosforului cu cantitatea de substanță 2 mol, conform ecuației  $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$ ?

# 3

## Oxigenul. Hidrogenul

*După studierea acestui capitol, vei fi capabil:*

- să descrii și să explici compoziția, identificarea și metodele de obținere a oxigenului și hidrogenului în industrie și în laborator;
- să definești noțiunile de alotropie, catalizator, oxid, indicator, reacție de substituție;
- să exemplifici proprietățile fizice și chimice ale oxigenului și hidrogenului, seriile genetice pentru metale și nemetale;
- să stabilești legătura dintre structura, proprietățile, utilizarea, răspândirea în natură a oxigenului și hidrogenului;
- să deosebești după compoziție oxizii, bazele, acizii (oxigenați și neoxigenați) și sărurile;
- să investighezi experimental obținerea și identificarea oxigenului, acțiunea acizilor și bazelor alcaline asupra indicatorilor;
- să rezolvi probleme de calcul la tema: „Oxigenul. Hidrogenul“.

### 3.1. Aerul din jurul nostru

Noi trăim pe fundul unui ocean de aer și trebuie să știm cât mai multe despre acesta. Fără apă și fără mâncare, omul poate trăi mai multe ore, însă în lipsă de aer el moare în câteva minute. Cel mai important pentru respirație este oxigenul. Dar să respirăm numai oxigen pur este periculos. De aceea natura a „diluat“ oxigenul cu azot și ne-a dăruit acest minunat amestec numit *aer*.

Timp îndelungat, aerul a fost considerat o substanță simplă. Savantul rus M.V. Lomonosov a demonstrat că la încălzirea metalelor într-un vas închis doar o parte de aer se combină cu metalele. Prin urmare, aerul este un amestec de gaze.

**Oxigenul – parte componentă a aerului.** Savantul francez A. Lavoisier a stabilit că aerul conține 1/5 parte (după volum) de oxigen (21%), iar restul este compus din azot și alte gaze.

Concluzia aceasta poate fi ușor confirmată cu ajutorul unei experiențe simple (*fig. 3.1*).

Luăm un vas de sticlă fără fund (un clopot de sticlă cu cinci gradații, prevăzut cu un dop și o linguriță). Scoatem dopul și introducem vasul într-un cristalizator, în care turnăm apoi apă până la prima gradație. Punem în linguriță puțin fosfor și îl încălzim la flacăra spirtierei. Când fosforul se aprinde, introducem imediat lingurița în clopot, astupându-l ermetic cu dopul (*fig. 3.1 a*). Observăm că se formează un fum alb – oxidul de fosfor (V):



Peste un timp, fumul alb dispăre (se dizolvă în apă), iar nivelul apei în clopot se ridică cu 1/5 (*fig. 3.1 b*). Adăugăm apă în cristalizator până la nivelul celei din clopot, pentru a putea deschide vasul fără a schimba nivelul apei din el. Deschidem vasul și introducem în el o surcică aprinsă. Aceasta se stinge, fapt care demonstrează că în clopot au rămas doar azotul și alte gaze ce nu întrețin arderea. Volumul lor constituie 4/5 din volumul aerului.

Din cele studiate în clasa a 7-a știm că termenul *azot* provine din limba greacă și înseamnă „fără viață“. Volumul de azot în aer este de 78%. În compoziția aerului, alături de oxigen și azot, intră gazele inerte (argonul Ar, neonul Ne, kriptonul Kr, xenonul Xe, heliul He), care constituie împreună 0,94% din volumul aerului, dioxidul de carbon – 0,03%, alte gaze și vaporii de apă – 0,03% (fig. 3.2).

După cum observăm din fig. 3.2, pe măsura îndepărtării de suprafața Pământului, compoziția aerului atmosferic se schimbă. Oxigenul este prezent doar în raza de până la 400 km. În straturile superioare, prevalează cele mai ușoare gaze: hidrogenul și heliul.

Aerul este una dintre cele mai importante resurse naturale, o bogăție de care dispune fiecare continent, țară, fiecare localitate. Din aer se obțin două substanțe: oxigenul și azotul.

**Cât de greu este aerul ?** Pe parcursul studierii chimiei, atunci când vom avea de caracterizat substanțele gazoase, le vom compara cu aerul, menționând că ele sunt mai ușoare sau mai grele decât acesta. În linii generale, compoziția aerului pur este constantă. Dacă admitem că aerul este o substanță cu compoziția stabilă, atunci acceptăm și calculele savanților, conform cărora masa moleculară relativă medie a aerului este egală cu 29. În asemenea caz, putem stabili, cu o anumită precizie, fără să efectuăm măsurări, care dintre gazele cunoscute ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$ ) sunt mai ușoare și care sunt mai grele decât aerul, comparând masele moleculare relative ale acestora cu cea a aerului :


$$M_r(H_2) = 2; M_r(O_2) = 32; M_r(CO_2) = 44; M_r(aer) = 29$$

Astfel, devine clar că hidrogenul este mult mai ușor decât aerul, iar oxigenul și dioxidul de carbon sunt mai grele.

1. Numește două gaze principale din componența aerului. Prin ce experiență poate fi demonstrată prezența lor?
2. Specifică gazele care constituie circa 1% din aer.
3. Descrie schimbarea compoziției aerului pe măsura îndepărtării de suprafața Pământului.
4. Care dintre gazele hidrogen  $H_2$ , oxigen  $O_2$ , clor  $Cl_2$ , fluor  $F_2$  și azot  $N_2$ :
  - a) este mai greu decât aerul; b) este mai ușor decât aerul?
5. Pe baza schemei de mai jos, alcătuieste o problemă și rezolv-o:
 
$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

$\overset{v}{\phantom{Al}} + \overset{6 \text{ mol}}{O_2} \rightarrow \overset{6 \text{ mol}}{Al_2O_3}$

Nu uita să egalezi ecuația, stabilind coeficienții.
6. Calculează volumul oxigenului și al azotului ce poate fi obținut din 1000 m<sup>3</sup> de aer. Conținutul de oxigen în aer, după volum, este de 21%, iar al azotului – de 78%.



**EVALUARE**

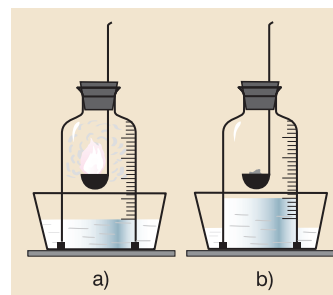


Fig. 3.1. Determinarea conținutului de oxigen în aer.

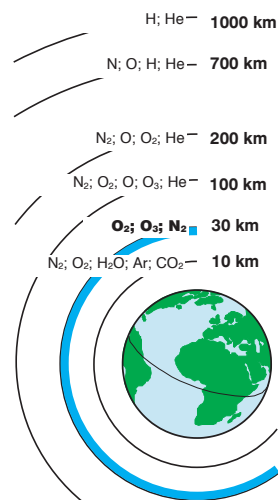


Fig. 3.2. Compoziția învelișului gazos al Pământului la diferite înălțimi.

## 3.2. Caracterizarea generală a oxigenului

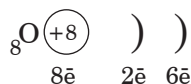
VI	
8	<b>O</b> OXIGEN 15,999
16	<b>S</b> SULF 32,064
24	<b>Cr</b> CROM 52,00
34	<b>Se</b> SELENIU 78,96
42	<b>Mo</b> MOLIBDEN 95,94
52	<b>Te</b> TELUR 127,60

### 3.2.1. Oxigenul ca element chimic

Să examinăm caracteristicile oxigenului ca element chimic după locul lui în sistemul periodic al elementelor.

1. *Simbolul chimic* – O (din lat. *Oxygenium*).
2. *Masa atomică relativă*  $A_r(\text{O}) = 16$ .
3. *Locul în sistemul periodic*: numărul de ordine 8, perioada a II-a, grupa a VI-a, subgrupa principală.
4. *Caracterul*: element chimic nemetalic.
5. *Structura atomului de oxigen*: sarcina nucleului  $Z = +8$ ; numărul de protoni  $N_p = 8p$ ; numărul de neutroni ( $N_n = A_r - Z$ )  $N_n = 16 - 8 = 8n$ ; numărul total de electroni  $N_e = 8e$ ; numărul straturilor electronice corespunde cu numărul perioadei și este egal cu 2;

repartizarea electronilor pe straturi: pe primul strat se află 2 electroni, iar pe al doilea (stratul exterior) – 6 electroni. Schema electronică de reprezentare a structurii atomului de oxigen:



6. *Valența oxigenului* este egală cu diferența dintre opt și numărul grupei:  $8 - 6 = 2$ , deci oxigenul este divalent  $\overset{\text{II}}{\text{O}}$ .

### 3.2.2. Oxigenul ca substanță simplă

Elementul chimic-nemetal oxigenul formează substanța simplă-nemetal oxigenul.

*Formula chimică* a oxigenului este și *formula sa moleculară*  $\text{O}_2$ .

*Formula electronică a moleculei* de oxigen:  $:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$  sau  $\text{O}=\text{O}$  (legătura este dublă, covalentă nepolară).

*Masa moleculară relativă*:  $M_r(\text{O}_2) = 32$ .

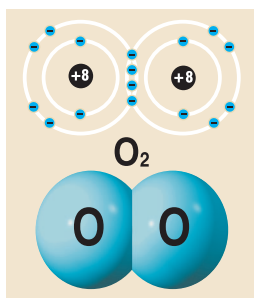
*Masa molară*:  $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$ .

### 3.2.3. Răspândirea oxigenului în natură

Oxigenul este cel mai răspândit element chimic de pe planeta noastră. Substanța simplă oxigenul reprezintă 1/5 ( $\approx 21\%$ ) din volumul aerului.

Ca element chimic, oxigenul se găsește în majoritatea componentelor scoarței terestre (49,13% după masă), cum ar fi apa  $\text{H}_2\text{O}$ , nisipul  $\text{SiO}_2$  și diverse alte minerale.

Organismul omului conține 62% de oxigen; acesta in-



Calculează de câte ori este mai ușor sau mai greu decât aerul: a) oxigenul; b) dioxidul de carbon; c) heliul.



tră în componența apei, grăsimilor, proteinelor și glucidelor. Astfel, oxigenul este răspândit pe o scară largă în mediul ambiant și în corpul nostru (fig. 3.3).

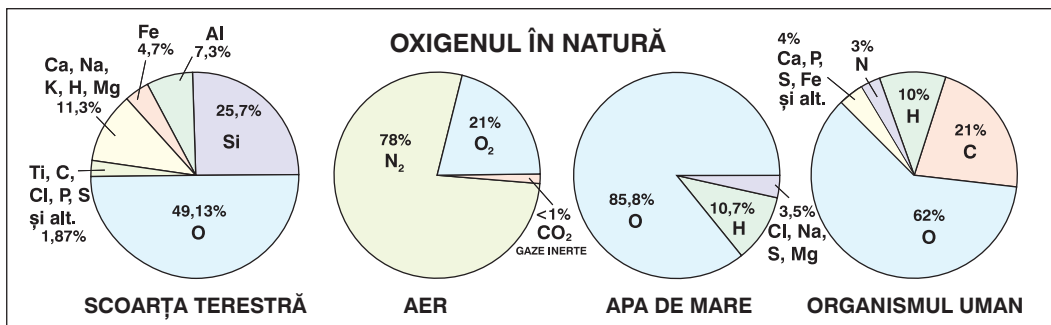


Fig. 3.3. Conținutul de oxigen și de alte elemente în scoarța terestră, apa de mare, organismul uman (în % după masă) și în aer (în % după volum).

- Caracterizează elementul chimic oxigenul după schema:
  - simbolul chimic;
  - masa atomică relativă;
  - poziția în sistemul periodic al elementelor;
  - structura atomului;
  - valența.
- Caracterizează substanța simplă oxigenul după schema:
  - formula chimică;
  - structura moleculei (prin ce legături chimice sunt uniți atomii);
  - masa moleculară relativă;
  - masa molară.
- Sub ce formă (de element chimic sau de substanță simplă) se află oxigenul în:
  - aer;
  - apa de mare;
  - scoarța terestră;
  - organismul uman?



### Lucru în echipă

- Masa unui elev este egală cu 45 kg. Calculați masa oxigenului din organismul lui (vezi fig. 3.3).
- Caracterizați oxigenul după schema alăturată:

Caracterizarea generală

<p>Element</p> ${}_{8}^{16}\text{O} \left( \begin{array}{c} \oplus \\ \ominus \end{array} \right); \overset{\text{II}}{\text{O}},$ <p>În natură</p> <p>Aer: ~1/5, 21%</p> <p>Pământ: ~50%</p>	<p>Substanță simplă</p> $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{M}_r=32 \end{array} \rightarrow \text{O}_2$
<p>H<sub>2</sub>O apă</p> <p>SiO<sub>2</sub> nisip</p> <p>CO<sub>2</sub> dioxid de carbon</p>	

## 3.3. Oxigenul și ozonul. Alotropia. Rolul biologic

**Alotropia.** Ozonul este o substanță simplă, cu formula moleculară O<sub>3</sub>. La fel ca și oxigenul O<sub>2</sub>, ozonul O<sub>3</sub> este alcătuit din atomi ai elementului chimic oxigenul.

Fenomenul de existență a câtorva substanțe simple formate de unul și același element chimic se numește *alotropie*.

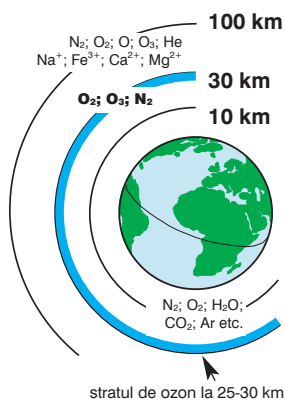


Fig. 3.4. „Scutul“ de ozon al Pământului.

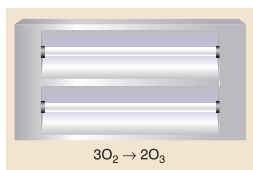


Fig. 3.5. Lampă de cuarț luminând.



Fig. 3.6. Flacon-spray cu substanțe pulverizante.

Oxigenul  $O_2$  și ozonul  $O_3$  sunt modificări alotropice ale elementului oxigen. La fel, diamantul și grafitul sunt modificări alotropice ale carbonului.

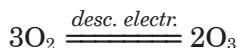
Oxigenul  $O_2$  și ozonul  $O_3$  au o compoziție cantitativă diferită a moleculelor și de aceea posedă diferite proprietăți. Astfel, oxigenul este inodor, iar ozonul are un miros specific (*ozon* în traducere din greacă înseamnă „mirositor“).

**Rolul biologic al oxigenului.** Se știe că oxigenul din aer asigură procesele de respirație pentru toate vietățile de pe planeta noastră. Transformările chimice din organism, inclusiv cele care oferă energia necesară, toate au loc cu participarea oxigenului. Iată de ce oxigenul este substanța indispensabilă vieții (pentru medicină, sport etc.). S-a stabilit însă că oxigenul pur nu poate fi inspirat timp îndelungat. Și totuși, în cantități mici, în cazuri extreme, el este necesar pentru salvarea de vieți omenești. Oxigenul ameliorează starea bolnavilor cu afecțiuni respiratorii.

În activitatea lor, folosesc măști de oxigen pompierii, aviatorii de mare înălțime. Scafandrii utilizează amestecuri speciale de oxigen și gaze inerte, iar cosmonauții – amestecuri de gaze apropiate după conținut de aerul atmosferic.

**Rolul biologic al ozonului.** Din cele studiate în clasa a 7-a, am reținut că ozonul se găsește în stratul imens de aer din jurul pământului. Dacă stratul de ozon ar fi adunat compact pe suprafața pământului, acesta ar avea o grosime de doar 3 mm. Însă această fâșie subțire are un rol vital pentru planeta noastră, fiind numită *scutul ocrotitor al Pământului*. Acest scut, care ne protejează de iradierea ultravioletă dăunătoare, înconjoară Pământul la o înălțime de 25 - 30 km și are o grosime de cca 10 km (fig. 3.4).

Ozonul se poate forma și la suprafața pământului. Astfel, în timpul descărcărilor electrice, se formează mici cantități de ozon din oxigen :




Iată de ce după ploaie simțim un miros de prosepțime. A proaspăt miroase și în pădurile de conifere sau pe malul mării, deoarece rășina de conifere, precum și algele aruncate de valuri pe țărm, la interacțiunea cu oxigenul din aer, formează ozon.

Ozonul poate fi obținut și cu ajutorul lămpilor de cuarț (fig. 3.5), utilizate în saloanele din spitale. Un conținut de ozon de 0,00001% ( $0,1 \text{ mg/m}^3$ ) în aer distruge bacteriile din atmosferă, le oxidează.

Examinând rolul biologic al oricărei substanțe, trebuie să ținem cont de cantitatea admisibilă care este folositoare

pentru organism, de limita după care substanța poate deveni dăunătoare.

 **Reține!** 16 septembrie este Ziua mondială a protecției stratului de ozon.

**În cantități mari, ozonul este dăunător pentru organismul uman.**

Omul poate muri dacă se află într-un spațiu ce conține mai mult de 1% de ozon. Concentrația maximă admisibilă (CMA) de ozon în aer constituie  $0,5 \text{ mg/m}^3$ .

La etapa actuală prevalează pericolul apariției găurilor de ozon în stratul de aer din jurul pământului.

În scopul protejării stratului de ozon, Convenția de la Viena (1985) și Protocolul de la Montréal (1987) obligă părțile semnatare să elimine din uz substanțele care diminuează stratul de ozon ori (dacă ele au importanță industrială) să împiedice emisia lor în atmosferă. Cei mai dăunători în acest sens sunt compușii organici halogenați care se produc sub formă de spray-uri (*fig. 3.6*), agenții frigorifici etc.

1. Explică de ce trebuie să aerisim încăperile în care ne aflăm.
2. Ce reprezintă alotropia? Dă exemple de modificări alotropice.
3. Descrie proprietățile folositoare și cele dăunătoare ale ozonului.
4. Care este rolul „scutului” de ozon al Pământului?
5. Numește factorii care distrug stratul de ozon.

6. Alege afirmațiile corecte.

Modificările alotropice ale elementului oxigen:

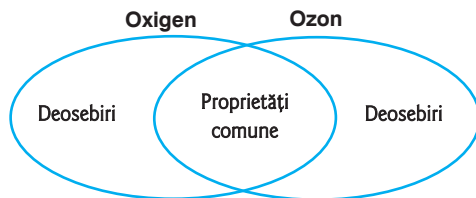
- |  |  |
|--|--|
| a) au aceeași compoziție calitativă;               | c) se deosebesc prin proprietățile fizice; |
| b) se deosebesc prin numărul atomilor în moleculă; | d) au același rol biologic.                |

7. Calculează cantitatea de substanță de ozon care se formează din oxigen cu cantitatea de substanță de 9 mol. Care este masa ozonului?
8. Calculează cantitatea de substanță de dioxid de carbon care ajunge în aer la arderea cărbunelui ce conține 100 mol de carbon. Stabilește masa carbonului și a oxidului de carbon (IV).



### Lucru în echipă

1. Cu ajutorul Diagramei Venn (din imagine), demonstrați proprietățile comune ale oxigenului și ozonului și deosebirile dintre acestea.



*Notă:* Diagrama Venn este reprezentarea schematică a relațiilor dintre afirmațiile sau constatările logice. Prin intermediul acestei diagrame, putem diviza deosebirile și unifica proprietățile comune, ce caracterizează două-trei corpuri, substanțe, fenomene etc.

Astfel, enumerând caracteristicile oxigenului și ale ozonului, vom afla cu ușurință ce au în comun și prin ce se deosebesc aceste două substanțe.

2. Alcătuiți un careu chimic în care cuvântul-cheie să definească o caracteristică importantă a oxigenului.

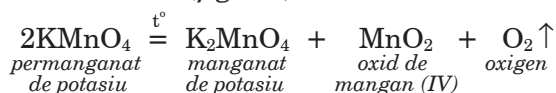


Oxigenul lichid este păstrat și transportat în vase cu pereți dubli; din spațiul dintre pereți este scos (extras) aerul (aceleași principiu e folosit la termos). Căldura din afară nu pătrunde în vas și astfel oxigenul rămâne lichid.

### 3. Obținerea în laborator

#### Descompunerea permanganatului de potasiu $KMnO_4$

Posibilitățile de lucru în laborator (comparativ cu cele industriale) sunt reduse. De obicei, în laborator se lucrează cu cantități mici de substanțe, aplicându-se condiții mai simple de declanșare a reacțiilor. Una din metodele de obținere a oxigenului este descompunerea permanganatului de potasiu la încălzire (fig. 3.8):



Simbolul  $t^\circ$  scris deasupra semnelui egalității indică condiția desfășurării reacției – încălzirea, iar săgeata  $\uparrow$  arată că substanța formată ( $O_2$ ) este un gaz.

#### Descompunerea peroxidului de hidrogen $H_2O_2$

Dacă o eprubetă cu soluție de peroxid de hidrogen este încălzită în mână, începe reacția de descompunere, însoțită de o eliminare slabă a unui gaz incolor:



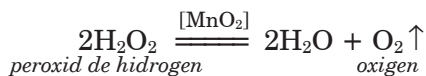
La adăugarea în această eprubetă a pulberii de oxid de mangan (IV), începe o eliminare energetică a oxigenului. Astfel, oxidul de mangan (IV) grăbește reacția de descompunere a peroxidului de hidrogen.

**Substanțele care accelerează reacțiile chimice se numesc catalizatori.**

Dacă după reacție vom filtra, usca și apoi cântări pulbera de oxid de mangan (IV), vom constata că masa ei nu s-a schimbat, adică oxidul de mangan (IV) nu s-a consumat.

**Catalizatorul nu se consumă în reacția chimică.**

În ecuația reacției, catalizatorul se scrie în paranteze pătrate deasupra semnelui egalității:



#### 3.4.2. Proprietățile fizice ale oxigenului

Oxigenul este un gaz incolor, fără gust și fără miros. El este puțin solubil în apă: într-un litru de apă se dizolvă 30 ml de oxigen. Dar această cantitate este suficientă pentru întreținerea respirației viețuitoarelor subacvatice.

**Compară metodele de obținere a oxigenului în laborator și în industrie.**

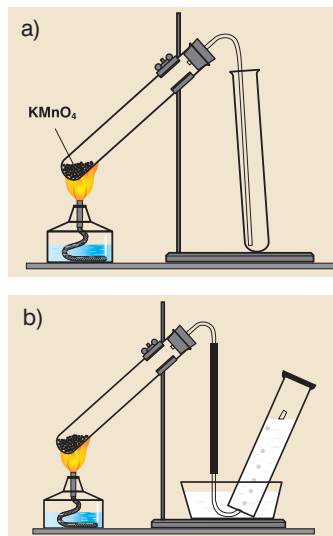


Fig. 3.8. Captarea oxigenului prin dezlocuirea a) aerului; b) apei.

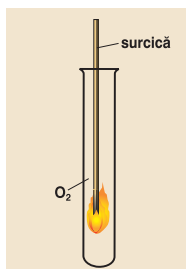


Fig. 3.9. Identificarea oxigenului.

Oxigenul este puțin mai greu decât aerul. La temperaturi foarte joase ( $-183^{\circ}\text{C}$ ), el se transformă într-un lichid albastrui. La aceeași temperatură oxigenul lichid fierbe. Iar la  $-218^{\circ}\text{C}$ , el formează cristale solide de culoare albastru-deschis.

**Captarea oxigenului și identificarea lui.** Oxigenul poate fi captat pe două căi :

a) *prin dezlocuirea aerului (fig. 3.8 a):* oxigenul este mai greu decât aerul, de aceea el se adună la fundul vasului, dezlocuind treptat aerul ;

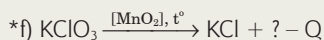
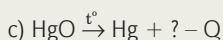
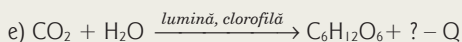
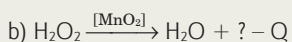
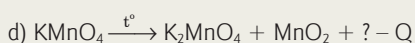
b) *prin dezlocuirea apei (fig. 3.8 b):* oxigenul gazos este puțin solubil în apă, de aceea, intrând sub presiune într-o eprubetă umplută cu apă, o dezlocuiește.

*Identificarea oxigenului se efectuează în modul următor : în eprubeta în care s-a colectat oxigen, introducem o surcică mocnindă. În cazul prezenței oxigenului, surcica se aprinde (fig. 3.9).*

1. Descrie proprietățile fizice ale substanței simple oxigenul după schema: a) culoarea; b) mirosul; c) gustul; d) este mai greu sau mai ușor decât aerul; e) solubilitatea în apă; f) temperatura de lichefiere (de fierbere) și de cristalizare (topire).

2. Enumeră substanțele din care se obține oxigenul.

3. Completează ecuațiile reacțiilor, stabilește coeficienții:



Indică tipul reacției, \*numește reacția după efectul termic.

4. În ecuațiile c) și d) din p. 3, încălzirea este o condiție de declanșare sau și de desfășurare a reacției?

5. Definește noțiunea de catalizator. Dă exemple.

6. Pentru prima dată oxigenul a fost obținut (de către cine?) în urma reacției de descompunere a oxidului de mercur. Scrie ecuația acestei reacții. Dacă cantitatea de substanță de oxid de mercur (II) este egală cu 10 mol, calculează:

a) cantitatea de substanță de oxigen ce se formează; b) masa oxidului de mercur și a oxigenului.

7. Stabilește valența elementelor și a \*grupelor de elemente în următorii compuși:

a)  $\text{P}_2\text{O}_5$ , b)  $\text{SO}_2$ , c)  $\text{SO}_3$ , d)  $\text{N}_2\text{O}_5$ , e)  $\text{H}_2\text{O}$ , f)  $\text{NO}_2$ , g)  $\text{CO}_2$ , h)  $\text{MgO}$ , i)  $\text{HgO}$ , j)  $\text{FeO}$ , k)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , l) \* $\text{KMnO}_4$ , m) \* $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , n)  $\text{MnO}_2$ .

8. Alcătuieste formulele după valența indicată deasupra elementului:

v            IV            IV            VI            IV            IV            III            II            II  
a) PO;    b) NO;    c) SO;    d) SO;    e) CO;    f) SiO;    g) FeO;    h) FeO;    i) MgO.

9. Calculează cantitatea de substanță de apă necesară pentru obținerea oxigenului cu cantitatea de substanță de 85 mol. Care este masa apei și a oxigenului?



EVALUARE

## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 1

### Obținerea oxigenului și identificarea lui

Studiați și respectați „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).



#### Ustensile și reactivi:

- soluție de peroxid de hidrogen (3%);
- pulbere de  $MnO_2$ ;
- stativ cu eprubete, o spatulă și o surcică;
- dop cu tub de evacuare a gazelor.

1. Într-o eprubetă (1) turnați 2 ml de soluție de  $H_2O_2$ , adăugați apoi un vârf de spatulă de oxid de mangan (IV) și astupați eprubeta cu un dop cu tub de evacuare a gazelor, capătul acestuia introducându-l (până la fund) într-o altă eprubetă (2). Când nu se mai observă eliminarea bulelor din eprubeta 1, scoateți capătul tubului din eprubeta 2 și introduceți în ea o surcică mocnindă. Ce observați?
2. Scrieți ecuația reacției de obținere a oxigenului. Ce rol joacă  $MnO_2$ ? Cum se identifică oxigenul? Scrieți concluziile.
3. Spălați vesela. Faceți ordine la locul de lucru.

## 3.5. Proprietățile chimice ale oxigenului

Oxigenul este o substanță foarte activă din punct de vedere chimic. El interacționează ușor cu substanțele simple nemetale și metale, precum și cu substanțele compuse.

### 3.5.1. Reacțiile de ardere (oxidare)

În viața cotidiană, deseori urmărim cum arde în aer (cu degajare de lumină și căldură) gazul natural, hârtia, lemnul etc. Aceasta se întâmplă datorită prezenței în aer a oxigenului.

Sub aspect general, procesul chimic de interacțiune a substanțelor cu oxigenul se numește *oxidare*.

Reacția chimică în care se produce oxidarea substanțelor, însoțită de degajare de lumină și căldură, se numește *ardere*.

Uneori însă, în natură, poate avea loc oxidarea lentă cu oxigen însoțită de degajare de căldură, dar fără lumină. De exemplu, putrezirea este o oxidare lentă a substanțelor organice compuse. Frunzele căzute de pe copaci putrezesc degajând căldură.

### 3.5.2. Interacțiunea oxigenului cu nemetalele

Cu oxigenul intră în reacție aproape toate nemetalele din sistemul periodic al elementelor, exceptând fluorul, clorul, bromul și iodul.

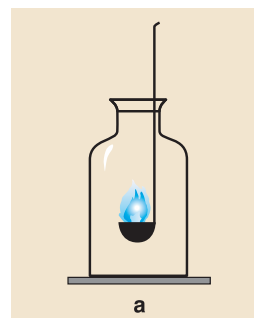
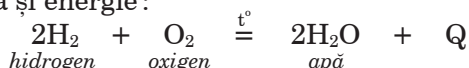


Fig. 3.10. Arderea în oxigen a) sulfului; b) fosforului.

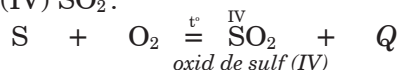


**a) Arderea hidrogenului.** Cel mai ușor nemetal – hidrogenul arde cu o flacără incoloră. În urma reacției se formează apă și energie :

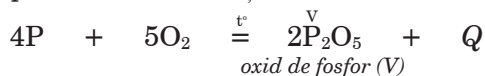


**b) Interacțiunea cu sulful.** Să încălzim puțin sulf într-o linguriță metalică. Sulful se aprinde și arde cu o flacără slabă, albastruie. Introducem lingurița cu sulful arzând într-un vas cu oxigen (fig. 3.10 a). Arderea sulfului se intensifică și apare o flacără de un albastru-aprins.

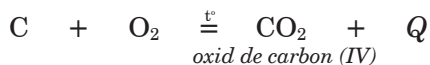
În vas se formează un gaz incolor, cu miros înțepător – oxidul de sulf (IV) SO<sub>2</sub>:



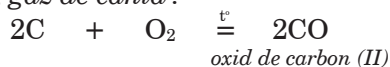
**c) Interacțiunea cu fosforul.** Să încălzim în mod analogic puțin fosfor într-o linguriță metalică. La scurt timp, fosforul se aprinde. Introducem fosforul arzând într-un vas cu oxigen (fig. 3.10 b). Arderea fosforului se intensifică și vasul se umple rapid cu un fum alb și dens de oxid de fosfor (V):



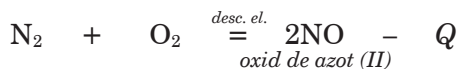
**d) Arderea carbonului.** Dacă ținem o bucată de cărbune în flacăra spirtierei, vedem că acesta nu arde, ci doar mocnește. Introducem cărbunele mocnind într-un vas cu oxigen (fig. 3.11) și observăm cum acesta se încinge și arde rapid, fără flacără, degajând căldură. Dacă turnăm în vas apă de var, soluția se tulbură. Rezultă că la arderea carbonului s-a format dioxid de carbon CO<sub>2</sub>:



Dacă însă cărbunele ar arde în insuficiență de oxigen, el ar forma un gaz toxic, numit *oxid de carbon (II)* sau, în limbajul popular, *gaz de cahlă*:



**e) Interacțiunea cu azotul.** În anumite condiții de activizare (prin descărcare electrică), chiar și azotul, care este foarte pasiv, interacționează cu oxigenul, formând un gaz incolor – oxidul de azot (II):



### 3.5.3. Interacțiunea oxigenului cu metalele

Majoritatea metalelor intră în reacție cu oxigenul, unele fiind foarte active (Li, Na, K, Ca), altele mai puțin active (Fe, Cu). De obicei, pentru începerea reacției este necesară

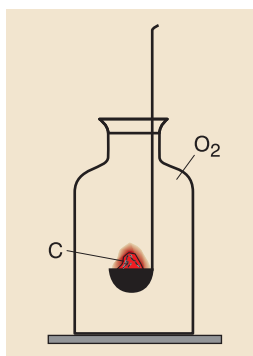


Fig. 3.11. Arderea cărbunelui în oxigen.

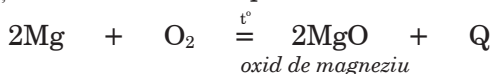
**Numește nemetalele din sistemul periodic al elementelor care interacționează cu oxigenul.**

încălzirea, iar apoi reacția decurge spontan, cu eliminare de lumină sau căldură.

**a) Interacțiunea cu metalele magneziu și calciu.**

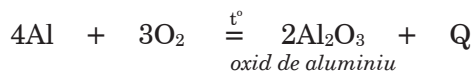
Aprinzând o panglică de magneziu în aer liber (fig. 3.12), vom observa că ea arde cu flacără strălucitoare.

Dacă introducem însă panglica de magneziu aprinsă într-un vas cu oxigen, ea va arde cu o flacără orbitoare. În urma reacției se formează un praf alb de oxid de magneziu :

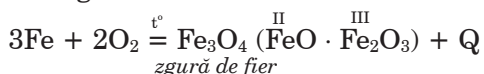


Calciul se aseamănă mult cu magneziul, deoarece, la fel ca acesta, este situat în subgrupa principală a grupei a II-a a sistemului periodic al elementelor. Calciul este totuși mai activ ca magneziul și se poate autoinflama. De aceea el este păstrat în vase complet închise, sub un strat de petrol.

**b) Arderea aluminiului.** În aer liber, fără încălzire, o bucată de aluminiu se acoperă cu o peliculă subțire protectoare de oxid de aluminiu. Dacă este mărunțit sub formă de praf și încălzit, aluminiul arde energic, formând oxidul corepunzător :

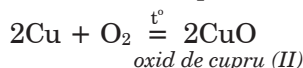


**c) Interacțiunea cu metalele fier și cupru.** Dacă aprindem o bucățică de lemn, în care este înfipt un ac de fier, și o introducem într-un vas cu oxigen, observăm că de la lemn se aprinde și fierul. Fierul arde fără flacără, aruncând scântei de zgură metalică incandescentă :



Să efectuăm această experiență așa cum este indicat în fig. 3.13. Fierul va arde în fluxul de oxigen format în urma descompunerii, în eprubetă, a permanganatului de potasiu  $\text{KMnO}_4$ .

La temperatura camerei, cuprul nu se combină cu oxigenul, deoarece este relativ pasiv. Dacă însă încălzim o placă de cupru la flacăra spirtierei, placa roșiatică se acoperă cu un strat negru afânat de oxid de cupru (II) :



Să comparăm produșii care se formează în urma reacțiilor oxigenului cu nemetalele și metalele (vezi mai sus). Toți aceștia sunt alcătuiți din două elemente, unul dintre care este oxigenul. De aici provine și denumirea lor – *oxizi*.

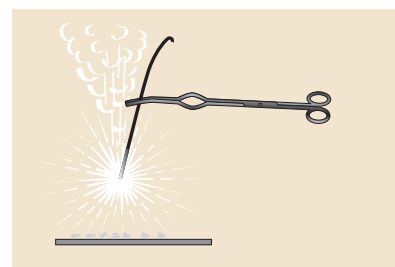


Fig. 3.12. Arderea magneziului în aer liber.

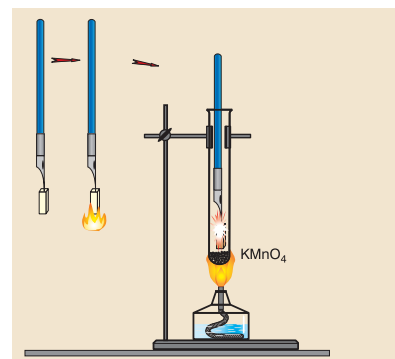


Fig. 3.13. Arderea fierului în oxigen.

**Substanțele alcătuite din două elemente, unul dintre care este oxigenul, se numesc oxizi.**

În reacțiile oxigenului cu substanțele simple se formează oxizi de nemetale și oxizi de metale.

Toate substanțele anorganice se împart în clase. Oxizii sunt una dintre clasele de compuși anorganici.

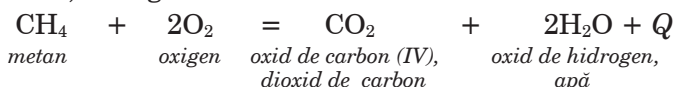
Experiențele descrise mai sus demonstrează că substanțele ard în oxigen mai puternic decât în aer.



În încăperile în care, întâmplător, a avut loc o scurgere de gaz, este interzisă aprinderea focului, deoarece amestecul gazului cu aerul este exploziv. Dacă ai simțit miros de gaz, închide imediat conducta de gaz și aerisește încăperea. Iar cei maturi vor stabili cauza scurgerii de gaz.

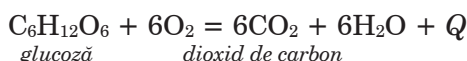
### 3.5.4. Interacțiunea oxigenului cu substanțele compuse

**a) Arderea gazului natural.** Ne-am obișnuit deja să urmărim în fiecare zi cum la bucătărie, unde se pregătesc bucatele, arde gazul natural numit *metan*  $\text{CH}_4$ :



În urma acestui proces se formează doi oxizi ( $\text{CO}_2$  și  $\text{H}_2\text{O}$ ) și se degajă foarte multă căldură (reacție exotermă).

**b) Oxidarea glucozei în organismul uman.** În organismul omului și al animalelor are loc în permanență oxidarea lentă a compușilor organici furnizați împreună cu hrana, pentru obținerea energiei. De exemplu, glucoza  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  se oxidează conform schemei:



Această reacție de „ardere“ a glucozei pare a fi obișnuită și simplă. În realitate însă ea cuprinde numeroase etape (aproximativ 20 de reacții intermediare), cu participarea a 22 de catalizatori vii, numiți *fermenți*.

Se știe că tuturor copiilor (ba chiar și maturilor) le plac dulciurile. Și nu întâmplător, căci dulciurile conțin glucoză, ce „arde“ în organism, oferind energia și puterea necesare acestuia.

1. Completează ecuațiile, stabilește coeficienții:

- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow ?$      | e) $\text{Mg} + ? \rightarrow \text{MgO}$            |
| b) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow ?$      | f) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$ |
| c) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow ?$      | g) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow ?$            |
| d) $\text{N}_2 + ? \rightarrow \text{NO} - Q$ | h) $\text{Cu} + ? \rightarrow \text{CuO}$            |

Numește produșii de reacție. Notează efectul termic și citește ecuațiile reacțiilor. \*Din ce cauză ecuația de la punctul d) decurge cu consum de energie?

2. Completează ecuațiile și stabilește coeficienții. Care dintre ele sunt reacții de oxidare:

- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + Q$                                      | f) $\text{CH}_4 + ? \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$                                |
| b) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} ? + \text{O}_2$                       | g) $\text{N}_2 + ? \xrightarrow{\text{desc. elect.}} \text{NO} - Q$                                  |
| c) $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{curent electric}} ? + \text{O}_2 - Q$             | h) $*\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + Q$   |
| d) $*\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ [\text{V}_2\text{O}_5]} \text{SO}_3 + Q$ | i) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 - Q$      |
| e) $\text{HgO} \rightarrow ? + \text{O}_2 - Q$  | j) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$ |



- În exercițiul 2, arată catalizatorii.
- Care reacții se numesc: a) de oxidare, b) de ardere? În baza exemplurilor concrete, compară procesul de ardere cu cel de oxidare lentă.
- Calculează cantitatea de substanță de oxigen necesară pentru oxidarea aluminiului cu cantitatea de substanță de 2 mol. Stabilește masa oxigenului.
- Calculează cantitatea de substanță de magneziu necesară pentru obținerea oxidului de magneziu cu cantitatea de substanță de 0,5 mol. Care este masa magneziului și a oxidului de magneziu?
- Determină masa oxidului de fosfor (V) care se obține la arderea fosforului cu cantitatea de substanță de 0,4 mol.



### **Oare care este compoziția chimică a planetelor din Sistemul Solar? Acestea sunt alcătuite din aceleași elemente ale sistemului periodic, din aceleași clase de compuși ca planeta noastră, Pământ?**

În ziua de 15 februarie 2013, deasupra orașului Celeabinsk din Federația Rusă s-a dezinTEGRAT, în mod catastrofal, cu explozii și fulgere, unul dintre cei mai mari meteoriți care s-au ciocnit de Pământ (după cel din 1908 – meteoritul *Tungus*). Masa lui inițială era de 10 mii de tone, la Pământ ajungând doar cca 10%, cu o viteză de 18 km/sec (care este viteza într-o oră?)

Savanții au cercetat compoziția chimică a bucăților căzute, pentru a identifica natura meteoritului și cauza prăbușirii lui (după cum se știe, corpurile cerești ard totalmente când ajung în atmosfera Pământului).



În urma analizelor, s-a stabilit că meteoritul, având o vârstă de peste 30 mln de ani, reprezintă un bloc enorm de gheață ( $H_2O$ ), în care sunt dispersați diferiți componenți: *metale* (Fe, Ni), *oxizi*, *sulfuri* (FeS, NiS), *silicați* de Fe, Mg, Ca ș.a. Este de așteptat ca rezultatele cercetărilor să permită reconstituirea etapelor timpurii de dezvoltare a Sistemului Solar.

*Notă:* Completați această informație cu alte date interesante și utile, folosind diferite surse cunoscute.

*Un fragment din meteoritul de la Celeabinsk.*

## **3.6. Arderea în oxigen și în aer**

Din experiențele anterioare privind arderea cărbunelui, sulfului, fosforului, am observat că arderea în aer decurge mai lent decât în oxigen. Motivul este următorul: oxigenul din aer este puternic diluat cu azot, iar azotul nu întreține arderea.

*Condiții de inflamare și stingere.* Pentru a aprinde o substanță, trebuie să o încălzim până la o anumită temperatură, numită *temperatură de inflamare*. Lemnul și sulful au temperatura de inflamare de  $270^{\circ}C$ , cărbunele – de  $350^{\circ}C$ , fosforul roșu – de  $400^{\circ}C$ .

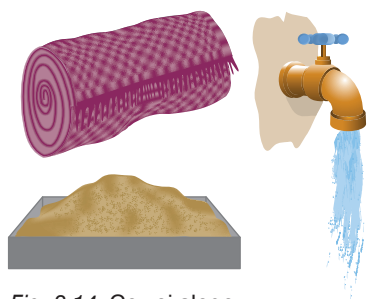


Fig. 3.14. Ce vei alege pentru a salva viața unui om: a) plapuma; b) nisipul; c) apa?

Pentru a iniția arderea, este necesar:

- să încălzim substanța până la temperatura de inflamare;
- să asigurăm accesul oxigenului.

Pentru a stinge focul, trebuie să acționăm în ordine inversă:

- să răcim substanța până mai jos de temperatura de inflamare;
- să stopăm accesul oxigenului la substanța arzândă.

Putem stinge focul prin acoperirea locului arzând cu o plapumă, pânză de cort, nisip sau alt material aflat la îndemână. Trebuie să acționăm rapid și energic. Cu apă se sting doar obiectele ce „primesc“ apa, de exemplu, lemnul, cărbunele. Apa răcește obiectul inflamabil și vaporii ei întrerup accesul aerului.

**Pentru amatorii de a aprinde focuri: nu uitați să stingeți neapărat focul stropindu-l cu apă sau acoperindu-l cu pământ!**

Cu apă nu poate fi stins petrolul arzând. În asemenea caz, flacăra se va mări, deoarece petrolul, fiind mai ușor decât apa, se va întinde pe suprafața acesteia.

Uneori auzim vorbindu-se că focul s-a aprins de la sine. Într-adevăr, la o oxidare lentă, de exemplu, a unor cărpe unse, adunate grămadă, din care căldura nu iese afară, temperatura se ridică treptat și se ajunge la punctul critic de autoaprindere.

Cel mai indicat remediu pentru toate cazurile de incendiu este stingătorul de foc (fig. 3.15). Acesta este încărcat sub presiune cu substanțe spumogene ce nu întrețin arderea, de exemplu cu dioxid de carbon. La împrăștierea locului arzând, spuma împiedică accesul aerului și astfel focul se stinge.

*Păstrarea și utilizarea substanțelor inflamabile.* Este important să conștientizăm că substanțe chimice inflamabile pot fi nu doar în cabinetul de chimie (pentru anumite experiențe). Ele pot fi și în condiții casnice sau în afara lor. Din acestea fac parte: motorina, petrolul, carburanții, gazul natural, coloranții, lacurile, vopselele etc. Ca să nu prezinte pericol pentru sănătatea noastră, substanțele inflamabile trebuie să fie păstrate în condiții de securitate: în butelii metalice închise ermetic, în cantități mici, la rece. Pe ambalaj trebuie să fie marcajul special de pericol.

Utilizarea substanțelor inflamabile necesită maximă precauție. Se va urmări ca în apropiere să nu fie foc aprins sau condiții de căldură.

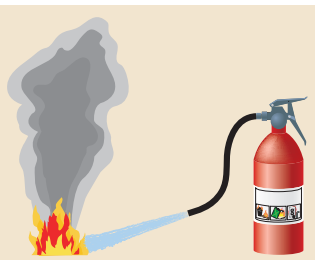


Fig. 3.15. Acționăm cu stingătorul de foc. Izolăm și răcim obiectul care arde.



Substanțe inflamabile



Pericol de explozie



Alte pericole

Situațiile accidentale de explozie, asfixiere, otrăvire, de incendiu pot fi preîntâmpinate, dacă vom da dovadă, oriunde și oricând, de responsabilitate și competență în ceea ce privește păstrarea și utilizarea produșilor inflamabili.

**Poluarea aerului.** Pentru respirație, omul are nevoie de aer pur. La fiecare inspirație sunt inhalați 500 ml de aer, inclusiv 100 ml de oxigen. Într-un minut omul face 14-15 inspirații. Însă știm prea bine că deseori oceanul nostru aerian este poluat. Principalii poluanți sunt gazele: oxizii de sulf  $\text{SO}_2$  și  $\text{SO}_3$ , oxizii de azot  $\text{NO}$  și  $\text{NO}_2$ , oxidul de carbon  $\text{CO}$  (gazul de cahlă), hidrogenul sulfurat  $\text{H}_2\text{S}$ , particulele de cenușă, praful. În special sunt poluate regiunile unde se ard mari cantități de combustibil (cărbune, petrol, benzină) pentru transport, centrale termoelectrice, întreprinderi industriale. Poluează atmosfera și unele fenomene naturale, cum ar fi erupțiile vulcanice. În spațiile închise, excesul de dioxid de carbon  $\text{CO}_2$  în aer este de asemenea nociv, de aceea se recomandă aerisirea permanentă a încăperilor în care ne aflăm.

În industria contemporană sunt prioritare, adică au o importanță tot mai mare, tehnologiile de obținere a substanțelor fără deșeuri poluante.

**Calculează: ce volum de aer consumă un om într-o oră, în 24 de ore, într-un an.**



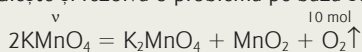
Fig. 3.16. Spirometru – aparat pentru măsurarea volumului de aer respirat.



Fig. 3.17. Vulcanii, incendiile, automobilele, locomotivele, vapoarele, avioanele, rachetele, fabricile, uzinele, arderea gunoiului și a frunzelor – iată factorii care poluează atmosfera planetei noastre.



1. Numește condițiile în care o substanță poate fi aprinsă.
2. Cum poate fi asigurat procesul de ardere?
3. Explică în ce mod poate fi stins: a) lemnul arzând; b) petrolul arzând.
4. Se poate oare transforma oxidarea lentă în ardere? Cum se numește acest proces?
5. Care sunt condițiile necesare pentru asigurarea procesului de:
  - a) ardere;
  - b) putrezire;
  - c) autoaprindere;
  - d) stingere a focului sau a incendiilor?
6. Numește substanțele care poluează aerul.
7. Alcătuieste și rezolvă o problemă pe baza schemei:



Calculează masa permanganatului de potasiu.





### 3.7. Utilizarea oxigenului. Circuitul oxigenului în natură



Este interzis să privești flacăra becului de sudură cu acetilenă fără ochelari sau mască de protecție. Razele de lumină ce vin de la bec pot „frige“ ochii!

Oxigenul este un oxidant. El întreține procesele de ardere, de oxidare lentă, de respirație. Această proprietate stă la baza utilizării lui. În *fig. 3.18* sunt reprezentate domeniile de utilizare a oxigenului.

Arderea în oxigen decurge mult mai energic decât în aer. De aceea în tehnologiile ce necesită temperaturi înalte, se folosește, la ardere, oxigenul. De exemplu, sudarea pieselor din fier (din oțel) se efectuează cu ajutorul unui bec de sudură cu acetilenă, în care, prin tuburi diferite, se suflă concomitent acetilenă ( $C_2H_2$ ) și oxigen. La arderea acestui amestec, decurge reacția:



Este dezvoltată o temperatură de  $3000^\circ C$ , la care metalele se topec și, fiind alipite, se contopesc, adică se sudează.

În industria fontei și a oțelului, pentru cuptoarele în care se topește metalul, se folosește aerul îmbogățit cu oxigen. Acest fapt grăbește procesele și sporește productivitatea cuptoarelor (*fig. 3.18*).

În motoarele avioanelor, combustibilul arde în mod obișnuit, adică în oxigenul din aer. Însă rachetele și navele cosmice zboară la înălțimi foarte mari (în vid), care este un spațiu lipsit de aer. Pentru funcționarea motoarelor în asemenea condiții se ia la bord atât combustibil, cât și oxigen.

În timpul procesului respirator, precum și al reacțiilor de ardere, se consumă foarte mult oxigen și se formează dioxid de carbon. S-ar părea că toată cantitatea de oxigen de pe Planetă ar fi trebuit să se termine demult, lucru care, din fericire, nu are loc datorită faptului că plantele verzi absorb, la lumină, dioxid de carbon și elimină oxigen. Acest proces se numește *fotosinteză*. Astfel, decurge circuitul permanent al oxigenului în natură.

*Fig. 3.18.* Domeniile de utilizare a oxigenului.







1. Numește domeniile de utilizare a oxigenului.
2. Scrie ecuațiile reacțiilor de ardere în oxigen: a) a gazului natural; b) a acetilenei. Cum se numesc aceste reacții după efectul termic? Unde se aplică ele?
3. Stabilește în ce caz se relatează despre *substanța simplă oxigen* (1) și în ce caz despre *elementul chimic oxigen* (2):
  - a) oxigenul intră în compoziția apei;
  - b) peștii inspiră oxigenul dizolvat în apă;
  - c) oxigenul intră în compoziția nisipului;
  - d) nu-i recomandabil să inspiri timp îndelungat oxigen pur;
  - e) sudarea și tăierea metalelor se datorează reacției de ardere a acetilenei în oxigen;
  - f) oxigenul intră în compoziția zgurii de fier;
  - g) în natură are loc circuitul continuu al oxigenului.
4. Stabilește coeficienții pentru ecuațiile reacțiilor de ardere și indică domeniile de utilizare a lor:
  - a)  $C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + Q$   
*acetilenă*
  - b)  $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + Q$   
*metan*



### Lucru în echipă

1. Explicați circuitul oxigenului în natură.
2. Stabiliți, pentru oxigen, relația dintre proprietăți și importanța practică. Alegeți perechile corespunzătoare din cele două coloane ale tabelului de mai jos:

Proprietățile oxigenului	Importanța practică
A. Se supune comprimării și poate fi îmbuteliat, transportat.	a) la producerea fontei și a oțelului
B. Este puțin mai greu decât aerul.	b) în activitatea piloților, cosmonauților, scafandrilor
C. Este puțin solubil în apă.	c) se conține în stratul inferior al atmosferei și este inspirat de organismele vii
D. Întreține arderea.	d) asigură viața organismelor subacvatice
E. Luat în exces, dezvoltă o temperatură de 3000°C la arderea acetilenei.	e) la tăierea și sudarea metalelor

## 3.8. Calcule pe baza ecuațiilor chimice

Pe baza ecuațiilor chimice pot fi alcătuite numeroase tipuri de probleme. La rezolvarea lor, trebuie să urmărim permanent ca toate mărimile să fie exprimate în aceleași unități (de exemplu, masa să fie exprimată în grame pentru toate substanțele). Astfel calculele vor fi corecte, iar unitățile de măsură pot fi simplificate ulterior, la fel ca cifrele.

Pentru început, vom învăța să rezolvăm probleme în care se cere să determinăm masa uneia dintre substanțele participante la reacție, dacă se cunoaște cantitatea de substanță a altei substanțe.

### Problema 1.

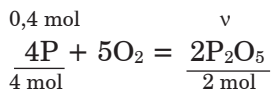
La reacția de combinare cu oxigenul, s-a consumat fosfor cu cantitatea de substanță de 0,4 mol. Calculează masa oxidului de fosfor (V) obținut.

Se dă:

$$\frac{v(\text{P}) = 0,4 \text{ mol}}{m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?}$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției, alegem coeficienții, subliniem substanțele necesare și indicăm *sub* fiecare dintre ele cantitatea de substanță *conform ecuației*, iar *deasupra* lor – cantitatea de substanță *conform condiției problemei*:



2. Alcătuim proporția și stabilim  $v(\text{P}_2\text{O}_5)$ :

$$\frac{0,4 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = \frac{v(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \text{ mol}};$$

$$4 \cdot v(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,4 \cdot 2 \text{ mol}$$

$$\text{De aici rezultă că } v(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,2 \text{ mol.}$$

Aceste calcule pot fi efectuate și în minte, deoarece  $v(\text{P}_2\text{O}_5)$  este de două ori mai mică decât  $v(\text{P})$ .

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = v(\text{P}) : 2 = 0,4 \text{ mol} : 2 = 0,2 \text{ mol}$$

3. Determinăm masa moleculară relativă și masa molară pentru  $\text{P}_2\text{O}_5$ :

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142;$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol}$$

4. Stabilim masa oxidului de fosfor (V) din relația:

$$M = \frac{m}{v}; \quad m = M \cdot v;$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol} \cdot 0,2 \text{ mol} = 28,4 \text{ g.}$$

*Răspuns:* masa oxidului de fosfor (V) este de 28,4 g.

Să învățăm cum se calculează masa uneia dintre substanțele participante la reacție, dacă se cunoaște masa altei substanțe. În acest caz, sunt posibile două variante de rezolvare.

## Problema 2.

Determină masa oxidului de fosfor (V) care se formează la arderea fosforului cu masa de 186 g.

*Varianta I*

Se dă:

$$\frac{m(\text{P}) = 186 \text{ g}}{m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?}$$

Rezolvare:

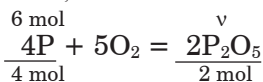
1. Calculăm cantitatea de substanță de fosfor din relația:

$$v = \frac{m}{M}; \quad A_r(\text{P}) = 31;$$

$$M(\text{P}) = 31 \text{ g/mol};$$

$$v(\text{P}) = \frac{186 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 6 \text{ mol}$$

2. Scriem ecuația reacției și determinăm cantitatea de substanță de  $\text{P}_2\text{O}_5$  (vezi problema I):



$$\frac{6 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = \frac{v(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \text{ mol}}; \quad v(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{6 \cdot 2 \text{ mol}}{4} = 3 \text{ mol}$$

3. Stabilim masa oxidului de fosfor (V):

$$m = M \cdot v$$

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142;$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol};$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 426 \text{ g}$$

*Răspuns:* masa oxidului de fosfor (V) este egală cu 426 g.

*Varianta a II-a.* Deasupra acestor formule notăm masa substanței din condiția problemei, iar sub formule – masa substanței, calculată după ecuație:  $m_{ec.} = v_{ec.} \cdot M$ .

$$\frac{186 \text{ g}}{4 \text{ mol}} \cdot 4 \cdot 31 \text{ g} = \frac{m}{2 \text{ mol}} \cdot 2 \cdot 142 \text{ g}; \text{ alcătuim proporția și stabilim } m(\text{P}_2\text{O}_5):$$

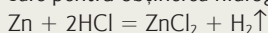
$$\frac{186 \text{ g}}{4 \cdot 31 \text{ g}} = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot 142 \text{ g}}; \quad m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{186 \cdot 2 \cdot 142 \text{ g}}{4 \cdot 31} = 426 \text{ g}$$

1. Calculează cantitatea de substanță și masa fosforului necesar pentru obținerea oxidului de fosfor (V) cu:

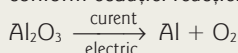
a) cantitatea de substanță de 2 mol;

b) masa de 12,4 g.

2. Determină cantitatea de substanță și masa zincului și ale acidului clorhidric necesare pentru obținerea hidrogenului cu cantitatea de substanță de 0,5 mol:



3. Ce masă de aluminiu se poate obține din oxidul de aluminiu cu masa de 204 g conform ecuației reacției:



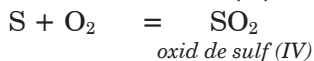
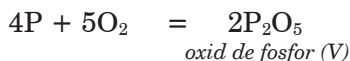
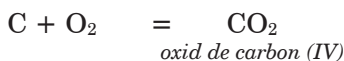
\*4. Calculează cantitatea de substanță și masa oxidului de sulf (IV) care se obține din pirită ( $\text{FeS}_2$ ) cu masa de 240 kg conform ecuației reacției:  $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$



### 3.9. Oxizii de nemetale – oxizi acizi. Acizii

Studiind proprietățile chimice ale oxigenului, am aflat că el interacționează ușor cu substanțele simple metale sau nemetale, formând oxizi. Oxizii sunt o clasă distinctă de compuși anorganici.

**Oxizii acizi.** La arderea substanțelor simple nemetale carbonul, sulfurul și fosforul, se formează oxizii acestora:



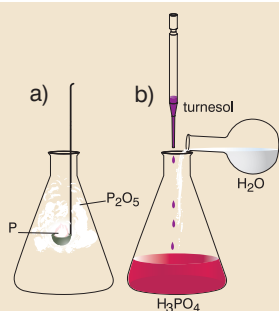
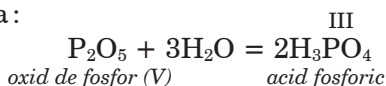


Fig. 3.19. Relația dintre oxidul acid și acidul corespunzător  $H_3PO_4$ : a) arderea fosforului în oxigen; b) dizolvarea  $P_2O_5$  în apă și formarea acidului fosforic, colorarea turnesolului în mediul acid.

Dacă am turna puțină apă distilată în vasele în care au ars cărbunele, fosforul și, respectiv, sulful, am observa următoarele: în vasul cu fum alb de  $P_2O_5$ , peste un timp oarecare, dispare fumul, iar în celelalte două nu se văd schimbări, căci  $CO_2$  și  $SO_2$  sunt gaze incolore.

În cazul oxidului de fosfor (V), are loc reacția de combinare cu apa:



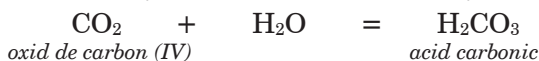
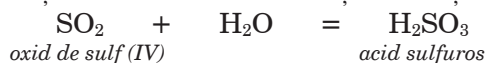
Se obține o nouă substanță – *acidul fosforic* (fig. 3.19).

În soluție, acidul poate fi identificat cu ajutorul unor substanțe numite *indicatori* (cuvântul *indicator* provine din latină și înseamnă „care arată”).

**Indicatorii sunt substanțele care își schimbă culoarea sub acțiunea acizilor.**

Indicatorul numit *turnesol* este violet în apă și roșu în mediul acid. *Metiloranjul* în apă este oranj, iar în acid – roz.

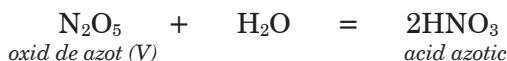
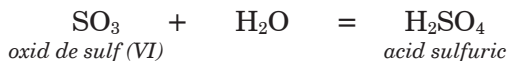
Adăugăm 1-2 picături de soluție de turnesol în toate vasele pregătite pentru experiențele noastre. Toate soluțiile se vor colora în roșu. Prin urmare, în urma acestor experiențe se obțin soluții de acizi. Scriem ecuațiile reacțiilor:



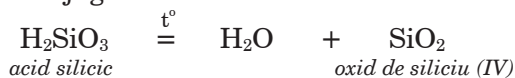
**Oxizii cărora le corespund acizi se numesc oxizi acizi.**

Nemetalele formează doar oxizi acizi. Astfel, oxizii  $P_2O_5$ ,  $SO_2$  și  $CO_2$  sunt oxizi acizi.

Lor le corespund acizii  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_3$  și, respectiv,  $H_2CO_3$ . În mod similar oxizii  $SO_3$  și  $N_2O_5$  (oxizi superiori) interacționează cu apa și formează acizii:



Însă nu toți oxizii acizi intră în reacție cu apa. De exemplu, componentul principal al nisipului – oxidul de siliciu (IV)  $SiO_2$  – nu interacționează cu apa. El este însă la fel un oxid acid, deoarece lui îi corespunde acidul silicic  $H_2SiO_3$  (insolubil în apă). La descompunerea acestuia, se formează oxidul de siliciu (IV), ceea ce relevă legătura dintre oxidul acid și acidul conjugat cu el.



Există și alți acizi, care se descompun ușor în oxid acid și apă, de exemplu:

### Oxizi acizi

$SO_2$

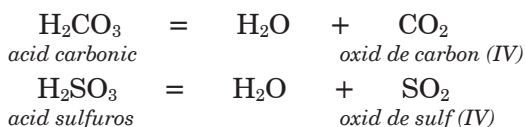
$SO_3$

$CO_2$

$SiO_2$

$P_2O_5$

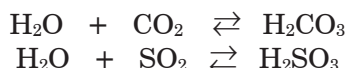
$N_2O_5$



Acidul carbonic se formează în apa gazoasă, dar în cantități mici, deoarece este instabil și moleculele lui se descompun ușor în CO<sub>2</sub> și H<sub>2</sub>O.

**Reacțiile care decurg simultan și în același loc în două direcții opuse se numesc reversibile.**

În ecuațiile reacțiilor reversibile, semnul egalității este schimbat cu semnul reversibilității :



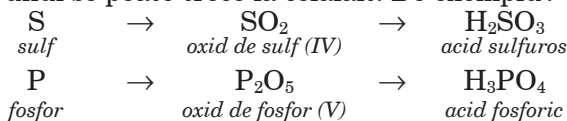
Iar descompunerea acidului silicic este o reacție ireversibilă ; ea decurge doar într-o singură direcție.

Să facem o sistematizare și să scriem toți oxizii acizi pe care i-am studiat până acum și acizii ce le corespund (*tabelul 3.1*).

Tabelul 3.1. Oxizii acizi și acizii corespunzători

Oxizi acizi		Acizi	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Oxid de sulf (IV)	SO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	acid sulfuros
Oxid de sulf (VI)	SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	acid sulfuric
Oxid de fosfor (V)	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acid fosforic
Oxid de azot (V)	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	HNO <sub>3</sub>	acid azotic
Oxid de carbon (IV)	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	acid carbonic
Oxid de siliciu (IV)	SiO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	acid silicic

**Legătura genetică a nemetalelor.** Din cele studiate mai sus, putem concluziona că între substanțele nemetale, oxizi acizi și acizi există o legătură de rudenie, ce constă în faptul că de la unul se poate trece la celălalt. De exemplu :









O asemenea legătură de rudenie se numește *legătură genetică* sau *serie genetică* a nemetalelor.

**Acizii.** Examinând formulele acizilor din *tabelul 3.1*, observăm că ei au în molecule o *parte comună* : *unul sau mai mulți atomi de hidrogen*. Această parte determină *proprietățile comune ale acizilor*. De exemplu, acizii solubili în apă

**Examinează ecuațiile reacțiilor de la pag. 51-53 care descriu oxizii acizi și acizii. Indică tipul fiecărei reacții.**

*Culoarea unor indicatori în soluții*

<u>Turnesolul</u>	
Culoarea în apă	violet 
Culoarea în acid	roșu 
<u>Metiloranj</u>	
Culoarea în apă	oranj 
Culoarea în acid	roz 
<u>Fenolftaleina</u>	
Culoarea în apă	incolor 
Culoarea în acid	incolor 

schimbă în același mod culoarea unuia și aceluiași indicator. Acizii insolubili nu au asemenea proprietăți.

În componența moleculelor de acizi, în afară de atomii de hidrogen, intră și o parte distinctivă – cea care rămâne dacă înlăturăm atomii de hidrogen. Partea aceasta se numește *rest acid*. Restul acid are o anumită compoziție și valență. De exemplu, în molecula de acid sulfuric sunt doi atomi de hidrogen și un rest acid  $\text{SO}_4$ .

Valența restului acid este egală cu numărul atomilor de hidrogen din molecula de acid. De exemplu, restul  $\text{NO}_3$  (din acidul  $\text{HNO}_3$ ) are valența I, iar  $\text{SO}_4$  (din  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) – valența II și  $\text{PO}_4$  (din  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) – valența III (tabelul 3.2).

Acizii de mai jos conțin atomi de oxigen în restul lor acid. De aceea asemenea acizi se numesc *acizi oxigenați*.

Tabelul 3.2. Denumirea și valența resturilor acide

Acizi		Resturi acide	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Azotic	$\text{HNO}_3$	<sup>I</sup> $\text{NO}_3$	nitrat
Sulfuros	$\text{H}_2\text{SO}_3$	<sup>II</sup> $\text{SO}_3$	sulfit
Sulfuric	$\text{H}_2\text{SO}_4$	<sup>II</sup> $\text{SO}_4$	sulfat
Carbonic	$\text{H}_2\text{CO}_3$	<sup>II</sup> $\text{CO}_3$	carbonat
Silicic	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	<sup>II</sup> $\text{SiO}_3$	silicat
Fosforic	$\text{H}_3\text{PO}_4$	<sup>III</sup> $\text{PO}_4$	fosfat

*Notă:* Mai târziu, vom lua cunoștință de acizii în molecula cărora restul acid nu conține oxigen (acizi neoxigenați).

**Acizii sunt substanțe compuse alcătuite din unul sau mai mulți atomi de hidrogen și un rest acid.**

Acizii, la fel ca oxizii, formează o clasă aparte de substanțe anorganice.

Să clarificăm acum de ce denumirea unor acizi se formează cu sufixul *os*, iar a altora – cu sufixul *ic* (tabelul 3.1, 3.2).

Dacă acidul provine din reacția cu apa a unui oxid inferior (de exemplu,  $\text{SO}_2$ ), denumirea acestuia este alcătuită din sufixul *os* (sulfuros), iar dacă acidul provine din reacția cu apa a unui oxid superior (de exemplu,  $\text{SO}_3$ ), denumirea acestui acid are sufixul *ic* (acid sulfuric).

1. Definește oxizii acizi. Dă exemple.
2. Din seria prezentată, alege doar oxizii acizi ce interacționează cu apa:  
 $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .  
Scrie ecuațiile reacțiilor cu apa și numește produșii.
3. Indică substanțele ce se formează la încălzirea acidului silicic.

4. Definește acizii. Dă exemple. Ce este comun în compoziția acizilor?
5. Cum se colorează în soluțiile de acizi următorii indicatori: turnesolul, metiloranjul, fenolftaleina?
6. Alege oxizii superiori (1-9) și acizii (a-i) ce le corespund:
- |                                    |                                     |                                  |                                     |
|------------------------------------|-------------------------------------|----------------------------------|-------------------------------------|
| *1) Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | a) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>   | 6) CO <sub>2</sub>               | f) H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>   |
| 2) SO <sub>3</sub>                 | b) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>   | 7) SO <sub>2</sub>               | g) H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>  |
| 3) P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>   | *c) H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> | 8) N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | *h) H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> |
| 4) SiO <sub>2</sub>                | d) HNO <sub>3</sub>                 | *9) SeO <sub>2</sub>             | *i) HClO <sub>4</sub>               |
| *5) SeO <sub>3</sub>               | e) H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>   |                                  |                                     |



Aranjează aceste perechi după numărul grupei în care se află în sistemul periodic elementele centrale din moleculele de acizi.

7. Pentru oxizii din exercițiul 6, scrie (acolo unde este posibil) ecuațiile reacțiilor cu apa.
8. Calculează masa acidului sulfuric care se obține din oxidul de sulf (VI) cu masa de 8 g.
9. Calculează masa acidului sulfuric care se poate obține din sulful cu: a) cantitatea de substanță de 2 mol; b) masa de 16 g. Pentru aceasta, folosește următoarea serie de transformări și egalează-le:
- $$S + O_2 \rightarrow SO_2 \qquad SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3 \qquad SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$



### Lucru în echipă

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele serii genetice de transformări:
- a)  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow SO_2$
- b)  $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CO_2$
- c)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$
2. Încadrați în Diagrama Venn deosebirile și asemănările dintre oxizii SO<sub>2</sub> și SO<sub>3</sub>.

## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 2

### Acțiunea soluțiilor de acizi oxigenați asupra indicatorilor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).



#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- soluții de indicatori: turnesol, metiloranj, fenolftaleină;
- soluții de acizi: HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;
- vas cu apă.

1. Desenați în caiet tabelul 3.3.

Tabelul 3.3. Culoarea indicatorilor în soluțiile de acizi

Substanțele Indicatorii	H <sub>2</sub> O	Acizii			Concluzii
		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	
Turnesol					
Metiloranj					
Fenolftaleină					



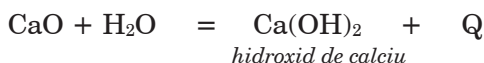
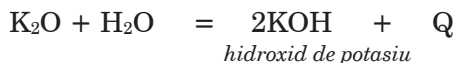
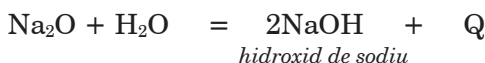
2. Luați patru eprubete. În una din ele turnați 1 ml de apă, iar în celelalte trei – respectiv câte 1 ml de soluții de acizi sulfuric  $H_2SO_4$ , fosforic  $H_3PO_4$  și azotic  $HNO_3$ . În fiecare din ele adăugați câte 1-2 picături de soluție de turnesol. Cum se schimbă culoarea indicatorului? Scrieți în tabel culoarea turnesolului pentru fiecare eprubetă. Formulați concluzii după modelul: „Acizii colorează turnesolul în roșu“.
3. Repetați experiența cu alți indicatori. Scrieți concluziile corespunzătoare.
4. Spălați vesela. Faceți ordine la locul de lucru.

### 3.10. Oxizii de metale – oxizi bazici. Bazele

Să ne amintim experiențele de interacțiune a metalelor cu oxigenul (*fig. 3.12 și 3.13*).

La arderea sau încălzirea multor metale în oxigen se formează oxizi de metale, de exemplu, oxidul de calciu  $CaO$ , oxidul de magneziu  $MgO$ , oxidul de cupru (II)  $CuO$ .

La fel ca oxizii acizi, unii dintre oxizii de metale intră în reacție cu apa. Oxizii metalelor active interacționează cu apa, în urma reacției degajându-se căldură. Producții acestor reacții se numesc *hidroxizi* [*hidr* („apă“) + *oxizi*]:



Hidroxizii constituie o altă clasă de substanțe anorganice – cea a *bazelor*, la fel de importantă ca clasa *oxizilor* și a *acizilor*.



Metalele situate în subgrupa principală a grupei I a sistemului periodic al elementelor chimice se numesc metale alcaline.

**Bazele sunt substanțe compuse alcătuite dintr-un atom de metal și una sau mai multe grupe hidroxil OH.**

Rezultă că unui oxid de metal îi corespunde o bază.

**Oxizii cărora le corespund baze se numesc oxizi bazici.**

Oxidul care interacționează cu apa formează o bază solubilă, numită *alcalie* (sau *bază alcalină*).

Astfel,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$  sunt alcalii.

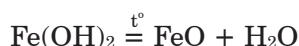
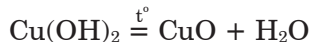
În *tabelul 3.4* sunt prezentați unii oxizi bazici și bazele alcaline corespunzătoare.

Tabelul 3.4. Oxizii bazici și bazele solubile corespunzătoare

Oxizi bazici		Baze solubile – alcalii sau baze alcaline	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
*Oxid de litiu	Li <sub>2</sub> O	LiOH	hidroxid de litiu
Oxid de sodiu	Na <sub>2</sub> O	NaOH	hidroxid de sodiu
Oxid de potasiu	K <sub>2</sub> O	KOH	hidroxid de potasiu
Oxid de calciu	CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de calciu
Oxid de bariu	BaO	Ba(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de bariu

Elementele din subgrupele principale ale grupelor I și II formează oxizi care, în reacție cu apa, dau baze solubile sau puțin solubile (vezi *Tabelul solubilității* din *Anexe*). Toate celelalte metale (cu unele excepții) formează oxizi care nu interacționează cu apa. Lor de asemenea le corespund baze, dar acestea sunt insolubile. De exemplu: oxidului de cupru (II) CuO îi corespunde hidroxidul de cupru (II) Cu(OH)<sub>2</sub>; oxidului de fier (II) FeO îi corespunde hidroxidul de fier (II) Fe(OH)<sub>2</sub>.

Legătura dintre oxizii care nu interacționează cu apa și hidroxizii lor este confirmată prin reacția de descompunere, la încălzire, a bazelor insolubile:



Bazele solubile (alcaliile) nu se descompun la încălzire.

În componența tuturor bazelor intră grupa monovalentă hidroxil  $\overset{\text{I}}{\text{OH}}$ . Ea determină toate proprietățile comune ale bazelor.

Una dintre proprietățile comune ale alcaliilor este acțiunea lor asupra indicatorilor. Astfel, dacă adăugăm la soluția de alcalie (Ca(OH)<sub>2</sub>, KOH, NaOH) o picătură de fenolftaleină, soluția devine zmeurie, turnesolul în alcalie se colorează în albastru, iar metiloranjul – în galben.

*Legătura genetică a metalelor.* Generalizând cele studiate, putem spune că între metal, oxidul acestui metal (oxid bazic) și baza (hidroxidul) lui există o legătură de rudenie (genetică). De exemplu:



metal → oxid de metal → bază

*Legătura genetică a metalelor*

GRUPELE DE ELEMENTE	
I	II
1 <b>H</b> HIDROGEN 1,008	
3 <b>Li</b> LITIU 6,939	4 <b>Be</b> BERILIU 9,012
11 <b>Na</b> SODIU 22,990	12 <b>Mg</b> MAGNEZIU 24,312
19 <b>K</b> POTASIU 39,10	20 <b>Ca</b> CALCIU 40,08
<b>Cu</b> CUPRU 63,55	<b>Zn</b> ZINC 65,39
37 <b>Rb</b> RUBIDIU 85,47	38 <b>Sr</b> STRONȚIU 87,62
<b>Ag</b> ARGINT 107,87	<b>Cd</b> CADMIU 112,41
55 <b>Cs</b> CESIU 132,91	56 <b>Ba</b> BARIU 137,33
<b>Au</b> AUR 196,97	<b>Hg</b> MERCUR 200,59










Indicatorul	Mediul		
	Acid	Neutru	Bazic
Turnesol	 roșu	 violet	 albastru
Metiloranj	 roz	 oranj	 galben
Fenolftaleină	 incolori	 incolori	 zmeurie

Fig. 3.20. Colorarea indicatorilor în mediul acid, neutru, bazic.



## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 3

### Acțiunea soluțiilor de alcalii asupra indicatorilor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- soluții de NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>;
- fenolftaleină, metiloranj,
- turnesol;
- vas cu apă.

1. Desenați în caiet tabelul 3.5.

Tabelul 3.5. Colorarea indicatorilor în soluțiile de alcalii

Substanțele Indicatorii	H <sub>2</sub> O	Alcalii			Concluzii
		NaOH	KOH	Ca(OH) <sub>2</sub>	
Fenolftaleină					
Metiloranj					
Turnesol					

2. Luați patru eprubete. În una din ele turnați 1 ml de H<sub>2</sub>O, iar în celelalte trei – respectiv câte 1 ml de soluții de NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>. În fiecare eprubetă adăugați câte 1-2 picături de fenolftaleină. Cum se schimbă culoarea indicatorului? Scrieți în tabel culoarea fenolftaleinei în soluțiile acestor alcalii.

3. Efectuați aceeași experiență cu ceilalți indicatori (metiloranj, turnesol).

4. Comparați culorile indicatorilor în soluțiile de alcalii și în cele de acizi (din experiența de laborator nr. 2). Formulați concluziile.

5. Spălați vesela. Faceți curățenie la locul de lucru.

1. Definește noțiunea de oxid bazic. Dă exemple.
2. Numește oxizii metalelor care interacționează cu apa. Scrie formulele lor și ecuațiile reacțiilor cu apa. Indică tipul reacției. Cum se numesc produșii acestor reacții?
3. Relevă ce este comun în compoziția bazelor. Formulați definiția bazelor.
4. Scrie formulele bazelor care corespund oxizilor: CuO, FeO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Sunt solubile aceste baze sau nu? Cum se numesc ele?
5. Scrie ecuațiile reacțiilor de descompunere a hidroxidului de cupru (II) și a hidroxidului de fier (II).
6. Scrie ecuațiile reacțiilor realizând următoarele transformări:  
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$   
 Cum se numește o asemenea legătură dintre substanțele înrudite?
7. Calculează cantitatea de substanță și masa hidroxidului de calciu (var stins) care se formează la interacțiunea cu apa a oxidului de calciu (var nestins) cu masa de 5,6 kg.
8. Ce masă de oxid de aluminiu se formează la descompunerea hidroxidului de aluminiu cu masa de 7,8 kg?



9. Arată care dintre ecuații sunt de combinare și care de descompunere:
- a)  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$                       d)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$   
 b)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$                       e)  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$   
 c)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$                       f)  $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
- Egalează ecuațiile. Indică oxizii și tipul lor.



### Lucru în echipă

1. Alegeți oxizii care interacționează cu apa:  
 a) FeO, b)  $\text{Li}_2\text{O}$ , c) ZnO, d) CaO, e) CuO, f)  $\text{Na}_2\text{O}$ , g)  $\text{K}_2\text{O}$ , h)  $\text{Ag}_2\text{O}$ , i) BaO.  
 Stabiliți valența elementelor în acești oxizi. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu apa (dacă au loc), numiți produșii.
2. Din bazele de mai jos, alegeți alcaliile:  
 a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , b)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , c)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , d) KOH, e)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , f) NaOH, g)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
3. Din hidroxizii de mai jos, alegeți bazele insolubile:  
 a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , b)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , c)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , d) KOH, e)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , f) NaOH, g)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .  
 Scrieți ecuațiile reacțiilor de descompunere la încălzire a bazelor insolubile.
4. Încadrați în Diagrama Venn asemănările și deosebirile dintre:  
 a) oxizii acizi și oxizii bazici;                      b) acizi și baze;                      c) alcalii și bazele insolubile.

## EVALUARE SUMATIVĂ pentru subcapitolul „Oxigenul“

- I. Dat fiind că atomul de oxigen are:  $Z = 8$ ,  $A_r = 16$ , rezultă că numărul protonilor ( $N_p$ ) și, respectiv, numărul electronilor ( $N_e$ ) săi este:
- a)  $N_p = 20$                       b)  $N_p = 8$                       c)  $N_p = 16$   
 $N_e = 18$                        $N_e = 8$                        $N_e = 16$
- II. Oxigenul ca substanță simplă se găsește în:  
 a) minerale;                      b) oxidul de carbon (IV);                      c) aer.
- III. Înlocuiește semnele de întrebare cu formulele și coeficienții corespunzători:
- a)  $? \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$                       b)  $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ [\text{MnO}_2]} \text{KCl} + ?$   
 c)  $? \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$                       d)  $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + ?$
- IV. Oxigenul este:
- a) mai greu decât aerul;                      e) mai ușor decât aerul;  
 b) fără miros;                      f) puțin solubil în apă;  
 c) are gust dulce;                      g) fără gust;  
 d) insolubil în apă;                      h) fără culoare.
- V. În care dintre coloane se găsesc doar oxizi:
- |                            |               |                            |
|----------------------------|---------------|----------------------------|
| a) $\text{H}_3\text{PO}_4$ | b) CaO        | c) $\text{Cl}_2\text{O}_7$ |
| $\text{H}_2\text{O}$       | MgO           | $\text{SO}_2$              |
| $\text{P}_2\text{O}_5$     | $\text{CO}_2$ | $\text{KMnO}_4$            |
- VI. Finisează ecuațiile reacțiilor și stabilește coeficienții:  
 $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow ?$                        $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow ?$                        $? + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$                        $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
- VII. Masa de oxigen ce se consumă la arderea fosforului cu cantitatea de substanță de 2 mol este egală cu:  
 a) 80 g;                      b) 160 g;                      c) 40 g;                      d) 120 g.
- VIII. La arderea acetilenei ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) în aer se formează:  
 a)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;                      b)  $\text{CO}_2$  și  $\text{H}_2\text{O}$ ;                      c)  $\text{H}_2\text{O}$ ;                      d)  $\text{CO}_2$ .
- IX. Egalează ecuațiile a-d. Care dintre ele sunt reversibile?
- |   |   |
|---|---|
| a) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ | c) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| b) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ | d) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ |



## 3.11.

# Hidrogenul – element al Universului

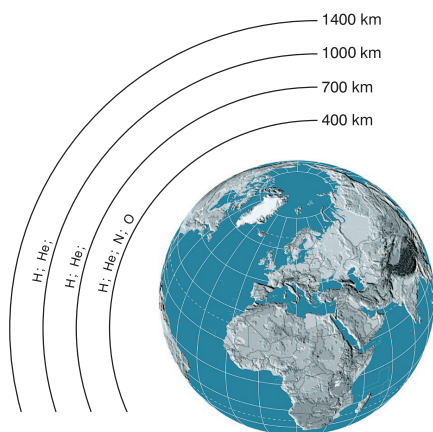


Fig. 3.21. Răspândirea hidrogenului în atmosferă.

### 3.11.1. Răspândirea hidrogenului în natură și importanța lui

Hidrogenul este principalul element chimic din Univers. El constituie mai bine de jumătate din masa Soarelui și este componentul de bază al multor aștri.

În straturile inferioare ale atmosferei Pământului practic nu există hidrogen liber, în schimb la înălțimea de 1000 km, hidrogenul liber ocupă un volum de circa 95% (fig. 3.21).

În natură, hidrogenul există în special sub formă de compuși. În scoarța terestră partea de masă a hidrogenului constituie doar 1%, pe când compușii lui au o răspândire foarte largă.

Cel mai răspândit, important și accesibil compus al hidrogenului este apa  $H_2O$ . Hidrogenul intră în componența majorității compușilor organici, cum ar fi gazul natural, glucoza, grăsimile etc. În organismul uman (fig. 3.3) partea de masă a hidrogenului (sub formă de apă și substanțe organice) constituie circa 10%.

### 3.11.2. Hidrogenul ca element chimic

Să examinăm particularitățile elementului chimic hidrogen după locul lui în sistemul periodic al elementelor.

1. *Simbolul chimic* este H.

2. *Masa atomică relativă*  $A_r(H) = 1,008 (\approx 1)$ . Hidrogenul este cel mai ușor element chimic (care este cel mai greu element?).

3. *Poziția în sistemul periodic*: numărul de ordine (atomic) 1, perioada I, subgrupa principală a grupei I și a VII-a. Elementul hidrogen este situat în grupa I, deoarece, asemeni metalelor alcaline, conține un electron de valență pe care îl poate ceda. Tot el este situat în grupa a VII-a, deoarece, la fel ca halogenii, necesită un singur electron pentru a-și completa primul (și unicul) său strat electronic.

4. *Caracterul*. Hidrogenul este un element nemetalic.

5. *Structura atomului* de hidrogen: sarcina nucleului +1, numărul protonilor în nucleu 1, numărul de electroni 1

I	VII
1 <b>H</b> HIROGEN 1,008	9 <b>F</b> FLUOR 18,998
3 <b>Li</b> LITIU 6,939	17 <b>Cl</b> CLOR 35,453
11 <b>Na</b> SODIU 22,990	<b>Mn</b> 25 MANGAN 54,94
19 <b>K</b> POTASIU 39,10	35 <b>Br</b> BROM 79,90
<b>Cu</b> 29 CUPRU 63,55	<b>Tc</b> 43 TECHNETIU 98,91
37 <b>Rb</b> RUBIDIU 85,47	





### Lucru în echipă

1. Examinați *fig. 3.2* și *fig. 3.3* (*pag. 33, 35*) și spuneți, orientativ, cât hidrogen se conține în diverse surse.
2. Alcătuiți formulele substanțelor după valență indicată pentru unul dintre elementele componente sau restul acid:



3. Din exercițiul de mai sus, alegeți acizii și calculați masele lor moleculare relative.

## 3.12. Obținerea și proprietățile fizice ale hidrogenului



**Henry Cavendish**  
(1731 - 1810)

Savant englez. În 1766 a obținut hidrogenul în stare pură.

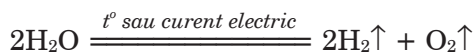
În anul 1766, savantul englez Henry Cavendish a obținut pentru prima dată un gaz în urma reacției dintre metale și acid. Studiindu-i proprietățile, a constatat că acest gaz se aprinde ușor și l-a numit *aer inflamabil*. În 1787, chimistul francez Antoine Lavoisier a stabilit că aerul inflamabil al lui Cavendish se combină cu oxigenul și formează apă. Astfel, Lavoisier i-a dat numele latin *Hidrogenium* (de la cuvintele grecești *hidro* – „apă”, *gennaō* – „a produce”).

În prezent, există mai multe metode de obținere a hidrogenului.

### 3.12.1. Obținerea în industrie

De obicei, în industrie sunt aplicate acele metode de obținere care folosesc materie primă ieftină și procese tehnologice rentabile. Cea mai accesibilă materie primă pentru obținerea hidrogenului este apa.

La descompunerea apei sub acțiunea curentului electric (electroliză) sau la încălzirea ei până la temperaturi înalte (2000°C), se formează hidrogen și oxigen :



O altă metodă industrială folosește ca materie primă gazul natural. Acesta conține până la 98% de metan  $\text{CH}_4$ .

La încălzirea metanului, în prezența catalizatorului de fier sau nichel, se formează hidrogen :

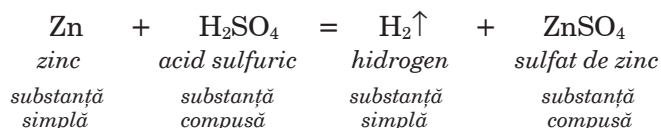


### 3.12.2. Obținerea în laborator

În condiții de laborator, hidrogenul de asemenea poate fi obținut prin electroliza soluțiilor apoase (de alcalii sau de



acizi). Dar cea mai accesibilă metodă de obținere a hidrogenului este *interacțiunea metalelor cu acizii*. De exemplu, la tratarea zincului cu soluție diluată de acid sulfuric, decurge o reacție însoțită de degajarea unui gaz incolor :



În urma reacției se obține o nouă substanță simplă – hidrogenul – și o nouă substanță compusă – sulfatul de zinc ZnSO<sub>4</sub>.

În reacția de mai sus, atomii de zinc (o substanță simplă) substituie atomii de hidrogen din molecula de acid sulfuric (o substanță compusă).

**Reacția dintre o substanță simplă și una compusă, în care atomii substanței simple substituie atomii unuia dintre elementele substanței compuse, se numește *reacție de substituție*.**

La asemenea reacții, ca substanțe simple, pot participa și alte metale (Fe, Mg, Al), iar ca substanțe compuse – alți acizi (HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). În toate cazurile, în urma reacției de substituție se obține o nouă substanță simplă și o nouă substanță compusă.

Experimentul de obținere a hidrogenului se efectuează fie într-o eprubetă prevăzută cu tub de evacuare a gazelor cu un capăt alungit (*fig. 3.22*), fie într-un aparat special pentru obținerea unor volume mici de gaze.

### 3.12.3. Proprietățile fizice

Hidrogenul este un gaz incolor, fără gust, fără miros. Este puțin solubil în apă. La o temperatură foarte joasă (–252,6°C) se lichefiază.

Să introducem capătul unui tub de evacuare a gazelor, conectat la un aparat de obținere a hidrogenului, într-o soluție de săpun (șampon : apă = 1:1) (*fig. 3.23*). La capătul tubului se formează baloane de săpun, care se ridică ușor în aer. Prin urmare, *hidrogenul este mai ușor decât aerul*.

Hidrogenul poate fi captat, la fel ca oxigenul, prin două metode : *prin dezlocuirea apei*, deoarece este puțin solubil în apă, și *prin dezlocuirea aerului* (*fig. 3.22*). În ultimul caz, eprubeta de captare a hidrogenului este ținută *cu gura în jos*, deoarece hidrogenul este mai ușor decât aerul.

*Identificarea.* Hidrogenul poate fi identificat după pocnitura caracteristică ce se aude la apropierea unui chibrit

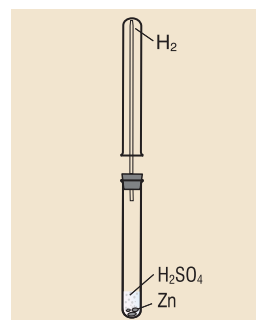


Fig. 3.22. Captarea hidrogenului prin metoda dezlocuirii aerului.

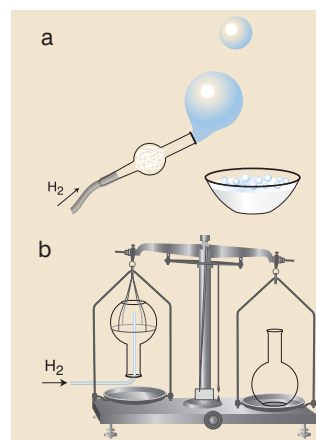


Fig. 3.23. a) Balonașele de săpun umplute cu hidrogen zboară în sus; b) balonul umplut cu hidrogen este mai ușor decât cel umplut cu aer.

**Calculează de câte ori hidrogenul este mai ușor decât: a) aerul; b) oxigenul?**



## 3.13. Proprietățile chimice și utilizarea hidrogenului

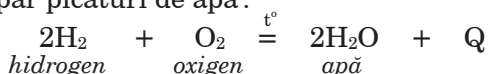
Hidrogenul este activ din punct de vedere chimic. El interacționează cu nemetalele, cu unele metale și cu substanțele compuse. Deosebit de activ este hidrogenul atomic.

În continuare vom urmări aspectul practic al unor reacții dintre hidrogen și nemetalele oxigen, sulf, clor, azot, precum și unii oxizi de metale.

### 3.13.1. Interacțiunea cu oxigenul

Să obținem hidrogen prin metoda indicată în *fig. 3.25* și să-i verificăm puritatea: apropiem un chibrit aprins de gura tubului pentru evacuarea gazelor, acesta fiind prevăzut cu un capăt metallic. Hidrogenul arde cu o flacără incoloră, liniștită. Dacă am aprinde însă hidrogenul la ieșirea lui din tubul de sticlă, flacăra s-ar colora în galben, datorită sărurilor de sodiu ce intră în componența sticlei. (Pentru a vă convinge, încercați să aruncați acasă peste flacăra aragazului mici cristale de sare de bucătărie NaCl.)

Să introducem tubul cu hidrogen arzând într-un pahar. Vom observa că arderea este intensă, iar pe pereții vasului apar picături de apă:



În urma acestei reacții, se elimină o cantitate mare de energie. Flacăra de hidrogen-oxigen poate atinge temperatura de 3000°C. Hidrogenul este un combustibil ecologic pur. Însă, fiind costisitor, el este folosit în această calitate doar pentru navele cosmice. Se prevede ca în viitorul apropiat și automobilele să funcționeze pe bază de hidrogen. Hidrogenul pur arde liniștit, iar amestecul de hidrogen și oxigen detonează. Așa cum se vede din ecuația de mai sus, două volume de hidrogen interacționează cu un volum de oxigen.

Amestecul alcătuit din două volume de hidrogen și un volum de oxigen se numește *gaz detonant*; el explodează ușor la aprindere.

### 3.13.2. Interacțiunea cu sulful

Dacă dăm drumul unui jet de hidrogen într-o eprubetă cu sulf topit (*fig. 3.26*), apare un miros de ouă alterate. Așa miroase sulfura de hidrogen H<sub>2</sub>S:

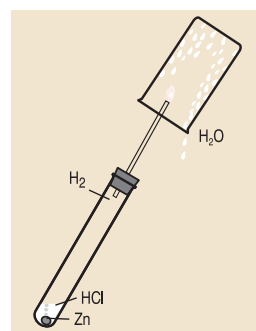
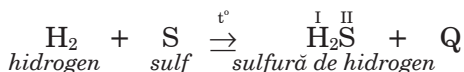


Fig. 3.25. Arderea hidrogenului.

Cine a „botezat” hidrogenul? De ce l-a numit astfel?

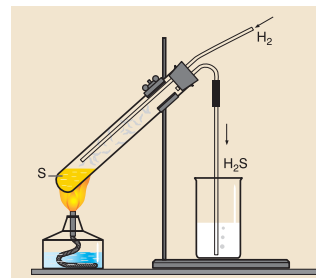
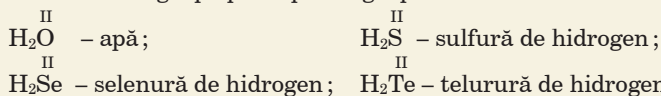


Fig. 3.26. Obținerea sulfurii de hidrogen și dizolvarea ei în apă.

Oxigenul și sulfurul fac parte din subgrupa principală a grupei a VI-a. În compuși cu hidrogenul aceste elemente manifestă valența II.

### Consultație

Hidrogenul formează compuși hidrogenați volatili cu toate elementele din subgrupa principală a grupei a VI-a:



Formula generală a compușilor hidrogenați ai nemetalelor din grupa a VI-a este  $\text{H}_2\text{R}$  (unde R este însemnul nemetalului).

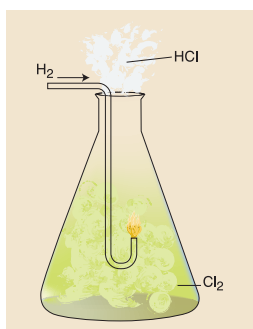
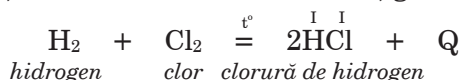


Fig. 3.27. Arderea hidrogenului în clor.

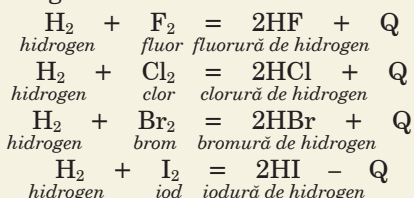
### 3.13.3. Combinarea cu clorul

Să introducem un tub cu hidrogen arzând într-un vas umplut cu clor  $\text{Cl}_2$  (un gaz galben-verzui) (fig. 3.27). Cu toate că în vas nu este oxigen (ci doar clor), flacăra hidrogenului arzând nu se stinge. De ce? Deoarece hidrogenul interacționează energic cu clorul. Astfel, observăm cum dispare treptat culoarea galben-verzuie din vas. Hidrogenul se combină cu clorul, formând clorura de hidrogen  $\text{HCl}$  – un gaz incolor, care irită mucoasele nasului, gâtului, ochilor:

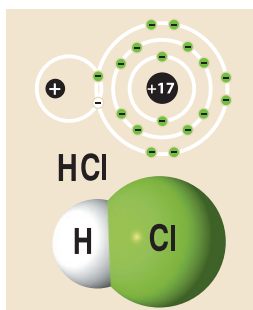


### Consultație

Hidrogenul interacționează cu elementele nemetale din subgrupa principală a grupei a VII-a (numite *halogeni*), formând compuși hidrogenați volatili. Acești compuși se numesc *halogenuri de hidrogen*.

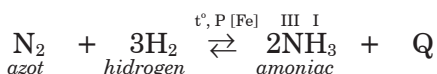


Formula generală a compușilor hidrogenați ai nemetalelor din grupa a VII-a este  $\text{HR}$ .

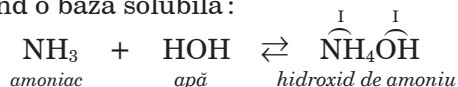


### 3.13.4. Interacțiunea cu azotul

Știm că azotul este un gaz incolor ce intră în compoziția aerului atmosferic. În condiții obișnuite, azotul este foarte pasiv. Dar în condiții rigide, industriale, la o temperatură înaltă ( $\approx 450^\circ\text{C}$ ) și o presiune de circa 300 de ori mai mare decât cea atmosferică, în prezența catalizatorului de fier, azotul se poate combina cu hidrogenul. În urma reacției, se obține amoniacul  $\text{NH}_3$ , un gaz cu miros înțepător:



La dizolvarea în apă, amoniacul interacționează chimic cu ea, formând o bază solubilă:



### Consultație

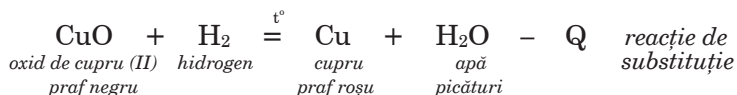
Compusul hidrogenat volatil al fosforului este fosfina  $\text{PH}_3$ , care nu intră în reacție cu apa. Ea se obține prin metode indirecte.

Astfel, cu elementele din subgrupa principală a grupeii a V-a hidrogenul formează compuși hidrogenați volatili: amoniac  $\text{NH}_3$  și fosfină  $\text{PH}_3$ , cu formula generală  $\text{RH}_3$ .

Elementele nemetalice din subgrupa principală a grupeii a IV-a de asemenea formează compuși hidrogenați volatili: metan  $\text{CH}_4$ , silan  $\text{SiH}_4$ , cu formula generală  $\text{RH}_4$ .

### 3.13.5. Interacțiunea hidrogenului cu unii oxizi de metale

Dacă lăsăm să treacă un jet de hidrogen printr-o eprubetă cu oxid de cupru (un praf de culoare neagră) încălzit, vom observa (fig. 3.28) că pe pereții eprubetei se depun picături de apă, iar oxidul de cupru se înroșește (în această experiență putem obține o „oglină de cupru” pe pereții eprubetei).



Astfel, hidrogenul se combină cu oxigenul din  $\text{CuO}$ , reducând cuprul. Hidrogenul este folosit ca *reducător* la obținerea altor metale pure din oxizii lor, de exemplu, a fierului din  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Această metodă nu este universală. Ea nu poate servi la obținerea metalelor active din subgrupele principale ale grupelor I și II, precum și a aluminiului.

### 3.13.6. Utilizarea hidrogenului

Hidrogenul este utilizat la obținerea acidului clorhidric, amoniacului și îngrășămintelor, alcoolilor, la îmbunătățirea calității combustibilului lichid, la tăierea și sudarea metalelor, la umplerea dirijabilelor și aerostatelor, în producerea de margarină și săpun, la obținerea metalelor pure (fig. 3. 29).

Hidrogenul este numit combustibilul viitorului. El va fi utilizat în calitate de combustibil ecologic pur pentru automobile, deoarece gazele de eșapament în acest caz vor fi compuse doar din vapori de apă.

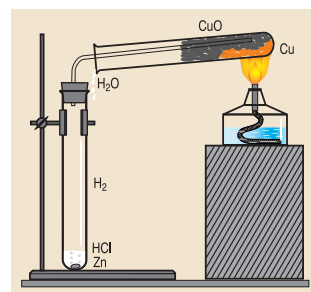
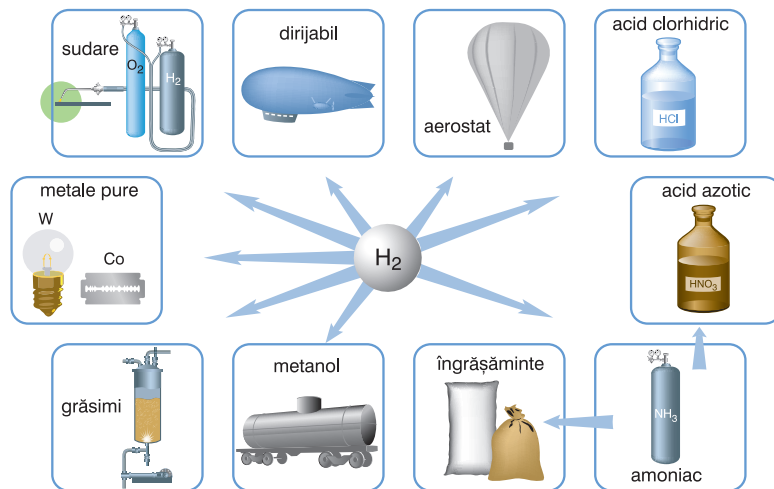


Fig. 3.28. Reducerea cu hidrogen a oxidului de cupru (II).

Scris e ecuația reacției dintre hidrogen și oxidul de fier (III).

Fig. 3.29. Utilizarea hidrogenului.



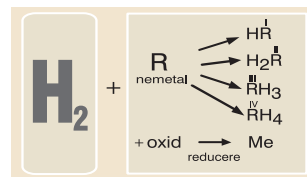
Rezervele de petrol și de gaz natural sunt limitate, iar posibilele rezerve de hidrogen (care ar putea fi obținute din apa mărilor și oceanelor) sunt practic inepuizabile. Atunci când prețul de obținere a hidrogenului se va apropia de cel al benzinei și gazului, va fi mai avantajos să trecem la combustibilul de hidrogen, căci astfel se vor soluționa și problemele mediului ambiant, în special cele ce țin de poluarea aerului. Până atunci însă, ar fi bine să ne obișnuim să consumăm apa cu mare grijă, atât în familie, cât și în locurile publice.

1. Scrie ecuațiile reacțiilor hidrogenului cu:
  - a) nemetalele clorul, sulfurul, azotul;
  - b) oxidul de cupru (II), oxidul de fier (II).
 Indică tipul reacției, efectul termic, condițiile de începere și decurgere a reacției.
2. Suma coeficienților în ecuația reacției dintre azot și hidrogen este egală cu:
  - a) 3;
  - b) 4;
  - c) 5;
  - d) 6.
3. Domeniile de utilizare a oricărei substanțe sunt determinate de proprietățile ei. Enumeră proprietățile hidrogenului ce stau la baza utilizării lui (vezi și fig. 3.29).
4. Calculează cantitatea de substanță și masa zincului, din care să se formeze hidrogenul necesar pentru obținerea a 0,5 mol de cupru din oxid de cupru (II) prin reducere. Determină masa cuprului.
5. Calculează cantitatea de substanță și masa clorului și ale hidrogenului necesare pentru a obține 36,5 kg de clorură de hidrogen.
- \*6. Metalul wolfram W, utilizat la fabricarea filamentelor pentru becurile electrice, este obținut din oxidul de wolfram (VI) prin reducere cu hidrogen. Scrie ecuația reacției de obținere a wolframului. Calculează cantitatea de substanță de oxid de wolfram (VI) dacă masa lui constituie 464 g. Ce cantitate de substanță: a) de wolfram se va obține, b) de hidrogen se va consuma în această reacție?

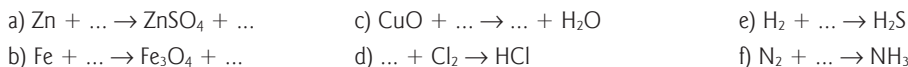


### Lucru în echipă

1. Caracterizați proprietățile chimice ale hidrogenului după schema alăturată:



2. Completați și egalati ecuațiile reacțiilor:



3. Cu ajutorul cartelelor de mai jos, alcătuiți toate formulele posibile de oxizi:

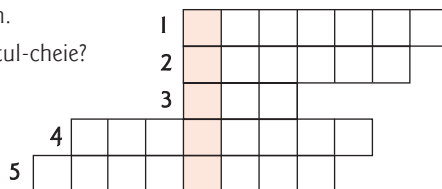


Numărul oxizilor este egal cu numărul casetelor date. Indicați care dintre acești oxizi poate reacționa cu hidrogenul, formând metal pur.

4. Stabiliți legătura „proprietăți – utilizare” pentru hidrogen.

5. Rezolvați careul. Care este relația hidrogenului cu cuvântul-cheie?

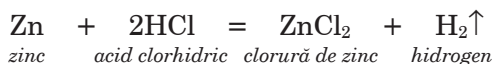
1. H<sub>2</sub>S se numește ... de hidrogen. 2. ... interacționează cu hidrogenul, formând metale pure. 3. La arderea hidrogenului în oxigen se formează ... 4. La acțiunea acidului clorhidric asupra zincului se obține ... în laborator. 5. ... intră în componența tuturor oxizilor.



## 3.14. Noțiuni de acizi neoxigenați și de săruri

### 3.14.1. Acizii neoxigenați

Examinând proprietățile chimice ale hidrogenului, am constatat că acesta se combină cu halogenii formând halogenuri de hidrogen. În mod similar, la interacțiunea hidrogenului cu sulf se obține cu ușurință sulfura de hidrogen. Acești produși hidrogenați (HF, HCl, HBr, HI și H<sub>2</sub>S) se dizolvă în apă. Soluțiile lor apoase colorează turnesolul în roșu și metiloranțul în roz. Prin urmare, aceste soluții sunt acizi. De exemplu, soluția apoasă de clorură de hidrogen este acidul clorhidric HCl. Acest acid, la fel ca acidul sulfuric, este folosit în laborator la obținerea hidrogenului. Are loc reacția de substituție:



Să analizăm compoziția acizilor și alcătuirea denumirilor lor. Acidul clorhidric, de exemplu, constă dintr-un atom de hidrogen și din restul acid numit *clorură*.

Restul acid din molecula de HCl este monovalent și constă dintr-un atom de clor  $\overset{I}{Cl}$ , iar cel din molecula de H<sub>2</sub>S este divalent,  $\overset{II}{S}$ .

**Acizii care nu conțin oxigen în componența restului acid se numesc acizi neoxigenați.**

Denumirile acizilor neoxigenați sunt alcătuite din cuvântul *acid*, numele nemetalului și sufixul *-hidric* (tabelul 3.6).



Valența restului acid este egală cu numărul de atomi de hidrogen din molecula de acid.



Tabelul 3.6. Denumirile unor acizi neoxigenați și ale resturilor acide corespunzătoare

Acizi		Resturi acide	
Denumirea	Formula	Formula și valența	Denumirea
Fluorhidric	HF	$\overset{I}{F}$	Fluorură
Clorhidric	HCl	$\overset{I}{Cl}$	Clorură
Bromhidric	HBr	$\overset{I}{Br}$	Bromură
Iodhidric	HI	$\overset{I}{I}$	Iodură
Sulfhidric	H <sub>2</sub> S	$\overset{II}{S}$	Sulfură



## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 4

### Acțiunea acizilor neoxigenați asupra indicatorilor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- soluții de: HCl, indicatori (turnesol, metiloranj, fenolftaleină);
- vas cu apă.

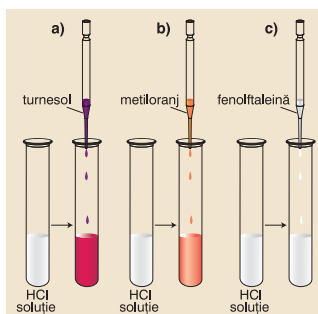


Fig. 3.30. Experiența de laborator nr. 4.

1. Desenați în caiet tabelul 3.7.

Tabelul 3.7. Culoarea indicatorilor în soluțiile de acid clorhidric

Indicatorii \ Substanțele	H <sub>2</sub> O	HCl
	a) Turnesol	
b) Metiloranj		
c) Fenolftaleină		

2. Luați două eprubete. În una din ele turnați 1 ml de apă, iar în cealaltă 1 ml de soluție de acid clorhidric HCl. În fiecare din ele adăugați câte 1-2 picături de soluție de turnesol. Cum se schimbă culoarea indicatorului în mediul acid? Scrieți în tabel culoarea turnesolului pentru fiecare eprubetă.
3. Repetați experiența cu alți indicatori (fig. 3.30). Scrieți concluziile corespunzătoare.
4. Spălați vesela. Faceți ordine la locul de lucru.

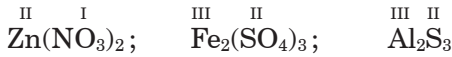
### 3.14.2. Sărurile

Anterior, la obținerea hidrogenului, am examinat reacțiile unor metale cu acizii oxigenați și cei neoxigenați. Astfel, la interacțiunea zincului cu acidul sulfuric sau clorhidric, se formează produșii ZnSO<sub>4</sub> sau ZnCl<sub>2</sub>. Aceștia reprezintă o nouă clasă de compuși anorganici – *sărurile*.

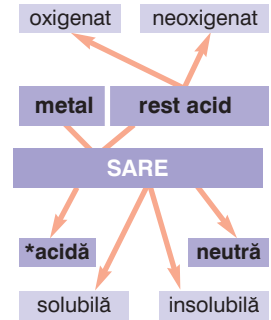
**Sarea este o substanță compusă alcătuită din atomi de metal și rest acid.**

*Compoziția și denumirea.* După compoziția restului acid, se disting săruri ale acizilor oxigenați și neoxigenați. De exemplu,  $ZnSO_4$  este sarea unui acid oxigenat, iar  $ZnCl_2$  este sarea unui acid neoxigenat.

Restul acid trece din molecula de acid în cea de sare fără să-și schimbe compoziția. Formula sării se alcătuește după valență, ținând cont de faptul că resturile acide compuse au o valență comună:



Denumirea sării este alcătuită din numele restului acid, prepoziția „de” și numele metalului (*tabelul 3.8*).

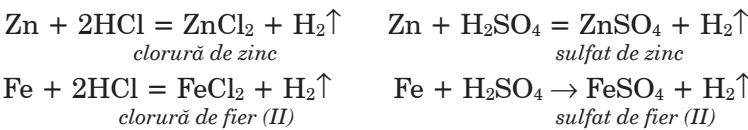


*Tabelul 3.8.* Denumirile unor săruri și ale resturilor lor acide

Săruri		Resturi acide	
Formula	Denumirea	Formula și valența	Denumirea
$Zn(NO_3)_2$	nitrat de zinc	$\overset{I}{NO_3}$	nitrat
$Ca_3(PO_4)_2$	fosfat de calciu	$\overset{III}{PO_4}$	fosfat
$Fe_2(SO_4)_3$	sulfat de fier (III)	$\overset{II}{SO_4}$	sulfat
$NaCl$	clorură de sodiu	$\overset{I}{Cl}$	clorură
$Al_2S_3$	sulfură de aluminiu	$\overset{II}{S}$	sulfură

În molecula sărurilor solubile în apă, legătura chimică dintre metal și restul acid este *ionică*.

**Seria de substituire a metalelor.** Din cele studiate anterior rezultă că la tratarea metalelor cu acizi se formează săruri. De menționat, însă, că nu toate metalele interacționează cu acizii în mod identic. De exemplu, la tratarea zincului cu acid sulfuric sau clorhidric are loc o reacție violentă cu degajarea hidrogenului. Fierul de asemenea intră în reacție cu acești acizi, însă reacția este mult mai lentă. Prin urmare, fierul este mai pasiv decât zincul. Ecuațiile reacțiilor demonstrează formarea sărurilor de zinc și de fier cu eliminare de hidrogen:



La tratarea cuprului cu  $HCl$  sau  $H_2SO_4$  nu se observă nicio schimbare. Deci, reacția nu are loc. Cuprul este un metal inert și nu substituie hidrogenul din molecula de acid.

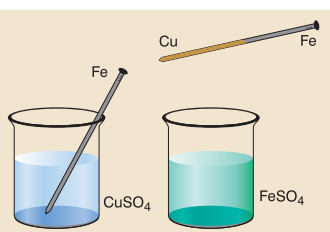


Fig. 3.31. Reacție de substituție.



În reacția de substituție, metalul substituie hidrogenul sau un alt metal.

În baza unor asemenea experiențe, savantul rus N.N. Beketov a alcătuit *seria de substituție a metalelor*:

K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H) Cu, Hg, Ag, Pt, Au  
 substituie hidrogenul din acizi      nu substituie hidrogenul din acizi

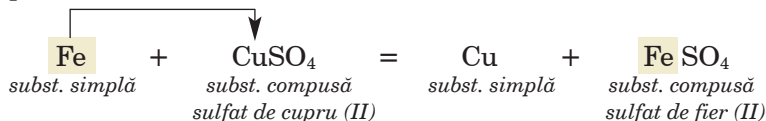
În seria de substituție, metalele sunt aranjate în ordinea descreșterii activității lor.

Din această serie rezultă două reguli:

1) Metalele situate până la hidrogen substituie hidrogenul din acizi (cu excepția acidului azotic).

2) Fiecare metal înlocuiește metalele care urmează după el (în această serie) din soluțiile sărurilor lor.

De exemplu, un cui de fier introdus într-o soluție de culoare albastră de sare de cupru se acoperă imediat cu un strat roșietic de cupru (fig. 3.31). Treptat, soluția devine verzuie datorită transformării fierului în sarea sulfat de fier (II) solubilă în apă. Are loc reacția de substituție a cuprului din  $\text{CuSO}_4$  de către fier:



**Seriile genetice ale metalelor și nemetalelor.** Anterior, am specificat că seria genetică a metalelor se încheie cu o bază (pag. 57), iar cea a nemetalelor – cu un acid (pag. 53). Acum, putem trage concluzia că și sărurile se pot încadra în aceste serii genetice:

Metal  $\rightarrow$  oxid de metal  $\rightarrow$  bază  $\rightarrow$  sare

Exemplu:  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$

Nemetal  $\rightarrow$  oxid de nemetal  $\rightarrow$  acid  $\rightarrow$  sare

Exemplu:  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$



## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 5

### Familiarizarea cu mostre de săruri

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie” (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- clorură de sodiu;
- carbonat de sodiu;
- carbonat de calciu;
- stativ cu eprubete și o spatulă;
- vas cu apă.

Numerotați 3 eprubete și introduceți în fiecare câte un vârf de spatulă de sare  $\text{NaCl}$  (1),  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (2) și  $\text{CaCO}_3$  (3). Examinați starea





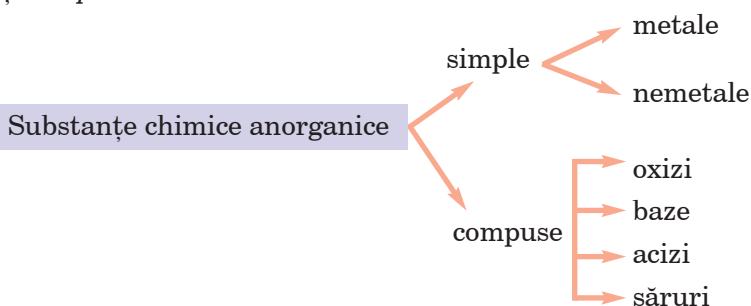
# Substanțe compuse. Principalele clase de compuși anorganici

## 4

### 4.1.

### Clasificarea substanțelor anorganice după compoziție și solubilitate

Substanțele chimice anorganice se divizează în *simple* și *compuse* :



Substanțele simple, la rândul lor, se împart în *metale* și *nemetale*.

Dintre substanțele compuse, cunoaștem patru clase de compuși anorganici: oxizi, baze, acizi și săruri (*schema 4.1*).

Fiecare dintre aceste clase are anumite particularități. Astfel, **oxizii** se împart în: *oxizi care nu formează săruri* și *oxizi care formează săruri*. Aceștia din urmă, la rândul lor, se divizează în *oxizi bazici* și *oxizi acizi*.

**Bazele** se împart: a) după solubilitate, în *solubile* și *insolubile*; b) după tărie, în baze *tari* și *slabe*.

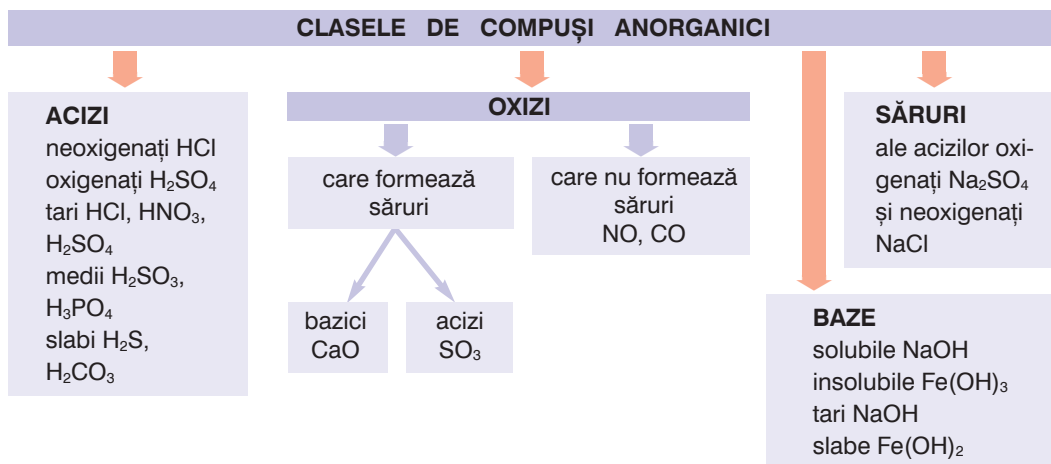
**Acizii** se divizează: a) după compoziție, în *neoxigenați* și *oxigenați*; b) după bazicitate (numărul atomilor de hidrogen), în *monobazici*, *dibazici* și *tribazici*; c) după tărie, în acizi *tari*, *de tărie medie* și *slabi*.

**Sărurile** se divizează: a) după solubilitate, în *solubile* și *insolubile*; b) după natura restului acid, în săruri ale acizilor *oxigenați* și *neoxigenați*.

Studiind anterior aceste clase de compuși, am însușit modelul de numire a substanțelor (nomenclatura) și am aflat anumite informații despre compoziția și clasificarea acestor compuși. Urmează să luăm cunoștință de proprietățile lor chimice și metodele de obținere.

*După studierea acestui capitol, vei fi capabil:*

- să definești noțiunile: oxizi, oxizi acizi, oxizi bazici, acizi, baze, săruri, reacție de schimb;
- să clasifici substanțele anorganice după compoziție și solubilitate;
- să ilustrezi proprietățile chimice și obținerea oxizilor, acizilor, bazelor și sărurilor;
- să alcătuești schema legăturilor genetice dintre clasele de compuși anorganici;
- să utilizezi aceste tipuri de legături la deducerea proprietăților chimice, obținerea oxizilor, acizilor, bazelor, sărurilor;
- să rezolvi probleme ce țin de determinarea masei unei substanțe în baza ecuației chimice, cunoscând cantitatea/ masa altei substanțe participante;
- să cercetezi experimental proprietățile chimice generale ale acizilor, bazelor, sărurilor.



Proprietățile chimice ale unei substanțe se manifestă prin reacțiile chimice la care participă aceasta.

Pentru a stabili ce reacții sunt caracteristice pentru o anumită substanță, ne vom conduce de legăturile genetice ale metalelor și nemetalelor studiate anterior.

Legătura genetică este relația dintre clasele de compuși și substanțele simple, reflectată în două serii genetice.

Seriile genetice ale metalelor și nemetalelor :

**Metal → oxid bazic → bază → sare**

**Nemetal → oxid acid → acid → sare**

**Rețineți!** Componentele din cadrul aceleiași serii sunt asemănătoare și nu intră în reacție unele cu altele. Interacționează doar componentele cu caracter opus (adică aflate în serii genetice diferite). În acest caz, unul dintre produșii de reacție este neapărat o sare (exceptând reacția metalelor cu oxigenul).

Substanțele din principalele clase de compuși anorganici pot fi *solubile*, *insolubile* și *puțin solubile*.

Solubilitatea în apă a acizilor, bazelor și sărurilor este prezentată în tabelul solubilității. Despre solubilitatea substanțelor compuse vom discuta mai detaliat în următorul capitol.

## 4.2. Acizii

### 4.2.1. Acizii din jurul nostru. Clasificarea acizilor

**Acizii** sunt substanțe compuse, alcătuite din unul sau mai mulți atomi de hidrogen și un rest acid.



Aceste substanțe au o mare importanță pentru viața omului, mediul înconjurător. De exemplu, acidul clorhidric participă la generarea sucului gastric și a plasmei. De asemenea, acidul clorhidric distruge bacteriile de putrefacție și cele patogene care pătrund în stomac.

Acidul fosforic se folosește la producerea îngrășămintelor cu fosfor (pentru agricultură). Apa care conține sulfură de hidrogen  $H_2S$  are o acțiune terapeutică. Soluțiile de acid sulfuros  $H_2SO_3$  au proprietatea de înălbire, dar se folosesc și în calitate de conservant, încetinind înnegrirea fructelor și legumelor.

Majoritatea acizilor sunt substanțe lichide, solubile în apă, cu excepția acidului silicic, care este o substanță solidă, insolubilă în apă.

După compoziție, acizii se divizează în: acizi oxigenați și neoxigenați. Acizii care nu conțin oxigen în componența restului acid se numesc *acizi neoxigenați*.

Denumirile resturilor acide ale acizilor neoxigenați se formează cu sufixul *-ură* (de exemplu, *clorură*).

Acizii care conțin oxigen în componența restului acid se numesc *acizi oxigenați*.

Denumirea resturilor acide ale acizilor oxigenați se formează cu sufixul *-at*, în cazul valenței superioare (de exemplu, pentru  $SO_4$  – sulfat), și sufixul *-it*, în cazul valenței inferioare (de exemplu, pentru  $SO_3$  – sulfite). (tabelul 3.2, 3.6)

După cum s-a arătat în *schema 4.1*, acizii pot fi divizați și după principiul bazicității, adică după numărul atomilor de hidrogen. Astfel, acizii pot fi:

*monobazici* ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HNO_3$ );

*dibazici* ( $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ );

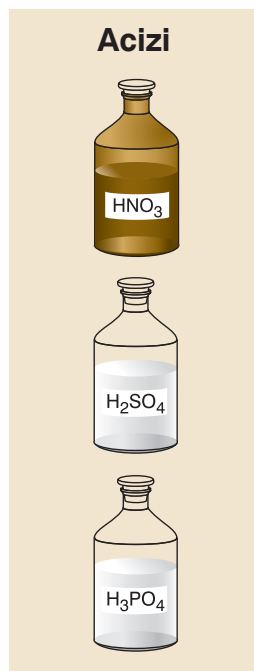
*tribazici* ( $H_3PO_4$ ).

Diferențierea acizilor se face și după tăria lor (*schema 4.1*). Acest aspect urmează să-l studiem mai detaliat în capitoul următor.

#### 4.2.2. Proprietățile chimice ale acizilor

● **Acțiunea asupra indicatorilor.** Acizii au proprietatea comună (am studiat anterior) de a schimba culoarea indicatorilor. Să ne amintim că în soluțiile de acizi, turnesolul capătă culoare roșie, metiloranjul – roz, iar fenolftaleina nu se colorează (*fig. 4.1*).

Să deducem proprietățile chimice ale acizilor pe baza schemei legăturilor genetice. Așa cum s-a menționat, *acizii interacționează doar cu componentele celeilalte serii genetice*:



Ce sunt indicatorii?

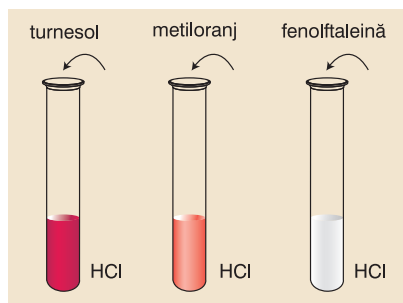


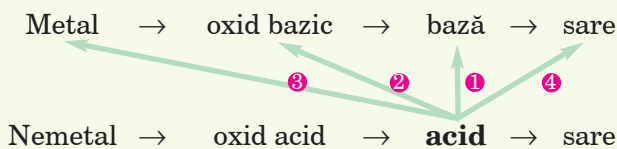
Fig. 4.1. Acțiunea acizilor asupra indicatorilor.

### Acizi tari

HCl  
HNO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

### Acizi slabi

H<sub>2</sub>S  
H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>



Din schema de mai sus rezultă că acizii pot interacționa cu bazele, oxizii bazici, metalele și sărurile.

Să analizăm fiecare reacție în parte. Alegem substanțele reactante și stabilim produșii de reacție, ținând cont de faptul că unul dintre ei este în mod obligatoriu o sare.

**1. Interacțiunea cu bazele.** Reacția dintre un acid și o bază, în care se formează o sare și apă, este o *reacție de neutralizare*. În același timp, este o *reacție de schimb*.

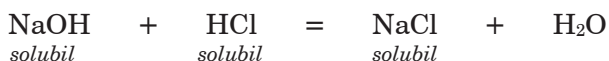
Reacția chimică în care două substanțe compuse își schimbă între ele părțile componente se numește *reacție de schimb*.

Reacția de schimb dintre un acid și o bază, în urma căreia se formează o sare și apă, se numește *reacție de neutralizare*.

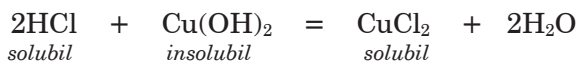
Pentru ca o reacție de schimb să decurgă până la capăt, în urma reacției trebuie să se obțină un precipitat, să se elimine un gaz sau să se formeze apa (mai multe detalii vom afla în următorul capitol).

Să urmărim cum decurge reacția dintre acizi și bazele solubile și insolubile.

a) *Reacția cu bazele solubile* (baze alcaline):



b) *Reacția cu bazele insolubile:*



Reacțiile de schimb (a) și (b) decurg până la capăt, deoarece sunt însoțite de formarea apei.

**2. Interacțiunea cu oxizii bazici.** Reacția dintre un acid și un oxid bazic are ca rezultat formarea unei sări și a apei. De exemplu:

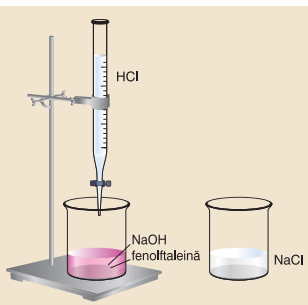
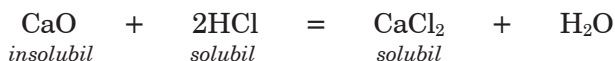


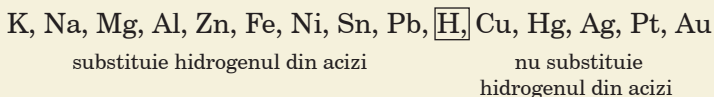
Fig. 4.2. Reacție de neutralizare.



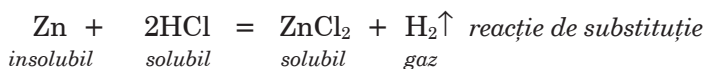
### REȚINEȚI!

**În procesul reacției de schimb, elementele ce se află pe primul loc într-o formulă se schimbă cu elementele ce se află pe primul loc în altă formulă.**

**3. Interacțiunea cu metalele.** În urma reacției dintre metale și acizi se formează săruri și se elimină hidrogen. La această *reacție de substituție* pot participa toți acizii (cu excepția  $\text{HNO}_3$ ) și metalele situate până la hidrogen în seria de substituție a metalelor :



*Exemplu :*

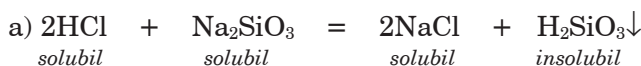


Reacția de substituție decurge până la capăt, căci este însoțită de formarea unui gaz (hidrogen), care iese din mediul de reacție.

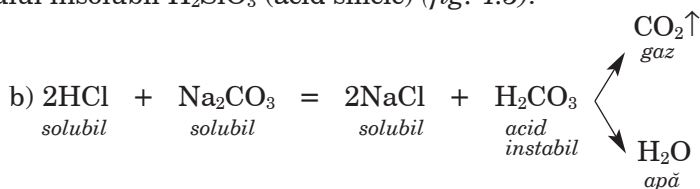
**4. Interacțiunea cu sărurile.** În urma reacției dintre săruri și acizi se formează un nou acid și o nouă sare.

Pentru această reacție de schimb, trebuie să alegem substanțele reactante, astfel încât reacția să decurgă până la capăt. În asemenea caz trebuie să obținem: a) un acid insolubil ; b) un acid instabil ; c) o sare insolubilă.

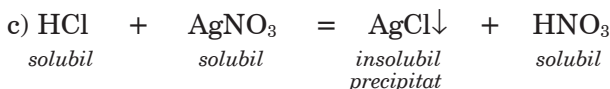
*Exemplu :*



Reacția de schimb decurge până la capăt datorită formării acidului insolubil  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (acid silicic) (fig. 4.3).



Această reacție de schimb decurge până la capăt datorită formării acidului instabil  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , care se descompune în  $\text{H}_2\text{O}$  și gazul  $\text{CO}_2$ , care se elimină (fig. 4.4).



Reacția decurge până la capăt datorită formării substanței insolubile  $\text{AgCl}$ . Este o probă de identificare a acidului clorhidric și a sărurilor lui (fig. 4.5).

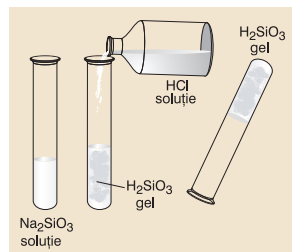


Fig. 4.3. Reacția dintre  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  și  $\text{HCl}$  are ca rezultat formarea unui precipitat gelatinos.

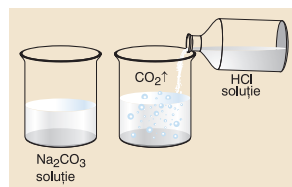


Fig. 4.4. La interacțiunea dintre acidul clorhidric și carbonatul de sodiu se elimină dioxid de carbon.

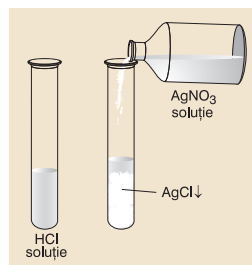


Fig. 4.5. Reacția dintre  $\text{HCl}$  și  $\text{AgNO}_3$ .

1. Descrie acțiunea acizilor asupra indicatorilor. Ilustrează răspunsul cu exemple concrete.
2. Completează și egalează ecuațiile reacțiilor de mai jos.
 

a) $? + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + ?$	d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$
b) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + ?$	e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + ?$
c) $? + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + ?$	g) $\text{HCl} + ? \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + ?$



Indică tipul reacției.

3. În baza schemei legăturilor genetice, determină proprietățile: a) acidului clorhidric; b) acidului sulfuric; c) acidului fosforic. Scrie ecuația fiecărei reacții. Indică tipurile reacțiilor.
4. În cazul otrăvirii cu acizi, se folosește așa-numitul preparat *magnezie arsă* – oxid de magneziu  $\text{MgO}$ , care transformă acidul în sare. De exemplu:  
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 Calculează masa oxidului de magneziu necesară neutralizării a 4,9 g de acid sulfuric.
5. Ce este reacția de neutralizare? În ce constă reacția de schimb? Dă exemple. Scrie ecuațiile reacțiilor.
6. Un amestec de carbonat de calciu și oxid de calciu cu masa de 15,6 g a fost tratat cu acid clorhidric. În consecință, s-a eliminat un gaz cu cantitatea de substanță de 0,1 mol. Calculează masele carbonatului și oxidului de calciu.
7. Înainte de a arunca în canalizare resturi ce conțin acid clorhidric (rămase în urma lucrărilor de laborator), acestea trebuie neutralizate cu o bază alcalină (de exemplu,  $\text{NaOH}$ ) sau cu sodă ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Determină masele de  $\text{NaOH}$  (a) și  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (b), necesare pentru neutralizarea resturilor ce conțin 0,45 mol  $\text{HCl}$ .

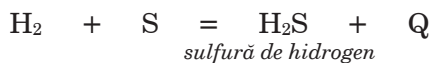
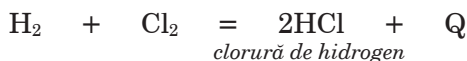
### 4.2.3. Obținerea acizilor

În cadrul temelor anterioare privind proprietățile chimice ale oxigenului și hidrogenului, am studiat mai multe metode de obținere a acizilor.

Astfel, acizii neoxigenați se obțin la interacțiunea nemetalelor cu hidrogenul și dizolvarea în apă a produșilor obținuți. În cazul acizilor oxigenați, aceștia s-au format la interacțiunea oxizilor acizi cu apa. De asemenea, acizii se formează și în urma interacțiunii sărurilor cu unii acizi. Să examinăm câteva exemple concrete de obținere a acizilor.

#### 1. Obținerea acizilor neoxigenați

Etapa I: Interacțiunea nemetalelor cu hidrogenul



Etapa II: Dizolvarea în apă a halogenurilor de hidrogen și a sulfurii de hidrogen.

#### 2. Obținerea acizilor oxigenați

Acizii oxigenați se obțin, de obicei, la interacțiunea oxizilor acizi cu apa.

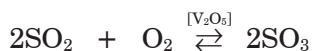
*Acidul carbonic*  $\text{H}_2\text{CO}_3$  nu este prezent, ca reactiv chimic, în niciun laborator, deoarece este un acid instabil. Acesta se formează la saturarea apei cu  $\text{CO}_2$  sub presiune. Apa gazoasă, de exemplu, este o soluție diluată de acid carbonic, care se formează conform ecuației:



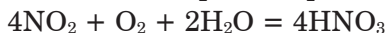
*Acidul sulfuros*  $\text{H}_2\text{SO}_3$  este de asemenea un acid instabil. Poate fi obținut în laborator (pentru a fi folosit în caz de necesitate) la barbotarea gazului  $\text{SO}_2$  prin apă:



*Acidul sulfuric*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  este „pâinea” industriei chimice. Reacțiile ce stau la baza obținerii lui sunt:



*Acidul azotic*  $\text{HNO}_3$  se obține în câteva etape, ultimele două având la bază ecuațiile:



### 3. Obținerea acizilor la interacțiunea sărurilor cu alți acizi

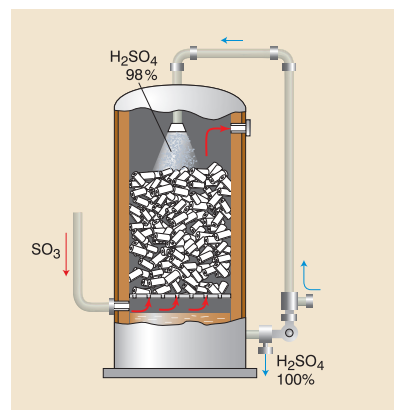
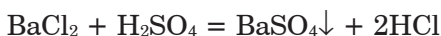
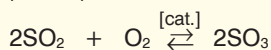


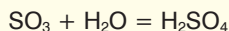
Fig. 4.6. Realizarea, în industrie, a reacției:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$



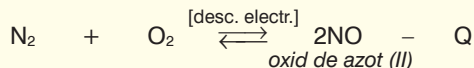
Acizii sulfuric și azotic sunt principalele componente ale ploilor acide, care distrug vegetația. În atmosferă, ei se formează la arderea combustibilului, în urma căreia se degajă oxid de sulf (IV)  $\text{SO}_2$ . Însă în ploile acide nu este prezent acidul sulfuros ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), așa cum ne-am aștepta, ci acidul sulfuric ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). De aici rezultă că are loc reacția:



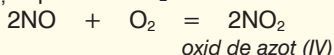
Ce substanțe catalizează acest proces în atmosferă? Savanții presupun că ar putea fi vorba de unii compuși ai metalelor grele din praful atmosferic. Ultima etapă de formare a acidului sulfuric decurge ușor:



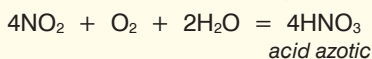
Acidul azotic se formează din oxigenul, apa și azotul din atmosferă. Astfel, în timpul descărcărilor electrice, are loc reacția dintre azot și oxigen:



Oxidul de azot (II) se oxidează ușor până la  $\text{NO}_2$ :



Urmează reacția de formare a acidului azotic, în prezența oxigenului și a apei:



Norii acizi se formează, cu precădere, în zonele din preajma uzinelor mari și sunt transportați de vânt în diferite direcții, dând naștere precipitațiilor otrăvitoare. Astăzi, această problemă este globală. Ploile acide reprezintă un pericol pentru natură și organismele vii. Ele distrug suprafețele clădirilor din piatră sau beton și sculpturile din marmură, în a căror compoziție intră silicatul și carbonatul de calciu.

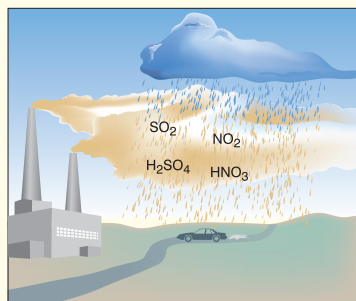
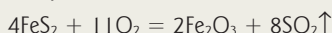


Fig. 4.7. Formarea acizilor în atmosferă.

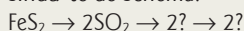
1. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor care au loc atunci când oxizii  $\text{SO}_2$  și  $\text{NO}_2$  din atmosferă nimeresc pe mucoasa nasului și a gâtului omului sau a animalelor.

2. În industrie, oxidul de sulf (IV) se obține prin arderea mineralelor sulfhidrice, cum ar fi pirita  $\text{FeS}_2$ , conform ecuației:



Oxidul de sulf (IV) este folosit la sinteza industrială a acidului sulfuric.

Calculează masa acidului sulfuric care poate fi obținută din 120 kg  $\text{FeS}_2$ , folosindu-te de schema:



Alcătuieste ecuațiile tuturor reacțiilor din această schemă.

3. Cu timpul, unele sculpturi din marmură ( $\text{CaCO}_3$ ) expuse în aer liber se distrug. Ce reacții au loc atunci când oxizii de sulf (IV) și azot (IV) nimeresc pe suprafața umedă a unei astfel de sculpturi?

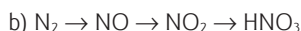
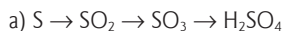
4. Explică cum se formează ploile acide în natură. Ce daune aduc ele? Pentru aceasta, citește informația de la rubrica „Labirint cognitiv” (de mai sus).

5. Stabilește cantitatea de substanță și masa acidului fosforic obținut la dizolvarea în apă a 14,2 g de oxid de fosfor (V).



### Lucru în echipă

Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele catene de transformări:



Indicați tipul reacțiilor.



## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 6

### Proprietățile chimice generale ale acizilor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie” (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- eprubete;
- soluții de  $\text{HCl}$  (1:2),  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CuSO}_4$  sau  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ;
- zinc (granule);
- fier;
- oxid de magneziu  $\text{MgO}$ , cupru.

### I. Interațiunea acizilor cu metalele

1. În trei eprubete turnați câte 1 ml soluție de acid clorhidric. În prima eprubetă introduceți o granulă de zinc, în a doua – o bucățică de fier, iar în a treia – o bucățică de cupru. Ce observați? În ce eprubetă gazul se elimină mai puternic? Scrieți observațiile și ecuațiile reacțiilor.

2. În mod analogic efectuați experiența cu soluție de acid sulfuric. Scrieți observațiile și ecuațiile reacțiilor. Ce este comun între prima și a doua experiență? Cum se comportă cuprul în acizi?

Concluzionați, aranjați metalele în ordinea descreșterii capacității lor de substituție față de hidrogen.

### II. Interațiunea acizilor cu oxizii bazici

Într-o eprubetă se introduce puțin oxid de magneziu și se adaugă acid clorhidric. Ce observați? Scrieți ecuația reacției respective.

### III. Interațiunea acizilor cu bazele solubile (1) și insolubile (2)

1. Într-o eprubetă introduceți soluție de NaOH ( $\approx 1$  ml) și câteva picături de fenolftaleină. Ce culoare are soluția? Adăugați (cu picătura) acid sulfuric diluat. Ce observați? Scrieți ecuația reacției.

2. Obțineți o bază insolubilă  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , adăugând 1-2 ml de soluție de NaOH într-o eprubetă cu 1-2 ml de soluție de clorură sau sulfat de cupru (II). Ce observați?

Adăugați acid clorhidric în eprubeta cu substanța obținută. Ce observați? Scrieți ecuația reacției respective.

### IV. Interațiunea acizilor cu sărurile

Într-o eprubetă turnați 1-2 ml soluție de  $\text{AgNO}_3$  și adăugați câteva picături de HCl. Ce observați? Scrieți ecuația reacției.

Spălați vesela și bucățile de metal rămase. Faceți curățenie la locul de lucru.

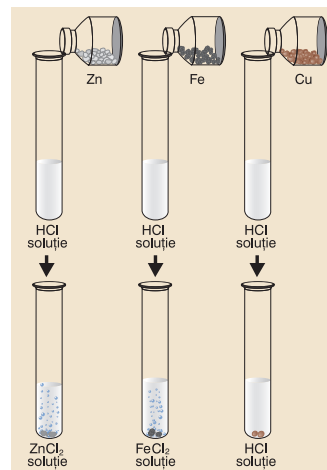


Fig. 4.8. Interațiunea metalelor cu acizii.

## 4.3. Bazele

### 4.3.1. Importanța și clasificarea bazelor

Bazele au un rol important în viața omului. Hidroxidul de sodiu NaOH este utilizat la producerea săpunului, detergenților sintetici, a fibrelor artificiale. Producerea anuală a hidroxidului de sodiu este de cca 30 mln tone. Mari cantități de NaOH se folosesc la producerea sodiei calcinate, care este produsul de bază pentru industria sticlei.

Găsește mai multe informații despre importanța bazelor.





Bazele sunt substanțe compuse, a căror moleculă este alcătuită dintr-un atom de metal și una sau mai multe grupe hidroxil OH.

După solubilitate, bazele se divizează în *solubile* (baze alcaline) și *insolubile*.

Formula generală a bazelor este  $Me(OH)_n$ , unde Me – metalul, n – valența metalului, OH – grupa hidroxil.

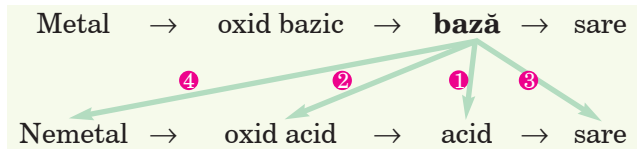
Denumirea bazelor se formează adăugând la termenul *hidroxid* numele metalului. De exemplu, NaOH – hidroxid de sodiu,  $Fe(OH)_2$  – hidroxid de fier (II) etc.

Alcaliile sunt substanțe periculoase. În cazul în care sunt folosite necorespunzător, acestea pot provoca arsuri chimice care se vindecă greu. De exemplu, varul stins  $Ca(OH)_2$ , pe care îl cunoaștem cu toții, în timpul văruii, poate afecta ochii și pielea.

### 4.3.2. Proprietățile chimice ale bazelor

**Ațiunea asupra indicatorilor.** Proprietatea comună a bazelor solubile (alcaliilor) este capacitatea lor de a schimba culoarea indicatorilor. Să ne amintim din cele studiate anterior că în soluțiile de baze alcaline fenolftaleina se colorează în zmeuriu, turnesolul în albastru, iar metiloranțul în galben.

**Proprietățile comune ale bazelor.** În linii generale, proprietățile bazelor (hidroxizilor) pot fi deduse din schema legăturilor genetice ale claselor de compuși:

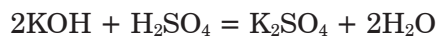


**Rețineți:** Toate bazele (solubile și insolubile) interacționează cu acizii (1), dar în reacție cu oxizii acizi (2), sărurile (3) și nemetalele (4) intră doar bazele alcaline.

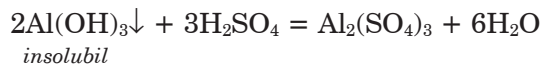
La încălzire, bazele alcaline se topesc, fără a se descompune, iar hidroxizii insolubili se descompun.

**1. Interacțiunea bazelor cu acizii** este o reacție de neutralizare, în urma căreia se formează sare și apă. Sunt posibile câteva variante de reacție, în funcție de tipul bazei sau a acidului (fig. 4.9).

a) Reacția dintre o bază alcalină și un acid tare:



b) Reacția dintre o bază insolubilă și un acid tare:



În ambele cazuri, reacția decurge până la capăt datorită formării apei.

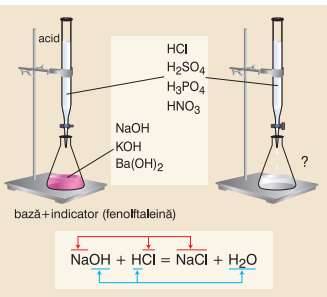
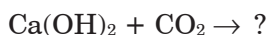
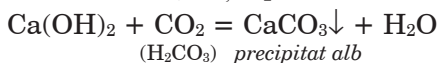


Fig. 4.9. Interacțiunea bazelor cu acizii.

**2. Reacția cu oxizii acizi.** Bazele alcaline interacționează cu oxizii acizi, formând sare și apă. La barbotarea dioxidului de carbon  $\text{CO}_2$  în apă de var (soluție de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ), se observă tulburarea soluției (fig. 4.10). Aceasta este o reacție de identificare a dioxidului de carbon. Partea stângă a ecuației arată astfel:

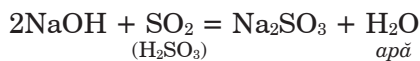


Care sunt produșii de reacție? Să ne amintim că la interacțiunea reprezentanților din seriile genetice diferite se formează în mod obligatoriu o sare. Deci în partea dreaptă a ecuației trebuie să avem o sare de calciu. Restul acid din componența sării se determină astfel: oxidului  $\text{CO}_2$  îi corespunde acidul  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , rezultă că este vorba de sarea  $\text{CaCO}_3$  (carbonatul de calciu). Ecuația nu este însă completă. Comparând partea stângă cu partea dreaptă, stabilim că trebuie să se formeze nu doar sare, ci și apă:

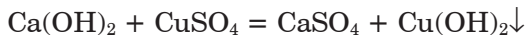


Reacția decurge până la capăt datorită formării precipitatului de carbonat de calciu insolubil în apă.

În mod similar decurge reacția dintre  $\text{NaOH}$  și  $\text{SO}_2$  (gaz):



**3. Reacția cu sărurile.** Interacțiunea bazelor tari cu sărurile are ca rezultat formarea unei noi baze insolubile și a unei sări noi. Pentru asemenea reacție, substanțele inițiale (sarea și baza) trebuie să fie solubile în apă, iar baza ce rezultă de aici trebuie să fie insolubilă:



În acest exemplu,  $\text{CuSO}_4$  este sarea inițială solubilă, iar  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  este baza insolubilă nou formată.

Amestecul dintre soluția de  $\text{CuSO}_4$  și laptele de var  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se numește *zeamă bordeleză* și se folosește la stropitul viilor, în calitate de fungicid (fig. 4.11).

**4. Descompunerea bazelor insolubile.** Spre deosebire de alcalii, bazele insolubile se descompun la încălzire. De exemplu:

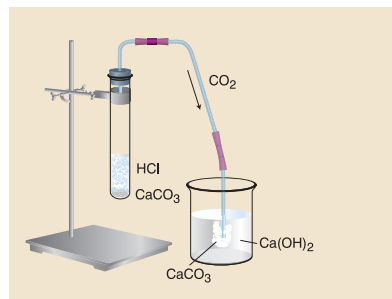
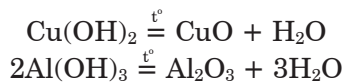


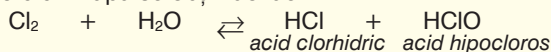
Fig. 4.10. Interacțiunea apei de var cu dioxidul de carbon.



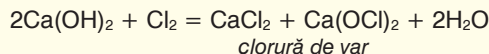
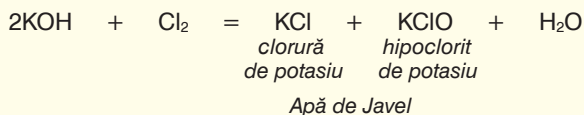
Fig. 4.11. Stropitul viței-de-vie cu zeamă bordeleză (amestec de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).



**1. La interacțiunea bazelor alcaline cu nemetalele se formează săruri și apă.** Astfel de reacții sunt însă foarte puține. De exemplu, la dizolvarea clorului în apă se obțin doi acizi:



Dacă însă clorul este barbotat printr-o soluție de bază alcalină, se formează produșii de neutralizare a acestor doi acizi, adică sărurile corespunzătoare lor:

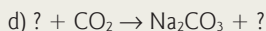
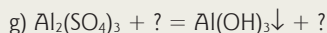
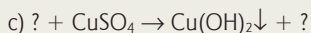
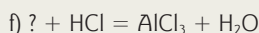
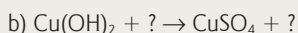
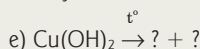
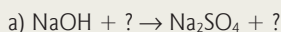


Soluțiile acestor substanțe sunt folosite ca dezinfectant, precum și ca înălbitor pentru hârtie și pentru țesăturile de in și bumbac.

1. Alege alcaliile din șirul de baze enumerate: NaOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, LiOH, Cu(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, KOH, Fe(OH)<sub>3</sub>. Prin ce se deosebesc bazele alcaline?

2. În baza schemei legăturilor genetice, determină proprietățile: a) hidroxidului de potasiu; b) hidroxidului de calciu. Scrie ecuațiile reacțiilor. Indică tipul fiecărei reacții.

3. Completează și egalează ecuațiile reacțiilor de mai jos:

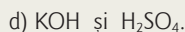
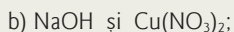
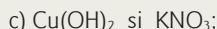
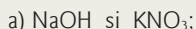


Cum pot fi îndepărtați din amestec sau din soluție produșii de reacție?

4. Alege bazele care se descompun la încălzire: NaOH, Cu(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, KOH, Zn(OH)<sub>2</sub>. Scrie ecuațiile reacțiilor de descompunere.

5. Care dintre aceste substanțe vor reacționa între ele: MgO, SO<sub>3</sub>, CuCl<sub>2</sub>, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, Ca(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

6. Ce substanțe din cadrul cuplului interacționează între ele în soluția apoasă:



Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

7. Calculează cantitatea de substanță și masa sării obținute la barbotarea dioxidului de carbon cu cantitatea de substanță de 0,2 mol printr-o soluție apoasă de hidroxid de calciu în exces.

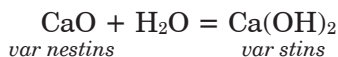


### 4.3.3. Metode de obținere a bazelor

Bazele pot fi obținute prin mai multe metode: interacțiunea metalelor alcaline cu apa, interacțiunea oxizilor bazici cu apa, interacțiunea sărurilor cu bazele alcaline.

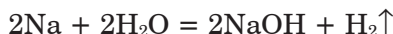
Să examinăm cum se obțin bazele solubile.

**1. Bazele solubile** (bazele alcaline sau alcaliile) se obțin prin interacțiunea oxizilor bazici cu apa. De exemplu, tratarea varului nestins (CaO) cu apă este o metodă ieftină de obținere a „varului stins“ în laborator sau industrie:



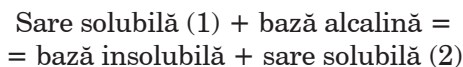
Această metodă nu poate fi aplicată însă și la sinteza industrială a hidroxizilor de sodiu sau potasiu (NaOH, KOH), deoarece oxizii lor sunt costisitori, iar metalele corespunzătoare (Na, K) sunt și mai scumpe. Din acest motiv, NaOH și KOH se obțin în industrie prin electroliza soluțiilor apoase ale sărurilor acestor metale.

În laborator, bazele alcaline NaOH și KOH pot fi obținute la interacțiunea dintre metal și apă:

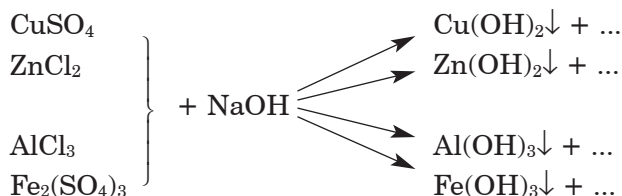


Această reacție este examinată în detalii la p. 109.

**2. Bazele insolubile** se obțin prin intermediul reacțiilor de schimb, care se desfășoară după principiul:



Deci, pentru a obține o bază insolubilă, este necesar să alegem o sare solubilă a metalului respectiv, care să intre în reacție cu o bază alcalină:



**Scrive ecuatiile chimice pentru fiecare reacție din această schemă. Ar putea fi înlocuită NaOH cu alte baze, cum ar fi KOH, Ca(OH)<sub>2</sub> sau Ba(OH)<sub>2</sub>?**



- Completează și egalează ecuațiile reacțiilor de obținere a bazelor:
  - $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
  - $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
  - $\text{CuSO}_4 + \dots \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \dots$
  - $\text{FeCl}_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \dots$
- Alege ecuațiile reacțiilor de schimb în urma cărora se obțin baze. Completează și egalează aceste ecuații:
  - $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + \text{H}_2\uparrow$
  - $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$
  - $\text{CuCl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$
  - $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$
- Ce substanțe din seriile **a-c** conțin baze care se descompun ușor la încălzire:
  - NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub> ;
  - NaOH, Cu(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub> ;
  - Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>?

Scrive ecuațiile reacțiilor de descompunere.
- Indică seria de oxizi care interacționează cu apa formând baze. Scrive ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
  - CuO, FeO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ;
  - Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO, CaO ;
  - CaO, BaO, Li<sub>2</sub>O ;
  - Na<sub>2</sub>O, MgO, SrO.
- Scrive ecuațiile reacțiilor chimice de mai jos și egalează-le:
  - $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
  - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
  - $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
  - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- \*6. Calculează masa hidroxidului de calciu obținut prin stingerea cu apă a oxidului de calciu cu masa de 112 kg. Ce masă și ce volum de apă se consumă în reacție?





## Lucru în echipă

1. Cum pot fi realizate practic procesele descrise în următoarele scheme:

- $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$
- $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$
- $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$

2. Comparați metodele de obținere a bazelor solubile și insolubile, folosind conspectul de reper alăturat.

Na (OH)  
K (OH)  
Ca (OH)<sub>2</sub>

Fe (OH)<sub>3</sub>  
Cu (OH)<sub>2</sub>  
Al (OH)<sub>3</sub>

K  
apă  
?

vapori de apă  
CaO  
apă  
?

CuCl<sub>2</sub> NaOH  
?



## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 7

### Proprietățile chimice generale ale bazelor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- clemă pentru eprubete;
- spirtieră;
- tub de sticlă;
- soluții de NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, HCl, CuCl<sub>2</sub> (CuSO<sub>4</sub>);
- fenolftaleină;
- vas cu apă.

### I. Interacțiunea bazelor alcaline cu oxizii acizi

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml de apă de var (soluție Ca(OH)<sub>2</sub> proaspăt preparată) și barbotăți prin ea dioxid de carbon CO<sub>2</sub>. Ce observați? Scrieți ecuația reacției.

### II. Interacțiunea bazelor cu acizi

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml de soluție de KOH și câteva picături de fenolftaleină. Ce culoare are soluția? Adăugați câteva picături de acid clorhidric. Ce observați? Scrieți ecuația reacției.

### III. Descompunerea bazelor insolubile

*Etapa I.* Turnați într-o eprubetă 1-2 ml de soluție de clorură sau sulfat de cupru (II) și adăugați câteva picături de soluție de NaOH. Ce observați?

*Etapa a II-a.* Încălziți conținutul eprubetei la o lampă de spirt. Ce observați? Scrieți ecuațiile reacțiilor posibile.

Spălați vesela. Faceți curățenie la locul de lucru.

## 4.4. Oxizii

### 4.4.1. Oxizii în viața noastră. Clasificarea

Oxizii sunt o clasă distinctă de compuși anorganici.

După proprietățile lor, oxizii se divizează în *oxizi acizi* și *oxizi bazici*.

Oxizii cărora le corespund acizi se numesc *oxizi acizi*.

Oxizii cărora le corespund baze se numesc *oxizi bazici*.

Oxizii au o mare importanță în viața noastră.

*Oxidul de calciu* se folosește la obținerea varului stins, la producerea sărurilor de calciu.

*Oxidul de aluminiu* se folosește ca pulbere abrazivă, la producerea materialelor refractare, la construcția laserelor și în calitate de catalizator.

*Oxidul de zinc* se utilizează ca pigment alb sau în medicină.

*Oxidul de azot (I) N<sub>2</sub>O* se folosește ca anestezic.

*Oxidul de carbon (IV) CO<sub>2</sub>* joacă un rol important în procesul de fotosinteză. Este utilizat la producerea apei minerale gazoase, ca agent de răcire, la obținerea zăpezii carbonice.

*Oxidul de fosfor (V) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>* se folosește ca agent de deshidratare și uscare.

*Oxidul de sulf (IV) SO<sub>2</sub>* se utilizează ca solvent, ca agent dezinfectant și ca materie primă pentru obținerea oxidului de sulf (VI), care duce la formarea acidului sulfuric.

Scris ecuația reacției ce stă la baza procesului de fotosinteză.

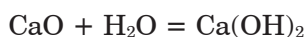


Elaborați și prezentați o lucrare cu tema „Oxizii în viața noastră”, cu ajutorul unui demers de investigație.

### 4.4.2. Proprietățile chimice ale oxizilor

#### 1. Interacțiunea cu apa

a) *Oxizii bazici*, formați de metalele din subgrupele principale ale grupelor I și II (exceptând beriliul), interacționează cu apa, formând baze solubile sau puțin solubile. De exemplu :



b) *Oxizii acizi* (exceptând SiO<sub>2</sub>) interacționează cu apa formând acizi. De exemplu :



**Oxizi bazici – oxizii cărora le corespund baze**

Na <sub>2</sub> O	–	NaOH
CaO	–	Ca(OH) <sub>2</sub>
MgO	–	Mg(OH) <sub>2</sub>
CuO	–	Cu(OH) <sub>2</sub>

**Oxizi acizi –  
oxizii cărora le  
corespund acizi**

SO <sub>2</sub>	–	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
SO <sub>3</sub>	–	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	–	HNO <sub>3</sub>
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	–	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
CO <sub>2</sub>	–	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
SiO <sub>2</sub>	–	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>

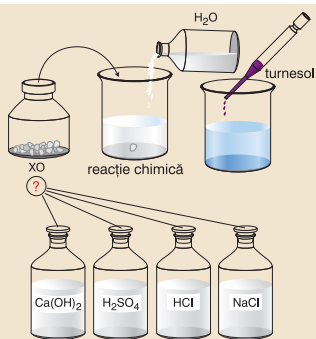
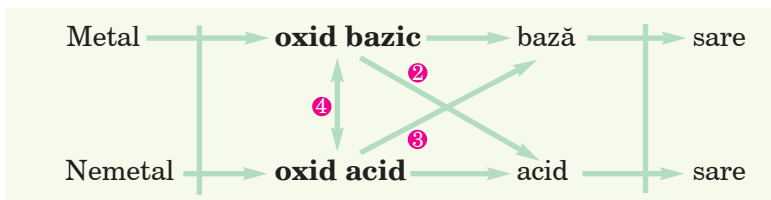
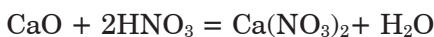


Fig. 4.12. Cu care din aceste substanțe va reacționa oxidul XO?

Alte proprietăți importante ale oxizilor pot fi determinate cu ajutorul schemei legăturilor genetice. Trebuie să reținem însă că oxizii nu intră în reacție cu substanțele situate la capetele schemei (ca excepție, unii oxizi bazici interacționează cu nemetalele reducătoare).

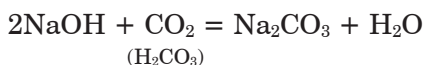


**2. La interacțiunea oxizilor bazici cu acizii se formează sare și apă :**

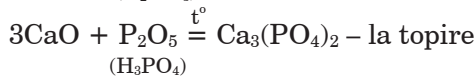
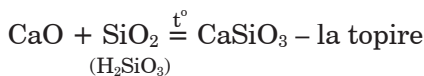
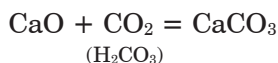


Reacția decurge până la capăt datorită formării apei H<sub>2</sub>O.

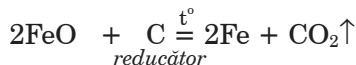
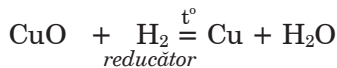
**3. În urma reacției dintre oxizii acizi și bazele alcaline se formează sare și apă.** De exemplu :



**4. La interacțiunea unui oxid bazic cu un oxid acid se obține o sare.** De exemplu :



**\*5. Oxizii bazici interacționează cu nemetalele reducătoare :**



Reacții de acest tip sunt specifice numai pentru oxizii metalelor din grupele I și II subgrupele principale (cu excepția Be, Mg).

1. Scrie formulele oxizilor ce corespund următorilor compuși: NaOH, KOH, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Separă oxizii în două grupe: a) oxizi bazici; b) oxizi acizi. Numește substanțele.
2. Care dintre următorii oxizi vor interacționa cu apa: P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Na<sub>2</sub>O, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeO, SO<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>, CaO? Alcătuieste ecuațiile reacțiilor și numește substanțele obținute.





3. În baza schemei legăturilor genetice, determină proprietățile: a) oxidului de calciu; b) oxidului de carbon (IV). Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
4. Completează ecuațiile reacțiilor și egalează-le:
- |   |   |
|---|---|
| a) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + ?$              | f) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$     |
| b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + ?$ | g) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$      |
| c) $\text{MgO} + ? \rightarrow \text{MgCl}_2 + ?$                         | h) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} ?$          |
| d) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow ? + ?$                           | i) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} ?$ |
| e) $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$               | j) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$                     |



### Lucru în echipă

- Medicii prescriu preparate ce conțin oxid de magneziu pentru tratarea hiperacidității gastrice. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor ce au loc între oxidul de magneziu și acidul clorhidric (care se găsește în stomac). Ce proprietate comună tuturor acizilor relevă acidul clorhidric în această reacție? Cum se schimbă gradul de aciditate după administrarea unei doze de oxid de magneziu (crește sau se micșorează)? Calculați cantitatea de substanță și masa oxidului de magneziu necesare pentru neutralizarea a 0,2 mol de acid clorhidric. Calculați masa acidului clorhidric care intră în reacție.
- Cum poate fi curățat de rugină un cui de fier (sau alt obiect de fier) pe cale chimică? Cu ajutorul căror substanțe am putea îndepărta rugină, dacă știm că aceasta reprezintă un amestec din oxid de fier (II), oxid de fier (III) și hidroxid de fier (III)? Demonstrați corectitudinea alegerii substanțelor alcătuiind ecuațiile reacțiilor.
- Alegeți oxizii care interacționează cu oxidul de calciu, formând sare:  
a)  $\text{SiO}_2$ ; b)  $\text{MgO}$ ; c)  $\text{SO}_3$ ; d)  $\text{P}_2\text{O}_5$ .  
Scrieți ecuațiile acestor reacții.
- Calculați masa hidroxidului de calciu format la interacțiunea cu apă a oxidului de calciu cu masa de 11,2 g.

### 4.4.3. Obținerea oxizilor

Studiind temele anterioare, am aflat cum se obțin oxizii.

Există câteva metode de sinteză a acestora.

1. *Interacțiunea substanțelor simple cu oxigenul* (de cele mai multe ori la încălzire) este cea mai accesibilă cale de sinteză a oxizilor bazici și acizi.

Obținerea oxizilor bazici :

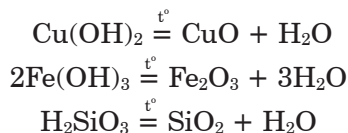


Obținerea oxizilor acizi :



← Numește substanțele inițiale și produșii de reacție.

2. *Descompunerea substanțelor compuse* (la încălzire). Astfel, oxizii bazici se obțin din bazele insolubile, iar oxizii acizi – din acizii insolubili corespunzători :



Unii oxizi se găsesc și în natură. Oxizii de fier, spre exemplu, se întâlnesc sub formă de zăcăminte minerale, oxidul de siliciu  $\text{SiO}_2$  este componentul principal al nisipului, iar dioxidul de carbon  $\text{CO}_2$  se găsește în atmosferă.

La descompunerea termică a unor săruri, se formează un oxid acid și un oxid bazic. De exemplu:



Această reacție stă la baza producerii industriale a varului nestins  $\text{CaO}$  din calcar  $\text{CaCO}_3$  (fig. 4.16).

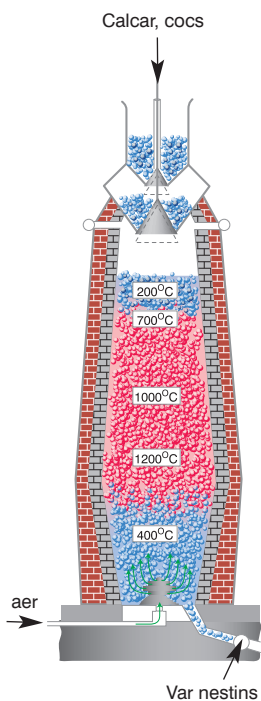


Fig. 4.13. Furnal de producere a varului nestins.

1. Indică oxizii care, în condiții obișnuite, sunt substanțe gazoase:

- a)  $\text{SiO}_2$  b)  $\text{CO}_2$  c)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  d)  $\text{SO}_2$  e)  $\text{P}_2\text{O}_5$  f)  $\text{CuO}$

2. Află oxizii care pot fi obținuți la descompunerea următorilor hidroxizi. Scrie ecuațiile reacțiilor:

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  c)  $\text{Ca(OH)}_2$  e)  $\text{NaOH}$   
b)  $\text{Cu(OH)}_2$  d)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  f)  $\text{Fe(OH)}_3$

\*3. Se cere: a) Finisează ecuațiile reacțiilor și egalează-le:

- a)  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} ?$  d)  $\text{P} + ? \xrightarrow{t^\circ} \text{P}_2\text{O}_5$   
b)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$  e)  $\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$   
c)  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + ?$  f)  $? + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2$

b) În care dintre aceste reacții se formează concomitent oxizi acizi și oxizi bazici?

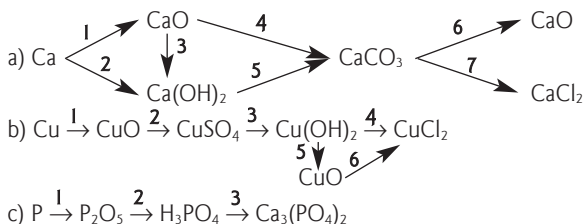
4. La prăjirea calcarului, se obțin doi produși valoroși: varul nestins  $\text{CaO}$  și dioxidul de carbon. Ambii produși sunt folosiți în industria zahărului. Calculează masele acestor oxizi formați din calcar ( $\text{CaCO}_3$ ) cu masa de 100 kg.

5. Încearcă să alcătuiesti o formulă generală a oxizilor.



### Lucru în echipă

• Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:





În viața cotidiană, întâlnim substanțe (hidroxizi și oxizi) care manifestă concomitent proprietăți bazice și acide. Aceste substanțe se numesc *amfotere*. *Amfoteritatea* este capacitatea substanțelor de a interacționa cu acizii și bazele alcaline, manifestând proprietăți bazice și acide. Din limba greacă, cuvântul *amfoteritate* (*amphoterios*) s-ar putea traduce prin „și una, și alta“.

Din hidroxizii amfoteri fac parte hidroxidul de zinc și hidroxidul de aluminiu, cărora le corespund oxidul de zinc și oxidul de aluminiu.

## 4.5. Sărurile

### 4.5.1. Importanța sărurilor în viața omului

Analizând proprietățile claselor de compuși anorganici, vom observa că majoritatea acizilor și a bazelor sunt compuși *caustici*, atacând țesuturile, pielea, organismele vii. Prin urmare, acizii și bazele își găsesc utilizare mai mult în procesele tehnologice, industriale. Sărurile formează compuși care au capacitatea să *neutralizeze* acțiunea fiziologică a acizilor și bazelor. Iată de ce sărurile sunt utilizate nu doar în industria chimică; ele pot participa la diverse procese fiziologice, având o mare importanță vitală (*fig. 4.14*).

*Utilizarea sărurilor în medicină.* Se știe că nitratul de aluminiu  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  sporește aciditatea organismului și capacitatea de digerare a sucului gastric. Microdoze de aluminosilicați și de argile ce conțin aluminiu sunt utilizate la tratarea bronșitei, gastritei, fiind indicate și în cazurile de descumare a unghiilor, de cădere a părului și genelor.

*Bromurile* sunt întrebuințate ca preparate medicamentoase pentru afecțiunile sistemului nervos.

*Sărurile de calciu* din organism joacă rolul de „material de construcție“ pentru oase și dinți, au o importanță semni-

Ce tip de legătură chimică se realizează între metal și restul acid în molecula de sare?

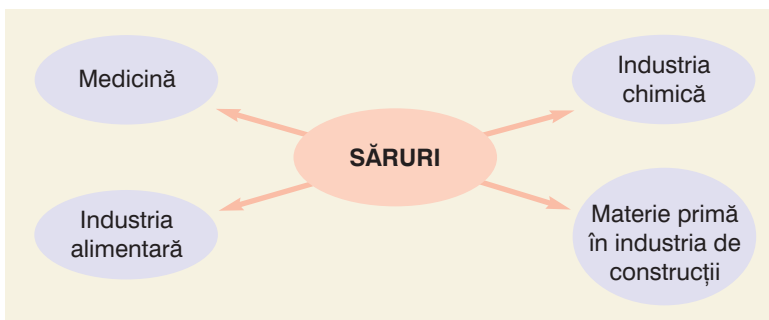


Fig. 4.14. Utilizarea sărurilor în diverse domenii.



Sarea de bucătărie  $\text{NaCl}$  este extrasă din lacurile sărate și din mine, care se află pe teritoriul României, Poloniei, Ucrainei. În urma extragerii sării, în mine se formează goluri subterane de mari dimensiuni, unde există condiții optime pentru tratarea bolilor respiratorii. În special, aerul din saline are proprietăți curative uimitoare, restabilind forțele vitale ale organismului uman.

ficativă în procesul metabolic, asigură coagularea normală a sângelui etc.

*Utilizarea sărurilor în industria alimentară.* Clorura de sodiu  $\text{NaCl}$ , în limbajul comun numită *sarea de bucătărie*, este indispensabilă în alimentație. Dacă cantitatea de sodiu (care ar trebui, în mare parte, să ajungă în organism cu alimentele) este mai mică decât norma necesară, acest fapt poate influența negativ starea de sănătate. Dar și excesul de sare în organism este dăunător, provocând creșterea tensiunii arteriale.

Se știe că celulele mucoaselor intestinale asimilează ușor fierul divalent sub formă de clorură de fier  $\text{FeCl}_2$  și sulfat de fier (II)  $\text{FeSO}_4$ . În produsele alimentare, fierul se găsește în stare trivalentă.

Cea mai mare cantitate de fier, sub formă de săruri, se conține în varza de mare, caisele uscate, ficatul de vită, fasole, pătrunjel, crupele de ovăz, piersici, curmale etc.

Sărurile de potasiu se conțin în alimentele vegetale: pepeni galbeni, portocale, mandarine, banane, afine, zmeură, orez etc.

*Utilizarea în industria chimică și industria construcțiilor.* Încă romanii din Antichitate foloseau, la construcții, varul. O răspândire largă o au ghipsul –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  și alabastrul –  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Aceste săruri se folosesc la realizarea sculpturilor din ghips. Cimentul, frecvent utilizat în sfera construcțiilor, este alcătuit în special din silicați și aluminosilicați de calciu. Scările, pervazurile sunt confecționate din ciment magnezian, în componența căruia intră oxid de magneziu și clorură de magneziu.

Sulfatul de bariu  $\text{BaSO}_4$  se utilizează la fabricarea hârtiilor de valoare (bani, documente).

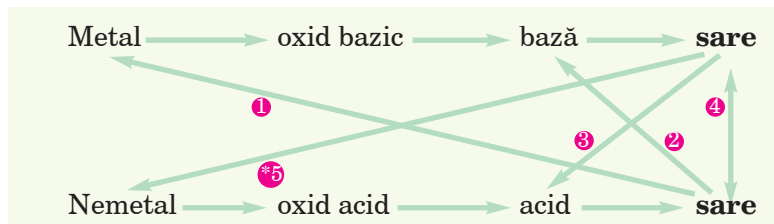
O mare importanță industrială are carbonatul de sodiu,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , numit și *sodă*. Anual, în lume se produc zeci de milioane de tone de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Formula chimică a sodei calcinate este  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , cea a sodei de spălat –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , iar  $\text{NaHCO}_3$  este formula sodei alimentare. Soda calcinată se utilizează pe larg la producerea sticlei, săpunului, sulfatului de sodiu, coloranților organici.



Elaborați și prezentați o lucrare cu tema „Rolul biologic al sărurilor și utilizarea lor în viața cotidiană”, cu ajutorul unui demers de investigație.

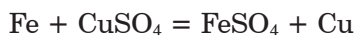
## 4.5.2. Proprietățile chimice ale sărurilor

Bazându-ne pe schema legăturilor genetice, vom stabili clasele de compuși anorganici cu care sărurile pot interacționa. (Să ne amintim că sărurile nu intră în reacție cu oxizii.)



Așadar, sărurile intră în reacție cu: 1) metalele; 2) bazele; 3) acizii; 4) alte săruri; \*5) nemetalele. Să examinăm fiecare dintre aceste proprietăți în parte.

**1. Interacțiunea cu metalele.** Alegem substanțele reactante ținând cont de principiul de alcătuire a seriei de substituție a metalelor: fiecare metal din această serie înlocuiește metalele care urmează după el din soluțiile sărurilor lor. De exemplu, cu sulfatul de cupru pot reacționa toate metalele situate până la cupru în această serie. Astfel, fierul, fiind mai activ, substituie cuprul din sarea sa:



**2. Interacțiunea cu bazele** (vezi proprietățile chimice ale bazelor).

**3. Interacțiunea cu acizii** (vezi proprietățile chimice ale acizilor).

**4. Interacțiunea cu alte săruri.** În urma reacției dintre două săruri, se formează două săruri noi. Substanțele inițiale se aleg conform principiilor:

- sărurile inițiale trebuie să fie solubile;
- una dintre sărurile nou formate trebuie să fie insolubilă.

Astfel, dacă luăm pentru reacție sarea  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , cealaltă sare inițială trebuie să conțină metalul care, combinându-se cu restul acid  $\text{SO}_4$ , să formeze o sare insolubilă sau puțin solubilă. Analizând tabelul solubității, stabilim că ar fi potrivite sărurile de bariu și plumb ( $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ). Nu contează care este restul acid al celei de-a doua sări, căci toate sărurile de sodiu sunt solubile:

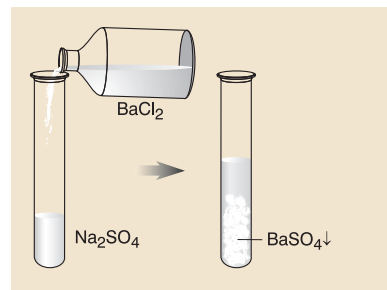
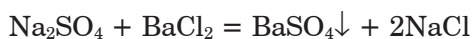


Fig. 4.15. Interacțiunea dintre două săruri.

În baza unor exemple concrete, scrie ecuațiile reacțiilor dintre baze și acizi.

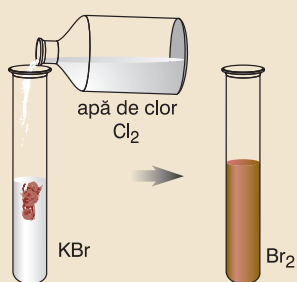
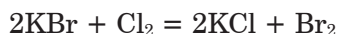


Fig. 4.16. Interacțiunea dintre o sare și un nemetal.

**\*5. Interacțiunea cu nemetalele** are ca rezultat formarea unei sări noi și a unui nou nemetal. Reacția este posibilă doar pentru elementele din subgrupa principală a grupei a VII-a (F, Cl, Br, I). Fiecare dintre aceste nemetale înlocuiește nemetalele care urmează după ele din soluțiile sărurilor lor. De exemplu :



1. Care dintre substanțe vor interacționa între ele:

- |                               |                              |
|-------------------------------|------------------------------|
| a) $\text{CaCl}_2$ ;          | e) $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; |
| b) $\text{CuSO}_4$ ;          | f) $\text{HCl}$ ;            |
| c) $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; | g) $\text{NaOH}$ ;           |
| d) $\text{AgNO}_3$ ;          |                              |

Scrie ecuațiile reacțiilor. Trage concluzii asupra posibilității de desfășurare a fiecărei reacții.



- \*2.** Dacă am introduce o monedă de cupru într-o soluție de nitrat de mercur (II)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , moneda ar deveni argintie. Din ce cauză? Ilustrează răspunsul cu ecuația reacției.
- \*3.** O placă de fier cu masa de 100 g a fost ținută un timp într-o soluție de sulfat de cupru (II), apoi a fost scoasă, spălată, uscată și cântărită. Masa ei a crescut cu 2 g. Calculează masa cuprului depus pe placa de fier.
4. Explică din ce cauză nu se recomandă ca utilajul pentru stropitul viilor să fie confecționat din fier.
5. Pentru îmbunătățirea calității solurilor acide, acestea sunt tratate cu calcar ( $\text{CaCO}_3$ ) mărunțit. Ce reacții decurg între carbonatul de calciu și acizii clorhidric, sulfuric și azotic din sol? Scrie ecuațiile reacțiilor. Ce proprietate comună a acizilor se manifestă în aceste reacții?
- \*6.** Pentru stropitul viței-de-vie, este folosită zeama bordeleză, care se prepară din var stins  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , piatră-vânăță  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  și apă în raportul de mase 1:1:100. Ce reacții au loc în acest amestec? Sub forma cărei substanțe se află cuprul în amestec?

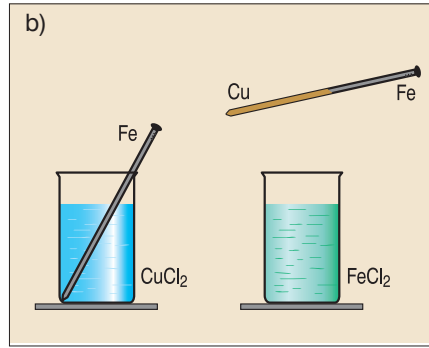
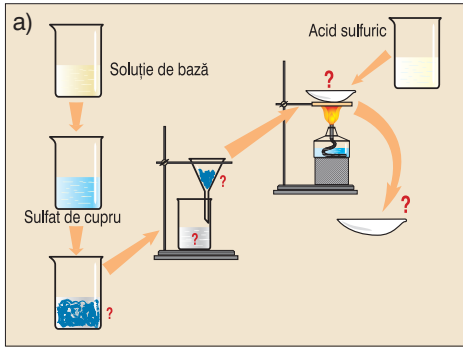


### Lucru în echipă

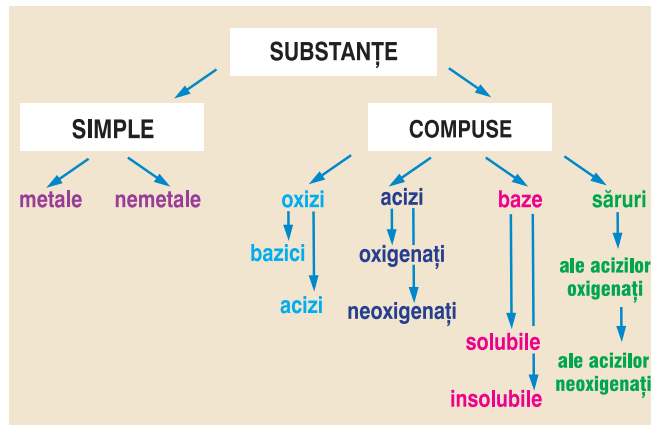
I. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

- a)  $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
- b)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- c)  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$

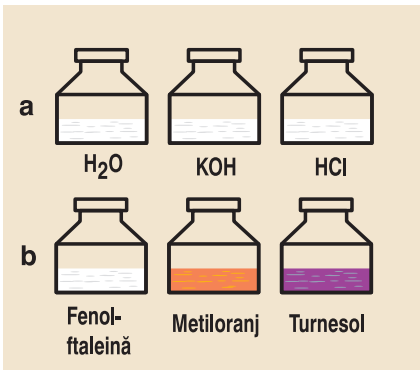
2. Descrieți procesele reprezentate în fig. a) și b). Numiți sărurile. Alcătuiți o problemă asemănătoare folosind alte metale.



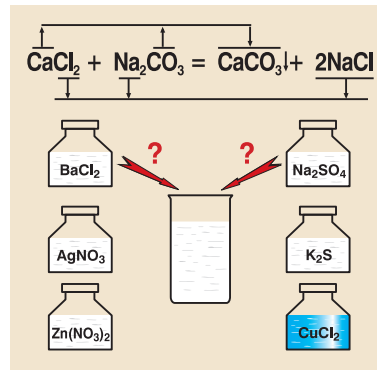
3. Repartizați formulele de mai jos conform schemei din dreapta:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{CaO}$ .



4. Identificați conținutul celor trei vase (a) cu ajutorul indicatorilor (b).



5. Ce săruri pot fi obținute din cei șase reactanți? Scrieți ecuațiile reacțiilor conform modelului prezentat.







## EXPERIENȚA DE LABORATOR NR. 8

### Proprietățile chimice generale ale sărurilor

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- spirtieră;
- placă de sticlă;
- set de reactivi (conform însărcinărilor propuse).

#### I. Interacțiunea sărurilor cu metalele

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție de sulfat de cupru și introduceți un cui de fier. Ce observați peste o perioadă de timp? Scrieți ecuația reacției posibile.

#### II. Interacțiunea sărurilor cu bazele alcaline

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție de sulfat de cupru și adăugați, picătură cu picătură, soluție de NaOH. Ce observați? Scrieți ecuația reacției respective.

#### III. Interacțiunea sărurilor cu acizii

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție de clorură de bariu și adăugați, picătură cu picătură, acid sulfuric diluat. Ce observați? Scrieți ecuația reacției respective.

#### IV. Interacțiunea cu alte săruri

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție de sulfat de sodiu și adăugați, picătură cu picătură, soluție de clorură de bariu. Ce observați? Scrieți ecuația reacției respective.

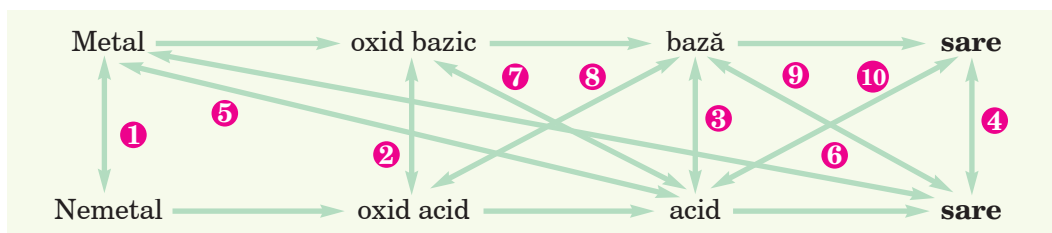
Formulați concluziile.

Spălați vesela. Faceți curățenie la locul de lucru.

### 4.5.3. Obținerea sărurilor

Metodele de obținere a sărurilor pot fi alese cu ajutorul schemei seriilor genetice. Orice interacțiune dintre componenții seriei metalelor și cei ai seriei nemetalelor dă naștere la săruri. Substanțele se aleg în așa mod, încât sarea formată să fie izolabilă.

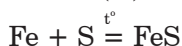
Examinăm schema, numerotăm metodele de obținere, alegem substanțele concrete și scriem ecuațiile reacțiilor. La sfârșit, putem medita privitor la eliminarea sării necesare.



Pe lângă posibilitățile de interacțiune ①-⑩, indicate în schemă prin săgeți, mai există trei variante de obținere a sărurilor (bază + nemetal, sare + oxid acid, sare + nemetal), dar ele vor fi studiate mai târziu.

### ①. *Interacțiunea dintre substanțele simple metale și nemetale*

De exemplu, la interacțiunea piliturii de fier cu sulf se formează sarea sulfura de fier (II) FeS:



Excesul de fier poate fi înlăturat cu ajutorul magnetului, iar excesul de sulf – prin spălare cu apă (iese la suprafața apei).

### ②. *Reacția oxizilor bazici cu oxizii acizi*

De exemplu, în aer liber varul nestins se transformă în carbonat de calciu:



### ③. *Reacția bazelor cu acizii*

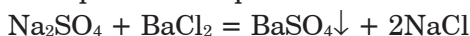


Precipitatul de sulfat de bariu poate fi separat prin filtrare.



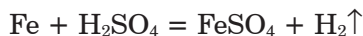
Are loc reacția de neutralizare, care decurge până la capăt datorită formării apei H<sub>2</sub>O. Sarea K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> poate fi eliminată prin vaporizarea până la sec a soluției.

④. *Reacția dintre două săruri* cu formarea a două săruri noi decurge doar în cazul când unul dintre produși este insolubil în apă. De exemplu:



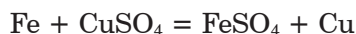
Precipitatul de sulfat de bariu poate fi separat prin filtrare. Iar cealaltă sare NaCl, care se află în soluție, poate fi obținută după vaporizarea apei, dacă desigur în mediul de reacție nu există surplus de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> sau BaCl<sub>2</sub>.

⑤. *Interacțiunea metalelor cu acizii*. Sărurile de fier (II) se obțin prin dizolvarea fierului în acizi diluați, de exemplu:



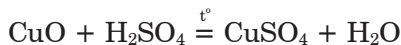
Fierul se ia în exces. La sfârșitul reacției, excesul de fier se înlătură prin filtrare. Filtratul (soluția trecută prin filtru) este supus vaporizării și astfel se obțin practic cristalele de sulfat de fier.

⑥. *Interacțiunea metalelor cu sărurile*. De exemplu, sarea sulfatului de fier (II) se obține la tratarea fierului (în exces) cu soluție de sulfat de cupru (II):



La sfârșitul reacției de substituție, cuprul și fierul (exces) sunt filtrați, iar sulfatul de fier din soluție este separat prin vaporizarea apei.

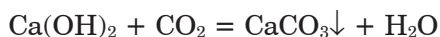
**7. Interacțiunea oxizilor bazici cu acizii.** De exemplu :



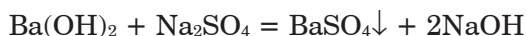
După vaporizarea soluției obținute, rămân cristale albastre de piatră-vânăță  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**8. Interacțiunea oxizilor acizi cu bazele alcaline.**

La barbotarea dioxidului de carbon prin apă de var se obține carbonat de calciu :

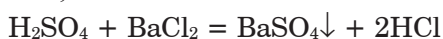


**9. Interacțiunea bazelor alcaline cu sărurile.**



Precipitatul alb de sulfat de bariu este separat prin filtrare.

**10. Interacțiunea acizilor cu sărurile.**



Sarea ce se obține se separă din soluție prin filtrare.

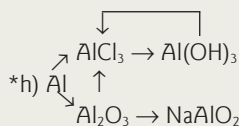
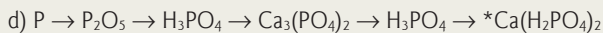
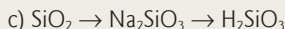
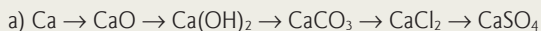
1. Ce proprietăți comune pentru săruri manifestă sulfatul de cupru? Scrie ecuațiile reacțiilor posibile.

Notă: Pentru reacția cu acizii, se poate lua acid sulfhidric. De ce? Formulează concluzii asupra lucrării.

2. Cu ce substanțe reacționează clorura de calciu, dacă se poate forma: a) sulfat de calciu; b) carbonat de calciu; c) fosfat de calciu; d) hidroxid de calciu; e) clorură de hidrogen. Scrie ecuațiile reacțiilor și explică de ce acestea decurg până la capăt.
3. Care dintre substanțele enumerate vor reacționa între ele: a)  $\text{MgCl}_2$ ; b)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; c)  $\text{FeSO}_4$ ; d)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; e)  $\text{Pb(NO}_3)_2$ ; f)  $\text{BaCl}_2$ ; g)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; h)  $\text{HCl}$ ; i)  $\text{KOH}$ ; j)  $\text{Ca(OH)}_2$ ?

Scrie ecuațiile reacțiilor chimice. Formulează concluzii asupra desfășurării fiecăreia dintre reacții.

4. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor chimice pentru transformările:



5. După schema seriilor genetice, determină toate căile posibile de obținere a sărurilor și dă exemple de reacții. Pentru fiecare caz, explică în ce mod poate fi separată sarea în stare pură. Scrie ecuațiile reacțiilor.

6. Folosind schema seriilor genetice, obține sărurile: a)  $\text{FeSO}_4$ ; b)  $\text{ZnCl}_2$ .



## LUCRAREA PRACTICĂ NR. 1

### Legătura reciprocă dintre principalele clase de compuși anorganici

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).



#### Ustensile și reactivi:

- stativ cu eprubete;
- tub de sticlă;
- placă de sticlă;
- spirtieră;
- reactivi (conform variantelor alese).

În experiențele de laborator efectuate anterior erau indicați reactivii necesari.

În această lucrare veți învăța să soluționați probleme experimentale.

**Exemplu.** Se dau trei eprubete numerotate ce conțin anumite substanțe. Determinați în care dintre eprubete se găsește: a) acid; b) bază alcalină; c) apă distilată.

1. Vom încerca să „improvizăm“ un experiment. Vom alege o substanță care reacționează și cu baza, și cu acidul, dar în mod diferit.

Această substanță este indicatorul. De exemplu, turnesolul. În acid, turnesolul capătă culoare roșie, în bază – culoare albastră, în apă culoarea turnesolului este violetă. Așadar, cu ajutorul turnesolului, se poate identifica acidul, baza și apa distilată.

2. Să efectuăm experimentul. Pentru aceasta, adăugăm la fiecare soluție câte 2-3 picături de soluție de turnesol sau îmbibăm în fiecare soluție bucăți de hârtie de turnesol.

Înscriem în caiet observațiile și concluziile:

*Eprubeta nr. 1.* Turnesolul capătă culoare roșie; aici se găsește acid.

*Eprubeta nr. 2.* Turnesolul capătă culoare albastră; aici avem bază alcalină.

*Eprubeta nr. 3.* Culoarea violetă nu se schimbă; aici avem apă distilată.

Din problemele experimentale de mai jos, rezolvați-le pe cele indicate de profesor după următorul **plan**:

1. Alcătuiți planul experimentului în care să arătați ce substanțe și în ce consecutivitate vor reacționa una cu alta. Indicați șirul de transformări care vor avea loc.
2. Scrieți ecuațiile reacțiilor.
3. Efectuați experimentul. Înscrieți în caiet observațiile.

### Sarcini experimentale

1. Determinați în care dintre două eprubete se găsește soluție de clorură de sodiu și în care din ele e apă distilată.
2. Determinați, pe cale experimentală, în care din trei eprubete numerotate se găsește acid sulfuric, acid clorhidric și acid azotic.
3. Demonstrați, pe cale experimentală, că hidroxidul de calciu manifestă proprietăți bazice.
4. Demonstrați, pe cale experimentală, că oxidul de magneziu face parte din oxizii bazici.
5. Demonstrați, pe cale experimentală, că acidul sulfuric manifestă proprietăți acide.
6. Determinați în care din trei eprubete numerotate se găsește oxid de calciu, oxid de cupru (II), oxid de zinc.
7. Se dă oxid de cupru (II). Obțineți: a) nitrat de cupru (II); b) clorură de cupru (II).
8. Se dă fier. Obțineți hidroxid de fier (II).
9. Obțineți și separați hidroxidul de cupru (II), dacă se dă oxid de cupru (II).
10. Obțineți oxid de cupru (II) din soluție de sulfat de cupru (II).
11. Se dă soluție de carbonat de sodiu (sodă). Obțineți dioxid de carbon și demonstrați că este un oxid acid.
12. Obțineți hidroxid de zinc din zinc metalic.
13. Obțineți, prin trei metode, carbonat de calciu, dacă aveți la dispoziție soluții de carbonat de sodiu, hidroxid de calciu, acid azotic. Care este cea mai rațională metodă?
14. Efectuați pe cale experimentală următoarele transformări:
  - a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$
  - b)  $\text{FeCl}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
  - c)  $\text{CuCl}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CuO}$

Formulați concluzii. La sfârșitul experimentului, spălați vesela, faceți curățenie la locul de lucru.

## 4.6. Legătura genetică și legătura reciprocă dintre principalele clase de compuși anorganici

Să ne amintim că între substanțele anorganice simple și compuse (oxizi, acizi, baze și săruri) există o legătură genetică care explică posibilitatea transformărilor reciproce. Astfel, o substanță simplă (metal) cum este, de exemplu, calciul, în urma combinării cu oxigenul, se transformă în oxid de calciu și apoi în hidroxid de calciu. Acesta, la interacțiunea cu un acid, dă o sare. Transformarea poate fi reprezentată astfel:

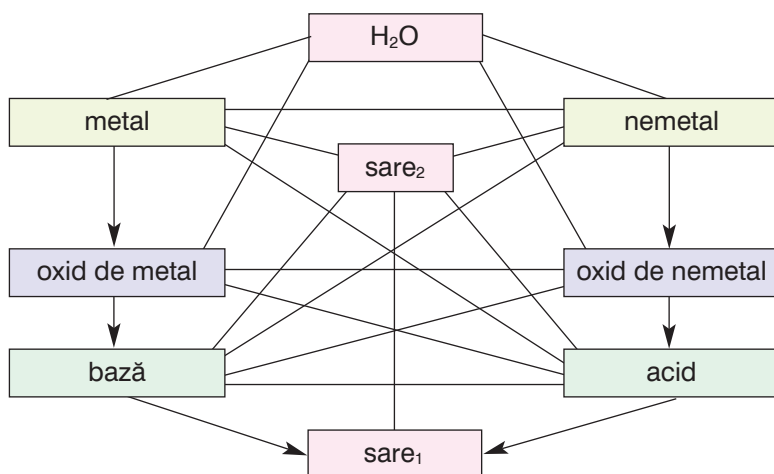


Produsul final, fosfatul de calciu, poate fi obținut și pe altă cale, pornind de la nemetal.



Prin urmare, pe diferite căi, a fost obținută una și aceeași sare. Poate fi realizată și transformarea inversă, pornind de la o sare și ajungând la alți compuși anorganici. O astfel de relație dintre principalele clase de compuși anorganici este prezentată prin schemele legăturilor genetice, din care pot fi deduse proprietățile chimice ale acestora.

Legătura reciprocă dintre clasele de substanțe anorganice poate fi reprezentată astfel :



- După schema legăturii genetice, dedu proprietățile:
  - acidului sulfuric;
  - hidroxidului de bariu;
  - clorurii de calciu.
- Se dau acizii:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ . Care dintre aceste substanțe pot fi obținute la interacțiunea oxidului respectiv cu apa? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
- Termină și egalează ecuațiile:
  - $\text{CuSO}_4 + ? \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + ?$
  - $\text{AlCl}_3 + ? \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + ?$
  - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + ?$
- Răspunde la următoarele întrebări:
  - Oxizii metalelor active por reacționa cu apa?
  - Hidroxidul de sodiu reacționează cu oxidul de cupru (II)?
  - Formula substanței „X” din schema  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{„X”}$  este  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?
  - Acidul clorhidric poate reacționa cu toate substanțele din grupul următor: fier, oxid de fier (III), hidroxid de cupru (II)?
- La investigația cu raze röntgen a organismului uman se folosește sulfat de bariu, care nu permite trecerea radiației (de exemplu, când se investighează stomacul pacientului). Ce cantitate de substanță și ce masă de oxid de bariu și de acid sulfuric sunt necesare pentru obținerea a 100 g sulfat de bariu?



## EVALUARE SUMATIVĂ

- I. Se dau compușii: NaOH, SO<sub>2</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CaCO<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, HCl.  
Alege clasa la care se referă fiecare compus și scrie formulele în spațiul din dreptul fiecărei clase.

Clasa de compuși	Compusul
1. Săruri	_____
2. Baze	_____
3. Oxizi	_____
4. Acizi	_____



- II. Care dintre substanțe formează un acid la dizolvarea în apă:  
a) KCl      b) MgO      c) SO<sub>3</sub>      d) SiO<sub>2</sub>?

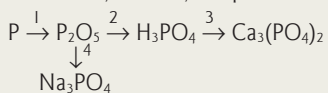
- III. Alcătuieste formulele chimice corespunzătoare fiecărei denumiri:

Denumirea	Formula
1. hidroxid de potasiu	_____
2. acid azotic	_____
3. oxid de sulf (VI)	_____
4. oxid de aluminiu	_____
5. fosfat de calciu	_____

- IV. Hidroxidul de calciu interacționează cu:  
a) Na<sub>2</sub>O      b) Fe      c) AgCl      d) CO<sub>2</sub>

- V. Cu acidul sulfuric diluat poate interacționa:  
a) Cu      b) Fe      c) Au

- VI. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



- VII. Se dau substanțele: Na; KCl; NaOH; Na<sub>2</sub>O; K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; KOH; NaCl; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; SO<sub>3</sub>; K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.  
Alege substanțele care pot forma o serie genetică completă și reprezintă-o.

- VIII. Care dintre perechile de substanțe de mai jos pot interacționa între ele:  
a) KCl + AgNO<sub>3</sub>      b) BaCl<sub>2</sub> + NaOH      c) HCl + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      d) NaCl + HNO<sub>3</sub>?

- IX. Formula oxidului de calciu este \_\_\_\_\_. Acesta interacționează cu apa, formând laptele de var \_\_\_\_\_. La trecerea dioxidului de carbon prin laptele de var, se formează sarea insolubilă \_\_\_\_\_.

- X. Calculează masa varului stins Ca(OH)<sub>2</sub> care poate fi obținută din 56 kg de var nestins CaO. În ce stare de agregare va fi Ca(OH)<sub>2</sub> dacă apa va fi luată: a) doar în cantitatea necesară conform ecuației reacției; b) în exces?



## Apa. Soluțiile. Disociația electrolitică

# 5

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- să descrii compoziția, proprietățile fizice și chimice ale apei și utilizarea ei și să stabilești legătura dintre acestea;
- să apreciezi rolul apei în viața cotidiană și rolul vital al soluțiilor;
- să explici compoziția apei naturale și a poluanților ei, să indici metodele de epurare, dedurizare și utilizare a apei;
- să apreciezi solubilitatea substanțelor, să caracterizezi compoziția soluțiilor apoase cu ajutorul părții de masă a substanței dizolvate, să efectuezi calcule pe baza acestei noțiuni;
- să deosebești electroliții de neelectroliți, să apreciezi calitativ tăria lor, să alcătuești ecuațiile disociației electrolitice a acizilor, bazelor și sărurilor neutre, să scrii ecuațiile ionice ale reacțiilor;
- să efectuezi experimental unele reacții în soluțiile de electroliți;
- să evaluezi problemele asigurării populației cu resurse de apă și ale calității apei potabile în Republica Moldova.

### 5.1. Apa în viața de zi cu zi. Importanța apei

Apa este unul dintre cei mai importanți factori pentru existența vieții pe Pământ. Fără apă, nu ar exista nici omul, nici animalele, nici plantele. Organismul uman conține circa 80% de apă. De aceea omul poate trăi fără hrană 50-60 de zile, iar fără apă doar 5-10 zile. Fiecare dintre noi consumă zilnic circa 2 l de apă, sub diferite forme de hrană, și utilizează mari cantități de apă în scopuri casnice. Acest fel de utilizare a resurselor de apă este numit *consumul direct* al apei. În țările civilizate, consumul direct al apei constituie zilnic peste 200 l pe cap de locuitor, iar în țările slab dezvoltate – 2-5 l. Există însă și un *consum indirect* de apă, care nu poate fi măsurat la prima vedere, dar care este considerabil. De exemplu, producerea unui kilogram de zahăr necesită circa 1000 l de apă, a unui kilogram de orez – 4000 l, a unui kilogram de carne de vită 20 000 l de apă (ultima cifră include atât volumul de apă pe care vaca îl bea, cât și cel necesar la cultivarea nutrețului).

Dezvoltarea în continuare a civilizației presupune sporierea consumului de apă. Ne va ajunge oare apă pentru milenii de acum? Care este volumul total de apă pe Pământ?

Conform calculelor efectuate de către savanți, rezerva totală de apă pe planeta noastră constituie 1 454 mln km<sup>3</sup>.

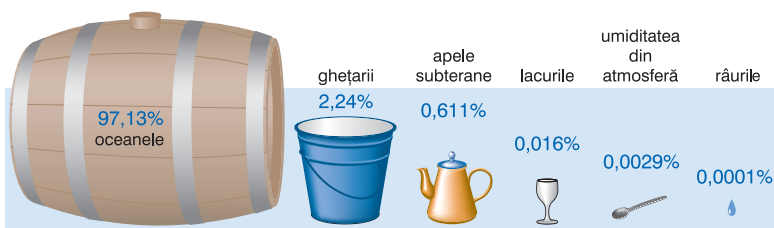


Fig. 5.1. Resursele de apă pe planeta Pământ.

Cea mai mare parte de apă (97%) se află în oceane (fig. 5.1, 5.2). Pe locul doi sunt ghețarii de la polul nord și polul sud, precum și cei din munți. Însă utilizarea acestor surse de apă este nerentabilă. De aceea oamenii folosesc pentru scopuri casnice și tehnice apa din râuri, lacuri, depuneri atmosferice, iar parțial și apa subterană, ceea ce în ansamblu constituie doar 0,4% din rezerva totală de apă. De menționat că apa provenită din ploii și zăpadă este folosită doar parțial (10%); restul se evaporă, se scurge sub pământ, în râuri și mări.



Reține!  
22 martie  
este Ziua mondială  
a protecției apelor.

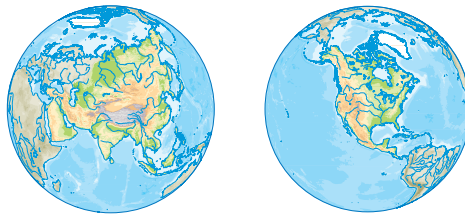


Fig. 5.2. Răspândirea apei pe Pământ.

Problema majoră de care sunt preocupați toți oamenii planetei este repartizarea neuniformă a apei: în pustii apa practic lipsește, iar în Antarctica este depozitată aproape jumătate din apa potabilă de pe Pământ.

Apa este cel mai prețios zăcămint de pe planetă, de aceea trebuie să o folosim cu mare grijă.

În Republica Moldova densitatea populației este mare, iar rezerva de apă este extrem de mică – 1,31 km<sup>3</sup>.

Pentru diverse scopuri, se folosește apă de o anumită calitate. De exemplu, noi bem apă potabilă, soluțiile chimice, medicamentoase se pregătesc cu apă distilată, iar pentru unele procese industriale se folosește apă tehnică etc. Atunci însă când studiem proprietățile fizice și chimice ale apei, este necesar să știm că toate caracteristicile ei se referă la apa distilată (pură).



Fig. 5.3. Stările de agregare ale apei în natură.

## 5.2. Proprietățile fizice ale apei

Apa este cea mai neobișnuită dintre substanțele obișnuite. Multe dintre proprietățile sale fizice sunt deosebit de stranii.

1. *Stările de agregare ale apei.* Se știe că apa poate exista în trei stări de agregare: *lichidă* (apă), *solidă* (gheață, zăpadă) și *gazoasă* (vapori).

La temperatura de 0°C, apa se transformă în gheață. La temperatura de 100°C, ea se transformă în vapori. Deci în intervalul dintre 0°C și 100°C apa este lichidă. Aceasta este prima „stranietate” a apei, deoarece, din cele studiate anterior, știm că începând cu temperatura de 20°C toți compușii hidrogenați ai nemetalelor (compușii anorganici) se află în stare gazoasă, indiferent de faptul dacă sunt mai ușori sau mai grei decât apa (compară valorile M<sub>r</sub> ale compușilor hidrogenați din tabelul 5.1).

Tabelul 5.1. Compușii nemetalelor cu hidrogenul

Grupa a IV-a		Grupa a V-a		Grupa a VI-a		Grupa a VII-a	
Formula	M <sub>r</sub>	Formula	M <sub>r</sub>	Formula	M <sub>r</sub>	Formula	M <sub>r</sub>
CH <sub>4</sub>	16	NH <sub>3</sub>	17	H <sub>2</sub> O	18	HF	20
SiH <sub>4</sub>	32	PH <sub>3</sub>	34	H <sub>2</sub> S	34	HCl	36,5
		AsH <sub>3</sub>	78	H <sub>2</sub> Se	81	HBr	81
				H <sub>2</sub> Te	130	HI	128

2. *Densitatea apei.* După cum știți de la fizică, densitatea ( $\rho$ ) se calculează după formula:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Apa are cea mai mare densitate la temperatura de  $+4^{\circ}\text{C}$  (fig. 5.4). Să scriem semnificația densității apei exprimată în diferite unități de măsură:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{V} = 1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 1 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} \left( \frac{\text{kg}}{1} \right) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \left( \frac{\text{g}}{\text{ml}} \right)$$

Această formulă poate fi reprezentată și altfel:

Volumul apei     $1 \text{ m}^3$              $1 \text{ dm}^3$  (1 l)     $1 \text{ cm}^3$  (1 ml)

Masa apei         $1000 \text{ kg}$          $1 \text{ kg}$              $1 \text{ g}$

Să examinăm o altă proprietate deosebită a apei. De obicei, la răcire, substanțele se contractă. Apa se contractă însă doar până la temperatura de  $+4^{\circ}\text{C}$ , după care se dilată. De aceea gheața are o densitate mai mică decât apa ( $0,92 \text{ g/cm}^3$ ). Explicația o găsim examinând structura gheții (fig. 5.6 b); în structura ei cristalină sunt goluri, ceea ce o face să ocupe un volum mai mare decât apa lichidă. Cea mai grea și mai compactă este apa la  $+4^{\circ}\text{C}$ . Ea se lasă ușor la fundul bazinelor acvatice în timpul răcirii, pe când gheața, fiind mai ușoară, iese la suprafață. Datorită acestor proprietăți ale apei și gheții, bazinele acvatice nu îngheață iarna până la fund.

3. *Apa pură mai posedă o proprietate fizică importantă: nu conduce curentul electric.*

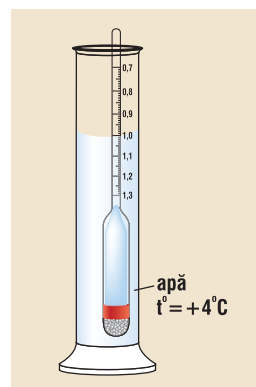


Fig. 5.4. Areometrul indică densitatea apei egală cu  $1,0 \text{ g/cm}^3$  la  $+4^{\circ}\text{C}$ .

1. Care este importanța apei pentru viața pe Pământ?
2. Explică deosebirea dintre consumul direct al apei și cel indirect.
3. Care este rezerva totală de apă pe Pământ?
4. Indică principalele surse de apă din Republica Moldova.
5. Care este temperatura apei sub gheața unui lac?
6. Calculează cantitatea de substanță și masa apei care se formează la neutralizarea NaOH cu masa de 4 g cu: a) acid clorhidric; b) acid sulfuric; c) acid fosforic. Indică tipul reacției.
7. Stabilește cantitatea de substanță și masa apei care se formează la interacțiunea (cu explozie) a unui amestec de hidrogen cu masa de 2 g și oxigen.



### Lucru în echipă

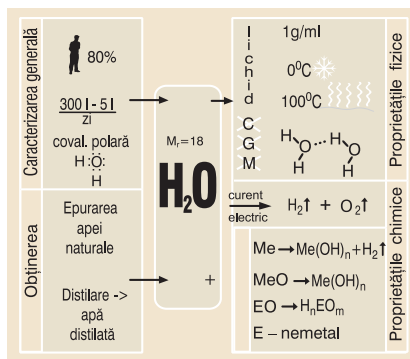
1. După conspectul de reper din fig. 5.5, faceți o caracterizare generală a proprietăților fizice ale apei.
2. Efectuați un experiment în condiții casnice: observați și notați volumul de apă care se consumă în familia voastră în decurs de 24 de ore (consumul direct).
3. Copiați eseul de la p. 108 în caiete și, consultând manualul de geografie sau alte surse, completați-l cu noi informații.

Republica Moldova ocupă o suprafață de ... km<sup>2</sup>. Rezervele de apă ale RM constituie ... km<sup>3</sup>. Volumul mediu de apă care îi revine fiecărui locuitor este de ...

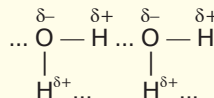
Eu locuiesc în satul ... (orașul...) raionul ... Aici sunt ... (suficiente, insuficiente) fântâni, izvoare, lacuri pentru a asigura locuitorii cu apă potabilă și menajeră.

4. Alcătuiți un plan de îngrijire a izvorului, fântânii, lacului de pe teritoriul satului (orașului) în care trăiți. Realizați-!! **Nu uitați!** 22 martie este Ziua mondială a protecției apelor.

Fig. 5.5. Conспект de reper.



În linii generale, moleculele tuturor substanțelor se atrag reciproc. Între moleculele de apă există și *legături de hidrogen*. Schema formării legăturilor de hidrogen este următoarea:



Atomul de hidrogen electropozitiv ( $\delta+$ ) al unei molecule de apă este atras de atomul de oxigen electronegativ ( $\delta-$ ) al altei molecule de apă. Astfel se formează legătura de hidrogen, marcată prin linie punctată (...) (fig. 5.6). Legătura de hidrogen este de circa 15-20 de ori mai slabă decât legătura covalentă. De aceea moleculele de apă se desprind ușor una de alta. Aceasta se observă la vaporizarea apei și sublimarea gheții (rufe se usucă la ger). Pe de altă parte, legătura de hidrogen este mai puternică decât simpla atracție dintre molecule, de aceea la temperatura cuprinsă între 0 și 100°C apa este un lichid.

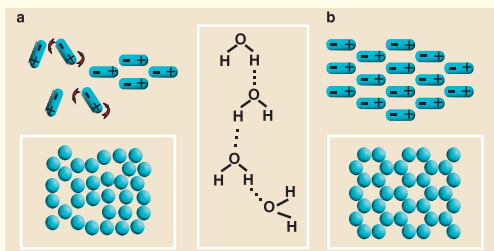


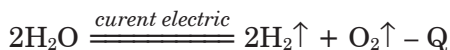
Fig. 5.6. Legătura de hidrogen și structura apei în stare: a) lichidă; b) solidă.

### 5.3. Proprietățile chimice ale apei

Apa interacționează cu multe substanțe simple și complexe. Să examinăm unele reacții.

#### 1. Descompunerea apei

Sub acțiunea curentului electric sau la încălzirea până la temperatura de 2000°C, apa se descompune în substanțele simple hidrogen și oxigen.

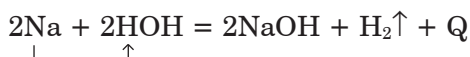


#### 2. Interacțiunea cu substanțele simple

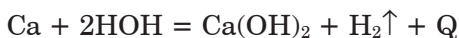
a) *Reacția cu metalele*. Să introducem o bucățică de sodiu de mărimea unei gămălii de chibrit în într-un pahar cu apă.

Imediat începe o reacție exotermă violentă. Căldura eliminată topește bucăți de sodiu, iar gazul format o împune să „alerge“ pe suprafața apei.

Să acoperim paharul cu o pâlnie. Pe capătul pâlniei, *îmbrăcăm* o eprubetă (fig. 5.7). Peste câteva minute, scoatem eprubeta și apropiem de gura ei un chibrit aprins. După pocnitura caracteristică ne dăm seama că gazul eliminat este hidrogenul. Dacă în soluția formată adăugăm 2-3 picături de fenolftaleină, apare o culoare zmeurie. Prin urmare, în pahar s-a format o bază alcalină (alcalie).

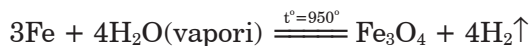


Analogic decurge reacția apei cu calciul (fig. 5.8):



În condiții obișnuite, metalele situate până la aluminiu în seria de substituție înlocuiesc hidrogenul din molecula de apă.

Alte metale, situate până la hidrogen, interacționează cu apa doar la temperaturi înalte. În urma reacției se formează oxizi de metale. De exemplu:



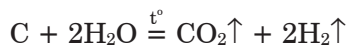
Aceasta este *metoda fier-vapori* de obținere a hidrogenului.

b) *Interacțiunea cu nemetalele.* Reacția apei cu clorul are o importanță vitală:



La clorurarea apei din apeduct, se formează oxigenul atomic, care distruge microbii. Astfel se dezinfectează apa.

În funcție de condițiile create, apa interacționează cu *carbonul* în mod diferit. De exemplu:



Prin această reacție se obține aproximativ o jumătate din hidrogenul industrial.

### 3. Interacțiunea cu substanțele compuse

În reacția cu *oxizii bazici*, apa formează hidroxizi, iar cu *oxizii acizi* dă acizii corespunzători.

Apa interacționează cu oxizii acelor metale care sunt situate în subgrupele principale ale grupelor I (Li-Fr) și

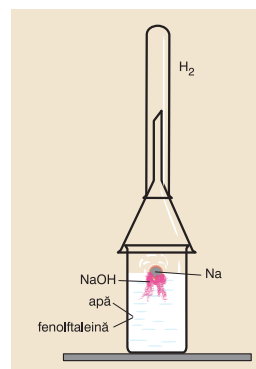


Fig. 5.7. Interacțiunea apei cu sodiul.

Scris ecuația reacției potasiului cu apa.

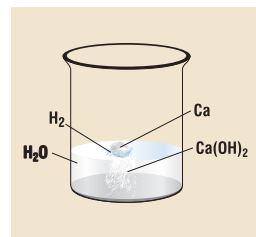


Fig. 5.8. Interacțiunea apei cu calciul.

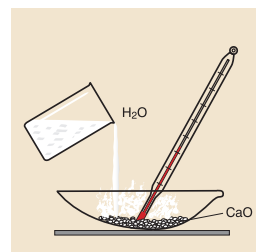
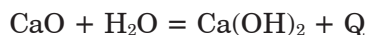
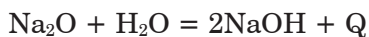


Fig. 5.9. Interacțiunea apei cu oxidul de calciu.

II (Ca-Ba). Ca rezultat, se formează baze alcaline. Reacțiile sunt exoterme:



**Explică de ce în ecuația c) alăturată este indicat semnul reversibilității.**



În reacția apei cu oxizii de nemetale se formează acizi.  
De exemplu:



- În ce mod se poate demonstra că apa este o substanță compusă? Cum se determină compoziția calitativă a apei?
- Scrie exemple de ecuații ale reacțiilor cu participarea apei: a) ca substanță inițială; b) ca produs de reacție.
- Egalează ecuațiile reacțiilor.
 

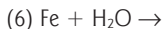
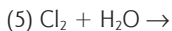
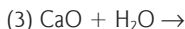
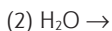
a) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$ ;	d) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
b) $\text{H}_2\text{O} + \text{K} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ ;	e) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow$ .
c) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$ ;	
- Folosind schema din fig. 5.5, descrie proprietățile chimice ale apei.
- Calculează cantitatea de substanță și masa hidrogenului care se elimină la interacțiunea a 36 g de apă cu: a) un metal monovalent; b) un metal divalent.



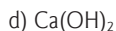
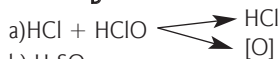
### Lucru în echipă

- Alcătuiește ecuațiile reacțiilor cu ajutorul substanțelor inițiale (A) și al produșilor de reacție (B) de mai jos:

**A**



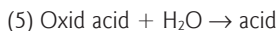
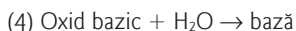
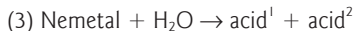
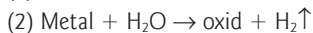
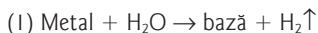
**B**



Stabiliți coeficienții, indicați condițiile reacțiilor și tipul lor.

- Alegeți exemple concrete (B) pentru expresiile generale (A):

**A**



**B**

a)

b)

c)

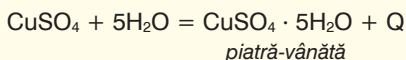
d)

e)

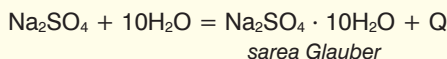


### Formarea de cristalohidrați ai substanțelor compuse

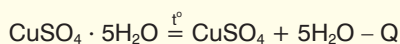
Să dizolvăm în apă puțin praf alb de sulfat de cupru  $\text{CuSO}_4$ . Vom obține o soluție albastră. Schimbarea culorii este unul dintre semnele fenomenelor chimice. Dacă lăsăm pentru câteva zile această soluție într-o capsulă de porțelan, apa se vaporizează treptat și pe fundul vasului se formează cristale albastre (nu albe). Compoziția lor este  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Prin urmare, cinci molecule de apă s-au legat cu o moleculă de  $\text{CuSO}_4$  anhidru și au format, în soluție, un hidrat. În stare solidă, această substanță se numește *cristalohidrat*, iar apa din compoziția sa este *apă de cristalizare*. Ecuația reacției de formare a cristalohidratului este:



În mod similar formează cristalohidrați și alte substanțe compuse. De exemplu:



Cristalohidrații sunt instabili și, la încălzirea lor până la  $105^\circ\text{C}$ , pierd apa de cristalizare:



## 5.4. Apa ca solvent. Soluțiile

### 5.4.1. Amestecurile și solvenții

Să amestecăm puțin praf de cretă cu apă. Se formează un amestec numit *suspensie* (solid-lichid) (fig. 5.10).

Să agităm energic câteva picături de ulei turnate în apă. Se formează un lichid albicios turbure, numit *emulsie* (lichid-lichid) (fig. 5.11).

În ambele cazuri, particulele de substanță insolubile în apă pot fi deosebite. Peste un timp, ambele amestecuri se separă ușor: creta se depune la fund, iar uleiul se ridică la suprafață.

Să amestecăm puțin zahăr cu apă. Amestecul devine transparent, iar particulele de zahăr nu pot fi observate nici chiar cu ajutorul microscopului. De aici rezultă că moleculele de zahăr s-au repartizat uniform printre moleculele de apă. Acest amestec poate fi păstrat timp îndelungat într-un vas închis fără a se separa: el poate fi separat doar prin vaporizarea apei.

Un asemenea amestec se numește *soluție* de zahăr în apă. Aici zahărul este *substanță dizolvată*, iar apa – *dizolvant* sau *solvent*.

La dizolvarea substanțelor solide în apă, are loc distrugerea structurii lor cristaline. Acesta este un proces fizic. Se produce însă oare și interacțiunea chimică a moleculelor de



Fig. 5.10. Suspensie (praf de cretă în apă).



Fig. 5.11. Emulsie (ulei în apă).



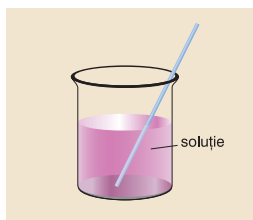


Fig. 5.12. Soluție de permanganat de potasiu.

apă cu substanța dizolvată, formându-se hidrați? În cazul unor substanțe, în timpul dizolvării, la fel ca în decursul reacțiilor chimice, se elimină sau se absoarbe căldură – semn al fenomenelor chimice. De exemplu, dacă într-un pahar cu apă turnăm atent, prin agitare, acid sulfuric concentrat, soluția se încălzește puternic. Are loc formarea hidratului  $H_2SO_4 \cdot H_2O$ . Acum putem da și definiția noțiunii de *soluție*.

**Soluția este un amestec omogen, în care particulele de substanță dizolvată nu se observă nici chiar cu ajutorul microscopului. Soluția constă din solvent și substanță dizolvată sau și produșii interacțiunii lor.**

Prepararea soluțiilor este un procedeu obișnuit, prin care introducem, prin agitare, substanța în solvent sau, invers, turnăm solventul peste substanță (fig. 5.12).

Există o excepție, de care trebuie să ținem cont: prepararea soluției de acid sulfuric, care (după cum s-a menționat mai sus) este o reacție puternic exotermă, cu degajare de căldură.

**Pentru pregătirea soluției apoase de acid sulfuric există regula: se toarnă acidul în apă (și nu invers!).**

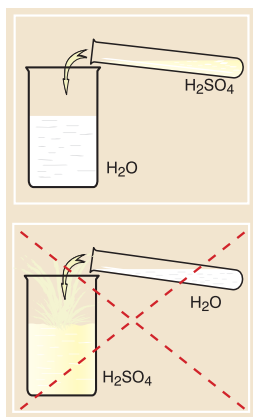


Fig. 5.13. Regulile de preparare a soluției apoase de acid sulfuric.

În caz contrar, soluția apoasă se formează deasupra stratului greu de acid sulfuric concentrat. Ca urmare, se degajă foarte multă căldură, soluția începe a fierbe împrăștiind stropi cu acid, iar vasul de sticlă poate crăpa. Trebuie să evităm această situație (fig. 5.13)!

Toată existența noastră este legată de soluții. Cea mai importantă soluție este apa naturală. În ea sunt dizolvate sărurile  $CaCl_2$ ,  $MgCl_2$ ,  $CaSO_4$ ,  $MgSO_4$ ,  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $Mg(HCO_3)_2$ ,  $FeSO_4$ , gazele  $CO_2$  și  $O_2$ , acidul  $H_2CO_3$  ș.a.

Celulele omului, animalelor și plantelor sunt „umplute” cu soluții apoase de substanțe organice și minerale.

## 5.4.2. Solubilitatea

Să turnăm apă în două pahare până la jumătatea volumului lor (100 g). În primul pahar adăugăm două linguri de zahăr, iar în al doilea – două linguri de sare de bucătărie. Agităm conținutul ambelor pahare. Observăm că la temperatura obișnuită (20°C) zahărul s-a dizolvat în întregime, iar sarea doar parțial. Rezultă că zahărul și sarea au o *solubilitate* diferită la temperatura dată (fig. 5.14).

După solubilitatea lor, substanțele se împart în:  
*solubile (S)* în care se dizolvă mai mult de 1 g de substanță în 100 g de apă;  
*puțin solubile (P)* – între 1 și 0,001 g de substanță în 100 g de apă;

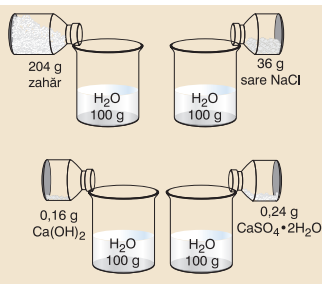


Fig. 5.14. Solubilitatea substanțelor solide în apă.

*insolubile (I)* – mai puțin de 0,001 g de substanță în 100 g de apă. Examinați tabelul solubilității substanțelor (vezi *Anexele*).

**La încălzire, procesul de dizolvare a multor substanțe solide se accelerează.**

La încălzire, solubilitatea multor săruri crește considerabil, pe când cea a sării de bucătărie aproape că nu se schimbă. Iată de ce gospodinele nu încălzesc apa atunci când pregătesc soluții saturate de sare de bucătărie (de exemplu, pentru a păstra în ele brânza de oi sau a mura legumele).

**Solubilitatea gazelor se micșorează la încălzire și crește odată cu mărirea presiunii.**

De aceasta ne convingem, de exemplu, atunci când deschidem sticlele cu apă minerală gazoasă. La îmbutelierea lor, soluția respectivă se saturează cu dioxid de carbon sub presiune. În momentul deschiderii, presiunea din sticlă se micșorează și o parte de gaz iese din soluție (*fig. 5.15*).

Dacă în bazinele acvatice nimeresc scurgeri fierbinți, apa se încălzește și din ea se elimină oxigenul, deoarece scade solubilitatea acestuia. Ca urmare, peștii și alte vietăți subacvatice pot dispărea din bazinele respective.



*Fig. 5.15.* La micșorarea presiunii (când se deschide vasul), gazul dizolvat se elimină din soluție.

1. Definește soluția. Din ce este ea alcătuită? Dă exemple din viața cotidiană.
2. Ce fenomene au loc la dizolvare? Arată deosebirea dintre aceste fenomene. Din ce cauză dizolvarea poate fi numită un proces (fenomen) fizico-chimic?
3. Dintre particularitățile prezentate mai jos, alege-le pe cele care indică prin ce se deosebesc soluțiile de amestecurile obișnuite:
  - a) instabilitatea compoziției;
  - b) omogenitate;
  - c) efecte termice;
  - d) separabilitate prin filtrare.
4. Se dau șapte vase (a-g) cu câte 50 ml de apă. În fiecare a fost introdus și amestecat câte un component (în mici cantități): a) cretă; b) ulei; c) sare de bucătărie; d) zahăr; e) petrol; f) nisip; g) oxid de calciu.  
În care dintre ele s-au format soluții?
5. Alcătuieste formulele sărurilor solubile în apa naturală folosind metalele (A) și resturile acide (B):  
(A)  $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}, \overset{\text{II}}{\text{Mg}}, \overset{\text{II}}{\text{Fe}}, \overset{\text{III}}{\text{Fe}}$ ;                      (B)  $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}, \overset{\text{II}}{\text{SO}_4}, \overset{\text{I}}{\text{HCO}_3}$ .  
Numește sărurile formate. Nu alcătui formulele sărurilor inexistente de Fe și Fe cu  $\overset{\text{II}}{\text{HCO}_3}$ .
6. Dă câte cinci exemple de substanțe solubile, puțin solubile și insolubile în apă, folosind tabelul solubilității (vezi tabelul din *Anexe*).
7. La deschiderea sticlei cu apă gazoasă, se elimină mult dioxid de carbon. De ce?
8. Pe pereții paharului în care am turnat apă rece (din fântână sau de la robinet) peste un timp apar bule de gaz. De ce?
9. De ce este dăunătoare ridicarea excesivă a temperaturii în râuri și lacuri?



## 5.5. Compoziția soluțiilor. Partea de masă a substanței dizolvate. Calcule pe baza ei

Soluția este alcătuită din solvent (apă) și substanța dizolvată. Masa soluției constituie masa substanței dizolvate plus masa apei :

$$m \text{ (soluției)} = m \text{ (subst. dizolvate)} + m \text{ (H}_2\text{O)}$$

întreg                      parte                      parte

Compoziția soluțiilor este caracterizată prin partea de masă a substanței dizolvate în soluție. Ea se notează prin litera grecească  $\omega$  (omega).

Partea de masă a substanței dizolvate în soluție ( $\omega$ ) este egală cu raportul dintre masa substanței dizolvate și masa soluției.

$$\omega \text{ (subst. dizolvate)} = \frac{m \text{ (subst. dizolvate)}}{m \text{ (soluției)}}$$

În procente :

$$\omega \text{ (subst. dizolvate)} = \frac{m \text{ (subst. dizolvate)}}{m \text{ (soluției)}} \cdot 100\%$$

Soluțiile pot fi diluate și concentrate. Cele diluate conțin, evident, cantități mici de substanță dizolvată, iar cele concentrate – cantități mari. În viața de toate zilele este neapărat necesar să se țină cont de concentrația soluțiilor. Să învățăm a face unele calcule în acest domeniu.

### 1. Stabilirea masei soluției

**Exemplul 1.** Calculați masa soluției dacă în apă cu masa de 100 g a fost dizolvată sare de bucătărie (NaCl) cu masa de 36 g.

Se dă:

$$m \text{ (H}_2\text{O)} = 100 \text{ g}$$

$$m \text{ (NaCl)} = 36 \text{ g}$$

$$m \text{ (sol. NaCl)} = ?$$

Rezolvare:

Masa soluției este egală cu masa substanței dizolvate plus masa apei.

$$m \text{ (sol.)} = m \text{ (subst. diz.)} + m \text{ (H}_2\text{O)}$$

$$m \text{ (sol. NaCl)} = 36 \text{ g} + 100 \text{ g} = 136 \text{ g}$$

## 2. Stabilirea părții de masă a substanței dizolvate în soluție

**Exemplul 2.** În apă cu masa de 100 g a fost dizolvată sare de bucătărie cu masa de 36 g. Calculați partea de masă a clorurii de sodiu în soluție.

Se dă:

$$m(\text{NaCl}) = 36 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = ?$$

Rezolvare:

1. Scriem formula pentru calcularea părții de masă:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \text{ sau } \omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

Aici nu cunoaștem masa soluției.

2. Determinăm masa soluției:

$$m(\text{sol.}) = 36 \text{ g} + 100 \text{ g} = 136 \text{ g}$$

3. Calculăm partea de masă a sării NaCl în soluție:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} = \frac{36 \text{ g}}{136 \text{ g}} = 0,265$$

4. Exprimăm partea de masă în %:

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,265 \cdot 100\% = 26,5\%$$

Putem calcula partea de masă a sării NaCl în % și în alt mod:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{36 \text{ g} \cdot 100\%}{136 \text{ g}} = 26,5\%$$

## 3. Stabilirea masei substanței dizolvate dacă se cunoaște partea de masă a acesteia și masa soluției

**Exemplul 3.** Calculați masa sării de bucătărie necesare pentru pregătirea unei soluții cu masa de 1000 g și cu partea de masă a sării NaCl egală cu 3%. O astfel de soluție este folosită la conservarea roșiilor.

Se dă:

$$m(\text{sol.}) = 1000 \text{ g}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 3\%$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Rezolvare:

1. Aplicăm formula generală de calculare a părții de masă a substanței dizolvate:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \text{ sau } \omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

**2.** Deducem masa de NaCl:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{sol.})$$

sau

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{sol.})}{100\%}$$

**3.** Calculăm masa de NaCl, transformând mai întâi procentele în părți de unitate:

$$\omega = \omega\% : 100\% = 3\% : 100\% = 0,03$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,03 \cdot 1000 \text{ g} = 30 \text{ g}$$

sau

$$m(\text{NaCl}) = \frac{3\% \cdot 1000 \text{ g}}{100\%} = 30 \text{ g}$$

Pentru pregătirea soluției de NaCl de 3% vom cântări 30 g de NaCl și le vom dizolva în apă. Însă trebuie să stabilim de câtă apă avem nevoie pentru aceasta.

Calculăm masa apei:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sol.}) - m(\text{NaCl})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g} - 30 \text{ g} = 970 \text{ g}$$

Apa însă nu se cântărește, ci se măsoară volumul ei.

Calculăm volumul apei după formula:

$$\rho = \frac{m}{V}; \text{ de aici } \rho \cdot V = m; V = \frac{m}{\rho}; \text{ dens. apei} = 1 \text{ g/ml}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{970 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 970 \text{ ml}$$

Astfel, pentru pregătirea soluției de NaCl cu masa de 1000 g și cu partea de masă egală cu 3%, măsurăm 970 ml de apă și dizolvăm în ea 30 g de sare de bucătărie.

1. Cum se definește partea de masă a substanței dizolvate în soluție? Ce caracterizează această mărime? În ce unități se exprimă?
2. Determină partea de masă de substanță dizolvată în soluțiile formate din: a) 200 g de apă și 5 g de NaCl; b) 50 g de apă și 2 g de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; c) 500 g de apă și 30 g de zahăr. Contează oare natura substanței dizolvate la efectuarea calculelor?
3. Calculează masa zahărului în: a) 200 g de soluție de 5%; b) 50 g de soluție de 6%; c) 1 kg de soluție de 20%.
4. Calculează masa clorurii de sodiu și a apei necesare pentru a pregăti: a) 120 g de soluție cu partea de masă de NaCl egală cu 5%; b) 200 g de soluție cu partea de masă de NaCl egală cu 8%; c) 250 g de soluție cu partea de masă de NaCl egală cu 1%.



Stabilește volumul apei. Soluțiile a) și b) sunt folosite la pregătirea murăturilor, iar c) – ca soluție fiziologică în medicină.

5. Calculează masa soluției care poate fi pregătită din 500 g de substanță, dacă partea de masă a substanței dizolvate este egală cu: a) 10%; b) 5%; c) 20%; d) 0,5%.
6. Stabilește masa și volumul apei necesare pentru pregătirea: a) unei soluții de 8% din 6 g de sare; b) unei soluții de 5% din 200 g de sare; c) unei soluții de 10% din 50 g de sare. Calculează masa fiecărei soluții.
- \*7. Ce masă de sare trebuie adăugată la 12 kg soluție de 2% pentru a obține o soluție de 5%?
- \*8. Calculează masa și volumul apei ce trebuie adăugat la 8 kg soluție de 6% pentru a obține o soluție de 5%.
- \*9. O soluție cu masa de 1200 g și cu partea de masă de 8% a fost volatilizată până la momentul când au rămas: a) 1000 g de soluție; b) 900 g de soluție; c) 800 g de soluție. Calculează partea de masă a sării în soluțiile volatilizate.
10. În patru vase (a-d), ce conțin câte 250 g soluție de hidroxid de potasiu cu partea de masă de 20%, s-a adăugat respectiv: a) 200 g de apă; b) 500 g de apă; c) 1 l de apă; d) 350 ml de apă. Stabilește partea de masă de KOH în fiecare din soluțiile diluate.
11. Soluția de clorură de zinc cu partea de masă a substanței dizolvate de 30% este folosită la tratarea copacilor, pentru a preveni putrefacția. Se cere: a) să se scrie ecuația reacției de obținere a clorurii de zinc din zinc și acid clorhidric; b) să se calculeze masa zincului, necesară obținerii a 500 g de astfel de soluție de clorură de zinc; c) să se calculeze masa soluției de acid clorhidric cu partea de masă de 20%, necesare reacției de mai sus.



### Lucru în echipă

Alcătuieți probleme conform tabelului de mai jos și rezolvați-le:

Nr. problemei	Masa soluției (g)	Masa substanței dizolvate (g)	Masa apei în soluție (g) și volumul ei (ml)	Partea de masă a subst. dizolvate în soluție (%)
1	200	40	$m(\text{H}_2\text{O})$	$\omega$
2	500	100	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	$\omega$
3	25	4	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	$\omega$
4	$m(\text{sol.})$	40	160	$\omega$
5	$m(\text{sol.})$	30	270	$\omega$
6	$m(\text{sol.})$	15	485	$\omega$
7	400	$m(\text{subst. diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	20
8	500	$m(\text{subst. diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	15
9	200	$m(\text{subst. diz.})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	5
10	$m(\text{sol.})$	500	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	10
11	$m(\text{sol.})$	300	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	20
12	$m(\text{sol.})$	400	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	25
13	$m(\text{sol.})$	$m(\text{subst. diz.})$	450	10
14	$m(\text{sol.})$	$m(\text{subst. diz.})$	400	20
15	$m(\text{sol.})$	$m(\text{subst. diz.})$	1200	25



## LUCRAREA PRACTICĂ NR. 2

### Prepararea soluției de clorură de sodiu cu o anumită parte de masă a substanței dizolvate

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie” (pag. 5).

#### Ustensile și reactivi:

- cilindru gradat de 25 ml;
- stativ metalic cu inel;
- placă, pahar chimic de 150-200 ml;
- balanță cu greutate;
- baghetă de sticlă; tub de sticlă;
- hârtie; foarfecă;
- sare de bucătărie;
- vas cu apă.

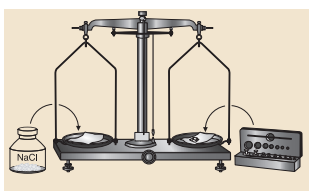


Fig. 5.16. Cântărirea.

**Scopul lucrării:** Să se pregătească 80 g de soluție de sare de bucătărie cu partea de masă de NaCl egală cu 2% (0,02).

#### Desfășurarea lucrării:

1. Calculați masa sării, masa și volumul apei.
2. Pregătiți o „bărcuță” din hârtie pentru cântărirea sării. Pentru aceasta, luați o foaie dreptunghiulară de aproximativ aceleași dimensiuni ca talerele cântarului (balanței). Îndoțiți aproape un centimetru din fiecare latură. Veți obține în colțuri câte un pătrățel, pe care îl veți îndoii, la rândul lui, pe diagonală.
3. Puneți „bărcuța” pe un taler și echilibrați balanța cu ajutorul unor bucățele de hârtie.
4. Cântăriți masa necesară de sare (în stânga să fie sarea, iar în dreapta greutatea, vezi fig. 5.16).
5. Turnați sarea în pahar.
6. Cu ajutorul unui cilindru gradat de 25 ml, măsurați volumul calculat de apă. Gândiți-vă de câte ori trebuie să măsurați câte 25 ml și încă ce volum va mai trebui până veți avea întreg volumul necesar de apă. Nivelul apei în cilindru trebuie să fie la nivelul ochilor. Măsurarea apei se face după meniscul de jos. Pentru aceasta, fixați de stativ un cerc metalic, puneți pe el o placă, iar pe aceasta cilindrul. Efectuați măsurările ca în fig. 5.17. Nivelul apei poate fi adus până la gradația necesară cu ajutorul pipetei sau al tubului de sticlă. Turnați apa în paharul cu sare.
7. Folosind bagheta de sticlă cu capăt de gumă, amestecați conținutul paharului până la dizolvarea completă a sării.
8. Scrieți în caiet o etichetă pentru soluția pregătită după modelul:

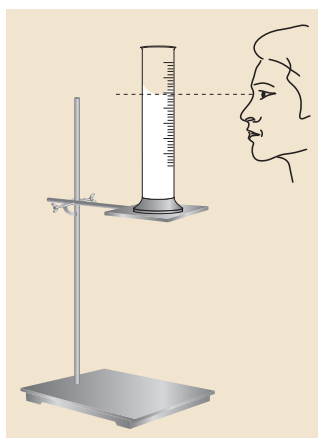
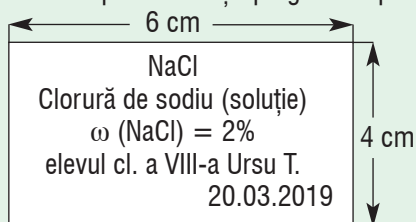


Fig. 5.17. Măsurarea volumului apei după meniscul de jos.



9. Predați soluția profesorului sau laborantului pentru a verifica corectitudinea pregătirii ei (volumul acestei soluții trebuie să fie de 78,5-78,6 ml la 20°C).
10. Scrieți mersul lucrării în caiete, faceți desenele, formulați concluziile.
11. Spălați vesela, faceți curățenie la locul de lucru.

## 5.6. Electroconductibilitatea soluțiilor și topiturilor. Disociația electrolitică

### 5.6.1. Electroliți și neelectroliți

Să efectuăm un experiment. Să introducem consecutiv doi electrozi, uniți cu un bec și conectați la o sursă de curent (fig. 5.18), în zece vase ce conțin substanțele indicate în prima coloană din tabelul 5.2. În coloana a doua vom nota cum arde becul, iar în a treia vom scrie concluziile privitoare la conductibilitatea electrică în fiecare caz.

**Substanțele pot fi apreciate ca electroliți sau neelectroliți doar în soluții și în topituri. De ce?**

Tabelul 5.2. Conductibilitatea electrică a unor substanțe

Nr.	Substanța	Arderea becului	Conductibilitatea electrică	Caracterizarea substanței
1	Zahăr (crist.)	nu arde	lipsește	electrolit electrolit foarte slab neelectrolit electrolit tare electrolit tare electrolit tare electrolit slab
2	NaCl (crist.)	nu arde	lipsește	
3	NaOH (crist.)	nu arde	lipsește	
4	NaOH (topit.)	arde	este prezentă	
5	H <sub>2</sub> O (distilată)	nu arde	lipsește	
6	Zahăr (soluție)	nu arde	lipsește	
7	NaCl (soluție)	arde luminos	este înaltă	
8	NaOH (soluție)	arde luminos	este înaltă	
9	HCl (soluție)	arde luminos	este înaltă	
10	CH <sub>3</sub> COOH (soluție)	arde slab	este slabă	

În funcție de conductibilitatea electrică a soluțiilor și topiturilor, substanțele se împart în electroliți și neelectroliți.

**Substanțele ale căror soluții sau topituri conduc curentul electric se numesc *electroliți*.**

**Substanțele ale căror soluții sau topituri nu conduc curentul electric se numesc *neelectroliți*.**

Electroliții tari conduc bine curentul electric, iar electroliții slabi conduc rău curentul electric. Pentru fiecare substanță, cu excepția apei, scriem această caracteristică în ultima coloană din tabelul 5.2 (pentru apă, vom completa această rubrică mai târziu).

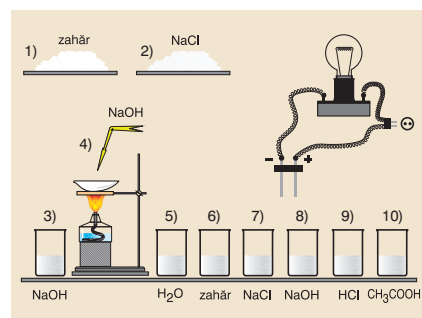


Fig. 5.18. Studiarea conductibilității electrice a soluțiilor și topiturilor.



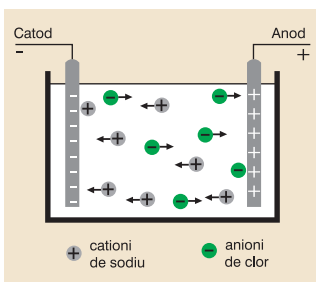


Fig. 5.19. Relațiile dintre ioni și electrozi.

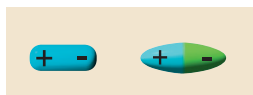


Fig. 5.20. Ilustrarea moleculei polare de apă.

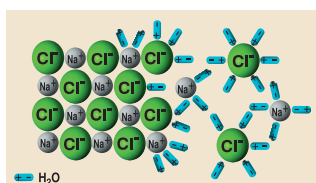


Fig. 5.21. Dizolvarea în apă a cristalelor ionice de clorură de sodiu.

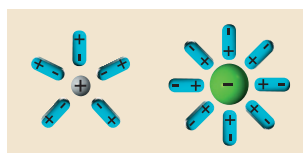
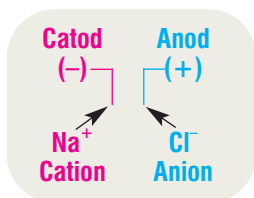


Fig. 5.22. Modele de ioni hidratați.

Încercăm să explicăm această presupunere. La dizolvarea în apă a cristalelor ionice (de NaCl, de exemplu), moleculele polare de apă (fig. 5.20) smulg ionii din structura cristalină a substanței (fig. 5.21) și îi transferă în soluție. Moleculele de apă înconjoară fiecare ion cu un înveliș, numit *înveliș de hidratare* (fig. 5.22). Fiecare ion își păstrează în soluție învelișul de hidratare.

Din cristalele de NaOH, sub acțiunea moleculelor polare de apă, se desprind ionii de Na<sup>+</sup> și OH<sup>-</sup>. Prin urmare, fără a lua în considerare învelișul de hidratare (moleculele de apă), putem scrie ecuația de disociere astfel:

## 5.6.2. Mecanismul disociației electrolitice

Revenind la experiența de mai sus, vom încerca să determinăm ce se întâmplă cu fiecare dintre aceste substanțe la dizolvare, din ce cauză soluțiile și topiturile de acizi, baze și săruri conduc curentul electric.

Atunci când electrozii sunt introduși în substanțele uscate (zahăr, clorură de sodiu, hidroxid de sodiu), becul nu arde, deci curentul electric nu trece prin ele. Să încălzim hidroxidul de sodiu într-o capsulă de porțelan, în care se introduc electrozii. În momentul topirii, becul se aprinde. Rezultă că în topitura de NaOH au apărut particule libere și mobile – ionii de Na<sup>+</sup> și OH<sup>-</sup>. Datorită lor topitura conduce curentul electric.

Procesul de descompunere a electroliților în ioni se numește *disociație electrolitică*.

Ecuația de disociere a topiturii de NaOH se scrie în felul următor:



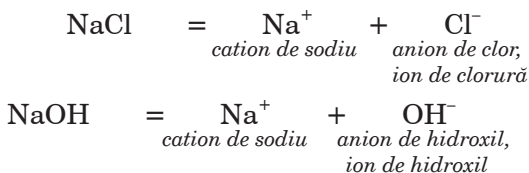
Aceasta este o *ecuație a disociației electrolitice*.

Clorura de sodiu se topește la temperaturi foarte înalte; topitura sa conduce, de asemenea, curentul electric. Motivul este același. Cristalele de clorură de sodiu sunt alcătuite din ioni de Na<sup>+</sup> și Cl<sup>-</sup>. În topitură, acești ioni devin mobili. De aceea topitura de clorură de sodiu conduce curentul electric. Ecuația de disociere este următoarea:



Cuvântul *ion* înseamnă „care se deplasează“. *Ionii pozitivi* (Na<sup>+</sup>) se deplasează spre electrodul negativ, adică spre catod (-), de aceea sunt numiți **cationi** (care se deplasează spre **catod**). *Ionii negativi* (Cl<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>) se deplasează spre electrodul pozitiv, adică spre anod (+), de aceea sunt numiți **anioni** (care se deplasează spre **anod**) (fig. 5.19).

Apa distilată nu conduce curentul electric, pe când soluțiile apoase de NaCl, NaOH și HCl îl conduc. Deci în soluțiile apoase de săruri, baze și acizi apar ioni mobili.



Bazele solubile disociază în cationi de metal și anioni de hidroxil.

Din ecuațiile disociației electrolitice se observă că sarcina cationului de metal este egală numeric cu valența metalului, iar sarcina anionului de rest acid sau de OH<sup>-</sup> este egală cu valența acestuia.

Până acum am examinat procesul de disociere a substanțelor cu legătură ionică NaCl și NaOH. Dar cum se comportă oare în soluțiile apoase substanțele cu legătură covalentă polară ?

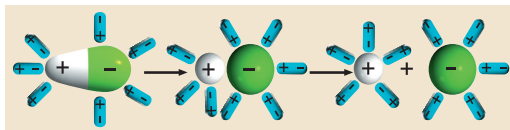
Din *tabelul 5.2* rezultă că și soluția de HCl conduce curentul electric. De ce ? Doar în molecula de HCl legătura nu este ionică, ci covalentă polară : H :Cl:

Să examinăm *fig. 5.23*.

Ajungând în apă, molecula de clorură de hidrogen este înconjurată de moleculele polare de apă în felul următor : moleculele de apă se apropie cu polii pozitivi de capătul negativ

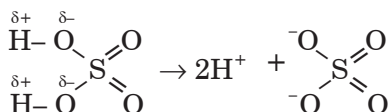
al clorurii de hidrogen HCl și cu polii negativi de capătul pozitiv al clorurii de hidrogen. Aceasta tensionează legătura chimică H:Cl și duce la scindarea ei. În acest caz, cuplul de electroni rămâne la atomul de clor, transformându-l în ionul Cl<sup>-</sup>, iar atomul de hidrogen se încarcă pozitiv H<sup>+</sup>. Fiecare ion este hidratat, adică este înconjurat de un înveliș de molecule de apă.

Ecuația de disociere a acidului clorhidric, fără a lua în calcul moleculele de apă, este următoarea :



Acizii disociază în cationi de hidrogen și anioni de rest acid.

În moleculele acizilor oxigenați, legăturile covalente polare H-O se rup în așa fel încât cuplul comun de electroni rămâne la oxigen, iar hidrogenul se transformă în ionul H<sup>+</sup>. De exemplu, în cazul acidului sulfuric, disocierea decurge în felul următor :



Astfel, acizii oxigenați disociază în ioni de hidrogen H<sup>+</sup> și ioni de rest acid (de exemplu, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ion sulfat).

*Fig. 5.23.* Dizolvarea în apă a clorurii de hidrogen și disocierea acidului clorhidric.

### 5.6.3. Electroliți tari și slabi

Să revenim la observațiile notate în *tabelul 5.2* și să comparăm arderea becului în cazul diferitor electroliți.

În soluțiile de NaCl, NaOH, HCl becul arde puternic, de unde rezultă că acestea conțin mulți ioni și că moleculele nedisociate practic lipsesc. Asemenea electroliți se numesc *electroliți tari*.

În ecuațiile de disociere a electroliților tari scriem semnul egalității (=), ceea ce înseamnă scindarea deplină în ioni.

Pentru aceeași experiență am luat o soluție de acid acetic și alta de acid clorhidric, având orientativ același număr de molecule dizolvate. Însă în cazul soluției de acid acetic becul arde slab. Rezultă că în soluția respectivă disociază în ioni doar o parte din molecule. Acidul acetic este un *electrolit slab*. În soluție se află concomitent numeroase molecule nedisociate de CH<sub>3</sub>COOH și puțini ioni de H<sup>+</sup> și CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>. În ecuațiile de disociere a electroliților slabi scriem semnul reversibilității (⇌):



Aceasta înseamnă că are loc, concomitent, atât disocierea moleculelor în ioni, cât și combinarea ionilor în molecule. Săgeata mai groasă îndreptată spre stânga (←) arată că disocierea este foarte slabă: doar o parte nesemnificativă din molecule disociază în ioni.

Cu toate că în cazul apei (*tabelul 5.2*) becul nu arde, apa nu poate fi considerată un neelectrolit, deoarece în mod indirect s-a demonstrat că ea disociază foarte slab în ioni de H<sup>+</sup> și OH<sup>-</sup>.



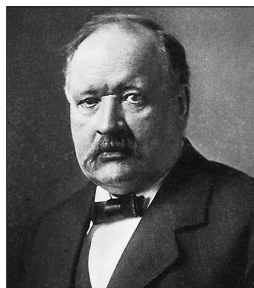
Să introducem în *tabelul 5.2* această caracteristică a apei (*electrolit foarte slab*).

În *tabelul 5.3* sunt prezentați unii electroliți tari și slabi. Acizii H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> sunt electroliți de tărie medie.

Astfel, acizii (în soluție), bazele (în topituri și soluții) și sărurile (în topituri și soluții) sunt *electroliți*. La disocierea acizilor, se scindează legătura covalentă puternic polară, iar la disocierea sărurilor și bazelor se scindează legătura ionică.

**Disociația electrolică a substanței reprezintă formarea ionilor mobili în soluția sau topitura acestei substanțe.**

Procesul de disociere electrolică a fost descoperit de chimistul Svante Arrhenius în anul 1887.



**Svante August Arrhenius**  
(1859-1927)

Fizician și chimist suedez. A elaborat teoria disociației electrolitice. Premiul Nobel pentru chimie (1903).

Tabelul 5.3. Electroliți tari și slabi

Electroliți tari	Electroliți slabi
<b>Acizi</b>	
HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , HClO, CH <sub>3</sub> COOH
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	
<b>Baze</b>	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ca(OH) <sub>2</sub> în soluție	Toate bazele insolubile și NH <sub>4</sub> OH
<b>Săruri:</b> Toate sărurile solubile	H <sub>2</sub> O

- Care substanțe se numesc: a) electroliți; b) neelectroliți? Dă exemple. Din ce clase de compuși fac parte aceste substanțe?
- Explică ce tip de legături chimice se află în electroliți.
- Din ce cauză topiturile de baze alcaline și săruri, precum și soluțiile de acizi, baze alcaline și săruri conduc curentul electric?
- Explică rolul moleculelor de apă în procesul de disociere. Care ioni se numesc cationi și care anioni?
- Explică noțiunile de *electrolit tare* și *electrolit slab*.
- Ce se întâmplă cu clorura de potasiu și cu hidroxidul de potasiu în timpul: a) topirii; b) dizolvării în apă? Compară aceste procese. Care va fi conductibilitatea electrică a acestor topituri și soluții? Scrie ecuațiile de disociere. Prin ce se deosebesc ionii din cristale de ionii din soluție?
- În apă au fost dizolvate gazele: a) clorură de hidrogen, b) bromură de hidrogen, c) sulfură de hidrogen, d) oxid de carbon (IV), e) oxigen, f) azot. Care dintre soluțiile formate va conduce curentul electric? Numește electroliții și neelectroliții.
- Definește noțiunea de *disociație electrolitică*.
- Se dau ionii: H<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, S<sup>2-</sup>, Ag<sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Ba<sup>2+</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, Ca<sup>2+</sup>, SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Al<sup>3+</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.  
Alege: a) cationii; b) anionii. Numește anionii.
- \*10. În sângele omului, partea de masă de clorură de sodiu NaCl constituie 0,5%. Calculează masa și cantitatea de substanță a clorurii de sodiu în 1 kg de sânge. Stabilește cantitatea de substanță și masa ionilor de sodiu și a ionilor de clor în 1 kg de sânge pe baza ecuației de disociere:
 
$$\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$$
- \*11. Pentru pregătirea soluției I. Petrov (un substituent al sângelui), în apa cu volumul de 100 ml se dizolvă o pastilă care conține 1,5 g de clorură de sodiu, 0,02 g de clorură de potasiu, 0,01 g de clorură de calciu. Calculează partea de masă a fiecărui component în soluția obținută. Ce ioni se formează la disocierea acestor substanțe?
12. Fierul arde în clor formând clorură de fier (III). Calculează cantitatea de substanță și masa acestei cloruri, dacă inițial masa fierului este egală cu 112 g. Scrie ecuația de disociere a produsului de reacție la dizolvarea lui în apă.



### Lucru în echipă

- Cu ajutorul ionilor din tabelul solubilității, alcătuiți formulele pentru: a) trei acizi tari; b) doi acizi de tărie medie; c) trei acizi slabi; d) un acid insolubil în apă. Numiți acești acizi.
- Cu ajutorul ionilor din tabelul solubilității, alcătuiți câte 2 formule de săruri cu cationi: a) monovalenți; b) divalenți; c) trivalenți. Numiți aceste săruri.

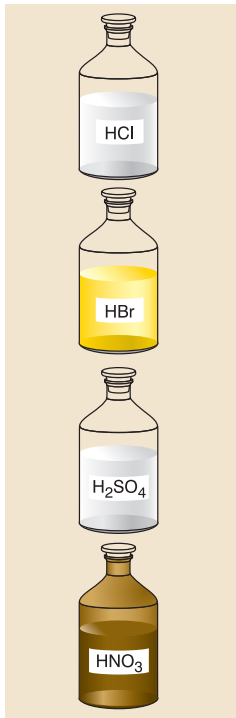


Fig. 5.24. Acizi tari.

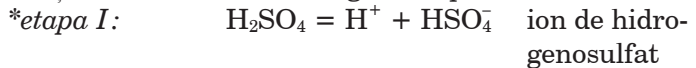
## 5.7. Disocierea acizilor în soluțiile apoase

Din cele studiate anterior, am aflat că soluțiile apoase de acizi conduc curentul electric, deoarece moleculele lor disociază în ioni. Să scriem ecuațiile de disociere a unor acizi cunoscuți (tabelul 5.3).

### a) Acizii tari

Acidul clorhidric	$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	ion de clorură
Acidul bromhidric	$\text{HBr} = \text{H}^+ + \text{Br}^-$	ion de bromură
Acidul iodhidric	$\text{HI} = \text{H}^+ + \text{I}^-$	ion de iodură
Acidul azotic	$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	ion de nitrat

Molecula de acid sulfuric  $\text{H}_2\text{SO}_4$  conține doi atomi de hidrogen. La disocierea acestuia, se desprinde mai întâi un ion de hidrogen (prima etapă de disociere), după care se detașează și al doilea ion de hidrogen (etapa a doua):



În ecuația ionică de disociere, suma sarcinilor tuturor ionilor din stânga trebuie să fie egală cu suma sarcinilor tuturor ionilor din dreapta.

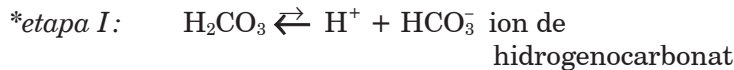
La prima etapă de disociere a acidului sulfuric se formează anionul  $\text{HSO}_4^-$ . Denumirea lui este alcătuită din două părți: *hidrogeno* (hidrogen  $\text{H}^+$ ) și *sulfat* ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), iar sarcina constituie suma:  $+1 + (-2) = -1$ .

În ecuația din etapa a II-a de disociere a acidului sulfuric este scris semnul reversibilității  $\rightleftharpoons$ , care demonstrează că în soluție decurg concomitent procesul de disociere și cel de combinare a ionilor. Deci în soluție există în același timp atât componentele din stânga, cât și cele din dreapta semnelui reversibilității. Însă pentru acest electrolit tare cum este acidul sulfuric disocierea se produce într-o măsură mai mare decât combinarea ionilor. De aceea săgeata orientată spre dreapta este îngroșată ( $\rightleftharpoons$ ).

### b) Acizii slabi

În soluțiile de acizi slabi se desprind puțini ioni și multe molecule rămân nedisociate. De aceea la toate etapele de disociere se scrie semnul reversibilității ( $\rightleftharpoons$ ).

Acidul carbonic disociază în două etape:



Să examinăm toate ecuațiile de disociere a acizilor. Ce au ele în comun ?

**Disocierea acizilor se caracterizează prin formarea cationilor de hidrogen  $H^+$ .**

Toate proprietățile comune ale acizilor, cum ar fi gustul acru, culoarea indicatorului (turnesolul – roșu, metiloranjul – roz, fenolftaleina – incoloră), sunt determinate de prezența ionilor de hidrogen  $H^+$ .

Putem da acum o definiție a acizilor din punctul de vedere al teoriei disociației electrolitice.

**Acizii sunt electroliții care formează la disociere cationi de hidrogen ( $H^+$ ) și anioni de rest acid.**

**Numărul ionilor de hidrogen care se formează la disocierea unei molecule de acid se numește *bazicitate a acidului*.**

De exemplu, acidul clorhidric HCl este *monobazic*, iar acidul sulfuric  $H_2SO_4$  este *dibazic*.

Trebuie să fim precauți în timpul lucrului cu acizii. Acidul acetic (oțetul) este folosit în scopuri alimentare sub formă de soluție apoasă (de 3-6%), la prepararea aperitivelor, la conservarea legumelor. Dar este interzis, în mod categoric, să se bea oțet, deoarece acesta atacă țesuturile, produce arsuri ale mucoaselor gurii, gâtului, esofagului, stomacului. Dacă, la efectuarea experiențelor, din întâmplare, au nimerit câțiva stropi de acid pe piele sau pe haine, spălați imediat locul cu apă din abundență și adresați-vă profesorului.



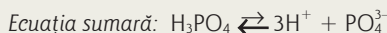
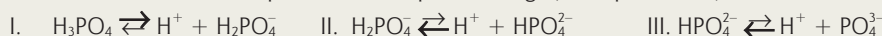
Acizii sunt electroliți care formează la disociere cationi de hidrogen ( $H^+$ ) și anioni de rest acid.



Proprietățile comune ale acizilor sunt determinate de prezența ionilor de hidrogen.

1. Scrie formulele și ecuațiile de disociere pentru doi acizi tari și un acid slab.
2. Arată culoarea indicatorilor (turnesol, metiloranj) în soluțiile acide. Ce ioni determină această culoare?
3. Ce reprezintă bazicitatea acidului?

\*4. Calculează suma sarcinilor particulelor din partea stângă și dreaptă a ecuației de disociere:



\*5. Scrie ecuația de disociere în etape a acidului carbonic. Numește cationii și anionii. Alcătuieste formulele sărurilor de sodiu și calciu cu anionii obținuți, denumește-le.

6. Definește acizii din punctul de vedere al disocierii lor.
7. Scrie formulele a doi acizi dibazici, utilizând tabelul solubilității.
8. Calculează masa clorurii de hidrogen necesară pentru pregătirea unei soluții concentrate de acid clorhidric cu masa de 200 g și cu partea de masă de HCl de 38%.
- \*9. În trei eprubete fără etichete se află soluții de: clorură de sodiu, hidroxid de sodiu, acid sulfuric. Cum poate fi identificat acidul sulfuric?



10. Găsește denumirile din coloana B care corespund cu formulele sărurilor din coloana A:

A	B
CaCO <sub>3</sub> – sare neutră	hidrogenocarbonat de magneziu
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> – sare acidă	carbonat de magneziu
MgCO <sub>3</sub> – sare neutră	hidrogenocarbonat de calciu
Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> – sare acidă	carbonat de calciu

11. Completează cu formulele ecuațiile de disociere a sărurilor pentru care sunt date denumirile:

Carbonat de sodiu.....	= 2Na <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Hidrogenocarbonat de sodiu.....	= Na <sup>+</sup> + HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Hidrogenocarbonat de calciu.....	= Ca <sup>2+</sup> + 2HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Hidrogenocarbonat de magneziu.....	= Mg <sup>2+</sup> + 2HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>

12. Clasifică după tărie (acizi tari, medii sau slabi) următorii acizi: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Scrie ecuațiile de disociere a acestora.

13. Alege afirmațiile corecte:

Acidul sulfuric este: 1) acid slab, dibazic; 2) acid tare, dibazic; 3) acid tare, monobazic.



### Lucru în echipă

1. Alcătuiți ecuații de disociere privind partea stângă din coloana A cu partea dreaptă din coloana B:

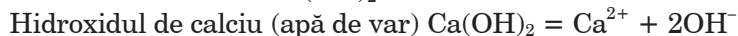
A	B
1. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	a) 2H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
*2. HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	*b) H <sup>+</sup> + HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
3. HCl	c) H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
4. HNO <sub>3</sub>	d) H <sup>+</sup> + NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
5. H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	e) H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup>
*6. H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	f) 3H <sup>+</sup> + PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
*7. HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	*g) H <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
8. H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	*h) H <sup>+</sup> + HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
*9. HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	i) H <sup>+</sup> + PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
10. H <sub>2</sub> S	j) 2H <sup>+</sup> + S <sup>2-</sup>
*11. HS <sup>-</sup>	*k) H <sup>+</sup> + HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
12. CH <sub>3</sub> COOH	l) H <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
	m) 2H <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
	*n) H <sup>+</sup> + HS <sup>-</sup>
	o) H <sup>+</sup> + S <sup>2-</sup>
	p) CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> + H <sup>+</sup>

Numiți anionii.

2. Dintre acizii de la exercițiul 12, alegeți-i pe cei: a) monobazici; b) dibazici; c) tribazici.

## 5.8. Disocierea bazelor alcaline în soluțiile apoase

Toate bazele alcaline (baze solubile) disociază complet în soluțiile apoase și sunt electroliți tari. La disociere se obțin ioni de metale și ioni de hidroxil; procesul decurge într-o singură etapă:



Ce este comun în disocierea bazelor alcaline?

Disocierea bazelor alcaline se caracterizează prin formarea ionilor de hidroxil OH<sup>-</sup>.



Culoarea indicatorilor (turnesolul – albastru, fenolftaleina – zmeurie, metiloranjul – galben), senzația de grăsime la pipăit, causticitatea și alte proprietăți comune ale bazelor alcaline sunt determinate de prezența, în soluții, a ionilor de hidroxil  $\text{OH}^-$ . Dacă în soluție se conțin numeroși ioni de  $\text{OH}^-$ , se spune că mediul este alcalin sau bazic.



Proprietățile comune ale bazelor alcaline sunt determinate de prezența ionilor de hidroxil.

**Bazele alcaline sunt electroliții care disociază formând anioni de  $\text{OH}^-$  și cationi de metal.**

1. Definește bazele alcaline (hidroxizi) din punctul de vedere al disociației electrolitice. Dă exemple. Numește cationii și anionii.
2. Ce ion este comun la disocierea tuturor bazelor solubile?
3. Care este culoarea indicatorilor (turnesolul, fenolftaleina, metiloranjul) în soluțiile bazelor alcaline? Ce ion determină această culoare?
4. Se dau soluțiile de clorură de potasiu, hidroxid de potasiu și acid clorhidric. În ce mod poate fi stabilită prezența hidroxidului de potasiu?
5. Din ionii  $\text{NH}_4^+$  și  $\text{OH}^-$  alcătuieste formula hidroxidului de amoniu – o bază slabă, solubilă în apă. Scrie ecuația disociației electrolitice a acesteia.
- \*6. Calculează partea de masă de KOH în soluția obținută prin amestecarea a 100 g soluție de KOH de 10% cu 50 g soluție de KOH de 50%.
7. Calculează partea de masă de hidroxid de calciu  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  în laptele de var, dacă pentru a pregăti acest amestec au fost luate 560 g de CaO și 2240 ml de apă.



#### Lucru în echipă

1. Alegeți afirmațiile corecte.  
Hidroxidul de sodiu este: a) bază; b) alcalie; c) bază insolubilă; d) bază solubilă; e) sare; f) acid. Argumentați răspunsul.
2. Folosind tabelul solubilității substanțelor, alcătuiți formule de baze. Alegeți dintre ele bazele alcaline și scrieți ecuațiile de disociere a acestora.

## 5.9. Disocierea sărurilor

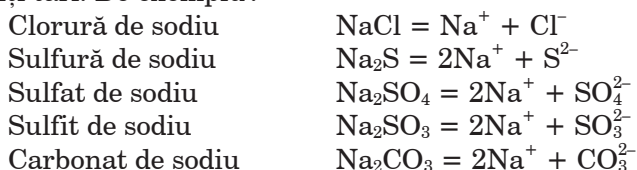
Există diferite tipuri de săruri. În continuare vom examina două dintre ele: *săruri neutre* și *săruri acide*. Acestea sunt sistematizate în tabelul de mai jos.

Săruri	
neutre	*acide
NaCl	–
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{NaHSO}_4$
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{NaHCO}_3$
$\text{CaCO}_3$	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

**Sărurile neutre sunt alcătuite din atomi de metal și resturi acide.**



Sărurile neutre solubile disociază complet, fiind electroliți tari. De exemplu :



**Sărurile neutre sunt electroliții ce disociază în cationi de metal și anioni de rest acid.**

Sărurile neutre au o răspândire largă în natură. De exemplu,  $\text{CaCO}_3$  este formula cretei, a marmurei, a calcarului și a spatului de Islanda, iar  $\text{NaCl}$  este formula sării de bucătărie. Apa naturală reprezintă, la rândul ei, o soluție de sulfatați și cloruri de calciu, magneziu, fier ș.a.

**Sărurile acide sunt alcătuite din atomi de metal și resturi acide care conțin unul sau doi atomi de hidrogen, rămași de la acidul corespunzător.**

Sărurile acide disociază complet în cationi de metal și anioni de rest acid, fiind electroliți tari.

De exemplu :

Hidrogenocarbonatul de calciu



Resturile acide disociază, la rândul lor, suplimentar ca electroliți slabi.



În toate ecuațiile de disociere, suma sarcinilor ionilor din stânga este egală cu cea din dreapta.

**Sărurile acide sunt electroliții care disociază în cationi de metal, cationi de hidrogen și anioni de rest acid.**

1. Care săruri se numesc neutre? Scrie câte două formule de săruri solubile: a) cloruri; b) sulfuri; c) sulfatați; d) carbonați; e) nitrați. Scrie ecuațiile de disociere a acestora.
2. Alcătuieste formulele sărurilor solubile folosind datele din tabelul solubilității (la indicația profesorului). Scrie ecuațiile disocierii lor în soluțiile apoase.
3. Soluția apoasă de hidrogenocarbonat de sodiu cu partea de masă de  $\text{NaHCO}_3$  egală cu 2% este folosită la spălarea pielii și a căilor respiratorii superioare în cazul contactului cu acizii sau cu alte substanțe otrăvitoare și excitante. Această soluție nu trebuie să lipsească din orice laborator de chimie. Stabilește masa soluției care poate fi preparată din 100 g de hidrogenocarbonat de sodiu. Calculează masa și volumul apei necesare pentru pregătirea acestei soluții.
4. Calculează cantitatea de substanță și masa ionilor de calciu care nimeresc în apă la disocierea: a) hidrogenocarbonatului de calciu cu cantitatea de 0,2 mol; b) sulfatului de calciu cu cantitatea de 0,05 mol.
5. La prăjirea calcarului ( $\text{CaCO}_3$ ), se obține var nestins ( $\text{CaO}$ ) și dioxid de carbon. Ce masă de var nestins se poate obține din 100 kg de carbonat de calciu?





### Lucru în echipă

Alcătuiești ecuațiile de disociere a sărurilor, dacă partea stângă a ecuației este cuprinsă în coloana A, iar partea dreaptă în coloana B:

A		B	
(1) $\text{KNO}_3$	(8) $\text{FeSO}_4$	(a) $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	(h) $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
(2) $\text{NaCl}$	(9) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	(b) $\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$	(i) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
(3) $\text{NH}_4\text{Cl}$	(10) $\text{AlCl}_3$	(c) $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	(j) $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
(4) $\text{BaCl}_2$	(11) $\text{Na}_2\text{CO}_3$	(d) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	(k) $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
(5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	(12) $\text{K}_3\text{PO}_4$	(e) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$	(l) $3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
(6) $\text{CaCl}_2$	(13) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	(f) $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	(m) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$
(7) $\text{CaSO}_4$		(g) $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	

## 5.10. Apa naturală

### 5.10.1. Compoziția și calitatea apei naturale

Fiecare om știe că pentru necesitățile sale vitale poate folosi doar apă pură. Însă trebuie să deosebim „apa pură din punct de vedere chimic“ de „apa pură“ propriu-zisă. Apa pură din punct de vedere chimic conține doar molecule de  $\text{H}_2\text{O}$ , pe când apa pură în sensul larg al cuvântului este cea pe care omul o folosește pentru viață, numită *apa potabilă*. Aceasta provine din sursele naturale, cum ar fi izvoarele, lacurile, râurile, fântânile. Este important să știm care apă poate fi considerată pură, adică bună pentru consum. În acest scop, trebuie să studiem compoziția apei naturale, să știm care sunt poluanții ei și care sunt metodele de epurare a apei.

**Apa naturală este o soluție formată din numeroși compuși anorganici și organici dizolvați în apă  $\text{H}_2\text{O}$ .**

Din compușii anorganici fac parte: gazele din aer (oxigenul, azotul, dioxidul de carbon), sărurile (clorurile și sulfatii de sodiu, potasiu, magneziu, calciu, fier (II), fier (III), hidrogenocarbonații de calciu și magneziu).

Toate sărurile din apă sunt în formă disociată:

#### Clorurile



#### Sulfatii



#### Hidrogenocarbonații



Conform analizelor științifice, componența apei din râul Nistru în apropierea localității Vadul lui Vodă variază în anumite limite (*tabelul 5.4*).

Ce trebuie și ce nu trebuie să conțină apa potabilă? Răspunzând la această întrebare, vom stabili care trebuie să fie *calitatea apei*.

Tabelul 5.4. Conținutul de ioni în apa râului Nistru

Ioni	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Conținutul de ioni (mg/l)	9–11	33–58	54–70	12–17	76–108	60–68	168–220

În conformitate cu cerințele Standardului de Stat, un litru de apă potabilă trebuie să conțină nu mai mult de 1 g (1000 mg) de săruri, în următoarea proporție :

500 mg sulfăți	0,3 mg ioni de fier
350 mg cloruri	0,1 mg ioni de mangan
45 mg nitrați	1,0 mg ioni de cupru

**Totalitatea sărurilor dizolvate în apă se numește *mineralizare*.**

În cazuri deosebite, când nu există altă apă de băut, serviciul sanitar are dreptul să permită consumul temporar al apei cu un conținut de până la 1500 mg de săruri la 1 litru de apă.

De menționat că doar jumătate din fântânile Moldovei au apă potabilă corespunzătoare normelor. În majoritatea cazurilor însă, gradul de mineralizare a apei din fântâni depășește 1,5 g/l (1500 mg/l).

Ionii Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup> sunt necesari pentru sănătatea omului. Până la 10% din aceștia sunt furnizați de sărurile dizolvate în apa potabilă.

**Apă potabilă trebuie să fie slab acidă, neutră sau slab bazică.**

Pe lângă ionii de metale și de resturi acide, apa potabilă poate conține, de asemenea, ioni de hidrogen (H<sup>+</sup>) și de hidroxil (OH<sup>-</sup>). Apa neutră conține cantități egale de ioni H<sup>+</sup> și OH<sup>-</sup>, apa slab acidă poate avea un mic exces de ioni de hidrogen H<sup>+</sup>, iar cea slab bazică, respectiv, un mic exces de ioni OH<sup>-</sup>.

Conținutul de ioni în apa potabilă se poate schimba din diferite motive: poate scădea datorită ploilor și topirii zăpezii, poate crește pe timp de secetă sau la vărsarea în râuri și lacuri a deșeurilor industriale, agricole ș.a.

**Apă potabilă trebuie să fie inofensivă pentru sănătatea omului și a animalelor, nu trebuie să aibă miros, trebuie să fie plăcută la gust și folositoare pentru toate necesitățile de gospodărie.**

Gustul și mirosul apei trebuie să fie plăcute. Acestea depind de conținutul substanțelor dizolvate în ea (*tabelul 5.5*).



Fig. 5.25. Cantitatea de substanță dizolvată într-o tonă de apă de diferită proveniență.

Gustul și mirosul neplăcut al apei pot fi cauzate de prezența sulfurii de hidrogen H<sub>2</sub>S, a produselor petroliere, a compușilor ce conțin metale grele, a produșilor de descompunere a organismelor animale și vegetale.

**Oxigenul dizolvat în apă asigură existența peștilor și a altor organisme subacvatice.**

Tabelul 5.5. Conținutul unor săruri care determină senzația de gust

Sarea	Conținutul de sare (mg/l); 1 g = 1000 mg	
	Gust abia perceptibil, nedeterminat	Gust perceptibil, neplăcut
NaCl	150	500 (sărat)
KCl	350	700 (amar)
CaSO <sub>4</sub>	70	150 (astringent)
MgCl <sub>2</sub>	100	400 (amar)
MgSO <sub>4</sub>	200	500 (amar)
FeSO <sub>4</sub>	1,5	5,0 (feros)
FeCl <sub>2</sub>	0,3	0,5 (de baltă)

### 5.10.2. Poluarea apei

Cei mai răspândiți sunt poluanții acizi și biologici, precum și ionii metalelor grele.

**Poluarea acidă.** Apa de ploaie are, de obicei, proprietăți slab acide, datorită dioxidului de carbon dizolvat în ea:



Pentru organismele vii, acest mediu este favorabil. Din păcate însă, în apă nimeresc frecvent și acizi otrăvitori (acidul sulfuric, azotic, fosforic ș.a.), ca rezultat al poluării mediului în urma activității uzinelor, termocentralelor etc. Creșterea acidității apelor naturale este dăunătoare atât pentru om, cât și pentru animale și plante. Peștii, de exemplu, pot exista doar într-un mediu slab acid, slab bazic sau neutru.

**Poluarea cu ioni ai metalelor grele.** O nocivitate înaltă au ionii de plumb Pb<sup>2+</sup>, mercur Hg<sup>2+</sup>, cadmiu Cd<sup>2+</sup>, care în organismul omului se combină cu proteinele și dereglează funcțiile sistemului nervos, ficatului, rinichilor.

Ionii metalelor grele pot ajunge de la uzine, combinate metalurgice în râuri și lacuri odată cu apele reziduale din sol sau pe alte căi (fig. 5.26).

Ionii altor metale, cum ar fi cei de fier, nimeresc în apă din conductele de fier: moleculele polare de apă „smulg” ionii de Fe<sup>2+</sup> de pe suprafața metalului.

**Poluarea biologică.** Asemenea tip de poluare provine de la fermele de vite, din scurgerile de canalizare ș.a. Pe această cale, în apă ajung diferiți compuși organici dău-

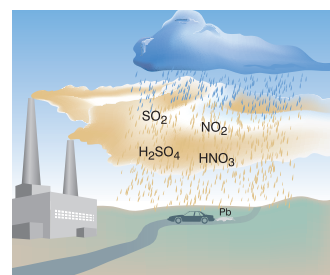


Fig. 5.26. Poluarea cu acizi și metale grele.



Fig. 5.27. Poluarea biologică.



Fig. 5.28. Elevi curățând malul unui râu.

nători și microbi patogeni. În apă crește conținutul de amoniac  $\text{NH}_3$  și nitriți (săruri ale acidului azotos  $\text{HNO}_2$ ).

Astfel, apa naturală conține atât componente cu o importanță vitală (oxigenul, ionii  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ), cât și diferiți poluanți (ioni ai metalelor grele, produși ai descompunerii organismelor vii, acizi, sulfură de hidrogen, fluoruri, nitrați, petrol și produse petroliere etc.).

Expedițiile științifice efectuate în republica noastră cu scopul de a studia gradul de poluare a apelor și impactul acestora asupra sănătății omului au depistat, în unele localități rurale, abateri grave de la norma admisă. Acolo unde apele potabile sunt poluate, este mărit și gradul de îmbolnăvire a populației. Iată de ce este important ca fiecare cetățean, fiecare elev în parte să manifeste spirit gospodăresc, să îngrijească fântânile, izvoarele, râurile, lacurile și să nu admită poluarea lor.

1. Explică sensul expresiilor: apă pură, apă pură din punct de vedere chimic, apă poluată, apă naturală. Arată, pentru fiecare caz, domeniile de utilizare.
2. Enumeră tipurile de apă după proveniența ei.
3. Ce substanțe și în ce formă (de molecule, ioni) conține apa naturală?
4. Ce substanță conferă apei: a) un gust sărat și amar; b) un miros neplăcut?
5. Enumeră ionii de metale din apă care sunt: a) necesari pentru viața omului; b) dăunători pentru sănătatea omului.
6. În Roma antică, conductele de apă erau fabricate din plumb. Se consideră că locuitorii Romei erau supuși unei otrăviri permanente. Explică acest fenomen.
7. Ce înseamnă mineralizarea apei? Dă exemple.
8. Prin ce sunt dăunători poluanții: a) acizi; b) biologici; c) ionii metalelor grele; d) petrolul și produsele petroliere?
9. Selectează expresiile care arată că apa potabilă este de calitate bună:
 

a) mineralizarea depășește valoarea de 1g/l;	e) conține ioni de $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{HCO}_3^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{Cl}^-$ ;
b) conține oxigen în cantități mari;	f) miroase a hidrogen sulfurat;
c) conține ioni de plumb $\text{Pb}^{2+}$ ;	g) are gust amar.
d) conține amoniac;	
10. Calculează cantitatea de substanță în apă, dacă 1 l de această apă conține: a) 0,3 g de  $\text{CaSO}_4$  și 0,25 g de  $\text{CaCl}_2$ ; b) 0,2 g de  $\text{MgSO}_4$  și 0,1 g de  $\text{MgCl}_2$ . Va avea în acest caz apa un gust amăruit?
11. Calculează masa carbonatului de sodiu și volumul apei necesare pentru pregătirea a 200 g de soluție cu partea de masă de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  egală cu: a) 3%; b) 5%; c) 2%.
- \*12. Solubilitatea sulfatului de magneziu la  $20^\circ\text{C}$  este egală cu 35 g în 100 g de apă. Stabilește partea de masă de  $\text{MgSO}_4$  în soluție. Ce gust va avea această soluție?

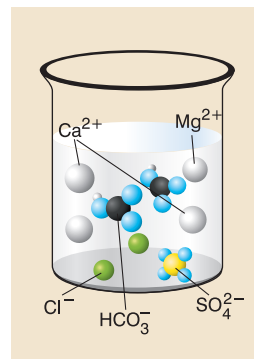


## 5.11. Duritatea apei și înlăturarea ei. Reacțiile ionice

### 5.11.1. Duritatea apei

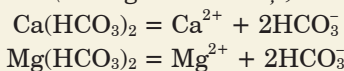
Probabil, ați auzit vorbindu-se deseori acasă despre calitatea apei: e bună de spălat, e moale sau, dimpotrivă, e dură, nu e bună de spălat, nu face spumă. Dacă apa conține mulți ioni de calciu ( $\text{Ca}^{2+}$ ), magneziu ( $\text{Mg}^{2+}$ ), ea este *apă dură*. Prezența acestor ioni în apă determină *duritatea apei*.

Duritatea apei poate fi *totală*, *temporară* și *permanentă*.

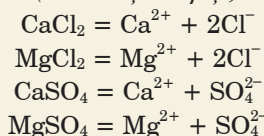


**Duritatea totală**  
(toate sărurile de calciu și magneziu)

**Duritate temporară**  
(hidrogenocarbonați)



**Duritate permanentă**  
(cloruri și sulfati)

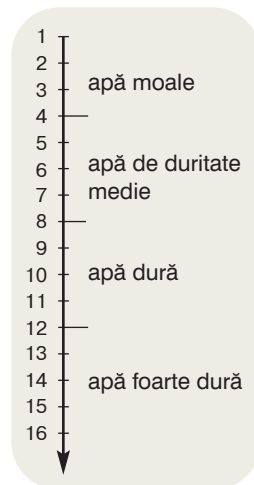


Duritatea apei se măsoară în grade speciale de duritate. Apa moale are o duritate sub 4 grade, apa de duritate medie – de la 4 până la 8 grade, apa dură – de la 8 până la 12 grade și apa foarte dură – peste 12 grade.

Cea mai moale este apa de ploaie și de zăpadă. Iar apa de mare este foarte dură. Astfel, apa din Marea Neagră are o duritate totală de 65,5 grade, dintre care 53,5 revin ionilor de magneziu și doar 12 ionilor de calciu. Apa din râuri este relativ moale. Cea din Nistru are o duritate cuprinsă între 3,5 și 8.

În Republica Moldova sunt admise următoarele limite ale durității apei potabile:

Destinația	Unități de duritate
oameni	7–10
porci	12–14
cai	12–15
vite mari cornute	14–18
oi	30–45



**Cum crezi, când este mai mică duritatea apei din Nistru: în timpul revărsării apelor sau pe timp de secetă?**

### 5.11.2. Înlăturarea durității apei

În ce mod apa poate fi făcută mai moale? Pentru aceasta, trebuie să o dedurizăm, adică să înlăturăm ionii de  $\text{Ca}^{2+}$  și  $\text{Mg}^{2+}$ . În fiecare dimineață, fierbem apa în ceainic. Prin acest proces, înlăturăm și *duritatea temporară* a apei, condiționată de hidrogenocarbonații de calciu și magneziu. Ecuația reacției pentru hidrogenocarbonatul de calciu este:



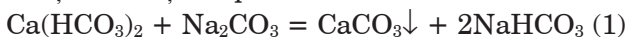


## REȚINEȚI!

După dedurizarea apei cu sodă sau cu alte substanțe, ea nu trebuie folosită pentru consum, ci doar pentru necesități tehnice.

Carbonatul de calciu  $\text{CaCO}_3$  se depune sub formă de crustă (piatră) pe pereții ceainicului. Același lucru se întâmplă și în cazanele cu aburi și chiar în țevile obișnuite de apă.

*Duritatea totală* poate fi înlăturată prin adăugarea unor substanțe care să formeze *precipitat* cu ionii de calciu și magneziu. De exemplu, la adăugarea sodiei  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (carbonat de sodiu), apa devine moale. În acest caz, are loc reacția de schimb între două săruri, însoțită de formarea a două săruri noi. Ecuatiile reacțiilor pentru sărurile de calciu sunt :



### 5.11.3. Reacțiile ionice

În cele trei reacții de mai sus se formează un precipitat alb, insolubil în apă – carbonatul de calciu  $\text{CaCO}_3$ . Acestea sunt *ecuațiile moleculare* (EM) ale reacțiilor, care arată ce substanțe interacționează și ce produși se formează. Noi însă știm că duritatea apei este determinată nu de moleculele de  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ , ci de ionii de  $\text{Ca}^{2+}$ , care apar în apă la disocierea acestor săruri. Rezultă deci că și la ecuația chimică de înlăturare a durității trebuie să participe respectivii ioni de  $\text{Ca}^{2+}$ .

Să apelăm la tabelul solubilității (*Anexe*) și la tabelul cu electroliții tari și slabi (*tabelul 5.3*) și să încercăm a trece de la ecuațiile moleculare la cele ionice. Dar mai întâi să precizăm unele condiții :

**Electroliții tari se scriu sub formă de ioni.**

**Electroliții slabi, substanțele insolubile în apă și gazele se scriu în formă moleculară.**

Examinăm acum ecuația (2), punându-ne două întrebări privind caracterul fiecărei substanțe :

- Substanța dată este solubilă sau nu ?
- Substanța dată este un electrolit tare sau slab ?

Consultăm tabelele și analizăm fiecare substanță din ecuația moleculară :

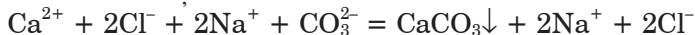
$\text{CaCl}_2$  – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică ( $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ) ;

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică ( $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ ) ;

$\text{CaCO}_3$  – sare insolubilă în apă, rămâne în formă moleculară ;

$2\text{NaCl}$  – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică, ținând cont și de coeficientul 2 ( $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ ).

Scriem ecuația ionică :



Doar electroliții tari se scriu sub formă de ioni.

#### Electroliți tari

##### Acizi

HCl, HBr, HI,  
 $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$

##### Baze

NaOH, KOH,  
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

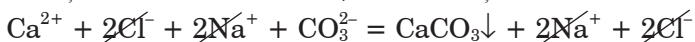
##### Săruri

Toate sărurile solubile

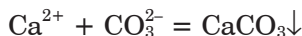


Această ecuație se numește *ecuație ionică completă (EIC)*, cu toate că ea conține și substanțe scrise în formă moleculară.

Reducem în partea stângă și dreaptă ionii identici aflați în același număr (în acest caz, ionii  $2\text{Cl}^-$  și  $2\text{Na}^+$ ).



Acești ioni nu dispar, ci pur și simplu coexistă în soluție, fără a interacționa. Acesta este sensul reducerii. După reducere, avem:

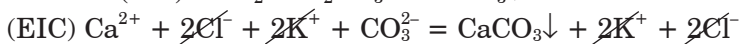
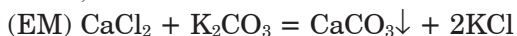


Am obținut *ecuația ionică redusă sau prescurtată (EIR)*. Celelalte două ecuații moleculare (1) și (3) pot fi descrise în felul următor:



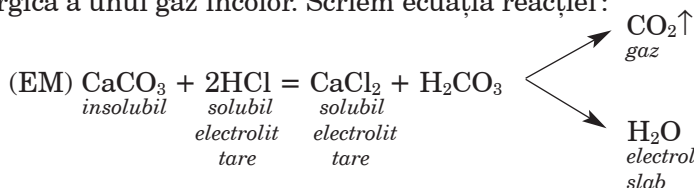
Aceste trei reacții de schimb decurg până la capăt datorită faptului că ionii  $\text{Ca}^{2+}$  și  $\text{CO}_3^{2-}$  se consumă la formarea substanței insolubile  $\text{CaCO}_3$ . Astfel, este înlăturată duritatea apei.

*Ecuația ionică redusă arată care ioni au reacționat.* Rezultă deci că duritatea apei poate fi înlăturată prin adăugarea unei substanțe capabile să genereze, la disociere, ioni de carbonat  $\text{CO}_3^{2-}$ . Această substanță trebuie să fie solubilă în apă, fiind și un electrolit tare. Să încercăm a înlocui soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  prin potasa  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Scriem ecuația moleculară (EM), apoi ecuația ionică:



Am obținut aceeași ecuație ionică redusă. Rezultă că substanța  $\text{K}_2\text{CO}_3$  înlătură duritatea apei la fel ca și  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Trebuie să reținem însă că, după tratarea cu sodă, apa devine moale, însă ea poate fi folosită doar în scopuri tehnice.

Cum poate fi înlăturată crusta din ceainic? Trebuie să găsim o reacție prin care carbonatul de calciu  $\text{CaCO}_3$  insolubil se va descompune, transformându-se în substanță solubilă. Să tratăm o bucată de cretă sau de calcar ( $\text{CaCO}_3$ ) cu soluție de acid clorhidric (fig. 5.29). Observăm o eliminare energetică a unui gaz incolor. Scriem ecuația reacției:



### Electroliți slabi

#### Acizii

$\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  
 $\text{H}_2\text{SiO}_3$

#### Bazele

$\text{NH}_4\text{OH}$   
și toate  
bazele insolubile

$\text{H}_2\text{O}$



*Electroliții slabi, substanțele insolubile în apă și gazele se scriu în formă moleculară.*



#### Reține!

*EM – ecuație moleculară*

*EIC – ecuație ionică completă*

*EIR – ecuație ionică redusă*



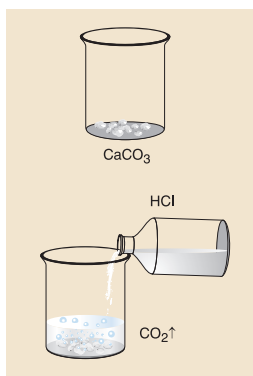
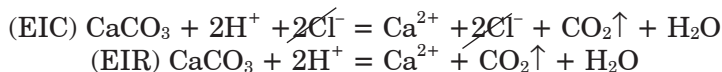
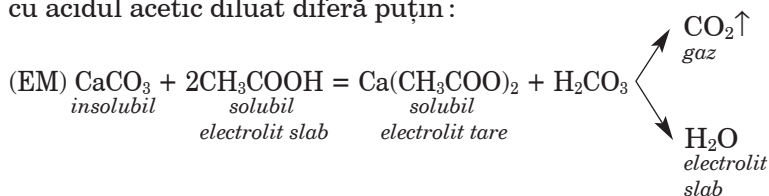


Fig. 5.29. Interacțiunea cretei cu acidul clorhidric.

Alcătuim ecuațiile ionice :



Reacția decurge până la capăt, deoarece se formează gazul  $\text{CO}_2$ , care se elimină din mediul reactant, și electrolițul slab  $\text{H}_2\text{O}$ . Despre această reacție se spune: „carbonatul de calciu se dizolvă în acid“. În mod similar poate fi dizolvată și crusta din ceainic, turnând în el mici cantități de acid clorhidric sau oțet – acid acetic diluat. Crusta se va afâna și va fi ușor de înlăturat. Ecuațiile ionice ale reacției cu acidul acetic diluat diferă puțin :



Reacția decurge până la capăt dacă în urma ei se formează un gaz, un precipitat sau un electrolit slab.

Această ecuație ionică completă este concomitent și ecuație redusă.

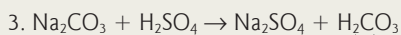
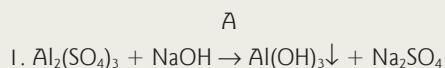
Astfel, am aflat următoarele: duritatea apei reprezintă totalitatea ionilor de calciu ( $\text{Ca}^{2+}$ ) și magneziu ( $\text{Mg}^{2+}$ ) care se conțin în ea. A înlătura duritatea înseamnă a elimina din apă ionii de  $\text{Ca}^{2+}$  și  $\text{Mg}^{2+}$ .

În soluții, reacțiile decurg cu participarea ionilor și sunt îndreptate spre combinarea acestora.

1. Definește duritatea apei.
  2. Indică gradul de duritate pentru: a) apa moale; b) apa cu duritate medie; c) apa dură și d) apa foarte dură.
  3. Care este nivelul admis al durității apei în Republica Moldova?
  4. Care apă este mai moale: cea din râuri sau cea din izvoarele subterane? Cum crezi, de ce?
  5. Specifică tipurile de duritate a apei.
  6. Ce săruri de calciu și de magneziu determină duritatea: a) temporară; b) permanentă; c) totală?
  7. Cum poate fi înlăturată duritatea: a) temporară; b) permanentă; c) totală? Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.
  8. Scrie ecuațiile moleculare, ionice complete și ionice reduse ale reacțiilor de schimb ale nitrului de argint ( $\text{AgNO}_3$ ) cu fiecare din substanțele: a) acid clorhidric; b) clorură de sodiu; c) clorură de potasiu; d) clorură de calciu; e) clorură de magneziu; f) clorură de fier (II); g) clorură de fier (III). Care dintre aceste reacții pot decurge în apa naturală?
  9. Scrie ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor de schimb ale clorurii de bariu cu: a) acidul sulfuric; b) sulfatul de sodiu; c) sulfatul de calciu; d) sulfatul de magneziu; e) sulfatul de fier (II); f) sulfatul de fier (III). Care dintre aceste reacții pot avea loc în apa naturală?
- \*10. Folosind tabelul solubilității, propune anumite substanțe care, fiind adăugate în apă, pot înlătura duritatea ei (pot lega ionii de  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ). Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.



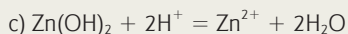
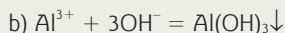
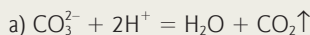
11. Care ecuații ionice reduse (B) pot corespunde ecuațiilor moleculare propuse (A):



Egalează aceste ecuații.



B



\*12. Întâmplător, a fost vărsată o soluție ce conținea 19,6 g de acid sulfuric. Pentru neutralizarea lui, s-a stropit imediat cu 80 g de soluție de NaOH de 10%, iar restul a fost neutralizat cu 100 g soluție de hidroxid de potasiu. Calculează partea de masă de KOH în soluție. Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

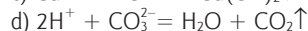
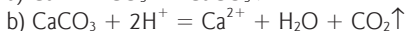
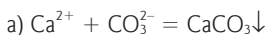
13. La o soluție ce conține 0,5 mol de  $\text{CaCl}_2$  s-a adăugat sodă  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  în exces. Calculează masa precipitatului format.

14. Ce masă de crustă ( $\text{CaCO}_3$ ) depusă pe pereții unui vas poate fi dizolvată cu 200 g de acid acetic cu partea de masă de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  egală cu 6%?



### Lucru în echipă

1. Alegeți substanțele care pot interacționa și scrieți ecuațiile moleculare care să corespundă cu ecuațiile ionice reduse de mai jos:



2. Efectuați un experiment în condiții casnice. Într-un pahar turnați apă obișnuită de la robinet, iar în altul – apă fiartă răcită. Introduceți apoi în fiecare vas câte o bucată de săpun de aceleași dimensiuni și amestecați conținutul vaselor. Ce observați? Unde s-au format mai mulți fulgi de săpun? Ce concluzii puteți trage?

Separați fulgii de săpun și mai adăugați câte o bucată de săpun. Pentru ce s-a consumat săpunul în primul caz? Luați alte două porții de apă și adăugați puțină sodă ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) și apoi săpun. Ce ați observat în acest caz?

## 5.12. Epurarea apei

### 5.12.1. Epurarea naturală

Secole în șir omul a folosit apa din râuri, lacuri și izvoare fără vreo daună pentru organism. Era suficientă purificarea naturală a apei. Apa parcurge trei tipuri de epurare naturală (fig. 5.30).

*I. Evaporarea, iar apoi condensarea apei, reîntoarcerea ei sub formă de ploaie și zăpadă.*

*II. Epurarea de poluanți biologici organici.* La câțiva centimetri sub pământ există bacterii care „înghit” poluanții organici din apă, transformându-i într-un amestec de compuși inofensivi.

*III. Filtrarea apelor naturale prin nisip și pietriș.* Astfel sunt înlăturate toate particulele mărunte suspendate în apă.

Fig. 5.30. Circuitul apei în natură.

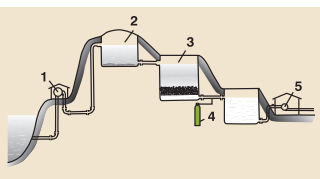
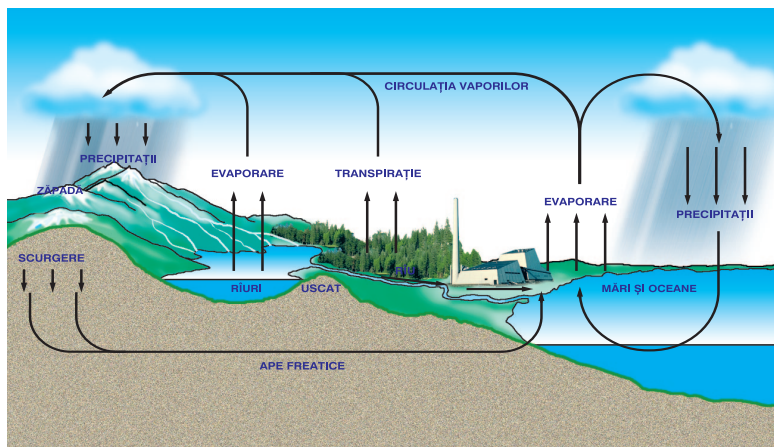


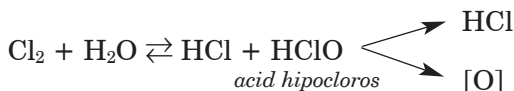
Fig. 5.31. Schema stației de epurare a apei: 1 – pompă; 2 – bazin de decantare; 3 – filtru; 4 – dispozitiv pentru clorurarea apei; 5 – pomparea apei spre consumator.

### 5.12.2. Epurarea apei din apeduct

Din cele studiate în cl.7, știm că procesul de epurare a apei din apeduct parcurge mai multe etape (fig. 5.31):

*I. Îndepărtarea corpurilor solide de dimensiuni mari.* În calea apei este instalată o plasă metalică pentru a opri trecerea obiectelor mari: pești, sticle, bețe ș.a.

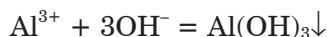
*II. Tratarea prealabilă cu dezinfectant.* În calitate de dezinfectant este utilizat clorul sau hipocloritul de sodiu (NaClO). Clorul este o substanță solubilă în apă. El reacționează cu apa conform ecuației:



Acidul hipocloros se descompune în HCl și oxigen atomic. Acesta din urmă este un oxidant puternic și distruge bacteriile din apă.

Hipocloritul de sodiu NaClO dizolvat în apă interacționează cu ea, formând de asemenea acid hipocloros, care eliberează oxigenul atomic.

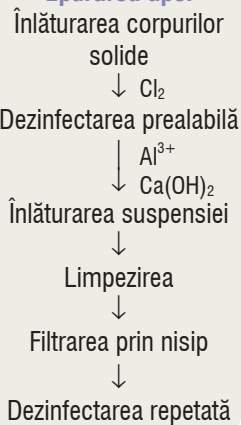
*III. Înlăturarea suspensiei fine.* Pentru aceasta, în apă se adaugă alauni  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  și var stins  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Ca rezultat se formează precipitat gelatinos de hidroxid de aluminiu:



Precipitatul  $\text{Al}(\text{OH})_3$  captează particulele mărunte, formându-se fulgi.

*IV. Limpezirea.* Fulgii de hidroxid de aluminiu  $\text{Al}(\text{OH})_3$  împreună cu particulele mărunte se depun la fundul bazinei.

#### Epurarea apei



V. *Filtrarea prin nisip.* În nisip se rețin toate particulele solide care au mai rămas după limpezire.

VI. *Dezinfectarea repetată.* La trecerea prin apeduct, apa poate capta diferiți microbi. De aceea, înainte de a fi pompată spre consumator, apa este dezinfectată suplimentar.

### **Tratarea suplimentară**

*Aerarea.* Există, desigur, și alte etape de epurare a apei. De exemplu, pentru înlăturarea mirosurilor neplăcute, se efectuează *aerarea* – un proces de introducere în apă a aerului. Astfel se îmbunătățește și gustul apei.

*Fluorurarea.* În anumite regiuni, în apă se adaugă substanțe care conțin ioni de fluor  $F^-$ . Acestea întăresc dinții și vasele sangvine. Dar, în același timp, surplusul de fluor este dăunător pentru sănătate. În Republica Moldova, apele naturale conțin cantități suficiente de fluor, de aceea nu se efectuează fluorurarea planificată a apei.

*Ozonarea.* Apa poate fi dezinfectată nu numai cu clor, ci și cu ozon. Dar ozonul este mai costisitor și are un termen de acțiune mai redus.

*Folosirea cărbunelui activat.* În republica noastră sunt folosite pe larg filtrele cu cărbune activat (fig. 5.32). Ați observat, probabil, că în cazul unei intoxicații alimentare, medicii recomandă administrarea pastilelor de cărbune activat. Acesta curăță aparatul digestiv de componentele nocive. Cărbunele activat conține o mulțime de pori de care se lipesc substanțele. Un asemenea proces se numește *adsorbție*. La trecerea apei prin filtrele cu cărbune activat, de suprafața acestuia se prind ionii metalelor grele, diferite substanțe organice dăunătoare și astfel are loc epurarea apei.



Fig. 5.32. Aparate pentru filtrarea apei.

1. Descrie etapele de epurare a apei în natură.
2. Care apă naturală pe timpuri era cea mai pură?
3. Calculează masa hidroxidului de aluminiu  $Al(OH)_3$  format la interacțiunea sulfatului de aluminiu cu 7,4 g de var stins  $Ca(OH)_2$ .
- \*4. Din apa care conține hidrogen sulfurat se precipitează ușor ionii metalelor grele ( $Pb^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ) sub formă de sulfuri. Scrie ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor de precipitare, dacă se admite că metalele se află în apă sub formă de cloruri.
5. La dizolvarea unei sări în 200 ml de apă s-a format o soluție cu partea de masă a sării de 20%. Această soluție a fost apoi diluată cu 150 ml de apă. Care este partea de masă a sării în soluția obținută?





### Lucru în echipă

1. Meditați asupra compoziției aerului deasupra orașelor mari. Cum credeți, poate fi considerată pură apa de ploaie sau de zăpadă în orașele mari? Argumentați răspunsul, scrieți ecuațiile reacțiilor chimice posibile.
2. Cum poate fi purificată apa în condiții casnice? Propuneți o schemă de epurare. Descrieți fiecare etapă.
3. Explicați modul de epurare a apei naturale la stațiile de epurare a apei.



- Încercați să faceți cercetări asupra:
  - a) poluanților apelor în orașul (satul) natal;
  - b) modului de epurare a apei în orașul (satul) vostru.

## 5.13. Obținerea apei distilate

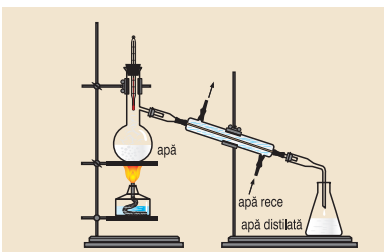


Fig. 5.33. Instalație pentru distilarea apei în laborator.

În laboratoarele de chimie este folosită apa pură, eliberată de săruri solubile. *Principalul procedeu de epurare a apei este distilarea.*

Distilarea se efectuează în instalații de distilare (industriale și de laborator) (figurile 5.33, 5.34).

În procesul distilării, apa fierbe și se volatilizează. Vaporii de apă, eliberați de orice impurități, întâlnesc în calea lor zone mai reci și se condensează. Apa pură obținută prin distilarea apei naturale se numește *apă distilată*. Impuritățile care se aflau în apă până la distilare rămân în vasul de distilare.

Apa distilată, asemeni apei naturale, conține oxigen și dioxid de carbon, care nimeresc în apă din aer, prin difuzie. Pe baza aceasta, apa distilată este puțin acidă.

Apa distilată este folosită la prepararea medicamentelor, diverselor soluții în laboratoarele de chimie.

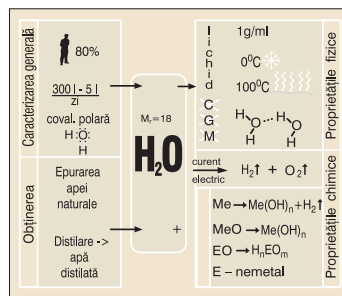


Fig. 5.34. Distilator electric pentru laborator.



### Lucru în echipă

Descrieți proprietățile apei folosind conștientul de reper alăturat.



## LUCRAREA PRACTICĂ NR. 3

### Reacții de schimb ionic

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie“ (pag. 5).

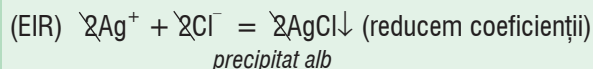
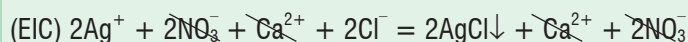
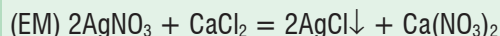


#### Ustensile și reactivi:

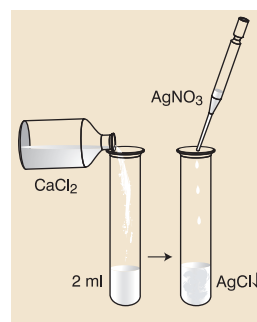
- stativ cu eprubete; de argint, clorură de calciu, sulfat
- apă din apeduct sau din fântână; de calciu, carbonat de sodiu,
- soluții de: acid clorhidric, acid soluție de săpun, fenolftaleină.
- sulfuric hidroxid de sodiu, nitrat

#### Experiența 1. Reacții ce decurg cu formare de precipitat

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de clorură de calciu ( $\text{CaCl}_2$ ), adăugați 3-4 picături soluție de nitrat de argint ( $\text{AgNO}_3$ ). Agitați conținutul eprubetei. Observați formarea unui precipitat alb și brânzos. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:

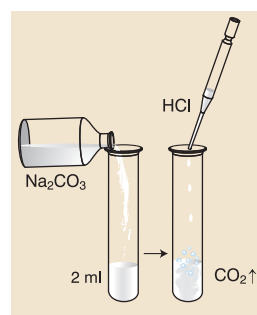
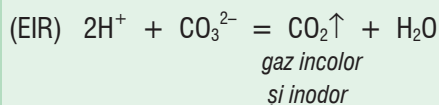
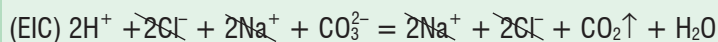
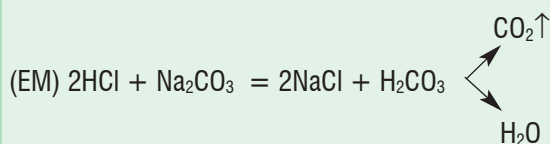


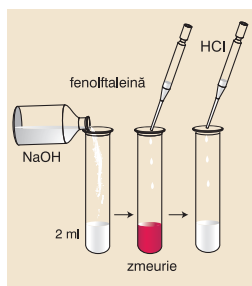
Formulați concluziile.



#### Experiența 2. Reacții ce decurg cu degajarea unui gaz

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de carbonat de sodiu ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), adăugați 1-2 ml soluție de acid clorhidric ( $\text{HCl}$ ). Observați degajarea unui gaz incolor și inodor. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:



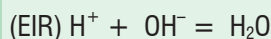
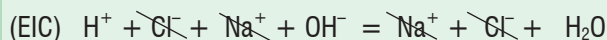
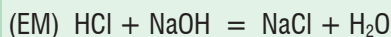


Ce se întâmplă în cazul înlocuirii acidului clorhidric cu sulfuric?  
Care va fi ecuația reacției în forma ionică redusă.

Formulați concluziile.

### Experiența 3. Reacții ce decurg cu formare de substanțe slab disociabile

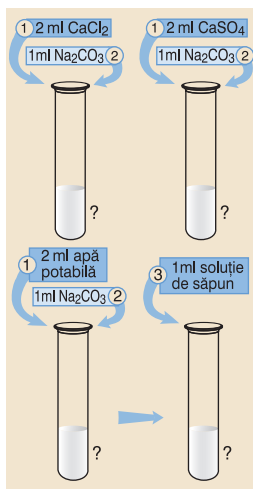
Turnați într-o eprubetă 1-2 ml de hidroxid de sodiu și adăugați 1-2 picături de fenoltaleină. Soluția devine zmeurie. Apoi turnați acid clorhidric până la decolorare. Notați observațiile. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:



Ce se întâmplă în cazul înlocuirii acidului clorhidric cu sulfuric?  
Care va fi ecuația reacției în forma ionică redusă?

Formulați concluziile.

Turnăm soluțiile



### Experiența 4. Înlăturarea durtății apei

4.1. Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de clorură de calciu, în a doua – 1-2 ml soluție de sulfat de calciu, iar în a treia – 2-3 ml apă din apeduct sau apă naturală. În fiecare eprubetă adăugați câte 1 ml soluție de sodă  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Scrieți observațiile și ecuațiile reacțiilor.

4.2. În eprubeta a treia cu apă și sodă adăugați 1 ml soluție de săpun. Agitați. Pentru comparație, turnați într-o a patra eprubetă 2-3 ml de apă naturală și adăugați 1 ml soluție de săpun. Agitați. Formulați concluziile pe baza celor observate.

Spălați vesela. Faceți curățenie la locul de lucru.

## EVALUARE SUMATIVĂ



- I. Proprietățile fizice ale apei sunt:
- a) lichid incolor, fără gust și miros;
  - b) interacționează cu oxizii anumitor metale și nemetale;
  - c) fierbe la  $100^{\circ}\text{C}$ ;
  - d) interacționează cu o parte de metale;
  - e) îngheață la  $0^{\circ}\text{C}$ .
- II. Cu apa reacționează oxizii:
- a)  $\text{HgO}$ ;    b)  $\text{K}_2\text{O}$ ;    c)  $\text{SiO}_2$ ;    d)  $\text{SO}_3$ .
- III. Solubilitatea în apă a substanțelor gazoase crește odată cu:
- a) mărirea presiunii;                      c) ridicarea temperaturii;
  - b) micșorarea presiunii;                  d) micșorarea temperaturii.
- IV. Afirmațiile de mai jos sunt adevărate (A) sau false (F)? Încercuiește răspunsul corect.
- A. F. Moleculele de apă sunt polare.
  - A. F. Apa potabilă are culoare, gust și miros.
  - A. F. Apa interacționează cu metalele alcaline.
  - A. F. Dizolvarea substanțelor în apă este influențată de agitarea componentelor în soluție.
- \*V. Arată o metodă de obținere a unui acid cu ajutorul apei.
- VI. Calculează masa de sodă caustică  $\text{NaOH}$  care este necesară pentru a prepara o soluție cu masa de 400 g cu partea de masă de  $\text{NaOH}$  10%.
- VII. În care dintre perechile de substanțe reacția va decurge până la capăt:
- a)  $\text{CaSO}_4 + \text{HCl}$ ;                      b)  $\text{CaSO}_4 + \text{NaCl}$ ;                      c)  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
- Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.
- VIII. Termină ecuațiile de mai jos și scrie-le în formă moleculară, ionică completă și ionică redusă:
- a)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$                       b)  $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$                       c)  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$



# 6

## Substanțele din jurul nostru

**După studierea acestui capitol, vei fi capabil:**

- să dai exemple de substanțe chimice, corelându-le cu clasa de compuși, reacțiile posibile și utilizarea lor;
- să argumentezi teoretic și să explici fenomenele, transformările chimice ale substanțelor din jurul nostru;
- să structurezi informația comparativă despre clasele de substanțe sub formă de tabele, scheme etc.;
- să estimezi importanța substanțelor chimice în viața cotidiană, avantajele lor în soluționarea problemelor de mediu.



Hidrogenocarbonații sunt săruri ale acidului carbonic, în compoziția cărora restul acid este  $\text{HCO}_3$ , de exemplu,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

### 6.1. Compușii din aer, apă, sol

În prezent sunt cunoscute peste 17 mln. de substanțe chimice. O bună parte din ele au fost descoperite și extrase din natură (aer, apă, sol). O altă parte din substanțe nu există în natură, fiind obținute pe cale sintetică (prin intermediul reacțiilor chimice). Evident, nu toate substanțele și-au găsit utilizare în viața de toate zilele. Cele mai cunoscute sunt substanțele din mediul în care trăim, precum și cele pe care le utilizăm în anumite scopuri (pentru alimentație, transport, diverse activități, tratament medical etc.).

Bazându-ne pe cele studiate până acum, putem numi și caracteriza unele substanțe din jurul nostru.

**Aerul atmosferic** de la suprafața pământului este un amestec de gaze. Sub aspect calitativ și cantitativ, aerul conține *în mod constant*: oxigen – 20,95%; dioxid de carbon – 0,03%; azot – 78,09%; gaze inerte – 0,94%. *În mod variabil*, aerul mai poate conține: ozon, vapori de apă, amoniac, oxizi de carbon, oxizi de azot, de sulf, praf, cenușă. Prezența amoniacului și a oxizilor de carbon, azot, sulf în aer se face simțită în zonele industriale poluate.

**Apa naturală.** Compoziția calitativă și cantitativă a apei naturale diferă după tipul ei, modul de migrare, gradul de contact al apei cu mediul, condițiile climaterice ș.a.

Apa naturală conține o mulțime de compuși suspendați sau dizolvați în ea. Din aceștia fac parte gazele: azot, oxigen, dioxid de carbon, amoniac, sulfură de hidrogen, oxizi de azot ș.a. Apa mai conține unele săruri solubile: hidrogenocarbonați de calciu și de magneziu, sulfatați de calciu și de magneziu, cloruri de sodiu, potasiu etc.

Apa naturală este favorabilă dezvoltării organismelor vii doar în cazul în care conținutul compușilor enumerați nu întrece o anumită limită admisibilă a concentrației.

**Solul** este de asemenea un amestec de mai multe componente, inclusiv:

- **humus**, conține o mulțime de substanțe organice;
- **nisip**, compusul de bază este oxidul de siliciu;
- **argilă**, conține silicați de aluminiu, calciu, magneziu, fier (II), oxizi de aluminiu și de fier;
- **minerale**, conțin 23 de elemente în stare nativ pasivă, inclusiv Cu, Ag, Au, C ș.a., precum și substanțe compuse, inclusiv oxizi de aluminiu, de fier, clorură de sodiu, fluorură de calciu, carbonat și sulfat de calciu etc.

Compoziția calitativă și cantitativă a solului variază în funcție de zona geografică, relief, anotimp, prelucrarea agricolă ș.a.

## 6.2. Substanțele naturale utilizate în viața cotidiană

Substanțele chimice descoperite își găsesc, pe parcursul timpului, utilizare în diverse domenii. Desigur, nu toate pot fi aplicate în viața de zi cu zi. Pentru o bună parte din ele, nu au fost găsite încă proprietăți folositoare. Unele substanțe sunt inaccesibile și foarte costisitoare, altele sunt toxice sau nu sunt stabile din punct de vedere chimic. Aceste substanțe însă pot fi utilizate în industria chimică, servind ca materie primă la producerea coloranților, medicamentelor, cauciucurilor (pentru pneuri de mașină), fibrelor sintetice (pentru diverse confecții textile), maselor plastice (pentru detalii tehnice, utilaj, conducte). Toate acestea sunt produși sintetici.

Care sunt substanțele naturale utilizate în viața cotidiană ?

Dintre substanțele simple fac parte unele metale și nemetale relativ stabile, iar printre substanțele compuse se numără diverși compuși anorganici : oxizi, baze, acizi și săruri.

### 6.2.1. Substanțele simple

Examinând elementele din sistemul periodic, vom descoperi că unele denumiri de substanțe le-am auzit chiar înainte de a studia chimia. De exemplu : aur, argint, fier, cupru, aluminiu, oxigen, hidrogen, carbon, iod ș.a. Aceste substanțe și-au găsit o utilizare largă în viața cotidiană datorită proprietăților lor fizice și chimice.

**Aurul (Au)** este un metal nobile, stabil în aer și apă. Are culoarea galbenă, este moale, manifestă o înaltă conductibilitate electrică și are cea mai înaltă ductilitate ; din el se pot lamina fire sau foițe cu o grosime de 0,1 microni.

Este utilizat la confecționarea de bijuterii, monede, medalii, proteze dentare, cabluri, contacte electrice (fig. 6.1). Aurul curat are 24 de carate.

**Argintul (Ag)** este un metal alb, lucios. Asemeni aurului, este stabil în aer și apă, are aceleași domenii de utilizare (fig. 6.1). Cantități mari de argint se folosesc la fabricarea oglinzilor și în domeniul fotografic.

Datorită proprietății sale dezinfectante, argintul este folosit la producerea de obiecte uzuale (tacâmuri, veselă etc.).

Observăm uneori că obiectele din argint se înnegresc, pierzându-și strălucirea. De ce ? Deoarece argintul are o

**Substanțele chimice extrase din natură (aer, apă, sol) sunt compuși naturali, iar cele obținute pe cale chimică sunt compuși sintetici. Una și aceeași substanță poate fi considerată și naturală și sintetică?**



Actualmente se cunosc 118 elemente chimice, dintre care 89 sunt naturale (cu numerele 1-92 din sistemul periodic, exceptând numerele 43, 85 și 87). Celelalte elemente au fost obținute pe cale sintetică.



**Ductilitate** – proprietatea unor metale de a fi trase în fire subțiri.



Fig. 6.1. Obiecte fabricate din aur și argint.



Conform constatărilor savanților, nucleul Pământului este format dintr-un amestec de fier și nichel.

mare afinitate față de sulf și se combină lesne cu el. Sulful se găsește, în mici cantități, în apă. La contactul argintului cu apa, se formează sulfura de argint  $Ag_2S$  de culoare neagră.

*Fierul (Fe)* este un metal gri-argintiu, conductibil, care se magnetizează ușor. În aer umed, fierul se oxidează, acoperindu-se cu un strat de oxid poros (rugină).

Cantități foarte mari de fier sunt folosite sub formă de aliaje (fontă și oțel), care de asemenea sunt buni conductori de căldură. Din fontă se fabrică vase de bucătărie (ceaune, tigăi ș.a.), unelte, diverse detalii pentru mașini, calorifere pentru încălzirea încăperilor. Din oțel se fabrică țevi (pentru petrol și gaze, pentru apă caldă), materiale de construcție, armatură pentru beton, detalii pentru mașini (fig. 6.2). În combinație cu alte elemente, fierul intră în componența hemoglobinei din sângele roșu.

*Aluminiul (Al)* este cel mai răspândit element metalic în scoarța terestră sub formă de compuși (minereuri). Este un metal argintiu, maleabil, manifestă conductibilitate termică și electrică.

Analizând seria de substituție a metalelor (pag. 72), constatăm că aluminiul este un metal relativ activ, fiind situat după magneziu. În realitate însă aluminiul este pasiv. De ce? Deoarece la suprafața lui se formează o peliculă foarte subțire de oxid de aluminiu, care este stabil din punct de vedere chimic și protejează astfel aluminiul.



Fiind un metal ușor, aluminiul și aliajele lui sunt utilizate cu succes la construcția navelor aeriene.

Aluminiul se folosește de asemenea la producerea cablurilor electrice, vaselor pentru uz casnic și industrial, foliilor subțiri pentru ambalaj.

*Oxigenul (O<sub>2</sub>)* ca substanță simplă intră în componența aerului (1/5 parte). Este un nemetal activ; se combină în mod direct cu aproape toate elementele, exceptând gazele inerte, halogenii și metalele nobile.

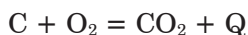
În capitolul 3 al manualului, studiind substanța simplă oxigenul, ne-am convins că aceasta are o importanță vitală pentru om, de asemenea, forma sa alotropică ozonul O<sub>3</sub>.

*Hidrogenul* în natură nu se găsește ca substanță simplă, ci doar sub formă de compuși. O caracterizare amplă a hidrogenului a fost făcută în capitolul 3. La rubrica „Activitate creativă” veți afla mai multe informații despre rolul hidrogenului în dezvoltarea chimiei și a științei în general.



Fig. 6.2. Domenii de utilizare a fierului (fontei, oțelului) și aluminiului.

*Carbonul (C)* este un nemetal. În stare naturală, această substanță există sub mai multe forme: grafit, cărbune de pământ, diamant. Din grafit se fabrică electrozi, creioane (cu mină de grafit) etc. Cărbunele este folosit mai ales în calitate de combustibil casnic și industrial, dat fiind că în reacția de ardere emană o cantitate mare de căldură:



Din lemn sau din sămburi, prin descompunere termică, în lipsă de oxigen, se produce carbon poros, din care se fabrică *cărbune activat*, folosit pentru filtre sau ca remediu în cazurile de intoxicații. Cărbunele se utilizează pe larg la producerea anvelopelor pentru mașini, a cernelurilor pentru tipar etc.

Diamantul este un material foarte dur. Din el se fabrică scule pentru tăierea metalelor tari, forajul rocilor. Forma sa cristalină creează un joc de lumini, de aceea diamantul este folosit și ca piatră prețioasă la confecționarea bijuteriilor (fig. 6.3).

*Iodul (I<sub>2</sub>)* este un nemetal cristalin de culoare violet-închis cu un miros specific și luciu metalic. La o slabă încălzire, acesta se sublimă sub formă de vapori violeti. Depus pe o folie de cartof, iodul dă o colorație albastră. Este unul dintre elementele vitale; la om și animalele superioare, iodul este concentrat în glanda tiroidă. Soluția alcoolică de iod este folosită ca antiseptic la prelucrarea rănilor.



Fig. 6.3. Domenii de utilizare a carbonului.



### **Hidrogenul – elementul care a stat la baza multor descoperiri**

Renumiți savanți chimiști și fizicieni din secolele 19-20 au ajuns la concluzia că în cazul în care hidrogenul nu ar fi fost descoperit în 1766, ci cu mult mai târziu, progresul chimiei ar fi întârziat mult timp. Există mai multe argumente în favoarea acestei afirmații:

1. Datorită descoperirii hidrogenului, a fost posibilă explicarea compoziției și structurii acizilor și bazelor. (De ce? Care este partea comună a acizilor, a bazelor?)
2. Atomul de hidrogen i-a permis fizicianului Niels Bohr să elaboreze structura electronică a atomilor elementelor chimice, fără de care nu ar fi fost explicat și argumentat sensul *Legii periodicității*. (De ce? Cel mai simplu element poate servi drept comparație?)
3. Hidrogenul a contribuit și la realizarea descoperirilor din alte domenii, fiind cel mai răspândit element în univers, pe soare, stele, în spațiile interstelare. (Sub ce formă?)
4. În încercarea savanților de a explica începutul și dezvoltarea lumii, hidrogenul este considerat drept punct de pornire pentru un lung șir de transformări ale nucleului atomic, ceea ce a dus ulterior la formarea elementelor chimice, iar ca urmare – a diferitor tipuri de compuși, ajungându-se până la proteine. (Ce sunt acestea? Care este rolul lor în apariția vieții pe Pământ?)
5. Soarele și stelele luminează datorită transformării hidrogenului în heliu. Acest proces este o reacție nucleară însoțită de eliminarea unor cantități enorme de energie.

Astfel, putem considera că hidrogenul este un element chimic miraculos nu doar pe Pământ, ci și în spațiul extraterestru.

*Notă: Răspunzând la întrebările puse între paranteze, veți completa considerabil această lucrare cu noi informații.*

1. Ce substanțe au servit, la începutul dezvoltării chimiei, drept materie primă la sinteza unor substanțe noi?
2. Câte elemente chimice fac parte din sistemul periodic al elementelor?
3. Câte substanțe chimice au fost descoperite până în prezent și care este proveniența lor?
4. Enumeră componentii stabili ai aerului și determină conținutul lor (în %).
5. Numește compoziții variabile ai aerului și explică cauza prezenței lor.
6. Cu ce scop sunt puse în vânzare apa minerală iodată și sarea de bucătărie iodată? Pot fi supuse aceste produse tratării termice?
7. Ce metale sau nemetale sunt folosite (în baza căror proprietăți?) la fabricarea de:
 

a) cabluri electrice;	e) oglinzi;
b) calorifere, ceaine, tigăi;	f) scule pentru tăierea metalelor;
c) soluții alcoolice antiseptice;	g) bijuterii;
d) avioane, nave cosmice;	h) filtre pentru purificarea apei?
8. În ecuația reacției de obținere a fierului, prin tratarea oxidului de fier (III) cu hidrogenul, suma coeficienților este:
 

a) 6	b) 7	c) 8	d) 9
------	------	------	------
9. Între Israel și Iordania este situată Marea Moartă, în care nu trăiește nicio vietate. Cum crezi, de ce?
10. Pentru dezinfectarea apei este folosit un lingou ce conține 0,27 g de argint. Stabilește cantitatea de substanță de argint.



### Lucru în echipă

1. Stabiliți care este litera inițială a celor mai multe simboluri chimice din sistemul periodic al elementelor. Ce litere din alfabet nu figurează în lista simbolurilor?
2. Determinați numărul elementelor chimice situate în perioadele: I, II, III, IV și V. V-ați convins că unele diferă, iar altele sunt egale. Ce anume determină aceste cifre?



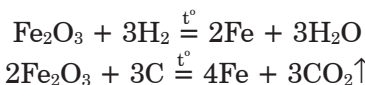
Fig. 6.4. Ruginirea fierului.

## 6.2.2. Reprezentanții claselor de compuși anorganici

Pentru a înțelege mai bine fenomenele chimice din jurul nostru, vom analiza unele substanțe participante la aceste procese.

**Oxizii.** Cel mai frecvent întâlniți în natură sunt oxizii de fier, calciu, aluminiu, siliciu, carbon și hidrogen.

**Oxizii de fier.** Precum s-a menționat anterior, oxizii de fier ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) intră în componența mineralelor. Pentru obținerea fierului pur, mineralele sau fierul ruginit sunt expuse regenerării industriale prin tratarea cu hidrogen sau carbon:



**Oxidul de calciu ( $\text{CaO}$ )** mai este numit *var nestins*. Acesta se obține din carbonatul de calciu prin tratarea termică (la temperatura de  $1\ 200^\circ\text{C}$ ) în cuptoare speciale (fig. 4.13):



Fig. 6.5. Carieră de piatră.



Carbonatul de calciu, numit și *calcar*, se găsește în componența rocilor. Pe teritoriul Republicii Moldova, în multe localități sunt cariere de piatră, din care se extrage calcar (fig. 6.5).

Oxidul de calciu se utilizează la producerea varului stins (hidroxidul de calciu):



*Oxidul de aluminiu* ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). În natură, oxidul de aluminiu se întâlnește sub formă de cristale hexagonale de diferite culori, care, după prelucrare, sunt utilizate ca pietre prețioase (fig. 6.6). Acestea sunt:

*corindonul*, incolor sau gălbui;

*rubinul*, roșu, datorită unor mici cantități de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;

*safirul*, albastru, cu impurități de oxid de titan.

*Dioxidul de carbon* ( $\text{CO}_2$ ) rezultă în urma proceselor respiratorii, a putrezirii organismelor animale și vegetale, arderii gazului natural, a petrolului, lemnului, descompunerii carbonaților, fermentării strugurilor.

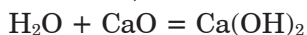
Fiind un oxid acid, la dizolvarea în apă, această substanță formează acidul carbonic  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , care este instabil și se descompune reversibil:



Echilibrul între  $\text{CO}_2$  și  $\text{H}_2\text{CO}_3$  se menține și în apa carbogazoasă pe care o folosim.

*Oxidul de hidrogen – apa* ( $\text{H}_2\text{O}$ ). În clasele a 7-a – a 8-a, am învățat multe lucruri despre apă: răspândirea ei în natură, proprietățile fizice și chimice ale apei, utilizarea și importanța ei vitală. Am aflat despre pericolul poluării apelor și am fost îndemnați să ne implicăm în acțiunile de economisire și de protejare a apelor.

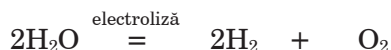
Ce fel de oxid este apa? Dat fiind faptul că ea interacționează cu oxizii bazici activi, rezultă că este un oxid acid:



Concomitent, apa se combină și cu oxizii acizi, manifestându-se ca oxid bazic:



Prin urmare, în chimie, la fel ca în natură, apa este un compus deosebit de valoros, care permite trecerea la acizi și baze, jucând rolul de „moderator“ al claselor de compuși. Prin compoziția sa, apa este un generator de hidrogen și oxigen:



**Acizii și bazele.** În viața cotidiană, mai frecvent sunt folosiți acizii acetic și clorhidric. Primul este un compus organic. Soluția apoasă a acidului acetic este cunos-



Fig. 6.6. Pietre prețioase ce conțin oxid de aluminiu.

**Cel mai valoros produs alimentar este apa. De ce?**

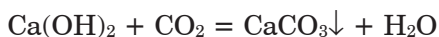
**Scrive ecuațiile reacțiilor de formare în atmosferă a acestor acizi.**

În alimentația noastră de zi cu zi, folosim produse în a căror componență intră anumiți acizi. De exemplu, merele conțin acid malic, citricele – acid citric, măcrișul – acid oxalic, oțetul – acid acetic. Acești acizi sunt substanțe organice, dar, la fel ca acizii anorganici, conțin în moleculă atomi activi de hidrogen și manifestă proprietăți de acizi.

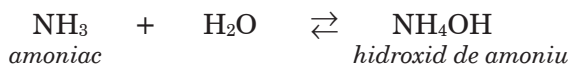
cută sub denumirea de *oțet*, care este un bun condiment și conservant alimentar. Acidul clorhidric HCl este unicul acid anorganic, care îndeplinește o funcție importantă în organismul nostru – contribuie la digestia stomacală.

În marile orașe industrializate, în atmosferă, se acumulează oxizi de carbon, de sulf sau de azot, care în timpul ploilor se transformă în acizi (ploi acide).

Dintre baze, poate fi reamintit hidroxidul de calciu  $\text{Ca(OH)}_2$  (varul stins), folosit la văruierea pereților. În aer, acesta se combină cu dioxidul de carbon  $\text{CO}_2$ , formând sarea albă insolubilă carbonatul de calciu :



În anumite situații accidentale (de leșin) este utilizat hidroxidul de amoniu  $\text{NH}_4\text{OH}$ , o bază slabă cu miros pătrunzător de amoniac. Ecuația de obținere a acestei baze este reversibilă :



**Sărurile.** Molecula de sare este alcătuită din atomi de metal și rest acid. Bine cunoscuta sare de bucătărie NaCl este una dintre cele mai utilizate substanțe în calitate de condiment și conservant. În natură, există ca zăcământ sub formă de sare gemă sau sare marină. Alături de NaCl (97-98%), sarea gemă conține mici cantități de cloruri de calciu, magneziu și potasiu, sulfatați de calciu și magneziu.

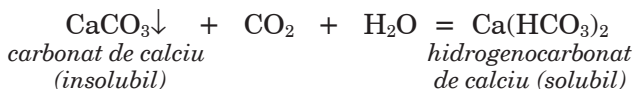
Clorura de sodiu este indispensabilă vieții. Ea este folosită la producerea serului fiziologic, dat fiind că aceasta contribuie la menținerea presiunii osmotice a sângelui în organismul uman. Necesarul zilnic de NaCl al unui om este de circa 5 g. Alți compuși pe care organismul îi primește odată cu hrana sunt sărurile de K, Ca, Mg ș.a.

O altă sare utilizată pe larg de către om este hidrogenocarbonatul de sodiu  $\text{NaHCO}_3$ , numit și *sodă alimentară*. Este o sare acidă. Iar sarea neutră  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  este soda de spălat. Aceste două săruri se aseamănă după compoziția lor moleculară, dar se deosebesc considerabil după acțiunea fiziologică ; sarea  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  este dăunătoare pentru uzul intern.

Sarea carbonatul de calciu  $\text{CaCO}_3$  (descrișă mai sus) reprezintă componentul de bază al zăcămintelor : creta, calcarul, piatra-de-var, marmura ș.a.

Uneori, în natură se observă fenomene inexplicabile : roci mari de piatră dispar treptat din unele locuri. Din ce cauză ?

Pietrele, adică sarea insolubilă carbonatul de calciu, sub acțiunea concomitentă a apei și dioxidului de carbon din aer, se transformă în sarea acidă solubilă  $\text{Ca(HCO}_3)_2$  :



Soluția de  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  este apoi transportată de apele curgătoare în alte locuri, unde, după vaporizarea apei, se transformă în carbonat de calciu sub formă de piatră, stalactite în peșteri (fig. 6.7):



Aceste transformări sunt procese naturale reversibile.



Fig. 6.7. Stalactite din carbonat de calciu.

1. Se dau oxizii:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ . Care dintre acești oxizi nu există în natură. De ce? Argumentează scriind ecuațiile reacțiilor posibile.
2. Descrie utilizarea în viața de toate zilele a oxizilor de:
  - a) calciu
  - b) aluminiu
  - c) hidrogen
3. Explică proprietățile și corelează-le cu utilizarea pentru compuşii:
  - a)  $\text{HCl}$
  - b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
  - c)  $\text{NH}_4\text{OH}$
4. Se consideră că dioxidul de carbon transportă pietrele la distanțe mari. Explică fenomenul folosind ecuațiile reacțiilor.
5. Din calcar a fost obținut oxid de calciu cu masa de 70 kg. Calculează cantitatea de substanță de  $\text{CaO}$ . Ce masă de var stins s-ar produce din oxidul de calciu obținut?
6. Enumeră unii acizi din mediul ambiant. Unde se găsesc ei? Care dintre acești acizi sunt alimentari?



#### Lucru în echipă

1. În cabinetul de chimie, pe o masă, se află mai multe vase cu substanțe. Stabiliți numărul vaselor, dacă: toate, cu excepția a două dintre ele, sunt cu oxizi; toate, cu excepția a două dintre ele, sunt cu baze; toate, cu excepția a două dintre ele, sunt cu săruri.
2. Pornind de la informațiile obținute în acest capitol, găsiți cât mai multe conexiuni ale chimiei cu alte discipline de studiu (de exemplu, fizica, geografia, matematica ș.a.) și completați tabelul interdisciplinarității de mai jos.

Tabelul interdisciplinarității pentru clasa a 8-a

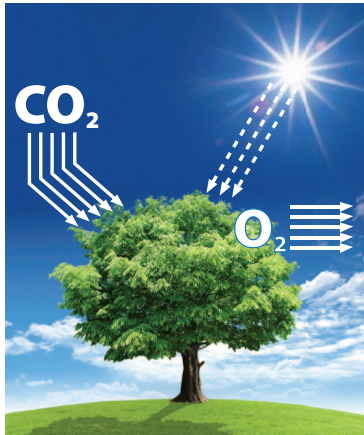
Fragment de text din manualul de chimie	Conexiuni cu alte discipline
---	------------------------------

## 6.3. Reacțiile chimice în viața cotidiană

Fenomenele ce se întâmplă spontan în jurul nostru sau cele care au loc cu participarea noastră nemijlocită par a fi lucrări efectuate într-un uriaș laborator de chimie. În viața de zi cu zi, urmărim sau participăm la o mulțime de *fenomene fizice*: fierbem apa pentru ceai, cafea, dezghețăm produsele congelate, dizolvăm zahărul în ceai și sarea în supă etc.

În mod similar, participăm și la diverse *fenomene chimice*: urmărim cum arde gazul natural sau lemnele și cărbunii în sobă, spălăm vasele și hainele cu detergenți (grăsimile interacționează cu agenții bazici), neutralizăm cu oțet (care este un acid) soda alimentară pentru aluat, atunci când preparăm diverse produse de patiserie ș.a.m.d. Feno-





Care sunt condițiile de realizare a fotosintezei? Acest fenomen poate avea loc în timpul nopții? Ce proces decurge noaptea?

Scris ecuațiile reacțiilor numite.

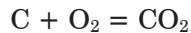
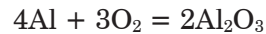
Care dintre aceste reacții sunt reversibile?

mele chimice sunt, de exemplu, și ruginirea fierului sau fotosinteza, prin care are loc procesul natural de asimilare a dioxidului de carbon și de regenerare a oxigenului.

### Clasificarea reacțiilor

Transformările chimice din jurul nostru pot fi clasificate după cele patru tipuri de reacții: de combinare, substituție, descompunere și de schimb. Acest gen de clasificare vizează transformările din moleculele de substanțe participante la reacții.

*Reacții de combinare.* Procesele de oxidare în aer a metalelor sau nemetalelor în condiții obișnuite sau cele de ardere a lor cu formare de oxizi sunt reacții de combinare. De exemplu:



La reacțiile de combinare pot participa și unele substanțe compuse, de exemplu, un oxid bazic și un oxid acid:



Formarea hidroxidului de amoniu prin dizolvarea amoniacului în apă este de asemenea o reacție de combinare:



*Reacții de substituție.* În cadrul reacției de substituție, o substanță simplă ia locul unui element din substanța compusă. De exemplu, obținerea hidrogenului la tratarea zincului cu acid clorhidric sau producerea industrială a fierului, având la bază interacțiunea oxidului de fier (III) cu hidrogenul sau carbonul – toate sunt reacții de substituție.

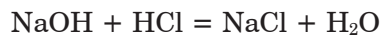
Dacă introducem un cui de fier într-o soluție albastră de sulfat de cupru, peste un timp oarecare, cuiul argintiu de fier se va acoperi cu un strat roșiatic de cupru. În acest caz, fierul, care este mai activ, substituie cuprul din sarea  $\text{CuSO}_4$ .

*Reacții de descompunere.* În cadrul acestor reacții, sub acțiunea temperaturii înalte, a luminii ș.a., dintr-o substanță compusă se obțin două-trei substanțe simple sau compuse. De exemplu:



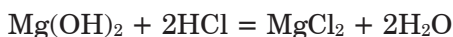
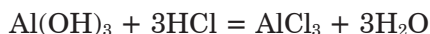
*Reacțiile de schimb* sunt procese chimice în care două substanțe compuse își schimbă între ele unele elemente, transformându-se în alte substanțe compuse.

Astfel, reacția dintre o bază și un acid este o reacție de schimb:



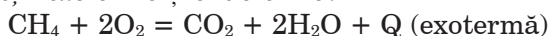
Aceasta este numită și *reacție de neutralizare*.

În cazul sporirii acidității în stomac, pot apărea afecțiuni precum gastrita și ulcerul gastric. Pentru tratament, sunt recomandate preparatele medicamentoase *almagel*, *maalox* ș.a. Acestea conțin agenți bazici ( $\text{Al}(\text{OH})_3$  și  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ), care neutralizează excesul de acid clorhidric:

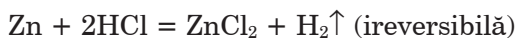


*Alte tipuri de reacții.* După condițiile și modul în care decurg diverse procese, există și alte tipuri de clasificări ale reacțiilor chimice. Dăm mai jos câteva exemple.

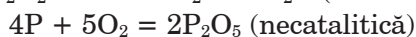
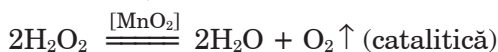
*Reacții exoterme și endoterme:*



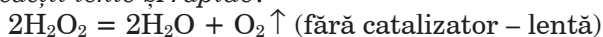
*Reacții reversibile și ireversibile:*



*Reacții catalitice și necatalitice:*



*Reacții lente și rapide:*



*Procesul chimic, în urma căruia una sau mai multe substanțe chimice se transformă în alte substanțe cu proprietăți noi, diferite de cele inițiale, se numește reacție chimică.*

## 6.4. Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici

În majoritatea reacțiilor ilustrate în capitolul 6 au fost indicate multiple posibilități de transformare a compușilor anorganici. Acestea caracterizează fie metodele de obținere a unor substanțe simple sau compuse, fie proprietățile lor chimice. Legătura genetică are la bază un anumit element, care, cu ajutorul ecuațiilor chimice, trece de la substanța simplă prin substanțele compuse (oxid, bază sau acid), ajungând până la sarea corespunzătoare. Să analizăm unele serii de transformări la care participă substanțe chimice cunoscute:



Această serie reprezintă legătura genetică pentru metale. Și pentru nemetale pot fi trasate legături genetice, de exemplu, pentru fosfor:



Anterior (*pag. 72*) au fost descrise două serii genetice diferite.

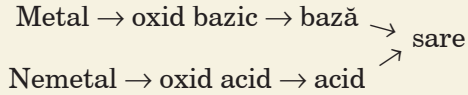


*Scris ecuațiile reacțiilor pentru legăturile genetice ale elementelor Mg și P.*

*Seria metalelor:* Metal → oxid bazic → bază → sare

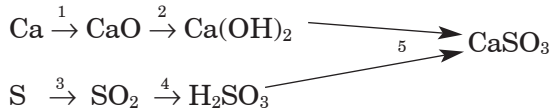
*Seria nemetalelor:* Nemetal → oxid acid → acid → sare

Seriile genetice ale metalelor și nemetalelor pot fi unificate:



Vom alege transformările prin care să obținem aceeași sare. De exemplu, pentru a obține aceeași sare comună  $\text{CaSO}_3$ , vom alcătui următoarele serii:

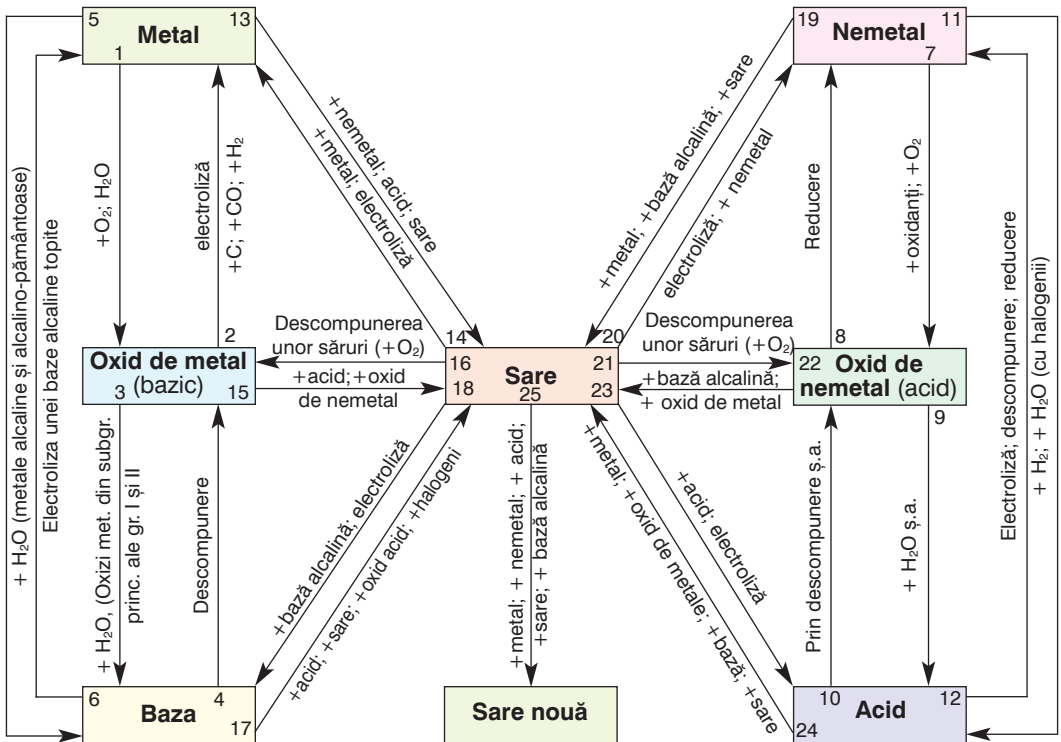
**Scrive ecuațiile reacțiilor pentru aceste transformări.**



După cum se vede din aceste reacții, sarea  $\text{CaSO}_3$  se formează din baza  $\text{Ca(OH)}_2$  și acidul  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Există și alte posibilități de obținere a sărurilor sau a acizilor, bazelor, oxizilor. Astfel, în formă generală, conexiunea dintre clasele de compuși, axați pe legăturile genetice ale metalului și nemetalului, poate fi redată astfel:

Schema 6.1. Legătura genetică dintre clasele de substanțe anorganice



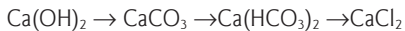


- Câte tipuri de reacții chimice cunoști?
- Enumeră criteriile de clasificare a reacțiilor chimice.
- Care ecuații ale reacțiilor sunt:  
a) de substituție;      c) de descompunere;      e) de neutralizare?  
b) de combinare;      d) de schimb;  
Scrie câte două exemple pentru fiecare tip de reacții.
- La ce tip sau tipuri de reacții se referă fiecare dintre următoarele procese chimice:  
a) oxidarea aluminiului;      f) tratarea cu apă a varului nestins;  
b) dizolvarea în apă a amoniacului;      g) producerea fierului din oxid de fier (III);  
c) ruginirea fierului;      h) electroliza apei;  
d) obținerea din piatră a varului nestins;      i) administrarea de *almagel* (în caz de gastrită);  
e) arderea hidrogenului în clor;      j) arderea hidrogenului în aer?
- Scrie ecuațiile a două reacții de combinare dintre:  
a) două substanțe simple;      b) două substanțe compuse.
- Alcătuiește ecuațiile a două reacții de descompunere, în care se formează:  
a) două substanțe simple;      b) două substanțe compuse.
- Scrie câte o ecuație a reacțiilor:  
a) exoterme;      b) endoterme;      c) reversibile;      d) ireversibile;  
e) catalitice;      f) necatalitice;      g) lente      h) rapide.
- Realizează o schemă de transformări în care, pornind de la  $\text{CaCO}_3$ , să ajungi la  $\text{CaSO}_4$ .
- Alcătuiește o schemă a legăturii genetice, pornind de la calciu. Numește tipul fiecărei ecuații a reacției.



### Lucru în echipă

- Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



Care dintre aceste transformări pot avea loc în natură și în ce condiții?

- Găsiți antonimul fiecărui termen:

- |                   |                 |             |                  |
|-------------------|-----------------|-------------|------------------|
| 1. Simplu –       | 4. Reversibil – | 7. Viitor – | 10. Explicabil – |
| 2. Descompunere – | 5. Ardere –     | 8. Rău –    | 11. Lumină –     |
| 3. Exotermic –    | 6. General –    | 9. Viu –    | 12. Sărac –      |

Propuneți alți termeni de natură chimică, găsind antonimele corespunzătoare.

- Încercați să redescoperiți localitatea voastră, găsind, prin împrejurimi, anumite bogății naturale (nisip, argilă, soluri fertile, ape naturale, izvoare cu ape minerale, cariere de piatră). Cum sunt ele utilizate (exploatate) de către comunitate? Ce propuneți pentru o mai bună valorificare a lor? Prezentați informația sub formă de tabel (sau de schemă, desen).

Bogățiile naturale	Componentii	Formula chimică	În ce scop sunt exploatate	Propuneri

# ANEXE

**Tabelul 1. Masele moleculare relative**

Ioni	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	63	80	101	85	180	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl <sup>-</sup>	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S <sup>2-</sup>	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	82	116	158	126	256	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	98	—	212	164	414	601	310	262	385	382	796	811	358	122	151
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

**Tabelul 2. Solubilitatea acizilor, bazelor și sărurilor în apă**

Ioni	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		S	S	S	—	S	P	P	I	I	—	I	I	I	I
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Cl <sup>-</sup>	S	S	S	S	I	S	S	S	S	S	S	P	S	S	S
S <sup>2-</sup>	S	S	S	S	I	P	—	—	I	I	I	I	I	—	—
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S	S	S	S	P	I	I	P	P	—	—	I	P	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	S	S	S	S	P	I	P	S	S	S	—	P	S	S	S
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S	S	S	S	P	I	I	P	I	I	—	I	I	—	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	I	—	S	S	I	I	I	I	I	—	—	I	I	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	S	—	S	S	I	I	I	P	I	I	I	I	I	I	I
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	—	—

S – solubil (mai mult de 1g în 100 g de apă); P – puțin solubil (de la 1 g până la 0,001 g în 100 g de apă); I – insolubil (mai puțin de 0,001g în 100 g de apă); „—” – se descompune în apă sau nu există.

**Tabelul 3. Denumirile și formulele unor oxizi și hidroxizi ai metalelor**

Oxizii metalelor		Hidroxizii metalelor	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
<i>Oxizi bazici</i>		<i>Baze solubile – baze alcaline</i>	
Oxid de litiu	Li <sub>2</sub> O	LiOH	hidroxid de litiu
Oxid de sodiu	Na <sub>2</sub> O	NaOH	hidroxid de sodiu
Oxid de potasiu	K <sub>2</sub> O	KOH	hidroxid de potasiu
Oxid de calciu	CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de calciu
Oxid de bariu	BaO	Ba(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de bariu
		<i>Baze insolubile</i>	
Oxid de fier (II)	FeO	Fe(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de fier (II)
Oxid de cupru (II)	CuO	Cu(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de cupru (II)
<i>*Oxizi amfoteri</i>		<i>*Baze amfotere</i>	
Oxid de fier (III)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	hidroxid de fier (III)
Oxid de zinc	ZnO	Zn(OH) <sub>2</sub>	hidroxid de zinc
Oxid de aluminiu	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	hidroxid de aluminiu

**Tabelul 4. Denumirile și formulele unor acizi și ale resturilor lor acide**

Acizi		Resturi acide	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
<i>Acizi oxigenați</i>			
Azotic	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub>	nitrat
Sulfuros	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub>	sulfid
Sulfuric	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub>	sulfat
Carbonic	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub>	carbonat
Silicic	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	SiO <sub>3</sub>	silicat
Fosforic	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub>	fosfat
<i>Acizi neoxigenați</i>			
Fluorhidric	HF	F	fluorură
Clorhidric	HCl	Cl	clorură
Bromhidric	HBr	Br	bromură
Iodhidric	HI	I	iodură
Sulfhidric	H <sub>2</sub> S	S	sulfură

## Sistemul periodic

PERIOADE	GRUPELE DE										
	Ia	Ila	IIlb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			
I	<sup>1</sup> <b>H</b> HIIDROGEN 1,008										
II	<sup>3</sup> <b>Li</b> LITIU 6,939	<sup>4</sup> <b>Be</b> BERILIU 9,012									
III	<sup>11</sup> <b>Na</b> SODIU 22,990	<sup>12</sup> <b>Mg</b> MAGNEZIU 24,312									
IV	<sup>19</sup> <b>K</b> POTASIU 39,10	<sup>20</sup> <b>Ca</b> CALCIU 40,08	<b>Sc</b> <sup>21</sup> SCANDIU 44,96	<b>Ti</b> <sup>22</sup> TITAN 47,88	<b>V</b> <sup>23</sup> VANADIU 50,94	<b>Cr</b> <sup>24</sup> CROM 52,00	<b>Mn</b> <sup>25</sup> MANGAN 54,94	<b>Fe</b> <sup>26</sup> <b>Co</b> <sup>27</sup> FIER 55,85 COBALT 58,93			
V	<sup>37</sup> <b>Rb</b> RUBIDIU 85,47	<sup>38</sup> <b>Sr</b> STRONȚIU 87,62	<b>Y</b> <sup>39</sup> YTRIU 88,91	<b>Zr</b> <sup>40</sup> ZIRCONIU 91,22	<b>Nb</b> <sup>41</sup> NIOBIU 92,91	<b>Mo</b> <sup>42</sup> MOLIBDEN 95,94	<b>Tc</b> <sup>43</sup> TECHNETIU [98,91]	<b>Ru</b> <sup>44</sup> <b>Rh</b> <sup>45</sup> RUTENIU 101,07 RODIU 102,91			
VI	<sup>55</sup> <b>Cs</b> CESIU 132,91	<sup>56</sup> <b>Ba</b> BARIU 137,33	<b>La</b> <sup>57</sup> LANTAN 138,91	<b>Hf</b> <sup>72</sup> HAFNIU 178,49	<b>Ta</b> <sup>73</sup> TANTAL 180,95	<b>W</b> <sup>74</sup> WOLFRAM 183,85	<b>Re</b> <sup>75</sup> RENIU 186,21	<b>Os</b> <sup>76</sup> <b>Ir</b> <sup>77</sup> OSMIU 190,20 IRIDIU 192,22			
VII	<sup>87</sup> <b>Fr</b> FRANCIU [223,02]	<sup>88</sup> <b>Ra</b> RADIU [226,03]	<b>Ac</b> <sup>89</sup> ACTINIU [227,03]	<b>Rf</b> <sup>104</sup> RUTHERFORDIU [261,11]	<b>Db</b> <sup>105</sup> DUBNIU [262,11]	<b>Sg</b> <sup>106</sup> SEABORGIU [263,12]	<b>Bh</b> <sup>107</sup> BOHRIU [264,12]	<b>Hs</b> <sup>108</sup> <b>Mt</b> <sup>109</sup> HASSIU [267,13] MEITNERIU [268,14]			
Oxizi superiori	<b>R<sub>2</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	<b>RO<sub>3</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	<b>RO<sub>4</sub></b>			
Compuși cu hidrogenul											
* LANTANIDE	<b>Ce</b> <sup>58</sup> CERIU 140,12	<b>Pr</b> <sup>59</sup> PRASEODIM 140,91	<b>Nd</b> <sup>60</sup> NEODIM 144,24	<b>Pm</b> <sup>61</sup> PROMETIU [144,91]	<b>Sm</b> <sup>62</sup> SAMARIU 150,36	<b>Eu</b> <sup>63</sup> EUROPIU 151,96	<b>Gd</b> <sup>64</sup> GADOLINIU 157,25	<b>Tb</b> <sup>65</sup> TERBIU 158,93	<b>Dy</b> <sup>66</sup> DISPROSIU 162,50	<b>Ho</b> <sup>67</sup> HOLMIU 164,93	<b>Er</b> <sup>68</sup> ERBIU 167,26
** ACTINIDE	<b>Th</b> <sup>90</sup> TORIU 232,04	<b>Pa</b> <sup>91</sup> PROTACTINIU [231,04]	<b>U</b> <sup>92</sup> URANIU 238,03	<b>Np</b> <sup>93</sup> NEPTUNIU [237,05]	<b>Pu</b> <sup>94</sup> PLUTONIU [239,10]	<b>Am</b> <sup>95</sup> AMERICIU [243,06]	<b>Cm</b> <sup>96</sup> CURIU [247,07]	<b>Bk</b> <sup>97</sup> BERKELIU [247,07]	<b>Cf</b> <sup>98</sup> CALIFORNIU [251,08]	<b>Es</b> <sup>99</sup> EINSTEINIU [252,08]	<b>Fm</b> <sup>100</sup> FERMIU [257,01]



## al elementelor

ELEMENTE								
VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							(H)	<sup>2</sup> 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
Ni <sup>28</sup> NICHEL 58,69	Cu <sup>29</sup> CUPRU 63,55	Zn <sup>30</sup> 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
Pd <sup>46</sup> PALADIU 106,42	Ag <sup>47</sup> ARGINT 107,87	Cd <sup>48</sup> 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
Pt <sup>78</sup> PLATINĂ 195,09	Au <sup>79</sup> AUR 196,97	Hg <sup>80</sup> 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 DARMSTADIUM [281]	111 Rg ROENTGENIUM [280]	112 Cn COPERNICIUM [285]	113 Hh NIHONIUM [284]	114 Fl FLEROVIUM [289]	115 Mc MOSCOVIUM [288]	116 Lv LIVERMORIUM [293]	117 Ts TENESSINE [294]	118 Og OGANESSON [294]
	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>
				RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR	
Tm <sup>69</sup> TULIU 168,93	Yb <sup>70</sup> YTERBIU 173,04	Lu <sup>71</sup> LUTEȚIU 174,97						
Md <sup>101</sup> MENDELEEVIU [258,10]	No <sup>102</sup> NOBELIU [259,10]	Lr <sup>103</sup> LAWRENȚIU [261,11]						

**Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții**

**Chimie:** Manual pentru clasa a 8-a / Galina Dragalina, Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițcaia [et al.]; comisia de evaluare: Petru Bulmaga [et al.]; red. coord.: Tatiana Litvinova; Min. Educației, Culturii și Cercet. – Ed. a 4-a. – Chișinău: Arc, 2019 (Tipografia „Balacron”). – 160 p.  
ISBN 978-9975-0-0281-3.

54(075.3)

C 42

Editura *ARC*, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău ;  
Tel. : (3732) 73-36-19, 73-53-29; fax : (3732) 73-36-23 ;  
e-mail : info.edituraarc@gmail.com ; www.edituraarc.md

Imprimat la Tipografia „Balacron“  
Comanda nr. 794

