

# Capitolul I

## NOȚIUNI FUNDAMENTALE

### 1.1. Materia.

Universul este format din materie, prezentă sub două forme: substanță și energie radiantă.

**Materia** este în continuă transformare.

**Substanța** reprezintă o formă de existență a materiei cu o compoziție și structură definită.

O anumită cantitate dintr-o substanță sub o formă și un volum oarecare, reprezintă un *corp* realizat din substanța respectivă (de exemplu: dacă considerăm ca substanță - fierul, un cui reprezintă un corp realizat din fier).

Substanțele se clasifică în *substanțe pure și amestecuri*.

**Substanța pură** are o compoziție determinată, indiferent de modul de obținere și are proprietăți fizice constante (densitate, temperatura de topire, de fierbere, lichefiere etc.), iar prin procedee fizice obișnuite, nu poate fi descompusă în alte substanțe.

În natură, în cele mai multe cazuri, substanțele nu sunt pure, ci impure, adică conțin și alte substanțe denumite "*impurități*".

Purificarea substanțelor impure poate fi realizată prin diferite procedee, funcție de starea de agregare: filtrare, decantare, distilare, evaporare, cristalizare.

*Substanțele pure* pot fi:

- *substanțe simple*, care prin metode chimice nu pot fi descompuse în alte componente - cu caracter de metal ( cupru, sodiu, calciu, fier), cu caracter de nemetal (oxigen, azot, clor, sulf, carbon)) sau cu caracter de metal și nemetal (stibiu, arsen);

- *substanțe compuse* (denumite și combinații) care rezultă din combinarea a două sau mai multe substanțe simple și pot fi descompuse în substanțele din care s-au obținut ( sulfat de sodiu, sulfură de fier, carbonat de calciu).

*Amestecurile* sunt formate din diferite cantități de substanțe diferite, putând fi *omogene sau eterogene*.

*Amestecul omogen* are aceleași proprietăți în tot volumul său (de exemplu: soluția de zahăr), spre deosebire de amestecul eterogen (de exemplu: laptele).

În amestecuri, fiecare substanță componentă își păstrează proprietățile specifice (de exemplu: amestecul de pilitură de fier și sulf). În anumite condiții, de exemplu , sub acțiunea căldurii, dintr-un amestec de două sau mai multe substanțe se formează una sau mai multe substanțe cu proprietăți diferite de cele ale componentelor; înseamnă că a avut loc o transformare chimică (reacție chimică), iar rezultatul este o combinație chimică (de exemplu: prin încălzirea amestecului de pilitură de fier și sulf se obține sulfura de fier).

## 1.2. Transformările materiei

Transformările materiei au loc prin mișcare, care reprezintă o formă de existență a materiei. Fenomenele care au loc în univers se datorează diferitelor tipuri de mișcare a materiei: mecanică, fizică, chimică, biologică, ce constituie obiectul de studiu a diferitelor ramuri ale chimiei. Mișcarea mecanică a materiei reprezintă deplasarea unui corp în spațiu; mișcarea fizică constă în mișcarea moleculelor (căldura); mișcarea fotonilor cauzează lumina, mișcarea electronilor –electricitatea; mișcarea chimică constă în cedarea și acceptarea de electroni ai atomilor; mișcarea biologică reprezintă o formă complexă de mișcare a materiei vii ( organisme vegetale, animale).

*Chimia* este știința fundamentală care studiază materia și transformările sale.

Transformările suferite de materie pot fi de natură fizică sau chimică.

Prin *transformările fizice* (fenomene fizice) se modifică proprietățile fizice ale materiei, fără a rezulta substanțe noi, pe când *transformările chimice* (fenomenele chimice) modifică proprietățile chimice ale materiei, ducând la apariția de substanțe noi.

Chimia studiază starea generală, compoziția, structura, obținerea, proprietățile și transformările substanțelor, cauzele și legile după care au loc acestea din urmă. Chimia cuprinde două mari domenii: *chimia organică* în cadrul căreia se studiază materia alcătuită din compuși carbonului (hidrocarburi și derivații acestora) și *chimia anorganică* care studiază substanțele care nu conțin carbon, cu excepția unor compuși simpli ai carbonului (oxizi, carbonați, carburi).

Proprietățile substanțelor, modalitățile și procedeele utilizate, fac obiectul de studiu și cercetare a ramurilor chimiei:

- *chimia fizică* – studiul proprietăților fizice ale substanțelor și relația dintre energie și transformările chimice;
- *electrochimia*- studiul reacțiilor chimice, ca urmare a efectului electricității și a reacțiilor chimice însoțite de fenomene electrice;
- *fotochimia* – studiul proceselor chimice produse sub influența luminii;
- *radiochimia* – studiul proprietăților substanțelor radioactive;
- *chimia analitică* – identificarea și determinarea cantitativă a elementelor componente ale substanțelor;
- *chimia nucleară* – studiul transformărilor nucleelor atomice, procesele nucleare și a atomilor obținuți prin reacții nucleare;
- *chimia industrială* – studiul obținerii substanțelor chimice la scară industrială (procedee, instalații și tehnologii industriale);
- *chimia biologică* (biochimia) – studiul mecanismelor în organismele vii;
- *chimia agricolă* (*agrochimia*) – studiul proceselor chimice din domeniul agriculturii (cultura, creșterea plantelor);

- *geochimia* – studiul compoziției straturilor geologice ale Pământului.

**Chimia** studiază compoziția substanțelor compuse, prin două metode fundamentale:

- *analiza chimică*, metoda de descompunere a substanței compuse în componentele din care este alcătuită (determinarea identității și /sau a cantității fiecărui component);
- *sinteza chimică*, obținerea unei substanțe compuse din substanțele componente din care trebuie formată.

În natură, substanțele simple se găsesc în stare liberă, dar în compoziția substanțelor nou formate, ele devin *elemente chimice*.

### 1.2.1. Transformările fizice

#### ***Stările de agregare ale materiei***

În anumite condiții de temperatură și presiune, *substanța* se află într-o stare fizică denumită *stare de agregare*.

În condiții obișnuite, materia poate exista în trei stări de agregare: solidă, lichidă, gazoasă, determinate de tendința de apropiere și respectiv, de împrăștiere a particulelor componente.

#### ***Starea solidă***

- materia are formă și volum propriu; particulele componente (atomi, ioni, molecule) au energie cinetică redusă și sunt strâns unite datorită unor forțe de atracție puternice;
- structura poate fi cristalină, ordonată, datorită particulelor care formează rețele cristaline (zahărul, sarea) sau amorfă, neordonată (masele plastice, ceara);
- relația dintre masa, volumul și densitatea caracteristice substanței solide este:

$$m = V \cdot \rho$$

### *Starea lichidă*

- materia are volum propriu și ia forma vasului în care se află; nu are formă proprie (apa, laptele, vinul) datorită forțelor de atracție mai slabe dintre particule decât în cazul substanțelor solide;
- relația dintre masa, volumul și densitatea lichidului este:

$$m = V \cdot \rho$$

### *Starea gazoasă*

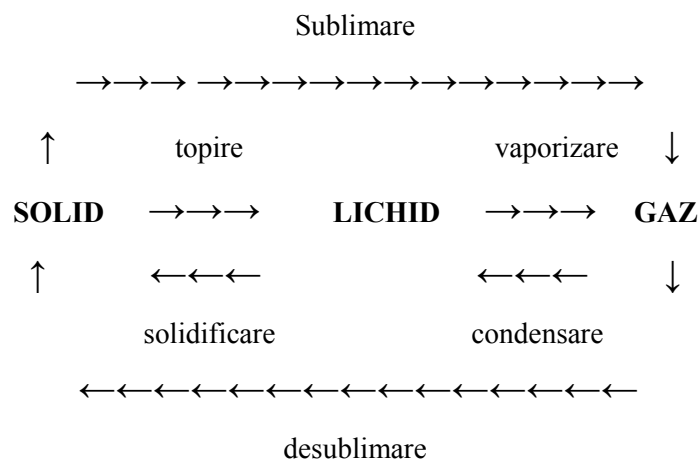
- materia nu are volum și formă proprie;
- particulele componente au o mare mobilitate și ocupă volumul vasului în care se află ( gaz metan, oxigen, oxid de carbon);

### *Plasma*

- forma a materiei care există numai în condiții de temperatură înaltă;
- este un gaz ionizat format din atomi, ioni, electroni, și fotoni ce formează un amestec neutru din punct de vedere electric (flacăra, fulgerul, stelele, Soarele);
- se găsește în proporție de 90% în univers.

În anumite condiții normale de temperatură și presiune, o substanță se poate afla în una din stările de agregare: solidă, lichidă sau gazoasă.

*Transformările de stare* ale substanțelor pot fi reprezentate schematic, astfel:



*Topirea* reprezintă trecerea unei substanțe din starea solidă în starea lichidă, prin absorbție de căldură, procesul invers, fiind denumit *solidificare*.

*Vaporizarea* este trecerea substanței din starea lichidă în stare gazoasă prin absorbție de căldură și poate fi realizată prin evaporare sau fierbere; procesul invers este *condensarea*.

*Lichefierea* este procesul de trecere a unei substanțe gazoase în stare lichidă la temperatură obișnuită, dar sub acțiunea presiunii.

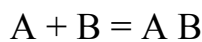
*Sublimarea* constă în trecerea unei substanțe din starea solidă direct în stare de vapori.

### 1.2.2. Transformările chimice

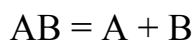
**Reacțiile chimice** transformă substanțele în alte substanțe cu compoziție, structură, proprietăți fizice și chimice diferite de cele ale substanțelor inițiale.

Reacțiile chimice sunt de diferite tipuri:

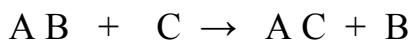
- *reacții de combinare* a două substanțe sau mai multe substanțe (reactivi) din care rezultă o nouă substanță (produs de reacție):



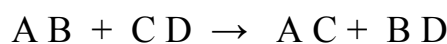
- *reacții de descompunere* a unei substanțe în două sau mai multe substanțe noi:



- *reacții de substituție* prin care un element înlocuiește un alt element din alt compus chimic:



- *reacții de dublu schimb* în care elementele unui compus binar înlocuiesc câte un alt element din celălalt compus binar, rezultând doi noi compuși chimici:



### 1.3. Compoziția chimică a materiei

În natură, elementele chimice se găsesc fie sub formă de substanțe libere simple (hidrogenul, clorul, oxigenul, sodiul), fie sub formă de substanțe compuse (carbonați, azotați, sulfati, apa).

În scoarța pământului (litosfera), învelișul apos (hidrosfera) și învelișul gazos al pământului (atmosfera), elementele predominante din natură, sunt: oxigenul(50%), siliciul (25%), precum și aluminiul, fierul, calciul, sodiul, potasiul, magneziul, hidrogenul, titanul, clorul și fosforul (cca. 25%).

#### 1.3.1.Compoziția chimică a materiei vii

Ca urmare a procesului de evoluție, *materia vie*, vegetală și animală, are o compoziție chimică deosebit de complexă, cu forme diverse determinate de conținutul de apă și de substanță uscată constituită din:

- substanțe organice: glucide, protide, acizi nucleici, enzime, vitamine, lipide, hormoni, fitohormoni, pigmenti, lignine, taninuri, terpenoide, alcaloizi;
- substanțe anorganice (substanțe minerale) clasificate în macroelemente, oligoelemente și microelemente.

Țesuturile vegetale și animale conțin cca. 60 de elemente chimice, din care un număr de 12 elemente constituie 99% din materia vie, denumite macroelemente, plastice sau de constituție, și anume: carbon, hidrogen, oxigen, azot, fosfor, sulf, clor, potasiu, sodiu, calciu, magneziu, siliciu.

Alte 20 elemente chimice reprezintă 0,27% din substanța uscată a materiei vii, reprezintă categoria de microelemente (oligoelemente), printre care: fluor, fier, zinc, cupru, mangan, cobalt, titan, bor, iod, plumb, staniu, molibden.

Elemente chimice se regăsesc în cantități extrem de mici, microelementele, reprezintă un procent de aprox. 0,074% din materia vie.

Elementele minerale din organismele vii sunt denumite *bioelemente*, majoritatea fiind asociate sub formă de biomolecule. Funcție de tipul

elementelor chimice care reacționează între ele sau cu alte substanțe, se formează *biomolecule anorganice sau organice*, cu proprietăți diferite de cele ale componentelor. În tabelul 1 este prezentat procentual, conținutul principalelor biomolecule în organismele vegetale, animale și a organismului uman.

Tabelul 1. Conținutul procentual al principalelor biomolecule din organismele vegetale, animale și organismul uman.

Clasa de compuși		Conținut (%)		
		Plante	Animale	Om
<b>A</b>	<b>Biomolecule anorganice</b>	77,5	64,3	64
	Apa	75	60	60
	Compuși minerali	2,5	4,3	4
<b>B</b>	<b>Biomolecule organice</b>	22,5	35,7	36
	Glucide	18	6,2	1
	Lipide	0,5	11,7	15
	Protide	4	17,8	20

În organismele animale și vegetale predomină patru elemente chimice, denumite *elemente cuaternare*: oxigen, carbon, hidrogen și azot, care reprezintă 96,2% din masa organismelor vii.

În tabelul 2 este prezentat conținutul procentual al elementelor cuaternare din plante și animale:

Tabelul 2. Conținutul procentual al elementelor cuaternare în plante și animale.

Organism	Element:	C	O	H	N
Plante		54	38	7	0,03
Animale		21	62	10	3

În tabelul 3 este prezentat conținutul în procente a biomoleculelor în lumea vie, iar în tabelul 4, răspândirea elementelor chimice în litosferă și respectiv, în organismul uman.

Tabelul 3. Distribuția bioelementelor în lumea vie.

Elemente	Conținut %
Separat	Pe grupe



O	66		
C	17,6		
H <sub>2</sub>	10,2	96,2	
N	2,4		
Ca	1,6		
P	0,9		99,73
K	0,4	3,53	
Na	0,3		
S	0,2		
Mg	0,05		
Cl	0,08		
F,Fe,Zn,Cu,Mn.Co	0,27	0,27	0,27
Ti,B,I,As,Pb,Sn,Mo,V	0,27		
Si,Br	0,27		

Tabelul 4. Răspândirea elementelor chimice în litosferă și în organismul uman.

Scoața terestră		Organismul uman	
Element chimic	Conținut %	Element chimic	Conținut %
O	47	H	63
Si	28	O	25
Al	9	C	9,5
Fe	4,5	N	1,4
Ca	3,5	Ca	0,31
Na	2,5	P	0,22
K	2,5	Cl	0,08
Mg	2,2	K	0,06
Ti	0,46	S	0,05
H	0,22	Na	0,03
C	0,19	Mg	0,01

În materia vie, carbonul reprezintă 37-50% din substanța uscată. Hidrogenul este elementul cu cea mai mare răspândire ca număr de atomi; oxigenul este singurul element care pătrunde în țesuturile plantelor și animalelor sub formă de molecule gazoase sau dizolvate în apă, iar azotul este prezent în procent de 73,3% în țesuturile vegetale și animale prin gruparea amino ( – NH<sub>2</sub> ) a aminoacizilor.

*Apa* reprezintă un component vital al organismelor vegetale, animale și al organismului uman. Organismul unui adult conține până la 70% apă, iar a unui copil, până la 87% din greutatea corpului.

### 1.3.2. Compoziția chimică a alimentelor

*Alimentele* sunt definite ca substanțe sau produse, procesate, semiprocuate sau neprocuate ce pot fi ingerate de către oameni.

Alimentele contribuie la desfășurarea metabolismului uman, fiind formate din substanțe organice și anorganice de proveniență și în proporții diverse, fie că reprezintă materii prime agroalimentare, fie produse prelucrate.

Ținând cont de proveniența naturală sau de procesare, componentele alimentelor se clasifică în următoarele categorii:

- A. substanțe native: componente anorganice (apa, sărurile minerale, acizi anorganici, substanțe minerale), componente organice (glucide, lipide, substanțe azotate-proteice și neproteice, acizi organici, vitamine, enzime);
- B. substanțe incorporate-aditivi alimentari (conservanți, antioxidanți, organoleptizante, conservanți, antioxidanți etc);
- C. substanțe accidentale, contaminante, adăugate neintenționat, accidental în produsele alimentare sau datorită poluării mediului (aer, apă, sol).

### 1.3.3. Substanțe chimice native anorganice (substanțe minerale) din alimente

#### 1.3.3.1. Clasificare

Funcție de cantitatea substanțelor minerale aflate în produsele alimentare, acestea se clasifică în :

- a) *macroelemente* ( g/100g produs) : potasiu, sodiu, magneziu, etc.;
- b) *microelemente* (mg/100g produs) denumite și *oligoelemente*: fierul, iodul, manganul, cuprul, zincul, cobaltul, bariul, molibdenul, siliciul, fluorul etc.;

c) *ultramicroelemente* (micrograme/100g produs): elemente cu radioactivitate naturală (radiu, toriu etc).

Funcție de rolul lor în metabolismul uman, substanțele chimice native anorganice din alimente (substanțele minerale), sunt considerate:

a) *esențiale*

- macroelemente, în concentrație de peste 1% produs alimentar: calciu, clor, magneziu, fosfor, potasiu, sodiu, sulf;

- microelemente, în concentrație mai mică de 1%: crom, cobalt, cupru, fluor, iod, fier, mangan, molibden, seleniu, siliciu, zinc;

b) *posibil esențiale*: bariu, brom, nichel, stronțiu, staniu, vanadiu;

c) *substanțele de contaminare*, în cantități infime: plumb, aluminiu, aur, argint, bismut, galiu.

### 1.3.3.2. Conținutul de substanțe minerale din produsele alimentare

Conținutul de substanțe minerale din produsele alimentare este determinat prin analiza chimică a conținutului de *cenușă*, obținută prin calcinarea probei de analizat, și anume: a) conținutul global de substanțe minerale al produsului din cenușa totală sau brută; b) conținutul de substanțe minerale native sau incorporate, din cenușa solubilă în HCl 10% sau cenușa netă; c) impurități, materii necomestibile (nisip, pietriș, pământ) din cenușa insolubilă în HCl 10%.

De exemplu, semințele de cereale conțin substanțe minerale în cantități importante ( tabelul 5).

Tabelul 5. Conținutul mediu în substanțele minerale și în cenușă la unele cereale, procente substanță uscată

Specia	Continutul mediu în % substanță uscată							
	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O	CaO	Cl	SiO <sub>2</sub>	Cenușa
Grâu	0,78	0,01	0,52	0,03	0,05	0,01	0,02	1,68
Secară	0,85	0,02	0,58	0,03	0,05	0,01	0,03	1,79
Orz	0,56	0,95	0,28	0,07	0,91		0,49	1,7
Ovăz	0,68	0,05	0,48	0,04	0,1	0,03	1,05	2,68
Porumb	0,57	0,01	0,37	0,01	0,03	0,02	0,03	1,24

Substanțele minerale existente în legume și fructe determinate din cenușa rezultată după incinerare, sunt bazice ( oxizi de sodiu, potasiu, calciu, magneziu, fier), acide ( oxizi de sulf, carbon, siliciu, fosfor), sau microelemente ( cupru, zinc, mangan, aluminiu, titan, bor). În tabelul 6 sunt prezentate câteva elemente chimice din unele specii de fructe și legumel proaspte.

Tabel 6. Conținutul de elemente minerale ale unor specii de fructe și legume, în mg, la 100g material proaspăt.

<b>Specia</b>	<b>K</b>	<b>Na</b>	<b>Ca</b>	<b>Mg</b>	<b>Fe</b>	<b>P</b>
Banane	380	3	7	35	0,6	30
Capsuni	155	5	30	13	0,7	25
Cirese	250	3	18	12	0,4	21
Mere	120	2	5	5	0,3	10
Pere	130	3	9	7	0,4	9
Piersici	230	3	6	10	0,4	20
Portocale	187	3	43	12	0,4	22
Prune	250	3	14	9	0,4	18
Struguri	250	6	10	10	0,6	
Ceapa	128	26	31	7	0,5	12
Castraveti	174	13	20	11	0,1	12
Fasole	215	10	43	31	0,5	11
Gulii	337	55	90	47	0,5	55
Morcovi	226	116	59	19	0,7	21
Mazare boabe	321	22	33	43	1,4	62
Spanac	742	70	130	57	3,1	82
Salata	321	58	108	39	4	21
Tomate	316	125	43	51	0,6	20
Telina	337	131	16	33	0,3	26
Varza alba	475	31	50	24	0,6	47

În tabelul 7 este prezentat conținutul total de substanțe minerale exprimat în procente care se observă că variază între 0,3 și 2,6% .

Tabelul 7. Conținutul mediu în substanțe minerale totale ale fructelor și legumelor, la 100g material proaspăt

<b>Specia</b>	<b>Subst.minerale %</b>	<b>Specia</b>	<b>Subst.minerale %</b>
Afina	0,32	Mure	0,65
Agrise	0,45	Pere	0,33
Alune	2,5	Piersici	0,45
Ananas	0,39	Portocale	0,48

Banane	0,83	Prune	0,49
Caise	0,66	Smochine	0,7
Castane	1,18	Struguri	0,48
Capsuni	0,5	Visine	0,49
Cirese	0,5	Zmeura	0,51
Coacaze negre	0,8	Ardei	0,6
Coacaze rosii	0,63	Castravet	
Grape fruit	0,4	i	0,44
Gutui	0,44	Cartofi	0,99
Lamai	0,5	Ceapa	0,58
Mandarine	0,7	Conopida	0,85
Mere	0,32	Dovlecei	0,85
Migdale	2,6	Fasole pastai	0,89
Nuci	1,98	Gulii	0,99
Marar	2,42	Mazare verde	0,92
Morcovi radacini	1,02		
Patlagele vinete	0,54		
Patrunjel	2,4		
Patrunjel radacini	0,9		
Praz	1,15		
Ridichi de luna	0,95		
Ridichi de iarna	1,6		
Spanac	1,52		
Sparanghel	0,67		
Salata	0,72		
Tomate	0,57		
Usturoi	1,18		
Telina radacini	0,9		
Varza alba	0,75		
Varza rosie	0,77		
Varza Bruxelles	1,28		

### 1.3.3.3. Conținutul de apă din alimente

Conținutul de apă din alimente determină calitatea alimentelor și de asemenea, influențează proprietățile și stabilitatea acestora.

Apa din alimente se găsește sub două forme: *apă liberă* și *apă legată*.

*Apa liberă* există în organismele vii, sub formă de soluții ale substanțelor solubile din sucul celular sau intercelular, în micro- și macrocapilare. În plus, datorită higroscopicității componentelor hidrofile, alimentele conțin apă higroscopică. Apa liberă poate fi îndepărtată ușor din produsele alimentare prin stoarcere, uscare, fără modificarea majoră a celorlalți componenți ai alimentelor.

*Apa legată* poate fi fixată în produsele alimentare, prin legături fizice în microcapilare și prin legături fizico- chimice în macromolecule, datorită

grupărilor organice funcționale hidrofile: hidroxilice, –OH, carboxilice, –COOH, aminice –NH<sub>2</sub>, amidice –CONH<sub>2</sub>, formând soluții coloidale. Eliminarea apei legate din alimente se face greu, dar dacă se îndepărtează în cantități mari, au loc un procese ireversibile, cum sunt: pierderea capacității alimentelor de rehidratare, denaturarea proteinelor,degradarea soluțiilor soluțiilor coloidale,etc.

Alimentele proaspete au valori diferite ale conținutului de apă, și anume :

- carne	55- 74% ( carne de vită 60-75%, carne de porc 50-73%, carne de pui 67-72%)
- pește	62-84%
- lapte	87-91%
- legume proaspete	65-95% (salată – 94,3%, ridichi – 93,3%, cartofi – 75,9%, castraveți - 95,36%)
- zahăr	0,15-0,40%
- pâine coaptă	22-48%
- fructe proaspete	79-90% (pepeni – 88,89%, mere – 84,85, struguri – 79%)
- cereale boabe	12-15% (semințe de grâu – 13,4%, porumb – 13,3%, floarea soarelui – 8,58%)
- amidon	13-20%

Între moleculele de apă din mediu înconjurător și moleculele de apă din alimente există un schimb permanent până se atinge un echilibru (umiditatea relativă de echilibru) valoare caracteristică fiecărui tip de produs.

## **Capitolul II**

### **LEGILE FUNDAMENTALE ALE CHIMIEI**

#### **2.1. Legea conservării masei**

În natură se observă transformarea substanțelor având ca rezultat apariția de noi substanțe. Poate exista impresia că unele substanțe dispar, însă transformările chimice conduc la substanțe noi.

În realitate, materia nu se poate crea și nici distruge.

În secolul al XVIII-lea, ca urmare unor experiențe de oxidare a metalelor, M.V.Lomonosov a făcut observația că „*toate schimbările care se produc în univers se întâmplă în așa fel, încât atâta cât se ia de la un corp tot atât se va adăuga la alt corp*”.

La sfârșitul aceluiași secol, pe cale experimentală, A.Lavoisier a demonstrat că „în toate reacțiile chimice, suma greutateilor (maselor) substanțelor intrate în reacție este egală cu suma greutateilor (maselor) substanțelor obținute prin reacție”.

Legea conservării masei poate fi enunțată și astfel:” *la toate procesele chimice, masa totală a substanțelor participante la aceste procese rămâne constantă*”

Întrucât energia este o a doua formă de existență a materiei, ea se poate transforma și trece de la un obiect la altul. Corelația dintre masă și energie este exprimată prin relația lui Einstein:

$$E = m \cdot c^2$$

unde  $E$  este energia, exprimată în erg,  $m$  reprezintă masa (g), iar  $c$  este viteza luminii (cm/s).

În secolul al XX-lea, A. Einstein a demonstrat că masa se poate transforma în energie radiantă, iar legea conservării masei se aplică atât masei materiei, cât și masei energiei din sistem. În laborator, legea poate fi demonstrată în cazul reacțiilor chimice obișnuite, neputând fi demonstrată dacă procesul chimic transformă masa în energie radiantă sau energia radiantă în masă.

## **2.2. Legea constanței compoziției (legea proporțiilor definite)**

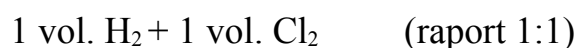
Combinarea elementelor chimice ce formează o substanță, are loc după anumite reguli, de exemplu, indiferent de proporția dintre componentele unui amestec de gaze, ele reacționează întotdeauna în raport de volume (cantități strict determinate), pentru a forma aceeași substanță.

De exemplu:

- hidrogenul și oxigenul pentru formarea apei:



- hidrogenul și clorul pentru formarea acidului clorhidric:



În secolul al XVIII-lea, L.J.Proust a enunțat Legea constanței compoziției (legea proporțiilor definite sau legea proporțiilor constante): „*orice compus chimic conține totdeauna aceleași elemente combinate în aceleași proporții de masă*”.

### 2.3. Legea proporțiilor multiple

S-a observat că unele substanțe simple se combină între ele pentru a forma combinații în diferite raporturi masice.

De exemplu, pentru formarea apei, hidrogenul și oxigenul se combină în raport masic de 1:8, iar pentru formarea apei oxigenate, în raport de 1:16; deci cantitățile de oxigen din ambele combinații se găsesc în raport de 8 : 16 sau 1: 2.

În cazul oxiziilor de azot, raporturile masice în care se combină azotul și oxigenul, sunt următoarele:

Protoxidul de azot	14: 8
Monoxid de azot	14:16
Trioxid de azot	14:24
Bioxid de azot	14:32



Pentoxid de azot

14:40

Raporturile în care se găsesc cantitățile de oxigen cu care se combină azotul în cazul celor cinci oxizi, sunt 8:16:32:40 sau 1:2:3:4:5

La începutul secolului al XIX-lea, Dalton a enunțat legea proporțiilor multiple: *„dacă două substanțe simple se combină pentru a forma mai multe substanțe compuse, diferitele mase ale uneia substanțele simple care intră în combinație cu o masă dată din cealaltă substanță simplă, se găsesc între ele în raporturi de numere întregi mici”*.

## **2.4. Legea proporțiilor reciproce (legea proporțiilor echivalente)**

În secolul al XVIII-lea, J.B.Richter a studiat modul de combinare a unor elemente chimice și a observat, de exemplu că:

- sulful se combină cu oxigenul în raport masic de 16:16 pentru a forma bioxidul de sulf ( $\text{SO}_2$ );
- carbonul se combină cu oxigenul în raport masic de 6:16 pentru a forma bioxidul de carbon ( $\text{CO}_2$ );

Deci, referindu-ne la cele două reacții, raportul masic între sulf și carbon este 16:6.

În cazul reacției directe dintre sulf și carbon, molecula-gram de sulfură de carbon ( $\text{CS}_2$ ) conține 64g sulf și 12g carbon, așadar, raportul masic S:C este 64:12 sau 32:6.

Enunțul legii este : *„dacă A și B reprezintă masele a două substanțe care se combină cu aceeași cantitate C a unei a treia substanțe, atunci masele promelor două substanțe care se pot combina între el, se găsesc în raport egal cu A:B sau multiplii acestuia”*.

În cazul menționat, masa sulfurului este considerată ca fiind A, masa carbonului este considerată ca fiind B, iar masa oxigenului este considerată ca fiind C.

În mod similar, oxigenul se combină cu alte substanțe simple, de exemplu, cu calciu, magneziu, carbon, în raport de 40:16, 24:16 și 12:16 sau 20:8, 12:8, 6:8, formând oxizii respectivi ( CaO, MgO și respectiv, CO).

Hidrogenul se combină cu oxigenul, clorul și azotul în raport de 1:8, 1:35,5 și respectiv, 1:4,7 .

Numărul care arată câte grame dintr-o substanță simplă se combină cu 8 g de oxigen sau 1g de hidrogen sau înlocuiesc aceste cantități , în combinațiile lor, se numește *echivalentul chimic al elementului*.

## Capitolul III

### ATOMUL

### 3.1. Scurt istoric. Teorii privind structura atomului

*Atomul* este cea mai mică parte în care se poate diviza o substanță simplă și care păstrează individualitatea acesteia.

În secolul V î.Hr., materia era considerată ca fiind constituită din patru elemente de bază: apa, pământul, aerul și focul, care se pot combina între ele datorită unor forțe de atracție și respingere.

În antichitate a fost introdusă noțiunea de *atom*, denumire care provine din limba greacă (*atomos*), însemnând „indivizibil”.

În perioada evului mediu, alchimiștii au descoperit numeroase elemente chimice, în speranța descoperirii metodei de obținere a aurului din diferite substanțe.

În anul 1803, J. Dalton a enunțat *teoria atomistă*, considerând atomul ca fiind o sferă solidă cu masă proprie, fiecare element având același tip de atomi identici.

În anul 1897, J.J. Thomson a presupus că atomul este divizibil, fiind format dintr-o sferă cu electricitate pozitivă în care se găsesc particule cu sarcină negativă, denumiți *electroni*. Acest prim model al atomului a fost denumit prăjitura lui Thomson.

### 3.2.. Teoria nucleară a atomului a lui Rutherford

În anul 1912, E. Rutherford a enunțat *teoria nucleară a atomului*, conform căreia, nucleul este format din particule (nucleoni) : particule încărcate pozitiv (protoni) și unele neutre (nucleoni). Modelul planetar al atomului propus de Rutherford arată asemănarea dintre structura materiei la nivel macrocosmic cu cea la nivel microcosmic. În mod asemănător cu sistemului solar, nucleu este plasat în centrul atomului, iar electronii se rotesc în jurul acestuia.

Forțele de atracție dintre nucleu și electroni sunt asemănătoare gravitației, modelul conceput fiind denumit modelul planetar al atomului.

S-a dedus că numărul de electroni ce înconjoară nucleul trebuie să fie egal cu numărul de sarcini pozitive ale nucleului pentru ca atomul să fie neutru.

### 3.3. Teoria lui N. Bohr

În anul 1913, N. Bohr a elaborat teoria structurii atomului de hidrogen, pornind de la modelul atomului lui Rutherford, teoria cuantică a lui M. Planck și extinsă de A. Einstein.

Bohr a propus un model al atomului în care electronii se rotesc în jurul nucleului pe traiectorii bine definite, numite *orbite*. În acest model, atomul este format din electroni (sarcină negativă) și nucleu format din protoni (sarcina pozitivă) și neutroni.

M. Planck a arătat prin *teoria cuantică*, faptul că un atom poate absorbi energie, trecând la o stare de energie  $E_1$ , la o altă stare de energie,  $E_2$  ( $E_1 < E_2$ ) ca apoi, prin emiterea energiei absorbite, să revină la starea de energie  $E_1$ .

Energia absorbită sau emisă este:  $E = E_2 - E_1$ ,

În mod analog substanței formate din particule, Planck a considerat energia radiantă, ca fiind formată din cantități extrem de mici de energie, denumite *cuante de energie*.

Prin relația :  $E = h \cdot \nu$

considerată ecuația fundamentală a teoriei cuantice, Planck a demonstrat astfel, legătura dintre cantitatea de energie ( $E$ ) de lungimea de undă  $\lambda$ , care este absorbită sau emisă de un corp și frecvența  $\nu$ , știind că  $\nu = c / \lambda$ . Constanta lui Planck,  $h$ , are valoarea de  $6,6249 \cdot 10 \text{ erg}\cdot\text{s}$ .

A. Einstein a explicat că lumina este compusă din *fotoni*, cu energia

$$E = h \cdot \nu$$

Demonstrația privind pierderea unui electron de către un atom de metal, dacă se ciocnește cu un foton, a condus la *ecuația fotoelectrică a lui Einstein*:

$$h \cdot \nu = E_i + \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

în care: energia fotonului ( $h \cdot \nu$ ) este egală cu energia necesară îndepărtării electronului ( $E_i$ ) plus energia cinetică a fotoelectronului ( $\frac{1}{2} m \cdot v^2$ ).

Teoriile emise de Planck și Einstein referitoare la lumina de frecvență  $\nu$  emisă sau absorbită de materie numai în cuante de energie  $h \cdot \nu$ , au condus la elaborarea *postulatelor lui Bohr*, privind stările staționare (nivele de energie) și condiția frecvenței luminii emise de atom.

### 3.4. Teoria lui Bohr-Sommerfeld

*Teoria lui Bohr-Sommerfeld* se bazează pe faptul că mișcarea periodică sub influența unei forțe centrale duce la orbite eliptice cu nucleul situat în centru.

Energia este dependentă de un număr *cuantic principal*,  $n$ , care caracterizează raza și de un *număr cuantic*  $k$ , care definește forma eliptică a orbitei electronului.

Structura fină a liniilor spectrale ale atomilor obținute prin revenirea electronilor la nivelele de energie inițiale, după absorbție de energie, este explicată prin existența unor substraturi ale fiecărui nivel de energie.

Electronul este caracterizat prin *numere cuantice*:

- *număr cuantic principal*,  $n$ , care caracterizează distanța orbitei staționare a electronului față de nucleul atomului, adică a semiaxe mari a orbitei staționare; are valori de la 1 la 7, fiind notate K, L, M, N, O, P și respectiv, Q;
- *numărul cuantic secundar*,  $l$ , care corespunde momentului unghiular al electronului pe orbită, fiind o măsură a semiaxe mici a elipsei; are valori între 0 și  $n-1$ , fiind multiplu de  $h/2\pi$

- *numărul cuantic magnetic, m*, care caracterizează momentul magnetic creat prin rotația electronului pe orbita lui; are  $2l+1$  valori,  $(+l, 0, -l)$ ;
- *numărul cuantic de spin, s*, care caracterizează momentul magnetic propriu electronului, în mișcarea de rotație în jurul axei sale; are două valori:  $+1/2$  și  $-1/2$  unități cuantice  $h/2\pi$ , pentru rotația în același sens sau în sens contrar față de axa proprie.

Considerând modelul atomului din teoria *Bohr-Sommerfeld*, se consideră că structura electronică a atomului ca fiind stratificată. Electronii gravitează pe orbite caracterizate de numărul cuantic principal,  $n$ , care formează *învelișul electronic al atomului*.

Stratul electronic este format din electronii cu același numărul cuantic principal: K ( $n=1$ ), L ( $n=2$ ), M ( $n=3$ ) și așa mai departe. Fiecare strat conține un număr maxim de  $2n^2$  electroni: 2 electroni pe stratul K ( $n=1$ ), 8 electroni pe stratul L ( $n=2$ ), 18 electroni pe stratul M ( $n=3$ ) etc.

Orbitele caracterizate de un număr cuantic principal,  $n$ , sunt formate de *substraturi electronice* caracterizate de  $m = 2l+1$  valori pentru un număr cuantic secundar cu valori de la  $-l$  la  $+l$ .

Exemplificăm distribuția electronilor în straturile electronice:

K ( $n=1$ ):  $l = 0$

$m=0$

nr. max. orbite: 1,

nr. max. electroni = 2

L ( $n=2$ ):  $l= 0, 1$

$m= 0$  și  $(-1, 0,+1)$

nr. max. orbite: 1 și respectiv, 3

nr. max. electroni = 2 și respectiv, 6 (total: 8)

M ( $n=3$ ):  $l= 0, 1, 2$

$m= 0$  ,  $(-1, 0,+1)$  și  $(-2, -1, 0, +1, +2)$

nr. max. orbite: 1, 3 și respectiv, 5

nr. max. electroni = 2, 6 și respectiv 10 (total: 18)

N (n=4): l= 0, 1, 2, 3

m= 0 , (-1, 0,+1), (-2, -1, 0, +1, +2) și (-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)

nr. max. orbite: 1, 3, 5 și respectiv, 7

nr. max. electroni = 2, 6, 10 și respectiv, 14 (total: 32)

### 3.5. Teoria lui Schrödinger

În anul 1930, E. Schrödinger a explicat fenomenele legate de structura atomului prin *principiile mecanicii cuantice*, înlocuind noțiunea de orbită cu *orbital*, zonă în care electronul se rotește cu maximă probabilitate în jurul nucleului.

Bazându-se pe concepția lui L. De Broglie că electronul are proprietăți de particulă, dar și proprietăți de undă (relația  $\lambda = h/mv$ ), a considerat că mișcarea de undă se propagă în spațiu, pe cele trei coordonate *ox*, *oy* și *oz*.

Amplitudinea undei ( $\psi$ ) este introdusă în *ecuația de undă a lui Schrödinger*:  $\Delta^2\psi + 8\pi m/h^2 (E_{tot} - E_{pot}) \psi = 0$

unde *m* este masa particulei, *v* este viteza particulei,  $E_{tot}$  este energia totală,  $E_{pot}$  este energia potențială particulei.

Orbitalii atomului sunt caracterizați de :

- *număr cuantic principal*, *n*, cu valori  $n = 1, 2, 3, \dots, n$
- *numărul cuantic azimutal*, *l*, cu valori  $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots, n-1$ , orbitalii se numesc *s p d f g h*
- *numărul cuantic magnetic*, *m*, cu valori  $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$

*Orbitalul s* este caracterizat prin  $n=1$  și  $l = 0$ , notat *1s* și are simetrie sferică (de exemplu, orbitalul ocupat de electronul atomului de hidrogen).

*Orbitalii p* sunt orientați în spațiu pe axele *ox*, *oy* și *oz*, deci câte trei pentru fiecare strat principal cu  $n \geq 2$ . Forma nu este simetrică, ci bilobară.

*Orbitalii d* fiecare strat principal are cinci orbitali cu forme mai complexe, tetralobare.

*Configurația electronică* reprezintă totalitatea electronilor distribuiți pe straturile, substraturile și orbitalii atomului unui element chimic.

*Completarea cu electroni a orbitalilor atomilor*, se face în mod succesiv, după reguli ale mecanicii cuantice:

a) principiul de excludere enunțat de W. Pauli: „doi electroni ai aceluiași atom nu pot avea cele patru numere cuantice”, ceea ce înseamnă că un orbital poate fi ocupat de cel mult doi electroni, și numai dacă spinii lor au direcții opuse, adică sunt antiparaleli;

b) regula lui Hund: „distribuția electronilor se face astfel încât numărul electronilor cu spin paralel, necuplați, să fie cât mai mare”;

c) principiul stabilității sau a minimei energii: electronii au tendința de a ocupa niveluri de energie cât mai joase, astfel încât orbitalii sunt ocupați cu electroni în ordinea creșterii energiei lor.

Exemple ale configurațiilor electronice ale unor elemente chimice:

Beriliu, Be	$1s^2 2s^2$	sau	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
Carbon, C	$1s^2 2s^2 2p^2$	sau	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
Azot, N	$1s^2 2s^2 2p^3$	sau	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$
Oxigen, O	$1s^2 2s^2 2p^4$	sau	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
Fluor, F	$1s^2 2s^2 2p^5$	sau	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$

În 1964 M. Gell-Mann și G.Zweig a descoperit particula subatomică, denumită *quark*, care se găsește în nucleu și poate exista în dubleți sau tripleți, demonstrându-se astfel că nucleu este divizibil.

## Capitolul IV

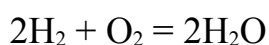


## OXIDAREA ȘI REDUCEREA

În vechile teorii, oxidarea consta în combinarea unei substanțe cu oxigenul, iar reducerea, reacția chimică de pierdere a oxigenului.

Ulterior, oxidarea și reducerea au însemnat și procesele chimice de pierdere și respectiv, de combinare a hidrogenului dintr-o substanță.

Exemplul clasic este oxidarea hidrogenului și reducerea oxigenului în reacția de formare a apei:

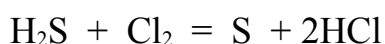


Ulterior, prin studiile efectuate asupra reacțiilor în care nu participă oxigen sau hidrogen, cele două noțiuni au fost explicate prin modificarea structurii electronice a atomilor elementelor participante la reacții.

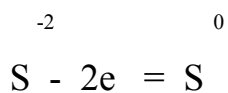
*În conceptul modern, din punct de vedere electronic, oxidarea este procesul prin care atomul cedează electroni unui alt atom, iar reducerea reprezintă acceptarea de electroni.*

Exemplu:

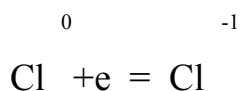
În reacția dintre hidrogenul sulfurat și clor:



sulfurul se oxidează (cedează 2 electroni):



clorul se reduce ( primește un electron):

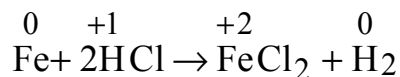


Din punct de vedere electronic, reducerea este procesul invers oxidării.

Procesul de oxidare reprezintă cedare de electroni, fie din partea unui atom, fie din partea unui ion. Astfel, numărul de oxidare poate varia de la -4 la +7.

În procesul de reducere, prin acceptarea de electroni, numărul de oxidare poate avea valori de la +7 la -4.

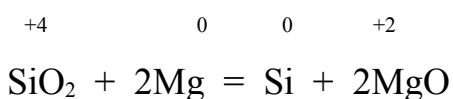
Procesul simultan de reducere și oxidare se mai numește *reacție redox*, de exemplu, în reacția dintre fier și acid clorhidric are loc oxidarea fierului de la 0 la +2 și reducerea hidrogenului de la +1 la 0.



Deci, într-o reacție, substanța (molecula, atomul, ionul) care acceptă electroni se reduce și se numește *agent oxidant*, iar substanța care cedează electroni se oxidează și se numește *agent reducător*. În cazul exemplului de mai sus Fe este agent reducător, iar HCl agent oxidant.

În reacția chimică dintre bioxidul de siliciu și magneziul, acesta din urmă are rol de reducător.

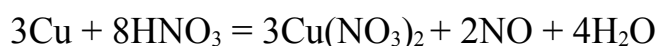
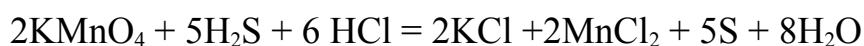
Reducerea siliciului



Oxidarea magneziului

Ca agenți oxidanți sunt utilizați: oxigenul, apa oxigenată, peroxizii, clorul, bromul, hipocloritul de potasiu sau de sodiu, bicromatul de potasiu, permanganatul de potasiu, acidul azotic, azotați, clorați, iar ca agenți reducători: carbonul, oxidul de carbon, hidrogenul, metale (sodiu, potasiu, magneziu, aluminiu, fier).

În ecuațiile redox, stabilirea coeficienților stoechiometrici se face prin analizarea preceselor de oxidare și reducere, adică a transferului de electroni, pe baza respectării legii conservării masei:



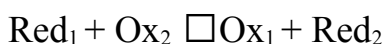
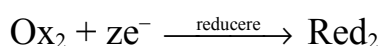
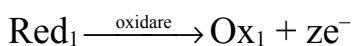
În echilibrele cu transfer de electroni, donatorul de electroni se numește reducător (prescurtat Red), iar acceptorul de electroni se numește oxidant

(prescurtat Ox). Echilibrul cu schimb de electroni se poate scrie în forma generală :  $\text{Red} \rightleftharpoons \text{Ox} + ze^-$

Prin cedarea sau acceptarea unui anumit număr de electroni, fiecare reducător se transformă într-un anumit oxidant și respectiv fiecare oxidant se transformă numai într-un anumit reducător. Cuplurile oxidant/reducător sunt bine definite prin numărul de electroni transformați între cele două specii care alcătuiesc cuplul redox.

Întrucât electronii nu pot exista liberi, pentru ca o specie chimică să cedeze electroni trebuie să se găsească în prezența altei specii chimice capabilă să accepte acești electroni. Din acest motiv nu pot exista independent numai reacții de oxidare sau numai reacții de reducere, ci au loc totdeauna reacții care cuprind ambele procese, adică *reacții de oxido - reducere* sau reacții *redox*.

*Într-o reacție chimică cu transfer de electroni un atom cedează electroni (se oxidează) și un atom acceptă electroni (se reduce). Numărul electronilor cedați în procesul de oxidare este egal cu cel al electronilor acceptați în procesul de reducere.*



Pentru a înțelege echilibrele cu transfer de electroni și a putea prevedea producția de reacție într-o reacție redox este necesar să cunoști modalitățile de stabilire a numărului de oxidare (N.O.). În tabelul 8 sunt trecute elementele cu mai multe N.O., cel mai des întâlnite în practică.

Tabelul nr. 8 Elementele cu mai multe N.O., cel mai des întâlnite în practică

Element Chimic	
Metal	Nemetal

Simbol	N.O.			Simbol	N.O.
Na, K, Ag	+1	Cu	+1, +2	F	-1
Ca, Mg, Zn, Ni,	+2	Au	+1, +3	Cl	-1, +1, +3, +5, +7
Al,	+3	Hg	+1, +2	Br	-1, +5, +7
Si	+4	Sn	+2, +4	I	-1, +5, +7
Cr	+3, +6	Pb	+2, +4	O	-2, -1
Mn	+2, +4, +7	As	-3, +3, +5	S	-2, +4, +6
Fe	+2, +3	Au	+3	N	-3, +1, +2, +3, +4, +5
Co	+2, +3	Bi	+3, +5	P	-3, +1, +3, +5

### *Elementele galvanice surse de energie electrică*

Reacțiile redox reversibile sunt folosite în celulele electrochimice pentru producerea curentului electric.

În anul 1859 Gaston Planté a inventat pila numită **acumulatorul cu plumb** și a formulat definiția unui acumulator: „*Acumulatorul este un generator electrochimic care acumulează energie electrică și o restituie sub formă de curent*”. O **baterie** este un acumulator format din mai multe pile electrochimice legate în serie. Astăzi termenul de baterie se folosește pentru dispozitivele formate dintr-o singură pilă: baterie de ceas, de lanternă, etc.

Acumulatorul cu plumb s-a dezvoltat ca sursă portabilă de curent continuu începând cu anul 1915 când au apărut demaratoarele automate la automobile. Acest tip de acumulator poate funcționa mai mulți ani în condiții de temperatură variind între  $-35^{\circ}\text{C}$  și  $+40^{\circ}\text{C}$ . Acumulatorul cu plumb este format din șase celule electrochimice legate în serie, fiecare generând o forță electromotoare de 2 V. Acidul sulfuric se consumă în timpul funcționării. Inițial concentrația acidului sulfuric este de 34% (acesteia corespunzându-i o densitate de 1,26 g/mL). Deoarece prin funcționare acidul sulfuric se consumă densitatea acestuia scade. Măsurarea densității soluției de acid sulfuric este o modalitate utilă și puțin laborioasă de apreciere a stării de încărcare a acumulatorului cu plumb. Pe măsură ce acumulatorul funcționează se formează sulfat de plumb ( $\text{PbSO}_4$ ): granulele de  $\text{PbSO}_4$ , inițial fine, se măresc cu timpul, devin greu solubile și

acoperă suprafața activă a electrozilor. Acest fenomen, cunoscut sub numele de sulfatare, împiedică funcționarea la parametrii optimi ai acumulatorului. Acumulatorul cu plumb este o pilă secundară deoarece poate fi reîncărcată. În bateriile tradiționale trebuie adăugată periodic apă distilată deoarece aceasta se consumă în timpul reacției de electroliză care se produce la încărcarea acumulatorului. Acumulatorii moderni au electrozi confecționați dintr-un aliaj de calciu și plumb care împiedică electroliza apei, nivelul ei rămânând practic constant.

În anul 1868 George Leclanché a inventat bateria zinc-carbon, denumită ulterior baterie primară, deoarece nu mai poate fi încărcată, reacția chimică care stă la baza funcționării sale este ireversibilă. Marele avantaj al acestor pile îl constituie faptul că electrolitul suport este în stare solidă. Din acest motiv tip de baterie se numește pilă uscată. O astfel de pilă este formată dintr-un cilindru de zinc, care reprezintă anodul. În interiorul cilindrului se află o bară din grafit – catodul – înconjurată de o pastă umedă, formată prin omogenizarea oxidului de mangan cu clorura de amoniu. Potențialul acestei pile este de 1,500 V. Pe măsură ce pila funcționează se formează o combinație complexă a zincului cu amoniacul care cristalizează. Aceasta reduce mobilitatea ionilor din sistem tensiunea produsă diminuându-se. Pentru a prelungi timpul de funcționare acest tip de baterie se poate încălzi ușor, câteva ore. Temperatura favorizează mobilitatea speciilor chimice din sistem și mai ales a combinației chimice care se îndepărtează de anod. Se prelungește astfel timpul de funcționare pentru aceste pile. În versiunea alcalină a acestei pile  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a fost înlocuită cu hidroxid alcalin. Aceste pile au un timp de funcționare mai mare decât cele care conțin  $\text{NH}_4\text{Cl}$  deoarece în urma reacției redox care are loc la anod, aceasta se acoperă cu un strat protector de oxid de zinc.

Pila cu mercur este tot o pilă uscată în care anodul este de zinc iar catodul un fir din oțel în contact cu un amestec de oxid de mercur (II), hidroxid de potasiu și hidroxid de zinc.

Aceste pile pot avea dimensiuni foarte mici și pot fi folosite pentru alimentarea ceasurilor electronice și calculatoarelor de buzunar. Tensiunea generată de o asemenea pilă este de 1,300 V.

Având ca model pila Leclanché au fost fabricate pile uscate fără electrolit suport. Aceste sisteme sunt folosite în vestele de salvare cu care sunt dotate avioanele și vapoarele. Pilele fără electrolit au un anod de magneziu și un catod de cupru acoperit cu clorură de cupru (I) și funcționează numai în contact cu apa de mare, care devine astfel electrolitul suport.

Acumulatorii Nichel-Cadmium sunt pile secundare utilizate în aparatele electronice portabile: radio, casetofon, calculator, telefon mobil, aparat foto, etc. Sunt pile în care electrolitul suport este în stare solidă. Producții de reacție formați aderă la suprafața electrozilor ca în cazul acumulatorului cu plumb diminuând timpul de viață al pilei. În condiții optime de exploatare un acumulator nichel-cadmium poate fi folosit 2 ani.

Pilele cu combustibil sunt sistemele electrochimice în care are loc o alimentare continuă în reactanți. Energia care se degajă în reacția metanului cu oxigenul folosită pentru încălzire sau pentru funcționarea unor motoare poate fi utilizată pentru producerea curentului electric. Electronii trec printr-un circuit exterior de la metan (agentul reducător) la oxigen (agentul oxidant). Această pilă a constituit modelul pentru dezvoltarea pilelor cu combustibil, într-un program finanțat de NASA. Misiunile Apollo au folosit o pilă cu combustibil bazată pe reacția oxigenului cu hidrogenul pentru obținerea apei de băut. O asemenea pilă cântărește în jur de 250 kg și nu este utilizată efectiv ca sursă portabilă de curent. În New York și Tokyo există centrale electrice echipate cu pile hidrogen-oxigen. Asemenea pile cu combustibil funcționează în marile metropole în momentele în care consumul de electricitate este foarte mare.

## **Capitolul V**

# **LEGĂTURI CHIMICE**

Pentru a forma combinații chimice stabile din punct de vedere energetic, atomii se combină între ei, fiind foarte reactivi datorită energiei mari pe care o posedă.

*Legătura chimică* este forța exercitată între grupuri de atomi sau ioni care determină formarea unei unități stabile, care reacționează ca grupare sau specie de sine stătătoare.

G.N.Lewis, W.Kossel și I. Langmuir explică natura legăturilor chimice ca fiind dată de electronii necuplați de pe stratul exterior al învelișului electronic al atomilor care reacționează în procesul chimic respectiv.

Teoria lui Lewis denumită *teoria electronică a valenței sau a valenței directe*, explică formarea legăturilor chimice dintre elemente în scopul formării de substanțe compuse cu molecule și structuri stabile, prin tendința acestora de a realiza configurația stabilă de dublet sau octet, a stratului electronic exterior. Majoritatea atomilor tind către configurația de octet (regula octetului), fie prin cedare sau acceptare de electroni (*electrovalența*), fie prin punere de electroni în comun (*covalența*).

Tipurile de legături chimice sunt:

1. legături ionice (de exemplu: NaCl, AlCl<sub>3</sub>)

2. legături covalente:

a) simple : omogene, (Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>)

eterogene (HCl, NH<sub>3</sub>)

b) multiple: omogene (N<sub>2</sub>)

eterogene (HCN)

c) coordinative ( [NH ]<sup>+</sup>, [Cu (NH<sub>3</sub>)<sup>4+</sup>]<sup>2+</sup> )

## 5.1. Legătura ionică

*Legătura ionică* sau electrovalentă sau heteropolară reprezintă forța de atracție electrostatică dintre ionii pozitivi și ionii negativi, formați prin cedare și respectiv, prin acceptare de electroni, adică prin transfer de electroni. În acest mod se formează un compus ionic.

Un exemplu clasic îl constituie formarea moleculei de clorură de sodiu (NaCl) prin realizarea unei legături ionice, de atracție între ionii  $\text{Na}^+$  și  $\text{Cl}^-$ , formați prin transferul unui electron cedat de atomul de sodiu și acceptat de atomul de clor:

- cedarea unui electron din stratul exterior al atomului de sodiu, cu formare de ion pozitiv:  $\text{Na} - e^- \rightarrow \text{Na}^+$

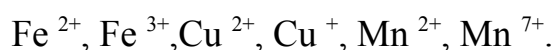
- acceptarea electronului cedat de atomul de sodiu, pentru completarea stratului său electronic în configurație de octet, cu formare de ion negativ:



Datorită atracției electrostatice dintre cei doi ioni cu sarcini electrice de semn contrar, se realizează o legătură ionică, formându-se o moleculă de clorură de sodiu:  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-$

Electrovalența reprezintă numărul de electroni cedați din stratul electronic exterior - valența pozitivă de la (+1) la (+4), în cazul elementelor din grupele principale IA-IVA ale tabelului periodic și respectiv, numărul de electroni acceptați pe stratul electronic exterior de la (-4) la (-1), valența negativă, pentru a atinge configurația electronică stabilă de octet a ultimului strat electronic. Aceasta reprezintă regula octetului de valență.

Elementele de tranziție, metalele din grupele IB-VIIB, pot realiza configurația stabilă de octet prin cedare de electroni ai orbitalilor d sau f, cu posibilitatea de a se transforma în mai mulți ioni pozitivi cu diferite valențe:



Compușii ionici în stare solidă sunt caracterizați prin stabilitate și ordonare a particulelelor în celule elementare care formează rețele cristaline unde ionii pozitivi și negativi alternează în mod regulat și uniform.



Substanțele cristaline nu sunt formate din molecule, ci din cristale cu formă spațială determinată, caracteristică substanței respective (cubică, tetragonală, rombică, hexagonală etc.) cu o distribuție uniform alternantă a ionilor pozitivi și negativi. Numărul ionilor de semn contrar din jurul unui ion reprezintă numărul de coordinare a acestui ion, fiind determinat de forma geometrică spațială a celulei elementare a rețelei ionice.

În soluție, legătura ionică (electrovalentă) dă posibilitatea ionilor din molecule de a se mișca liber, astfel încât substanțele disociază.

## 5.2. Legătura covalentă

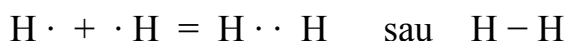
Teoria electronică a valenței lui G.Lewis și dezvoltată de I.Lamgmuir a explicat formarea moleculelor formate din atomi identici ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $Br_2$ ) prin punerea în comun de către fiecare atom, a câte unui electron necuplat și realizarea configurației stabile.

Legătura formată între atomi de nemetale prin punerea în comun a uneia sau mai multor perechi de electroni se numește *legătură covalentă*.

Legătura covalentă se poate forma între atomi de nemetal identici (legătură covalentă nepolară) sau între atomi diferiți (legătură covalentă polară).

### 5.2.1. Legătura covalentă nepolară

Formarea moleculei de hidrogen,  $H_2$  este reprezentată astfel:



Între atomii identici de hidrogen s-a format o legătură covalentă datorită perechii (dubletului) de electroni puși în comun și care aparțin ambilor atomi.

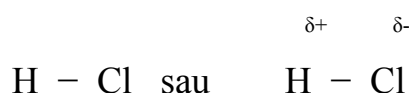
Întrucât centrul sarcinii pozitive coincide cu centrul sarcinii negative, molecula este *nepolară*. Molecula de azot ( $N_2$ ) este nepolară, legătura dintre cei

doi atomi de azot fiind formată din trei perechi de electroni puși în comun de fiecare atom de azot (legătură covalentă triplă nepolară):  $N \equiv N$

### 5.2.2. Legătura covalentă polară

Formarea unei molecule de amoniac,  $NH_3$  sau a unei molecule de acid clorhidric,  $HCl$  are loc prin punerea în comun a câte un electron de către atomii fiecărei molecule, având electronegativități diferite.

De aceea, sarcina negativă are centru deplasat spre atomul elementului cu un caracter mai puternic electronegativ. Molecula formată este un dipol, cu centrul de sarcină negativă ( $\delta^-$ ) deplasat spre Cl și centrul de sarcină pozitivă ( $\delta^+$ ) deplasat spre H, fiind denumită și *moleculă polară*.



Legătura dintre atomi realizată prin punerea în comun a unor perechi de electroni necuplați din stratul de valență se numește legătură covalentă, care, spre deosebire de legătura ionică, este rigidă și orientată în spațiu.

De exemplu, molecula de  $CO_2$  este lineară ( $O=C=O$ ), iar molecula de tetraclorura de carbon,  $CCl_4$ , are o simetrie tetraedrică. Molecula de apă,  $H_2O$  ( $H - O - H$ ) nu este lineară, unghiul format de cele două legături  $H - O$ , fiind de  $104,30^\circ$ .

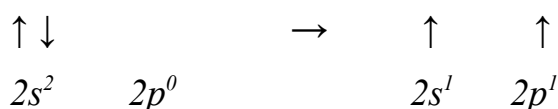
### 5.2.3. Teoria mecanică- cuantică a covalenței

*Teoria mecanică- cuantică a covalenței* explică formarea legăturii covalente pornind de la existența orbitalilor, ca spațiu în care probabilitatea este maximă ca electronii să se găsească la un moment dat, în rotația lor în jurul nucleului. Implicit, prin punerea în comun de electroni, are loc o redistribuire a densității electronice în moleculă, formându-se un *orbital molecular*.

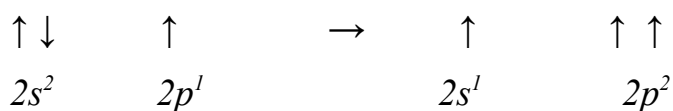
Un caz special este formarea moleculei de hidrogen, unde orbitalii de formă sferică a electronilor  $s$  puși în comun de către fiecare atom, se întrepătrund, formând un orbital molecular de formă alungită.

În cazul altor molecule, pentru formarea unei legături covalente, fiecare atom trebuie să aibe un orbital ocupat numai cu un singur electron, dar de spin opus. Aceștia pot fi electroni de tip  $s$ ,  $p$  și chiar  $d$ . Covalența unor elemente se explică prin trecerea unor electroni de pe orbitali  $s$  pe orbitali  $p$ , de pe orbitali  $s$  pe orbitali  $d$ , de pe orbitali  $p$  pe orbitali  $d$ . În aceste cazuri, orbitalii electronici atomici se transformă în orbitali moleculari prin dispunerea echilibrată a densității electronice, formând *orbitali hibridi*. *Hibridizarea* poate fi de tip  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ , datorită tranzițiilor electronice  $2s \rightarrow 2p$ , dar și  $sp^n d^m$  datorată tranzițiilor  $s \rightarrow d$ ,  $p \rightarrow d$  și apoi  $s \rightarrow d$ .

- hibridizare  $sp$



- hibridizare  $sp^2$



- hibridizare  $sp^3$



Teoria mecanică- cuantică a covalenței prezintă formarea de *legături simple* ( $\sigma$ ) între doi atomi prin punerea în comun a unei perechi de electroni  $s$  (de exemplu legătura H – H), a unui electron  $s$  și a unui electron  $p$  (de exemplu legătura H – C), sau a doi electroni  $p$  (de exemplu Cl – Cl).

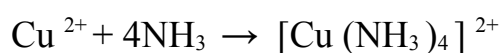
*Legătura  $\pi$*  este formată din câte doi electroni  $p$  ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ).

*Dubla sau tripla legătură covalentă* se formează dintr-o legătură simplă  $\sigma$  și una și respectiv, două legături  $\pi$ . Densitatea de electroni a legăturilor  $\pi$  este

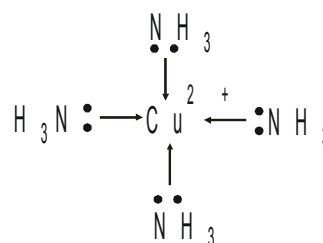
în plan perpendicular pe planul legăturii simple  $\sigma$  și în același timp perpendiculare între ele.

### 5.3. Legătura coordinativă

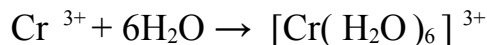
În cazul în care perechea de electroni pusă în comun provine de la un singur atom dintre cei doi atomi participanți la reacție, se realizează o *legătură coordinativă*. Ionul complex este format dintr-un ion de metal (ion central) și molecule sau ioni (liganzi), între care există legături covalente coordinative. De exemplu între ionul de  $\text{Cu}^{2+}$  și molecule de amoniac:



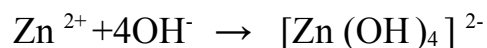
ionul de tetraaminocupru (II)



Dar și între alți ioni metalici și alte molecule sau ioni:



ion de hexahidroxocrom (III)



ionul de tetrahidroxozinc (II)

Combinăția complexă se formează prin legătura dintre ionul complex și un ion de semn opus acestuia (cationi metalici):  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  clorură de hexaaminocobalt (III).

Atomul care cedează perechea de electroni se numește *donor*, iar atomul care acceptă aceeași pereche de electroni, se numește *acceptor*. În cazul formării ionului de amoniu  $\text{NH}_4^+$  și a ionului de hidroniu  $[\text{H}_3\text{O}]^+$ , donorul este atomul de azot și respectiv, de oxigen, iar acceptorul este ionul de hidrogen (protonul).

## Capitolul VI

### SOLUȚII

*Soluțiile* reprezintă amestecurile omogene a două sau mai multe componente în diferite proporții.

Funcție de starea de agregare a componentelor (solidă, lichidă și gazoasă), există următoarele *tipuri de soluții*: gaze în gaze, gaze în lichide, gaze în solide, lichide în lichide, lichide în solide, lichide în lichide, solide în solide.

Dizolvantul (solventul) este componenta în exces, iar substanța dizolvată (solutul) este componenta care se află în proporție mai mică în soluția respectivă.

## 6.1. Dizolvarea

*Dizolvarea* este procesul prin care particulele solutului difuzează printre cele ale solventului, datorită atât a mișcării moleculare, cât și datorită interacțiunii moleculelor de apă.

Fenomenul de desprindere a particulelor de pe suprafața solutului și difuzarea acestora printre moleculele solventului (dizolvarea) este un proces fizic, endoterm.

Fenomenul de interacțiune a particulelor de solut (molecule, ioni) și cele ale solventului este un proces chimic, exoterm denumit și *solvatare*. În cazul în care solventul este apa, procesul se numește *hidratare*.

*Apa* este cel mai răspândit dizolvant în natură, putând dizolva substanțe solide, lichide și gazoase.

*Concentrația unei soluții* reprezintă cantitatea sau volumul de solut existentă într-o anumită cantitate sau volum de solvent.

Soluțiile care conțin mici cantități (volume) de solut sunt diluate, iar în caz contrar, soluțiile sunt concentrate.

Cantitatea de substanță dizolvată existentă în soluție poate fi exprimată prin:

- concentrație procentuală (C% - procente de masă)), care reprezintă masa de substanță dizolvată la 100 de unități de masă de soluție (de exemplu: soluție 10% NaCl);
- concentrație procentuală (procente de volum) exprimată în unități de volum a unei substanțe lichide la 100 de unități de volum de soluție (de exemplu: soluție de alcool 80%);
- concentrație molară sau molaritatea soluției notată  $C_M$ , M sau [X], care reprezintă numărul de moli (moleculă-gram) de substanță dizolvată într-un litru de soluție (de exemplu: soluție semimolară, 0,5M, molară, 1M, dublu-molară. 2M, decimolară, 0,1M);
- concentrație normală sau normalitatea soluției notată cu  $C_N$  care reprezintă numărul de echivalenți-gram de substanță dizolvată într-un litru de soluție (de exemplu: soluție decinormală, 0,1N, seminormală, 0,5N, normală, 1N, dublu-normală, 2N);

## 6.2. Solubilitatea

*Solubilitatea sau gradul de solubilitate* a unei substanțe dizolvate (solut) reprezintă cantitatea maximă de substanță care se poate dizolva într-o anumită cantitate de dizolvant (solvent) în condiții de echilibru, la o anumită temperatură.

Procesul de dizolvare a unei substanțe ajunge la un moment dat, la o stare de echilibru dinamic între cantitatea de substanță nedizolvată și substanță dizolvată, după care, concentrația soluției nu mai crește:

substanță nedizolvată     $\square$     substanță dizolvată (în soluție)

Deci la o anumită temperatură, la echilibru, soluția conține cantitatea maximă de substanță dizolvată într-un dizolvant, fiind considerată *soluție saturată*. În cazul în care o soluție conține o cantitate mai mică de substanță dizolvată, soluția este o soluție *nesaturată*; soluția care conține o cantitate mai

mare de substanță dizolvată decât soluția saturată, reprezintă o *soluție suprasaturată*..

### 6.3. Teoria disociației electrolitice

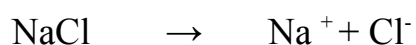
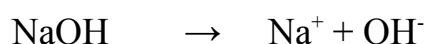
S-a observat că unele soluții conțin mai multe particule decât numărul de molecule ale substanței dizolvate care nu sunt atomii componenți ai moleculelor respective, ceea ce arată faptul că moleculele de solut se transformă în mai multe particule.

Așadar, în timpul dizolvării, are loc un proces denumit disociere sau ionizare a substanțelor ionice și polare dizolvate sub acțiunea moleculelor de dizolvant.

Pe baza studiilor lui van'Hoff, substanțele ale căror soluții apoase conduc curentul electric se numesc *electroliți* (de exemplu: acizii, bazele, sărurile), iar substanțele ale căror soluții nu conduc curentul electric, se numesc *neelectroliți* (majoritatea substanțelor organice).

Prin *teoria disociației electrolitice*, S. Arrhenius arată că moleculele unui electrolit dizolvat în apă se scindează în ioni cu sarcină pozitivă și ioni cu sarcină negativă, adică disociază. La dizolvarea compușilor ionici are loc o interacție a ionilor din rețeaua cristalină și dipolii de apă, astfel încât ionii se desprind din rețea și trec în soluție înconjurați de moleculele de apă, fiind hidratați.

Procesul de disociație electrolitică constă în are loc prin scindarea moleculelor unei combinații ionice într-un dizolvant; disociația electrolitică a unei baze, acid și respectiv, a unei sări, este un proces reversibil:



În cazul fiecărui electrolit, numai o anumită cantitate de substanță este disociată în ioni liberi, față de cantitatea totală a acesteia.

*Gradul de disociere electrolitică* ( $\alpha$ ) reprezintă substanța dizolvată disociată în ioni liberi ce conduc curentul electric, într-o soluție de o anumită concentrație.

După valoarea gradului de disociere electrolitică, electroliții se grupează în: *electroliți tari*, care disociază total și *electroliți slabi*, care disociază puțin în soluție apoasă.

### 6.3.1. Electroliți tari

*Electroliții tari* sunt substanțe chimice cu structură cristalină ionică în stare solidă (acizi, baze, săruri) și care sunt complet disociate în soluții apoase.

Fracțiunea ionilor disociați reprezintă chiar concentrația ionilor în soluție, denumită *activitatea ionilor*. Dacă se notează: activitatea unui ion  $a$ , concentrația reală a ionului în soluție  $c$ , coeficientul de activitate,  $f_a$ , există relația:

$$a = f_a \cdot c$$

Intensitatea câmpului electric ca rezultat al ionilor din soluție, poate fi exprimată prin *tăria ionilor* ( $\mu$ ):

$$\mu = \frac{1}{2} \cdot (c_1 n_1^2 + c_2 n_2^2 + c_3 n_3^2 + \dots)$$

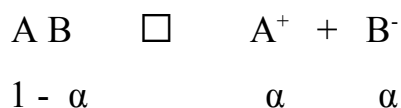
unde:  $c_1, c_2, c_3$  reprezintă concentrațiile ionilor de valență corespunzătoare:  $n_1, n_2, n_3$  etc.

### 6.3.2. Electroliți slabi

*Electroliții slabi* sunt în majoritate, acizi și baze organice și unele săruri anorganice, soluțiile acestora conținând un număr mic de ioni.



În cazul electroliților slabi, disociația electrolică este o reacție de echilibru între moleculele nedisociate (AB) și ionii formați în soluție (A<sup>+</sup> și B<sup>-</sup>), reprezentată astfel:



Constanta de echilibru este:

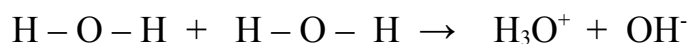
$$K = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{A B}]}$$

Dacă se notează concentrația soluției  $c$  (mol/L) și gradul de disociere  $\alpha$ , relația dintre constanta de echilibru,  $K$  și gradul de disociere electrolică este exprimată de *legea diluției lui Ostwald*:

$$K = (\alpha c) \cdot (\alpha c) / (1 - \alpha) \cdot c = \alpha^2 \cdot c / (1 - \alpha)$$

### 6.3.3. Disociația electrolică a apei

O mică parte din moleculele de apă disociază în ioni de hidrogen (care în soluție se prezintă sub formă de hidroniu) și ioni de hidroxid:



Deoarece raportul moleculelor de apă disociate este de 1/556 000 000, gradul de disociere electrolică a apei ( $\alpha$ ) este de  $18 \cdot 10^{-10}$ .

Constanta de disociere electrolică a apei este:

$$K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Produsul concentrațiilor ionilor de hidroniu și a ioni de hidroxid, numit produsul ionic al apei:  $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  este constant. Deci la temperatura obișnuită este:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1,10 \cdot 10^{-14} \text{ ioni-gram/L}$$

În acest caz, concentrația ionilor de hidroniu este egală cu concentrația ionilor de hidroxid:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ ioni-gram/L}$$

În mod uzual, concentrația acestor ioni se exprimă prin pH-ul soluției, exprimat prin exponentul respectiv, cu semn schimbat, de exemplu:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg [\text{OH}^-] = 7$$

Valorile pH-ului sunt cuprinse în intervalul 0-14, soluțiile fiind considerate:

- puterni acide       $\text{pH} = ( 0 - 3 )$
- slab acide         $\text{pH} = ( 4 - 7 )$
- slab bazice        $\text{pH} = ( 7 - 10 )$
- puternic bazice    $\text{pH} = ( 11 - 14 )$

## **Capitolul VII**

### **COMBINAȚII ANORGANICE**

Fie naturale, fie de sinteză, combinațiile anorganice se clasifică în oxizi, acizi, baze și săruri, funcție de compoziția, proprietățile fizice și chimice.

#### 7.1. Scurt istoric

În secolul al XVII-lea, Tachenius a introdus noțiunea de acid (*acidus* înseamnă acru) și a stabilit că în reacția acidului cu o bază se formează o substanță denumită sare. De asemenea, noțiunea de bază a fost definită ca urmare a experimentului prin care a obținut o substanță de masă constantă la calcinarea unei sări, denumită *basis*.

În secolele XVII și XIX, teoriile multor savanți, Lavoisier, Berthollet, Gay-Lussac, Berzelius, au contribuit la elaborarea teoriei acizilor polibazici alui J. Von Liebig, a legii bazicității acizilor a lui Ch. Gerhardt, cât și a determinării oxizilor ca anhidride ale acizilor de către A. Hantsch.

Compoziția, structura și comportamentul acizilor și bazelor au fost explicate prin:

#### *Teoria ionică*

Chimistul suedez Svante Arrhenius a stabilit, în 1887, că proprietățile unor soluții pot fi înțelese pe deplin numai admitând că la dizolvarea în apă a acizilor, a bazelor, sau a sărurilor, moleculele lor se disociază în ioni: substanțele ionizează.

Arrhenius a dat următoarele definiții:

Un acid este o substanță care se dizolvă în apă punând în libertate ionul de hidrogen  $H^+$ .

O bază este o substanță care se dizolvă în apă punând în libertate ionul hidroxil  $HO^-$ .

#### *Teoria protolitică*

În anul 1923, chimistul danez J.N. Brønsted și chimistul englez T.N. Lowry au propus noi definiții pentru noțiunile de acid și bază, luând în considerare schimbul de ioni  $H^+$  care poate avea loc între unele specii chimice.

Pentru ionul  $H^+$  se folosește în general denumirea de **proton**. Nu trebuie să uiți însă că  $H^+$  este nucleul atomului de H.  $H^+$  este alcătuit din particulele

elementare: un proton,  $p^+$  și un neutron  $n^0$ . Să nu confuzi deci protonul  $H^+$  cu particula elementară proton  $p^+$ .

J.N. Brønsted și T.N. Lowry au dat definiția protolitică a acizilor.

Un acid este o substanță care poate să cedeze protoni.

Protonul  $H^+$ , este o particulă foarte mică și extrem de reactivă, de aceea, el nu poate exista liber în soluție.

În toate reacțiile protonul cedat de acid este acceptat de o altă specie chimică.

Pe baza proprietății lor de a accepta protoni în reacții chimice, J.N. Brønsted și T.N. Lowry au dat definiția protolitică a bazelor.

O bază este o substanță care poate accepta protoni.

Conform acestei definiții, noțiunea de bază se lărgeste, cuprinzând alături de hidroxizi și substanțe care nu conțin gruparea  $HO^-$ .

### *Teoria electronică*

G. N. Lewis a formulat în anul 1938 următoarele definiții pentru acizi și baze:

Un acid este o substanță care poate juca rol de acceptor de electroni.

O bază este o substanță care poate juca rol de donator de electroni.

Această teorie este cea mai generală. Toate bazele de tip Brønsted – Lowry sunt și baze Lewis. Acizii Lewis sunt însă mult mai numeroși și includ substanțe care au un atom cu octet incomplet ( $AlCl_3$ ) sau cationi metalici.

## 7.2. Oxizi

### 7.2.1. Clasificare

*Oxizii* sunt combinațiile oxigenului cu un alt element chimic cu formula generală a oxizilor este  $X_2O$ , în cazul unui element chimic monovalent.

Exemple de oxizi: oxid de sodiu,  $NaO$ , oxid de calciu,  $CaO$ , oxid de magneziu,  $MgO$ , oxid feros,  $FeO$ , oxid feric,  $Fe_2O_3$ , oxid de carbon,  $CO$ , dioxid

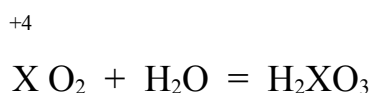
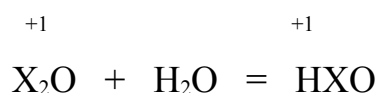
de carbon, CO<sub>2</sub>, dioxid de sulf, SO<sub>2</sub>, , monoxid de azot, NO, dioxid de azot, NO<sub>2</sub>, trioxid de azot, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, pentoxid de azot, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

*Peroxizii* sunt combinații care conțin în molecule gruparea – O – O – numită peroxidică, caracteristică apei oxigenate (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).

Funcție de comportarea oxizilor cu apa, oxizii sunt clasificați în oxizi acizi (anhidride acide), oxizi bazici (anhidride bazice) și oxizi amfoteri.

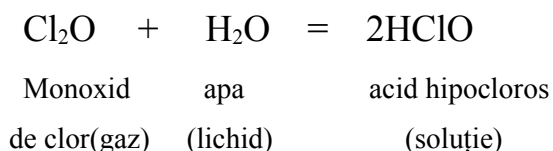
### 7.2.2. Proprietăți generale

*Oxizii acizi* reacționează cu apa, formând un acid, conform unor reacții generale, cum sunt:



Exemple:

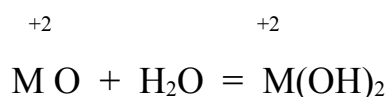
- reacția cu apa a monoxidului de clor gazos trecut peste oxid mercuric, la 4°C



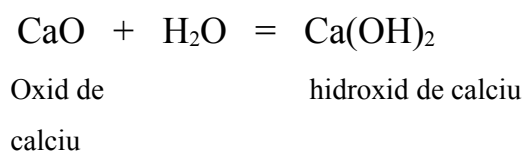
- reacția dioxidului de sulf cu apa



*Oxizii bazici* reacționează cu apa, formând o bază:

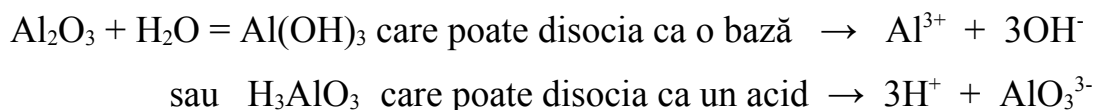


Exemplu:



*Oxizii amfoteri* formează cu apa acizi sau baze, în funcție de condiții;

Exemplu: formarea hidroxidului de aluminiu prin reacția cu apa a oxidului de aluminiu care poate disocia atât ca o bază, cât și ca un acid:



Există oxizi care nu sunt anhidride nici de baze și nici de acizi, denumiți oxizi indiferenți, cum sunt: oxidul de carbon, monoxidul de azot.

### 7.3. Acizi

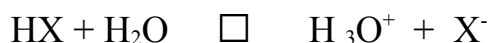
*Acizii* sunt substanțe care conțin în molecula lor ioni de hidrogen, care în soluție apoasă disociază astfel:

acizii tari:

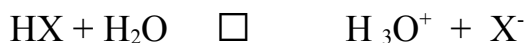


unde HX poate fi de exemplu: acid clorhidric, HCl, acid sulfuric, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> în prima treaptă de ionizare, acid percloric, HClO<sub>4</sub>.

acizii slabi:



În soluție, molecula de acid disociază în ion de hidroniu (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) și ion radicalul acid, X<sup>-</sup>



unde HX poate fi de exemplu: acid fosforic, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, acid sulfhidric, H<sub>2</sub>S, etc.

#### 7.3 .1. Clasificare

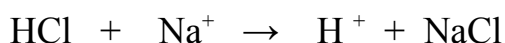
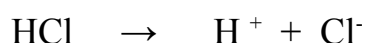
a) Funcție de compoziția moleculară, acizii sunt clasificați în:

- *hidracizi* ( $HX$ ), compuși binari, în molecula cărora ionul de hidrogen este legat direct de elementul central, nemetalul fiind notat cu X (de ex.: HCl, H<sub>2</sub>S) ;

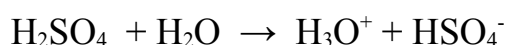
- *oxoacizii* ( $H - O - X$ ), compuși multiatomici în molecula cărora protonul este legat de atomul de oxigen care este legat și de atomul central, nemetalul X, ( de exemplu: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>).

b) Funcție de numărul de protoni (H<sup>+</sup>) din molecule, pe care îi poate pune în libertate în soluție sau care pot fi înlocuiți de cationi, acizii se clasifică în:

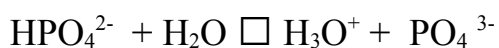
acizi monobazici:



- acizi bibazici:



- acizi tribazici:



Molecula de acid disociază punând în libertate a unui proton sau a mai multor protoni și radicalul acid, format din elementul central sau gruparea formată din atomii elementului central și cei ai oxigenului ( de exemplu: Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>).

*Radicalul acid* se comportă ca o grupare stabilă și participă în aceeași compoziție și structură în reacții chimice:



### 7.3.2. Acizi tari și acizi slabi

*Bazicitatea unui acid* ( valența radicalului acid) este dată de numărul atomilor de hidrogen care pot fi puși în libertate sau înlocuiți.

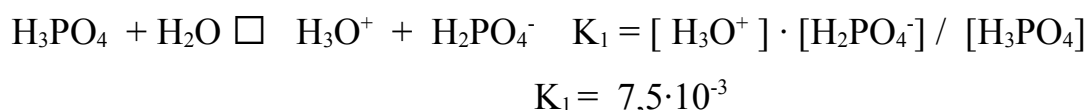
În soluție apoasă, acizii disociază în ionul de hidroniu și ionii radicalilor acizi. La o concentrație dată, acizii sunt tari sau slabi, funcție de concentrația de ioni din soluție.

Acizii tari sunt complet disociați în soluție, pe când acizii slabi sunt caracterizați de *constantă de aciditate*,  $K_a$ .

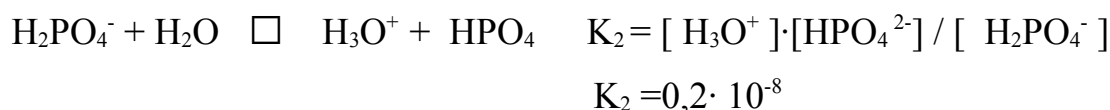
Acizii polibazici disociază în mai multe etape de ionizare, cărora le corespunde câte o de *constantă de aciditate*,  $K_1, K_2, K_3$ .

În cazul acidului fosforic, de exemplu, pentru cele trei etape de disociere, corespund trei constante de aciditate:

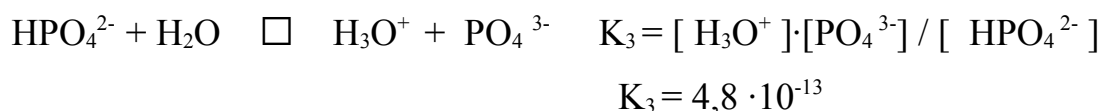
Etapa 1



Etapa 2



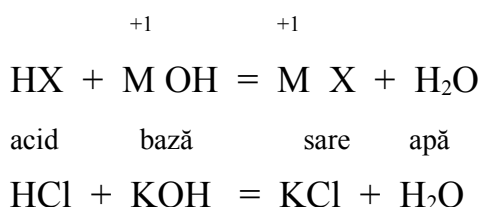
Etapa 3



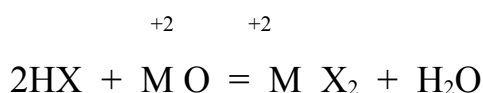
### 7.3.3. Proprietăți generale

Acizii sunt caracterizați prin:

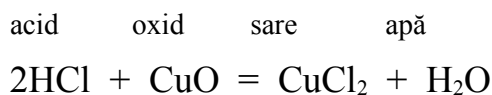
- reacția cu bazele, cu formare de săruri și apă:



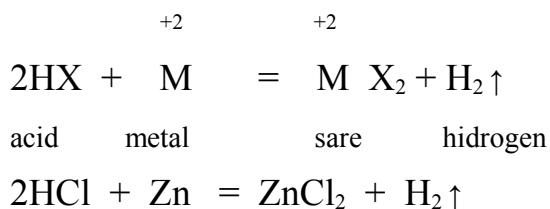
- reacția cu oxizi bazici, cu formare de săruri și apă:





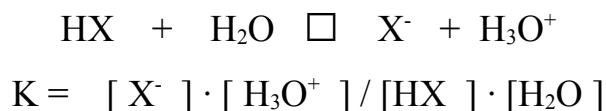


- reac\u021bia cu metale, cu formare de s\u0103ruri \u0219i degajare de hidrogen:



- ionizarea \u00een solu\u021bie:

Cu c\u00e2t concentra\u021bia de ioni din solu\u021bie la o dilu\u021bie dat\u0103, este mai mare, acidul este mai puternic disociat, fiind considerat un acid tare. Acizii tari sunt complet disocia\u021bi \u00een ionul de hidroniu \u0219i radicalul acid, pe c\u00e2nd acizii slabi sunt caracteriza\u021bi de prin constanta de echilibru :



Valoarea concentra\u021biei de ap\u0103 fiind constant\u0103 \u00eentr-o solu\u021bie diluat\u0103, constanta de echilibru devine constanta de aciditate,  $K_a$  denumit\u0103 \u0219i constanta de ionizare:

$$K_a = \frac{[\text{X}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]}$$

\u00c2n cazul acizilor polibazici, fiecare etap\u0103 de ionizare succesiv\u0103 \u00een care se desprinde c\u00e2te un proton \u0219i ionul radicalului acid corespunz\u0103tor, are c\u00e2te o constant\u0103 de ionizare (acidul sulfuric,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  are dou\u0103 constante de ionizare ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  are trei constante de ionizare).

## 7.4. Baze

Conform teoriei disociației electrolitice, *bazele* sunt compuși chimici care au în moleculă ioni de hidroxid, OH<sup>-</sup> (gruparea hidroxil, OH), și care în soluție, disociază astfel:



În molecula hidroxidului, gruparea hidroxil este legată de atomul metalic prin atomul de oxigen: M – O – H, caz în care metalul este monovalent.

#### 7.4.1. Clasificare

a) Funcție de solubilitatea bazelor în apă, se clasifică în:

- baze solubile: hidroxizii metalelor alcaline (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH) denumiți alcalii; hidroxizii metalelor alcalino-pământoase sunt mai puțin solubili în apă ( BeOH)<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.
- baze insolubile: hidroxizii de cupru, fier, aluminiu.

b) Funcție de gradul de disociere în soluție apoasă, deci de concentrația ionilor de hidroxid în soluție, la o concentrație dată, se clasifică în:

- baze tari
- baze slabe

#### 7.4.2. Baze tari și baze slabe

Tăria bazelor este determinată direct de concentrația ionilor de hidroxid în soluție, la o concentrație dată. Bazele tari sunt complet disociate în soluții ( NaOH, KOH), iar bazele slabe sunt caracterizate de constanta de bazicitate:



$$K_b = \frac{[\text{M}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$$

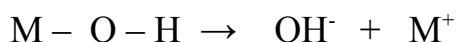
Cu cât electronegativitatea elementului central este mai mică, hidroxidul este o bază mai tare (NaOH), iar o dată cu creșterea acesteia, baza este mai slabă, de exemplu Mg(OH)<sub>2</sub>.

În soluție, bazele se comportă diferit, disocierea moleculelor caracterizând caracterul amfoter:

- punerea în libertate a protonilor determină caracterul de acid al hidroxidului:



- punerea în libertate a ionilor de hidroxid, determină caracterul de bază al hidroxidului:



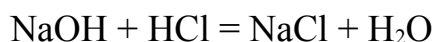
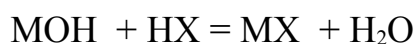
- punerea în libertate atât a ionilor de hidroniu, cât și a ionilor de hidroxid, demonstrează caracterul amfoter al hidroxidului ( ex.:hidroxidul de aluminiu)



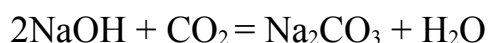
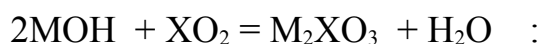
### 7.4.3. Proprietăți generale

Bazele alcaline sunt caracterizate prin:

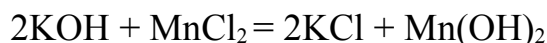
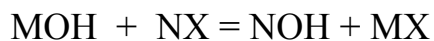
- reacția cu acizii, cu formare de săruri și apă:



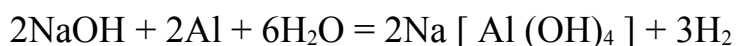
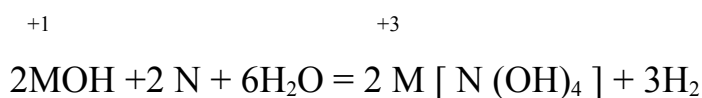
- reacția cu un oxid acid, cu formare de acid și apă:



- reacția cu o sare ( reacție de dublu schimb), cu formare de o altă bază și o altă sare:



- reacția cu un metal, cu formare de sare și degajare de hidrogen



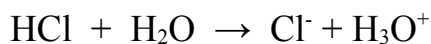
#### 7.4.4. Teoria teoria protolitică

În cadrul *teoriei protolitice*, J.N.Brønsted a considerat „acid, orice substanță care are tendința de a ceda protoni și bază, orice substanță care are tendința de a accepta protoni”.

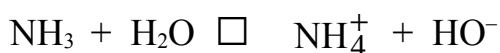
Între un acid și o bază există un transfer de protoni, reacția fiind denumită *reacție protolitică* :



Sistemul se numește acid-bază conjugată, acidul și baza respectivă, fiind conjugate sau corespondente. De exemplu, în soluție apoasă:



acid                                      bază conjugată



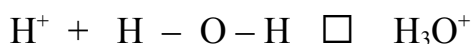
bază                                      acid conjugat

#### 7.4.5. Teoria electronică a acizilor și bazelor

Din punct de vedere electronic G.N. Lewis a definit acidul și baza, ca fiind molecula capabilă să „să accepte o pereche de electroni și respectiv, să furnizeze o pereche de electroni”.

Astfel, baza are rol de donator de electroni și acidul are rol de acceptor, legătura dintre ionii formați fiind o legătură coordinativă.

De exemplu:

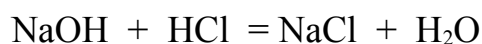


bază                                      acid conjugat

## 7.5. Săruri

Prin reacția dintre un acid și o bază rezultă, pe lângă apă, o substanță denumită *sare*, MX, formată din cationul bazei ( ionul de metal, M)) și anionul acidului ( radicalul acid, X):

De exemplu, reacția:



bază                  acid                  sare

### 7.5.1. Clasificare

Funcție de comportamentul în reacțiile chimice la care participă, sărurile se clasifică în *săruri acide*, *bazice* și *neutre*.

*Sărurile acide* provin din acizi care conțin în molecula lor doi atomi de hidrogen ( acizi bibazici sau biprotonici) și respectiv, trei atomi de hidrogen (acizi tribazici sau triprotonici), prin înlocuirea unui singur atom de hidrogen și respectiv, a doi atomi de hidrogen, și anume.

- *săruri primare sau biacide*

ex.: carbonatul acid de sodiu,  $\text{NaHCO}_3$  care provine de la acidul carbonic,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , sulfatul acid de potasiu,  $\text{KHSO}_4$  care provine de la acidul sulfuric,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

- *săruri secundare sau monoacide:*

ex.: fosfat acid de sodiu,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  care provine de la acidul fosforic,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , arsenat acid de sodiu,  $\text{Na}_2\text{HAsO}_4$  care provine de la acidul arsenic,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

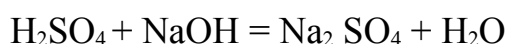
*Sărurile bazice*

Moleculele sărurilor bazice conțin una sau mai multe grupări de hidroxid (OH) de la baza din care provine sarea respectivă. Astfel, există săruri *monobazice* și *săruri bibazice* a căror molecule conțin o grupare OH și

respectiv, două grupări OH; de exemplu:  $\text{BiOH}(\text{NO})_3$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  care provin de la  $\text{Bi}(\text{NO})_3$ .

### *Sărurile neutre*

Prin reacția dintre cantități echivalente de acid și respectiv, bază, rezultă o substanță a cărei moleculă conține ionul metalului din molecula bazei și anionul acidului (radicalul acid), denumită sare.



acid              bază              sare

Sărurile care conțin în moleculă doi cationi de metale diferite, sărurile se numesc săruri duble, ca de exemplu: sulfatul dublu de potasiu și aluminiu.,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ .

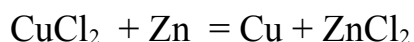
## 7.5.2. Proprietăți generale

Majoritatea sărurilor sunt substanțe solide, majoritatea fiind substanțe cristaline de diferite solubilități. În soluții, sărurile disociază în cationi metalici (M) și anioni (radicali acizi, X):

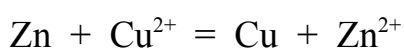


Sărurile au următoarele proprietăți generale:

- reacția cu metale:



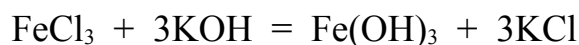
Funcție de potențialele standard ale metalelor, o soluție de sare poate reacționa cu un metal mai activ. Metalele mai active, care se află înaintea hidrogenului în seria activității electrochimice cunoscută ca seria Beketov- Volta (zincul), pot înlocui din săruri, metalele mai puțin active (cuprul):



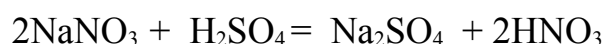
Funcție de potențialele standard ale metalelor, o soluție de sare poate reacționa cu un metal mai activ. Metalele mai active care se află înaintea

hidrogenului în seria activității electrochimice cunoscută ca seria Beketov-Volta, de exemplu zincul, pot înlocui din săruri, metalele mai puțin active, de exemplu, cuprul.

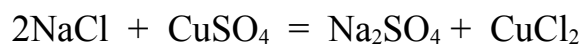
- reacția cu hidroxizi alcalini (reacție de dublu schimb), cu formare de sare și o altă bază:



- reacția cu acizi (reacție de dublu schimb), cu formare de sare și un alt acid:



- reacția cu o altă sare:

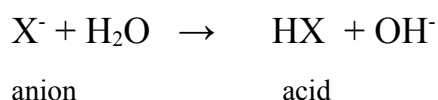


- reacția cu apa (*hidroliza*), cu formare de acid și o bază:

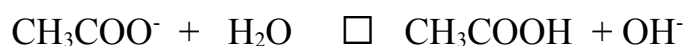
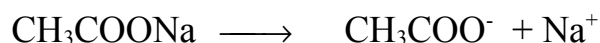


În cazul în care acidul sau baza din care s-a format sarea este electrolit slab, hidroliza are loc astfel:

- hidroliza unei sări care provine dintr-un acid slab și o bază tare:

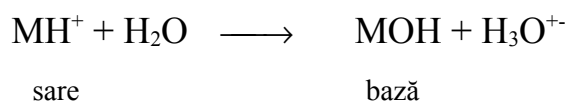


De exemplu, hidroliza acetatului de sodiu (  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ) are loc astfel:

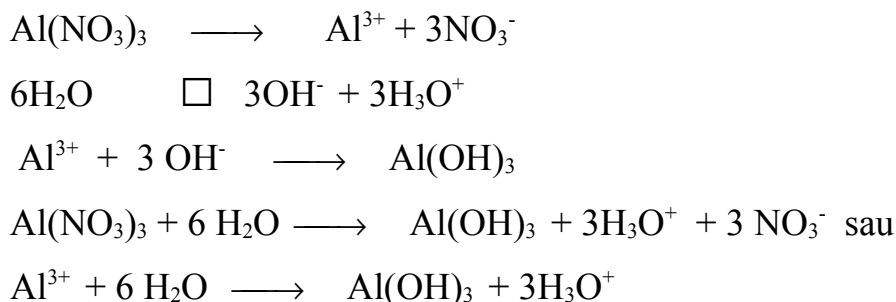


Prin hidroliza sărurilor se formează cantitățile echivalente de acid slab, acid acetic ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) care disociază puțin și hidroxid de sodiu ( $\text{NaOH}$ ) complet disociat în ioni de  $\text{Na}^+$  și  $\text{OH}^-$ . Reacția este bazică, deoarece în soluție se găsesc un număr mare de ioni de hidroxid.

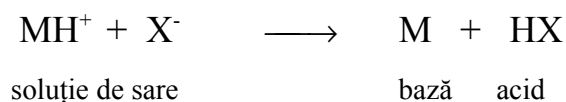
- hidroliza unei sări care provine dintr-un acid tare și o bază slabă:



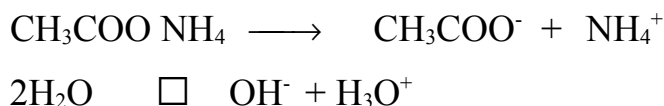
De exemplu, prin hidroliza azotatului de aluminiu,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  se formează cantitățile echivalente de acid azotic,  $\text{HNO}_3$  complet disociat și hidroxidul de aluminiu, un electrolit slab parțial disociat. Deci, reacția este acidă:



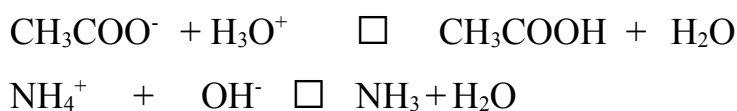
- hidroliza unei sări care provine dintr-un acid slab și o bază slabă



De exemplu, în soluția de acetat de amoniu ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ) există ionii de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  și amoniu,  $\text{NH}_4^+$ , sarea fiind complet disociată și ionii rezultați din ionizarea apei:



În soluție, prin combinarea cationilor  $\text{NH}_4^+$  și  $\text{H}_3\text{O}^+$  se combină cu anionii  $\text{OH}^-$  și respectiv,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , formând hidroxidul de amoniu,  $\text{NH}_4\text{OH}$  și acidul acetic,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :



Atât acidul acetic, cât și hidroxidul de amoniu sunt electroliti slabi., deci slabi disociați. În acest caz, datorită diferențelor foarte mici dintre gradele de disociere ale celor doi electroliti slabi, soluția are un caracter aproape neutru.

Reacția de hidroliză poate fi considerată ca reacția inversă reacției de neutralizare:



sare + apă  $\longrightarrow$  bază + acid

Gradul de hidroliză ( $\gamma$ ) reprezintă raportul dintre cantitatea de substanță hidrolizată și cantitatea totală de sare dizolvată pentru realizarea soluției respective:

$$\gamma = \text{cantitate substanță hidrolizată} / \text{cantitate totală dizolvată}$$

Gradul de hidroliză poate fi exprimat în procente (%) sau fracții.

Gradul de hidroliză este direct proporțional cu diluția soluției și temperatura și invers proporțional cu constanta de disociere a acidului sau bazei. Totodată crește și concentrația ionilor  $\text{H}_3\text{O}^+$  și  $\text{OH}^-$ , ceea ce determină exprimarea gradului de hidroliză astfel:

$$\gamma \approx \sqrt{K_w / K_a c}$$

unde:  $K_w$  este produsul ionic al apei;  $K_a$  este constanta de aciditate a acidului slab, respectiv, al bazei slabe;  $c$  este concentrația soluției.

## 7.6. Apa

Una din cele mai răspândite substanțe din natură este apa, sub forma gazoasă (vapori), lichidă (apele de suprafață, apele freatică, apele subterane, apele minerale) și solidă (zăpadă, grindină).

Din punct de vedere chimic, apa din natură nu este pură, conținând substanțe chimice, în special săruri în cantități mai mici (ape moi) sau mai mari (ape dure). Substanțele minerale greu solubile (ex. carbonații de calciu și magneziu) se îndepărtează prin procesul de dedurizare.

Pentru îndepărtarea substanțelor dizolvate în apă, se procedează la *distilarea apei*, adică aducerea apei în stare de vapori, urmată de condensarea acestora prin instalații de răcire. De asemenea, deionizarea apei se realizează prin îndepărtarea anionilor și cationilor care impurifică apa, utilizând schimbători de ioni.

Apa este indispensabilă vieții organismelor vegetale și animale, activitatea vitală scăzând o dată cu reducerea cantității acesteia.

*Apa potabilă* trebuie să îndeplinească condiția de fi inodoră, incoloră, insipidă, fără impurități anorganice sau organice, fără microorganisme patogene. Conținutul impurităților apei potabile trebuie să se încadreze în limitele prevăzute în normele legale, și anume: reziduu uscat 500-600 mg/L, oxid de calciu 130-150 mg/L, oxid de magneziu 40-50 mg/L, clor 20-30 mg/L, acid sulfuric exprimat în mg SO<sub>3</sub> 70-80 mg/L, oxigen 2-4 mg/L, duritatea în grade 18-20.

### 7.6.1. Structura moleculei de apă

Molecula de apă nu are o structură lineară, conținând un atom de oxigen central și doi atomi de hidrogen care formează între ei un unghi de 104° 30', (formula chimică, H<sub>2</sub>O). La formarea celor două legături covalente O – H participă doi electroni necuplați de doi orbitali p<sub>x</sub> și p<sub>z</sub> ai atomului de oxigen și doi electroni ai celor doi atomi de hidrogen.

Molecula de apă are un moment electric,  $\mu$ , de 1,84. În stare lichidă, moleculele de apă sunt asociate datorită legăturilor de hidrogen.

În stare solidă, conform cercetărilor lui L. Pauling, un atom de oxigen este înconjurat de încă patru atomi de oxigen într-o structură spațială tetraedică, legați prin atomi de hidrogen poziționați între fiecare pereche de atomi de oxigen. Molecula de apă poate forma patru legături de hidrogen, atât în stare solidă, cât și în stare lichidă.

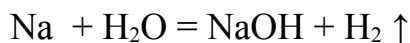
Distanța dintre doi atomi de oxigen legați prin intermediul atomului de hidrogen este de 2,76 Å, iar protonul se află la o distanță de 1,00 Å de un atom de oxigen și la 1,76 Å de celălalt atom de oxigen.

### 7.6.2. Proprietăți generale

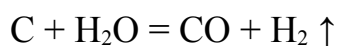
Apa reacționează cu metale, nemetale, oxizi și unii compuși organici ( ex. metanul):

- reacția cu metalele cu punere în libertate a hidrogenului are loc în condiții diferite de temperatură, funcție de potențialul electrochimic al metalelor (seria Beketov- Volta).

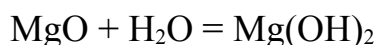
Astfel, sodiu și potasiu reacționează violent cu apa în stare lichidă (reacție puternic exotermă), calciu reacționează mai lent la temperatura obișnuită, magneziu numai prin încălzire, aluminiu nu reacționează nici la fierbere, pe când fierul reacționează numai în condiții speciale de temperaturi înalte.



- reacția cu nemetale, de exemplu carbon are loc în condiții speciale ( la temperaturi înalte) , formând gazul de apă:



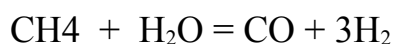
- reacția cu oxizi ai metalelor:



- reacția cu oxizi ai nemetalelor:



- reacția cu metanul, la temperaturi înalte:



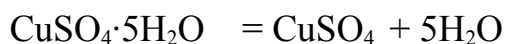
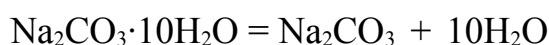
gaz de apă

### 7.6.3. Cristalohidrați

Unele substanțe conțin în cristale , molecule de apă denumită *apă de cristalizare*, de exemplu:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (piatra vânăță),  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (soda cristalizată),  $\text{Ca}(\text{SO}_4) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (gipsul),  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ . Aceste substanțe numite *cristalohidrați*, au proprietăți diferite de substanțele de la care derivă.

După modul în care se leagă molecula de apă de substanța anhidră, există apă cationică ( prin legături coordinative), apa ionică ( prin legături de hidrogen), apa de rețea (nelegată de cationi sau anioni). În cazul rășinilor schimbătoare de ioni, apa se află în golurile rețelelor cristaline fără a le modifica structura.

Cristalohidrații pot pierde apa de cristalizare fie la temperatura camerei, prin eflorescență, precum  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , fie prin fierbere precum  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , transformându-se în substanțele anhidre respective.



Substanțele care absorb vaporii de apă din atmosferă transformându-se în cristalohidrați, se numesc *higroscopice* ( de exemplu  $\text{MgCl}_2$  care devine  $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ).

## **Capitolul VIII**

### **TABELUL PERIODIC**

#### 8.1. Scurt istoric

De-a lungul timpului, pe măsură ce s-au descoperit elementele chimice oamenii de știință au încercat să le clasifice de cele mai multe ori în funcție de comportarea lor în prezența altor elemente sau compuși chimici.

*J. Berzelius* și *A. Lavoisier* au făcut, la sfârșitul secolului al XIX-lea, prima clasificarea a elementelor în metale și nemetale. Această clasificare se păstrează și în zilele noastre.

În istoria descoperirii și clasificării elementelor chimice a rămas important *J. Dobereiner* prin a sa clasificare a elementelor în triade, pe baza proprietăților lor fizico-chimice asemănătoare; triadele conțineau, de exemplu, metale alcaline: Li, Na, K sau halogeni, Cl, Br, I.

Observația care avea să ducă spre clasificarea cunoscută în zilele noastre a fost făcută de *J. Newlands* în anul 1864. Acesta a enunțat regula octavelor: dacă se ordonează elementele în ordinea crescătoare a maselor atomice, la fiecare al optulea element proprietățile sunt asemănătoare.

În același an *L. Meyer* a prezentat pentru prima dată un tabel periodic incomplet. Toate aceste încercări de sistematizare și clasificare a elementelor chimice l-au ajutat pe chimistul rus *Dimitri Mendeleev* să formuleze una dintre cele mai importante legi din istoria chimiei: legea periodicității.

*Mendeleev* a enunțat *legea periodicității* astfel: proprietățile fizice și chimice ale elementelor, care se manifestă în proprietățile substanțelor simple și compuse pe care le alcătuiesc, sunt într-o dependență periodică de masele lor atomice. *Mendeleev* a aranjat cele 63 de element cunoscute pe vremea lui într-un tabel numit Tabelul Periodic.

Tabelul Periodic pe care îl folosim conține informații utile și la îndemâna oricui vrea să studieze și să înțeleagă lumea materială în care trăiește.

## 8.2. Corelația dintre structura învelișului electronic al atomului și poziția elementului chimic în Tabelul Periodic

Tabelul periodic este format din *grupe* (*șiruri verticale*), notate cu cifre arabe de la 1 la 18 și *perioade* (*șiruri orizontale*), notate cu cifre arabe de la 1 la 7. În acest Tabel Periodic elementele sunt aranjate în ordinea creșterii numărului

atomic  $Z$ . Numărul atomic  $Z$  indică poziția unui element în tabelul periodic, el fiind numărul de ordine al elementului. Fiecare element diferă de elementul precedent prin electronul distinctiv.

Poziția unui element în Tabelul Periodic este determinată de configurația sa electronică, iar la rândul ei aceasta determină poziția în Tabelul Periodic. În căsuța fiecărui element din Tabelul Periodic este notată configurația electronică a elementului.

Astfel, numărul perioadei este egal cu numărul de straturi electronice. De exemplu elementul Na se află în perioada a 3-a, are deci un înveliș electronic format din 3 straturi; elementul Br se află în perioada a 4-a are un înveliș alcătuit din 4 straturi.

Numărul grupei este egal cu numărul de electroni de pe ultimul strat, dacă este vorba de elemente din grupele principale. Elementele din grupele secundare au pe ultimul strat un număr de electroni egal cu numărul grupei (grupele 11 și 12) sau diferit de numărul grupei.

În funcție de tipul de orbital în care se găsește electronul distinctiv electronul distinctiv elementele se pot clasifica în grupe sau blocuri:

- toate elementele care au electronul distinctiv în *orbital de tip s* formează blocul elementelor de tip s; acest bloc este format din elemente situate în Tabelul Periodic în grupele principale 1 (IA) și 2 (IIA);

- toate elementele care au electronul distinctiv în *orbital de tip p* formează blocul elementelor de tip p; acest bloc este format din elemente situate în Tabelul Periodic în grupele principale 13(IIIA), 14(IVA), 15(VA), 16(VIA) și 17(VIIA);

- toate elementele care au electronul distinctiv într-un *orbital de tip d*, al penultimului strat alcătuiesc blocul elementelor de tip d; ele se mai numesc și elemente tranziționale;

- elementele la care electronul distinctiv ocupă un *orbital de tip f* al antepenultimului strat alcătuiesc fie blocul lantanidelor (dacă electronul este în

stratul 4 f) fie pe cel al actinidelor, dacă electronul distinctiv este într-un orbital de tip 5 f.

### 8.3. Corelații între poziția elementului în Tabelul Periodic și proprietățile lui fizice și chimice

În funcție de felul în care variază de la un element la altul proprietățile elementelor sunt:

- neperiodice – variază continuu de la un element la altul: numărul atomic și masa atomică.
- periodice – care se repetă la un număr de elemente și sunt funcții periodice de număr atomic  $Z$ . Proprietățile periodice sunt atât fizice cât și chimice.

În Anexele 1 și 2 sunt prezentate valori ale proprietăților periodice chimice și fizice ale elementelor.

#### 8.3.1. Proprietăți periodice fizice

*Proprietățile periodice fizice* sunt: volumul atomic, raza atomică, volumul ionic, raza ionică, energia de ionizare, afinitatea pentru electroni.

##### *Volumul atomic și raza atomică*

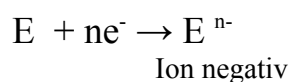
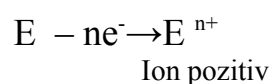
Volumul atomic este direct proporțional cu numărul de straturi ocupate cu electroni în învelișul electronic al atomului. El este invers proporțional cu sarcina nucleară.

Raza atomică variază similar volumului atomic. Pentru elementele din grupele principale, razele și volumele atomice cresc în grupă de sus în jos și scad în perioadă de la grupa 1 la grupa 18, o dată cu creșterea sarcinii nucleare.

Pentru elementele tranziționale volumele atomice sunt mici deoarece au o sarcină nucleară mare ceea ce face ca electronii să fie mai puternic atrași de nucleu și deci volum atomului să scadă.

#### *Volumul ionic și raza ionică*

Elementele își realizează configurația stabilă de dublet sau de octet pe ultimul strat prin cedare sau acceptare de electroni, transformându-se în ioni pozitivi și respectiv negativi.



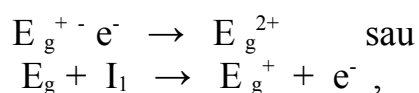
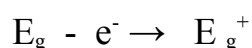
Razele ionilor pozitivi sunt mai mici decât ele atomilor din care provin.

Razele ionilor negativi sunt mai mari decât ale ionilor din care provin.

Razele ionilor cresc în perioade de la grupa 18 la grupa 1 și în grupe de la perioada 1 la perioada a 7-a.

#### *Energia de ionizare*

Energia de ionizare reprezintă cantitatea de energie necesară pentru a smulge un electron dintr-un atom al unui element aflat în stare gazoasă. Atomul se transformă astfel în ion pozitiv. Atomii care au mulți electroni în învelișul electronic au energie de ionizare mică, deoarece stratul exterior este mai îndepărtat de nucleu și energia necesară pentru a smulge un electron este mai mică.



unde  $I_1$  reprezintă energia primară de ionizare; cantitățile de energie necesare pentru cedarea următorilor electroni (de la 2 la n), notate cu  $I_2, \dots, I_n$ , sunt mai mari decât în primele cazuri:



$$I_1 < I_2 < \dots < I_n$$

În perioade energia de ionizare crește de la grupa 1 la grupa 18 o dată cu creșterea numărului atomic. Elementele tranzitionale nu respectă periodicitatea, deoarece aceste elemente își completează orbitali de tip d, situați în interiorul învelișului electronic pentru care se manifestă fenomenul de ecranare. Cele mai mici energii de ionizare le au metalele alcaline situate în colțul din stânga jos a tabelului periodic, iar cele mai mari le au elementele situate în colțul din dreapta sus a tabelului periodic.

#### *Afinitatea pentru electroni*

Pentru a se transforma în ioni negativi unii atomi, care un număr mare de electroni pe ultimul strat atomul acceptă electroni. Prin acceptare de electroni atomii se transformă în ioni negativi. Energia eliberată la captarea unui electron se numește afinitate pentru electron. Cea mai mare afinitate pentru electroni o au hogenii situați în colțul din dreapta sus a Tabelului Periodic.

### 8.3.2. Proprietăți periodice chimice

În funcție de poziția elementelor în tabelul periodic acestea au proprietăți chimice care se repetă periodic. Aceste proprietăți sunt: valența, numărul de oxidare, electronegativitatea, caracterul metalic, caracterul nemetalic, caracterul acido-bazic.

#### *Valența. Numărul de oxidare*

Valența este un număr întreg și caracterizează capacitatea de combinare a unui atom cu un alt atom.

Elementele ai căror atomi au mai puțin de 4 electroni pe ultimul strat au valența egală cu număr de electroni de pe ultimul strat. De exemplu elementele din grupa 1 principală au valența, 1, cele din grupa 2 au valența 2, iar cele din grupa 3 au valența 3.

Elementele ai căror atomi au mai mult de 4 electroni pe ultimul strat au valența egală cu 8 – numărul grupei, exprimat în cifre romane: de exemplu oxigenul este în grupa a VI-a principală (grupa 16) și are valența  $8-6 = 2$ .

Atunci când atomii cedează sau acceptă electroni și se transformă în ioni pozitivi și respectiv negativi ei sunt caracterizați prin electrovalență.

Când atomii pun în comun electroni ei sunt caracterizați prin covalență. Covalența este numărul de electroni pe care un atom îi pune în comun cu un alt atom.

Toate aceste noțiuni de electrovalență și covalență au fost reunite în noțiunea de număr de oxidare sau stare de oxidare. Numărul de oxidare este o măsură a numărului de electroni pe care un atom îi poate ceda, accepta sau pune în comun pentru a se lega cu alți atomi identici sau diferiți.

În tabelul 8 sunt trecute elementele cu mai multe N.O., cel mai des întâlnite în practică.

#### 8.4. Reguli pentru stabilirea numerelor de oxidare

Numerele de oxidare se stabilesc după următoarele reguli:

1. Elementele în stare liberă (atomi sau molecule) au numărul de oxidare zero.

Exemplu:  $\overset{0}{\text{Cu}}, \overset{0}{\text{H}_2}, \overset{0}{\text{O}_2}, \overset{0}{\text{Cl}_2}$

2. În compuşii ionici elementele au numărul de oxidare egal cu numărul de electroni cedați sau acceptați în procesul de formare a ionilor. Exemplu:  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ ,

$\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{F}_2}, \overset{+1}{\text{Na}_2}\overset{-2}{\text{S}}, \overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-1}{\text{Br}_2}$

3. În compuşii covalenți, de regulă, atomului de hidrogen i se atribuie N.O. + 1 și atomului de oxigen N.O. -2; numărul de oxidare al celorlalte elemente se stabilește ținând seama de regula următoare : suma algebrică a numerelor de

oxidare ale tuturor elementelor componente ale compusului covalent este egală

cu zero. Exemplu:  $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3, \overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}, \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}, \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$

4. Într-un ion poliatomic atomului de hidrogen are totdeauna N.O. +1 și cel de oxigen N.O. -2. Suma algebrică a N.O. ale tuturor elementelor componente ale

ionului poliatomic este egală cu sarcina sa. În ionul  $\text{NO}_3^-$  :  $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$  , în ionul  $\text{SO}_4^{2-}$  :

$\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$  , în ionul  $\text{HO}^-$  :  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$

5. Excepții: în peroxizi atomul de oxigen are N.O. -1. Exemplu:  $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$  . În hidruri ale metalelor alcaline și alcalino-pământoase atomul de hidrogen are

N.O. -1. Exemplu :  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$

### *Electronegativitatea*

Capacitatea unui atom făcând parte dintr-o legătură chimică de a atrage electronii spre el se numește electronegativitate.

Noțiunea de electronegativitate a fost introdusă de S.Mulliken care a realizat și o scală a electronegativității cu valori cuprinse între 1 și 4. Elementele situate în grupele 17, 18 perioadele 2 și 3 au electronegativitate mare, iar cele situate în grupele 1 și 2 perioadele 5,6 și 7 au cele mai mici valori ale electronegativității.

## **Capitolul IX**

### **METALE**

#### **9.1. Răspândirea în natură**

Cele mai multe dintre elementele din Tabelul Periodic sunt *metale*. Ele se găsesc în natură sub formă de minerale și foarte puține în stare nativă, adică libere, necombinate.

Metalele care se găsesc în stare nativă sunt de obicei cele prețioase ca argintul, aurul, platina.

Metalele se găsesc în scoarța terestră în diferite forme în funcție de solubilitatea sărurilor metalului și de ușurința cu care metalele reacționează cu apa sau sunt oxidate.

Metalele situate în seria potențialelor electrochimice mult după hidrogen precum aurul, argintul, platina se găsesc în natură în stare elementară. Metalele mai reactive, dar situate tot după hidrogen, se găsesc sub formă de sulfuri: sulfură de cupru, sulfură de plumb. Sulfurile sunt compuși greu solubili și au rezistat acțiunii apei.

Metalele situate imediat înaintea hidrogenului au fost oxidate și se găsesc sub formă de oxizi : oxid de mangan, oxid de aluminiu, oxid de titan. Metalele mai reactive precum calciul și magneziul se găsesc sub formă de săruri: carbonați, sulfați, silicați. Cele mai reactive metale se găsesc în natură sub formă de săruri solubile sau ca aluminosilicați insolubili : albit ( $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ ).

*Mineralul* este un component al rocilor și al minereurilor și s-a format în urma proceselor geologice. Este reprezentat printr-o combinație chimică și mai rar prin elemente native. Minereul este format din unul sau mai multe minerale, din care se pot extrage pe unul sau mai multe metale. Minereul din care se extrage metalul este însoțit adeseori de minerale nemetalifere, care formează ganga sau sterilul.

Procedeele extractive erau cu secole în urmă artisanale. Metode de obținere a metalelor din minereuri au fost cunoscute încă din antichitate. Cu timpul au fost puse bazele metalurgiei, ca știință și tehnologie a metalelor, având ca obiect obținerea, purificare și prelucrarea fizică și chimică a acestora. Treptat metalurgia a devenit o industrie cu procedee specifice și foarte rentabilă.

Problemele de rentabilitate și de ecologizare a industriei metalurgice au dus la găsirea unor soluții practice prin care să se diminueze haldele de steril, să se recicleze și să se recupereze nu numai produși utili ci și produse derivate.

Metalele cele mai frecvent întâlnite în natură sunt aluminiul, fierul, calciul, sodiul și potasiul; cele mai rare sunt manganul, zincul, cuprul, plumbul, argintul, aurul.

În tabelul 9 se prezintă răspândirea unor metale uzuale în litosferă și mineralele ce le conțin.

Tabelul 9. Răspândirea în scoarța Pământului a unor elemente

<b>Element</b>	<b>% în scoarța Pământului</b>	<b>Mineralul în care se găsește elementul</b>
<b>Al</b>	7,5	Aluminosilicați , feldspați, oxizi
<b>Fe</b>	4,7	Oxizi, sulfuri, carbonați
<b>Ca</b>	3,4	Carbonați, sulfați, fluoruri
<b>Na</b>	2,6	Cloruri, silicați, azotați
<b>K</b>	2,4	Cloruri, silicați
<b>Mg</b>	1,9	Carbonați, cloruri, silicați
<b>Cu</b>	0,1	Sulfuri, carbonați
<b>Zn</b>	0,02	Sulfuri, oxizi
<b>Pb</b>	0,002	Sulfuri, sulfați, carbonați

În general metalele din grupa I A (Na, K) se găsesc în natură sub formă de săruri ușor solubile în apă: *halogenuri* (cloruri), *silicați* și *azotați*. Metalele din grupa a II-a A (Mg, Ca) se găsesc în săruri greu solubile în apă, în *carbonați* și *sulfați*.

Aluminiul, metalul cel mai răspândit în scoarța terestră, se găsește în *aluminosilicați* și *feldspați*; el nu se extrage însă din aceste minerale, deoarece au un conținut mare de steril. Aluminiul se obține industrial din bauxită.

## 9.2. Metode de obținere a metalelor

Pentru a obține metale în stare pură trebuie parcurse în general, următoarele etape: concentrarea minereului, extragerea metalului din minereul concentrat, adică reducerea metalului și obținerea lui în starea de oxidare 0, purificarea metalului obținut.

Extragerea metalului este de fapt o prelucrare chimică a materialului obținut după etapa de concentrare. Prelucrarea chimică depinde de natura minereului și a metalului care trebuie extras.

Procedeele cel mai frecvent utilizate pentru obținerea metalelor pot fi clasificate în trei categorii: procedee electrometalurgice, procedee pirometalurgice, procedee hidrometalurgice.

Procedeele electrometalurgice constau în electroliza unor compuși ai metalelor, în stare de topitură sau în soluție apoasă.

**Electroliza** este procesul care se produce la trecerea curentului electric prin soluția unui electrolit sau printr-un electrolit topit. Celula în care are loc electroliza se numește celulă electrolitică. O celulă electrolitică se aseamănă din punct de vedere constructiv cu o celulă electrochimică. Deosebirea constă în faptul că într-o celulă de electroliză se folosește curentul electric pentru a produce o reacție redox. Cu alte cuvinte, în absența curentului electric reacția redox nu este spontană.

### 9.3 Materiale anorganice cu importanță practică

#### 9.3.1. Clasificare. Compoziție

**Aliajele** sunt materiale metalice obținute prin difuzia în stare topită a două sau mai multe metale; uneori aliajele rezultă din metale cu adaosuri de nemetale.

Aliajele pot fi *omogene* sau *eterogene (neoinogene)*; aliajele omogene se mai numesc soluții solide. Ca aliaje omogene se cunosc: aurul cu argintul (aurul dentar), aurul cu argint și cupru (aurul pentru bijuterii), fierul cu nichelul, fierul cu cobaltul etc.

Metalele care se află departe unul de altul în sistemul periodic formează aliaje care conțin două metale cu o compoziție chimică definită (compuși intermetalici); în acești compuși raportul de combinare al metalelor nu corespunde valențelor lor. De exemplu, aurul cu zincul dau aliaje omogene, formate din următorii compuși intermetalici:  $\text{AuZn}$ ,  $\text{Au}_3\text{Zn}_5$ ,  $\text{AuZn}_3$ . Tot astfel de aliaje formează cuprul cu zincul, aluminiul cu magneziul, sodiul cu plumbul.

Exemple de aliaje eterogene sunt: aliajul de lipit (plumb cu staniu), aliajul tipografic (plumb cu staniu și stibiu), aliajul staniului cu zincul etc. Alte aliaje reprezintă compuși între metale și nemetale. Un exemplu îl constituie fonta, un aliaj eterogen, care conține compusul chimic  $\text{Fe}_3\text{C}$ , numit cementită.

### 9.3.2. Obținerea aliajelor

Sunt mai multe procedee industriale de obținere a aliajelor.

- a) Obținerea aliajelor prin topire. Metalele sunt fie topite separat și apoi amestecate, fie se topește întâi un metal și în topitura lui se dizolvă celelalte componente (de ex. feroaliajele).
- b) Obținerea aliajelor din componente. Minereurile complexe care conțin mai multe metale se prelucrează direct și se transformă în aliaje ale metalelor componente (de ex. aliajele de cupru și nichel).
- c) Obținerea aliajelor prin reducere concomitentă. Se supune reducerii un amestec de oxizi metalici care se transformă în metalele respective și se aliază chiar în cuptorul de reducere. Astfel se obține aliajul plumbului cu stibiul.

### 9.3.3. Proprietățile fizice ale aliajelor

Densitatea (greutatea specifică) a aliajelor este de cele mai multe ori intermediară între densitățile metalelor constituente.

Duritatea aliajelor este mai mare decât a metalelor pure care le compun. Astfel, oțelurile (aliaje ale fierului cu carbonul) au duritatea mult mai mare decât a fierului pur. Un adaos de carbon și wolfram dublează duritatea fierului.

Mărirea durității prin aliere este unul din motivele pentru care se elaborează aliajele. Temperatura de topire este mai mică în cazul aliajelor, decât temperaturile de topire ale metalelor respective; proprietatea se folosește în procesele de prelucrare la cald.

Conductibilitatea electrică a aliajului este mai mică decât conductibilitatea componentelor; pe această proprietate se bazează obținerea unor aliaje (constantan, nichelină) cu rezistență electrică mare, folosite în electrotehnică.

Rezistența mecanică a metalelor crește prin aliere: de exemplu, alama, aliaj de cupru și zinc este de aproape două ori mai rezistentă decât cuprul pur și de patru ori mai rezistentă decât zincul. Rezistența la coroziune se mărește dacă metalele se aliază; aliajele sunt rezistente la acțiunea agenților fizici și chimici din atmosferă.

#### 9.3.4. Aliaje cu importanță industrială

*Fonta* este un aliaj al fierului cu carbonul în procent de 1,7-5%C. Există trei categorii de fonte.

- fonta de turnătorie, în care carbonul este conținut sub formă de grafit, are în compoziție siliciu, mangan și procente mici de fosfor și sulf. Este folosită pentru confecționarea de radiatoare, calorifere, plite, ceaune etc;

-fonta de afinare, care conține carbonul sub formă de cementită ( $Fe_3C$ ), are duritatea mai mare și constituie materia primă pentru prepararea oțelurilor.

-feroaliajele conțin procente mai mari de mangan (feromangan), de crom (ferocrom), de molibden (feromolibden), de vanadiu (ferovanadiu). Ele servesc la fabricarea oțelurilor speciale, cu calități superioare.



*Oțelurile* conțin fier și procent mai mic de carbon decât fontele (0,3—2%C);~ de asemenea, elementele siliciu, mangan, sulf și fosfor sunt în procente foarte reduse (urme).

Oțelurile-carbon, aliaje ale fierului cu carbonul, care mai pot conține mangan, siliciu, sulf și fosfor, sunt întrebuințate în construcții mecanice și pentru unele piese metalice.

Oțelurile speciale conțin și alte metale care le îmbunătățesc calitățile: nichel, crom, vanadiu, cobalt, wolfram etc.

Oțelurile cu nichel sunt rezistente la solicitări mecanice și de aceea se utilizează în construcții de mașini.

Oțelurile cu crom au o duritate mare și se folosesc la fabricarea de unelte, bile și roți dințate, piese inoxidabile etc.

Oțelurile rapide, care conțin pe lângă fier și carbon elemente ca: wolfram, crom, vanadiu, cobalt, mangan, siliciu sunt folosite la fabricarea cuțitelor pentru mașini așchietoare și a burghiilor rezistente la viteze mari de tăiere.

*Alamele* sunt aliaje ale cuprului cu zincul; ele se prelucrează la strung, dar nu pot fi turnate. Se folosesc la confecționarea de ventile, piulițe, inele, bucușe etc.

*Bronzurile* sunt constituite din cupru și staniu; se pot turna foarte bine, sunt dure și rezistente. Din ele se confecționează lagăre, armături speciale, table, sârme, statui etc.

Aliajele de lipit sunt aliaje ale plumbului cu staniul.

Aliajele tipografice conțin plumb, stibiu și staniu.

Duraluminiul este un aliaj al aluminiului cu procente mici de cupru, mangan și magneziu; are o mare duritate și se folosește în industria aeronautică și a automobilelor.

*Amalgamele* sunt aliajele mercurului cu diferite metale; se folosesc în tehnica dentară și în procese electrolitice.

### 9.3.5. Aliajele folosite în industria produselor alimentare

Aliajele folosite în industria produselor alimentare trebuie să respecte normele de calitate impuse de standardele europene. Principala destinație a aliajelor în industria alimentară este ambalajul.

Prin ambalaj se desemnează orice obiect, indiferent de materialul din care este confecționat ori de natura acestuia, destinat reținerii, protejării, manipulării, distribuției și prezentării produselor, de la materii prime la produse procesate, de la producător până la utilizator sau consumator.

Obiectul nereturnabil destinat aceluiași scopuri este, deasemenea, considerat ambalaj. Există mai multe tipuri de ambalaje:

*ambalaj primar* - ambalaj de vânzare - ambalaj conceput și realizat pentru a îndeplini funcția de unitate de vânzare, pentru utilizatorul final sau consumator, în punctul de achiziție;

*ambalaj secundar* - ambalaj grupat, supraambalaj conceput pentru a constitui la punctul de achiziție o grupare a unui număr de unități de vânzare, indiferent dacă acesta este vândut ca atare către utilizator sau consumatorul final ori dacă el servește numai ca mijloc de umplere a rafturilor în punctul de vânzare; el poate fi separat de produs fără a afecta caracteristicile produsului;

*ambalaj terțiar* - ambalaj pentru transport - ambalaj conceput pentru a ușura manipularea și transportul unui număr de unități de vânzare sau ambalaje grupate, în scopul prevenirii deteriorării în timpul manipulării ori transportului. Ambalajul pentru transport nu include containerele rutiere, feroviare, navale sau aeriene.

*Ambalajele din metal* sunt confecționate din oțel sau din aluminiu.

Oțelul se utilizează în producerea de recipiente pentru ambalarea unei game largi de produse, cum sunt produsele alimentare, vopselele, etc.

Ambalajele din aluminiu se utilizează pentru realizarea de recipiente pentru alimente și băuturi, folii și laminate.

De exemplu, dozele de bere aflate pe piață sunt fabricate din oțel (greutate medie 30 g) sau din aluminiu (greutate medie 16 g). Deși îndeplinesc aceeași funcție dozele din oțel au greutatea mai mare cu peste 50 %; greutatea mai mare a ambalajului din oțel se datorează greutății specifice mai mari a acestuia ( $7,8 \text{ g/cm}^3$  față de  $2,7 \text{ g/cm}^3$  la aluminiu).

#### 9.4. Proprietăți fizice ale metalelor

Metalele au proprietăți fizice specifice determinate de structura specifică a rețelei metalice.

**Starea de agregare.** În condiții normale de temperatură și presiune metalele sunt solide. Excepție face mercurul care este lichid la temperatura camerei.

**Luciul metalic.** Metalele în stare compactă au luciul, datorită proprietății suprafeței lor de a reflecta lumina incidentă. Când se găsesc în stare fin divizată majoritatea metalelor își pierd luciul, numai magneziului și aluminiului și-l păstrează.

**Opacitatea.** Deoarece radiația luminoasă care vine în contact cu metalul întâlnește electronii mobili din structura specifică a rețelei metalice, ea este fie reflectată, fie absorbită, dar nu poate trece prin metale (nu poate fi transmisă). Din acest motiv, metalele nu sunt transparente nici când se află sub formă de foițe; metalele sunt opace.

**Culoarea.** Majoritatea metalelor sunt colorate în alb-argintiu (de exemplu: Na, K, Ca, Mg, Al, Cr, Hg) sau în cenușiu (de exemplu: Pb, Fe). Cuprul și aurul au culoarea galben-roșcată.

**Densitatea metalelor** variază în limite foarte largi, de la valori subunitare, până la valori de ordinul zecilor de grame/cm<sup>3</sup>. După densitate, metalele se pot împărți în două categorii: metale ușoare (cu densitate mai mică de  $5 \text{ g/cm}^3$ ) și metale grele.

**Temperatura de topire.** Temperatura la care metalele trec din stare solidă în stare lichidă, numită temperatură de topire, variază între limite foarte largi.

**Conductibilitatea electrică.** Datorită existenței electronilor mobili din structura metalelor, acestea au proprietatea de a conduce curentul electric. Dacă se aplică o diferență de potențial oricât de mică la extremitățile unei bucăți de metal (fir sau placă), electronii mobili din rețeaua metalică își ordonează mișcările, deplasându-se în direcția egalizării potențialului.

Metalele cu cea mai bună conductibilitate electrică sunt: Ag, Cu, Au, Al. Conductibilitatea electrică a metalelor este micșorată de neregularitățile care există în structura rețelei metalice, precum și de prezența unor atomi străini conținuți ca impurități în metal.

**Conductibilitatea termică** este proprietatea metalelor de a fi bune conducătoare de căldură. Această proprietate se explică tot prin existența electronilor mobili în rețeaua metalică. Metalele cu Conductibilitatea termică cea mai mare sunt: Ag, Cu, Al.

**Duritatea** este o proprietate mecanică a metalelor, care indică rezistența lor la acțiunea unor forțe exterioare (zgâriere, lovire). Pentru aprecierea durității se folosește scara Mohs care are 10 unități: 1 corespunde durității talcului, iar 10 durității diamantului. Există metale cu duritate foarte mică, sub-unitară (K, Na), altele au duritate mică sau medie (de exemplu: Pb, Ca, Mg, Sn, Ag, Au), iar unele sunt foarte dure (de exemplu: Cr, W).

**Plasticitatea** este o proprietate mecanică a metalelor, care le permite să sufere deformări permanente sub acțiunea unor forțe exterioare, fără să se rupă rețeaua metalică. Pe baza plasticității, unele metale pot fi trase în fire (proprietate numită *ductilitate*) sau în foi (*malleabilitate*).

Operația prin care metalele (de exemplu: Ag, Cu, Al) se trag în fire poartă numele de filare (de exemplu, dintr-un gram de Ag se poate trage un fir atât de subțire, încât lungimea lui i-ar permite să înconjoare Globul pământesc la ecuator).

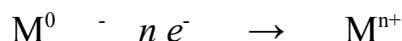
Operația de tragere în foi a unor metale (de exemplu: Au, Cu, Zn) se numește laminare. Deoarece plasticitatea crește cu temperatura, metalele se încălzesc pentru a fi prelucrate mecanic.

***Insolubilitatea în dizolvanți comuni.*** Metalele se dizolvă numai în alte metale, cu formare de aliaje. De cele mai multe ori, metalele sunt folosite în industrie sub formă de aliaje, care au calități superioare metalelor pure componente.

## 9.5. Proprietățile chimice ale metalelor

Metalele sunt caracterizate prin tendința de a ceda electroni din straturile electronice exterioare, transformandu-se în ioni pozitivi.

Reprezentarea schematică a oxidării unui metal (M) prin cedare a unui număr de  $n e^-$  este:



Datorită tendinței de a ceda electroni, în majoritatea reacțiilor chimice, metalele acționează ca reducători.

Funcție de potențialele de oxidare, metalele sunt așezate în ordinea descrescătoare a potențialelor normale, primul fiind potasiul, metatul cel mai activ - cel mai puternic pozitiv.

### *Potențial normal. Seria potențialelor electrochimice*

Pe baza proprietăților chimice ale metalelor a fost realizată *seria de activitate a metalelor, seria activității electrodinamice sau seria Beketov-Volta*. Primul element (K) din această serie este cel mai activ metal, cel mai electropozitiv, care se oxidă cel mai ușor, iar la sfârșitul seriei se află metalele prețioase: Ag, Pt, Au.

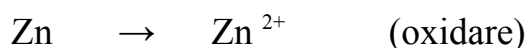
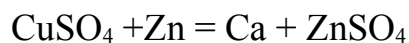
K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Bi, Sb, Hg, Ag, Pt, Au

Pe baza poziției metalelor în seria potențialelor electrochimice, determinată de configurația electronică a acestora se pot prevedea reacțiile chimice ale metalelor și ale compușilor lor.

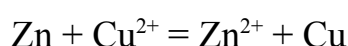
În general metalele situate la stânga hidrogenului în seria potențialelor electrochimice, numite și metale comune, se oxidează ușor, reacționează cu nemetale, apă, acizi și compuși ai unor metale mai puțin active. Metalele situate după hidrogen, numite metale nobile, se caracterizează printr-o activitate chimică redusă, se oxidează greu.

Acțiunea energiei electrice asupra soluțiilor sau topiturilor de electroliți, duce la transformări chimice și invers, energia chimică se transformă în energie electrică.

De exemplu, dacă se consideră un sistem format dintr-o lamă de metal în soluție de  $\text{CaSO}_4$ , au loc următoarele transformări:



Deci, reacția are loc astfel:



Așadar au loc concomitent oxidarea atomilor de Zn și reducerea ionilor de  $\text{Cu}^{2+}$ , cu transfer de electroni de la Zn la Cu, ceea ce duce la o diferență de potențial măsurabilă.

Întrucât metalele au o tendință diferită, mai mare sau mai mică de a elibera ioni în soluție, s-a determinat valoarea potențialelor chimice la concentrații egale ale soluțiilor ionilor lor.

Se consideră o pilă electrică (elementul galvanic al lui Daniell), notată:



unde,

- | - reprezintă limita de faza metal – soluție
- || - reprezintă peretele poros

La electrodul negativ (anodul) există exces de electroni, are loc oxidarea, adică cedarea de electroni, iar la electrodul pozitiv (catodul) are loc reducerea – acceptarea de electroni..

Diferența de potențial între electrodul metalic și soluția care conține metalul sub formă de ioni se numește *potențial de electrod al metalului*, care este o măsură a activității chimice.

*Electrodul normal (standard) de hidrogen* este considerat electrod de referință (valoare 0), fiind constituit ca electrod de Pt în hidrogen la presiunea de 1 atm, în soluții de  $H_2SO_4$  2N.

*Activitatea chimică a metalelor* este caracterizată prin diferența de potențial dintre un electrod al metalului respectiv în soluția unui electrolit al său care susține un ion-gram metal/L și electrodul standard de hidrogen denumită *potențialul standard de electrod al metalului*.

Semnul potențialului standard de electrod este stabilit convențional, neavând legătură cu sarcina electrică a electrodului. Potențialul notat cu semnul (+) reprezintă potențialul unui electrod al metalului care se oxidează la cuplarea cu un electrod de hidrogen standard. Valorile potențiale standard, la temperatura de 25°C, exprimate în volți, raportate la valoarea 0 a potențialului electrodului standard la hidrogen, sunt următoarele:

Tabelul 10. Potentiale standard (la 25<sup>0</sup> C)

Potentiale standard (la 25 <sup>0</sup> C)	Valoare
K/K <sup>+</sup>	2,93
Ca/Ca <sup>2+</sup>	2,8
Na/Na <sup>+</sup>	2,71
Mg/Mg <sup>2+</sup>	2,34
Al/Al <sup>3+</sup>	1,67
Mn/Mn <sup>2+</sup>	1,1
Zn/Zn <sup>2+</sup>	0,76
Fe/Fe <sup>2+</sup>	0,44
Cd/Cd <sup>2+</sup>	0,41
Ni/Ni <sup>2+</sup>	0,28
Sn/Sn <sup>2+</sup>	0,14
Pb/Pb <sup>2+</sup>	0,13
H <sub>2</sub> /H <sup>+</sup>	0
Cu/Cu <sup>2+</sup>	-0,34
Hg/Hg <sup>2+</sup>	-0,79
Ag/Ag <sup>+</sup>	-0,8
Pt/Pt <sup>2+</sup>	-1,2
Au/Au <sup>3+</sup>	-1,3

În funcție de poziția în seria potențialelor redox standard metalele pot reacționa sau nu cu elemente situate după ele sau le pot deplasa pe acestea din compuşii lor:

*Metalele reacționează ușor cu nemetalele:* halogeni, oxigen, sulf, azot, fosfor și carbon formând compuşii corespunzători.

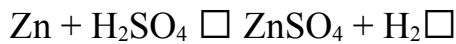


Metalele cu E<sup>0</sup> cele mai negative pot reacționa cu hidrogenul formând hidruri.

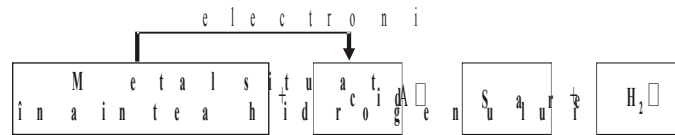
*Caracterul reducător al metalelor în reacția cu acizii se manifestă diferit în funcție de poziția metalului în seria potențialelor electrochimice. Astfel:*



– metalele situate înaintea hidrogenului reacționează cu acizii cu degajare de H<sub>2</sub>

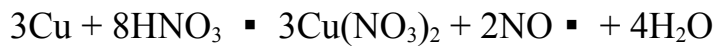


În general

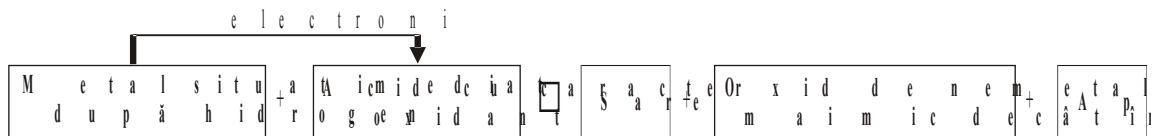


– metalele situate după hidrogen, dar aproape de el, reacționează numai cu acizii cu caracter oxidant (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrat). În această reacție nu se degajă hidrogen deoarece reacțiile redox au loc între metal și nemetalul din acid.

De exemplu, reacția dintre cupru și acid azotic:



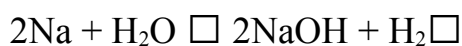
În general



– metalele situate după hidrogen, la capătul seriei, nu reacționează nici cu acizii cu caracter oxidant; ele se numesc metale inerte, sau nobile; de exemplu : Au, Pt, Pd. Aceste metale reacționează numai în amestecuri de acizi, de exemplu : apă regală (HCl : HNO<sub>3</sub> = 3 : 1)

*Caracterul reducător al metalelor în reacția cu apa* se manifestă diferit în funcție de poziția metalului în seria potențialelor electrochimice. Astfel:

– metalele cu valori ale E<sup>o</sup> cele mai negative reacționează violent cu apa la temperatura camerei



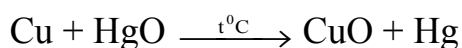
– metale cu valori ale E<sup>o</sup> negative, dar apropiate de zero reacționează cu apa la temperatură



– metalele cu valori ale E<sup>o</sup> pozitive nu deplasează hidrogenul din apă.

*Caracterul reducător al metalelor este pus în evidență și în reacții cu compuși ai altor metale.*

*Orice metal poate reduce ionii tuturor metalelor situate după el în seria activităților electrochimice și poate fi la rândul său redus din compușii să de metalele care îl precedă în seria potențialelor electrochimice:*

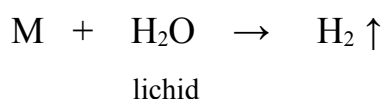


Metalelor le sunt caracteristice următoarele reacțiile chimice:

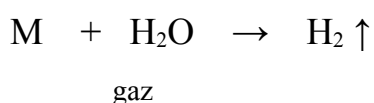
- reacția cu hidrogenul:

Metalele poziționate înaintea hidrogenului, pot intra în combinații, cu atât mai energic cu cât se află se află la începutul seriei *Beketov-Volta*:

în cazul metalelor Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Al:



în cazul metalelor începând cu K până la Fe, inclusiv:

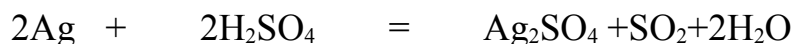
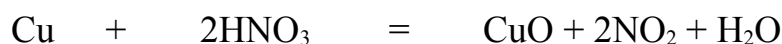


în cazul metalelor începând cu K până la Pb, inclusiv:



- reacția față de oxigen : începând cu potasiul și până la mercur, inclusiv, metale pot reacționa cu oxigenul , cu formare de oxizi acizi, bazici sau amfoteri;

- reacția față de acizi: metalele situate la începutul seriei până la H reacționează cu acizii diluați, cu eliberare de hidrogen, iar cele după H, Cu, Bi, Sb, Hg și Ag reacționează numai cu acizi oxidanți (  $\text{HNO}_3$  și  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ) cu formare de apă:



Metalele prețioase, platina și aurul, situați la sfârșitul seriei Beketov-Volta, nu sunt atacați de nici un acid;

- reacția cu halogenii: metalele se combină direct, formând halogenuri:



Metalele puternic active (Na,Cl), reacționează violent cu clorul, bromul, pe când Pt și Au pot forma cloruri numai prin reacția cu apa regală (raportul  $\text{HNO}_3 : \text{HCl}$  este de 1:3)

- reacția cu sulful: toate metalele cu excepția Au, formează sulfuri: metalele alcaline se combine energic prin încălzire, pe când platina reacționează numai în stare de pulbere.

În majoritatea cazurilor, metalele sunt utilizate în laboratoare și în industrie sub formă de săruri solide sau dizolvate în apă. În soluții, sărurile metalice disociază în anioni și cationi (ionii pozitivi ai metalelor).

## **Capitolul X**

### **NEMETALE**

#### **10.1. Generalități**

Nemetalele sunt situate în tabelul periodic în partea stângă a acestuia, în grupele IV-VII.

După structura electronică, primele două elemente, hidrogenul și heliul, sunt de tip s, respectiv  $1s^1$  și  $1s^2$ , restul elementelor nemetalice și semi-metalice fiind de tip p, cu electronul distinctiv situat într-un orbital  $np^x$ , unde  $n = 2-6$ , iar  $x = 1-6$  electroni.

Cu toate că membrii unei grupe conțin același număr de electroni în ultimul strat electronic, în trecere de la primul element al fiecărei grupe la următoarele, se constată o modificare în structura penultimului strat ns sau nsp și anume de la doi electroni, în cazul elementelor din perioada II, la 8 electroni, în cazul celor din perioadele III și IV, și 18 electroni, pentru cele din perioadele V și VI. Drept urmare, efectul de ecranare, datorat învelișurilor electronice interioare, este diferit de la un element la altul, crescând în grupă de sus în jos și prin aceasta slăbind atracția electronilor exteriori de către nucleu. Așa se explică motivul pentru care, elementele din perioada II: bor, carbon, azot, oxigen și fluor, se deosebesc mult de omologii lor din grupă, ocupând o poziție specială. Dispunând numai de un înveliș interior  $1s^2$  cu un efect de ecranare foarte scăzut, electronii exteriori p sînt strîns legați de nucleu. În acest sens se remarcă fluorul, care mi poate forma decît combinații în stare de oxidare 1 — și oxigenul care nu prezintă decît o singură stare de oxidare 2— față de toate elementele. Totodată, elementele din perioada II se distanțează de omologii lor și prin faptul că nu dispun în structura lor de orbitali d. De aceea, în compuși cum sînt oxoacizii, numărul maxim de coordinare este 3, iar legăturile sînt de tip a și 7t (pp). De exemplu, azotul deși aparent penta-covalent în acid azotic, în realitate nu poate exista decît cel mult în stare de oxidare (III).

Stările maxime de oxidare pozitive ale elementelor de tip p în combinațiile cu elemente mai electronegative ca ele, fiind egale cu numărul grapei din care fac parte și ionii pozitivi rezultați prin pierdere de electroni, ajung la structura gazului rar dinainte.

În combinații cu elemente mai electropozitive ca ele, stările de oxidare sînt negative și egale cu  $8-n$ , unde  $n$  este numărul grupei, ionii negativi rezultați prin acceptare de electroni posedînd structura gazului rar următor.

Datorită acestor structuri, precum și a existenței unei perechi de electroni  $s^2$ , denumită „pereche de electroni inerți”, situați într-un orbital de nelegătură al ultimului înveliș electronic, mai puternic atrași de nucleu, se observă o variație mai puțin regulată a proprietăților fizice și chimice în grupe și perioade decît ar fi de așteptat. Efectul atribuit acestor electroni inerți crește cu numărul atomic și este mai puternic la elementele din grupele IVA — VIIA, deci la elementele grele.

Desigur că la evaluarea globală a proprietăților care caracterizează elementele  $p$ , trebuie avuți în vedere și alți factori, cum ar fi cei legați de dimensiunile atomice și ionice, de prezența efectului de contracție  $d$  sau  $f$ , de structura cristalină etc. Elementele chimice electronegative practic lipsite de eonăuctibilitate termică și electrică se numesc nemetale. În mediul ambiant, ele apar sub formă de gaze, lichide sau solide, fiind situate în sistemul periodic în partea dreaptă și de sus a grupelor principale, cuprinzînd : hidrogenul, gazele rare, haîogenii, oxigenul, sulful, azotul, fosforul și carbonul. Nemetalele, în afară de gazele rare, se combină cu hidrogenul rezultînd combinații volatile, iar cu oxigenul, oxizi acizi. Structural, gazele rare sînt monoatomice, iar celelalte nemetale gazoase ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$  și  $Cl_2$ ) în condiții normale, au moleculele diatomice, diamagnetice, cu excepția  $O_2$  paramagnetic, proprietate rar întîlnită la elementele din grupele principale și la compușii lor. Totodată, oxigenul este și singurul element în stare gazoasă la temperatura obișnuită, căruia îi corespund două forme alotropice: oxigenul propriu-zis și ozonul. Singurul nemetal lichid în condiții normale este bromul, de asemenea diatomic. Restul nemetalelor, substanțe solide ( $C$ ,  $P$  și  $S$ ) posedă o mare varietate de structuri, radical diferite unele de altele, chiar și de vecinii din sistemul periodic, alotropici fiind o caracteristică a lor. Elementele chimice  $B$ ,  $Si$ ,  $Ge$ ,  $As$ ,  $Sb$ ,  $Se$  și  $Te$ , care, prin

proprietățile și comportarea lor generală ocupă o poziție intermediară între nemetale și metale, se numesc semimetale. Deși, după aspect, adesea caracterizat prin luciul metalic, se apropie de metale, după structura cristalină, se aseamănă mai mult cu nemetalele. Toate elementele semimetalice sînt substanțe cristaline, dominate de asemenea de fenomenul de alotropie, cu o chimie structurală foarte dificilă și greu de sistematizat și tendință accentuată la cele cu electronegativități apropiate de a carbonului, de a forma polimeri (macromolecule).

Principalele caracteristici ale nemetalelor și semimetalelor sunt: alotropia, tendința de a forma combinații covalente, în unele cazuri polimerizate, iar unii compuși lichizi cu constantă dielectrică mare ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{SO}_2$  și alții) au capacitatea de a se comporta ca solvenți neapoși.

De aceea, în caracterizarea elementelor nemetalice și semimetalice, s-a apreciat că ar fi cel mai potrivit să se urmărească variația proprietăților fizice și chimice pe grupe, iar în cazul oxigenului și azotului, prezentarea se va face separat de omologii lor, de care se distanțează apreciabil prin structura și poziția în grupă.

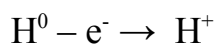
## 10.2. Hidrogenul

Hidrogenul este primul element din grupă, dar are caracteristici asemănătoare elementelor din grupa VIIA.

Configurația electronică a atomului de hidrogen este  $1s^1$ .

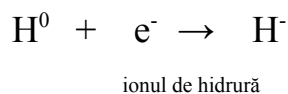
Atomul de hidrogen are tendința atât de a ceda, cât și de a accepta un electron :

- cedarea electronului duce la transformarea în ion pozitiv (proton,  $\text{H}^+$ ) :



Hidrogenul este legat covalent de carbon, azot, oxigen, sulf, halogeni ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ , etc.)

- acceptarea de electron pentru a realiza configurația electronică stabilă ( $1s^2$ ) a gazului rar care încheie perioada 1, heliul, He:



Hidrurile se clasifică în următoarele categorii:

- hidruri ionice ale metalelor ( notate M) din grupele IA și IIA, cu formulele generale MH și respectiv,  $\text{MH}_2$ ; moleculele lor sunt legate prin punți de hidrogen (hidruri polimere);
- hidruri volatile ale elementelor din grupele IVA, VA, VIA, VIIA , cu care hidrogenul formează legături covalente;
- hidruri interstițiale formate cu metalele grele din grupele secundare, cu compoziție stoechiometrică.

În atmosferă, hidrogenul se găsește sub formă de urme (în procent de  $10^{-4}$  %). Fiind component al apei și al compușilor organici, hidrogenul este prezent în organismele vii.

### 10.2.1. Proprietăți fizice

Hidrogenul este un gaz inodor, incolor și insipid, mai ușor decât aerul, având o mare conductibilitate termică și electrică.

Hidrogenul are trei izotopi:

- hidrogenul ușor sau protiu, H, cu nucleul  $\text{H}^+$  (protoniul) cu
  - hidrogenul greu  ${}^2_1\text{H}$  sau deuteriu,  ${}^2_1\text{D}$ , cu nucleu  $\text{D}^+$  (deuteronul)
- izotopul  ${}^3_1\text{H}$ , numit tritiu,  ${}^3_1\text{T}$ .

Caracteristicile fizice ale hidrogenului sunt prezentate în tabelul 11:

Tabelul 11. Caracteristicile fizice ale hidrogenului

Masa atomică	1,008
Densitatea in raport cu aerul, g/cm <sup>3</sup>	0,069

Punctul de		
lichefiere	°C	-252,8
Punctul de topire,		
°C		-257,3
Conductibilitatea	termica	0,00041
(0°C)	$\lambda$	2
cal/cm s grd		
Solubilitatea in apa (18°C)		0,0185
vol/1 vol. apa		
Caldura de formare a moleculei de		
H <sub>2</sub>		102,72
din atomi (0°K);kcal/mol		
H <sub>2</sub>		
Distanta intre nuclee H-H;	Å	0,75
Momentul		
electric		0
Potentialul de ionizare	eV	13,595
Afinitatea	pentru	
electron,eV		0,715
Electronegativitatea		
(Pauling)		2,1

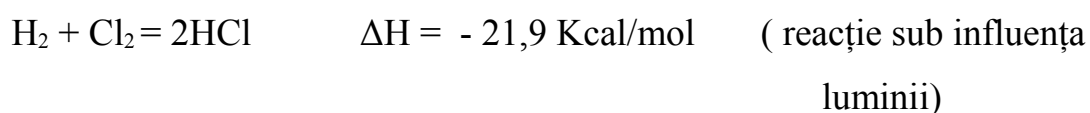
### 10.2.2. Proprietăți chimice

La temperatura obișnuită, hidrogenul este puțin reactiv, dar poate reacționa cu elemente sau alți compuși chimici în anumite condiții:

- reacția cu oxigenul ( reacție exotermă), are loc în flacără sau scânteie electrică, cu formare a unui amestec numit gaz detonant (H<sub>2</sub>:O<sub>2</sub> de 2:1)



- reacția cu halogenii, din care rezultă acizi halogenați:



- reacția cu sulful





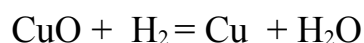
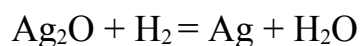
- cu azotul în condiții de presiune, temperatură ( 500 °C), în prezența unui catalizator



- reacția cu metale alcaline, cu formare de hidruri , de exemplu:



- reacția de reducere a oxizilor până la metal, în condiții deosebite de temperatură și presiune . Oxizi metalelor aflate în apropierea hidrogenului în seria Beketov-Volta, sunt reduși la metal (fier, cobalt, nichel, staniu, plumb, stibiu, cupru):



### 10.3. GRUPA A VII-A

Grupa a VII-a a Tabelului Periodic se numește grupa halogenilor, datorită proprietății elementelor componente de a forma săruri (halogen = generator de sare). În această grupă sînt situate elementele cu o comportare foarte asemănătoare, și anume: fluorul F, clorul Cl, bromul Br, iodul I și astatinul At. Ultimul element emite în mod spontan și continuu radiații, este deci radioactiv.

Din aceste ultime exemple se deduc următoarele:

- halogenii au molecule diatomice;
- în moleculă, atomii de halogen sînt legați prin legături covalente nepolare;
- acizii halogenați prezintă legătură covalentă polară;
- în acizii halogenați, halogenii sînt monocovalenți;
- valența lor față de hidrogen este dată de diferența dintre opt și numărul grupei:  $8 - 7 = 1$ .

#### 10.3.1. Proprietăți fizice

Cu excepția fluorului, ceilalți halogeni pot avea și covalente superioare (tri-, penta- și heptacovalență).

În grupă variază și o serie de proprietăți fizice ale halogenilor după cum se poate observa în tabelul 12.

Tabelul 12. Proprietăți fizice ale halogenilor

Halogenul	Starea de agregare	Culoarea	Temperatura de topire în °C	Solubilitatea în apă
Fluor	Gaz	Slab-verzui	—223	—
Clor	Gaz	Galben-verzui	—102	0,09 mol/l
Brom	Lichid*	Brun Cenușiu	—7,3	0,210 mol/l
Iod	Solid	cu aspect metalic	+ 114	0,001 mol/l

\* Bromul este singurul nemetal lichid.

### 10.3.1. Proprietăți chimice

*Halogenii* sînt elemente cu *caracter nemetalic pronunțat*, puternic *electro-negativ* și foarte *reactive*, proprietăți care în grupă descresc în ordinea:  $F > Cl > Br > I$ . Fluorul este cel mai reactiv dintre toate elementele cunoscute. Halogenii reacționează direct cu majoritatea nemetalelor (S, P, As, Sb, C (cărbune de lemn), Si și B), cu dezvoltare de căldură și lumină, mai ales fluorul și clorul destul de energetic, bromul trecînd în halogenuri covalente. Nu reacționează direct cu oxigenul, azotul și carbonul, în schimb fluorul este singurul halogen care

se combină direct cu carbonul cu formare de  $CF_4$  gaz stabil. Cu hidrogenul, toți halogenii se combină direct formînd hidruri (HX), gaze incolore, pe baza unor reacții exoterme, cu excepția HI endoterm. De remarcă faptul că fluorul se combină direct cu hidrogenul chiar la rece și întuneric, reacția fiind violentă, iar flacăra fluor-hidrogen, atinge temperaturi de 4000—5000°O. Și clorul se

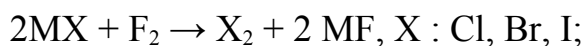
combină direct și energetic cu hidrogenul la temperatura obișnuită și în prezența luminii, bromul numai la 150°C în prezență de catalizatori sau sub acțiunea descărcărilor electrice, iar iodul se combină cel mai greu, la încălzire peste 200°C. Principalele combinații ale halogenilor sunt prezentate în tabelul 13.

Tabelul 13. Principalele combinații ale halogenilor

Elementul	F	Cl	Br	I
H	HF	HCl	HBr	HI
B	BF <sub>3</sub>	BCl <sub>3</sub>	BBr <sub>3</sub>	BI <sub>3</sub>
C	CF <sub>4</sub>	—	—	—
Si	SiF <sub>4</sub>	SiCl <sub>4</sub>	SiBr <sub>4</sub>	SI <sub>4</sub>
N	—	—	—	—
P	PF <sub>3</sub> ; PF <sub>5</sub>	PCl <sub>3</sub> ; PCl <sub>5</sub>	PBr <sub>3</sub> ; PBr <sub>5</sub>	Pis; Pis
As	AsF <sub>3</sub> ; AsF <sub>5</sub>	AsCl <sub>3</sub> ; AsCl <sub>5</sub>	AsBr <sub>3</sub> ; AsBr <sub>6</sub>	Ași, ; AsI <sub>5</sub>
Sb	SbF <sub>3</sub> ; SbF <sub>5</sub>	SbCl <sub>3</sub> ; SbCl <sub>5</sub>	SbBr <sub>3</sub> ; SbBr <sub>5</sub>	SbI <sub>3</sub> ; SbI <sub>5</sub>
O	—	—	—	—
S	SF <sub>6</sub> ; S <sub>2</sub> F <sub>10</sub>	SCl <sub>2</sub>	S <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	—
Se	SeF <sub>4</sub> ; SeF <sub>6</sub>	SeCl <sub>2</sub> ; SeCl <sub>4</sub>	Se <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> ; "SeBr <sub>4</sub>	—
Te	TeF <sub>4</sub> ; TeF <sub>6</sub>	TeCl <sub>2</sub> ; TeCl <sub>4</sub>	TeBr <sub>2</sub> ; TeBr <sub>4</sub>	Tel <sub>2</sub> ; Tel <sub>4</sub>

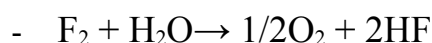
Halogenii sunt oxidanți puternici și reacționează cu un număr mare de compuși ai diferitelor elemente.

Ei se înlocuiesc în ordinea fluor, clor, brom și iod din halogenurile ionice:



Reacționează diferit cu apa:

- fluorul o descompune cu degajare de oxigen:



- clorul și bromul formează apa de clor (amestec de HCl și HClO) și respectiv apa de brom (amestec de HBr și HBrO), ambele oxidanți puternici:

- $X_2 + H_2O \rightarrow HX + HXO$ , X : Cl,
- iodul reacționează cu apa numai în mediu alcalin.

## 10.4. GRUPA A VI-A

Grupa a VI-a a Tabelului Periodic se numește *grupa oxigenului*, după denumirea primului element al grupei. În această grupă sînt situate următoarele elemente: oxigen O, sulf S, seleniu Se, telur Te și poloniu Po, element radioactiv.

În grupă raza atomică crește de la oxigen spre telur; atomii tuturor elementelor din grupa a VI-a principală au 6 electroni pe stratul exterior. Existența a 6 electroni pe ultimul strat explică caracterul electronegativ, și tendința de ionizare a acestor elemente. Creșterea razei atomice determină descreșterea caracterului electronegativ de la oxigen la telur care este metal.

### 10.4.1. Proprietăți fizice

Oxigenul este singurul element din această grupă care se află în stare gazoasă la temperatura camerei.

Proprietățile fizice ale elementelor din grupa a VI-a sunt prezentate în tabelul 14.

Tabelul nr. 14 Proprietățile fizice ale elementelor din grupa a VI-a

Elementul	Starea de agregate'	Culoarea	Temperatura de topire
Oxigen	Gaz	Incolor	- —218,9°C
Sulf	Solid	Galben	+ 118,0°C
Seleniu	Solid	Roșu-brun	+ 220,2°C
Telur	Solid	Alb-argintiu, luciu metalic	+ 452,0°C

## 10.4.2. Proprietăți chimice

Oxigenul este un element puternic electronegativ. El se combină ușor cu majoritatea elementelor pentru a forma oxizi. Excepție fac gazele rare și metalele nobile.

Oxigenul are șase electroni în stratul de valență și funcționează cu valențe variate în diferiți compuși. Numărul său de oxidare cel mai frecvent este  $-2$ . (L. P a n l i n g, R. E. W o o d și J. H. Sturdivant — 1946). În apa oxigenată numărul de oxidare este  $-1$ , în  $\text{HO}_2$  sau derivații săi ca  $\text{KO}_2$  este  $-1/2$ , iar în  $\text{F}_2\text{O}$  este  $+2$ .

După fluor, oxigenul este cel mai electronegativ element. El se combină ușor cu majoritatea elementelor pentru a forma oxizi.

Având în vedere prezența sa în aer în proporție de 20% se poate deduce importanța pe care o are. Proprietatea esențială a oxigenului este de a oxida substanțele cu care reacționează. Oxigenul se combină direct sau indirect cu toate elementele. Pac excepție gazele nobile. Indirect se combină cu clorul, bromul, azotul și metalele prețioase (aurul, platina etc.) și de aceea oxizii acestor elemente se obțin pe cale indirectă.

Oxidările pot fi vii sau lente, după cum căldura degajată este inferioară sau superioară căldurii pierdute prin radiație, conductibilitate etc. Dacă oxidarea are loc într-o incintă care nu este izolată termic, arderea este lentă, nu se observă degajare de căldură.

Ruginirea fierului în aer umed, combustia lentă a fosforului, oxidarea lentă a cărbunilor, oxidarea piritei în sulfat de fier (II), oxidările din organismul animal care gînt sursa căldurii animale sînt exemple de arderi lente. Putrezirea lemnului, oțetirea vinului, respirația ființelor vii sînt alte exemple de arderi lente.

Spre deosebire de oxigen, sulfurul, seleniul și telurul sunt mai puțin reactive la temperatura camerei, dar prin încălzire se combină cu majoritatea elementelor. Caracterul chimic se modifică de la sulf la telur o dată cu scăderea electronegativității și creșterea caracterului metalic.

Toate elementele grupei a VI-a reacționează cu hidrogenul cu formare de  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$  și  $H_2Te$ .

Reacționează cu halogenii cu formare de halogenuri.

Afinitatea pentru nemetale scade de la sulf la telur. Sulfurul și seleniul se combină cu fosforul și arsenul, dar telurul nu.

Nu reacționează cu azotul.

La temperaturi ridicate sulfurul, seleniul și telurul se combină cu metalele formând sulfuri, selenuri și telururi. De exemplu:  $Na_2S$ , sulfura de sodiu,  $Cu_2S$ , sulfură de cupru,  $SnS$ , sulfură de staniu.

## 10.5. GRUPA A V-A

Grupa a V-a din sistemul periodic se numește și grupa azotului, după denumirea primului element.

În această grupă sînt situate următoarele elemente: azot (nitrogen) N, fosfor P, arsen As, antimoniu (stibiu) Sb și bismut Bi.

Raza atomică crește de la azot la bismut și că atomii tuturor elementelor din grupa a V-a principală au pe stratul exterior 5 electroni.

Ca urmare a creșterii razei atomice, caracterul electronegativ al elementelor scade de la azot la bismut. În același timp existența a 5 electroni pe ultimul strat explică tendința redusă de ionizare a acestor elemente și caracterul electronegativ mai slab decît al elementelor din grupa a VI-a. Astfel, elementele grupei a V-a formează foarte puțini compuși ionici, iar ionii  $N^{3-}$  și  $As^{3-}$  nu există decît în stare solidă.

-

Pentru completarea stratului electronic exterior, atomii elementelor grupei a V-a tind să formeze legături covalente.

### 10.5.1. Proprietăți fizice

Primul și ultimul element din grupă sunt diferite de celelalte elemente. În tabelul 15 sunt prezentate principalele proprietăți fizice ale elementelor din grupa a V-a principală.

Tabelul 15. Principalele proprietăți fizice ale elementelor din grupa a V-a principală

Elementul	Starea de agregare	Culoarea	Temperatura de	
			topire	fierbere
Azot	Gaz	Incolor	−210°C	−195,8°C
Fosfor	Solid	Alb-gălbui	44,1°C	280°C
Arsen	Solid	Alb-cenușiu	817°C	633°C
Stibiu	Solid	Alb-argintiu	630°C	1640°C
Bismut	Solid	Alb-roșiatic	271°C	1660°C

Cu excepția azotului, toate celelalte elemente situate în grupa a V-a principală pot exista în două sau mai multe modificări cu proprietăți fizice și uneori chimice diferite. Proprietatea unor elemente de a se exista în mai multe forme, structuri moleculare sau cristaline diferite se numește *alotropie*. Formele sau modificările diferite sub care se prezintă un element se numesc *stări alotropice*. Astfel, fosforul poate apărea sub 4 forme alotropice: fosfor alb, fosfor roșu, fosfor violet și fosfor negru -

Arsenul, stibiul și bismutul care, de asemenea, prezintă diferite modificări alotropice au drept formă obișnuită pe cea metalică.

Rezultă deci, că în grupa a V-a principală caracterul nemetalic scade de sus în jos, iar caracterul metalic crește în același sens.

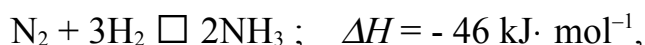
Azotul este un nemetal, bismutul un metal, iar celelalte elemente prezintă stări în care apar ambele caractere.

Toate elementele din grupă, cu excepția azotului, formează compuși în care valența maximă este 5.

### 10.5.2. Proprietăți chimice

În condiții normale, *azotul* molecular se caracterizează printr-o stabilitate remarcabilă și o reactivitate extrem de scăzută. Neavând posibilitatea să utilizeze și orbitalii *d* în compuși cum sînt oxoacizii de exemplu, el formează compuși cu număr de coordinare 3 și legături  $\sigma$  și  $\pi$  (*pp*). Așa se explică faptul că în oxoacizi, ca dealtfel și în oxizi, deși aparent ar putea funcționa în starea de oxidare (V) cum se credea înainte, de exemplu în acidul azotic, în realitate nu poate exista ca azot pentacovalent, starea maximă de oxidare atinsă de el fiind (III). Totodată, azotul întocmai ca și carbonul realizează legături duble sau triple prin orbitalii *p* cu ele însele spre deosebire de analogii lor, care formează legături duble cu oxigenul, azotul și sulfură utilizînd orbitalii *d* în sistem conjugat, cum este cazul oxoacizilor.

Deosebit de inert din punct de vedere chimic, se combină direct cu hidrogenul numai în anumite condiții de temperatură și presiune, iar cu oxigenul la temperatura arcului electric sau sub acțiunea descărcărilor electrice:



La temperaturi înalte se mai combină direct cu borul, carbonul și siliciul,, formînd *azoturi*. Azotul nu reacționează direct cu halogenii și sulfură, în schimb se combină prin încălzire la temperaturi cuprinse între 200—1000°C cu metalele, rezultînd azoturi metalice. Reacția cu litiul are loc chiar la temperatura camerei, iar cu magneziul la 200—300°C. Interesantă și cu consecințe practice sub aspect aplicativ este reacția azotului cu hidrogenul în prezența carbonului, la temperatura arcului electric, cînd se obține acid cianhidric cu randament 33% :





De asemenea, azotul poate reacționa la temperaturi înalte cu unele combinații chimice cum ar fi  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{CaSi}$ , rezultând substanțe foarte importante cu aplicații industriale.

Din punct de vedere chimic, fosforul alb, arsenul și stibiul în formă metalică, se distanțează mult de azot, având o mare reactivitate, proprietăți reducătoare și posibilități de a forma compuși pentacovalenți. Aceste elemente au orbitali  $d$  în stratul de legătură, spre deosebire de azot.

La cald reacționează direct cu aproape toate nemetalele cu excepția borului, carbonului și fosforului în cazul arsenului. De asemenea, fosforul alb și arsenul se combină cu azotul numai în condiții speciale. Reacția cu hidrogenul are loc diferențiat: la fosfor, ea se realizează sub presiune și în prezența descărcărilor electrice, la arsen numai sub acțiunea hidrogenului în stare născândă, iar stibiul nu reacționează direct cu hidrogenul, pe care însă îl absoarbe la cald.

În aer umed, la temperatura ordinară, fosforul alb și As galben prezintă fenomenul de *chimioluminescență*, consecință a unei reacții de oxidare lentă (autooxidare), însoțită de emanarea unei lumini slabe, vizibilă la întuneric (fosforescență) precum și la formarea unei cantități de ozon. În schimb, antimoniul nu reacționează cu aerul uscat sau umed pînă la temperatura de topire.

Prin combustie, aceste elemente, se aprind și ard, fosforul alb la  $45^\circ\text{C}$  cu o flacără gălbuie și miros de usturoi, transformîndu-se în  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ , arsenul cu flacără albastruie, răspîndind, de asemenea, miros de usturoi, în opoziție cu fosforul rezultînd numai  $\text{As}_4\text{O}_6$ .

Asemănător arde și antimoniul la  $800^\circ\text{C}$  dînd un fum alb constituit din molecule de  $\text{Sb}_4\text{O}_6$ .

Fosforul alb reacționează violent cu halogenii, aprinzîndu-se cu explozie, cu excepția iodului care se combină lent.

Arsenul și stibiul sînt atacate energic de halogeni și transformate în pentahalogenuri. în atmosferă de fluor, arsenul se aprinde chiar la  $-187^{\circ}\text{C}$ , iar în clor ard la temperatura camerei.

Fosforul arsenul și stibiul au caracter puternic reducător.

Fosforul alb precipită Pb, Cu, Ag și Au din soluțiile sărurilor acestor ioni.

## **Capitolul XI**

### **POLUAREA MEDIULUI**

### **CONTAMINAREA PRODUSELOR ALIMENTARE**

#### 11.1 Poluarea mediului

Se vorbește despre poluare a mediului, atunci când una sau mai multe substanțe sau amestecuri de substanțe străine sunt prezente în mediu, în cantități sau pe o perioadă care le face periculoase pentru oameni, animale sau plante și contribuie la punerea în pericol sau vătămarea, activității sau bunăstării persoanelor. ( definiție dată de Organizația Mondială a Sănătății - O.M.S.)

Poluarea poate fi:

- naturală (polenul plantelor și florilor, care provoacă alergii, emisii vulcanice naturale, etc.) și
- artificială (ca urmare a intervenției umane - materii chimice reziduale, deșeuri industriale, gaze de eșapament, deversări accidentale, etc.), aceasta din urmă producându-se datorită depășirii capacității de autoepurare.

În prezent, majoritatea produselor sunt obținute prin prelucrarea unor materiale brute și au ca rezultat, în afară de produsul finit, numeroase deșeuri mai mult sau mai puțin toxice, care afectează la diferite niveluri învelișul terestru. Efectele poluării sunt resimțite până pe întinderile, până ieri imaculate, ale Antarcticii. S-a calculat că în ultimul deceniu al mileniului II, excesele civilizației noastre au provocat mediului natural pagube mai mari decât într-un mileniu. Milioane de hectare de teren, ce până ieri erau socotite inerte pe vecie, în paralel cu alte milioane de hectare dintre cele aflate în producție, devin improprie cultivării datorită tot acțiunii omului. De când omul a început să lupte împotriva naturii, suprafața deșerturilor a crescut cu un miliard de hectare și procesul avansează într-un ritm accelerat.

Din cele 14-16 miliarde de tone de dioxid de carbon lansate anual în atmosferă prin arderea combustibililor, plus cele provenite din respirația oamenilor și animalelor, două treimi sunt absorbite de păduri, acei "plămâni verzi" ai Pământului, cărora le datorăm atât de mult. De asemenea, pădurea este menită să asigure cerințele de agrement și turism, tot mai accentuate în condițiile vieții moderne, ambianța biofizică indispensabilă localităților balneoclimaterice, conservarea multor specii de plante și animale foarte utile etc. Într-un cuvânt, fără păduri suficiente, dezvoltarea și, la urma urmelor, viața însăși nu sunt posibile. În condițiile în care rămân de răscumpărat față de pădure greșeli multe și vechi, când un singur automobil, parcurgând 1000 de kilometri, consumă o cantitate de oxigen suficientă unui om pe timp de un an, iar râurile dezlănțuite

fac tot mai mari ravagii, spălând nemilos ce a mai rămas din fertilitatea solului, exploatarea nerațională a resurselor forestiere a devenit un lux prea scump.

Paleta surselor de degradare a solului este vastă, însă partea cea mai vizibilă și aflată la îndemâna înțelegerii oricui, privește acumularea unei enorme cantități de reziduuri de tot felul. Imaginea haldelor de deșeuri din jurul uzinelor și impresionanta producție de gunoi din centrele urbane sunt numai două din aspectele acestui fenomen nociv. Gunoi a existat dintotdeauna, dar noțiunea aceasta, ca și atâtea altele, și-a modificat serios conținutul. Pentru gospodăriile țărănești tradiționale și deci pentru localitățile rurale, gunoiul însemnă aproape exclusiv resturi vegetale nefolosite de animale, care putrezeau în câteva luni, pentru ca iarna sau primavara să fie împrăștiate pe câmp pentru fertilizare. Există practic o reciclare naturală completă ce se consumă aproape la fel și în perimetrul orașelor, ale căror periferii nu se deosebeau cine știe cât de felul de viață de la sate.

Cu totul altfel stau lucrurile într-o lume a industrializării și urbanizării vertiginoase, când doi din cinci locuitori ai globului trăiesc deja în orașe - față de unul din șapte la începutul secolului. În plus, proliferază orașele mari și foarte mari, ajungându-se ca acelea cu peste un milion de locuitori să depășească 200. Ori, după calcule aproximative, fiecare locuitor din orașele europene "produce" mai bine de 1.5 Kg de gunoi pe zi, iar în S.U.A de vreo trei ori mai mult. De obicei, drumul gunoiului sfârșește la periferia orașului, în gropi existente, sau pe locuri virane, unde se acumulează în grămezi imense, acceptate ca servituți inevitabile, urâtind peisajul, poluând solul, aerul și apele subterane. Și mai grav e că o bună parte din aceste gunoaie, îndeosebi materialele plastice, sunt extrem de rezistente la acțiunea bacteriilor și practic, nu se reciclează pe cale naturală. Prin arderea a aproape opt miliarde de tone de combustibil convențional se aruncă anual în atmosferă aproximativ un miliard și jumătate de tone de cenușă, praf și gaze. Pe lângă arderea combustibililor - cărbune, petrol, lemn, gaze naturale - probleme asemănătoare creează și alte industrii, îndeosebi

cea chimică, metalurgică, unele ramuri constructoare de mașini, industria alimentară etc. - ca și circulația automobilelor, avioanelor, trenurilor, vapoarelor și a altor mijloace de transport.

Abstracție făcând unele unități industriale plasate în plină natură, grosul poluării atmosferice provine din orașe, căci apariția industriei fie are loc în orașe, fie creează ulterior orașe. Așa că primele victime sunt orașenii. Există de acum un număr apreciabil de "infernuri ecologice", perimetre urbane unde noxele industrializării se fac simțite prin efecte combinate : aer viciat, zgomot, aglomerație. În asemenea locuri - cum sunt orașele Sao Paulo, Ciudad de Mexico, Detroit, Calcutta, Los Angeles, New York - procentul de îmbolnăviri ale căilor respiratorii, inclusiv cancerul pulmonar, este de câteva ori mai mare, înregistrându-se, de asemenea diverși alți factori de risc pentru sănătatea oamenilor, și nu numai a acelor ce locuiesc la orașe. Abordând această problemă, specialiștii consideră că, pe lângă reducerea prin toate mijloacele a surselor de poluare și dacă se poate, chiar eliminarea totală a unora dintre ele, însănătoșirea aerului este de neconceput fără aportul decisiv al ariilor verzi.

La prima vedere, pare paradoxal să vorbim de nevoia asigurării apei pe o planetă care dispune de atâta apă, încât s-ar putea inunda complet cu un strat de 3 km grosime. Problema e că 97% din apa globului este sărată, iar din restul de 3% cea mai mare parte se află în ghețari. Rezultă că populația lumii are la dispoziție pentru consumul personal și pentru activitățile sale economice numai în jur de 1 la sută din volumul de apă dulce, respectiv cea din râuri, fluvii, lacuri și din unele pânze freatice. Chiar și așa, ar fi mai mult decât suficient pe ansamblu, numai că, așa ca și la alte capitole ale înzestrării naturale, apa e foarte neuniform repartizată pe întinderea globului, iar o mare parte din ea este de acum puternic poluată. În ansamblul poluării, ponderea apelor uzate - menajere și industriale - este covârșitoare.

Dacă la poluarea aerului "imaginea-simbol" este oferită de arborii "perforați" de "ploile acide", la poluarea apei caracteristice ar putea fi

considerate "mareele negre", adică poluarea practic continuă cu petrol a mărilor și oceanelor lumii, aceasta având efecte dezastruoase asupra florei și faunei marine.

## 11.2. Contaminarea alimentelor

*Alimentele* pot fi contaminate sub formă de materii prime, produse semifabricate sau finite, datorită a numeroși factori.

*Condițiile de contaminare a alimentelor* sunt :

- condițiile de mediu datorită poluării aerului, apei sau solului;
- condițiile de prelucrare a materiilor prime;
- condițiile de producere a materiilor prime în procesul de fabricare a produselor alimentare;
- condițiile de recoltare, stocare și transport a materiilor prime sau de stocare și transport a produselor alimentare;
- condițiile de depozitare și comercializare a produselor alimentare.

În vederea obținerii de produse alimentare al căror conținut de impurități se încadrează în limitele admise de normele europene, se impun măsuri severe de eliminare a factorilor de contaminare a alimentelor de origine animală și vegetală, întrucât produc afecțiuni grave ale sistemului vegetativ, circulator, etc.

*Agenții poluanți* au diferite grade de nocivitate, fiind clasificați în:

- substanțe cu caracter toxic existente în mod natural în alimente și care în exces produc intoxicații și chiar moartea (de exemplu: aminoacizii din diferite legume, fructe necoapte, amigdalina din migdale amare, toxinele din ciupercile otrăvitoare etc.).
- produși toxici ce provin din produsele de prelucrare și conservare a conservare a produselor alimentare (de exemplu: îngrășăminte chimice azotate, nitriți, azotiți și azotați din plante, carne, lapte);

- micotoxinele ce provin din mucegaiurile de pe produsele vegetale, lactate, etc.;
- pesticide utilizare în agricultură și medicină veterinară pentru combaterea dăunătorilor;
- aditivii chimici folosiți în procesul de prelucrare a materiilor prime și produselor alimentare;
- produse chimice organice și anorganice utilizate în procesele tehnologice industriale de producție;
- dejecții animale și apele uzate din sectorul zootehnic netratate corespunzător;
- gunoiul de grajd depozitat direct pe sol și deșeurile menajere din gospodăriile rurale.

Dintre substanțele toxice anorganice subliniem toxicitatea metalelor grele care provin fie din mediul înconjurător, fie pe parcursul procesului tehnologic de prelucrare a materiilor prime și/sau producere a produselor alimentare.

Cantități mari mari de metale se găsesc în solul regiunilor miniere, având efecte negative asupra creșterii și dezvoltării plantelor.

Datorită interacțiunii mediu-organisme vegetale-organisme animale-organismul uman, poluarea mediului înconjurător conduce la influențarea stării de sănătate a populației prin intermediul toxinelor din produsele alimentare (de exemplu: Cu, Pb, Ag, Zn, Sn, Co, Se).

De asemenea, substanțele anorganice care provin din diferite instalații din industria alimentară, au acțiune nocivă asupra materiilor prime de origine animală sau vegetală prelucrate (de exemplu: SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, CO, CO<sub>2</sub>, Cl, HCl, S, NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Pb(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, compuși clorurați de mercur etc.)

Deosebit de importantă este adaptabilitatea unor plante de a se dezvolta în condiții de poluare cu anumite substanțe anorganice, ceea ce dă posibilitatea

determinării substanțelor chimice poluante a mediului, prin metode chimice de analiză:

- poluarea cu seleniu a plantelor de pe pășunile din Asia Centrală, Australia, America de Nord, ce a determinat manifestări acute de cădere a lânii oilor, moartea vitelor etc.
- adaptarea unor plante pe soluri poluate cu săruri ale metalelor grele, prin mecanisme genetice și biologice nedeterminate (de exemplu: reducerea absorbției de cupru, dacă ionii de zinc sunt în exces).

Exemplele menționate indică riscul major de contaminare a alimentelor de origine vegetală și animală datorită poluării mediului înconjurător.

### **11.3. Controlul și expertiza produselor alimentare**

Un produs alimentar este constituit dintr-un complex de substanțe organice și anorganice, care au fie caracter nutritiv sau indiferent organismului uman, fie antinutrițional. Stabilirea calității produselor alimentare de origine vegetală și animală implică controlul compoziției chimice a acestora prin metode chimice calitative (determinarea componentelor) și cantitative (determinarea conținutului fiecărui component în parte).

Controlul chimic al alimentelor are un rol deosebit de important și în determinarea conținutului de substanțe toxice de contaminante și impurități existente atât în materiile prime, cât și în produsele alimentare finite.

Printr-un bun management al calității, producătorul poate monitoriza procesul tehnologic de fabricare a produselor alimentare. Prin efectuarea de analize chimice atât în fazele intermediare ale procesului de producție, depozitare, transport, cât și în faza finală, se poate interveni pe parcursul fluxului tehnologic până la consumator, în vederea eliminării sau reducerii conținutului de substanțe de contaminare a produselor alimentare.



În anumite situații, la solicitarea organelor judiciare sau a partenerilor în cadrul unui contract economic, este necesară verificarea calității produselor alimentare prin efectuarea de expertize ale specialiștilor acreditați în acest domeniu.

În mod particular, *expertiza* produselor alimentare efectuată în scopul determinării substanțelor chimice toxice aflate accidental sau datorită poluării mediului, se finalizează prin întocmirea raportului de expertiză, pe baza buletinelor de analize chimice.

La nivel european, în vederea asigurării protecției consumatorului, Comisia *Codex Alimentarius* a stabilit „un aport maximal zilnic admisibil de contaminanți”, cum sunt: As, Cd, Cu, Fe, Pb, Hg, Sn, și Zn.

Concentrațiile maxime prevăzute în standardele europene sunt recomandate de comisia mixtă internațională sub egida FAO/WHO.

De asemenea, pe lângă standarde, *Codex Alimentarius* cuprinde și alte acte normative (coduri de practici, recomandări) privind evaluarea toxicologică și metodele analitice clasice și instrumentale de analiză folosite în arbitrajele *Codex*, în cadrul circulației europene a mărfurilor.

În vederea îmbunătățirii stării de sănătate a populației, tendința mondială este de a realiza produse alimentare ecologice, prin aplicarea metodelor agriculturii și a zootehniei biologice.

Regulamentul CEE 2092/1991 a pus bazele sistemelor de certificare în agricultura ecologică.

Obiectivul aplicării *agriculturii și zootehniei biologice* constă în protecția mediului și a sănătății consumatorilor, prin renunțarea la utilizarea îngrășămintelor chimice și a oricăror substanțe de sinteză și totodată, respectarea ciclului biologic natural de creștere a plantelor și respectiv, al animalelor.

În următorii ani, controlul calității produselor alimentare va avea din ce în ce mai mare importanță, datorită atenției acordate respectării normelor europene privind siguranța alimentară a consumatorului.

ANEXA 1

Caracteristicile elementelor din grupele principale ale Tabelului Periodic

Grupa	I	A	H
Masa atomică			1,008
Densitatea in raport cu aerul,g/cm <sup>3</sup>			0,069
Punctul de lichefiere °C			-252,8
Punctul de topire, °C			-257,3
Conductibilitatea termica (0°C) cal/cm s grd	λ		0,000412
Solubilitatea in apa (18°C) vol/1 vol. apa			0,0185
Caldura de formare a moleculei de H			102,72

din atomi (0°K);kcal/mol H  
 Distanța între nuclee H-H;  
 Momentul electric  
 Potentialul de ionizare  
 Afinitatea pentru electron,eV  
 Electronegativitatea (Pauling)

Å 0,75  
 0  
 eV 13,595  
 0,715  
 2,1

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Numărul atomic	3	11	19	37	55	87
Configurația electronică exterioară	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>1</sup>	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Kr]5s <sup>1</sup>	[Xe]6s <sup>1</sup>	[Rn]7s <sup>2</sup>
Masa atomică	6,941	22,98977	39,0983	85,4678	132,9054	223
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	0,53	0,97	0,86	1,53	1,9	
Punctul de topire, °C	108,5	97,8	63,7	38,9	28,7	
Punctul de fierbere, °C	1330	892	760	688	690	[27]
Potențial de ionizare,eV	5,93	5,14	5,34	4,18	3,89	
Electronegativitatea (Pauling)	1	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7
Raza de covalență, Å	1,34	1,54	1,96	2,06	2,18	
Raza ionică,(M+), Å	0,7	1	1,33	1,52	1,7	1,9

Grupa II A

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Numărul atomic	4	12	20	38	56	88
Configurația electronică exterioară	2s <sup>2</sup>	3s <sup>2</sup>	4s <sup>2</sup>	5s <sup>2</sup>	6s <sup>2</sup>	7s <sup>2</sup>
Masa atomică	9,01218	24,305	40,08	87,62	137,33	226,0254
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	1,85	1,74	1,55	2,6	3,5	5
Punctul de topire, °C	1275	650	838	768	714	700
Punctul de fierbere, °C	2770	1107	1440	1380	1640	
Potențial de ionizare,eV	9,32	7,64	6,11	5,92	5,21	5,28
Electronegativitatea (Pauling)	1,5	1,2	1	1	0,9	
Raza de covalență, Å	0,86	1,2	1,39	1,49	1,52	
Raza ionică,(M+), Å	0,31	0,75	1,06	1,18	1,38	1,42

Grupa III A

	B	Al	Ga	In	Ta
Numărul atomic	5	13	31	49	81
Configurația electronică exterioară	2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>
Masa atomică	10,81	26,98	69,72	114,82	204,38
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	2,34	2,7	5,91	7,31	11,85
Punctul de topire, °C	2300	660	29,79	156,4	302,5
Punctul de fierbere, °C	2550	2270	2070 ?	2070 ?	1450 ?
Potențial de ionizare,eV	8,29	5,98	6	5,78	6,1
Electronegativitatea (Pauling)	2	1,5	1,6	1,7	1,8
Raza de covalență, Å	0,82	1,18	1,26	1,44	1,48
Raza ionică in cristal, Å	0,2	0,57	0,65	0,95	0,95

X<sup>3+</sup>

Grupa IV A

	C	Si	Ge	Sn	Pb
Numărul atomic	6	14	32	50	82
Configurația electronică exterioară	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Masa atomică	12,01	28,08	72,61	118,71	207,2
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	3,51	2,33	5,32	7,28	11,34
Punctul de topire, °C	3570	1413	958,5	231,8	327,4
Punctul de fierbere, °C	3850	2355		2362	1750
Potențial de ionizare,eV	11,264	8,149	8,13	7,32	7,415
Electronegativitatea (Pauling)	2,5	1,8	1,8	1,8	1,8
Raza de covalență, Å	0,771	1,173	1,223	1,414	1,538
Raza ionică in cristal, Å	2,6	2,71	2,72	2,94	2,15
	0,15	0,41	0,53	0,71	0,84

Grupa V A

	N	P	As	Sb	Bi
Numărul atomic	7	15	33	51	83
Configurația electronică exterioară	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$
Masa atomică	14	30,97	74,9216	121,75	208,98
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	0,96	1,82	5,72	6,69	9,8
Punctul de topire, °C	-210	44,1	817	630,5	271
Punctul de fierbere, °C	-195,8	280	633	1640	1560
Potențial de ionizare,eV	14,54	11	10	8,64	8
Electronegativitatea (Pauling)	3	2,1	2	1,9	1,9
Raza de covalență, Å	0,74	1,1	1,21	1,41	1,52
Raza ionică in cristal, Å	1,71	2,12	2,22	2,45	

Grupa VI A

	O	S	Se	Te
Numărul atomic	8	16	34	52
Configurația electronică exterioară	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$
Masa atomică	15,99	32,06	78,96	127,6
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	1,27	2,06	4,82	6,25
Punctul de topire, °C	-218,9	118,95	220,2	452
Punctul de fierbere, °C	-182,9	444,6	688	1390
Potențial de ionizare,eV	13,614	10,367	9,75	9,01
Afinitatea pentru electron,eV	-7,28	-3,44	-4,21	
Electronegativitatea (Pauling)	3,5	2,5	2,4	2,1
Raza de covalență, Å	0,74	1,04	1,17	1,37
Raza ionică in cristal, Å	1,4	1,84	1,98	2,21

Grupa VII A

	F	Cl	Br	I
Numărul atomic	9	17	35	53
Configurația electronică exterioară	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$
Masa atomică	18,99	35,45	79,904	126,9
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	1,3	1,9	3,4	4,9
Punctul de topire, °C	-223	-102	-7,3	114
Punctul de fierbere, °C	-188,9	-34,6	58,8	184
Solubilitatea in apa, la 20 C, mol/l		0,09(g)	0,21(l)	0,001(s)
Energia de disociatie, kcal/mol	37,7	56,9	45,2	35,4
Potențial de ionizare, eV	17,42	13,1	11,84	10,44
Afinitatea pentru electron, eV	4,27	4,01	3,78	3,43
Electronegativitatea (Pauling)	4	3	2,8	2,5
Raza de covalență, Å	0,709	1,05	1,193	1,36
Raza ionică in cristal, Å	1,36	1,81	1,97	2,16

	Grupa VIII A					
	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Numarul de ordine	2	10	18	36	54	86
Numărul atomic	4	20,179	39,94	83,8	131,29	222
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup> g/l	0,178	0,899	1,786	3,736	5,891	9,96
Punctul de topire, °C	-272,1	-248,6	-189,4	-156,6	-111,5	-71
Punctul de fierbere, °C	-269	-246	-185,8	-152,9	-107,1	-65
Solubilitatea in apa, la 20 C, mol/l	13,8	14,7	34,9	73	110,9	
Raza atomica Å	1,29	1,6	1,92	1,98	2,18	
Potențial de ionizare, eV	24,58	21,56	15,76	14	12,13	10,75

Anexa 2

Caracteristicile elementelor din grupele secundare ale Tabelului Periodic

	Grupa I B		
	Cu	Ag	Au
Numărul atomic	29	48	80
Configurația electronică exterioară	$3d^{10} s^1$	$4d^{10} 5s^1$	$5d^{10} 6s^1$
Masa atomică	63,54	107,86	196,96
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	8,96	10,5	19,3
Punctul de topire, °C	1083	960,8	1063
Punctul de fierbere, °C	2595	2210	2970
Potențial de ionizare, eV	7,72	7,57	9,22
Electronegativitatea (Pauling)	1,9	1,9	2,4
Raza de covalență,	1,38	1,53	1,5

Å

Raza ionică in cristal, Å  $X^{2+}$  0,96 1,26 1,37

Grupa II II B

Zn Cd Hg

Numărul atomic 30 48 80

Configurația electronică exterioară  $3d^{10}4s^2$   $4d^{10}5s^2$   $5d^{10}6s^2$

Masa atomică 65,39 112,41 200,59

Densitatea (s),g/cm<sup>3</sup> 7,14 8,65 13,6

Punctul de topire, °C 419,5 320,9 -38,4

Punctul de fierbere, °C 906 765 357

Potențial de ionizare,eV 9,39 8,99 10,43

Electronegativitatea (Pauling) 1,6 1,7 1,9

Raza de covalență, Å 1,31 1,48 1,49

Raza ionică in cristal, Å  $X^{2+}$  0,74 0,97 1,1

Grupa III B

Sc Y La Ac

Numărul atomic 21 39 57 89

Configurația electronică exterioară  $3d^14s^2$   $4d^15s^2$   $5d^16s^2$   $6d^17s^2$

Masa atomică 44,9559 88,9059 138,9055 27,028

Densitatea (s),g/cm<sup>3</sup> 3 4,47 6,17

Punctul de topire, °C 1539 1409 920 1050

Punctul de fierbere, °C 2730 2927 3470

Potențial de ionizare,eV 6,56 6,6 5,61

Electronegativitatea (Pauling) 1,3 1,2 1,1 1,1

Raza de covalență, Å 1,44 1,62 1,69

Raza ionică in cristal, Å  $X^{3+}$  0,81 0,93 1,15 1,18

Grupa IV B

Ti Zr Hf

Numărul atomic 22 40 72

Configurația electronică exterioară  $3d^24s^2$   $4d^25s^2$   $5d^26s^2$

Masa atomică 47,88 91,22 178,49

Densitatea (s),g/cm<sup>3</sup> 4,51 6,49 13,1

Punctul de topire, °C 1668 1852 2222

Punctul de fierbere, °C 3260 3580 5400

Potențial de ionizare, eV		6,83	6,95	5,5
Electronegativitatea (Pauling)		1,5	1,4	1,3
Raza de covalență, Å		1,36	1,48	
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>4+</sup>	0,6	0,8	0,86

Grupa V B

	V	Nb	Ta	
Numărul atomic	23	41	73	
Configurația electronică exterioară	3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	
Masa atomică	50,94	92,9	180,94	
Densitatea (s), g/cm <sup>3</sup>	6,1	8,4	16,6	
Punctul de topire, °C	1900	2415	2996	
Punctul de fierbere, °C	3450	3300	5425	
Potențial de ionizare, eV	6,74	6,77	6	
Electronegativitatea (Pauling)	1,6	1,6	1,5	
Raza de covalență, Å	1,17	1,37	1,37	
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>5+</sup>	0,59	0,7	0,73

Grupa VI B

	Cr	Mo	W	
Numărul atomic	24	42	74	
Configurația electronică exterioară	3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	5d <sup>4</sup> 6s <sup>1</sup>	
Masa atomică	51,99	95,94	183,85	
Densitatea (s), g/cm <sup>3</sup>	7,19	10,2	19,3	
Punctul de topire, °C	1875	2610	3410	
Punctul de fierbere, °C	2665	5560	5930	
Potențial de ionizare, eV	6,76	7,18	7,98	
Electronegativitatea (Pauling)	1,6	1,8	1,7	
Raza de covalență, Å	1,16	1,31	1,32	
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>6+</sup>	0,52	0,62	0,68

Grupa VII B

	Mn	Te	Re
Numărul atomic	25	43	75
Configurația electronică exterioară	3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	5d <sup>4</sup> 6s <sup>12</sup>
Masa atomică	54,93	[98]	186,2
Densitatea (s), g/cm <sup>3</sup>	7,43	11,5	21
Punctul de topire, °C	1245	2200	3180
Punctul de fierbere, °C	2150		5900

Potențial de ionizare, eV		7,43		7,87
Electronegativitatea (Pauling)		1,5	1,9	1,9
Raza de covalență, Å		1,13		1,25
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>7+</sup>	0,46		

#### Grupa VIII B

	Fe	Co	Ni	Ru	Rh	
Numărul atomic	27	28	29	44	45	
Configurația electronică exterioară	3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	3d <sup>7</sup> s <sup>2</sup>	3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	
Masa atomică	55,84	58,93	58,69	101,07	102,9	
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	7,86	8,9	8,9	12,2	12,4	
Punctul de topire, °C	1536	1495	1453	2500	1966	
Punctul de fierbere, °C	3000	2900	2730	4900	4500	
Potențial de ionizare, eV	7,89	7,86	7,63	7,5	7,7	
Electronegativitatea (Pauling)	1,8	1,8	1,8	2,2	2,2	
Raza de covalență, Å	1,39	1,35	1,54	1,38	1,48	
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>3+</sup>	0,64	0,63	0,62	0,69	0,86
	Pd	Os	Ir	Pt		
Numărul atomic	46	76	77	78		
Configurația electronică exterioară	4d <sup>10</sup> 5s <sup>0</sup>	5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	5d <sup>9</sup> 6s <sup>0</sup>	5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>		
Masa atomică	106,42	190,2	192,22	195,96		
Densitatea (s),g/cm <sup>3</sup>	12	22,6	22,5	21,4		
Punctul de topire, °C	1552	2700	2454	1769		
Punctul de fierbere, °C	3980	5500	5300	4530		
Potențial de ionizare, eV	8,33	8,7	9,2	8,96		
Electronegativitatea (Pauling)	2,2	2,2	2,2	2,2		
Raza de covalență, Å	1,3	1,4	1,502	1,35		
Raza ionică in cristal, Å	X <sup>3+</sup>	0,5	0,66	0,52		

## BIBLIOGRAFIE

1. Beral, E., Zapan, M., *Chimie anorganică*, Editura Tehnică, București, 1969.
2. Marcu, G., Brezeanu, M., Bejan, C., Bâtcă, A., Cătuneanu, R., *Chimie anorganică*, Editura Didactică și Pedagogică, București, 1981.
3. Mateescu, C., coordonator, Nicolae, I., Neguț, L., Bălăucă, N., Onac, N., Nicolae, F., *Tratat de siguranță alimentară* (vol.I), Editura Bioterra, 2006
4. Neamțu, G., Popescu, I., Lazăr, Țt., Burnea, I., Brad, I., Cîmpeanu, Gh., Galben, T., *Chimie și biochimie vegetală*, Editura Didactică și Pedagogică, București, 1983
5. Neamțu, G., *Biochimie alimentară*, Editura CERES, București, 1997



6. Negoiu, D., *Tratat de chimie anorganică* (vol. I, II), Editura Tehnică, București, 1972
7. Neguț, E.L., *Biochimia alimentelor*, Editura Bioterra, București, 2000
8. Nenițescu, C.D., *Chimie generală*, Editura Didactică și Pedagogică, București, 1986
9. Pamfilie, R., *Merceologia și expertiza mărfurilor alimentare de export-import*, Editura Oscar Print, București, 1996
10. Pauling, L., *Chimie generală*, Editura Științifică, București, 1970
11. Spacu, P., Gheorghiu, C., Stan, M., Brezeanu, M., *Tratat de chimie anorganică*, Editura Tehnică, București, 1978
12. Șerbănescu, E., *Biochimie generală și aplicată în agricultură, silvicultură, industria alimentară*, Editura Bioterra, București, 2000
13. Șerbulescu, L., *Merceologia mărfurilor alimentare de export-import*, Editura Fundației România de Mâine, București, 2002.
14. Ștefănescu, E., *Biochimie generală și aplicată în agricultură, silvicultură, industria alimentară*, Editura Bioterra, București, 2000
15. Vlădescu, L. Badea, I., Nistor, M. *Chimie –manual pentru clasa a X-a*, Ed. All, București, 2000.
16. [\\*\\*\\*ro.wikipedia.org/wiki/Poluare](http://ro.wikipedia.org/wiki/Poluare)
17. \*\*\*Întâlnirea de informare în cadrul Proiectului finanțat de Banca Mondială „Controlul Poluării în Agricultură”, Ministerul Mediului și Gospodăririi Apelor, București, septembrie, 2006
18. \*\*\*Curs de specializare Agricultura și Zootehnia Biologică, ICEA România, Universitatea Bioterra București, București, septembrie, 2006

## CUPRINS

1.	NOȚIUNI FUNDAMENTALE	1
1.1.	Materia	1
1.2.	Transformările materiei	2
1.2.1.	Transformările fizice	4
1.2.2.	Transformările chimice	6

1.3. Compoziția chimică a materiei	7
1.3.1. Compoziția chimică a materiei vii	7
1.3.2. Compoziția chimică a alimentelor	10
1.3.3. Substanțe chimice native anorganice din alimente	11
1.3.3.1. Clasificare	11
1.3.3.2. Conținutul de substanțe minerale Din produsele alimentare	11
1.3.3.3. Conținutul de apă din alimente	13
2. LEGILE FUNDAMENTALE ALE CHIMIEI	15
2.1. Legea conservării masei	15
2.2. Legea constanței compoziției	16
2.3. Legea proporțiilor multiple	16
2.4. Legea proporțiilor reciproce	18
3. ATOMUL	19
3.1. Scurt istoric. Teorii privind structura atomului	19
3.2. Teoria nucleară a atomului a lui Rutherford	19
3.2. Teoria lui Bohr	20
3.3. Teoria lui Bohr- Sommerfeld	21
3.4. Teoria lui Schrödinger	23
4. OXIDAREA ȘI REDUCEREA	25
5. LEGĂTURI CHIMICE	31
5.1. Legătura ionică	32
5.2. Legătura covalentă	33
5.2.1. Legătura covalentă nepolară	33
5.2.2. Legătura covalentă polară	34
5.2.3. Teoria mecanică-cuantică a covalenței	34
5.3. Legătura coordinativă	36
6. SOLUȚII	37
6.1. Dizolvarea	37
6.2. Solubilitatea	38
6.3. Teoria disociației electrolitice	39
6.3.1. Electroliți tari	40
6.3.2. Electroliți slabi	41
6.3.3. Disociația electrolitică a apei	41
7. COMBINAȚII ANORGANICE	43
7.1 Scurt istoric	43
7.2. Oxizi	43
7.2.1. Clasificare	45
7.2.2. Proprietăți generale	45
7.3. Acizi	46
7.3.1. Clasificare	47
7.3.2. Acizi tari și acizi slabi	48

7.3.3. Proprietăți generale	49
7.4. Baze	50
7.4.1. Clasificare	50
7.4.2. Baze tari și baze slabe	51
7.4.3. Proprietăți generale	51
7.4.4. Teoria protolitică	52
7.4.5. Teoria electronică a acizilor și bazelor	53
7.5. Săruri	53
7.5.1. Clasificare	53
7.5.2. Proprietăți generale	54
7.6. Apa	58
7.6.1. Structura moleculară a apei	58
7.6.2. Proprietăți generale	59
7.6.3. Cristalohidrați	60
8. TABELUL PERIODIC	61
8.1. Scurt istoric	61
8.2. Corelația dintre structura învelișului electronic al atomului și poziția elementului chimic în Tabelul Periodic	62
8.3. Corelația între poziția elementului în Tabelul Periodic și proprietățile lui fizice și chimice	63
8.3.1. Proprietăți periodice fizice	63
8.3.2. Proprietăți periodice chimice	65
8.4. Reguli pentru stabilirea numerelor de oxidare	66
9. METALE	68
9.1. Răspândirea în natură	68
9.2. Metode de obținere a metalelor	70
9.3. Materiale anorganice cu importanță practică	71
9.3.1. Clasificare. Compoziție	71
9.3.2. Obținerea aliajelor	71
9.3.3. proprietăți fizice ale aliajelor	72
9.3.4. Aliaje cu importanță industrială	72
9.3.5. Aliaje folosite în industria produselor alimentare	74
9.4. Proprietăți fizice ale metalelor	75
9.5. Proprietăți chimice ale metalelor	77
10. NEMETALE	84
10.1. Generalități	84
10.2. Hidrogenul	86
10.2.1. Proprietăți fizice	87
10.2.2. Proprietăți chimice	88
10.3. Grupa a VII-a principală	89
10.3.1. Proprietăți fizice	90
10.3.2. Proprietăți chimice	90
10.4. Grupa a VI-a principală	92

10.4.1. Proprietăți fizice	92
10.4.2. Proprietăți chimice	93
10.5. Grupa a V-a principală	94
10.5.1. Proprietăți fizice	95
10.5.2. Proprietăți chimice	96
11. POLUAREA MEDIULUI. CONTAMINAREA PRODUSELOR ALIMENTARE	99
11.1. Poluarea mediului	99
11.2. Contaminarea alimentelor	102
11.3. Controlul și expertiza produselor alimentare	104
<i>Anexa 1</i>	107
<i>Anexa 2</i>	110
Bibliografie	113