

## CUPRINS

ATOM. ELEMENT CHIMIC. IZOTOPI	2
STRATURI. SUBSTRATURI. ORBITALI	5
PROPRIETĂȚILE ELEMENTELOR ȘI LOCUL ÎN SISTEMUL PERIODIC	7
TESTUL 1	8
CRITERII PENTRU STABILIREA NUMERELOR DE OXIDARE	9
ETAPELE ÎN STABILIREA COEFICIENȚILOR REDOX AI UNEI REACȚII	9
TESTUL 3	10
LEGĂTURI CHIMICE	10
TEST 2 - LEGĂTURA COVALENTĂ	15
SOLUȚII	19
CONCENTRAȚII SOLUȚIILOR	20
REAȚII ACIDO-BAZICE	21
REAȚIA DE NEUTRALIZARE	26
ECHILIBRUL CHIMIC	27
TESTUL 4	30

Tabelul periodic al elementelor chimice

Perioade	Solide		Lichide		Gaze		Artificiale		Teoretice									
	I a	Grupele de elemente chimice																VIII a
I	1 H	IIa	Metale / Metaloide / Nemetale										III a	IV a	V a	VI a	VII a	2 He
II	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
III	11 Na	12 Mg	III b	IV b	V b	VI b	VII b	-	VIII b	-	I b	II b	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
VI	55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub						

57 La*	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac**	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

## ATOM. ELEMENT CHIMIC. IZOTOPI

Foarte multă vreme s-a crezut că materia este alcătuită din particule extrem de mici, indivizibile, numite *atomi*. Descoperirile din domeniul fizicii și chimiei, făcute la sfârșitul secolului al XIX – lea și în secolul XX, ca :

- ◆ descărcările electrice prin gaze rarefiate,
- ◆ emisiile de electroni din metale incandescente,
- ◆ radioactivitatea etc. au dus la concluzia că : *atomul este divizibil, el are o structură complexă.*

Se știe din studiul chimiei din clasele anterioare că atomul este alcătuit din particule materiale de dimensiuni foarte mici. Dintre acestea menționăm protonii, neutronii, mezonii, electronii. Toate particulele care alcătuiesc un atom se numesc particule elementare : protonul, neutronul și electronul sunt considerate particule fundamentale.

În tabel sunt trecute sarcina, masa și simbolul, nucleul; de aceea ei se mai numesc nucleoni.

Nucleul conține protoni cu sarcină electrică pozitivă și neutroni, neutri din punct de vedere electric; în ansamblu, nucleul are sarcină pozitivă.

Electronii se rotesc în jurul nucleului cu viteze foarte mari, formând învelișul electronic.

În atom, numărul electronilor din învelișul electronic este egal cu numărul protonilor din nucleu.

Numărul protonilor (sarcinilor pozitive) din nucleu se notează cu  $Z$  și se numește număr atomic.

*Specia de atomi cu același număr atomic  $Z$  formează un element chimic.*

Din tabel se observă că masa unui electron este foarte mică, aproape neglijabilă, în comparație cu masa unui proton sau a unui neutron. Cum protonii și neutronii, particule grele, se află în nucleu, înseamnă că masa atomului este concentrată în nucleu.

Particula	Proton	Neutron	Electron
Sarcina	1	0	-1
Masa în unitate carbon sau u.m.	1,007545	1,008935	0,000548
Simbolul	$p$	$n$	$e$

Suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleu poartă numele de număr de masă; se notează cu  $A$ . având în vedere că masele electronilor sunt neglijabile și notând cu  $N$  numărul neutronilor din nucleu, numărul de masă al unui atom este dat de relația :

$$A = Z + N$$

Există atomi care deși au același număr atomic ( $Z$ ) au număr de masă ( $A$ ) diferit : ei se numesc *izotopi* (în grecește isos = același; topos = loc). Izotopii ocupă același loc în sistemul periodic, deoarece sunt atomi ai aceluiași element.

*Izotopii sunt specii de atomi cu același număr atomic (același număr de protoni) și cu număr de masă diferit (număr diferit de neutroni).*

izotopi = același  $Z$

izobari = același  $A$

izotoni = același  $N$

Un izotop se notează prescurtat prin simbolul elementului, în stânga lui fiind scrise : jos – numărul atomic; sus – numărul de masă. Izotopul elementului carbon, care are în nucleu 6 protoni și 6 neutroni, este notat :  ${}^{12}_6\text{C}$ . Uneori se indică numai numărul de masă :  ${}^{12}\text{C}$ .

Hidrogenul are trei izotopi; aceștia sunt :

- hidrogenul ușor (protiu) cu 1 proton în nucleu; are simbolul  $\text{H}$

- hidrogenul greu (deuteriu) cu  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ proton} \\ 1 \text{ neutron} \end{array} \right.$  în nucleu; are simbolul  ${}^2_1\text{H}$  (D)

- hidrogenul supragreu (tritiu) cu  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ proton} \\ 2 \text{ neutroni} \end{array} \right.$  în nucleu; are simbolul  ${}^3_1\text{H}$  (T)

Toți cei trei izotopi : hidrogenul, deuteriul și tritiul constituie același element (hidrogenul), deoarece au aceeași sarcină nucleară (+1) și un singur electron în învelișul electronic.

Primii doi izotopi ai hidrogenului (protiu și deuteriu) sunt stabili.

Multe elemente din natură sunt transformate din izotopi : putem spune că majoritatea elementelor chimice sunt amestecuri, în anumite proporții, de izotopi. De exemplu, în cazul elementului carbon s-au identificat 7 izotopi. Izotopii unui element diferă foarte puțin prin proprietățile fizice și chimice; de aceea, separarea izotopilor unui element se realizează foarte greu, prin metode și cu aparate speciale.

**Masa atomică.** Se știe că masa atomică relativă a oricărui element se exprimă în raport cu a 12 – a parte din masa izotopului  ${}^{12}_6\text{C}$  (numită unitate carbon sau unitate de masă atomică, prescurtat u.m.).

Masa atomică a unui element  ${}^{12}_6\text{C}$  este determinată de :

- Masa atomică relativă a izotopilor;
- Procentul în care se găsesc acești izotopi în compoziția elementului.

EXEMPLU: calculul masei atomice a unui element

Clorul are doi izotopi :  $^{35}_{17}\text{Cl}$  și  $^{37}_{17}\text{Cl}$ . Cei doi izotopi ai clorului cu numărul de masă 35 și 37 se găsesc în proporție de aproximativ 3 : 1 (75% și 25%); calculându-se masa atomică relativă a clorului s-a găsit egală cu valoarea de 35,5. Se observă că, în general, masa atomică a unui element are o valoare fracționară, spre deosebire de numărul de masă care este un număr întreg; masa atomică se notează cu A. La toate elementele se poate aproxima masa atomică cu un număr întreg, doar clorul este singurul element cu masă fracționată deoarece nu se poate aproxima -  $^{35,5}_{17}\text{Cl}$ .

**Importanța izotopilor.** Cunoașterea și studiul însușirilor izotopilor sunt de mare însemnătate practică, deoarece izotopii diferitelor elemente au multe și variate aplicații în domeniile importante ale activității umane : industrie, agricultură, medicină, arheologie, paleontologie etc.

Izotopii multor elemente au proprietăți radioactive, adică se descompun transformându-se în alte elemente, emițând în același timp radiații; aceștia se numesc radioizotopi.

În centralele atomo-electrice, energia nucleară este transformată în energie electrică, relativ ieftină, utilizată în industrie, transporturi, în viața de zi cu zi. În reactoarele nucleare ale acestor centrale atomo-electrice se utilizează izotopul radioactiv al uraniului :  $^{235}_{92}\text{U}$ .

Energia ne poate folosi în diverse domenii : propulsarea unor nave maritime uriașe, pentru desalinizarea apei de mare, pentru construirea unor mici baterii atomice cu care se pot acționa diverse dispozitive. În industrie, izotopii radioactivi mai pot fi utilizați pentru controlul uzurii și depistării defectelor unor piese și instalații metalice. De exemplu, cu ajutorul izotopului 60 al cobaltului ( $^{60}\text{Co}$ ) se poate urmări nivelul fontei topite în furnal, iar prin adăugarea de radiosulf se determină conținutul de sulf din fontă. Cu ajutorul unor izotopi ai carbonului, oxigenului, sulfului au fost studiate și lămurite mecanismele unor procese tehnologice chimice, ca : vulcanizarea cauciucului, prelucrarea petrolului, descompunerea grăsimilor etc.

În medicină, izotopii radioactivi sunt utilizați în diagnosticarea și tratarea unor boli. Astfel, cu izotopul radioactiv al iodului se studiază funcționarea glandei tiroide, cu calciu radioactiv se examinează stomacul și se depistează ulcerele. Depistarea și tratarea tumorilor canceroase reprezintă una dintre cele mai importante aplicații ale izotopilor în medicină. Cu ajutorul izotopului radioactiv al  $^{14}_6\text{C}$ , geologii pot stabili vârsta rocilor, iar arheologii vârsta obiectelor dezgropate care au aparținut unor civilizații dispărute.

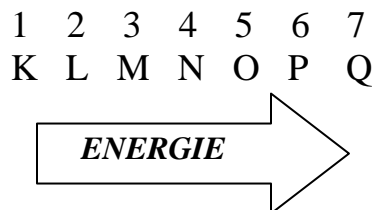
În agricultură, izotopii își găsesc aplicații în tratarea semințelor, în studierea solului.

În părțile superioare ale atmosferei, datorită razelor cosmice se formează izotopul  $^{14}_6\text{C}$ . Plantele prin asimilarea dioxidului de carbon ( $\text{CO}_2$ ) în procesul de fotosinteză fixează toți cei trei izotopi ai carbonului natural. Animalele erbivore se hrănesc cu plante, cele carnivore mănâncă animale erbivore și în final în toate organismele vii se întâlnesc cei trei izotopi  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{13}_6\text{C}$ ,  $^{14}_6\text{C}$ , în proporție constantă.

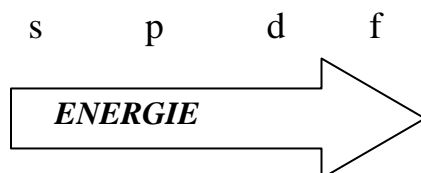
Notarea simbolică a izotopilor  $^A_Z\text{X}$ .

## STRATURI. SUBSTRATURI. ORBITALI

În învelișul electronic electronii sunt organizați pe 7 straturi numerotate de la 1...7 sau de la K...Q începând de la nucleu către exterior.

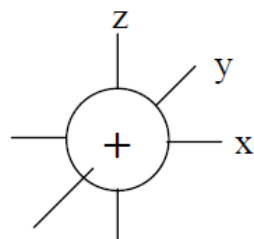


Orbitalul reprezintă zona în care se găsesc cu maximă probabilitate electronii. Orbitalii sunt de mai multe tipuri:



### ORBITAL DE TIP S

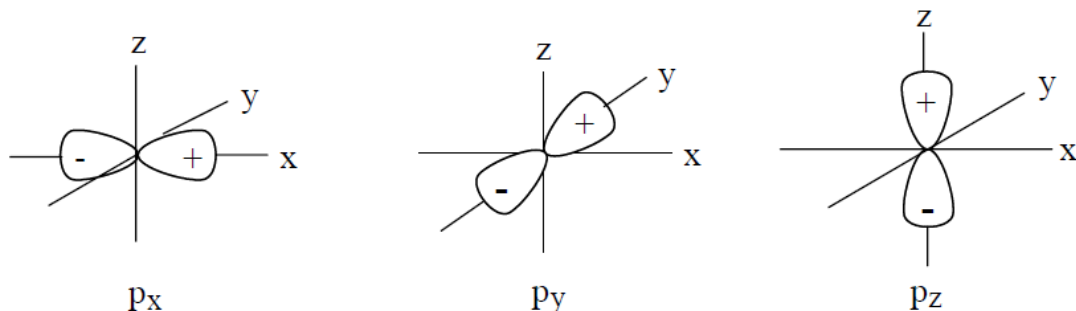
Orbitalul este „s”, are formă sferică (simetrie maximă). Există din primul strat electronic, **K**, fiecare substrat s având un singur orbital s. Pe el încap maxim doi electroni.



Orbital s

### ORBITALI DE TIP P

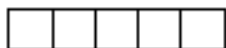
Orbitalii sunt în număr de 3, sunt orbitalii (**px**, **py**, **pz**) și au simetrie bilobară. Există din stratul al doilea, **L**. Pe ei încap maxim 6 electroni.



Orbitalii p

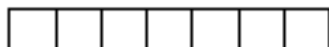
### ORBITALI DE TIP *d*

Sunt în număr de 5 și au forme mai complicate. Se ocupă maxim cu 10 electroni.



### ORBITALI DE TIP *f*

Sunt în număr de 7 și au forme și mai complicate. Se ocupă maxim cu 14 electroni.



Un substrat se notează cu litera orbitalului pe care îl conține precedată de cifra care indică numărul stratului. 1s , 2p, 3d, 4f

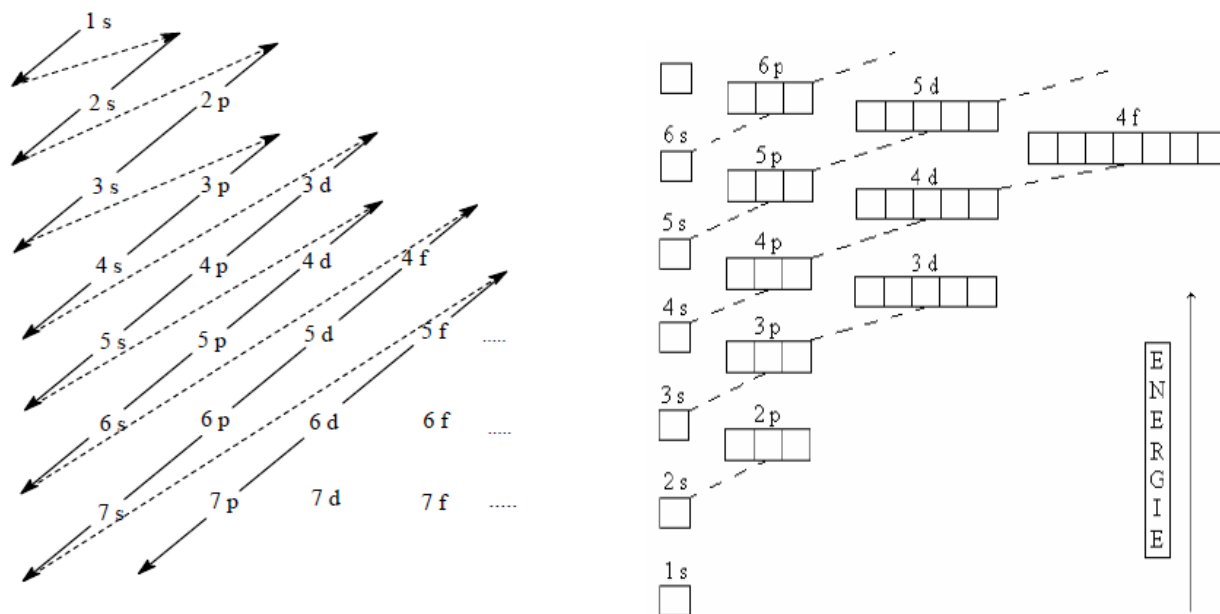
### REGULI DE OCUPARE CU ELECTRONI A STRATURILOR ȘI SUBSTRATURILOR

1. Electronii tind să ocupe poziții de minimă energie. Mai întâi se ocupă straturile 1, 2..7 și orbitalii s, p...f.
2. Într-un orbital încap maxim 2 electroni cu spin opus numiți electroni cuplați. Mișcarea de spin a electronului este mișcarea în jurul axei sale. (Principiul lui Pauling)
3. Mai întâi se ocupă cu câte un electron fiecare orbital liber al unui substrat și apoi urmează completarea cu cel de al doilea electron. (regula lui Hund).

### Modul de ocupare electroni a orbitalilor atomici – succesiunea energetică

Configurația electronică a unui element dat, este omoloagă cu a elementului precedent din sistemul periodic al elementelor, la care se adaugă un nou electron numit *electron distinctiv*.

### DIAGRAMA DE ENERGIE A STRATURILOR ȘI SUBSTRATURILOR



1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f .....

Exemple:

Z=20

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Are 4 straturi (ultima cifră a orbitalilor s din configurație) și 6 substraturi. Face parte din elementele din grupele principale – GRUPA a II-a.

Z=31

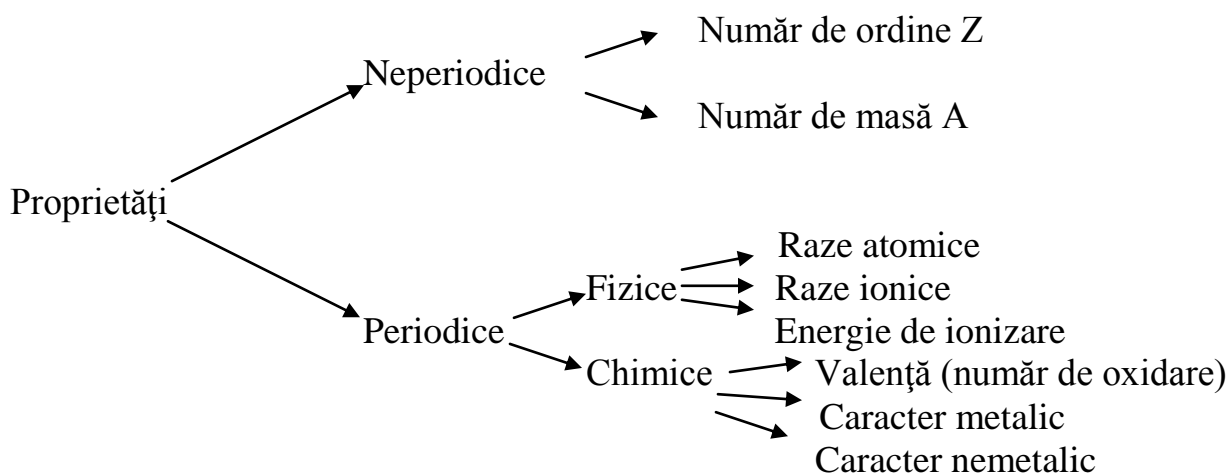
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Are 4 straturi și 8 substraturi. Face parte din grupe principale (are configurația electronică terminată în s sau p).

**Grupa se află adunând electronii din s și p de pe ultimul strat. Este din grupa principală III (2+1).**

**Perioada este dată de numărul de straturi (ultima cifră a orbitalilor de tip „s”).**

## PROPRIETĂȚILE ELEMENTELOR ȘI LOCUL ÎN SISTEMUL PERIODIC

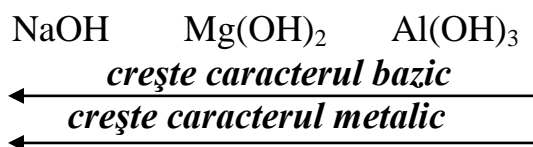


**Z** variază de la 1 la 112 iar **A** de la 1 la 227. Razele atomice și ionice cresc în grupă de sus în jos deoarece crește numărul de straturi și scad în perioadă de la stânga la dreapta deoarece crește numărul de protoni. Valența este dată de electronii de valență, adică de electronii de pe ultimul strat sau substrat în unele cazuri. Pentru elementele din grupele principale I...IV, valența este dată de numărul grupei. Pentru cele din grupele V...VIII, valența este dată de relația (8-n), unde **n** este numărul grupei.

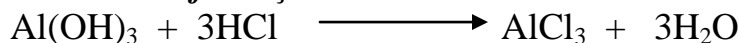
**CARACTER METALIC – configurația electronică se termină în „s”.**

**Caracterul metalic** reprezintă capacitatea elementelor de a ceda electroni și a forma ioni pozitivi. **El scade în perioadă și crește în grupă.** Cel mai pronunțat caracter metalic îl au metalele alcaline. În același sens cu creșterea caracterului metalic crește și tăria bazelor.

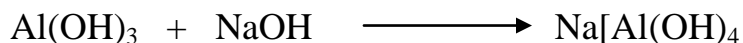




$\text{Al(OH)}_3$  are caracter **amfoter** și de acid bază.



**bază**



**acid**

**hidroxid tetra amino cupric**

### CARACTER NEMETALIC - configurația electronică se termină în „p”.

**Caracterul nemetalic** reprezintă capacitatea elementelor de a accepta electroni și a forma ioni negativi. **El scade în grupă și crește în perioadă.** Cel mai pronunțat caracter nemetalic îl are fluorul.

Ca o necesitate în loc de valență s-a introdus **numărul de oxidare** pentru a explica existența unor compuși ( $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ...). Numărul de oxidare are aplicații în reacțiile cu schimb de electroni. (Redox). Reacțiile chimice care au loc cu modificarea numerelor de oxidare al unuia sau mai multor elemente din componența reactanților sunt reacții de oxidare-reducere.

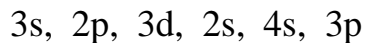
### TESTUL 1

1. Completați spațiile libere:

- Masa atomului este concentrată în .....
- Elementul chimic este specia de atomi cu același .....
- Hidrogenul prezintă un număr de.....izotopi.
- Orbitalii **p** au formă de.....

2p

2. Aranjați în ordinea crescătoare a energiei orbitalii:



1p

3. Stabiliți numărul de  $e^-$  al atomilor care au :

- $4s^2 3d^7$
- $4d^{10} 5p^2$

2p

3. Calculați valoarea lui Z pentru atomii elementelor care conțin:

- 3  $e^-$  în 4p
- 16  $e^-$  în stratul N

2p

4. Cum variază în grupă raza ionică?

2p

**OFICIU**

1p

**TOTAL**

**10p**

## REAȚII REDOX

Reacțiile chimice care au loc cu modificarea numerelor de oxidare al unuia sau mai multor elemente din componența reactanților sunt reacții de oxidare-reducere.

- În reacțiile de **oxidare** un element (ca atare, în formă atomică sau moleculară, sau component al unei specii chimice poliatomice) cedează electroni, deci **își mărește numărul de oxidare**.

*Număr de oxidare = sarcini formale atribuite atomilor, ionilor sau elementelor dintr-o moleculă. El reprezintă totalitatea electronilor unui atom sau ion implicați în formarea de legături ionice sau covalente.*

**OXIDARE = procesul prin care se pierde electroni**

- În reacțiile de **reducere** un element (atom, moleculă, ion monoatomic, ion poliatomic) acceptă electroni, deci își scade numărul de oxidare.

**REDUCERE = procesul prin care se acceptă electroni**

În reacțiile **redox** pot participa ca oxidanți și reducători diferite specii chimice, fie atomi, fie ioni sau molecule. Ca urmare a transferului de electroni are loc modificarea stărilor de oxidare ale unor elemente din compoziția participanților la reacție.

**Determinarea coeficienților stoechiometrici ai reacțiilor redox se face ținându-se seama de conservarea masei substanțelor (bilanțul atomic) și a numărului electronilor schimbați (bilanțul electronic).**

### CRITERII PENTRU STABILIREA NUMERELOR DE OXIDARE

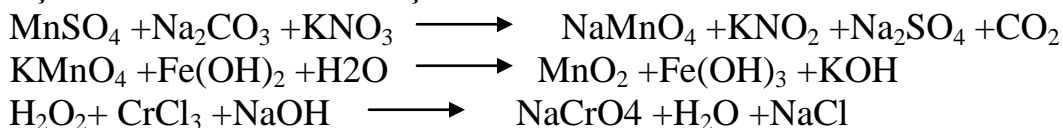
1. N.O. al atomilor în stare liberă este 0.  $\text{Na}^0$ ,  $\text{Cl}_2^0$
2. N.O. al ionilor mono și poliatomici este egal cu sarcina ionului.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ .
3. N.O. al hidrogenului este +1. **Excepție** fac hidrurile metalelor alcaline și alcalino-pământoase când  $\text{N.O.}_\text{H} = -1$ .  $\text{Li}^+\text{H}^-$ ,  $\text{Mg}^{+2}\text{H}_2^-$
4. N.O. al oxigenului este -2. **Excepție** fac peroxizii când  $\text{N.O.}_\text{O} = -1$ .  $\text{H}_2^+\text{O}_2^-$ .
5. N.O. depinde de electronegativitatea elementelor.  $\text{C}^{-4}\text{H}_4^+$ ,  $\text{C}^{+2}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ .
5. Suma N.O. a elementelor dintr-o moleculă neutră este 0.  $\text{H}_2^+\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$
6. Suma N.O. a elementelor dintr-un ion este egală cu sarcina ionului.  $(\text{N}^{-3}\text{H}_4^+)^+$ .

### ETAPELE ÎN STABILIREA COEFICIENȚILOR REDOX AI UNEI REACȚII

1. Trecerea N.O. a tuturor elementelor.
2. Marcarea elementelor care și-au schimbat N.O.
3. Scrierea proceselor de oxidare și reducere.
4. Bilanțul electronic.
5. Trecerea coeficienților rezultați pe reacție.
6. Bilanțul atomic.
7. Hidrogenul și oxigenul se egalează ultimele.

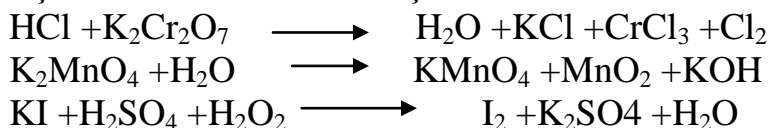
### TESTUL 3

1. Egalați redox următoarele reacții:



5p

2. Egalați redox următoarele reacții:



4p

1p

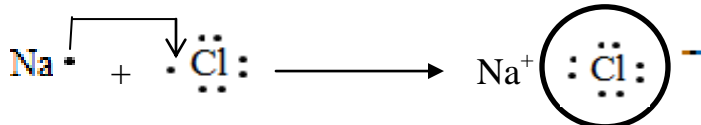
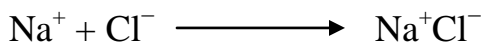
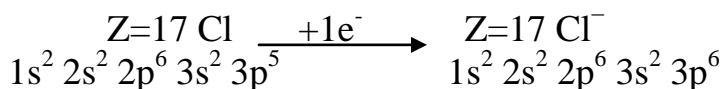
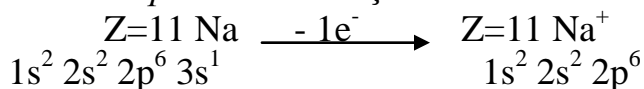
OFICIU

### LEGĂTURI CHIMICE

Prin transformări chimice, atomii au posibilitatea de a ajunge într-o stare de energie minimă. În reacțiile chimice, între atomi se stabilesc anumite forte, numite **legături chimice**. Acestea se clasifică în:

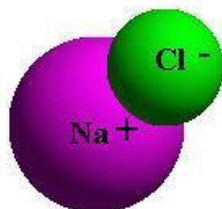
- ◆ ionice,
- ◆ covalente și
- ◆ metalice.

*Legătura ionică se realizează pe baza transferului de electroni de la atomii elementului cu caracter chimic metalic la atomii elementului cu caracter chimic nemetalic și a interacției electrostatice între ionii formați. Tăria legăturii ionice este dată de punctul de topire al substanței ionice.*



W. Kossel(1916) a explicat legătura electrovalentă astfel:

Electrovalența se formează prin transferul electronilor de valență de pe ultimul strat al atomilor elementelor electronegative, fiecare dintre ionii rezultați având o configurație stabilă de gaz inert.



Sare

Substanțele ionice formează **rețele ionice**.

Legături ionice se realizează în săruri, în oxizi bazici și în majoritatea hidroxizilor.



În starea solidă, compușii ionici formează rețele ionice. Unul dintre cei mai cunoscuți compuși ionici, clorura de sodiu, cristalizează în *rețeaua cubică*. Rețele de același tip cu NaCl mai formează:



## **PROPRIETĂȚI ALE SUBSTANȚELOR IONICE**

### **1).STAREA DE AGREGARE**

- În condiții normale de temperatură, substanțele ionice sunt *solide, cristalizate*. Punctele de topire și de fierbere ale compușilor ionici au valori mari, deoarece legătura ionică este o legătură puternică.

- Dimensiunile ionilor au un rol important în determinarea structurii și stabilității cristalului ionic. Punctele de topire ale compușilor ionici sunt cu atât mai mari cu cât raza ionilor este mai mică:

\*NaF (992 °C), NaCl (801 °C), NaBr (740 °C).

- Stabilitatea cristalului ionic este influențată și de mărimea sarcinii ionilor. Astfel, punctul de topire crește cu sarcina ionului pozitiv:

\*NaF (992 °C), MgF<sub>2</sub> (1260 °C), AlF<sub>3</sub> (1290 °C).

### **2).REZISTENTA MECANICĂ**

- Cristalele ionice se sfărâmă sub acțiunea unei forte mecanice.

### **3).SOLUBILITATEA**

- Majoritatea compușilor ionici sunt solubili în solvenți polari, cum este apa.

### **4).CONDUCTIBILITATEA ELECTRICA**

- Cristalele ionice nu conduc curentul electric în stare solidă, deoarece ionii ocupă poziții fixe în rețeaua cristalină. Ionii sunt menținuți în aceste poziții datorită legăturii ionice puternice.

- În stare lichidă sau în soluție, ionii devin mobili; sub acțiunea unei diferențe de potențial, ionii se pot deplasa spre electrozi, făcând posibilă trecerea curentului electric. Substanțele care permit trecerea curentului electric prin soluție sau topitura poartă numele de **electroliți**.

## **Proprietățile (caracteristicile) substanței ionice NaCl**

**1.Cristalizează în rețea cubică ionică**

**2.Punct de topire ridicat (801°C)**

**3.Casantă la lovire – se sfărâmă**

**4.Nu conduce curentul electric în stare solidă**

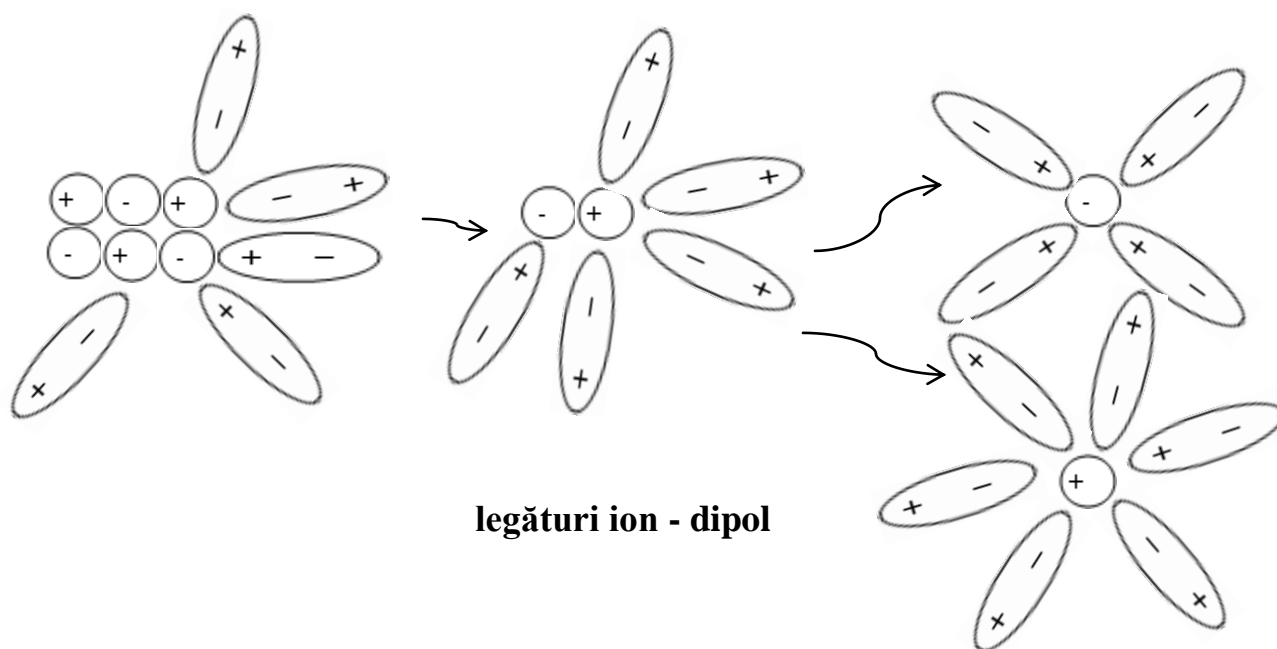
**5.Solubilă în solvenți polari - apă**

## Utilizările (întrebuințările) substanței ionice NaCl

1. Condiment în alimentație
2. Materie primă pentru obținerea sodiei caustice NaOH, prin electroliza soluției

### DIZOLVAREA UNEI SUBSTANȚE IONICE ÎN APĂ

#### Dizolvarea NaCl în apă

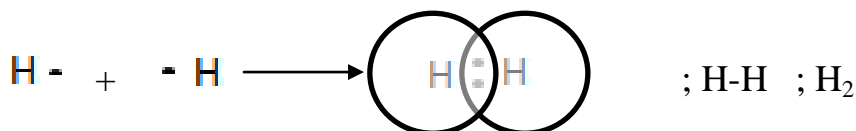


**Legătura covalentă** este legătura chimică în care atomii sunt legați între ei **prin perechi de electroni puse în comun**, atomii având poziții fixe unii față de alții. Aceasta apare doar între atomii nemetalelor, iar rezultatul legării se numește moleculă.

Legătura covalentă poate fi de trei feluri, după modalitatea de punere în comun a electronilor. Astfel, ea este:

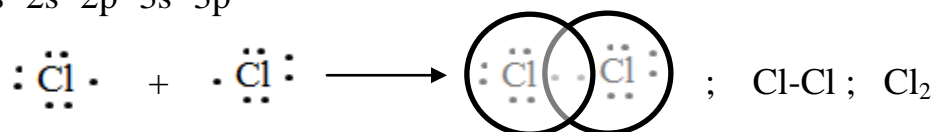
- ◆ **nepolară** - apare la **atomii din aceeași specie** sau la atomii din specii diferite care au electronegativități foarte apropiate (aceștia fiind carbonul și hidrogenul). Fiecare dintre cei doi atomi pune în comun câte un electron, și fiecare atrage la fel de mult perechea astfel formată.

Z=1 H  
1s<sup>1</sup>



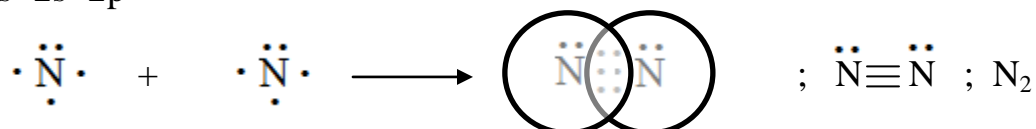
Z=17 Cl

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Z=7 N

$1s^2 2s^2 2p^3$



Z=8 O

$1s^2 2s^2 2p^4$

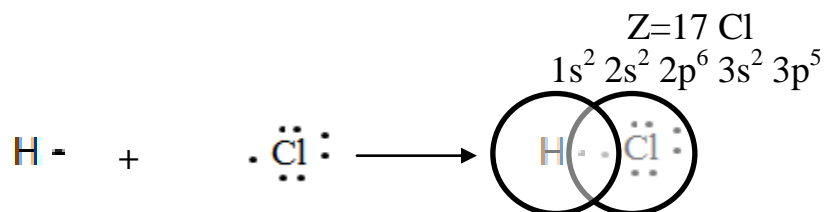


- ♦ **polară** - există doar **între atomi ai nemetalelor din specii diferite**. Fiecare dintre cei doi atomi pune în comun câte un electron, dar atomul care are electronegativitatea mai mare atrage mai puternic perechea formată. Atomul cu electronegativitatea mai mică devine astfel dezvelit de electroni.

**HCl – legătură covalentă polară H-Cl**

Z= 1 H

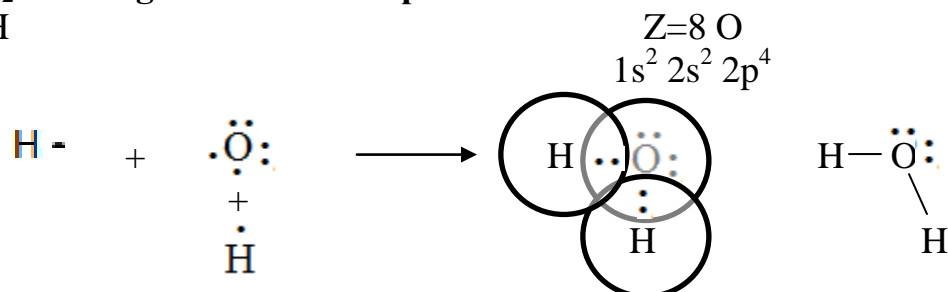
$1s^1$



**H<sub>2</sub>O – 2 legături covalente polare O-H**

Z= 1 H

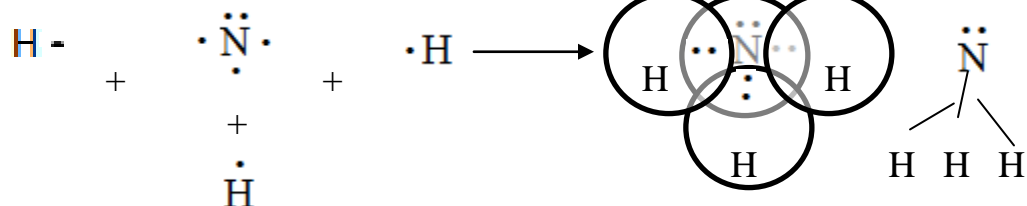
$1s^1$



**NH<sub>3</sub> – 3 legături covalente polare N-H**

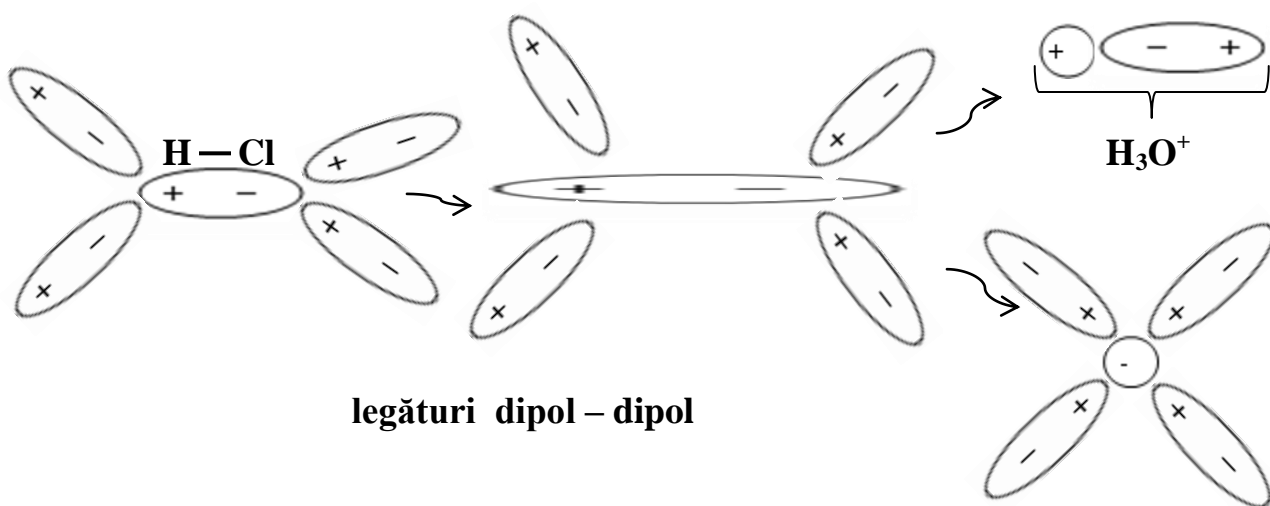
Z=1 H  
1s<sup>1</sup>

Z=7 N  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>



**DIZOLVAREA UNEI SUBSTANȚE CU MOLECULĂ POLARĂ ÎN APĂ**

**Dizolvarea HCl în apă**

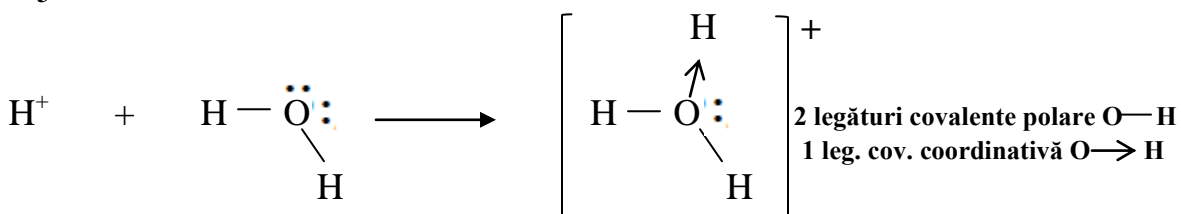


legături dipol – dipol

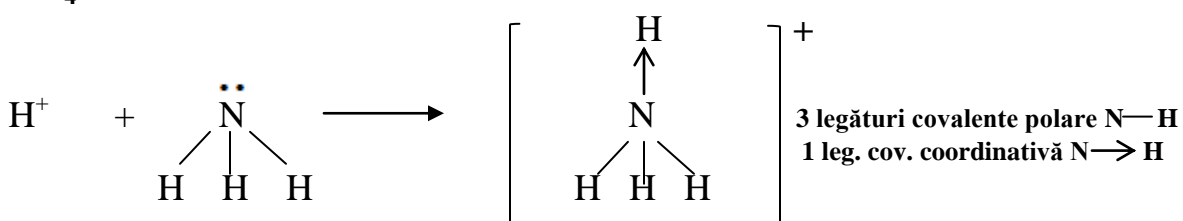
legături ion-dipol

- ◆ **coordinativă** - este o legătură covalentă polară specială. În acest caz, doar un atom pune în comun cei doi electroni necesari formării legăturii (acesta numindu-se *donor*), iar celălalt doar acceptă perechea oferită (acesta numindu-se *acceptor*)

**H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** ion amoniu

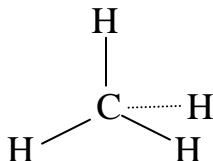


**NH<sub>4</sub><sup>+</sup>** ion amoniu



**O moleculă este nepolară** când rezultă din unirea a doi atomi identici, prin punere în comun de electroni cu participare egală. Exemple de molecule nepolare sunt moleculele de : H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>.

Ca exemple de molecule nepolare mai pot fi date moleculele de metan CH<sub>4</sub>, tetraclorura de carbon CCl<sub>4</sub>, formate din atomi diferiți, dar având o structură simetrică.



**O moleculă este polară** când rezulta din unirea a doi atomi diferiți tot prin punere în comun de electroni. Într-o moleculă formată din atomi diferiți, perechea de electroni care formează legătura covalentă nu mai aparține în egală măsură ambilor atomi, ci este deplasată mai mult spre unul din atomi și anume spre acel atom la care este mai accentuat caracterul electronegativ. Ca exemple de molecule polare sunt moleculele de NH<sub>3</sub> gazos sau lichid, H<sub>2</sub>O și de HCl gazos sau lichid etc.

La formarea moleculei polare de NH<sub>3</sub> din cei 5 electroni de pe ultimul strat al atomului de azot, numai 3 din ei participa la formarea celor 3 legături covalente împreună cu cei 3 atomi de hidrogen, rămânând atomului de azot încă doi electroni disponibili (pereche de electroni neparticipanți). În mod asemănător se formează moleculele polare de H<sub>2</sub>O și de HCl. Substanțele cu legături covalente se numesc molecule și pot forma **rețele atomice și rețele moleculare**.

### PROPRIETĂȚILE DIAMANTULUI ȘI GRAFITULUI

DIAMANT	GRAFIT
- punct de fierbere ridicat (p.f. > 3500°C)	- punct de fierbere ridicat; este în stare solidă chiar la 4100°C
- duritate : cea mai mare 10 (scara Mohs) ⇔ utilizat ca abraziv, la decuparea sticlei (legături puternice între toți atomii)	- duritate : 1 (scara Mohs) - planele paralele de atomi legate prrin forșe slabe alunecă, clivează ⇔ lasă urme pe hârtie (mina de creion), este onctuos
- densitate : 3,5 g/cm <sup>3</sup>	- densitate : 2,2 g/cm <sup>3</sup>
- izolant electric și termic (nu are electroni mobili)	- conduce curentul electric (electronii mobili din planurile paralele feuilletes) și căldura
- incolor, transparent, strălucitor	- opac, de culoare neagră
- insolubil în toți solvenții	- insolubil în toți solvenții
- reactivitate chimică foarte scăzut (practic inert)	- mai reactiv decât diamantul

### TEST 2 - LEGĂTURA COVALENTĂ

#### 1. Legătura covalentă este legătura chimică ce se stabilește:

- prin punere în comun de electroni;
- prin transfer de electroni;
- prin punere în comun sau prin transfer de electroni.



**2. Legătura covalentă se stabilește între elemente chimice:**

- a) cu caracter chimic și electrochimic diferit;
- b) cu caracter chimic și electrochimic identic;
- c) sunt valabile ambele răspunsuri de mai sus.

**3. Legătura covalentă se stabilește între:**

- a) două metale ;
- b) două nemetale;
- c) un metal și un nemetal.

**4. O legătură covalentă se realizează:**

- a) într-o singură etapă – punerea în comun a electronilor;
- b) în două etape - formarea ionilor și exercitarea forței electrostatice;
- c) nici un răspuns nu este corect.

**5. O legătură covalentă se stabilește:**

- a) între hidrogen și sodiu ;
- b) între azot și hidrogen;
- c) între aluminiu și oxigen.

**6. Prin stabilirea unei legături covalente între două elemente:**

- a) se formează o moleculă;
- b) se formează un compus ionic;
- c) se formează o moleculă sau un compus ionic.

**7. Legăturile covalente sunt de două feluri:**

- a) legături covalente simple și legături covalente duble;
- b) legături covalente polare și legături covalente nepolare;
- c) nici un răspuns nu este corect.

**8. În șirul de mai jos sunt numai compuși covalenți:**

- a)  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ;
- b)  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$ ,  $Na_2O$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ;
- c)  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$ ,  $SO_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$

**9. În șirul  $H_2O$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$ ,  $Na_2O$ ,  $H_2$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$  sunt:**

- a) 2 molecule covalente nepolare și 7 molecule covalente polare;
- b) 2 molecule covalente nepolare și 6 molecule covalente polare;
- c) 7 molecule covalente nepolare și 2 molecule covalente polare.

*Se acordă un punct din oficiu*

## INTERACȚII ÎNTRE MOLECULE

Interacții intermoleculare sunt:

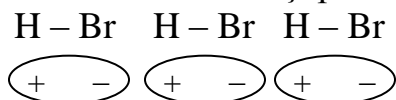
- legătura de hidrogen
- legătura dipol-dipol
- forțele van der Waals

Legătura de hidrogen se manifestă între molecule care conțin atomi de hidrogen legați de un element puternic electronegativ și cu volum mic (N, O, F). Se realizează între

atomul de hidrogen al unei molecule și elementul cu electronegativitate mare dintr-o moleculă vecină. Apar ca niște asociații moleculare.  $(\text{HF})_n$ ,  $(\text{H}_2\text{O})_n$ ,  $(\text{NH}_3)_n$



Legătura dipol-dipol se manifestă între molecule polare ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HBr}$ ,...). Se realizează între polul pozitiv al unei molecule și polul negativ al unei molecule vecine.



Legătura van der Waals se manifestă între molecule nepolare ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ) sau slab polare ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ). Se realizează ca niște simple forțe fizice foarte slabe.



**Legătura coordinativă** se formează cu ajutorul perechilor de electroni neparticipanți care provin de la același atom. Legătura coordinativă se deosebește de legătura covalentă prin aceea că ambii electroni din perechea de electroni care formează legătura coordinativă, provin de la același și nu unul de la fiecare atom.

Exemple de combinații care se formează pe baza legăturii coordinative sunt : ionul hidroniu (hidroxoniu) și ionul amoniu. În cazul formării ionului hidroniu  $[\text{H}_3\text{O}]^+$ , protonul  $\text{H}^+$  rezultat prin disocierea electrolitică a unui acid, neputând exista în stare liberă ci numai legat de alte molecule, se fixează la una dintre perechile de electroni neparticipanți ai oxigenului din apă ; ionul  $\text{H}^+$  (protonul) aduce cu sine o sarcină pozitivă, care devine sarcina ionului hidroniu.

În mod asemănător, la formarea ionului amoniu  $[\text{NH}_4]^+$  protonul  $\text{H}^+$  se fixează coordinativ la perechea de electroni neparticipanți ai azotului din molecula polară de amoniac, și sarcina a protonului devine sarcina întregului ion amoniu.

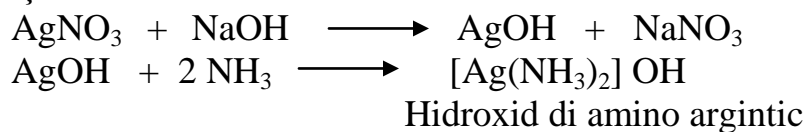
Atomul care pune la dispoziție perechea de electroni pentru formarea legăturii coordinative se numește *donor*, iar cel care o folosește *acceptor*.

În exemplele menționate, donorul este atomul de oxigen și cel de azot, iar acceptorul protonul ( $\text{H}^+$ ). Uneori legătura coordinativă se reprezintă printr-o săgeată îndreptată de la donor la acceptor.

## OBȚINEREA UNOR COMBINAȚII COMPLEXE

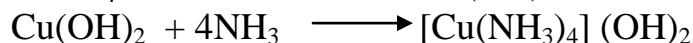
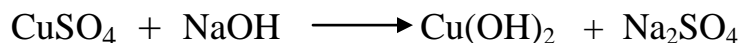
**EXPERIMENTUL 1** : Se introduc într-o eprubetă 2 - 3 ml dintr-o soluție de  $\text{AgNO}_3$  și apoi se adăugă o soluție apoasă de  $\text{NaOH}$  până la apariția precipitatului alb de  $\text{AgOH}$ . Se adăugă în continuare o soluție de amoniac ( $\text{NH}_3$ ) până la dizolvarea precipitatului. Se obține REACTIVUL TOLLENS (hidroxid di amino argentic)

Ecuatiile reacțiilor care au avut loc sunt:



**EXPERIMENTUL 2** : Într-o eprubeta cu 1 - 2 cm<sup>3</sup> de soluție de CuSO<sub>4</sub> de concentrație 0,1 M turnați câteva picături de soluție de NaOH 1M . Se formează un precipitat albastru, gelatinos de Cu(OH)<sub>2</sub>. Se adăuga , în picături, soluție de NH<sub>3</sub> 1M, agitând eprubeta. Se observă dispariția precipitatului și colorarea soluției în albastru intens, datorită formării combinației complexe, hidroxid tetraamino cupric.

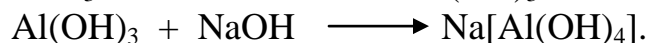
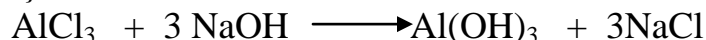
Ecuatiile reacțiilor care au avut loc sunt:



REACTIV SCHWEITZER

**EXPERIMENTUL 3** : Într-o eprubetă ce conține 3 ml soluție de AlCl<sub>3</sub> se introduce, în picături, o soluție de NaOH. Se observă apariția unui precipitat gelatinos alb de Al(OH)<sub>3</sub>. Dacă se continuă adăugarea de NaOH, se observă dizolvarea precipitatului.

Ecuatiile reacțiilor care au avut loc sunt :



Tetra hidroxo aluminatul de sodiu

Combinațiile complexe, compușii de coordinație sau, simplu, complecși sunt combinațiile care conțin un atom sau un ion central (de obicei un metal) de care sunt legați prin legături covalente coordinative molecule neutre sau ioni (așa-numiții liganzi).

În funcție de suma sarcinilor ionului central și a grupărilor care-l înconjoară, combinația complexă poate fi un anion sau un cation : ; [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup> ; [NH<sub>4</sub>]<sup>+</sup>.

Numărul de molecule sau ioni (liganzi) care se leagă de ionul central poartă numele de număr de coordinație. În general, numărul de coordinație are valori cuprinse între 2 și 6 și foarte rar valoarea 7 sau 8. Ca atom central poate funcționa aproape oricare din elementele sistemului periodic, dar cea mai mare tendință de a forma complecși o au metalele tranziționale; la rândul lor, liganzii pot fi foarte diferiți, de la ioni monoatomici simpli până la substanțe organice cu structuri foarte complicate. Ca liganzi în acești compuși apar fie:

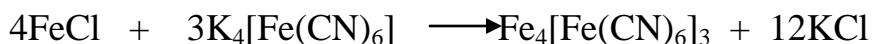
- molecule neutre, ca: NH<sub>3</sub> , H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>N - H<sub>2</sub>C<sup>-</sup> - CH<sub>2</sub> - NH<sub>2</sub> (etilendiamina),
- fie ioni, ca : F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup> , Br<sup>-</sup> , SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> , SCN<sup>-</sup>.

### Aplicațiile combinațiilor complexe

Cele mai frecvente utilizări ale combinațiilor complexe sunt în analiza chimică. O serie de ioni ai metalelor, datorită ușurinței de a forma combinații complexe, caracterizate prin culoare intensă sau prin solubilitate redusă, se pot determina prin analiza calitativă sau cantitativă.

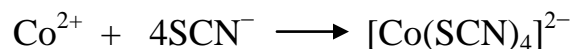
#### Exemple de identificare a unor ioni:

(I) Într-o eprubetă se introduc 2-3 ml dintr-o soluție de FeCl<sub>3</sub> în care se adăugă o soluție apoasă de K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Se observă apariția unui precipitat albastru (albastru de Berlin) insolubil în H<sub>2</sub>O și în HCl diluat. Ecuatia reacției este:

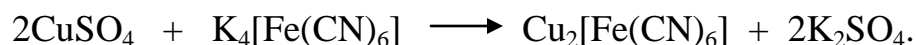


Reacția este caracteristică pentru ionul  $\text{Fe}^{3+}$ ; dacă soluția ce conține ionii respectivi este foarte diluată, se obține o soluție albastră, ceea ce permite determinarea prezentei  $\text{Fe}^{3+}$  în urme.

(II) Într-o eprubeta în care se găsesc 2-3 ml soluție conc. de  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  se adăugă 1-2 ml eter etilic și apoi o soluție de  $\text{KSCN}$ . Se obține o colorație intens albastră, caracteristică pentru  $\text{Co}^{2+}$ . Ecuația reacției este:



(III) Într-o eprubetă în care se află 2-3 ml dintr-o soluție de  $\text{CuSO}_4$  se adăugă câteva picături de acid acetic și apoi 2 ml dintr-o soluție de  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Se observă formarea unui precipitat de culoare brun-roșcată. Ecuația reacției este:



Dacă ionii de  $\text{Cu}^{2+}$  sunt în concentrație mică, în soluție se obține o colorație roză. Reacția permițând evidențierea  $\text{Cu}^{2+}$  în urme.

### LEGĂTURA METALICĂ.

Într-un cristal metalic atomii de metal sunt uniți prin **legături metalice**. În explicarea legături metalice se admite că distribuția electronilor în atomii de metal din rețeaua metalică este diferită de distribuția electronilor în atomii de metal liberi.

Într-un **atom liber de metal**, electronii sunt repartizați conform: *principiului energetic* (al construcției), *principiului lui Pauling* și *regulii lui Hund*. Din cauza **numărului mic de electroni în stratul de valență** acești **atomi nu se pot lega între ei nici prin covalențe** (rețeaua metalică prezintă un aranjament compact al atomilor, fiecare atom are 8 sau 12 atomi vecini), **nici prin electrovalențe** (legătura ionică nu se realizează între ioni provenind de la atomi de același fel) pentru a-și realiza configurația stabilă de gaz rar.

**În cristalul metalic** atomii se află la distanțe mici unii de alții, de aceea **orbitalii stratului de valență nu mai aparțin unui atom sau unei perechi de atomi, ci devin comuni tuturor atomilor**, se contopesc dând naștere unor **orbitali extinși pe tot cristalul metalic**. Formează **rețele metalice**.

### SOLUȚII

Soluțiile sunt amestecuri omogene formate din 2 sau mai multe substanțe. Soluția este formată din cel puțin 2 componente:

- solvent (dizolvant, componenta este în cantitate mai mare)
- solvat (dizolvat, componenta se găsește în cantitate mai mică)

**DIVOLVARE** = fenomenul de întrepătrundere a particulelor solvatului printre moleculele solventului.

**SOLUȚIE** = amestecul omogen a două sau mai multe substanțe.

Soluțiile pot avea componente în aceeași stare de agregare.

- SOLUȚII** - gazoase(aerul)  
- lichide (alcool cu apă)  
- solide(aliajele)

Soluțiile se obțin prin dizolvarea unei substanțe într-un anumit solvent sau prin amestecarea unor soluții diferite.

### SOLUBILITATEA SUBSTANȚELOR

**SOLUBILITATEA** substanțelor este proprietatea de a se dizolva într-un anumit solvent. Două lichide care se pot dizolva unul în celălalt se numesc lichide **miscibile**

După solubilitatea în apă substanțele se pot clasifica în:

- ușor solubile – zahar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), sare (**NaCl**)  
greu solubile – gipsul  $CaSO_4 \cdot \frac{1}{2} H_2O$   
insolubile – clorură de argint (**AgCl**), sulfat de bariu ( $BaSO_4$ )

Factorii care influențează solubilitatea sunt:

1. natura solventului și solvatului
2. temperatura
3. presiunea

*Solubilitatea gazelor crește când scade temperatura și crește presiunea*

*Solubilitatea solidelor crește când crește temperatura și presiunea (agitația moleculară)*

Cristalohidrați sunt substanțe solide care conțin în molecula lor apă de cristalizare.

- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  - piatră vânată  
 $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  - sare amară

### CONCENTRAȚII SOLUȚIILOR

**Concentrația procentuală** reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100grame soluție.

$$C = \frac{md}{ms} \times 100$$

**Concentrația molară** reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție.

$$C_M = \frac{md}{M \cdot V_s} \quad \text{sau} \quad C_M = \frac{v}{V_s}$$

$$v = \frac{m}{M} \text{ este numărul de moli. (densitatea) } \rho = \frac{ms}{V_s}$$

Când avem în probleme substanțe gazoase

$$v = \frac{V}{22,4} \text{ unde } 22,4 \text{ este volumul oricărui mol de gaz în condiții}$$

normale. Condiții normale înseamnă  $P=1 \text{ atm}$  și  $t=0^{\circ}\text{C}$ ;  $T= 273^{\circ}\text{K}$

$$T = t + 273$$

Ecuția de stare a gazelor ideale este:

$$PV = vRT \text{ unde } R \text{ este constanta gazelor}$$

$$R = \frac{22,4}{273} = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$$

Un mol din orice gaz ocupă în c.n un volum de 22,4 L și conține un număr de  $6,022 \cdot 10^{23}$  particule (ioni, atomi sau molecule). Acest număr se numește numărul lui Avogadro ( $N_A$ ).

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Numărul de molecule =  $v \cdot N_A$

Numărul de atomi/ioni/protoni/electroni =  $v \cdot N_A \cdot x$  (număr de atomi/... din molec )

## REAȚII ACIDO-BAZICE



Prin teoria protolitică a lui Brønsted **acizii sunt substanțe capabile să cedeze ioni de  $\text{H}^+$  (protoni)**. Orice acid prin cedare de protoni se transformă în **bază conjugată** și orice bază prin acceptare de protoni se transformă în **acidul conjugat**.

### Definiția acizilor

Acizii sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră, pe lângă atomi ai nemetalelor, unul sau mai mulți atomi de hidrogen, care pot fi substituiți cu atomi de metal, dând naștere la săruri.

Conform definiției, substanțele chimice au forma HBr, HI, HCl.

### Clasificarea acizilor

După compoziție, acizii se clasifică în :

- hidracizi – conțin în molecula lor doar atomi de hidrogen și de nemetal ;
- oxiacizi – conțin în molecula lor, pe lângă atomi de hidrogen și nemetal, și atomi de oxigen .

După numărul atomilor de hidrogen, care pot fi înlocuiți cu metale, acizii se împart în 3 grupe :

- monobazici : HCl, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub> – COOH, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- dibazici : H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>
- tribazici : H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>

### Formula generală a acizilor

Formula generală a acizilor este  $H_mA$ . Dacă înlocuim pe A cu radicalii cunoscuți și pe  $m$  cu valența acestora, se pot obține formulele acizilor.

$HCl / Cl^-$  ;                       $H_3O^+ / H_2O$  ;                       $H_2O / HO^-$   
acid bază conjugată    acid    bază conjugată    acid / bază conjugată

$NH_4^+ / NH_3$  ;                       $H_2SO_4 / HSO_4^-$  ;                       $HSO_4^- / SO_4^{2-}$   
acid bază conjugată    acid    bază conjugată    acid / bază conjugată

**acid monoprotic = acidul care în soluție apoasă cedează un proton ( $H^+$ )**

**acid tare = acidul care în soluție apoasă cedează mulți protoni ( $H^+$ ) și ionizează total**

Exemple de acizi

1. Acizi tari     $HCl$ ,     $H_2SO_4$ ,
2. Acizi slabi     $H_2CO_3$ ,     $CH_3COOH$

### Proprietățile acizilor

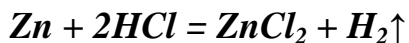
Proprietăți fizice

Acizii sunt substanțe gazoase, lichide sau solide. Se dizolvă în apă, formând soluții cu gust acrișor și sunt bune conducătoare de electricitate.

➤ Acțiunea acizilor asupra indicatorilor  
Acizii înroșesc soluția de turnesol, iar fenolftaleina rămâne incoloră în mediul acid.

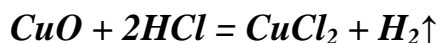
Proprietăți chimice

➤ Reacția acizilor cu metalele  
Acizii reacționează cu unele metale, formând săruri și eliberând hidrogenul.



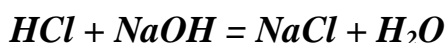
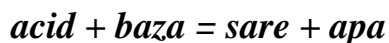
➤ Reacția acizilor cu oxizii metalelor

Acizii reacționează cu oxizii bazici, formând săruri și apă.



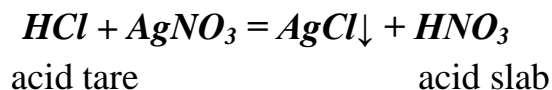
➤ Reacția de neutralizare

Acizii reacționează cu bazele, formând săruri și apă, conform reacției generale :



➤ Reacția acizilor cu sărurile

Din reacțiile acizilor cu sărurile se obțin acizi și săruri noi.



Acizii tari scot din sărurile lor acizii slabi.

### Importanța și utilizările acizilor

Importanța acizilor este atât de mare încât prezentarea utilizărilor nu poate fi ușor epuizată.

**Acidul clorhidric** se folosește la obținerea în laborator a hidrogenului, clorului, a clorurilor și acizilor mai slabi. De asemenea, se folosește și în industriile coloranților, medicamentelor, pielăriei, textilelor și maselor plastice.

**Acidul sulfuric (vitriol)** este considerat sângele industriei. Se folosește la obținerea sulfatilor, a îngrășămintelor chimice, a hidracizilor și a oxiacizilor, în industria farmaceutică.

Acidul azotic are largi utilizări în industria îngrășămintelor chimice, a explozivilor, a coloranților, a firelor și fibrelor sintetice.

### Definiția bazelor

**Bazele** sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră un atom de metal și un număr de grupări hidroxil, egal cu valența metalului și **pot accepta protoni**. Tot cu rol de baze pot fi considerați și unii compuși organici cum ar fi aminele. De aceea denumirea inițială a bazelor a trebuit să fie extinsă.

### Clasificarea bazelor

După solubilitatea în apă, bazele se clasifică în 2 categorii :

- baze solubile NaOH, KOH
- baze insolubile sau greu solubile. Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>

### Formula generală a bazelor

Formula generală a bazelor este M(OH)<sub>n</sub>.

După formula generală, bazele metalelor monovalente sunt de forma MOH, cele divalente M(OH)<sub>2</sub> și cele trivalente M(OH)<sub>3</sub> etc.

**bază monoprotică = baza care poate accepta un proton (H<sup>+</sup>)**

**bază tare = baza care poate accepta mulți protoni (H<sup>+</sup>) – ionizează total cedând multe grupe hidroxil HO<sup>-</sup> (sau acceptă mulți protoni).**

Exemple de baze

1. Baze tari NaOH, KOH
2. Baze slabe NH<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>



## Proprietățile bazelor

### Proprietăți fizice

Bazele solubile și insolubile sunt substanțe solide, albe sau colorate. Soluțiile bazelor solubile sunt leșioase și lunecoase la pipăit, vatămă pielea și organismul fiind caustice.

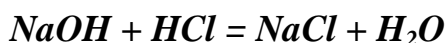
➤ Acțiunea bazelor asupra indicatorilor

Toate bazele solubile albăstresc turnesolul și înroșesc fenolftaleina, proprietăți folosite la identificarea bazelor.

### Proprietăți chimice

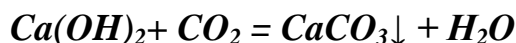
➤ Reacția de neutralizare

Toate bazele reacționează cu acizii, formând săruri și apă.



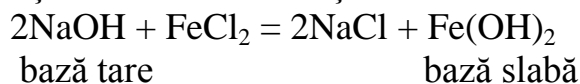
➤ Reacția bazelor cu oxizii acizi

Bazele reacționează cu oxizii acizi, formând săruri și apă.



➤ Reacția bazelor cu sărurile

Bazele solubile reacționează cu sărurile și formează baze și săruri noi.



Baza mai tare scoate din sarea ei baza mai slabă

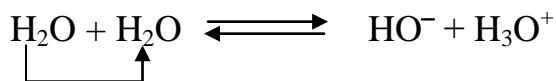
## Importanța și utilizările bazelor

Bazele substanțelor alcaline NaOH și KOH, constituie reactivi folosiți frecvent în laboratoare. În industrie, hidroxidul de sodiu este utilizat la fabricarea săpunului, la obținerea fibrelor artificiale, la mercerizarea bumbacului, la fabricarea sodei de rufe.

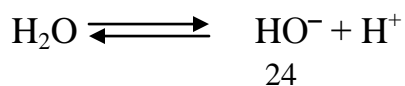
Hidroxidul de calciu este o substanță de prima importanță în industrie și în construcții. Laptele de var, soluție care se obține prin dizolvarea hidroxidului de calciu în apă, se folosește la văruirea clădirilor, la obținerea mortarului etc. Apa de var se folosește în industria zaharului, în medicină și pentru recunoașterea dioxidului de carbon în laborator.

## PRODUSUL IONIC AL APEI

Moleculele de apă pot ioniza conform ecuației



Sau forma simplificată:



[HO<sup>-</sup>] – concentrație în bază (ion hidroxid)

[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] – concentrație în acid (ion hidroniu)

### **pH și pOH**

Caracterul acid sau bazic al unei soluții este dat de concentrația în ioni de hidrogen. Pentru o exprimare mai ușoară, s-a introdus noțiunea de pH.

pH-ul unei soluții indică concentrația în ioni de hidrogen și se exprimă prin logaritmul cu semn schimbat al [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} ; \text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

pOH-ul este noțiunea echivalentă cu pH-ul, dar referitoare la concentrația ionilor de hidroxil.

$$[\text{HO}^-] = 10^{-\text{pOH}} ; \text{pOH} = -\lg [\text{HO}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

sau

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

0 < pH < 7 – mediu acid

pH = 7 – mediu neutru

7 < pH < 14 – mediu bazic

Caracterul acid sau bazic al unei soluții este dat de concentrația în ioni de hidrogen. Pentru o exprimare mai ușoară, s-a introdus noțiunea de pH.

Dacă șamponul folosit este foarte acid (pH=1-2) punțile de hidrogen și cele saline nu se mai formează, părul devine fragil și fără strălucire. Dacă pH-ul este unul bazic (8,5) dăunează de asemenea părului.

<b>Natura soluției</b>	<b>Suc de lămâie</b>	<b>Oțet</b>	<b>Must</b>	<b>Lapte</b>	<b>Bere</b>	<b>Salivă</b>	<b>Apa mării</b>	<b>Apă de spălare</b>
<b>Valoare pH</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>6,5</b>	<b>5</b>	<b>7</b>	<b>8,5</b>	<b>9</b>

Pentru că majoritatea tinerilor consumă mari cantități de alcool (bere sau băuturi distilate) precum și tutun, toate acestea asociate cu o hrană necorespunzătoare cum ar fi: nu există un program de masă, se consumă alimente gen fast food, foarte multe prăjeli au drept efect deteriorarea mucoasei stomacale astfel încât, sucul gastric, care s-a văzut mai sus este foarte acid, ajunge la peretele stomacului începând erodarea acestuia.

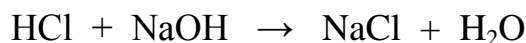
După câțiva ani cei care nu renunță la asemenea obiceiuri încep prin a avea la început gastrite iar apoi alte boli mai grave la nivelul stomacului sau a intestinelor.

## REAȚIA DE NEUTRALIZARE

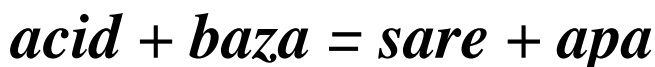
Reacția de neutralizare este una dintre cele mai importante reacții chimice. Termenul este atribuit de obicei reacției dintre un acid și o bază.

*Este reacția dintre un ion gram-hidroniu și un ion-gram hidroxid cu formarea unei molecule-gram de apă.*

Reacția de neutralizare este un caz particular al reacțiilor protolitice. Când reacționează soluții apoase de acizi tari cu soluții apoase de baze tari se combină ionii de hidroniu și ionii de hidroxil pentru a forma apă. În același timp se formează și o sare.

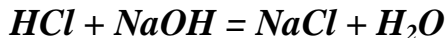


Deoarece ionii de sodiu și de clor sunt prezenți și în sarea care se formează, ecuația se poate scrie și astfel :

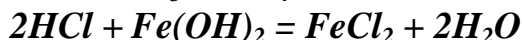


Exemple de reacții de neutralizare

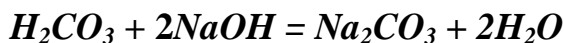
**1. Acid tare cu bază tare**



**2. Acid tare cu bază slabă**



**3. Acid slab cu bază tare**



**4. Acid slab cu bază slabă**



## INDICATORI

*Sunt substanțe care își pot modifica culoarea în funcție de pH-ul mediului.*

Indicatorul	Mediul acid $0 < \text{pH} < 7$	Mediul neutru $\text{pH} = 7$	Mediul basic $7 < \text{pH} < 14$
Turnesol	roșu	violet	albastru
Fenolftaleină	incoloră	incoloră	roșu-carmin

### Acizi tari și acizi slabi, baze tari și baze slabe

Ușurința cu care se transferă protonii de la acizi la baze, determină o diferențiere a comportamentului chimic al acestora.

Acizii, bazele și sărurile care formează ioni în soluție apoasă sunt electroliți, a căror soluții conduc curentul electric. Substanțele care nu formează ioni în soluție se numesc neelectroliți și nu conduc curentul electric.

Gradul de ionizare al unui electrolit este raportul dintre nr. de molecule ionizate și nr. inițial de molecule dizolvate. După gradul de disociere, electroliții se clasifică în electroliți tari și electroliți slabi. Electrolitul tare este o substanță care în soluție apoasă este disociată total în ioni. Electroliții tari sunt acizii tari, bazele tari și sărurile.

Un electrolit slab este o substanță ale cărei molecule aflate în soluție ionizează în proporție mică. Electroliții slabi sunt acizii slabi și bazele slabe.

Acizii tari sunt acizii care cedează ușor protoni.

Acizii slabi sunt acizii care cedează greu protoni.

Bazele tari sunt bazele care acceptă ușor protoni.

Bazele slabe sunt bazele care acceptă greu protoni.

### **Reacția de hidroliza a sărurilor**

Se știe că sărurile se pot clasifica în funcție de tăria acizilor și bazelor de la care provin astfel :

- săruri provenite de la acizi tari și baze tari ;
- săruri provenite de la acizi tari și baze slabe ;
- săruri provenite de la acizi slabi și baze tari ;
- săruri provenite de la acizi slabi și baze slabe.

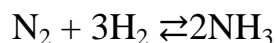
Echilibrele chimice la care participă apa ca reactant se numesc reacții de hidroliză.

Reacțiile de hidroliza sunt reacțiile inverse celor de neutralizare și au loc între ionii sării și ionii apei, la dizolvarea sării în apă.

**Hidroliza sărurilor în apă este posibilă atunci când în urma reacției dintre ionii sării și ionii apei, se obține un electrolit slab sau o substanță greu solubilă.**

### **ECHILIBRUL CHIMIC**

*Reacție chimică reversibilă* - reacție care poate decurge în ambele sensuri în cursul căreia între participanții la reacție se poate stabili, în anumite condiții de reacție, un echilibru chimic:



*Starea de echilibru* este stare **stabilă** și independentă de timp a unui sistem; în condiții exterioare constante;(presiune, temperatura) se poate menține timp nelimitat;

**Prezintă mobilitate**, adică revine spontan la starea inițială, când încetează acțiunea perturbatoare;

Este rezultatul a doua procese care se desfășoară cu viteze egale, dar în sensuri opuse aceasta justificând caracterul **dinamic** al stării de echilibru.

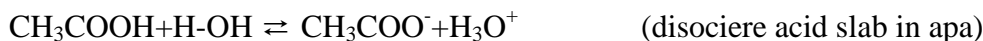
### Caracteristicile echilibrului chimic:

\*Reactanții și produșii de reacție coexistă, concentrațiile lor rămân neschimbate  $\Delta c = 0$ ;

\*Reacțiile directă și inversă decurg simultan și cu viteze egale  $v_d = v_i \neq 0$ ;

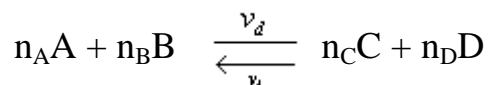
\*Echilibrul chimic se poate instala atât din direcția reactanților cât și din direcția produșilor de reacție.

\*În continuare sunt prezentate câteva *tipuri de echilibre chimice*:



### Constante de echilibru

Pentru o reacție chimică generală în faza de gaz:



unde,  $n_A, n_B, n_C$  și  $n_D$  – coeficienții stoichiometrici;

$v_d, v_i$  - viteza reacției directe, respectiv viteza reacției inverse.

*condiția cinetică de echilibru* este ca vitezele celor două procese să fie egale:

$$v_d = v_i$$

iar, condiția termodinamică de echilibru la  $T = \text{ct.}$  și  $P = \text{ct.}$  este ca variația entalpiei libere a sistemului să fie nulă:

$$\Delta G_{T,P} = 0$$

$$K_c = \frac{[C]^{n_C} \cdot [D]^{n_D}}{[A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}}, \text{ legea acțiunii maselor – Guldberg și Waage}$$

$K_c$  - constanta de echilibru în funcție de concentrație, descrie în mod preferențial echilibrele chimice între substanțele aflate în soluție;  $K_c = [\text{mol} / \text{L}]^{\Delta n}$ .

**Legea acțiunii maselor.** Guldberg și Waage au stabilit în anul 1867 ca raportul dintre produsul concentrațiilor produșilor de reacție la puteri egale cu coeficienții lor stoichiometrici și produsul concentrațiilor reactanților la puteri numeric egale cu coeficienții lor stoichiometrici este o constantă, numită constanta de echilibru,  $K_c$

$$K_p = \frac{P_C^{n_C} \cdot P_D^{n_D}}{P_A^{n_A} \cdot P_B^{n_B}}$$

$K_p$  - constanta de echilibru în funcție de presiunile parțiale, descrie echilibrele între partenerii de reacție gazoși;  $K_p = [\text{atm}]^{\Delta n}$ .

$$K_x = \frac{x_C^c \cdot x_D^d}{x_A^a \cdot x_B^b}$$

$K_x$  = constanta de echilibru în funcție de fracțiile molare, descrie echilibrele între partenerii de reacție gazoși.

$K_c$ ,  $K_p$  și  $K_x$  sunt dependente de temperatură.

unde,  $p$ ,  $x$  și  $c$  reprezintă presiunea parțială, fracția molară și concentrația molară a unui component la echilibru.

Folosind relațiile:  $p_i = x_i \cdot P$

$$p_i = c_i \cdot R \cdot T$$

unde,  $P$  - presiunea totală a amestecului gazos,

$R = 8,314 \text{ [J/mol}\cdot\text{K]} = 1,987 \text{ [cal/ mol}\cdot\text{K]}$  și reprezintă constanta generală a gazelor,

$T$  - temperatura absolută, [K] .

Relația între cele trei constante de echilibru:

$$K_p = K_x P^{\Delta n} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$\Delta n$  - reprezintă variația stoechiometrică a numărului de moli în reacția chimică,

$$\Delta n = n_C + n_D - (n_A + n_B)$$

dacă,  $\Delta n = 0$ ,  $K_p = K_x = K_c$ .

### **Factorii care influențează echilibrul chimic:**

Concentrația - Modificarea concentrației unuia din componenții amestecului de reacție, va determina desfășurarea reacției chimice în sensul care se consumă substanța adăugată;

Temperatura - Creșterea temperaturii unui sistem în echilibru (la  $p = \text{constant}$ ) favorizează reacția ce consumă căldura (endotermă) și defavorizează reacția ce se produce cu degajare de căldură (exotermă). Reacțiile reversibile, dacă sunt endoterme într-un sens, sunt exoterme în sensul invers;

Presiunea - Este caracteristică reacțiilor de echilibru în fază gazoasă care se produc cu variație de volum. Creșterea presiunii (la  $t^0 \text{ C} = \text{constant}$ ) determină deplasarea echilibrului în sensul concentrației de volum, echivalent cu micșorarea numărului de moli.

## **Influența concentrației asupra echilibrului chimic.**

### **Principiul Le Chatelier**

Deplasarea echilibrului chimic se face în conformitate cu **principiul lui Le Chatelier**, principiul diminuării constrângerii. Conform acestui principiu, dacă un sistem aflat în echilibru chimic suferă o constrângere, echilibrul se deplasează în sensul diminuării constrângerii.

Constrângerea poate fi reprezentată de variația temperaturii, a concentrației sau a presiunii, conform tabelului.

Constrângere exterioară	Efectul asupra echilibrului chimic	
<b>Concentrația:</b> - reactanților <b>crește</b> - reactanților <b>scade</b> - produșilor de reacție <b>crește</b> - produșilor de reacție <b>scade</b>	favorizează reacția directă favorizează reacția inversă favorizează reacția inversă favorizează reacția directă	Până se instalează un nou echilibru chimic de reacție
<b>Temperatura:</b> - <b>crește</b> - <b>scade</b>	favorizează reacția endotermă favorizează reacția exotermă	
<b>Presiunea:</b> - <b>crește</b>  - <b>scade</b>	favorizează reacția care decurge cu scăderea volumului ( <b>scade numărul de moli</b> ) favorizează reacția care decurge cu creșterea volumului ( <b>crește numărul de moli</b> )	

#### TESTUL 4

- La 200g soluție de NaOH de concentrație 30% se adaugă 100g apă.  
Concentrația soluției nou formate este de:  
a. 10%; b. 20%; c. 15%; d. 30%.
- Se amestecă 200g soluție de KI cu c = 10% cu 400g KI de concentrație 20%. Se obține o soluție de concentrație:  
a. 22%; b. 16,66%; c. 18,33%; d. 13,13%.
- Câte grame de soluție de violet de gențiană 0,5% sunt necesare pentru a prepara 500g soluție 0,01% ?  
a. 1; b. 5; c. 10; d. 50.
- O soluție de borat de fenil mercur 0,002% este o soluție:  
a. 1: 1000; b. 1: 10000; c. 1: 20000; d. 1: 50000
- Care va fi concentrația finală a unei soluții de albastru de metilen obținută prin diluarea până la 2500 g a 50 g soluție de 0,1%?  
a. 0,02%; b. 0,01%; c. 0,002%; d. 0,001%
- Câte grame de HCl conc. sunt necesare pentru a prepara 2 Kg de HCl diluat? ( HCl conc = 36,5% iar HCl dil. = 10%)  
a. 74; b. 548; c. 600; d. 1096.
- Molaritatea ( $C_M$ ) soluției care conține 4,9g  $H_2SO_4$  în 200ml soluție este:  
a. 0,33M; b. 0,25M; c. 0,5M; d. 1,33M.
- Care dintre următoarele reacții sunt posibile:  
 a.  $NaOH + FeCl_3 \longrightarrow$   
 b.  $NaCl + H_2O \longrightarrow$   
 c.  $H_2CO_3 + NaCl \longrightarrow$
- Dați 3 exemple de acizi și baze (moleculare neutre și ioni).

**OFICIU**

**1p**