

# 1. Atom. Element chimic. Izotopi. Structura învelișului de electroni

Orice atom este format din nucleu și înveliș electronic. În nucleu există protoni  $p^+$  și neutroni  $n^0$ . În învelișul electronic există  $e^-$ .

**Z** este **numărul atomic**, care este egal cu numărul de protoni, dar și cu numărul de electroni. Această egalitate explică neutralitatea electrică a atomului.

**A** este **numărul de masă**, care reprezintă suma dintre protoni și neutroni:  $A = Z + N$ .

Masa electronilor este neglijabilă, ca atare masa unui atom se concentrează în nucleu. Fiecare atom îi corespunde un anume număr atomic.

**Elementul chimic** reprezintă o specie de atomi care au aceeași valoare a numărului atomic **Z**.

**Izotopii** sunt atomi ai aceluiași element, care se deosebesc prin masa lor, adică prin numărul de neutroni.

$^{35}_{17}Cl$  este un izotop al clorului și are:  $Z = 17$ , adică atomul de clor are 17 protoni în nucleu și 17 electroni în învelișul electronic.  $A = 35$ , deci scăzând cei 17 protoni obținem 18 neutroni.

Învelișul electronic este format din straturi, notate dinspre interiorul atomului spre exterior cu literele: K, L, M, N, O, P, Q, sau cu cifrele: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, aceasta fiind și ordinea de creștere a energiei. Stratul 1 este stratul cel mai sărac în energie. Energia crește pe măsură ce ne îndepărțăm de nucleu. La rândul lor straturile sunt formate din substraturi după cum se vede:

STRAT	SUBSTRAT
1	1s
2	2s, 2p
3	3s, 3p, 3d
4	4s, 4p, 4d, 4f
5	5s, 5p, 5d, 5f

Orice substrat este reprezentat printr-o **cifră** – care arată stratul căruia îi aparține – și o **literă** – dată de natura orbitalului.

**Orbitalul** reprezintă drumul urmat de electron în mișcarea sa în jurul nucleului. Dacă traectoria este circulară, adică electronul se află pe suprafața exterioară a unei sfere, orbitalul este sferic și se notează cu s. Pe un orbital au loc 2 electroni, care se deosebesc între ei prin mișcarea „de spin”, adică prin mișcarea în jurul propriei axe de rotație.

**Substratul s** este format dintr-un orbital s, deci pe un substrat s încap **2 electroni**.

Orbitalul p are forma aproximativă a cifrei 8, cu precizarea că cei doi lobi sunt egali.

**Substratul p** este format din trei orbitali p, orientați după cele trei axe de coordonate. Pe **substratul p** încap **6 electroni**.

Substratul d este format din 5 orbitali de tip d, deci pe **substratul d** încap **10 electroni**.

Elementele de tip s și p au în curs de ocupare substratul s, respectiv, p. Ele fac parte din grupele principale.

Elementele tranzitionale au în curs de ocupare substratul d. Lantanidele și actinidele au în curs de ocupare substratul de tip f.

### **Aplicații:**

#### **1. Precizați structura următorilor izotopi:**



a) Rezolvare:  ${}_1^1H \rightarrow Z = 1$  și  $A = 1$

$Z = 1 \rightarrow$  există 1 proton în nucleu și 1 electron în învelișul electronic

$$\begin{cases} Z = 1 \\ A = Z + N = 1 \end{cases} \rightarrow N = 0 \rightarrow$$
 nu are neutroni

b) Rezolvare:  ${}_6^{14}C \rightarrow Z = 6$  și  $A = 14$

$Z = 6 \rightarrow$  există 6 protoni în nucleu și 6 electroni în învelișul electronic

$$\begin{cases} Z = 6 \\ A = Z + N = 14 \end{cases} \rightarrow N = 8 \rightarrow$$
 are 8 neutroni în nucleu

#### **2. În natură, există 98,9% ${}_6^{12}C$ și 1,1% ${}_6^{13}C$ . Care este masa atomică a carbonului?**

Rezolvare:

$$A_C = \frac{98,9}{100} \cdot 12 + \frac{1,1}{100} \cdot 13 = 11,868 + 0,143 = 12,011$$

#### **3. Care este numărul de protoni din izotopul ${}_{47}^{109}Ag$ ?**

Rezolvare:  ${}_{47}^{109}Ag \rightarrow Z = 47 \rightarrow$  are 47 protoni în nucleu

## 2. Configurații electronice. Poziția în Sistemul Periodic

**Configurația electronică** reprezintă distribuția electronilor în straturi și substraturi. Ocuparea cu electroni va avea loc în ordinea crescătoare a energiei. Fiecare element are o altă configurație electronică și în funcție de aceasta anumite proprietăți chimice.

Sistemul periodic este format din coloane verticale, denumite grupe și din siruri orizontale, denumite perioade. Numărul grupei este dat de numărul de electroni de pe ultimul strat. Ca atare elemente cu aceeași configurație a ultimului strat se află în aceeași grupă și au proprietăți similare. Numărul de straturi este egal cu numărul perioadei.

NUMĂR ATOMIC	SIMBOL	CONFIGURAȚIE ELECTRONICĂ	GRUPA	PERIOADA
Z = 1 hidrogen	H	1s <sup>1</sup>	-	1
Z = 2 heliu	He	1s <sup>2</sup> / configurație stabilă de dublet	-	1
Z = 3 litiu	Li	1s <sup>2</sup> /2s <sup>1</sup>	I	2
Z = 4 beriliu	Be	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup>	II	2
Z = 5 bor	B	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	III	2
Z = 6 carbon	C	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	IV	2
Z = 7 azot	N	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	V	2
Z = 8 oxigen	O	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	VI	2
Z = 9 fluor	F	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	VII	2
Z = 10 neon	Ne	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> / config. stabilă de octet	VIII	2
Z = 11 sodiu-natriu	Na	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>1</sup>	I	3
Z = 12 magneziu	Mg	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup>	II	3
Z = 13 aluminiu	Al	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	III	3
Z = 14 siliciu	Si	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	IV	3
Z = 15 fosfor	P	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	V	3
Z = 16 sulf	S	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	VI	3
Z = 17 clor	Cl	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	VII	3
Z = 18 argon	Ar	1s <sup>2</sup> /2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> /3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> / config. stabilă de octet	VIII	3

### Aplicații:

1. Un element are următoarea configurație electronică:  $1s^2/2s^22p^6/3s^2$ . Care este numărul lui atomic?

Rezolvare:

$$Z = 2 + 2 + 6 + 2 = 12$$

**2. Precizați configurația electronică pentru  $Z = 14$  și precizați locul în sistemul periodic.**

Rezolvare:  $Z = 14, Si, 1s^2/2s^22p^6/3s^23p^2$

$\rightarrow$  grupa a IV – a, perioada a 3 – a

**3. Care este numărul atomic al elementului care are 1 electron în substratul 2p ?**

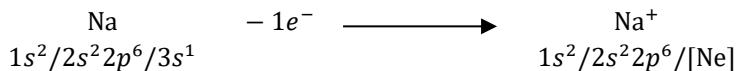
Rezolvare:  $1s^2/2s^22p^1$

$\rightarrow Z = 5$

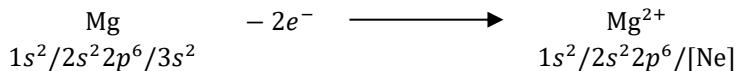
### 3. Caracter electropozitiv (metalic)

Elementele chimice au tendință de a dobândește configurații stabile, fie prin cedare, fie prin acceptare de electroni. De exemplu, atomul de sodiu are 1 electron pe ultimul strat și dacă cedează acest electron dobândește configurația gazului rar neon. Prin cedarea acestui electron, atomul de sodiu se transformă în ionul de sodiu  $\text{Na}^+$ .

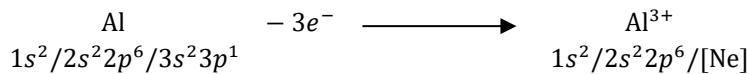
Numim **caracter electropozitiv** sau **metalic** tendința unor elemente de a ajunge la configurații stabile prin cedare de electroni. În urma acestui proces, atomii se transformă în ioni pozitivi, sarcina ionului pozitiv fiind egală cu numărul de electroni cedați. Ionul de sodiu are configurație stabilă de neon.



Atomul de magneziu are doi electroni pe ultimul strat. Prin cedarea celor 2 electroni, se formează ionul de magneziu,  $\text{Mg}^{2+}$ , care are configurație de neon.

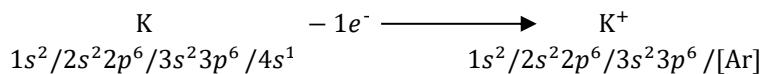


Atomul de aluminiu are 3 electroni pe ultimul strat. Prin cedarea celor 3 electroni, se formează ionul de aluminiu  $\text{Al}^{3+}$ , care are configurație de neon.



Cele trei elemente sunt în perioada a 3-a. Tendința de transformare în ioni pozitivi crește de la aluminiu la sodiu, ultimul fiind nevoie să cedeze doar un electron. Deci în sistemul periodic, caracterul electropozitiv sau metalic crește de la dreapta spre stânga.

Elementul potasiu cu simbolul K, are numărul atomic  $Z = 19$  și are configurația:  $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^6/4s^1$ , deci are un electron pe ultimul strat, pe care dacă îl cedează dobândește configurație stabilă de octet.



Potasiul este mai electropozitiv decât sodiul deoarece forța de atracție a nucleului scade pe măsură ce ne îndepărțăm de nucleu. Deci, în cadrul aceleiasi grupe caracterul electropozitiv crește de sus în jos.

**Caracterul electropozitiv sau metalic crește în sistemul periodic de la dreapta spre stânga și de sus în jos**, aşa încât cel mai electropozitiv dintre elemente este franciul.

**Aplicații:**

**1. Ce configurație are ionul  $Mg^{2+}$ , știind că numărul atomic al magneziului este  $Z = 12$  ?**

Rezolvare:  $Mg^{2+}$ ,  $1s^2/2s^22p^6/$ , adică configurație de neon.

**2. Comparați caracterul chimic al sodiului,  $Z = 11$ , cu cel al aluminiului  $Z = 13$ .**

Rezolvare :

Na,  $1s^2/2s^22p^6/3s^1$ , se află în grupa I – a

Al,  $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^1$ , se află în grupa a III – a

Elementele se află în aceeași perioadă și sodiul este mai electropozitiv decât aluminiul pentru că în sistemul periodic, caracterul electropozitiv sau metalic crește de la dreapta spre stânga.

**3. Comparați caracterul chimic al litiului,  $Z = 3$  cu cel al sodiului,  $Z = 11$**

Rezolvare :

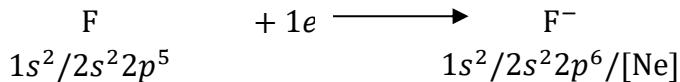
Li,  $1s^2/2s^1$ , se află în grupa I – a, perioada a 2 – a

Na,  $1s^2/2s^22p^6/3s^1$ , se află în grupa I – a, perioada a 3 – a

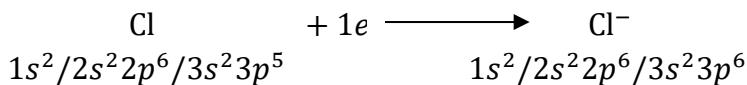
Elementele se află în aceeași grupă și sodiul este mai electropozitiv decât litiul pentru că în sistemul periodic, caracterul electropozitiv sau metalic crește de sus în jos.

## 4. Caracter electronegativ (nemetalic)

Elementul fluor, cu simbolul F are numărul atomic  $Z = 9$  și are configurația:  $1s^2/2s^22p^5$ , deci are șapte electroni pe ultimul strat și mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de octet. Prin primirea unui electron, atomul de fluor se transformă în ion florură  $F^-$ , care are configurația gazului rar neon.

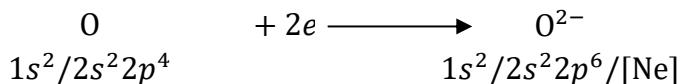


Elementul clor cu simbolul Cl, are numărul atomic  $Z = 17$  și are configurația:  $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^5$ , deci are 7 electroni pe ultimul strat, deci mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de octet:



Fluorul este mai electronegativ decât clorul deoarece forța de atracție a nucleului crește pe măsură ce ne apropiem de nucleu. Deci, în cadrul aceleiasi grupe, caracterul electronegativ crește de jos în sus.

Elementul oxigen cu simbolul O, are numărul atomic  $Z = 8$  și are configurația:  $1s^2/2s^22p^4$ , deci are 6 electroni pe ultimul strat, deci mai are nevoie de doi electroni pentru a ajunge la configurație stabilă de octet:



Fluorul este mai electronegativ decât oxigenul, deoarece fluorul trebuie să accepte un singur electron, față de oxigen care trebuie să accepte doi. Deci în cadrul aceleiasi perioade, caracterul electronegativ crește de la stânga la dreapta.

În sistemul periodic, **caracterul electronegativ sau nemetalic crește de la stânga spre dreapta și de jos în sus**, așa încât cel mai electronegativ dintre elemente este fluorul.

### Aplicații

**1 .Ce configurație are ionul  $O^{2-}$  , știind că numărul atomic este  $Z = 8$  ?**

Rezolvare :  $O^{2-}, 1s^2/2s^22p^6/$

**2. Comparați caracterul chimic al oxigenului,  $Z = 8$ , cu cel al fluorului  $Z = 9$ .**

Rezolvare :

$Z = 8, O 1s^2/2s^22p^4$ , grupa a VI – a, perioada a 2 – a

$Z = 9, F 1s^2/2s^22p^5$ , grupa a VII – a, perioada a 2 – a

Fluorul este mai electronegativ decât oxigenul, pentru că în sistemul periodic, **caracterul electronegativ sau nemetalic crește de la stânga spre dreapta**

**3. Comparați caracterul chimic al clorului, Z = 17, cu cel al fluorului Z = 9.**

Rezolvare:

Z = 17, Cl  $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^5$ , grupa a VII – a, perioada a 3 – a

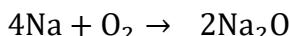
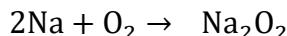
Z = 9, F  $1s^2/2s^22p^5$ , grupa a VII – a, perioada a 2 – a

Fluorul este mai electronegativ decât clorul, pentru că în sistemul periodic, **caracterul electronegativ sau nemetalic crește de jos în sus**

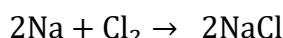
## 5. Sodiul – reacții cu oxigenul, clorul și apa

Sodiul este un metal din grupa I-a și prezintă un caracter puternic electropozitiv, cu configurația:  $1s^2/2s^22p^6/3s^1$ . La temperatură obișnuită sodiu este în stare solidă și este păstrat din cauza reactivității sale mari, sub un strat protector de petrol.

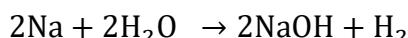
El reacționează cu oxigenul, formând peroxidul de sodiu, dar și oxidul de sodiu:



Sodiul reacționează cu clorul, formând clorura de sodiu:



Sodiul reacționează cu apa și se formează hidrogen și hidroxid de sodiu, care poate fi pus în evidență cu o soluție de fenolftaleină, care se înroșește:



Aplicatii

**1.Ce volum de oxigen (măsurat în condiții normale) reacționează cu sodiu pentru a obține 39 g de peroxid de sodiu?**

Rezolvare:  $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$

$$x \text{ L oxygen} \dots \dots \dots 39 \text{ g } Na_2O_2 \rightarrow x = 11.2 \text{ L oxygen}$$

2.Ce volum de clor( măsurat în condiții normale) reacționează cu sodiu pentru a obține 351 g de clorură de sodiu?

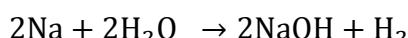
Rezolvare:  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

$2 \cdot 23\text{ g Na}_2\text{HPO}_4$  .....  $22.4\text{ L chlor}$  .....  $117\text{ g NaCl}$

$$x \text{ L chlor} \dots \dots \dots 351 \text{ g NaCl} \rightarrow x = 67.2 \text{ L chlor}$$

3.Ce cantitate de hidroxid de sodiu se obtine prin reactia a 23 g sodiu cu apa?

Rezolvare:



2 · 23 g Na ..... 2 · 40 g NaOH

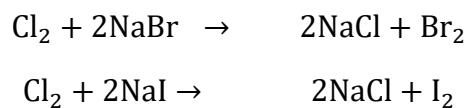
$$23 \text{ g Na} \dots \dots \dots \dots \dots x \text{ g NaOH} \rightarrow x = 40 \text{ g NaOH}$$

## 6. Clorul – reacții cu $H_2$ , Fe, $H_2O$ , Cu, NaOH, NaBr și KI

Elementul clor cu simbolul Cl, are numărul atomic  $Z = 17$  și are configurația:

$1s^2/2s^22p^6/3s^23p^5$ , deci are 7 electroni pe ultimul strat, deci mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de octet. În moleculea de clor  $\text{Cl}_2$ , un atom pune în comun un electron al său cu un electron aparținând celuilalt atom de clor. Norul electronic pus în comun aparține deopotrivă celor doi atomi, legătura fiind denumită covalentă simplă și nepolară.

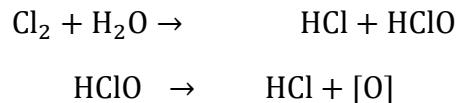
Clorul este un gaz galben verzui, iritant al căilor respiratorii. Clorul este un element mai electronegativ decât bromul sau iodul, pe care le scoate din sărurile lor:



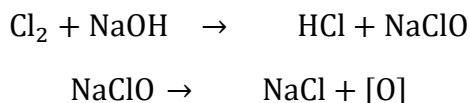
Clorul reacționează cu hidrogenul, formând acid clorhidric:



Clorul reacționează cu apa, formând acid clorhidric și acid hipocloros HClO. Acesta din urmă se descompune, generând atomi liberi de oxigen, responsabili de calitățile decolorante și dezinfectante ale soluției obținute în urma reacției clorului cu apa:



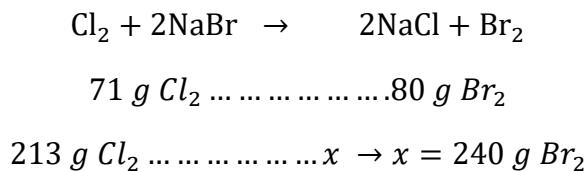
Clorul reacționează cu hidroxidul de sodiu:



## Aplicații

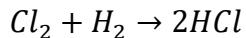
1.Ce cantitate de brom se obtine prin reactia a 213 g clor cu bromura de sodiu?

**Rezolvare:**



2. Ce cantitate de acid clorhidric se obtine prin reacția clorului cu 100 g de hidrogen ?

Rezolvare:

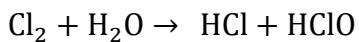


2 g  $H_2$  ..... 71 g  $HCl$

$$100 \text{ g } H_2 \dots \dots \dots \dots \dots x \rightarrow x = 3550 \text{ g } HCl$$

3. Ce cantitate de apă reacționează cu 448 L clor (c.n.)?

Rezolvare:



22,4 L  $Cl_2$  ..... 18 g  $H_2O$

$$448 \text{ L } Cl_2 \dots \dots \dots \dots \dots x \rightarrow x = 360 \text{ g } H_2O$$

**4.Ce cantitate de clor reacționează cu 80 g hidroxid de sodiu?**

## Rezolvare:

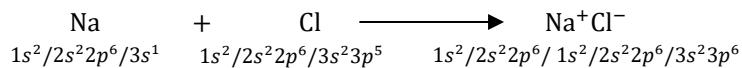


71 g  $Cl_2$  ..... 40 g  $NaOH$

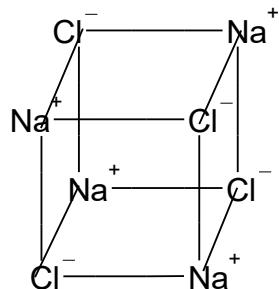
$$x \text{ g } Cl_2 \dots \dots \dots 80 \text{ g } NaOH \rightarrow x = 142 \text{ g } Cl_2$$

## 7. Legătura ionică. Cristalul de NaCl

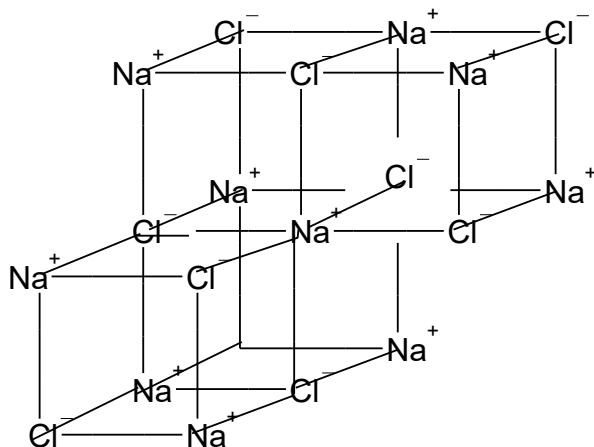
Legătura ionică se bazează pe forța de atracție electrostatică dintre ionii de semn contrar. De fapt se realizează un transfer de electroni de la elementul electropozitiv către elementul electronegativ. Putem exemplifica acest lucru în cazul formării clorurii de sodiu. Atomul de sodiu va ceda un electron pentru a ajunge la configurație stabilă, iar atomul de clor va accepta un electron:



Legătura ionică este o legătură puternică, lucru care se vede și din valoarea punctului de topire de  $801^\circ\text{C}$ . La temperatură obișnuită sareea este solidă, formând cristalul de clorură de sodiu.



Unitatea care se repetă în tot cuprinsul cristalului este cubul, iar ionii de sodiu și ionii clorură ocupă alternativ colțurile unui cub, așa încât fiecare ion de sodiu este înconjurat de șase ioni de clor și fiecare ion de clor este înconjurat de șase ioni de sodiu. Sarea în stare solidă nu conduce curentul electric și căldura deoarece ionii ocupă poziții fixe, rigide.



Acest edificiu este distrus în soluție, sau în topitură, când ionii devin mobili. Ca atare în soluție, sau în topitură sareea conduce curentul electric și căldura. Sub acțiunea unei forțe exterioare, cristalul de clorură de sodiu se sparge, nu este maleabil. Spargerea are loc pe direcția de aplicare a forței deoarece aplicarea unei forțe exterioare determină deplasarea unui plan întreg de perechi de

ioni, ceea ce determină o apropiere între ionii de același semn, între care se manifestă forțe de respingere. Însumarea acestor forțe de respingere determină spargerea cristalului.

## 8. Legătura covalentă polară

### a) Formarea moleculei de apă

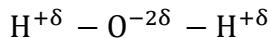
Moleculea de apă este formată din doi atomi de hidrogen și unul de oxigen. Hidrogenul are simbolul H și are numărul atomic Z = 1 și configurația:  $1s^1$ , deci are un electron pe ultimul strat și mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de dublet.

Oxigenul are simbolul O și are numărul atomic Z = 8 și configurația:  $1s^2/2s^22p^4$ , deci are șase electroni pe ultimul strat (2 perechi de electroni și 2 electroni impari) și mai are nevoie de 2 electroni pentru a ajunge la configurație stabilă de octet.

Se formează **două legături covalente simple și polare**.



Oxigenul este mai electronegativ decât hidrogenul de aceea electronii puși în comun vor fi mai puternic atrași de atomul de oxigen, care se va polariza negativ, iar atomii de hidrogen se vor polariza pozitiv. Deplasarea de sarcină  $\delta$  nu este totală, ca în legătura ionică, de aceea:  $0 < \delta < 1$ , iar moleculea de apă poate fi reprezentată:



Moleculea de apă este polară și este un foarte bun solvent pentru substanțele ionice.

### Proprietățile fizice ale apei

Apa este un lichid incolor în strat subțire, albastru-verzui în straturi mai groase, inodor și fără gust, unghiul dintre valențe este de  $105^\circ$ . Apa prezintă o serie de proprietăți fizice anormale. Printre acestea pot fi menționate: densitatea maximă la  $4^\circ C$ , (apa își mărește volumul la solidificare), puncte de fierbere și topire ridicat

### b) Formarea moleculei de HCl

Hidrogenul are simbolul H și are numărul atomic Z = 1 și configurația:  $1s^1$ , deci are un electron pe ultimul strat și mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de dublet.

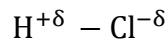
Clorul are simbolul Cl cu numărul atomic Z = 17 și are configurația:  $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^5$ , deci are șapte electroni pe ultimul strat, adică trei perechi de electroni și un electron impar. Deci atomul de clor mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de octet.

În moleculea de acid clorhidric atomul de hidrogen pune în comun electronul său impar cu electronul impar aparținând atomului de clor.



Hidrogenul realizează dubletul, clorul octetul. Atomul de clor este mult mai electronegativ decât hidrogenul și de aceea va avea loc o deplasare a electronilor puși în comun spre atomul de clor.

Deci, în acidul clorhidric există **o legătură covalentă simplă și polară**, polul negativ fiind reprezentat de clor, iar cel pozitiv de atomul de hidrogen. Deplasarea de sarcină nu este totală, ca în legătura ionică, de aceea  $0 < \delta < 1$ , iar molecula de acid clorhidric poate fi reprezentată:



## 9. Legătura covalentă nepolară

### a) Formarea moleculei de hidrogen H<sub>2</sub>

Hidrogenul are simbolul H cu numărul atomic Z = 1 și are configurația: 1s<sup>1</sup>, deci are pe ultimul strat un electron, deci mai are nevoie de un electron pentru a ajunge comun la configurație stabilă de dublet. În molecula de hidrogen, fiecare din cei doi atomi participă cu câte un electron.

Numim legătură covalentă legătura realizată prin punerea în comun de electroni. Atomii uniți prin legătură covalentă formează molecule. Cei doi electroni puși în comun aparțin deopotrivă celor doi atomi de hidrogen și legătura este **covalentă simplă și nepolară**. Prin interacțiunea între cei doi atomi, se formează un orbital molecular comun, pe care se află cei doi electroni și în acest mod fiecare atom de hidrogen își realizează dubletul.



### b) Formarea moleculei de azot N<sub>2</sub>

Azotul are simbolul N cu numărul atomic Z = 7 și are configurația: 1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>, deci atomul de azot are cinci electroni pe ultimul strat, adică o pereche de electroni și trei electroni impari. Deci atomul de azot mai are nevoie de trei electroni pentru a dobândi configurație stabilă de octet.

În molecula de azot, conținând doi atomi de azot, se formează o legătură covalentă multiplă, fiecare electron impar al unui atom de azot fiind pus în comun cu cel al celuilalt atom de azot.



Există trei electroni impari pentru fiecare atom de azot și ca atare se va forma o **legătură covalentă triplă și nepolară**.

În acest fel, fiecare atom de azot va avea configurație stabilă de octet. Formarea legăturii triple determină o apropiere mai mare între cei doi atomi de azot.

### c) Formarea moleculei de clor Cl<sub>2</sub>

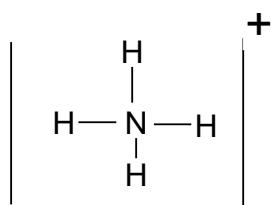
Clorul are simbolul Cl cu numărul atomic Z = 17 și are configurația: 1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>/3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>, deci are șapte electroni pe ultimul strat, adică trei perechi de electroni și un electron impar. Deci atomul de clor mai are nevoie de un electron pentru a ajunge la configurație stabilă de octet. În molecula de clor, fiecare atom participă cu electronul impar. Fiecare atom de clor va avea configurație stabilă de octet. Legătura este **covalentă simplă și nepolară**.



## 10. Legătura coordinativă ( $\text{NH}_4^+$ și $\text{H}_3\text{O}^+$ )

### a) Formarea ionului amoniu

Legătura covalent coordinativă se realizează prin punerea în comun de electroni, dar cu participarea unui singur partener. Astfel, la atomul de azot din amoniac se află o pereche de electroni neparticipanți, care vor atrage un proton. Aceasta este o legătură covalent coordinativă, iar ionul amoniu este denumit ion poliatomic sau complex. Acest, al patrulea atom de hidrogen își realizează dubletul, iar sarcina se distribuie asupra întregului edificiu. Practic, nu se poate face nici o deosebire între cei patru atomi de hidrogen

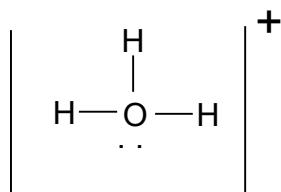


Ionul amoniu  $\text{NH}_4^+$

### b) Formarea ionului hidroniu

În molecula de apă, la atomul de oxigen există două perechi de electroni neparticipanți. Una dintre acestea va atrage un proton, cu care oxigenul va dezvolta o legătură covalent coordinativă.

Se va forma ionul hidroniu, care este un ion poliatomic sau complex.

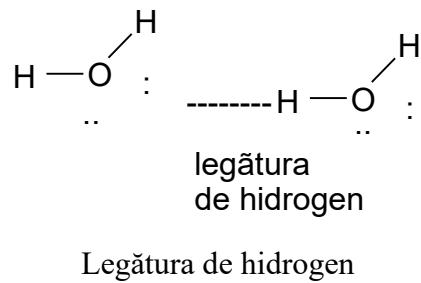


Ionul hidroniu  $\text{H}_3\text{O}^+$

## 11. Legătura de hidrogen

Molecule de apă este formată din doi atomi de hidrogen și unul de oxigen. Se formează două legături covalente simple și polare. Oxigenul este mai electronegativ decât hidrogenul de aceea electronii puși în comun vor fi mai puternic atrași de atomul de oxigen, care se va polariza negativ, iar atomii de hidrogen se vor polariza pozitiv. La atomul de oxigen din molecule de apă există două perechi de electroni neparticipanți.

Legătura de hidrogen (reprezentată prin linie punctată) este o interacție de natură fizică datorată forțelor de atracție dintre atomul de hidrogen polarizat pozitiv al unei molecule și perechea de electroni neparticipanți ai altei molecule.



Deoarece apa are doi atomi de hidrogen și două perechi de electroni neparticipanți, numărul maxim de legături de hidrogen raportat la o moleculă de apă este patru.

Legăturile de hidrogen se manifestă în apa în stare lichidă și solidă. În apa în stare solidă se manifestă mai multe legături de hidrogen decât în apa în stare lichidă.

## 12. Mol. Numărul lui Avogadro

Un mol este cantitatea de substanță exprimată în grame, numeric egală cu masa moleculară a compusului respectiv. Un mol este format din N particule, unde N este Numărul lui Avogadro.

$$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ particule}$$

### Ecuăția de stare a gazelor perfecte

Ecuăția de stare a gazelor perfecte este exprimată prin formula:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T, \text{ unde:}$$

p este presiunea exprimată în atmosfere (atm),

V este volumul exprimat în litri(L),

n este numărul de moli de gaz,

R = 0,082 L·atm/K, este constanta generală a gazelor

iar T este temperatura absolută exprimată în grade Kelvin.

Între temperatura absolută și temperatura exprimată în grade Celsius există relația:

$$T = t + 273,$$

unde t este temperatura exprimată în grade Celsius.

Condițiile normale (c.n) se referă la t = 273°C, sau T = 273 K și presiunea p = 1atm.

Prin înlocuirea acestor formule se va calcula volumul molar și se ajunge la concluzia:

**În condiții normale de temperatură și presiune un mol din orice gaz ocupă un volum de 22,4 L** (denumit volum molar).

### Aplicații

**1. Să se calculeze volumul ocupat de 2 grame de hidrogen în condiții normale.**

Rezolvare:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K}$$

$$T = t + 273,$$

$$T = 273K, p = 1atm, n = 1mol \rightarrow V = \frac{\gamma \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} L = 22,4L$$

**2. Un recipient de  $20 \text{ dm}^3$  conține azot la temperatura de  $10^\circ\text{C}$  și presiunea de  $2 \text{ atm}$ . Care va fi presiunea azotului din recipient, dacă temperatura scade la  $0^\circ\text{C}$  ?**

Rezolvare:

$$\mathbf{p} \cdot \mathbf{V} = \mathbf{v} \cdot \mathbf{R} \cdot \mathbf{T}$$

$$p_1 \cdot V = \gamma \cdot R \cdot T_1 \text{ și } p_2 \cdot V = \gamma \cdot R \cdot T_2 \rightarrow \frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1} \rightarrow p_2 = 2 \cdot \frac{273}{283} \text{ atm} = 1,929 \text{ atm}$$

**3. Câte molecule de hidrogen sunt în 4 grame de hidrogen ?**

Rezolvare:

$$\gamma = \frac{m}{M} \rightarrow \gamma = \frac{4g}{2g} = 2 \text{ moli hidrogen}$$

$1 \text{ mol hidrogen} \dots \dots \dots \dots \dots 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molecule de hidrogen}$

$2 \text{ moli hidrogen} \dots \dots \dots \dots \dots x \rightarrow x = 12,046 \cdot 10^{23} \text{ molecule de hidrogen}$

**4. Câți atomi de oxigen sunt în 64 grame de oxigen ?**

Rezolvare:

$1 \text{ mol oxigen} \dots \dots \dots \dots \dots 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molecule de oxigen}$

$32 \text{ g oxigen} \dots \dots \dots \dots \dots 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molecule de oxigen}$

$64 \text{ g oxigen} \dots \dots \dots x \rightarrow x = 12,046 \cdot 10^{23} \text{ molecule de oxigen} = 24,092 \text{ atomi de oxigen}$

## 13. Solutii.

Orice soluție este formată din substanță care se dizolvă, denumită solvat și substanță în care are loc dizolvarea, denumită solvent.

### a) Concentrația procentuală

Concentrația procentuală arată numărul de grame de substanță care se dizolvă în 100 g soluție.

**1. Să se calculeze cantitatea de substanță și cantitatea de solvent (apă) necesare pt. a obține 300 g soluție NaCl 5%**

Rezolvare:

5g NaCl ..... 100 g soluție

x g NaCl ..... 300 g soluție

$$x = 15 \text{ g NaCl}$$

$$m_{\text{apă}} = 300 \text{ g} - 15 \text{ g} = 285 \text{ g}$$

2. Într-un pahar sunt 120 g soluție NaCl 3%. Se evaporă 10 g apă. Ce concentrație are soluția finală?

Rezolvare:

3 g NaCl ..... 100 g solutie

x g NaCl ..... 120 g soluție

$x = 3,6 \text{ g NaCl}$

$$m_{\text{solutie finală}} = 120 \text{ g} - 10 \text{ g} = 110 \text{ g}$$

3,6 g NaCl ..... 110 g solutie finală

$\gamma$  g NaCl ..... 100 g solutie finală

$\gamma = 3,2727$  g NaCl și concentrația finală va fi: 3,27%.

**3. Într-un pahar sunt 120 g soluție NaCl 5%. Se adaugă 100 g apă. Ce concentrație are soluția finală?**

### Rezolvare:

5 g NaCl ..... 100 g solution

$x$  g NaCl ..... 120 g soluție

$x = 6 \text{ g NaCl}$

$$m_{\text{solutie finală}} = 120 \text{ g} + 100 \text{ g} = 220 \text{ g}$$

$y = 2,7272$  g NaCl și concentrația finală va fi: 2,72%.

**4. Ce concentrație procentuală are soluția obținută prin dizolvarea:**

- a) a 10 g NaOH în 190 g apă?  
 b) a 5 g piatră vânătă ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) în 195 g apă?

Rezolvare:

$$a) m_{\text{solutie}} = 10 \text{ g} + 190 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

10 g NaCl ..... 200 g soluție

$x$  g NaCl ..... 100 g soluție

$x = 5 \text{ g NaCl}$  și concentrația va fi: 5%.

$$\text{b) } m_{\text{solutie}} = 5 \text{ g} + 195 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

Vom ține seama că piatra vânătă este un cristalohidrat.

$$M_{CuSO_4} = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160 \text{ g}$$

$$M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 160 + 5 \cdot 18 = 250 \text{ g}$$

250 g CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O ..... 160 g CuSO<sub>4</sub>

5 g CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O ..... x g CuSO<sub>4</sub>

$x = 3,2 \text{ g CuSO}_4$ , aceasta fiind cantitatea reală de solvat dizolvată în 200 g soluție.

3,2 g CuSO<sub>4</sub>..... 200 g soluție

y g CuSO<sub>4</sub> ..... 100 g soluție

$y = 1,6 \text{ g CuSO}_4$  și concentrația va fi: 1,6%.

**5. Ce concentrație procentuală are soluția obținută prin amestecarea:**

- a) 100 g soluție NaOH 10% cu 200 g soluție NaOH 5%?  
 b) 200 g soluție HCl 2% cu 200 g soluție HCl 4%?

## Rezolvare:

a) 10 g NaOH ..... 100 g soluție<sub>1</sub>

$$m_1 = 10 \text{ g NaOH}$$

5 g NaOH ..... 100 g soluție<sub>2</sub>

y g NaOH ..... 200 g soluție<sub>2</sub>

$$y = 10 \text{ g NaOH} = m_2$$

$$m_{\text{solutie finală}} = 100 \text{ g} + 200 \text{ g} = 300 \text{ g}$$

$$m = m_1 + m_2 = 10 \text{ g} + 10 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

20 g NaOH ..... 300 g soluție  
z g NaOH ..... 100 g soluție  
z = 6,66 g NaOH și concentrația va fi: 6,66%.

b) 2 g HCl ..... 100 g soluție<sub>1</sub>  
x g HCl ..... 200 g soluție<sub>1</sub>  
x = 4 g HCl = m<sub>1</sub>

4 g HCl ..... 100 g soluție<sub>2</sub>  
y g HCl ..... 200 g soluție<sub>2</sub>  
y = 8 g HCl = m<sub>2</sub>  
 $m_{\text{soluție finală}} = 200 \text{ g} + 200 \text{ g} = 400 \text{ g}$   
 $m = m_1 + m_2 = 4 \text{ g} + 8 \text{ g} = 12 \text{ g}$

12 g HCl ..... 400 g soluție  
z g HCl ..... 100 g soluție  
z = 3 g HCl și concentrația va fi: 3%.

14. b) Concentrația molară

Concentrația molară arată numărul de moli de substanță care se află dizolvată într-un litru de soluție.

**1. Ce cantitate de substanță este necesară pentru a obține:**

- a) 3 L soluție HCl 1M?
  - b) 500 mL soluție NaOH 1M?
  - c) 1500 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2M?

Rezolvare:

$$a) M_{HCl} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g}$$

soluție HCl 1M:

36,5 g HCl ..... 1 L soluție

*x* g HCl ..... 3 L soluție

$$x = 109,5 \text{ g HCl}$$

$$\text{b) } M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g}$$

soluție NaOH 1M:

40 g NaOH ..... 1 L soluție

*x* g NaOH ..... 0,5 L soluție

$x = 20 \text{ g NaOH}$

$$\text{c) } M_{H_2SO_4} = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g}$$

soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2M:

$$0,2 \cdot 98 = 19,6$$

19,6 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>..... 1 L soluție

$x$  g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ..... 1,5 L soluție

$$x = 29,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

**2. Ce concentrație molară au soluțiile obținute prin amestecarea:**

- a) a 300 mL soluție HCl 1M cu 300 ml apă?
  - b) a 500 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2M cu 1L soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1M?

Rezolvare:

- a) soluție HCl 1M:

1 mol HCl ..... 1 L soluție

$x$  moli HCl..... 0,3 L soluție

$x = 0,3$  moli HCl

$$V_{\text{solutie finală}} = 0,3 \text{ L} + 0,3 \text{ L} = 0,6 \text{ L}$$

0,3 moli HCl ..... 0,6 L soluție finală  
 y moli HCl ..... 1 L soluție finală  
 $y = 0,5$  moli, deci se obține soluție HCl 0,5M

b) soluție  $H_2SO_4$  0,2M:

0,2 moli  $H_2SO_4$  ..... 1 L soluție  
 $x_1$  moli  $H_2SO_4$  ..... 0,5 L soluție  
 $x_1 = 0,1$  moli  $H_2SO_4$

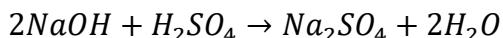
soluție  $H_2SO_4$  1M:

1 mol  $H_2SO_4$  ..... 1 L soluție  
 $x_2 = 1$  mol  $H_2SO_4$   
 $V_{\text{soluție finală}} = 0,5 \text{ L} + 1 \text{ L} = 1,5 \text{ L}$   
 $x_1,1$  moli  $H_2SO_4$  ..... 1,5 L soluție  
 $y$  moli  $H_2SO_4$  ..... 1 L soluție  
 $y = 0,7333$ , deci se obține soluție  $H_2SO_4$  0,73 M  
 $= x_1 + x_2 = 0,1 + 1 = 1,1$  moli  $H_2SO_4$

**3. Un volum de 300 mL soluție NaOH 0,2 M este neutralizat cu 600 mL soluție de acid sulfuric. Ce concentrație molară are soluția de acid sulfuric?**

Rezolvare: soluție NaOH 0,2 M

0,2 moli NaOH ..... 1 L soluție  
 $x$  moli NaOH ..... 0,3 L soluție  
 $x = 0,66$  moli NaOH



2 moli ..... 1 mol  
 0,06 moli .....  $y$  moli  
 $y = 0,03$  moli  $H_2SO_4$

0,03 moli  $H_2SO_4$  ..... 0,6 L soluție  
 $z$  moli  $H_2SO_4$  ..... 1 L soluție  
 $z = 0,05$  moli  $H_2SO_4$ , deci soluție  $H_2SO_4$  0,05 M.

**4. Ce concentrații molare au soluțiile obținute prin dizolvarea a:**

- a) 49 g  $H_2SO_4$  în 1L soluție?
- b) 73 g HCl în 2L soluție?
- c) 160 g NaOH în 8 L soluție?

Rezolvare:

a)  $M_{H_2SO_4} = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$  g

1 mol  $H_2SO_4$  ..... 98 g

$x$  moli  $H_2SO_4$  ..... 49 g

$x = 0,5$  moli  $H_2SO_4$

0,5 moli  $H_2SO_4$  ..... 1 L soluție, deci soluție  $H_2SO_4$  0,5 M.

b)  $M_{HCl} = 1 + 35,5 = 36,5$  g

1 mol HCl ..... 36,5 g

$x$  moli HCl ..... 73 g

$x = 2$  moli HCl

2 moli HCl ..... 2 L soluție

$y$  moli HCl ..... 1 L soluție

$y = 1$  mol HCl, deci soluție HCl 1M.

c)  $M_{NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40$  g

1 mol NaOH ..... 40 g

$x$  moli NaOH ..... 160 g

$x = 4$  moli NaOH

4 moli NaOH ..... 8 L soluție

$y$  moli NaOH ..... 1 L soluție

$y = 0,5$  moli NaOH, deci soluție NaOH 0,5M.

5. Ce molaritate are serul fiziologic cu densitatea  $\delta = 1g/cm^3$ , știind că serul fiziologic este o soluție de NaCl 0,9% ?

Rezolvare:

100 g ser ..... 0,9 g NaCl

$$\delta = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{\delta} \rightarrow V = \frac{100g}{\frac{1g}{cm^3}} = 100cm^3 = 0,1L$$

0,1L ..... 0,9gNaCl

1L .....  $x \rightarrow x = 9gNaCl$

$$\rightarrow 1L \dots \dots \dots \dots \dots \frac{9}{58,5} moli NaCl = 0,1538 moli NaCl$$

$\rightarrow$  soluție NaCl 0,15M

## 15 Dizolvarea. Factorii care influențează dizolvarea

Substanțele ionice, de exemplu clorura de sodiu este ușor solubilă în apă. Apa este o molecule polară, polul pozitiv fiind reprezentat de hidrogen, iar polul negativ este reprezentat de oxigen. Deci molecula de apă poate fi reprezentată printr-un dipol. La contactul dintre clorura de sodiu și apă, moleculele de apă se vor orienta cu polul negativ către ionii de sodiu și cu polul pozitiv către ionii de clor. Vor avea loc interacțiuni ion – dipol, care vor determina în final ruperea ionilor respectivi din structura cristalului. Are loc procesul de dizolvare, în soluție fiecare ion de sodiu fiind încadrat de șase molecule de apă, orientate cu polul negativ către ionul de sodiu.

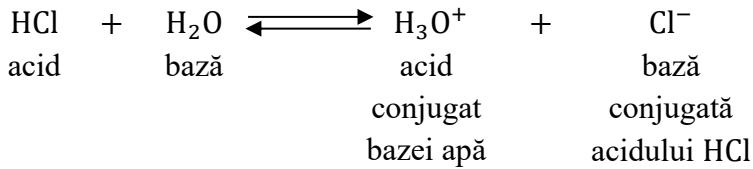
Similar și fiecare ion de clor este încadrat de șase molecule de apă, orientate cu polul pozitiv către ionul de clor. și moleculele polare sunt ușor solubile în apă, solubilitatea în acest ultim caz, fiind explicată pe seama interacțiunilor dipol – dipol.

Solubilitatea substanțelor solide în apă crește cu creșterea temperaturii. Solubilitatea gazelor în lichide scade cu creșterea temperaturii.

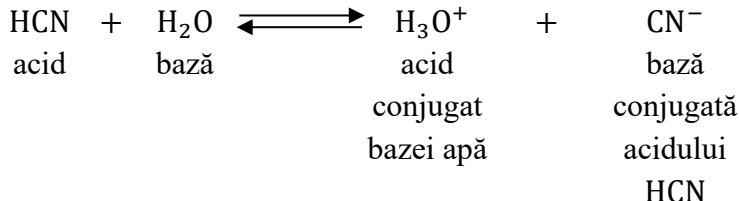
## 16. Soluții de acizi

Definirea acizilor: Acizii sunt substanțe care în contact cu apa pun în libertate protoni. Deoarece în prezență apei, protonii se fixează pe moleculele de apă, rezultă în final ioni hidroniu și ca atare putem defini acizii substanțe care în contact cu apa pun în libertate ioni hidroniu  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Ionizarea acidului clorhidric are loc într-o singură etapă:



Și ionizarea acidului cianhidric are loc într-o singură etapă:



**pH-ul soluțiilor de acizi este mai mic decât 7** și o soluție va avea un caracter acid mai pronunțat cu cât pH-ul este mai mic.

Produsul concentrațiilor ionilor hidroniu și hidroxid este o constantă și se numește produsul ionic al apei.

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

Pentru o **soluție a unui acid tare**, pH – ul se calculează considerând

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C, C \text{ fiind concentrația acidului}$$

Pentru o **soluție a unui acid slab**, pH – ul se calculează considerând

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C}, K_a \text{ fiind constanta de aciditate, iar } C \text{ concentrația acidului slab}$$

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

### Aplicații

#### 1. Calculează **pH – ul următoarelor soluții**

- soluție  $\text{HCl}$  0,01M
- soluție  $\text{HNO}_3$  1M

c) soluție  $CH_3 - COOH$  0,01M, știind că  $K_a = 10^{-4,75}$

Rezolvare :

a) soluție HCl 0,01M  $\rightarrow [H_3O^+] = C = 0,01 = 10^{-2}$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 10^{-2} = 2$$

b) soluție  $HNO_3$  1M  $\rightarrow [H_3O^+] = C = 1$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 1 = 0$$

c)  $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$ , acidul acetic fiind un acid slab

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{10^{-4,75} \cdot 0,01} = \sqrt{10^{-6,75}} \rightarrow pH = -\lg 10^{-\frac{6,75}{2}} = \frac{6,75}{2} = 3,375$$

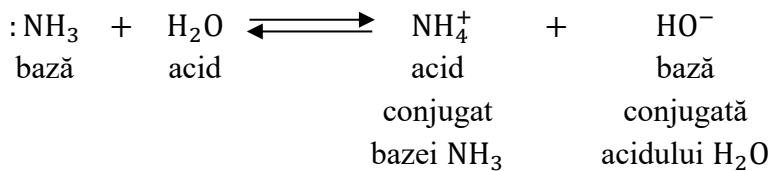
## 17. Soluții de baze

Definirea bazelor: Bazele sunt substanțe capabile să accepte protoni.

Așfel, molecula de amoniac deține o pereche de electroni neparticipanți, capabili să fixeze un proton, deci amoniacul este o bază.



sau



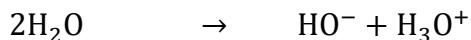
Unui acid tare îi corespunde o bază conjugată slabă și invers.

Hidroxizii, de exemplu hidroxidul de sodiu, conțin gruparea hidroxid  $\text{HO}^-$ , capabilă să fixeze protonul:



O bază este cu atât mai tare cu cât, la contactul cu apa, concentrația ionilor hidroxid este mai mare.

Polaritatea legăturii oxigen - hidrogen determină reacția de ionizare a apei, reacție în care o moleculă de apă funcționează ca acid deoarece cedează un proton, iar cealaltă moleculă de apă funcționează ca bază deoarece acceptă un proton.



Concentrația ionilor hidroniu este egală cu concentrația ionilor hidroxid, de aceea apa este neutră și are pH-ul egal cu 7.

Produsul concentrațiilor ionilor hidroniu și hidroxid este o constantă și se numește produsul ionic al apei.

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

Tinând cont de produsul ionic al apei, dacă concentrația ionilor hidroxid este mai mare, atunci concentrația ionilor hidroniu este mică.

**pH-ul soluțiilor de baze este mai mare decât 7** și o soluție va avea un caracter bazic mai pronunțat cu cât pH-ul este mai mare.

Pentru o **bază tare**, pH – ul se calculează considerând

$$[\text{HO}^-] = C, C fiind concentrația bazei$$

Pentru **bază slabă**, pH – ul se calculează considerând

$$[HO^-] = \sqrt{K_b \cdot C} , K_b \text{ fiind constanta de bazicitate, iar } C \text{ concentrația bazei slabe.}$$

$$[H_3O^+][HO^-] = 10^{-14} \frac{\text{moli}^2}{\text{L}^2} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[HO^-]}$$

$$\text{Apoi } pH = -\lg[H_3O^+]$$

### Aplicații

#### 1. Calculează pH – ul următoarelor soluții

a) soluție NaOH 0,01M

b) soluție KOH 1M

c) soluție NH<sub>3</sub> 0,01M, știind că  $K_b = 10^{-4,8}$

Rezolvare:

a) soluție NaOH 0,01M

$$[HO^-] = 0,01 = 10^{-2} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 10^{-12} = 12$$

b) soluție KOH 1M

$$[HO^-] = 1 \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{1} = 10^{-14}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 10^{-14} = 14$$

c)  $[HO^-] = \sqrt{K_b \cdot C}$ , amoniacul fiind o bază slabă

$$[HO^-] = \sqrt{K_b \cdot C} = \sqrt{10^{-4,8} \cdot 0,01} = \sqrt{10^{-6,8}} = 10^{-3,4}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}} = 10^{-10,6}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg 10^{-10,6} = 10,6$$

#### 2. Calculați pH-ul următoarelor soluții și apreciați caracterul chimic:

a)  $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ moli/L}$

b)  $[HO^-] = 10^{-7} \text{ moli/L}$

c)  $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ moli/L}$

d)  $[\text{HO}^-] = 10^{-2} \text{ moli/L}$

Rezolvare:

a)  $\text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2$ , ceea ce corespunde unui caracter acid

b) deoarece  $[\text{HO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ moli}^2/\text{L}^2$ , deducem:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ moli/L},$$

$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$ , ceea ce indică caracter neutru

c)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ moli/L},$

$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$ , ceea ce indică caracter neutru

d) deoarece  $[\text{HO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ moli}^2/\text{L}^2$ , deducem:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ moli/L},$$

$\text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12$ , ceea ce corespunde unui caracter bazic.

**3. Calculați pH-ul următoarelor soluții și aranjați-le în ordinea creșterii caracterului acid:**

a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ moli/L}$

b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ moli/L}$

c)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ moli/L} = 10^{-3} \text{ moli/L}$

Rezolvare:

a)  $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$

b)  $\text{pH} = -\lg 10^{-1} = 1$

c)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ moli/L} = 10^{-3} \text{ moli/L}$   
 $\text{pH} = -\lg 10^{-3} = 3$

O soluție are caracter acid cu atât mai pronunțat cu cât pH-ul este mai mic, deci ordinea de creștere a caracterului acid va fi:

$\text{pH} = 7, \text{pH} = 3, \text{pH} = 1,$

adică: a, c, b

## 18. pH-ul soluțiilor. Indicatori de pH.

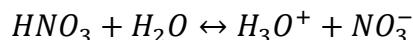
pH-ul este definit ca logaritmul cu semn schimbat din concentrația ionilor hidroniu:

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

Acizi monoprotici tari sunt HF, HCl, HNO<sub>3</sub>.



Și ionizarea acidului azotic are loc într-o singură etapă:



Un acid este cu atât mai tare cu cât, la contactul cu apa, concentrația ionilor hidroniu este mai mare. pH-ul soluțiilor de acizi este mai mic decât 7 și o soluție va avea un caracter acid mai pronunțat cu cât pH-ul este mai mic.

Concentrația ionilor hidroniu pentru soluțiile de **acizi tari** este egală cu **concentrația normală a acidului**.

Bazele tari sunt specii care în soluție apoasă există numai sub formă de ioni. O bază este cu atât mai tare cu cât, la contactul cu apa, concentrația ionilor hidroxid este mai mare. pH-ul soluțiilor de baze este mai mare decât 7 și o soluție va avea un caracter bazic mai pronunțat cu cât pH-ul este mai mare.

Concentrația ionilor hidroxid HO<sup>-</sup> pentru **bazele tari** este egală cu **concentrația inițială a bazei**.

În apă, produsul concentrațiilor ionilor hidroniu și hidroxid este o constantă.

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

Indicatorii sunt substanțe care își schimbă culoarea în funcție de pH. Astfel fenolftaleina este incoloră în mediu acid și roșie în mediu bazic. Turnesolul este roșu în mediu acid și albastru în mediu bazic.

## 19. Reactia de neutralizare

Răcția dintre un acid și o bază se numește răcție de neutralizare. Răcția are loc cu transfer de protoni, acidul cedează protoni, iar baza îi acceptă. Se formează sare și apă și la neutralizare pH-ul devine egal cu 7.

Titrarea unui acid tare cu o bază tare poate avea loc folosind fenolftaleina ca indicator. Astfel într-un vas Erlenmeyer se pune un volum de acid clorhidric, de concentrație cunoscută și câteva picături de fenolftaleină. Soluția este incoloră. În biuretă se pune o soluție de hidroxid de sodiu de concentrație cunoscută.

Se adaugă volume mici din soluția de hidroxid în vasul cu acid. Apare mereu o colorație roz, care la agitare dispare. Punctul de echivalență este considerat atunci când culoarea persistă clar la adăugarea unei singure picături de hidroxid (virajul culorii indicatorului – fenolftaleina de la incolor la roz).

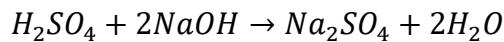
Aplicații.

**1. Calculați cantitatea de acid sulfuric necesară pentru a neutraliza 200 g solutie NaOH 10%.**

Rezolvare:

100 g soluție ..... 10 g NaOH

$200\ g\ soluție \dots \dots \dots x \rightarrow x = 20g\ NaOH$



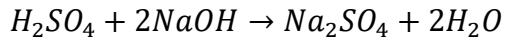
98 g  $H_2SO_4$  ..... 80 g  $NaOH$

1.Ce volum de soluție  $H_2SO_4$  0,5M necesar pentru a neutraliza 200 g soluție NaOH 5%?

Rezolvare:

100 g soluție ..... 5 g NaOH

$200\text{ g soluție} \dots \dots x \rightarrow x = 10\text{ g NaOH}$



98 g  $H_2SO_4$  ..... 80 g  $NaOH$

0,5 moli  $H_2SO_4$  ..... 1L soluție →

49 g  $H_2SO_4$  ..... 1L soluție

$12,25 \text{ g} H_2SO_4 \dots \dots \dots \dots \dots \dots x \rightarrow x = 0,25 \text{ L soluție} H_2SO_4 0,5M$

## 20 Reacții redox

Reacțiile de oxido-reducere sau reacțiile redox sunt reacțiile care au loc cu transfer de electroni.

Prin **oxidare** înțelegem procesul prin care un element cedează electroni, iar numărul lui de oxidare crește.

Prin **reducere** înțelegem procesul prin care un element acceptă electroni, iar numărul lui de oxidare scade.

Cele două proceze, oxidarea și reducerea nu pot fi separate în timp și spațiu, electronii rezultați din oxidare fiind utilizati în reducere.

**Numărul de oxidare** este o valoare arbitrară dată simbolului unui element chimic, valoare care se stabilește în funcție de următoarele reguli:

1. atomii liberi și moleculele biatomice de gaz au numărul de oxidare egal cu zero.
2. în compuși, hidrogenul are numărul de oxidare +1; excepție de la această regulă face hidrogenul din hidrurile metalelor alcaline și alcalino-pământoase, unde hidrogenul are numărul de oxidare -1.
3. în compuși oxigenul are numărul de oxidare -2; excepție de la această regulă face oxigenul din apa oxigenată, unde oxigenul are numărul de oxidare -1.
4. suma algebrică a numerelor de oxidare dintr-un compus este zero; se ține seama de numerele de oxidare cunoscute, dar și de numărul de atomi din compusul respectiv.
5. la stabilirea coeficienților reacțiilor redox se va ține seama de egalitatea dintre numărul de electroni din oxidare cu numărul de electroni din reducere.

Elementele care se oxidează au **caracter reducător**.

Elementele care se reduc au **caracter oxidant**.

## Aplicații

**1. Stabiliți coeficienții următoarelor reacții redox și arătați care element se oxidează și care se reduce:**

- a)  $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$
- b)  $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{MgO}$
- c)  $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- d)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- e)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{S}$

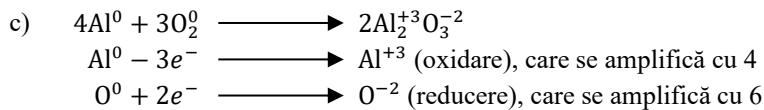
Rezolvare:

- a)  $\text{Fe}^0 + \text{S}^0 \longrightarrow \text{Fe}^{+2}\text{S}^{-2}$   
 $\text{Fe}^0 - 2e^- \longrightarrow \text{Fe}^{+2}$  (oxidare)  
 $\text{S}^0 + 2e^- \longrightarrow \text{S}^{-2}$  (reducere)

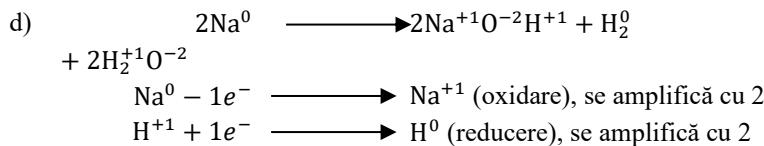
În acest caz, un atom de fier se oxidează prin cedarea a doi electroni, iar un atom de sulf se reduce prin primirea a doi electroni. Fierul are caracter reducător, iar sulful are caracter oxidant.

- b)  $2\text{Mg}^0 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2}$   
 $\text{Mg}^0 - 2e^- \longrightarrow \text{Mg}^{+2}$  (oxidare), care se amplifică cu 2  
 $\text{O}^0 + 2e^- \longrightarrow \text{O}^{-2}$  (reducere), care se amplifică cu 2

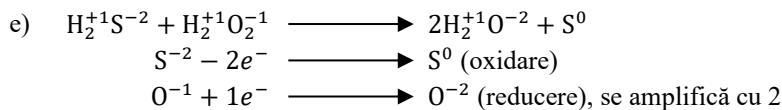
În acest caz, doi atomi de magneziu se oxidează și doi atomi de oxigen se reduc. Magneziul are caracter reducător, iar oxigenul are caracter oxidant.



Deci patru atomi de aluminiu se oxidează și şase atomi de oxigen se reduc. Aluminiul are caracter reducător, iar oxigenul are caracter oxidant.



Deci doi atomi de sodiu se oxidează și doi atomi de hidrogen se reduc. Sodiul are caracter reducător, iar hidrogenul are caracter oxidant.



Deci un atom de sulf se oxidează și 2 atomi se oxigen se reduc. Sulful are caracter reducător, iar oxigenul are caracter oxidant.

## 21.Pila Danielli

Pila Danielli este formată din două vase, denumite semicelule, un vas fiind umplut cu o soluție de sulfat de zinc în care se introduce o placă de zinc, celălalt vas fiind umplut cu o soluție de sulfat de cupru (de culoare albastră) și în care se introduce o placă de cupru (ruginie).

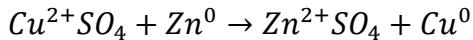
Legătura dintre cele două vase se realizează prin intermediul așa numitei „punți de sare”, care este un tub în formă de U, umplut cu o soluție suprasaturată de sare, care realizează deci contactul dintre cele două soluții, dar evită amestecarea lor.

Legătura dintre placa de zinc și placa de cupru se realizează prin intermediul unor conductori, în montaj fiind incluse și un întretrerupător și un bec.

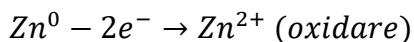
La închiderea întretrerupătorului, becul se aprinde, ceea ce dovedește producerea de energie electrică.

Pila Danielli reprezintă o modalitate de transformare a energiei chimice în energie electrică. Funcționarea pilei se bazează pe tendința mai mare a zincului de a trece în ioni pozitivi, comparativ cu cea a cuprului. Din seria activității chimice a metalelor se vede clar că zincul este mai activ decât cuprul.

Funcționarea pilei are la bază reacția:



Pila poate fi reprezentată prin două semicelule, în prima având loc procesul de oxidare, iar în cea de a doua procesul de reducere:



Pila Danielli reprezintă deci o aplicație practică a reacțiilor de oxido - reducere (redox)

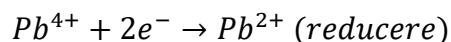
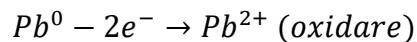
## 22. Acumulatorul cu plumb

Acumulatorul cu plumb cu plumb este format din electrozi care sunt: plăci de plumb sub formă de rețea sau ochiuri, care sunt umplute la anod cu plumb spongios, iar la catod cu dioxid de plumb. Electrolitul este o soluție de acid sulfuric cu densitatea de  $1,29 \text{ g/cm}^3$ . Un element de acumulator se compune dintr-un vas din sticlă sau ebonită care conține cei doi electrozi și soluția de electrolit.

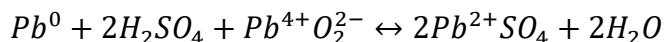
Acumulatoarele sunt sisteme capabile să înmagazineze energie electrică în timpul încărcării, pe care o pot elibera sub formă de curent continuu în timpul descărcării.

Atât în timpul încărcării, cât și în timpul descărcării au loc reacții de oxido-reducere, deci și acumulatorul cu plumb poate fi considerat o aplicație practică a reacțiilor de oxido-reducere.

În timpul descărcării, la anod are loc procesul de oxidare, iar la catod un proces de reducere:



Ecuatărea reacției generatoare de curent este:



Reacția este reversibilă, ceea ce permite reîncărcarea acumulatorului prin electroliză. Se observă că în timpul generării curentului, se consumă acid sulfuric, deci densitatea electrolitului scade.

Valoarea tensiunii dezvoltate la electrozi este de 2V.

Bateriile pentru autoturisme sunt formate din 6 elementi și furnizează 12 V, iar bateriile pentru autocamioane conțin 12 elementi și furnizează 24 V.

## 23. Coroziunea și protecția anticorozivă

Coroziunea metalelor reprezintă distrugerea metalelor sub acțiunea factorilor fizico – chimici din mediul înconjurător. Datorită diferențelor de reactivitate chimică dintre metale, contactul nemijlocit cu soluții de electroliți – mediu coroziv declanșează procese de electrod specifice pilelor galvanice, metalul mai nobil jucând rol de catod, iar anodul se consumă.

Coroziunea prin micropile se observă la contactul a două metale diferite: exemplu contactele dintre cupru și alamă, când zincul devine anod și se distrugе. În absența oxigenului dizolvat sau în absența ionilor de hidrogen, nu se constată coroziune.

În sistemele de încălzire centrală, unde apă fierbinte circulă în volum închis, în absența aerului, prezența cuprului alături de fier nu declanșează fenomenul de coroziune.

La contactul dintre o piesă metalică și un electrolit în care accesibilitatea oxigenului de-a lungul piesei este diferită, se formează o pilă galvanică, zona metalică în contact cu mai mult oxigen fiind catodul, iar cealaltă, anodul.

Coroziunea se manifestă și în natură, unde din cauza accesului neuniform al oxigenului, metalul devine anod, iar porțiunea expusă la aer devine catod.

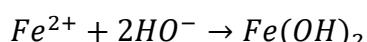
Coroziunea fierului, adică oxidarea acestuia în atmosferă duce la formarea oxizilor de fier – rugina. În prima treaptă se formează oxidul de fier (II) cu formula  $\text{FeO}$ , care în prezența oxigenului atmosferic trece în  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  sau  $\text{FeO}(\text{OH})$ .

Ruginirea fierului se explică prin apariția de micropile, locul deteriorat devenind anod.

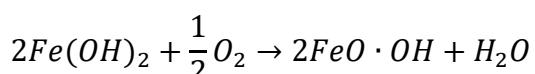
La anod are loc **procesul de oxidare**:



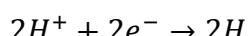
Ulterior, ionii de fier divalent reacționează cu ionii hidroxid  $\text{HO}^-$



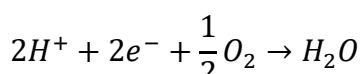
Dacă este prezent și oxigenul, se formează rugina:



La catod are loc un **proces de reducere**, care în apă pură, fără gaze, este:



Dacă este prezent și oxigenul, procesul de reducere este:



Protecția împotriva coroziunii se poate realiza prin folosirea de aliaje mai stabile în mediu coroziv, prin reducerea agresivității mediului corosiv, adică: absorbția umidității, îndepărarea oxigenului sau prin folosirea inhibitorilor de coroziune.

Se mai poate folosi aplicarea unor depuneri metalice, de metalizare, de placare. Pot fi folosite și pelicule protectoare de lacuri, vopsele, materiale plastice.

Metodele de protecție electrochimică se realizează în două variante.

**Protecția catodică** se realizează prin legarea de-a lungul piesei de protejat a mai multor anodi activi. De exemplu pentru a proteja o conductă de fier se montează anodi de zinc sau de magneziu. Anodii se vor oxida și vor proteja catodul, adică conducta.

**Protecția anodică** se realizează prin legarea la polul pozitiv al sursei de curent continuu.

24 Electroliza topiturii de clorură de sodiu

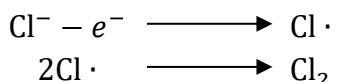
Electroza este procesul care se produce la trecerea curentului electric topitura sau prin soluția unui electrolit. Într-o celulă de electroză se folosește curentul electric pentru a produce o reacție redox. Anodul este electrodul cu sarcină electrică pozitivă spre care se deplasează anionii (ioni negativi) din vasul de electroză. La anod au loc reacții de oxidare. Catodul este electrodul cu sarcină negativă spre care se deplasează cationii (ioni pozitivi) din vasul de electroză. La catod au reacții de reducere.

În clorura de sodiu, ionii ocupă poziții fixe, rigide. Structura cristalină este distrusă la temperaturi mari, mai mari de  $801^{\circ}\text{C}$ , care este temperatura de topire a clorurii de sodiu, când ionii devin mobili și se pot deplasa spre electrozi.

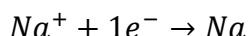
Clorura de sodiu este o substanță ionică, care conține:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$

La electrozi au loc următoarele procese:

- la anod are loc descărcarea ionilor hidroxid  $\text{Cl}^-$  (oxidare):



- la catod are loc descărcarea ionilor de sodiu  $\text{Na}^+$  (reducere):

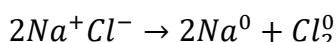


Procesele identificate sunt: oxidarea la anod si reducerea la catod

Prin electroliza topiturii de sare se obtin: clor la anod si sodiu la catod

Deci prin electroliza topiturii de clorură de sodiu se obține un nemetal – clorul – la anod și un metal – sodiu – la catod.

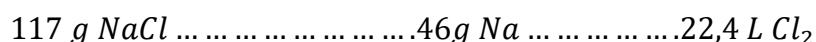
Ecuatia globală a procesului de electroliză a topiturii de clorură de sodiu este:



## Aplicații

**1. Calculați cantitatea de sodiu și volumul de clor care se obțin prin electroliza a 585 g topitură de clorură de sodiu**

Rezolvare:



$$585 \text{ g NaCl} \dots \dots \dots \dots \dots \dots x \text{ g Na} \dots \dots \dots \dots \dots \dots y \text{ L Cl}_2 \rightarrow x = 230 \text{ g Na si } y = 112 \text{ L Cl}_2$$

## 25. Electroliza soluției de clorură de sodiu

Din reacția de ionizare a apei rezultă ioni hidroxid și ioni hidroniu:



Clorura de sodiu este o substanță ionică, care conține:  $Na^+Cl^-$ .

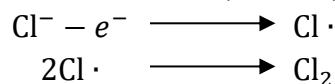
În soluția de clorură de sodiu sunt mobili atât ionii care provin din  $NaCl$ , dar și cei care provin din ionizarea apei.

Va avea loc o competiție între  $Na^+$  și  $H_3O^+$  și se vor descărca ionii hidroniu la catod.

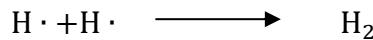
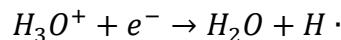
Va avea loc și o competiție între  $Cl^-$  și  $HO^-$  și se vor descărca ionii clorură la anod.

La electrozi au loc următoarele procese:

**La anod are loc descărcarea ionilor hidroxid  $Cl^-$  (oxidare):**



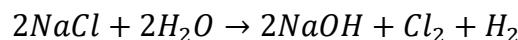
**La catod are loc descărcarea ionilor hidroniu  $H_3O^+$  (reducere):**



Procesele identificate sunt: oxidarea la anod și reducerea la catod

În soluție rămân ionii de sodiu și ionii hidroxid. Deci, prin electroliza soluției de sare se obțin:

- clor la anod
- hidrogen la catod
- sodă caustică în soluție, adică nemetale la electrozi și o substanță compusă în soluție.



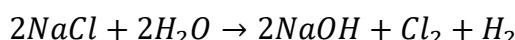
### Aplicații

1. Se supun electrolizei 200 g soluție de clorură de sodiu 4%. Ce cantitate de hidroxid de sodiu se obține?

Rezolvare:

$$100 \text{ g soluție} \dots \dots \dots \dots \dots 4 \text{ g } NaCl$$

$$200 \text{ g soluție} \dots \dots \dots \dots \dots x \text{ g } NaCl \rightarrow x = 8 \text{ g } NaCl$$



$$117 \text{ g } NaCl \dots \dots \dots \dots \dots 80 \text{ g } NaOH$$

$$8 \text{ g } NaCl \dots \dots \dots \dots \dots x \rightarrow x = 5,47 \text{ g } NaOH$$

## 26. Efectele termice ale reacțiilor chimice

Căldura de reacție este cantitatea de căldură absorbită sau degajată în acea reacție chimică.

Variația de entalpie  $\Delta H$  se calculează cu formula:

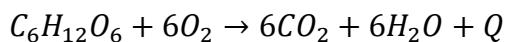
$$\Delta H = H_{\text{produși}} - H_{\text{reactanți}}$$

Astfel calculul variației de entalpie  $\Delta H$ , justifică plasarea reacției în rândul reacțiilor exoterme sau a celor endoterme în funcție de valoarea obținută, mai mică decât zero în primul caz și mai mare decât zero în cel de al doilea caz.

Pentru  $\Delta H < 0$ , interpretarea este că reacția are loc cu degajare de căldură (reacție exotermă), iar pentru  $\Delta H > 0$ , interpretarea este că reacția are loc cu absorbție de căldură (reacție endotermă).

În organismul uman au loc reacții de oxidare a zaharurilor, grăsimilor și proteinelor conținute în alimente. Sângele transportă oxigenul de la plămâni la țesuturi, oxidarea având loc la nivelul celulelor. Producții finali de reacție sunt apă, bioxidul de carbon și cantități importante de energie.

O mare parte din energie rezultă din oxidarea zaharurilor. Glucoza este un monozaharid care reacționează cu oxigenul după reacția:



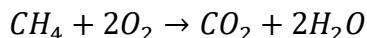
$$\Delta H = -266\text{Kcal} < 0$$

$$Q = 266\text{Kcal}$$

Reacția este exotermă și justifică folosirea glucozei ca substrat energetic.

### Căldura de combustie (arderea hidrocarburilor)

Metanul arde conform reacției:



pentru care vom calcula variația de entalpie, după formula:

$$\Delta H = H_{\text{produși}} - H_{\text{reactanți}}$$

$$\Delta H = (H_{CO_2} + 2H_{H_2O}) - (H_{CH_4} + 2H_{O_2}) =$$

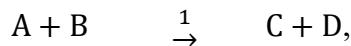
$$[-393,2 + 2(-241,6)]\text{kJ} - [-74,82 + 2(0)]\text{kJ} = -801,58\text{kJ} < 0,$$

deci reacția este exotermă. Cantitatea de căldură degajată la arderea unui mol de metan, va fi:

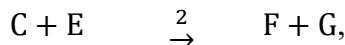
$$Q = 801,58\text{kJ}.$$

**Legea lui Hess:** Într-o reacție chimică, valoarea efectului termic depinde numai de starea inițială a reactivilor și de cea finală a produșilor și nu depinde de etapele intermediare.

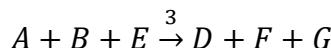
Astfel, dacă reacția 1, se desfășoară cu variația de entalpie  $\Delta H_1$



iar reacția 2 cu variația de entalpie  $\Delta H_2$



Pentru reacția 3, rezultată din însumarea celor două ecuații, vom obține (termenul C se reduce):



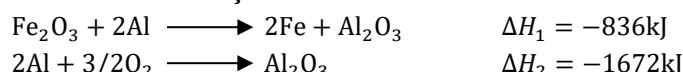
iar variația de entalpie, tinând cont de operațiile realizate, va fi:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta H_3$$

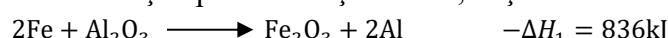
Acest lucru este posibil deoarece ecuațiile chimice la fel ca orice ecuație pot fi adunate sau scăzute membru cu membru.

Aplicatii

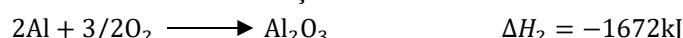
**Calculează căldura care se degajă la arderea a 56g pilitură de Fe în oxigen. Se cunosc următoarele reactii termochimice:**



Dacă înmulțim prima ecuație cu  $-1$ , obținem:



la care vom aduna ecuatia 2:



Din cele două ecuații obținem:



$$\Delta H_3 = -\Delta H_1 + \Delta H_2 = 836 \text{ kJ} - 1672 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_3 = -836 \text{ kJ}, \quad Q = 836 \text{ kJ}$$

Deci la arderea a doi moli de fier,  $\Delta H = 836\text{ kJ}$

112g pilitură fier..... 836kL

56g pilitură fier

$x = 418kL$ , deoči očidura događaj je u fazi  $418kL$ .

## Bibliografie

1. Vlădescu, L., Manual, clasa a XII-a, Ed. Art, 2007
2. Ursea, L., Manual, clasa a IX/a, Ed. Humanitas, 2007
3. Negoiu, D., Tratat de chimie anorganică, Ed. Tehnică, Bucureşti, 1972.
4. Nenițescu, C. D., Chimie generală, Ed. Didactică și Pedagogică, Bucureşti, 1972.