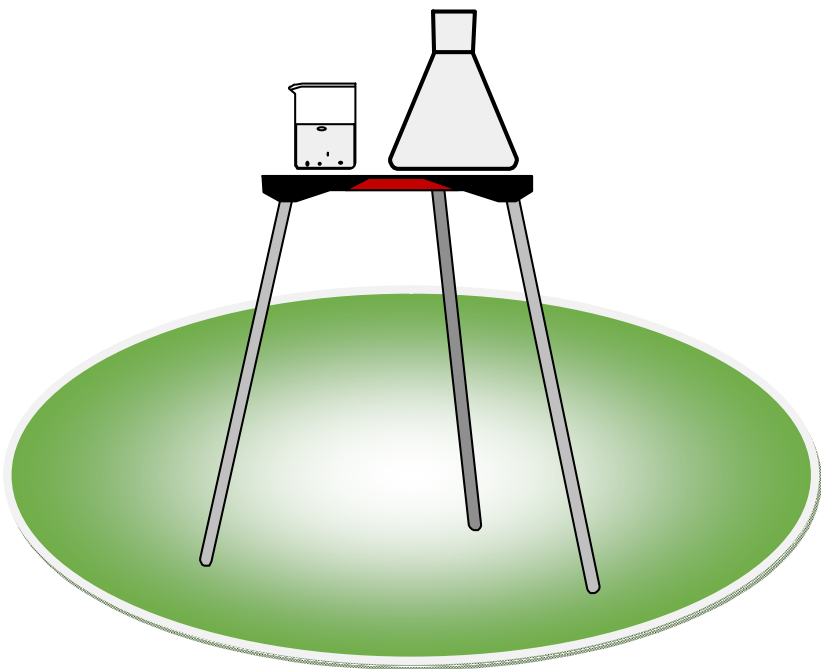


**Raluca Pop**

**Mihaiela Andoni**



**LUCRĂRI PRACTICE  
DE  
CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ**

**ISBN 978-606-8456-56-0**

## **Editura „Victor Babeș”**

**Piața Eftimie Murgu 2, cam. 316,  
300041 Timișoara  
Tel./ Fax 0256 495 210  
e-mail: evb@umft.ro  
www.evb.umft.ro**



**Director general: Prof. univ. dr. DAN V. POENARU**

**Director: Prof. univ. dr. ANDREI MOTOC**

**Colecția: GHIDURI ȘI ÎNDRUMĂTOARE DE LABORATOR**

**Coordonator colecție: Conf. univ. dr. ADRIAN VLAD**

**Referent științific: Prof. univ. dr. CODRUȚA ȘOICA**



**© 2015 Toate drepturile asupra acestei ediții sunt rezervate.**

**Reproducerea parțială sau integrală a textului, pe orice suport, fără acordul scris al autorilor este interzisă și se va sancționa conform legilor în vigoare.**

## **PREFAȚĂ**

**Cartea se adresează studenților din anul I de la Facultatea de Farmacie și își propune familiarizarea acestora cu noțiuni fundamentale ale chimiei: reacții acido-bazice, reacții redox, concentrația soluțiilor.**

**Sunt prezentate atât noțiuni teoretice, cât și o serie de aplicații și experimente practice, care își propun însușirea de către studenți a operațiilor și tehnicilor de bază dintr-un laborator.**

**De asemenea, sunt incluse o serie de experimente practice care ilustrează proprietățile chimice ale unor compuși cu aplicații în industria farmaceutică.**

**Referent științific,  
Prof.univ. dr. CODRUȚA ȘOICA**

## CUPRINS

1. NOȚIUNI GENERALE-----	5
2. VASE ȘI USTENSILE FOLOSITE ÎN LABORATORUL DE CHIMIE-----	7
3. OPERAȚII DE BAZĂ-----	10
4. METODE DE PURIFICARE A COMPUȘILOR CHIMICI-----	15
5. CLASIFICAREA ȘI NOMENCLATURA COMPUȘILOR ANORGANICI --	20
6. SOLUȚII. CONCENTRAȚIA SOLUȚIILOR-----	30
7. PH-UL SOLUȚIILOR APOASE -----	37
8. HIDROLIZA SĂRURILOR -----	43
9. LUCRĂRI PRACTICE -----	47
10. REACȚII DE OXIDO-REDUCERE -----	58
11. SINTEZE DE COMPUȘI ANORGANICI-----	62
12. PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE NEMETALELOR [10,11]-----	67
13. METALE-----	96
14. COMPUȘI ANORGANICI CU ACȚIUNE FARMACEUTICĂ -----	115
BIBLIOGRAFIE -----	122

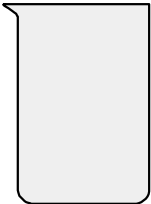
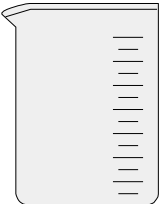
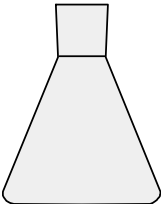


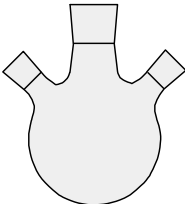
## **1. NOȚIUNI GENERALE**

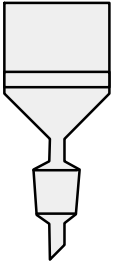
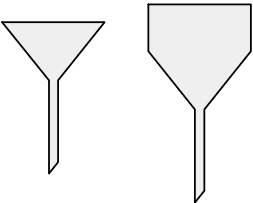
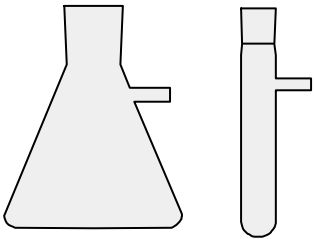
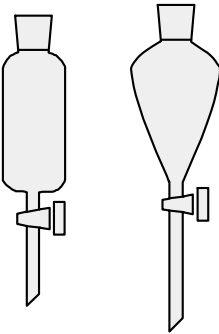
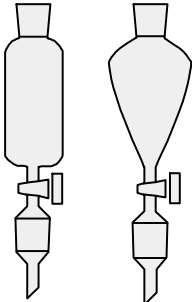
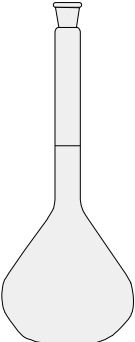
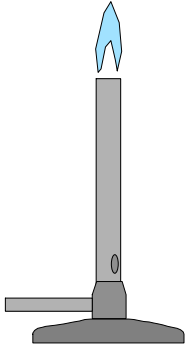

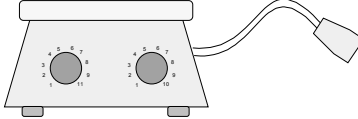
### **Instrucțiuni de lucru în laborator. Măsuri de protecție a muncii**

- 1. Pregătirea pentru un experiment se face întotdeauna citind indicațiile din manual înainte de a intra în laborator. Nu modificați o experiență decât după ce primiți încuviințarea cadrului didactic.**
- 2. Efectuați numai experimentele repartizate sau aprobate de cadrul didactic. Sunt interzise experimentele neautorizate.**
- 3. Verificați etichetele de pe orice sticlă de reactiv înainte de a folosi o parte din conținutul sticlei.**
- 4. Nu folosiți niciodată reactivi din recipiente neetichetate.**
- 5. Toate substanțele chimice sunt într-o anumită măsură toxice. Nu gustați niciodată o substanță sau o soluție.**
- 6. Evitați inhalarea vaporilor toxici.**
- 7. Atunci când se lucrează cu substanțe volatile sau acizi și baze tari, se lucrează întotdeauna sub nișă.**

- 8. Sunt interzise păstrarea și consumul alimentelor în laborator.**
- 9. În timpul orelor de laborator este obligatorie purtarea halatului. Când se indică acest lucru, folosiți nișa și ochelari de protecție.**
- 10. Toți reactivii cu care se lucrează se recuperează într-un vas adecvat la finalul ședinței.**
- 11. Raportați cadrului didactic orice accident, chiar și o rănire minoră.**
- 12. Nu se lasă niciodată nesupravegheate experimentele în desfășurare.**
- 13. Se lucrează întotdeauna cu cantități mici de reactivi. Reactivii nefolosiți nu se reintroduc niciodată în recipientul din care au fost luați.**
- 14. După finalizarea experimentelor, se spală ustensilele de laborator folosite și se curăță masa de lucru.**

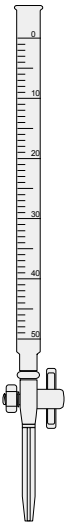
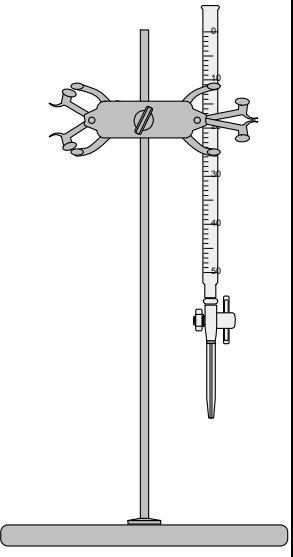
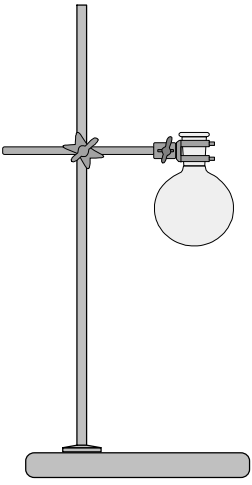


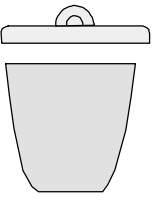
## 2. VASE ȘI USTENSILE FOLOSITE ÎN LABORATORUL DE CHIMIE

		
<b>pahar Berzelius</b>	<b>pahar Berzelius gradat</b>	<b>balon Erlenmeyer</b>
		
<b>balon pentru sinteză</b>	<b>balon pentru sinteză</b>	<b>balon pentru sinteză</b>

		
<p><b>pâlnie Büchner</b></p>	<p><b>pâlnii</b></p>	<p><b>vase de filtrare</b></p>
		
<p><b>pâlnii de separare</b></p>	<p><b>pâlnii de picurare</b></p>	<p><b>balon cotat</b></p>
		
<p><b>bec Bunsen</b></p>	<p><b>trepied</b></p>	<p><b>plită cu agitare magnetică</b></p>



# LUCRĂRI PRACTICE DE CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ

		
<b>biuretă</b>	<b>biuretă cu stativ</b>	<b>stativ</b>
		
<b>creuzet</b>	<b>mojar</b>	<b>creuzet cu capac</b>

## 3. OPERAȚII DE BAZĂ

### 3.1. Măsurarea volumelor [1]

#### Folosirea unei pipete pentru măsurarea volumelor

Măsurați aproximativ 400 mL apă distilată într-un pahar Berzelius curat și lăsați-l să stea timp de 15 minute la temperatura camerei.

Verificați dacă pipeta volumetrică este curată, umplând-o până la semn cu apă distilată și apoi goliți-o. Dacă rămân picături de apă pe pereții pipetei, înseamnă că aceasta nu a fost curățată corespunzător.

Măsurați și notați masa unui balon Erlenmeyer curat (125 mL).

Se măsoară 10 mL de apă din paharul Berzelius și se introduc în balonul Erlenmeyer.

Se măsoară și se înregistrează masa balonului Erlenmeyer în care au fost introduși cei 10 mL de apă.

Se repetă de 3 ori operațiunile de la punctele 4 și 5, fără a goli balonul între determinări.

Calculați masa de apă pentru fiecare dintre cele 3 determinări și determinați densitatea apei în fiecare din cele 3 cazuri.

### Folosirea unui balon pentru măsurarea volumelor

Măsurați și înregistrați masa unui pahar Berzelius curat de 100 sau 150 mL. Este necesar să folosiți un pahar cu gradații.

Măsurați cu ajutorul paharului 50 ml de apă la temperatura camerei.

Măsurați și înregistrați masa paharului cu apă.

Goliți paharul și măsurați din nou 50 mL de apă la temperatura camerei.

Repetati etapele 3 și 4 cel puțin încă o dată.

Cunoscând masa de apă și volumul de apă măsurat, calculați densitatea apei pentru fiecare măsurare.

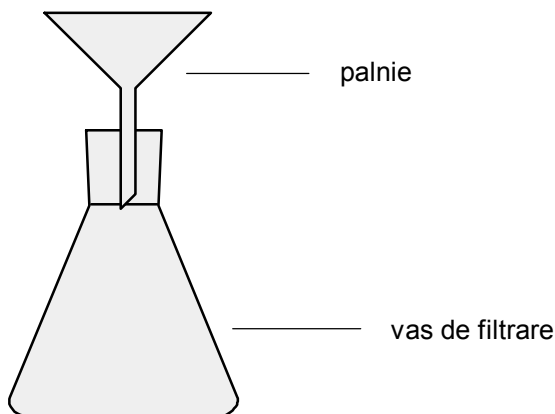
### 3.2. Filtrarea

Este o tehnică folosită pentru îndepărtarea impurităților solide dintr-o soluție sau pentru separarea unui compus solid dintr-o soluție. Cele două tipuri de filtrare utilizate pe scară largă în laboratoarele de chimie sunt filtrarea prin gravitație și filtrarea în vid.

## Filtrarea prin gravitație

Acest tip de filtrare se folosește pentru îndepărtarea impurităților solide dintr-o soluție; impuritățile pot fi, de exemplu, un agent de uscare sau un produs secundar. Pentru a realiza acest tip de filtrare sunt necesare următoarele ustensile de laborator:

- pâlnie de sticlă
- balon Erlenmeyer
- hârtie de filtru
- stativ
- cleme și mufe pentru fixare

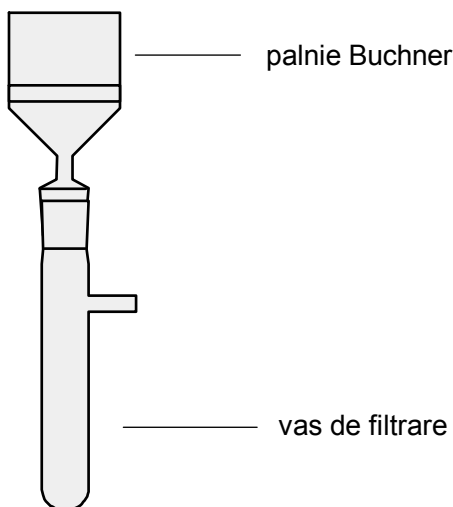


## Filtrarea în vid

Acest tip de filtrare se folosește atunci când se dorește colectarea compusului solid (de exemplu, separarea cristalelor obținute în urma recristalizării). Filtrarea în vid este mai rapidă decât filtrarea prin gravitație, acest lucru datorându-se presiunii scăzute aplicate soluției care se filtrează.

Ustensilele de laborator necesare filtrării în vid sunt:

- pâlnie Buchner
- vas de filtrare
- hârtie de filtru
- trompă de vid



### Etapele filtrării în vid

1. Fixarea vasului de filtrare
2. Fixarea pâlniei Buchner
3. Alegerea unei hârtii de filtru de mărimea potrivită, care nu depășește marginile pâlniei Buchner.
4. Se conectează vasul de filtrare la trompa de vid.
5. Hârtia de filtru se umectează cu o cantitate mică de solvent (aceleși solvent folosit în soluția care urmează să fie filtrată). Se pornește sursa de vid și se verifică aderența hârtiei de filtru la pâlnia Buchner.
6. Amestecul care urmează să fie filtrat se toarnă în centrul pâlniei Buchner.
7. Precipitatul colectat pe hârtia de filtru se spală cu o cantitate mică de solvent pentru a îndepărta impuritățile dizolvate în filtrat.
8. Se deconectează vasul de filtrare de la trompa de vid.
9. Precipitatul obținut se usucă la temperatura camerei, pe o sticlă de ceas.

## 4. METODE DE PURIFICARE A COMPUȘILOR CHIMICI

### 4.1. Distilarea

**Distilarea** este o metodă uzuală de purificare a lichidelor și de separare a amestecurilor de lichide în componentele lor individuale. Este aplicabilă amestecurilor de lichide în care există diferențe mari între temperaturile de fierbere ale componentelor (de obicei, sunt amestecuri în care o componentă este greu volatilă, iar cealaltă ușor volatilă).

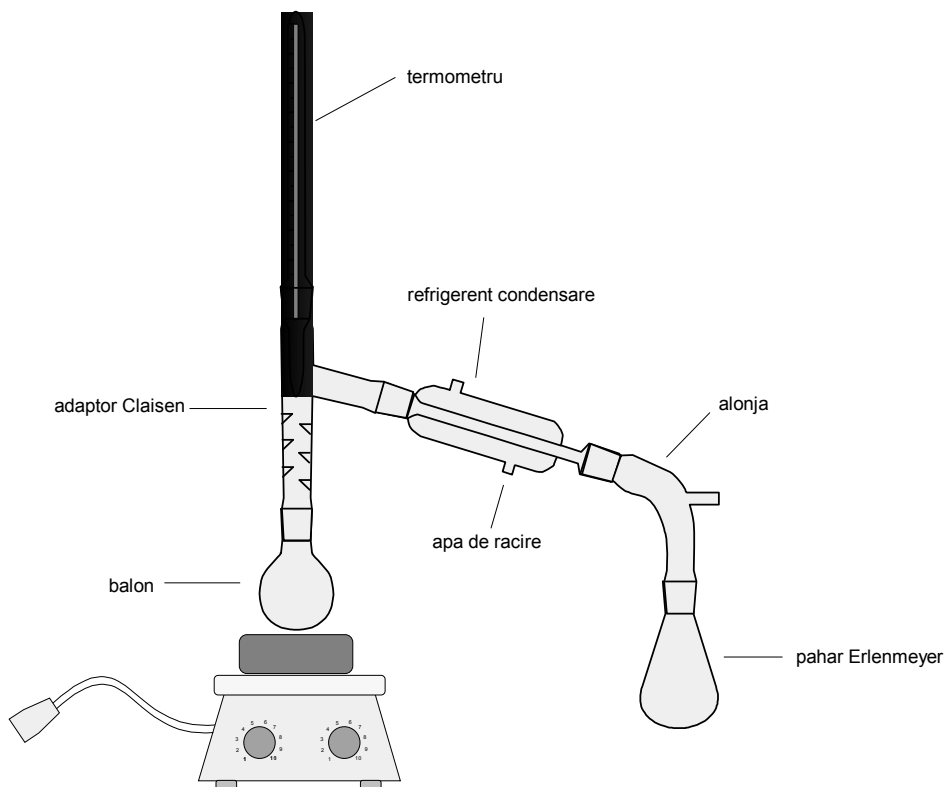
Procesul de distilare presupune încălzirea unui lichid până la fierbere, urmată de condensarea și colectarea acestuia.

#### Lucrarea 1. Distilarea apei [2]

Aparatura necesară:

- balon cu fund rotund
- refrigerant condensare
- termometru
- alonjă
- balon Erlenmeyer

**Mod de lucru:** se măsoară 100 mL apă de la robinet și se determină pH-ul acesteia cu ajutorul hârtiei indicatoare. Se realizează instalația prezentată în figura de mai jos și se urmărește evoluția temperaturii (distilarea va începe la  $\sim 100^{\circ}\text{C}$ ). Prima fracțiune colectată se aruncă, iar pentru restul apei distilate colectate se determină din nou pH-ul. Se compară rezultatele obținute și se explică diferențele dintre cele două valori ale pH-ului.



**Figura 1.** Schema unei operații de distilare.



## 4.2. Extracția

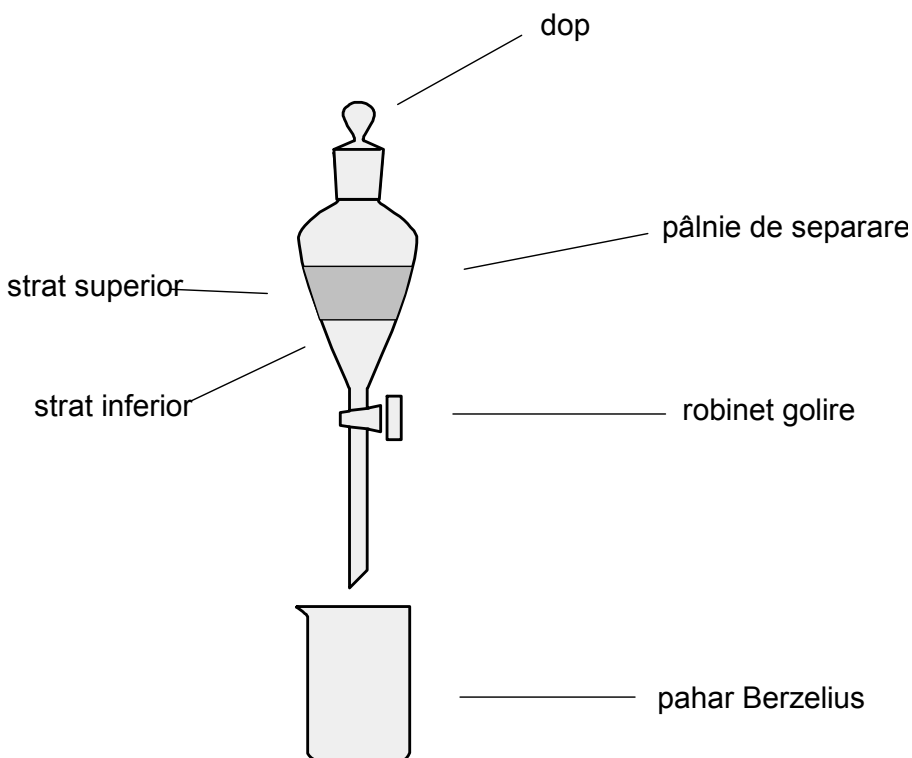
**Extracția lichid-lichid** este un procedeu de purificare/separare a componentelor unui amestec pe baza solubilităților lor diferite în doi solvenți nemiscibili. De obicei, unul dintre solvenți este apa, iar celălalt este un solvent organic (frecvent utilizați sunt clorura de metilen, eterul etilic sau acetatul de etil).

### Etapele extracției lichid-lichid

1. Fixarea pâlniei de separare cu ajutorul unei cleme-inel de un stativ. Robinetul pâlniei de separare trebuie să fie închis.
2. Se introduce în pâlnia de separare lichidul care trebuie extras, apoi solventul de extracție.
3. Se fixează dopul pâlniei de picurare și se agită câteva secunde.
4. Se lasă timp de câteva minute la temperatura camerei, pentru separarea celor două straturi.
5. După evidențierea clară a celor două straturi, se înlătură dopul și se deschide robinetul de golire. Se colectează primul strat separat (cel inferior) într-un pahar Berzelius.
6. Dacă este necesar, se colectează și cel de-al doilea strat (cel superior) rămas în pâlnia de separare.

## Lucrarea 2. Extracția I<sub>2</sub> din tinctura de iod [2]

**Mod de lucru:** Într-un balon Erlenmeyer se introduc 30 mL apă distilată și 5 mL tinctură de iod. Se agită ușor și se adaugă apoi 20 mL CCl<sub>4</sub>. Se fixează dopul pâlniei de separare și se agită ușor câteva secunde. Se reasează pâlnia în stativ și se lasă la temperatura camerei timp de câteva minute, până la separarea clară a două straturi. Se înlătură dopul pâlniei de separare și se colectează stratul inferior (CCl<sub>4</sub>, cel care conține I<sub>2</sub>) într-un pahar Berzelius.



**Figura 2.** Schema unui proces de extracție lichid-lichid

## 4.3. Recristalizarea

**Recristalizarea** este o metodă uzuală de purificare a unui compus, bazată pe faptul că solubilitatea unui compus solid crește odată cu creșterea temperaturii.

**Mod de lucru:** compusul solid se dizolvă în cantitatea minim necesară de solvent (pentru aceasta, solventul se adaugă în porțiuni mici) la cald, obținându-se o soluție concentrată. Aceasta se filtrează la cald pentru îndepărtarea impurităților, iar filtratul se lasă să se răcească la temperatura camerei. O dată cu scăderea temperaturii filtratului încep să apară cristalele, care se vor filtra și lăsa să se usuce la temperatura camerei.

### Lucrarea 3. Recristalizarea $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

**Mod de lucru:** 25 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  se dizolvă în cantitatea minim necesară de solvent (aproximativ 40 mL apă) și se încălzesc până ce întreaga cantitate de sare s-a dizolvat. Se adaugă în vârf de spatulă de cărbune activ și se filtrează la cald soluția obținută. Filtratul se lasă să se răcească la temperatura camerei, apoi vasul de filtrare se introduce într-o baie de apă și gheață. Cristalele de sulfat de sodiu formate se vor separa prin filtrare pe o pâlnie Büchner, se spală de 2-3 ori cu apă distilată și se usucă în etuvă.

## 5. CLASIFICAREA ȘI NOMENCLATURA COMPUȘILOR ANORGANICI

Compușii anorganici pot fi împărțiți în patru categorii: acizi, baze, oxizi și săruri.

Întrucât regulile de denumire a compușilor anorganici țin cont de starea de oxidare a atomilor constituenți, vom discuta mai întâi despre starea de oxidare și despre regulile de stabilire ale acesteia.

### 5.1. Starea de oxidare

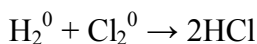
**Definiție:** Starea de oxidare (notată în continuare S.O.) reprezintă un număr atribuit unui element într-un compus chimic; indică numărul de electroni cedați/acceptați de atomul respectiv.

#### Reguli de stabilire a stării de oxidare

1. Atomii liberi și atomii din moleculele formate din elemente identice au stare de oxidare

S.O. = 0.

**Exemple:**  $\text{Ca}^0 + \text{S}^0 \rightarrow \text{CaS}$



2. În compuși, elementele grupelor I<sub>A</sub>, II<sub>A</sub> și III<sub>A</sub> au întotdeauna stare de oxidare pozitivă, egală cu numărul grupei din care fac parte.

**Exemple:**  $\text{Na}^{+1}\text{Cl}$ ,  $\text{Ca}^{+2}\text{S}$ ,  $\text{Al}^{+3}\text{Br}_3$

3. În compuși, atomul de F are întotdeauna stare de oxidare negativă, S.O. = -1 (este elementul cu cea mai mare electronegativitate din tabelul periodic).

**Exemple:**  $\text{NaF}^{-1}$ ;  $\text{HF}^{-1}$ ;  $\text{F}_2^{-1}\text{O}$

4. În majoritatea compușilor, atomul de H are stare de oxidare S.O. = +1.

**Exemple:**  $\text{H}^{+1}\text{Cl}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{ClO}_4$ .

**Excepție:** în hidrurile metalice, atomul de H va avea stare de oxidare S.O. = -1 (deoarece metalele au întotdeauna S.O. > 0).

**Exemple:**  $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$ ;  $\text{Al}^{+3}\text{H}_3^{-1}$

5. În majoritatea compușilor, atomul de O va avea S.O. = -2.

**Exemple:**  $\text{CaO}^{-2}$ ;  $\text{H}_2\text{O}^{-2}$ .

**Excepții:**

a. în compușii oxigenului cu fluorul, oxigenul va avea S. O. > 0 deoarece este mai puțin electronegativ decât F.

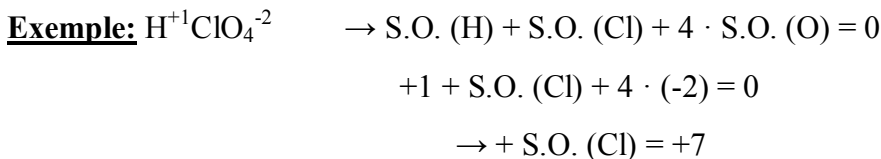
**Exemple:**  $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$

b. în peroxizi, atomul de O are S.O. = -1.

**Exemple:**  $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ ;  $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^{-1}$ .

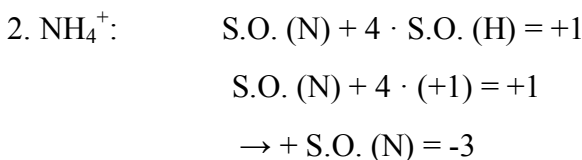
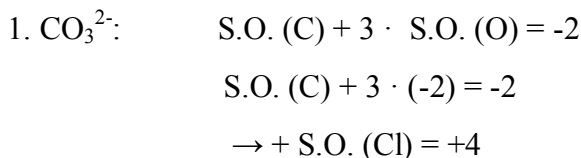
6. Într-un compus neutru, suma stărilor de oxidare ale atomilor componenți trebuie să fie egală cu 0.

Prin aplicarea acestei reguli se pot determina și stările de oxidare corespunzătoare atomilor care pot avea mai multe numere de oxidare.



7. Într-un compus ionic, suma stărilor de oxidare ale atomilor componenți trebuie să fie egală cu sarcina ionului respective.

**Exemple:**



Elementele din grupele  $\text{IV}_A$ ,  $\text{V}_A$ ,  $\text{VI}_A$  și  $\text{VII}_A$ , precum și elementele din grupele secundare, pot avea mai multe stări de oxidare. Vom prezenta în tabelul următor stările de oxidare posibile ale elementelor din grupele principale  $\text{IV}_A$ ,  $\text{V}_A$ ,  $\text{VI}_A$  și  $\text{VII}_A$ :

**Tabel 1.** S.O. ale elementelor din grupele IV<sub>A</sub>, V<sub>A</sub>, VI<sub>A</sub> și VII<sub>A</sub>

Stare de oxidare	Grupa IV <sub>A</sub>	Grupa V <sub>A</sub>	Grupa VI <sub>A</sub>	Grupa VII <sub>A</sub>
<b>S.O. max</b>	+4	+5	+6	+7
<b>S.O. intermediare</b>	+2	+3	+4	+5
		+1	+2	+3
				+1
<b>S.O. min</b>	-4	-3	-2	-1

S.O. max = stare de oxidare maximă = numărul grupei respective

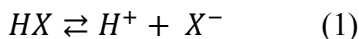
S.O. min = stare de oxidare minimă = numărul grupei – 8

S.O. intermediare = se determină scăzând câte 2 unități din valoarea stării de oxidare maxime

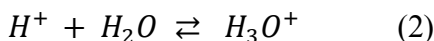
## 5.2. Clasificarea compușilor anorganici

### 5.2.1. Acizi

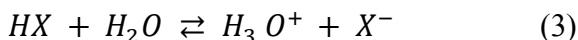
**Definiție:** acizii sunt substanțe care conțin unul sau mai mulți atomi de hidrogen, care disociază în soluție apoasă cu eliberare de protoni (H<sup>+</sup>).



În mediu apos, protonii și apa formează ionii de hidroniu H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>:



Ținând cont de relațiile (1) și (2), se poate spune că acizii sunt substanțe care, în mediu apos, formează ioni de hidroniu.



## Clasificarea acizilor

1. În funcție de compoziția acestora, acizii se pot clasifica în **hidracizi** și **oxoacizi**.

### a. Hidracizi ( $H_nX$ )

unde:  $n = 8 - \text{numărul grupei din care face parte elementul X}$

$X = \text{nemetal la S.O. min}$

**Definiție:** Hidracizii sunt compuși care conțin unul sau mai mulți atomi de hidrogen și un atom de nemetal.

**Exemple:** HCl, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se.

**Denumire:** Acid X + hidric

**Exemple:** HCl → Acid clorhidric

H<sub>2</sub>S → Acid sulfhidric

H<sub>2</sub>Se → Acid selenhidric

### b. Oxoacizi ( $H_nXO_y$ )

unde:  $X = \text{nemetal la S.O. max sau S.O. intermediară}$

Oxoacizii sunt compuși care, pe lângă atomii de hidrogen și nemetal, conțin și unul sau mai mulți atomi de oxigen.

**Exemple:** HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Denumirea oxoacizilor se face în funcție de starea de oxidare a nemetalului X. Astfel, dacă în oxoacidul respectiv **starea de oxidare S.O. a nemetalului X este stare de oxidare maximă**, denumirea acestuia va fi:



**Denumire:** acid E + ic

**Exemple:**  $H_2CO_3$  acid carbonic

$HNO_3$  acid azotic

$H_2SO_4$  acid sulfuric

$H_3PO_4$  acid fosforic

Dacă starea de oxidare S.O. a nemetalului X este stare de oxidare intermediară, denumirea acestuia va fi:

**Denumire:** acid E + os

**Exemple:**  $HNO_2$  acid azotos

$H_2SO_3$  acid sulfuros

$H_3PO_3$  acid fosforos

În cazul oxoacizilor în care nemetalul este un element din grupa VII<sub>A</sub>, denumirile se stabilesc astfel:

S.O. = +7 acid per + E + ic ( $HClO_4$  – acid percloric)

S.O. = +5 acid E + ic ( $HClO_3$  – acid cloric)

S.O. = +3 acid E + os ( $HClO_2$  – acid cloros)

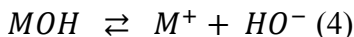
S.O. = +1 acid hipo + E + os ( $HClO$  – acid hipocloros)

2. În funcție de numărul atomilor de hidrogen din moleculă, acizii se clasifică în **monoprotici** (un singur atom de hidrogen), **diprotici** (doi atomi de hidrogen) sau **triprotici** (trei atomi de hidrogen în moleculă).

**Exemple:**  $HCl$  – monoprotic;  $H_2S$  – diprotic,  $H_3PO_4$  – triprotic.

## 5.2.2. Baze

**Definiție:** bazele sunt substanțe care conțin una sau mai multe grupe hidroxil (OH), pe care le pun în libertate în soluții apoase sub formă de ioni de hidroxid (HO<sup>-</sup>).



**Formula generală:** M(OH)<sub>n</sub>, unde: M – metal

n – valența metalului

**Denumire:** hidroxid de M

**Exemple:** NaOH – hidroxid de sodiu

Al(OH)<sub>3</sub> – hidroxid de aluminiu

În cazul hidroxizilor metalelor tranziționale se indică și valența metalului în compusul respectiv.

**Exemple:** Fe(OH)<sub>2</sub> – hidroxid de fer (II)

Fe(OH)<sub>3</sub> – hidroxid de fer (III)

CuOH – hidroxid de cupru (I)

Cu(OH)<sub>2</sub> – hidroxid de cupru (II)

## 5.2.3. Oxizi

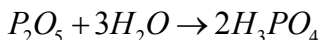
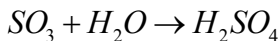
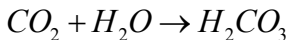
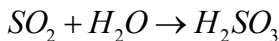
**Definiție:** Oxizii sunt compuși binari ai oxigenului cu diverse metale sau nemetale.

### Clasificarea oxizilor

După comportarea lor în reacția cu apa, oxizii se clasifică în **oxizi acizi**, **oxizi bazici** și **oxizi indiferenți**.

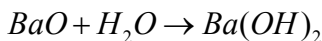
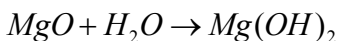
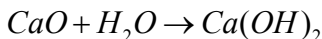
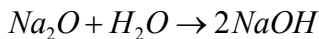
**1. Oxizii acizi** sunt cei care, prin reacția cu apa, formează acizi.

**Exemple:**  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_2O_5$  care formează acizii  $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$  și  $H_3PO_4$ .



**2. Oxizii bazici** sunt oxizii care, prin reacția cu apa, formează hidroxizi.

**Exemple:**  $Na_2O$ ,  $CaO$ ,  $MgO$ ,  $BaO$  care formează  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Mg(OH)_2$  și  $Ba(OH)_2$ .



**3. Oxizii indiferenți** sunt cei care nu formează nici acizi, nici baze prin reacția cu apa.

**Exemple:**  $CO$ ,  $N_2O$ .

**Formula generală:**  $E_2O$ , unde E – element monovalent.

**Denumire:** oxid de E

**Exemple:**  $\text{Na}_2\text{O}$  – oxid de sodiu

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – oxid de aluminiu

În cazul oxizilor metalelor tranziționale se indică și valența metalului în compusul respectiv.

**Exemple:**  $\text{FeO}$  – oxid de fer (II)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  – oxid de fer (III)

$\text{CuO}$  – oxid de cupru (I)

$\text{Cu}_2\text{O}$  – oxid de cupru (II)

### 5.2.4. Săruri

**Definiție:** Sărurile sunt substanțe obținute prin reacția dintre un acid și o bază.

**Formula generală:**

$\text{M}_x\text{E}_y$ , pentru sărurile care provin din hidracizi ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ );

$\text{M}_x\text{EO}_y$ , pentru sărurile care provin din oxoacizi ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ).

Denumirea sărurilor se face în funcție de numele radicalului acid (anionului), respectiv al cationului.

Dacă anionul provine de la un hidracid, denumirea sării va fi:

$\text{E} + \text{ură de M}$

**Exemple:**  $\text{NaBr}$  – bromură de sodiu

$\text{K}_2\text{S}$  – sulfură de potasiu

$\text{MnCl}_2$  – clorură de mangan

Dacă anionul provine de la un oxoacid în care nemetalul este la S.O. max, denumirea sării va fi:

E + at de M

**Exemple:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – sulfat de sodiu  
 $\text{CaCO}_3$  – carbonat de calciu  
 $\text{KClO}_4$  – perclorat de potasiu

Dacă anionul provine de la un oxoacid în care nemetalul este la S.O. intermediară, denumirea sării va fi:

E + it de M

**Exemple:**  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – sulfit de sodiu  
 $\text{KNO}_2$  – azotit de sodiu  
 $\text{NaClO}$  – hipoclorit de sodiu

## 6. SOLUȚII. CONCENTRAȚIA SOLUȚIILOR

O **soluție** este un amestec omogen de două sau mai multe substanțe care se găsesc în proporții variate. Se numește **solvent** (dizolvant) componentul prezent în cantitate mai mare, iar celălalt component se numește **solut** (substanță dizolvată). Astfel, în cazul unei soluții apoase de iodură de potasiu, vom spune că iodura de potasiu este solutul (substanța dizolvată), iar apa este solventul (dizolvantul). Cel mai uzual solvent este apa, astfel că în cele ce urmează vom discuta despre soluții în care dizolvantul este apa.

Cantitatea de substanță dizolvată într-o anumită cantitate de solvent reprezintă **concentrația** soluției respective.

Principalele moduri de exprimare a concentrației unei soluții sunt următoarele:

### 6.1. Concentrația procentuală – $c_p$ (%)

Concentrația procentuală arată câte părți de solut se găsesc dizolvate în 100 g soluție.

$$C_p = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 ; \quad \text{unde: } m_d - \text{masa de substanță dizolvată (g)}$$

$$m_s - \text{masa soluției (g)}$$

De exemplu, o soluție KI de concentrație 25% înseamnă 25 g KI dizolvate în 100 g soluție. Sau, ținând cont de faptul că masa soluției ( $m_s$ ) este egală cu masa substanței dizolvate ( $m_d$ ) și masa solventului ( $m_{H_2O}$ ), o soluție KI 25% înseamnă 25 g KI dizolvate în 75 g  $H_2O$ .

$$m_s = m_d + m_{H_2O}$$

## 6.2. Concentrația molară – $C_M$ (mol/L)

Concentrația molară arată numărul de moli de solut care sunt dizolvați într-un litru de soluție.

$$C_M = \frac{m_d}{M \cdot V_s}; \quad \text{unde: } m_d - \text{masa de substanță dizolvată (g)}$$

$M$  – masa moleculară a substanței (g/mol)

$V_s$  – volumul soluției (L)

Știind că numărul de moli se calculează ca fiind raportul dintre masa dizolvată și masa moleculară a unei substanțe ( $m_d/M$ ), expresia concentrației molare devine:

$$C_M = \frac{\nu}{V_s}; \quad \text{unde: } \nu - \text{mumăr de moli } (\nu = \frac{m_d}{M})$$

De exemplu, o soluție KI 2M înseamnă 2 moli KI dizolvați într-un litru de soluție.

## 6.3. Concentrația normală – $C_N$ (echivalent-gram/L)

Concentrația normală arată numărul de echivalenți-gram de solut care sunt dizolvați într-un litru de soluție.

$$C_N = \frac{m_d}{E_g \cdot V_s}; \quad \text{unde: } m_d - \text{masa de substanță dizolvată (g)}$$

$E_g$  – echivalent-gram al substanței (g/mol)

$V_s$  – volumul soluției (L)

Pentru a putea calcula concentrația normală a unei soluții, trebuie determinat echivalentul-gram al substanței dizolvate.

**Echivalentul-gram** se calculează cu ajutorul relației următoare:

$$E_g = \frac{M}{x}; \quad \text{unde: } M - \text{masa moleculară a substanței (g/mol)}$$

$x$  – funcție de natura substanței dizolvate

**Tabel 2.** Calculul echivalentului-gram pentru acizi, baze, oxizi, săruri

Substanță dizolvată	$x$	Exemple
<b>Acid, <math>H_nX</math></b>	$x = n$ , nr. de atomi de hidrogen ai acidului	$E_g(HCl) = \frac{M_{HCl}}{1};$ $E_g(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{2}$
<b>Bază, <math>M(OH)_m</math></b>	$x = m$ , nr. de grupe OH al bazei	$E_g(Al(OH)_3) = \frac{M_{Al(OH)_3}}{3};$ $E_g(Ca(OH)_2) = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{2}$
<b>Sare, <math>B_zA_y</math> Oxizi, <math>E_zO_y</math></b>	$x = y \cdot z$	$E_g(CaCl_2) = \frac{M_{CaCl_2}}{2 \cdot 1};$ $E_g(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{3 \cdot 2}$

### Relația între $C_p$ și $C_M$ , respectiv $C_p$ și $C_N$

Știind că densitatea unei soluții este dată de relația:  $\rho = \frac{m_s}{V_s}$ ;  $\rho$  –

densitate (g/cm<sup>3</sup>), rezultă că:

$$C_M = \frac{C_p \cdot \rho \cdot 10}{M}; C_N = \frac{C_p \cdot \rho \cdot 10}{E_g} \quad (5)$$



## 6.4. Exerciții și probleme

1. Să se calculeze cantitatea de apă care trebuie adăugată la 200 g soluție NaCl 10%, pentru a obține o soluție de NaCl de concentrație 4%.
2. Să se calculeze cantitățile de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  80% și  $\text{H}_2\text{SO}_4$  10% necesare pentru a obține 350 g soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  30%.
3. Să se calculeze cantitatea de NaCl care trebuie adăugată la 200 g soluție NaCl 4%, pentru a obține o soluție de NaCl de concentrație 10%.
4. Calculați volumul soluției de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentrație 59,7% ( $d=1,5$  g/cm<sup>3</sup>) care este necesar pentru a obține 500 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,1M.
5. Metoda de obținere a  $\text{CuSO}_4$  în laborator este:  
$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
  - a) calculați cantitatea de  $\text{CuSO}_4$  care se obține, știind că reacționează 196 g soluție  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  75% cu 196 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
  - b) calculați concentrația procentuală a soluției de  $\text{CuSO}_4$  care se obține în urma reacției de la punctul a).
6. Determinați cantitatea inițială de  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , știind că prin uscarea acestuia s-au obținut x grame substanță anhidră și s-au îndepărtat 99 g apă.
7. Calculați concentrația procentuală și molară a unui amestec format din 100 mL  $\text{HNO}_3$  2M, 100 mL  $\text{HNO}_3$  10% și 100 mL apă.  
Densitate  $\text{HNO}_3$  =

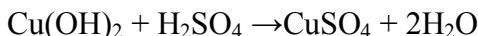
8. Calculați volumul soluției de NaOH 2M necesar pentru a neutraliza o soluție de 200 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 32%.
9. Reacționează o soluție de NaOH 2M cu o soluție HCl 1M. Stabiliți care este relația între VNaOH și VHCl pentru ca reacția să fie totală.
10. Calculați cantitatea de sare care se obține prin reacția dintre 100 g Ca(OH)<sub>2</sub> 15% și 20 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 5%.
11. Calculați cantitățile de Al(OH)<sub>3</sub> și HCl necesare pentru a obține 300 mL AlCl<sub>3</sub> 1.5M, știind că HCl este în exces cu 0.5 moli față de cantitatea necesară.
12. Calculați concentrația molară finală a unei soluții de NaOH care se obține prin amestecarea a 100 g NaOH 1M, 50 mL NaOH 20% și 50 mL NaOH 2N.
13. Determinați masa de apă care trebuie îndepărtată din 250 g soluție FeCl<sub>3</sub>·6H<sub>2</sub>O, pentru a obține o soluție de concentrație 40%.
14. Care este compoziția soluției finale rezultate prin reacția a 100 mL HCl 5M cu 200 mL Mg(OH)<sub>2</sub> 2M?
15. a) Calculați concentrația procentuală a soluției de FeSO<sub>4</sub> care se obține prin amestecarea a 417 g FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O cu 100 ml FeSO<sub>4</sub> de concentrație 2M și densitate 1.2 g/cm<sup>3</sup>.
- b) Pornind de la soluția finală calculată la punctul a), calculați masa de H<sub>2</sub>O care trebuie evaporată pentru a obține o soluție de concentrație 60%.
- c) Calculați volumul soluției de FeSO<sub>4</sub> obținută la punctul b), știind că soluția are concentrația 3.25M.

**16. a)** Calculați concentrația procentuală a soluției de  $\text{FeSO}_4$  care se obține prin amestecarea a 417 g  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  cu 100 ml  $\text{FeSO}_4$  de concentrație 2M și densitate  $1.2 \text{ g/cm}^3$ .

**b)** Pornind de la soluția finală calculată la punctul a), calculați masa de  $\text{H}_2\text{O}$  care trebuie evaporată pentru a obține o soluție de concentrație 60%.

**c)** Calculați volumul soluției de  $\text{FeSO}_4$  obținută la punctul b), știind că soluția are concentrația 3.25M.

**17.** Metoda de obținere a  $\text{CuSO}_4$  în laborator este:

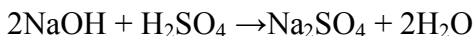


**a)** calculați cantitatea de  $\text{CuSO}_4$  care se obține, știind că reacționează 245 g soluție  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  60% cu 200 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5M;

**b)** ce cantitate de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  corespunde  $\text{CuSO}_4$  obținut în reacție;

**c)** care este cantitatea de  $\text{CuSO}_4$  care se obține din reacție, dacă reacționează 500 ml  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  4N cu aceeași cantitate de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (200 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5M).

**18.** Metoda de obținere a  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  în laborator este:



**a)** calculați cantitatea de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  care se obține prin reacția dintre 250 ml  $\text{NaOH}$  8M și 122,5 g soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  80%;

**b)** știind că solubilitatea  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  la  $20^\circ\text{C}$  este de 14 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4/100 \text{ g H}_2\text{O}$ , calculați cantitatea de apă în care trebuie dizolvat  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  obținut la punctul a) pentru a obține o soluție saturată la  $20^\circ\text{C}$ ;

**c)** calculați concentrația procentuală, molară și normală a soluției saturate obținute.

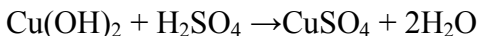
**19.** Pentru prepararea unei soluții de  $\text{MgCO}_3$  de concentrație 3.5 M și densitate  $1.176 \text{ g/cm}^3$  se folosesc soluții de  $\text{MgCO}_3$  70% și  $\text{MgCO}_3$  10%.

**a)** Calculați masa de soluție  $\text{MgCO}_3$  70%, respectiv  $\text{MgCO}_3$  10%, care sunt necesare pentru prepararea a 600 g soluție  $\text{MgCO}_3$  3.5M.

**b)** Știind că solubilitatea  $\text{MgCO}_3$  la  $70^\circ\text{C}$  este  $33.3 \text{ g MgCO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$ , stabiliți dacă soluția obținută la punctul a) este saturată la temperatura de  $70^\circ\text{C}$ .

**c)** Calculați cantitatea de  $\text{MgCO}_3$  care trebuie adăugată celor 600 g soluție  $\text{MgCO}_3$  pentru a obține o concentrație finală de 35%.

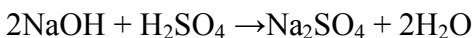
**20.** Metoda de obținere a  $\text{CuSO}_4$  în laborator este:



**a)** calculați cantitatea de  $\text{CuSO}_4$  care se obține, știind că reacționează 147 g  $\text{Cu(OH)}_2$  cu 200 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5M;

**b)** care este cantitatea de  $\text{CuSO}_4$  care se obține din reacție, dacă reacționează 500 ml  $\text{Cu(OH)}_2$  2M cu aceeași cantitate de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (200 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5M).

**21.** Metoda de obținere a  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  în laborator este:



**a)** calculați cantitatea de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  care se obține prin reacția dintre 250 ml  $\text{NaOH}$  8M și 98 g soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

**b)** calculați concentrația procentuală a soluției de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  obținute în urma reacției.

## 7. PH-UL SOLUȚIILOR APOASE

### 7.1. Acizi și baze [3]

#### Definițiile acizilor

*Arrhenius*: un acid este un compus care disociază în mediu apos cu formare de  $H^+$ .

*Brønsted*: un acid este un donor de protoni ( $H^+$ ).

*Lewis*: un acid este un acceptor de electroni.

#### Definițiile bazelor

*Arrhenius*: o bază este un compus care disociază în mediu apos cu formare de  $HO^-$ .

*Brønsted*: o bază este un compus care acceptă protoni.

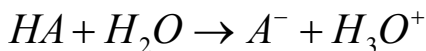
*Lewis*: o bază este un donor de electroni.

Acizii și bazele pot fi împărțiți în două categorii:

-acizi tari (AT), respectiv baze tari (BT)

-acizi slabi (AS), respectiv baze slabe (BS)

**Acizii tari** (AT) sunt complet ionizați în soluție apoasă, unde formează ionul hidroniu ( $H_3O^+$ ) și un anion (baza conjugată  $A^-$ ).



**Exemple**: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (în prima treaptă de ionizare).

**Acizii slabi** (AS) sunt parțial ionizați în soluție apoasă; astfel, pe lângă ionii  $H_3O^+$  și baza conjugată  $A^-$ , va exista întotdeauna și acid HA (neionizat).



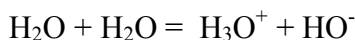
**Exemple:** acizii organici, HF, HNO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Analog, în cazul bazelor vom avea:

- baze tari, complet ionizate: NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>.
- baze slabe, parțial ionizate: NH<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>.

### 7.2. Calculul pH-ului unei soluții

Reacția de ionizare a apei este:



Constanta de ionizare asociată acestei reacții este dată de relația (1):

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14} \quad (1)$$

pH-ul reprezintă o modalitate de a exprima concentrația molară a ionilor  $H_3O^+$  dintr-o soluție apoasă. Astfel, pH-ul unei soluții este definit de relația:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad (2)$$

Analog,  $pOH = -\log[HO^-]$  (3)

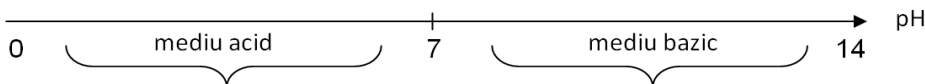
Dacă logaritmăm ecuația (1), obținem următoarea relație:

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

Dacă  $pH = pOH = 7$ , soluția va fi neutră.

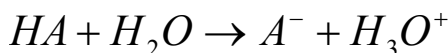
Dacă  $pH < 7$ , soluția va avea caracter acid.

Dacă  $pH > 7$ , soluția va avea caracter bazic.



### 7.3. pH-ul soluțiilor de acizi tari

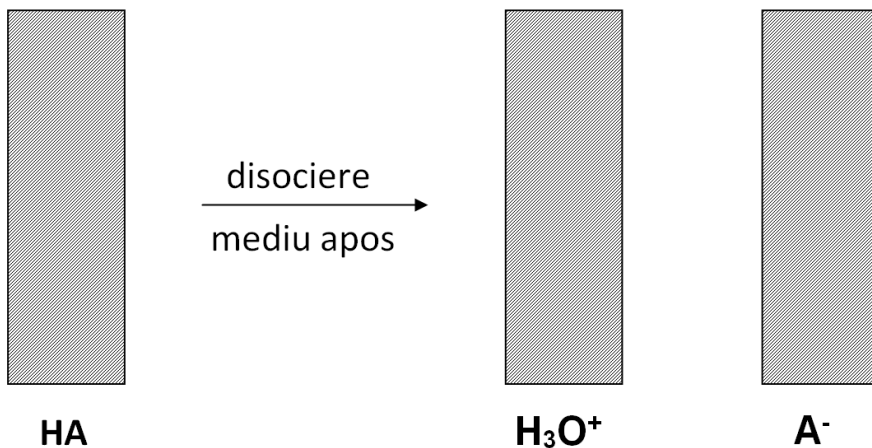
Așa cum am menționat anterior, acizii tari sunt complet ionizați în soluție apoasă. Reacția care descrie comportarea unui acid tare (AT) în soluție apoasă este:



Știind că: (1)  $pH = -\log[H_3O^+]$

(2)  $[H_3O^+] = [A^-] = [HA]$ ,

pH-ul unei soluții de AT se va calcula cu relația:  $pH = -\log[HA]$



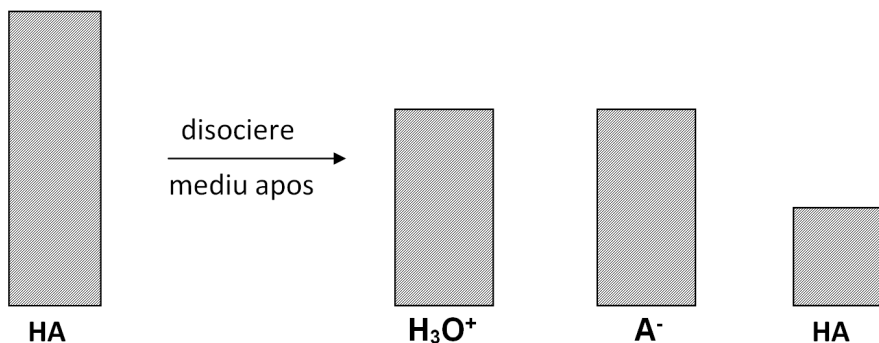
**Figura 3.** Disocierea unui acid tare în mediu apos (HA = AT)

Analog, în cazul unei baze tari, formula de calcul a pOH-ului va fi:

$$pOH = -\log[BOH]$$

### 7.4. pH-ul soluțiilor acizilor slabi

În acest caz, trebuie să ținem cont că acidul nu va fi complet disociat în mediu apos.



**Figura 4.** Disocierea unui acid slab în mediu apos (HA = AS)

Constanta de echilibru asociată reacției este:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]},$$

unde:  $K_a$  – constanta de aciditate a acidului HA

Știind că  $[H_3O^+] = [A^-] \rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$

Prin logaritizarea relației de mai sus, formula de calcul a pH-ului unui acid slab devine:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log[HA])$$



Analog, pOH-ul unei baze slabe se va calcula cu relația:

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \log[BOH])$$

Relația dintre constanta de aciditate ( $K_a$ ) a unui acid slab și constanta de bazicitate ( $K_b$ ) a bazei sale conjugate:

$$K_a(HA) \cdot K_b(A^-) = 10^{-14}$$

sau

$$pK_a + pK_b = 14$$

Cu cât constanta de aciditate  $K_a$  este mai mare (respectiv  $pK_a$  mai mic), cu atât acidul HA este un acid mai tare.

### 7.5. Exerciții pH

1. Calculați pH-ul unei soluții de 100 ml  $HNO_2$  necesară pentru neutralizarea a 200 ml soluție NaOH 1%.

$$M_{HNO_2} = 47 \text{ g/mol}; M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\rho_{NaOH10\%} = 1.15 \text{ g/ml}$$

$$K_a(HNO_2/NO_2^-) = 5 \cdot 10^{-4}$$

2. Calculați pH-ul unei soluții de 100 ml HF necesară pentru neutralizarea a 200 ml soluție NaOH 1%.

$$M_{HF} = 20 \text{ g/mol}; M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\rho_{NaOH10\%} = 1.15 \text{ g/ml}$$

$$K_a(HF/F^-) = 6,8 \cdot 10^{-4}$$

**3.** Calculați pH-ul unei soluții de 100 ml HF necesară pentru neutralizarea a 200 ml soluție NaOH 1%.

$$M_{\text{HF}} = 20\text{g/mol}; M_{\text{NaOH}} = 40\text{g/mol}$$

$$\rho_{\text{NaOH}10\%} = 1.15\text{g/ml}$$

$$K_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 6,8 \cdot 10^{-4}$$

**4.** Calculați pH-ul unei soluții de 200 g  $\text{NH}_3$  de concentrație inițială 10%, după ce este diluată cu 100 ml  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$M_{\text{NH}_3} = 17\text{g/mol}$$

$$\rho_{\text{NH}_3} = 0,75\text{g/ml}$$

$$K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

**5.** Calculați pH-ul unei soluții obținute prin amestecarea a 200 ml KOH 2,8% cu 100 ml HCl 0,5N.

$$M_{\text{KOH}} = 56\text{ g/mol}$$

$$\rho_{\text{KOH}} = 1,05\text{ g/ml}$$

**5b.** Calculați pH-ul unei soluții de  $\text{NH}_3$  de concentrație molară egală cu cea a soluției de KOH.

$$K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

**6.** Calculați pH-ul unei soluții obținute prin amestecarea a 400 ml NaOH 2% cu 100 ml HCl 0,5N.

$$M_{\text{NaOH}} = 40\text{ g/mol}$$

$$\rho_{\text{NaOH}} = 1,1\text{ g/ml}$$

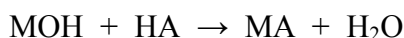
**6b.** Calculați pH-ul unei soluții de  $\text{NH}_3$  de concentrație molară egală cu cea a soluției de NaOH.

$$K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

## 8. HIDROLIZA SĂRURILOR

Atunci când o sare este dizolvată în apă, ionii care o formează pot reacționa cu apa; aceste reacții de hidroliză ale anionilor/cationilor imprimă soluției sării respective caracter neutru, acid sau bazic.

Fie o sare cu formula generală MA, care se obține printr-o reacție de neutralizare de tipul:

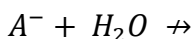
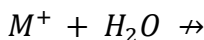


În funcție de natura MOH și HA implicați în reacție, sărurile pot fi clasificate în 4 categorii:

### 1. Săruri care provin dintr-o **bază tare (MOH = BT) și un acid tare (HA = AT)**

**Exemple:** NaCl, NaI, MgBr<sub>2</sub>, KNO<sub>3</sub>, KClO<sub>4</sub>

În acest caz, cationul sării ( $M^+$ ) este un acid foarte slab (AFS), iar anionul ( $A^-$ ) este o bază foarte slabă (BFS). Așa cum am discutat anterior, AFS și BFS nu hidrolizează, ceea ce înseamnă că soluția acestor săruri va fi o soluție neutră.

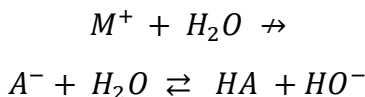


În acest caz, valoarea pH-ului soluțiilor sărurilor trebuie să fie pH = 7 (teoretic); practic valoarea pH-ului este egală cu valoarea pH-ului apei distilate cu care s-a preparat soluția respectivă.

### 2. Săruri care provin dintr-o **bază tare (MOH = BT)** și un **acid slab (HA = AS)**

**Exemple:** NaF, NaNO<sub>2</sub>, Mg(ClO)<sub>2</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

În acest caz, cationul sării (M<sup>+</sup>) este un acid foarte slab (AFS), iar anionul (A<sup>-</sup>) este o bază slabă (BS). Doar BS poate reacționa cu apa, ceea ce înseamnă că soluția acestor săruri va fi o soluție bazică.



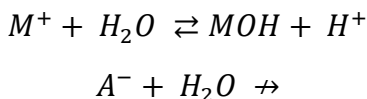
Formula de calcul a pH-ului va fi următoarea:

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \log C_{sare})$$
$$pH = 14 - pOH$$

### 3. Săruri care provin dintr-o **bază slabă (MOH = BS)** și un **acid tare (HA = AT)**

**Exemple:** AlCl<sub>3</sub>, CuI<sub>2</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Br

În acest caz, cationul sării (M<sup>+</sup>) este un acid slab (AS), iar anionul (A<sup>-</sup>) este o bază foarte slabă (BFS). Doar AS poate reacționa cu apa, ceea ce înseamnă că soluția acestor săruri va fi o soluție acidă.



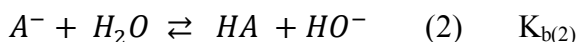
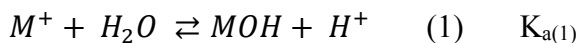
Formula de calcul a pH-ului va fi următoarea:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_{sare})$$

### 4. Săruri care provin dintr-o bază slabă (MOH = BS) și un acid slab (HA = AS)

**Exemple:** NH<sub>4</sub>F, CH<sub>3</sub>COONa

În acest caz, cationul sării (M<sup>+</sup>) este un acid slab (AS), iar anionul (A<sup>-</sup>) este o bază foarte slabă (BS). Atât BS cât și AS pot reacționa cu apa, caracterul acid sau bazic al soluției fiind dat de raportul dintre K<sub>a</sub> și K<sub>b</sub> asociate celor două reacții:



Dacă K<sub>a</sub> > K<sub>b</sub>, soluția va avea caracter acid.

Dacă K<sub>a</sub> < K<sub>b</sub>, soluția va avea caracter bazic.

Dacă K<sub>a</sub> = K<sub>b</sub>, soluția va fi neutră.

Formula de calcul a pH-ului va fi următoarea:

$$pH = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2} = \frac{pK_{a1} + (14 - pK_{b2})}{2}$$

Constante de aciditate, K<sub>a</sub>

K <sub>a</sub> (CH <sub>3</sub> COOH)	1.7 · 10 <sup>-5</sup>
K <sub>a</sub> (H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	4.3 · 10 <sup>-7</sup>
K <sub>a</sub> (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	4.8 · 10 <sup>-11</sup>
K <sub>a</sub> (HClO)	3.5 · 10 <sup>-8</sup>
K <sub>a</sub> (H <sub>2</sub> S)	8.9 · 10 <sup>-8</sup>
K <sub>a</sub> (HS <sup>-</sup> )	1.2 · 10 <sup>-13</sup>
K <sub>a</sub> (HNO <sub>2</sub> )	4.5 · 10 <sup>-4</sup>
K <sub>a</sub> (H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> )	6.9 · 10 <sup>-3</sup>
K <sub>a</sub> (H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )	6.2 · 10 <sup>-8</sup>
K <sub>a</sub> (HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	4.8 · 10 <sup>-13</sup>

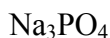
Tipul de hidroliză al soluțiilor de săruri este sumarizat în tabelul următor:

**Tabel 3.** Hidroliza sărurilor

Sare (MA)	Cation (M <sup>+</sup> )	Anion (A <sup>-</sup> )	Hidroliză
	acid foarte slab	bază foarte slabă	neutră
	acid foarte slab	bază slabă	bazică
	acid slab	bază foarte slabă	acidă
	acid slab	bază slabă	în funcție de raportul dintre K <sub>a</sub> și K <sub>b</sub>

## Exerciții

Precizați valoarea aproximativă (>7, <7, =7) a pH-ului următoarelor soluții de săruri:



## 9. LUCRĂRI PRACTICE

### L1. Determinarea experimentală și teoretică a pH-ului soluțiilor unor săruri

1. Se prepară câte 50 mL de soluție de concentrație 0.15M pentru următoarele săruri:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

**Mod de lucru:** se pregătesc 6 pahare Berzelius și se etichetează corespunzător. Se cântărește cantitatea din fiecare sare necesară preparării soluției de concentrație 0.1M și se introduce în paharul Berzelius respectiv, după care se dizolvă în 50 mL apă distilată.

2. Se determină, cu ajutorul hârtiei indicatoare, pH-ul experimental al soluțiilor astfel obținute și se notează valorile obținute.

3. Se calculează pH-ul teoretic al celor 6 soluții de săruri, cunoscând următoarele valori  $K_a(K_b)$ :

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)=1.76 \cdot 10^{-5}; K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH})=5,68 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+)=5 \cdot 10^{-7};$$

$$K_a(\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-})=1,2 \cdot 10^{-2}; K_b(\text{SO}_4^{2-}/\text{HSO}_4^-)=8,3 \cdot 10^{-13}$$

$$K_a(\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-})=6 \cdot 10^{-8}; K_b(\text{SO}_3^{2-}/\text{HSO}_3^-)=1.66 \cdot 10^{-7}$$

$$K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)=5,65 \cdot 10^{-10}$$

4. Rezultatele obținute se notează în tabelul următor:

Soluție 0.1M	pH experimental	pH teoretic
$\text{CH}_3\text{COONa}$		
$\text{KClO}_3$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		
$\text{Na}_2\text{SO}_3$		
$\text{CuSO}_4$		
$\text{NH}_4\text{Cl}$		

5. Explicați, pentru fiecare din cele 6 cazuri, rezultatele obținute:

$\text{CH}_3\text{COONa}$  -

---

---

---

$\text{KClO}_3$  -

---

---

---

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  -

---

---

---

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  -

---

---

---

$\text{CuSO}_4$  -

---

---

---

$\text{NH}_4\text{Cl}$  -

---

---

---



## L2. Determinarea constantei de aciditate $K_a$ a acidului acetic prin metoda conductometrică

Conductivitatea unei soluții de electrolit reprezintă o măsură a abilității sale de a conduce electricitatea.

**Electrolit:** orice substanță care, dizolvată într-un solvent (de obicei, apa), disociază cu formare de ioni.

**Electroliți tari:** acizii și bazele tari, sărurile

**Electroliți slabi:** acizii și bazele slabe

Unitatea de măsură (S.I.) a conductivității este S/m (Siemens/metru).

Pentru a măsura conductivitatea unei soluții de electrolit, se aplică o tensiune electrodului imersat în soluția respectivă; ionii se vor deplasa în soluție, făcând posibilă trecerea curentului electric prin soluție. Astfel, conductivitatea unei soluții de electrolit este funcție de numărul de ioni prezenți în soluție (deci variază în funcție de concentrație).

Conductivitatea molară a unui acid slab ( $\Lambda_M$ ) este dată de expresia:

$$\Lambda_M = \frac{\Lambda}{c},$$

unde  $\Lambda$  este conductivitatea acidului slab, iar  $c$  este concentrația molară a acestuia.

Gradul de disociere  $\alpha$  este dat de relația:

$$\alpha = \frac{\Lambda_M}{\Lambda_0},$$

unde  $\Lambda_0$  este conductivitatea molară la diluții infinite.

Constanta de aciditate a acidului acetic este:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(\alpha c)^2}{(1 - \alpha)c} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

## Mod de lucru

Se adaugă câte 1 mL CH<sub>3</sub>COOH 1M la 60 mL apă și se măsoară conductivitatea după fiecare adăugare de acid acetic.

V (CH <sub>3</sub> COOH 1M) mL	C <sub>CH<sub>3</sub>COOH</sub> (mol/L)	Conductivitate (μS/cm)	Conductivitate molară (μS/cm·M)	Fracția molară (α)	K <sub>a</sub> /pK <sub>a</sub>
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					

Valoarea medie a K<sub>a</sub>/pK<sub>a</sub> este: .....

## L3. Determinarea conținutului de apă al unui hidrat [4]

### Mod de lucru

1. Peste o clemă rotundă se așază o sticlă de ceas, care se încălzește timp de aproximativ 5 minute, după care este îndepărtată cu ajutorul unei cleme de lemn și lăsată să se răcească la temperatura camerei. Sticla de ceas uscată se cântărește la balanța analitică.

2. Se cântăresc direct pe sticla de ceas aproximativ 2,5 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , după care se usucă timp de 5 minute folosind metoda descrisă la punctul anterior. După răcire, se cântăresc din nou sticla de ceas și conținutul acesteia și se notează masa acestora.

3. Uscarea sticlei de ceas și a conținutului acestuia se repetă până când nu se mai evaporă apă (până se obține o masă constantă).

4. Se calculează cantitatea de apă care a fost îndepărtată din cristalohidrat și se calculează conținutul de apă (în procente de masă) al acestuia.

Masa sticlei de ceas (după ce a fost uscată): .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului inițial: .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului după prima operație de uscare: .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului după a doua operație de uscare: .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului după a ..... operație de uscare: .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului după a ..... operație de uscare: .....

Masa sticlei de ceas și a cristalohidratului după a ..... operație de uscare: .....

Masa cristalohidratului (înainte de uscare):  
.....

Masa cristalohidratului (după uscare):  
.....

Conținutul teoretic de apă (% de masă) al  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ :  
.....

Conținutul teoretic de apă (% de masă) al  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ :  
.....

### L4. Determinarea concentrației de NaCl a unei soluții de ser fiziologic cu ajutorul ionilor de Ag [5]

Conductivitatea unei soluții de electrolit reprezintă o măsură a abilității sale de a conduce electricitatea.

**Electrolit:** orice substanță care, dizolvată într-un solvent (de obicei, apa), disociază cu formare de ioni.

**Electroliți tari:** acizii și bazele tari, sărurile

**Electroliți slabi:** acizii și bazele slabe

Unitatea de măsură (S.I.) a conductivității este S/m (Siemens/metru).

Pentru a măsura conductivitatea unei soluții de electrolit, se aplică o tensiune electrodului imersat în soluția respectivă; ionii se vor deplasa în soluție, făcând posibilă trecerea curentului electric prin soluție. Astfel, conductivitatea unei soluții de electrolit este funcție de numărul de ioni prezenți în soluție (deci variază în funcție de concentrație).

#### Mod de lucru

Se măsoară cu ajutorul unei pipete 10 mL ser fiziologic și se introduc într-un pahar Berzelius de 200 mL. Se adaugă încă 90 mL apă distilată, măsurată cu ajutorul unui cilindru. Se măsoară conductivitatea soluției obținute. Se adaugă câte 2 mL de soluție  $\text{AgNO}_3$  0.1M și se măsoară conductivitatea după fiecare adăugare. Se vor adăuga (în total) 22 mL soluție  $\text{AgNO}_3$  0.1M (12 citiri ale conductanței). Se trasează grafic dependența  $\text{conductivitate} = f(V)$ , unde V este volumul de  $\text{AgNO}_3$  adăugat soluției de ser fiziologic.

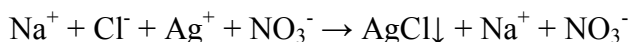
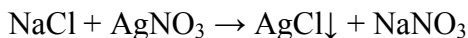
## Rezultate experimentale

Volum AgNO <sub>3</sub> (mL)	0	2	4	6	8	10
Conductivitate						

Volum AgNO <sub>3</sub> (mL)	12	14	15	16	18	20	22
Conductivitate							

Se reprezintă grafic dependența conductivitate=f(V), iar punctul de echivalență se consideră ca fiind intersecția tangentelor la grafic.

Reacția care are loc este:



Se determină (pe baza graficului) volumul de AgNO<sub>3</sub> necesar dozării ionilor Cl, apoi se calculează numărul de moli de AgNO<sub>3</sub> corespunzător. Cunoscând numărul de moli de AgNO<sub>3</sub> care au reacționat cu NaCl, se calculează numărul de moli de NaCl din soluție și concentrația molară a acesteia.

## L5. Determinarea experimentală a pH-ului

Obiectivul lucrării: măsurarea pH-ului unor soluții cu ajutorul pH-metrului și compararea cu valorile teoretice obținute

### Mod de lucru

1. Reacționează 10 mL HCl 0.1M cu 20 mL NaOH 0.4%. Măsurăți pH-ul soluției obținute cu ajutorul pH-metrului. Calculați valoarea teoretică a pH-ului și comparați-o cu valoarea experimentală obținută.

2. Reacționează 10 mL HCl 0.1M cu 10 mL NaOH 0.4%. Măsurăți pH-ul soluției obținute cu ajutorul pH-metrului. Calculați valoarea teoretică a pH-ului și comparați-o cu valoarea experimentală obținută.

3. Reacționează 20 mL HCl 0.1M cu 10 mL NaOH 0.4%. Măsurăți pH-ul soluției obținute cu ajutorul pH-metrului. Calculați valoarea teoretică a pH-ului și comparați-o cu valoarea experimentală obținută.

- Calculați numărul de moli de HCl și NaOH care reacționează, în fiecare dintre cele 3 cazuri.
- Stabiliți în care dintre cele 3 experimente reacția dintre HCl și NaOH este totală.
- Calculați pH-ul soluției finale pentru cele 3 reacții.

## L6. Determinarea solubilității clorurii de sodiu [1]

### Factorii care influențează solubilitatea

**1. Temperatura:** dacă procesul de dizolvare are loc cu absorbție de energie (endoterm), solubilizarea substanței este favorizată de creșterea temperaturii. În schimb, dacă dizolvarea este un proces exoterm (care are loc cu degajare de energie), solubilizarea este favorizată de temperaturi scăzute.

**2. Mărimea moleculei:** moleculele mari (cele care au mai mulți atomi sau o masă moleculară mai mare) vor avea o solubilitate mai scăzută, deoarece pot fi cu greu solvate de moleculele solventului.

**3. Polaritatea:** compușii polari se dizolvă în solvenți polari, compușii nepolari se dizolvă în solvenți nepolari.

O soluție saturată la o anumită temperatură conține cantitatea maximă de substanță care poate fi dizolvată în solventul respectiv, la acea temperatură. O dată cu scăderea temperaturii, o parte din substanța dizolvată inițial va începe să precipite.

**Mod de lucru:** Se cântăresc (cu precizie de două zecimale) aproximativ 9 g NaCl care se introduc într-o eprubetă de 50 mL împreună cu 20 mL apă distilată. Eprubeta este încălzită pe o baie de apă până la dizolvarea completă a cristalelor (până la aproximativ 80°C). Dacă la această temperatură a mai rămas substanță solidă nedizolvată, se mai adaugă 1 mL de apă distilată și se încălzește din nou la 80°C. După ce s-a dizolvat întreaga cantitate de NaCl, soluția se lasă să se răcească la temperatura camerei. Se notează temperatura la care încep să se formeze din nou cristale de NaCl. Se adaugă încă 2 mL de apă, se reîncălzește soluția până se dizolvă din nou cristalele și se lasă iarăși câteva minute să se răcească. Se notează temperatura la care reîncep să apară cristalele.

Sare	NaCl	V (mL)	20	20 + 1	20 + 1 + 2
Masa (g)		T (°C)			



### L7. Determinarea capacității de neutralizare a tabletelor de tip „antacid” [1]

#### Mod de lucru

Se prepară 400 mL soluție de acid clorhidric de concentrație  $\approx 0,6$  M, pornind de la o soluție de acid clorhidric de concentrație 5 M. Soluția astfel obținută se păstrează într-un balon Erlenmeyer de 500 mL.

#### Determinarea concentrației exacte a soluției de acid clorhidric preparate:

Într-un pahar Erlenmeyer se transferă 10 mL din soluția de acid clorhidric preparată și se adaugă 20 mL apă distilată. Se umple o biuretă de 50 mL cu o soluție de hidroxid de sodiu 0,15M. În paharul Erlenmeyer care conține soluția de acid clorhidric se adaugă 2-3 picături de fenolftaleină și se titrează până la schimbarea culorii indicatorului. Se notează volumul de hidroxid de sodiu care s-a folosit pentru titrare și se calculează concentrația exactă a soluției de acid clorhidric.

#### Analiza tabletelor de tip „antacid”

Se mărunțesc două tablete de „antacid” într-un mojar de porțelan și se cântărește masa rezultată, care se transferă cantitativ într-un balon Erlenmeyer de 250 mL. Se adaugă apoi 25 mL apă distilată și 25 mL din soluția de acid clorhidric a cărei concentrație a fost stabilită anterior. Amestecul astfel obținut se fierbe timp de 5 minute, după care se lasă să se răcească la temperatura camerei. Acidul clorhidric adăgat are rolul de a dizolva tabletele și de a reacționa în totalitate cu compușii cu caracter bazic existenți. pH-ul soluției finale se determină cu hârtie de pH. După ce soluția obținută s-a răcit, se adaugă 5 picături de metil-oranj și se titrează cu soluția de hidroxid de sodiu care s-a folosit și la determinarea exactă a concentrației acidului clorhidric. Virajul de culoare este: roșu (acid), gri, verde (bazic).

## 10. REACȚII DE OXIDO-REDUCERE

### Reacții de oxido-reducere (reacții redox)

Sunt reacții în care are loc modificarea stării de oxidare a atomilor.

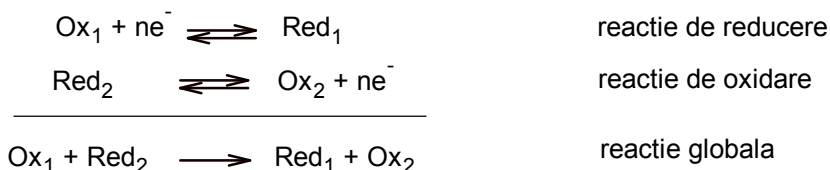
**Oxidare:** reacție care decurge cu cedare de electroni (S.O. crește)

**Reducere:** reacție care decurge cu acceptare de electroni (S.O. se reduce)

**Specie oxidantă:** cea care acceptă electroni

**Specie reducătoare:** cea care cedează electroni

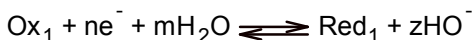
Pentru a explica faptul că într-o reacție redox specia oxidantă se reduce, iar cea reducătoare se oxidează, se poate folosi următoarea analogie: pe măsură ce turnăm conținutul unui recipient plin într-unul gol, recipientul gol se umple (și devine plin), iar recipientul plin devine gol. Astfel, recipientul plin poate fi considerat oxidantul, iar recipientul gol – reducătorul, iar lichidul transvazat reprezintă transferul de electroni [6,7].



### Mediu acid:



### Mediu bazic:



**! S.O. ↑ - reacție de oxidare – agent reducător**

**! S.O. ↓ - reacție de reducere – agent oxidant**

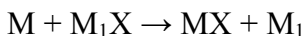
## Lucrarea 1. Reacții redox – reactivitatea metalelor

Seria de reactivitate a metalelor este redată în figura de mai jos:

Pt Au Ag Hg Cu **H** Pb Sn Ni Fe Zn Al Mg Na

---

Fie reacția:



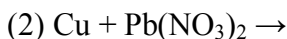
Aceasta poate avea loc doar dacă metalul M este mai reactiv decât metalul  $M_1$ .

**Obiectivul lucrării:** compararea reactivității Cu în reacția cu ionii de  $Ag^+$  și  $Pb^{2+}$

### Mod de lucru

Se pregătesc două eprubete în care se introduc câte 5 mL soluție  $AgNO_3$ , respectiv  $Pb(NO_3)_2$ . În fiecare eprubetă se introduce o bucată de cupru și se lasă la temperatura camerei timp de 5 minute.

Se notează observațiile și se completează reacția chimică (acolo unde este cazul).



Reacția (1): Cu are rol de ....., iar  $Ag^+$  este .....

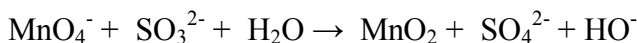
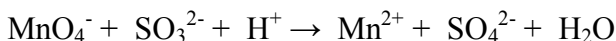
Reacția (2): Cu are rol de ....., iar  $Pb^{2+}$  este .....

## Lucrarea 2. Stările de oxidare ale Mn

### 2A.

$\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-}$	Culoare (inițial)	Culoare (final)	Prođuși de reacție	Stare de oxidare finală a Mn
Mediu acid	violet		$\text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	
Mediu bazic	violet		$\text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$	

Reacțiile care au loc sunt:

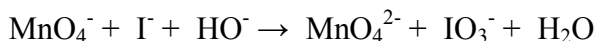
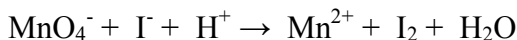


Echilibrați reacțiile (pe baza cuplurilor redox) și stabiliți rolul  $\text{MnO}_4^-$ , respectiv al  $\text{SO}_3^{2-}$ .

### 2B.

$\text{MnO}_4^- + \text{I}^-$	Culoare (inițial)	Culoare (final)	Prođuși de reacție	Stare de oxidare finală a Mn
Mediu acid	violet		$\text{Mn}^{2+} + \text{I}_2$	
Mediu bazic	violet		$\text{MnO}_4^{2-} + \text{IO}_3^-$	

Reacțiile care au loc sunt:



Echilibrați reacțiile (pe baza cuplurilor redox) și stabiliți rolul  $\text{MnO}_4^-$ , respectiv al  $\text{I}^-$ .

### Lucrarea 3. Comportarea redox a compușilor iodului [8]

**Mod de lucru:** Într-un pahar Erlenmeyer de 250 mL se introduc 100 mL apă distilată, 5 mL H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> 0.1M și 5 mL soluție de amidon. Fiecare grupă de studenți adaugă volume diferite de HIO<sub>3</sub> (variind de la 4mL la 11 mL) și notează observațiile corespunzătoare.

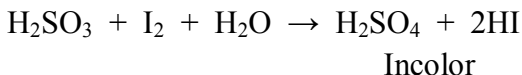
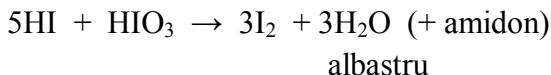
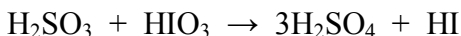
#### Prepararea soluțiilor:

100 mL H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> 0.1M se prepară din 50 mL NaHSO<sub>3</sub> 0.2M și 50 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1M;

100 mL HIO<sub>3</sub> 0.1M se prepară din 50 mL KIO<sub>3</sub> 0.1M la 50 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.5M;

Soluția de amidon: 10 g amidon/250 mL apă.

Reacțiile care au loc sunt:



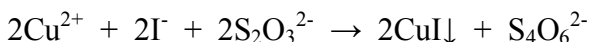
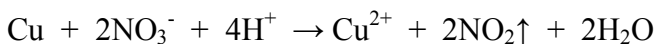
Stabiliți cuplurile redox pentru fiecare dintre cele 3 reacții și determinați speciile oxidante, respectiv reducătoare.

# 11. SINTEZE DE COMPUȘI ANORGANICI

## 1. Sinteza iodurii de Cu(I) [1]

**Mod de lucru:** se cântăresc 2 g Cu și se dizolvă în cantitatea necesară de acid azotic. Soluția obținută se neutralizează parțial (până la pH = 4) cu soluție apoasă de amoniac. Soluția obținută se fierbe câteva minute pentru îndepărtarea dioxidului de azot format, apoi se răcește la temperatura camerei. Se prepară apoi o soluție de iodură-tiosulfat cu următoarea compoziție: 36.5 g KI și 28.0 g  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , care se aduc la un volum de 100 mL. Pentru o probă inițială de Cu de ~2g, sunt necesari ~25 mL soluție iodură-tiosulfat. Soluția de iodură-tiosulfat se introduce în biuretă și se adaugă în picături în amestecul de reacție, observându-se imediat formarea unui precipitat maro-brun. Atunci când a reacționat întreaga cantitate de Cu, are loc o variație a culorii de la brun → galben deschis.

Reacțiile care au loc sunt:



Iodura transformă ionii  $\text{Cu}^{2+}$  în CuI, dar există riscul ca precipitatul format să fie impurificat cu  $\text{I}_2$ . Din acest motiv est necesară soluția de tiosulfat, care va reduce iodul elemental  $\text{I}_2$  la iodura  $\text{I}^-$ , solubilă în amestecul de reacție.

Amestecul de reacție obținut se filtrează, spălând de mai multe ori precipitatul pentru îndepărtarea tuturor impurităților solubile. Precipitatul se îndepărtează de pe filtru și se usucă până la îndepărtarea completă a urmelor de apă.

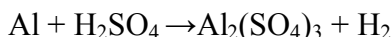
*MacDonald, D. J., J. Chem. Educ. 1983, 60, 147.*

**2. Sinteza alaunului [9]**

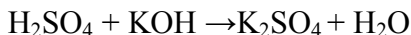
Se cântăresc aproximativ 0,5 g bucăți de Al, care se introduc într-un pahar Berzelius de 50 mL; se adaugă 5 mL de apă și 4.0 mL acid sulfuric concentrat. Soluția astfel obținută se încălzește la fierbere (nu prea puternic) și se mai adaugă apă dacă volumul soluției scade prea mult. Se continuă încălzirea timp de 30 de minute (sau mai puțin, dacă nu se mai observă Al în masa de reacție). Amestecul de reacție se răcește și se mai adaugă o cantitate mică de apă. Filtratul se toarnă într-un pahar de 50 mL, introdus într-o baie de gheață. Filtratului i se adaugă 4.0 mL KOH 10M cu agitare, menținând pH-ul acid al soluției (se verifică cu hârtie de pH). Dacă pH-ul soluției devine bazic, se ajustează cu câteva picături de acid sulfuric concentrat. Amestecul de reacție se aduce din nou la fierbere până la dizolvarea solidului. După dizolvarea completă a acestuia, paharul se pune din nou în baia de gheață; cristalele vor începe să se formeze în câteva minute. Amestecul de reacție se filtrează pe o pâlnie Büchner, iar precipitatul se spală pe filtru cu o cantitate mică de metanol. Produsul obținut se cântărește pe o sticlă de ceas și se calculează randamentul.

**Etapele sintezei:**

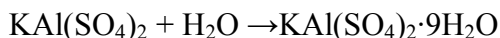
- dizolvarea Al:



- neutralizarea excesului de acid:



- precipitarea produsului:



- reacția globală:



### 3. Sinteza sulfatului de cupru (CuSO<sub>4</sub>) [1]

#### 3.1. Obținerea unei soluții de Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

##### Mod de lucru

Se cântăresc aproximativ 0,5 g sârmă de cupru și se introduc într-un balon Erlenmeyer. Se măsoară 4 mL acid azotic cu ajutorul unui cilindru gradat și se toarnă peste sârma de cupru, agitând ușor balonul Erlenmeyer pentru a facilita dizolvarea cuprului. După dizolvarea întregii cantități de cupru, se adaugă 100 mL apă distilată.

Reacția care are loc este:

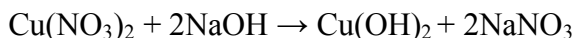


	Masa tehnică (g)	Masa pură (g)	Volum (mL)	Număr moli	Randament (%)
Acid azotic					
Cupru					
Azotat de cupru (teoretic)					
Azotat de cupru (practic)					



**3.2. Sinteza hidroxidului de cupru (II)****Mod de lucru**

Peste soluția de azotat de Cu(II) obținută anterior se adaugă, în etape, o soluție de hidroxid de sodiu 6M (până când nu se mai observă formarea de precipitat – aproximativ 20 mL). Soluția obținută se filtrează, iar precipitatul obținut se spală cu apă distilată pe pâlnia de filtrare.

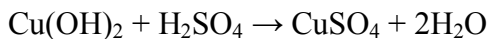


	Masa tehnică (g)	Masa pură (g)	Volum (mL)	Număr moli	Randament (%)
Azotat de cupru					
Hidroxid de sodiu					
Hidroxid de cupru (teoretic)					
Hidroxid de cupru (practic)					

## 3.3. Sinteza sulfatului de cupru

### Mod de lucru

Hidroxidul de Cu(II) obținut în etapa anterioară reacționează cu o soluție H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 3M (se adaugă acid sulfuric până când nu se mai observă formarea de precipitat). Sulfatul de cupru obținut se filtrează și se cântărește, considerând umiditatea acestuia 30%.



	Masa tehnică (g)	Masa pură (g)	Volum (mL)	Număr moli	Randament (%)
Hidroxid de cupru					
Acid sulfuric					
Sulfat de cupru (teoretic)					
Sulfat de cupru (practic)					

## 12. PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE NEMETALELOR [10,11]

### 12.1. Grupa VII<sub>A</sub>

#### Prezentare generală

- Halogen ↔ **Generator de sare**

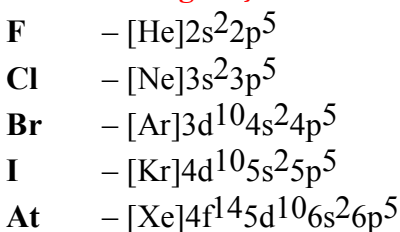
#### Caracter nemetalic

- Stare fundamentală: **molecule diatomice X<sub>2</sub>**

<b>F<sub>2</sub></b>	<b>Cl<sub>2</sub></b>	<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>I<sub>2</sub></b>
<b>gaz</b>	<b>gaz</b>	<b>lichid</b>	<b>solid</b>
<b>galben</b>	<b>verde</b>	roșu-marونیu	violet

**At** – produs al unor reacții nucleare, a fost identificat în seriile de dezagregare naturală a U și Th.

- **Configurația electronică:**



**7 electroni de valență** ... → **+ 1 electron** pentru realizarea configurației stabile de octet → **reactivitate mai mare** decât a celorlalte grupe cu caracter nemetalic ale sistemului periodic

→ se găsesc doar sub formă de **combinații**, niciodată în formă elementală.

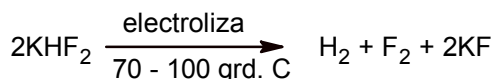
Halogen	Stări de oxidare ale halogenilor în compuși
<b>F</b>	<b>-1 (întotdeauna)</b>
<b>Cl</b>	<b>-1, +1, +3, +5, +7</b>
<b>Br</b>	<b>-1, +1, +3, +5, +7</b>
<b>I</b>	<b>-1, +1, +3, +5, +7</b>

- **Fluorul**, cel mai electronegativ element al sistemului periodic, formează combinații cu celelalte elemente **numai la starea de oxidare -1**.
- **Clorul, bromul și iodul** formează combinații la **stări de oxidare pozitive** numai cu cele **două elemente mai electronegative**, O și N.

## Obținere și utilizări ale halogenilor

### Fluor, F<sub>2</sub>

Se obține numai prin electroliza unei soluții de KF în HF anhidru (KHF<sub>2</sub>):



~ 20% din medicamentele moderne conțin fluor; un singur atom de **F poate influența proprietățile chimice** ale compusului farmaceutic și modul în care acesta acționează.

### Efectul F:

- Stabilitatea legăturii C-F; prin fluorurare **crește timpul de metabolizare** al acestuia
- **Creșterea lipofilității**, datorată caracterului hidrofob al legăturii C-F

## Exemple

**Antidepresive** – molecule fluorurate care limitează selectiv conținutul de serotonină

**Quinolone** – antibiotice fluorurate cu spectru larg de acțiune

**Medicamente anestezice** – timp de acțiune ridicat, insolubile în sânge

## Clor

### Metode de obținere

- Electroliza unei soluții apoase de NaCl
$$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$$
- Prin oxidarea  $\text{Cl}^-$  cu diverși agenți oxidanți ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ )
$$2\text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$5\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 5/2\text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$$
$$5\text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Prin disocierea termică a clorurilor metalelor nobile

### Utilizări

- **Intermediar în industria farmaceutică** – 2/3 din compușii farmaceutici au fost obținuți prin utilizarea unor derivați clorurați
- **Dezinfectant**

## Brom

### Obținere

- Prin electroliza unei soluții apoase de  $\text{Br}^-$   
$$2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$$
- Oxidarea  $\text{Br}^-$  cu  $\text{Cl}_2$   
$$\text{Br}^- + 1/2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cl}^-$$
- Oxidarea  $\text{Br}^-$  cu alți agenți oxidanți  
$$5\text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$$

### Utilizări

- Destul de rar întâlnit în compuși farmaceutici
- **Vasodilatatoare:** nicergoline
- **Sedative:** bratizolam
- **Antiseptice:** merbromin

## Iod

### Obținere

- Oxidarea  $\text{I}^-$  cu  $\text{Cl}_2$   
$$\text{I}^- + 1/2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cl}^-$$
- Oxidarea  $\text{I}^-$  cu agenți oxidanți slabi  
$$2\text{I}^- + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HO}^-$$
  
$$2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Reducerea  $\text{IO}_3^-$  cu  $\text{SO}_2$  în soluție apoasă  
$$2\text{IO}_3^- + 5\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{HSO}_4^- + 3\text{H}_2\text{SO}_4$$

### Utilizări

- Soluție saturată de KI (SSKI) pentru tratarea tireotoxicozei
- **Rol biologic:** constituent al hormonilor tiroidieni T4 (tiroxina) și T3 (triiodotironina)

## Halogeni la S.O. = -1

### Halogenuri

#### 1. Halogenuri ionice

Pentru a caracteriza halogenurile ionice din punct de vedere acido-bazic, redox și al reactivității vom folosi soluții ale următoarelor substanțe:

- NaF (fluorura de sodiu): compus cu caracter toxic; în cantități extrem de reduse are rol benefic în prevenirea cariilor dentare;
- NaCl (clorura de sodiu): compus necesar în numeroase procese biologice, dar prezent în exces duce la creșterea tensiunii arteriale;
- KBr (bromura de potasiu): se găsește în diverse țesuturi;
- NaI (iodura de sodiu): compus necesar pentru funcționarea corespunzătoare a glandei tiroide.

*Prepararea soluțiilor de halogenuri:* se prepară câte 100 mL soluție de halogenură (NaF, NaCl, KBr și NaI) de concentrație 0.1M. Soluțiile se păstrează în pahare Erlenmeyer etichetate corespunzător.

*Aparatura și ustensile de laborator necesare:*

- balanță analitică
- balon cotat de 100 mL
- pahare Erlenmeyer
- baghetă de sticlă

**Lucrarea 1.** Determinarea teoretică și experimentală a pH-ului soluțiilor de halogenuri

pH-ul celor 4 soluții preparate se determină mai întâi cu ajutorul hârtiei indicatoare, apoi prin intermediul pH-metrului. Rezultatele obținute se notează în tabelul următor, la fel și valoarea determinată prin calcul a pH-ului.

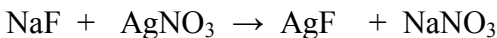
$$K_a(\text{HF}/\text{F}^-) = \dots$$

	NaF	NaCl	KBr	NaI
pH (hârtie indicatoare)				
pH (pH-metru)				
pH teoretic				

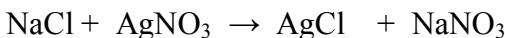
**Lucrarea 2.** Reacția de identificare a halogenurilor ionice

**Mod de lucru:** În 4 eprubete se introduc 2-3 mL din soluțiile de halogenuri preparate, după care se adaugă câteva picături de soluție  $\text{AgNO}_3$ , respectiv  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

! Completați reacțiile de mai jos și caracterizați produșii de reacție obținuți.



.....

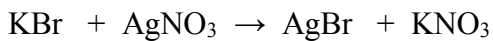


.....

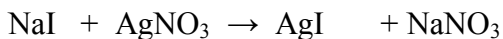


## LUCRĂRI PRACTICE DE CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ

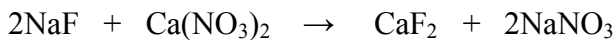
---



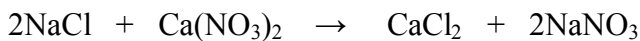
.....



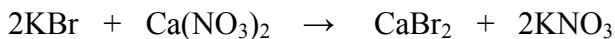
.....



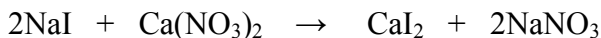
.....



.....



.....

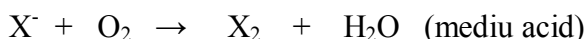


.....

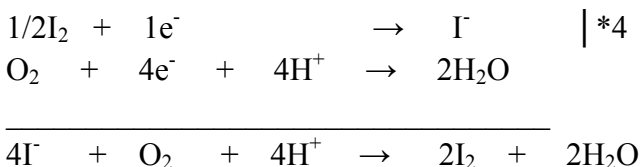
## Comportare redox

Prin S.O.min = -1, ionii E. sunt exclusiv reducători. Caracterul reducător crește o dată cu numărul atomic Z al celor 4 halogeni. Astfel, F<sup>-</sup> este cel mai slab reducător.

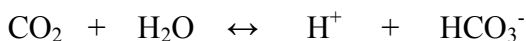
**Lucrarea 1.** Stabilitatea ionilor X<sup>-</sup> față de O<sub>2</sub> dizolvat fizic în soluție apoasă



Se iau în considerare cuplurile redox:



Protonii necesari desfășurării procesului sunt furnizați de reacția:



## Observații

În condiții standard, specia susceptibilă la oxidare este I<sup>-</sup>. Astfel, dacă o soluție de KI proaspăt preparată este incoloră, în timp și în sistem deschis soluția se colorează în galben datorită oxidării I<sup>-</sup> la I<sub>2</sub>. Din acest motiv, soluția de iodură se prepară proaspăt și se păstrează în recipiente din sticlă închisă la culoare.

## Lucrarea 2. Reacția halogenurilor solide cu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrat

**Principiul lucrării:** Un același oxidant se reduce la o stare de oxidare cu atât mai mică cu cât reducătorul este mai puternic.

**Mod de lucru:** În 3 eprubete se introduc 3-4 mL soluție NaCl, KBr și KI, la care se adaugă 2-3 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Observațiile se notează în tabelul următor:

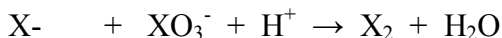
	+ H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Prođuși de reacție	Observații
NaCl			
KBr		Br <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub>	
NaI		I <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> S	

## Starea de oxidare 0 (S.O.= 0)

**Lucrarea 3.** Metode de obținere a halogenilor la S.O. = 0

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 5 mL KX și 5 mL KXO, ambele soluții având concentrația 1M. Reacția se desfășoară în mediu acid, asigurat de cei 5 mL HCl 1M adăugați în eprubetă.

Reacția generală este :

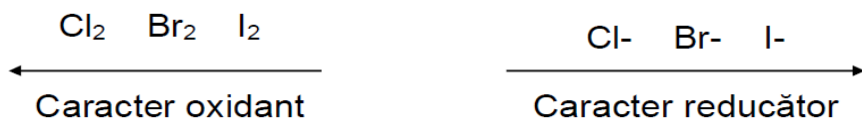
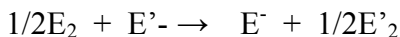


## Observații

1. Scrieți reacțiile pentru X = Cl, Br, I și observațiile aferente experimentelor în cauză.
2. Ce observați în cazul reacției dintre KCl și KClO<sub>3</sub> în HCl 0.1M?
3. Reluați reacția dintre KCl și KClO<sub>3</sub>, folosind ca mediu de reacție HCl concentrat. Ce observați?

## Lucrarea 4. Reacții de schimb interhalogenic

**Principiul lucrării:** un oxidant poate fi redus în condiții standard doar de către un reducător mai puternic decât conjugatul său.



### Mod de lucru:

- La 5 mL soluție apă de clor se adaugă câțiva mL soluție KBr. Culoarea amestecului de reacție, inițial galben-verzuie, devine galben-brună. Scrieți ecuația reacției care are loc.
- La 5 mL soluție apă de brom se adaugă câțiva mL soluție KI. Culoarea amestecului de reacție, inițial galben-brun, devine brun-roșcat. Scrieți ecuația reacției care are loc.

## Lucrarea 5. Disproporționarea redox a halogenilor în mediu bazic

**Principiul lucrării:** reacția de disproporționare redox este o reacție în care o specie care conține un atom la o stare de oxidare intermediară reacționează cu ea însăși, rezultând două specii în care atomul dat are stare de oxidare mai mică decât cel inițial, respectiv mai mare.



**Mod de lucru:** la 5 mL soluție KI·I<sub>2</sub> se adaugă câțiva mL soluție NaOH, până când amestecul de reacție devine incolor.

! Scrieți ecuația reacției care a avut loc.

## 12.2. Grupa VI<sub>A</sub>

### Caracteristici generale

➤ Configurația electronică:

- O – [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>  
 S – [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup>  
 Se – [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>4</sup>  
 Te – [Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>4</sup>  
 Po – [Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>4</sup>

➤ Stările de oxidare ale calcogenilor în compuși:

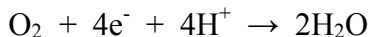
O	-2, +2 (+2: doar în compușii cu F)
S	-2, +2, +4, +6
Se	-2, +2, +4, +6
Te	-2, +2, +4, +6

### Oxigenul

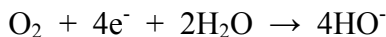
Starea de oxidare S.O.=0 (O<sub>2</sub>)

### Echilibre redox pentru molecula O<sub>2</sub>

O<sub>2</sub> – oxidant în mediu acid



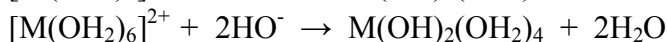
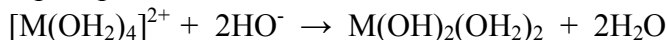
O<sub>2</sub> – oxidant în mediu bazic



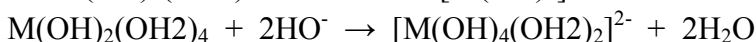
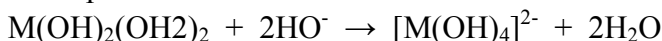
### Starea de oxidare S.O.= -2

*Apa – agent de complexare și precipitare pentru cationii divalenți M(II), care au de obicei număr de coordinare 4 sau 6*

Reactiv de precipitare



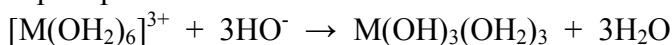
Reactiv de complexare:



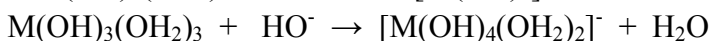
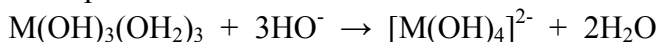
! Nu toți hidroxizii cationilor divalenți se dizolvă prin hidroxocomplexare (cationii de Cu și Ni nu se dizolvă, spre deosebire de cationul de Zn).

*Apa – agent de complexare și precipitare pentru cationii trivalenți M(III), care au de obicei număr de coordinare 6*

Reactiv de precipitare



Reactiv de complexare:



! Nu toți hidroxizii cationilor divalenți se dizolvă prin hidroxocomplexare (cationii de Fe nu se dizolvă, spre deosebire de cationul de Al).







### Lucrarea 5.

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc câteva miligrame de CaO și se adaugă 2-3 mL apă distilată. Se măsoară pH-ul cu ajutorul hârtiei indicatoare.

### Lucrarea 6.

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc câteva miligrame de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> și se adaugă 2-3 mL apă distilată. Se măsoară pH-ul cu ajutorul hârtiei indicatoare.

! Explicați rezultatele obținute și scrieți ecuația reacției chimice (acolo unde este cazul).

### Compuși ai sulfurii la S.O.=-2 (H<sub>2</sub>S, S<sup>2-</sup>)

#### Comportare redox

Atomul de S din acidul sulfhidric (S.O.=-2) se poate oxida la S, SO<sub>2</sub> sau SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> în funcție de natura oxidantului folosit în reacție, concentrația acestuia și pH-ul mediului de reacție.

### Lucrarea 7. Comportarea redox a H<sub>2</sub>S

**Principiul lucrării:** evidențierea caracterului reducător al H<sub>2</sub>S în mediu acid

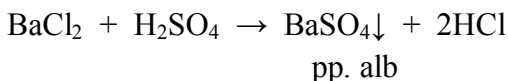
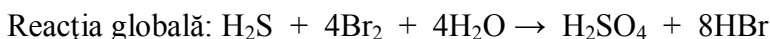
**Mod de lucru:** într-o eprubetă se obține I<sub>2</sub> prin reacția dintre KI și KIO<sub>3</sub> în mediu acid, asigurat de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Se adaugă Na<sub>2</sub>S, care în mediul de reacție acid va pune în libertate acidul sulfhidric H<sub>2</sub>S. Se observă imediat formarea sulfurii S coloidal.

Reacția globală:  $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$

### Lucrarea 8. Comportarea redox a H<sub>2</sub>S

**Principiul lucrării:** evidențierea caracterului reducător al H<sub>2</sub>S în mediu acid

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se obține Br<sub>2</sub> prin reacția dintre KBr și KBrO<sub>3</sub> în mediu acid, asigurat de HNO<sub>3</sub>. Se adaugă Na<sub>2</sub>S, care în mediul de reacție acid va pune în libertate acidul sulfuric H<sub>2</sub>S. H<sub>2</sub>S va fi oxidat la SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, ionul sulfat fiind identificat prin adăugarea a câteva picături soluție BaCl<sub>2</sub> în amestecul de reacție, obținându-se BaSO<sub>4</sub> (precipitat alb).



### Starea de oxidare -1 (S.O.= -1)

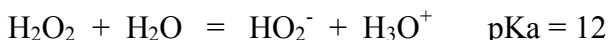
### Apa oxigenată, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

Peroxizii anorganici pot fi clasificați în două categorii:

- peroxizi cu structură ionică (peroxizii metalelor alcaline și alcalino-pământoase);
- peroxizi cu structură covalentă (apa oxigenată).

### Comportare acido-bazică

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> are un caracter slab acid, care se datorează dezecranării mai accentuate a celor doi atomi de H (care sunt legați fiecare de câte un atom de O puternic electronegativ, spre deosebire de H<sub>2</sub>O).



## Lucrarea 9.

Măsurăți pH-ul următoarelor soluții, folosind hârtie indicatoare:

- a) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 3%
- b) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 6%
- c) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 12%
- d) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 30%

Comparați rezultatele obținute cu cele obținute prin calcul teoretic.

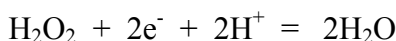
## Comportare redox

În H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, atomul de O are stare de oxidare S.O.=-1, ceea ce înseamnă că:

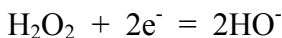
- se poate reduce la S.O.=-2 (caracter oxidant)
- se poate oxida la S.O.= 0 (caracter reducător)

Cuplurile redox corespunzătoare caracterului oxidant, respectiv reducător sunt următoarele:

### Caracter oxidant – mediu acid



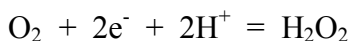
### Caracter oxidant – mediu bazic



### Caracter reducător – mediu acid



### Caracter reducător – mediu bazic



### Lucrarea 10. Comportarea redox a $\text{H}_2\text{O}_2$

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție  $\text{MnSO}_4$ , 2 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$  6% și câteva picături de soluție  $\text{NaOH}$  până se obține un precipitat brun ( $\text{MnO}_2$ ).

Determinați rolul  $\text{H}_2\text{O}_2$  în reacția redox care a avut loc și scrieți ecuația acesteia.

### Lucrarea 11. Comportarea redox a $\text{H}_2\text{O}_2$

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție  $\text{KMnO}_4$ , câteva picături de soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  și 2-3 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Se va observa imediat o variație a culorii amestecului de reacție de la violet → incolor.

Determinați rolul  $\text{H}_2\text{O}_2$  în reacția redox care a avut loc și scrieți ecuația acesteia.

### Lucrarea 12. Comportarea redox a $\text{H}_2\text{O}_2$

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție  $\text{KMnO}_4$ , câteva picături de soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  și 2-3 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Se va observa imediat o variație a culorii amestecului de reacție de la violet → incolor.

Determinați rolul  $\text{H}_2\text{O}_2$  în reacția redox care a avut loc și scrieți ecuația acesteia.

### Compuși ai sulfurii la starea de oxidare S.O. = +4 ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{SO}_3^{2-}$ )

Fiind vorba de o stare de oxidare intermediară, acidul sulfuros și sulfiții sunt amfoliți redox.

- se oxidează la  $\text{SO}_4^{2-}$  (caracter reducător)
- se reduce la S,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}^{2-}$  (caracter oxidant)

Practic, are importanță doar caracterul reducător.

**Lucrarea 13.** Comportarea redox a  $\text{SO}_3^{2-}$ -

**Principiul lucrării:** evidențierea caracterului reducător al  $\text{SO}_3^{2-}$ -

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție  $\text{KMnO}_4$  și 3-4 mL  $\text{HNO}_3$  diluat. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  până la dispariția culorii violet. Formarea  $\text{SO}_4^{2-}$  se verifică prin adăugarea a câteva picături de  $\text{BaCl}_2$ , când ar trebui să se obțină un precipitat alb.

**Lucrarea 14.** Comportarea redox a  $\text{SO}_3^{2-}$ -

**Principiul lucrării:** evidențierea caracterului reducător al  $\text{SO}_3^{2-}$ -

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  și 3-4 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluat. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  până la virajul portocaliu-verde.

! Pe baza cuplurilor redox, scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au loc.

**Starea de oxidare S.O. = +6**

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – acid diprotic

- acid tare în prima treaptă de ionizare:
- acid slab în a doua treaptă de ionizare

**Comportare redox**

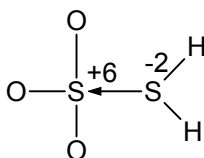
Starea de oxidare S.O. = +6 este stare de oxidare maximă, ceea ce înseamnă că  $\text{H}_2\text{SO}_4$  și  $\text{SO}_4^{2-}$  au caracter exclusiv oxidant.

În tabelul de mai jos sunt dați reactanții și produșii reacțiilor acidului sulfuric cu  $\text{Br}_2$ , respectiv  $\text{I}_2$ . Pe baza acestuia, scrieți ecuațiile reacțiilor care au loc în fiecare din cele două cazuri.

Reacția	Reactanți		Produși	
(1)	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Br}_2$	$\text{SO}_2$	$\text{Br}^-$
(2)	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{I}_2$	S	$\text{I}^-$

**Starea de oxidare aparentă S. O. = +2**

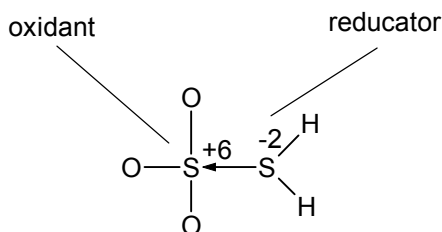
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  (Acidul tiosulfuric, tiosulfații)



### Comportare acido-bazică

Perechea de electroni din legătura S-S este atrasă de S(+6) datorită densității de sarcină mare a acestuia, ceea ce face ca densitatea electronică la atomul de S(-2) să scadă, acesta încercând să-și recupereze sarcina negativă prin atragerea electronilor din legătura S-H. Din acest motiv, atomul de H va fi puternic dezecranat și va fi îndepărtat cu ușurință, ceea ce înseamnă că în prima etapă de deprotonare acidul tiosulfuric este un acid tare.

## Comportare redox



Teoretic, acidul tiosulfuric (și tiosulfații) sunt amfoliți redox. Practic însă, se manifestă doar funcția reducătoare, deoarece accesul reducătorilor la S(+6) este îngreunat de prezența celor 3 atomi de oxigen vecini. În schimb, accesul oxidanților la atomul S(-2) marginal se face mult mai ușor, astfel că predomină caracterul reducător al acidului tiosulfuric (respectiv tiosulfaților).

Caracterul de amfolit redox se manifestă doar intramolecular când interacționează S(+6) și S(-2), S(+6) reducându-se la S(+4), iar S(-2) oxidându-se la S(0). Din acest motiv, soluția de acid tiosulfuric este instabilă, în timp depunându-se S coloidal.



! Scrieți cuplurile redox corespunzătoare reacției de descompunere a acidului tiosulfuric.

### Lucrarea 15. Comportarea redox a $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

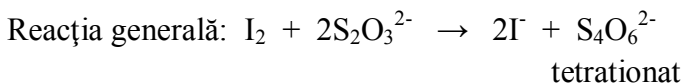
Principiul lucrării:  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – amfolit redox (intramolecular)

Mod de lucru: La 2-3 mL soluție  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  se adaugă sub agitare 2-3 mL soluție HCl. Amestecul de reacție se păstrează la temperatura camerei timp de câteva minute, observându-se formarea S alb-gălbui (coloidal).

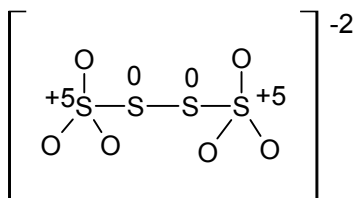
**Lucrarea 16.** Comportarea redox a  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

**Principiul lucrării:**  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – caracter reducător

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se prepară  $\text{I}_2$  ( $\text{I}_3^-$  brun roșcat) din 2 mL soluție KI, 2 mL  $\text{KIO}_3$  și 2-3 mL HCl. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  până la dispariția  $\text{I}_2$  cenușiu (respectiv  $\text{I}_3^-$  brun-roșcat).



În tetrationat ( $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ) starea de oxidare a atomului de S este S.O.=+2.5 (stare de oxidare aparentă), datorată structurii tetrationatului:





### 12.3. Grupa Va

➤ **Configurația electronică:**

**N** – [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>

**P** – [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>

**As** – [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>3</sup>

**Sb** – [Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>3</sup>

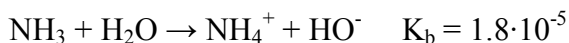
**Bi** – [Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>3</sup>

➤ **Stările de oxidare ale elementelor grupei V<sub>A</sub> în compuși:**

N	-3; -2; -1; 0; +2; +3; +5
P	-3; 0; +3; +5
As	-3; 0; +3; +5
Sb	-3; 0; +3; +5
Bi	-3; 0; +3; +5

**Starea de oxidare S.O. = -3**

Cel mai important compus în care azotul are S.O. = -3 este NH<sub>3</sub>. În soluție apoasă, amoniacul este bază slabă:



## Lucrarea 1.

**Mod de lucru:** Măsurăți pH-ul unei soluții de  $\text{NH}_3$  2N și comparați-l cu pH-ul soluțiilor de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  și  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  de aceeași concentrație;

Știind că  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ , comparați rezultatele experimentale cu cele obținute prin calcul.

## Lucrarea 2. $\text{NH}_3$ – agent de complexare

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție  $\text{AgNO}_3$ , la care se adaugă 5 mL soluție  $\text{NH}_3$ . Precipitatul care se obține se separă, apoi i se adaugă soluție de  $\text{NH}_3$  în exces până la dizolvare.

! Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au loc și caracterizați produșii de reacție.

## Lucrarea 3. $\text{NH}_3$ – agent de complexare

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție  $\text{CuSO}_4$  (respectiv  $\text{ZnSO}_4$  și  $\text{NiCl}_2$ ), la care se adaugă 5 mL soluție  $\text{NH}_3$ . Precipitatul care se obține se separă, apoi i se adaugă soluție de  $\text{NH}_3$  în exces până la dizolvare.

! Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice care au loc și caracterizați produșii de reacție.

**Compuși în care N are S.O. = -3 → sărurile de amoniu**

**Descompunerea termică a sărurilor de amoniu**

Sărurile de amoniu sublimază la încălzire (nu se topesc); sublimarea este aparentă, deoarece vaporii nu conțin molecule de  $\text{NH}_4^+\text{A}^-$ , ci un amestec de  $\text{NH}_3$  și  $\text{HA}$  care la răcire se recombina.

Caz 1

Dacă  $\text{A}^-$  = Red sau sau oxidant slab, nu interacționează redox cu  $\text{N}(-3)$ , iar reacția de descompunere este:



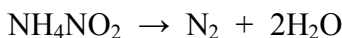
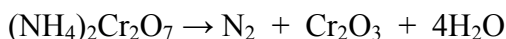
Caz 2

Dacă  $\text{HA}$  este un acid de masă mai mică, acesta părăsește mai ușor sistemul și echilibrul se deplasează spre dreapta:



Caz 3

Dacă  $\text{HA}$  este un oxidant puternic, interacționează redox cu  $\text{N}(-3)$ :



**Lucrarea 4.** Descompunerea termică a sărurilor de amoniu

**Mod de lucru:** Într-un creuzet se introduce un vârf de spatulă de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  și se încălzește 1-2 minute. Se așază deasupra creuzetului o lamelă pe care a fost așezată o picătură de reactiv Nessler.

**Lucrarea 5.** Descompunerea termică a sărurilor de amoniu

**Mod de lucru:** Într-un creuzet se introduce un vârf de spatulă de  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  și se încălzește 1-2 minute. Se așază deasupra creuzetului o lamelă pe care a fost așezată o picătură de soluție  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**Starea de oxidare S.O. = +3**

Fiind vorba de o stare de oxidare intermediară, compușii în care atomul de N are S.O.= +3 (acidul azotos, respectiv azotiții) pot avea atât caracter oxidant, cât și reducător (snt amfoliți redox).

**Lucrarea 6:** disproporționarea redox a  $\text{NO}_2^-$  în mediu acid

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție  $\text{NaNO}_2$ , la care se adaugă câteva picături de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluat până se observă degajarea de gaz brun ( $\text{NO}_2$ , rezultat la oxidarea NO intermediar).

**Observație:** acidularea nu se poate face cu HCl, deoarece  $\text{Cl}^-$  este un reducător mai puternic decât  $\text{NO}_2^-$  și se substituie acestuia (analog se comportă și  $\text{HNO}_3$ ).

Reacția generală:  $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{NO}$

**Exercițiu:** pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

### Lucrarea 7: oxidarea $\text{NO}_2^-$ cu $\text{Br}_2$ , $\text{MnO}_4^-$ și $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ în mediu acid

Reactanți		Mediu acid ( $\text{H}^+$ )	Prođuși de reacție	
$\text{NO}_2^-$	$\text{Br}_2$		$\text{NO}_3^-$	$\text{Br}^-$
$\text{NO}_2^-$	$\text{MnO}_4^-$		$\text{NO}_3^-$	$\text{Mn}^{2+}$
$\text{NO}_2^-$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		$\text{NO}_3^-$	$\text{Cr}^{3+}$

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție  $\text{KNO}_2$ , 5 mL soluție  $\text{KMnO}_4$  ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) și 2-3 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . În cazul reacției cu  $\text{Br}_2$ , acesta se obține din 2 mL soluție  $\text{KBr}$  și 2 mL soluție  $\text{KBrO}_3$  acidulate cu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluat. Se notează observațiile în fiecare dintre cele trei cazuri și se completează reacțiile redox.

#### Starea de oxidare S.O. = +5 (Acid azotic, azotați)

### Lucrarea 8. Reducerea $\text{HNO}_3$ cu $\text{Cl}^-$

**Mod de lucru:** Unei soluții de 6 mL  $\text{HCl(c)}$  i se adaugă 2 mL  $\text{HNO}_3(\text{c})$ . Conținutul eprubetei (incolor) se încălzește până când soluția se colorează în galben (datorită formării  $\text{Cl}_2$ ).

Cupluri redox:  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ ;  $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-$

Exercițiu: pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

### Lucrarea 9. Reducerea cu $\text{Br}^-$

**Mod de lucru:** Unei soluții de 3 mL  $\text{KBr}$  i se adaugă 3-4 mL  $\text{HNO}_3(\text{c})$ . Conținutul incolor al eprubetei se încălzește până când soluția se colorează în galben-brun (datorită formării  $\text{Br}_2$ ).

Cupluri redox:  $\text{Br}^-/\text{Br}_2$ ;  $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-$

Exercițiu: pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

### Lucrarea 10. Reducerea cu $\text{I}^-$

**Mod de lucru:** Unei soluții de 3 mL  $\text{KI}$  i se adaugă 3-4 mL  $\text{HNO}_3(\text{c})$ . Iodura este un reducător mai puternic decât clorura și bromura, astfel că încălzirea amestecului de reacție nu este necesară. Se observă mai întâi formarea  $\text{I}_2$  (cenușiu-violet); prin adăugarea de  $\text{HNO}_3$  în exces,  $\text{I}_2$  format reacționează în continuare, formându-se  $\text{HIO}_3$  (soluție incoloră).

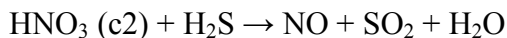
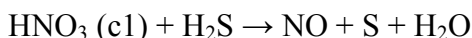
Cupluri redox:  $\text{I}^-/\text{IO}_3^-$ ;  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$

Exercițiu: pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

### Aplicații

3 soluții de  $\text{HNO}_3$  de concentrații diferite ( $c_1 < c_2 < c_3$ ) reacționează cu o soluție de  $\text{H}_2\text{S}$ .

Reacțiile care au loc sunt următoarele:



Explicați variația caracterului oxidant al  $\text{HNO}_3$  în funcție de concentrația acestuia. Stabiliți, cu ajutorul cuplurilor redox, coeficienții reactanților și produșilor de reacție.

## Lucrarea 11. Reducerea în mediu bazic a $\text{NO}_3^-$

Caracterul oxidant al  $\text{NO}_3^-$  în mediu bazic este pus în evidență prin intermediul următoarelor reacții:

Reactanți		Mediu bazic (HO-)	Produși de reacție	
$\text{NO}_3^-$	$\text{Mn}^{2+}$ (incolor)		$\text{NO}_2^-$	$\text{MnO}_2$ (brun)
$\text{NO}_3^-$	$\text{Cr}^{3+}$ (verde)		$\text{NO}_2^-$	$\text{CrO}_4^{2-}$ (galben)
$\text{NO}_3^-$	Al (pulbere argintie)		$\text{NH}_3$	$\text{Al(OH)}_3$

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție  $\text{KNO}_3$ , 5 mL soluție  $\text{MnCl}_2$  (respectiv 5 mL  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , un vârf spatulă pulbere Al) și 2-3 mL soluție NaOH. Se notează observațiile în fiecare dintre cele trei cazuri și se completează reacțiile redox.

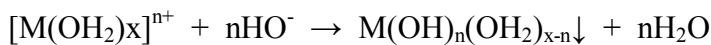
**13. METALE**

Pentru prepararea soluțiilor în care metalul este acvacation se folosește o sare ușor solubilă (de preferință, azotații metalelor respective).

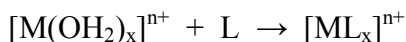
**Reacții acido-bazice**

1. Reacția cu baze tari (hidroxizi)

- decurge cu precipitarea hidroxidului metalului corespunzător



2. Reacția de complexare

**Metalele grupei IV<sub>A</sub> (Sn, Pb)**

S.O.max = +4

S.O.interm. = +2

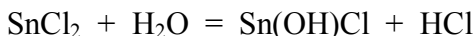
S.O.min = 0



## Prepararea soluțiilor $[M(OH_2)_4]^{2+}$

**Lucrarea 1.** Prepararea soluțiilor  $[Sn(OH_2)_4]^{2+}$

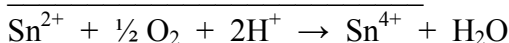
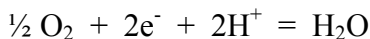
**Mod de lucru:** se dizolvă câteva mg  $SnCl_2$  în apă distilată; se observă obținerea unui produs de hidroliză greu solubil (polimer anorganic).



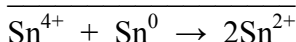
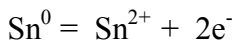
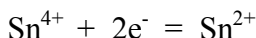
Acest polimer se poate distruge doar în prezență de HCl concentrat, la cald, când reacția globală este următoarea:



Sn(II), un reducător puternic, este oxidat în soluție apoasă de  $O_2$  dizolvat în apă. Reacțiile care au loc sunt următoarele:



De aceea, odată preparată soluția de Sn(II) se va păstra în prezența  $Sn^0$ , deoarece  $Sn^0$  va reduce  $Sn^{4+}$ :

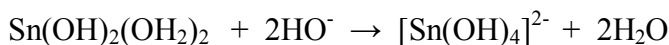
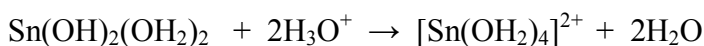
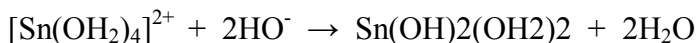


### Lucrarea 2. Prepararea soluțiilor $[\text{Pb}(\text{OH}_2)_4]^{2+}$

**Mod de lucru:** soluțiile Pb(II) se prepară mult mai ușor decât cele ale staniului, fiind suficientă dizolvarea câtorva mg  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  sau  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  în apă distilată.

**Lucrarea 3.** Reacția cu baze tari, precipitarea hidroxizilor și verificarea caracterului amfoter.

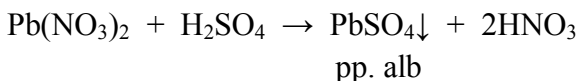
**Mod de lucru:** În două eprubete se introduc 2-3 mL soluție Pb(II), respectiv Sn(II), la care se adaugă în porțiuni soluția diluată de NaOH (până la precipitarea  $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{OH}_2)_2$ , respectiv  $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{OH}_2)_2$ ). Într-una din eprubete se adaugă în porțiuni soluția diluată de  $\text{HNO}_3$  până la solubilizarea precipitatului, iar în cealaltă se adaugă soluție NaOH 30%.



! Scrieți reacțiile corespunzătoare  $[\text{Pb}(\text{OH}_2)_4]^{2+}$ .

**Lucrarea 4.** Precipitarea PbSO<sub>4</sub> și solubilizarea prin hidroxocomplexare

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> a care se adaugă câteva picături soluție diluată H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

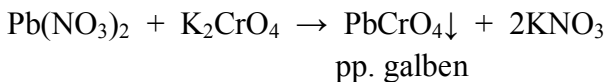


Precipitatului format i se adaugă soluție NaOH 30% până la solubilizarea acestuia:

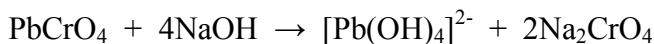


**Lucrarea 5.** Precipitarea PbCrO<sub>4</sub> și solubilizarea prin hidroxocomplexare

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> a care se adaugă câteva picături soluție diluată K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>.

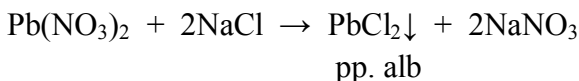


Precipitatului format i se adaugă soluție NaOH 30% până la solubilizarea acestuia:

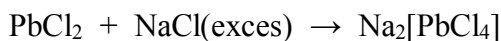


**Lucrarea 6.** Precipitarea halogenurilor de Pb(II) și solubilizarea prin halogenocomplexare.

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  a care se adaugă câteva picături soluție NaCl.



Precipitatului format i se adaugă soluție NaOH 30% până la solubilizarea acestuia:



### Reacții redox

$\text{Sn}^{2+}$  - reducător puternic

$\text{Pb}^{4+}$  - oxidant puternic

**Lucrarea 7.** Reducerea  $\text{MnO}_4^-$  cu  $\text{Sn}^{2+}$ .

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL oxidant ( $\text{KMnO}_4$ ) și soluție acidă de  $\text{SnCl}_2$  până la virajul culorii violet → incolor.

Reacția globală este:



! Scrieți cuplurile redox corespunzătoare reacției globale.

**Lucrarea 8.** Oxidarea iodurii cu PbO<sub>2</sub> în mediu acid

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție KI, 2-3 mL soluție HNO<sub>3</sub> și PbO<sub>2</sub>. I<sub>2</sub> format în reacție se extrage în CCl<sub>4</sub>.

Reacția globală este:



**Reacțiile Cr (VIb)**

Configurația electronică: [18Ar]3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup>

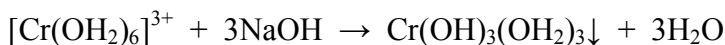
S.O. max (Cr) = +6

S.O. min (Cr) = 0

S.O. interm. (Cr) = +3

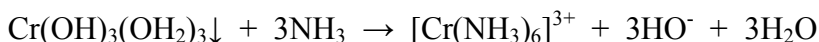
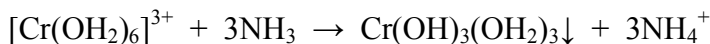
**Lucrarea 9.** Reacția cu bazele tari; precipitarea Cr(OH)<sub>3</sub>.

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> și se adaugă câteva picături soluție NaOH până la obținerea precipitatului corespunzător.



**Lucrarea 10.** Reacția cu bazele slabe; precipitarea  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  și complexarea cu  $\text{NH}_3$ .

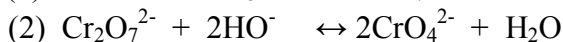
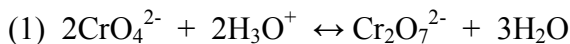
**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  și se adaugă câteva picături soluție  $\text{NH}_3$  până la obținerea precipitatului corespunzător. Prin adăugarea de  $\text{NH}_3$  în exces are loc dizolvarea precipitatului obținut.



### Comportare redox

**Lucrarea 11.** Echilibrul  $\text{CrO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  în soluție apoasă.

**Mod de lucru:** în 2 eprubete se introduc 3-4 mL soluție  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (portocalie), respectiv  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (galbenă). Se adaugă în picături soluție  $\text{NaOH}$ , respectiv  $\text{H}_2\text{SO}_4$  până la virajul de culoare corespunzător. Se poate reveni la starea inițială adăugând soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , respectiv  $\text{NaOH}$ .



## Lucrarea 12. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - oxidant în mediu acid

**Mod de lucru:** la 2-3 mL soluție  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  se adaugă 2-3 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  și soluție de reducător, până la virajul de culoare corespunzător.

În mediul acid,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  este un oxidant puternic:



Oxidant	Reducător	Produși reacție		Viraj culoare
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{I}^-$	$\text{Cr}^{3+}$		portocaliu → ....
	$\text{H}_2\text{O}_2$			
	$\text{SO}_3^{2-}$			
	$\text{NO}_2^-$			
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$			

## Reacțiile Mn (VII<sub>b</sub>)

Configurația electronică:  $[\text{Ar}]3d^54s^2$

S.O. max = +7

S.O. interm. = +2; +3; +4; +6

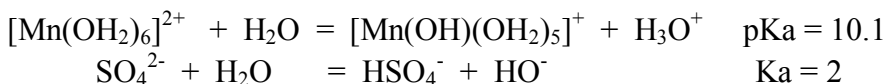
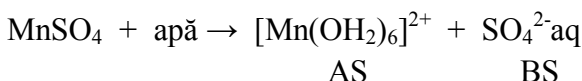
S.O. min = 0

## Comportare acido-bazică

**Lucrarea 13.** Comportarea la hidroliză a  $\text{MnSO}_4$

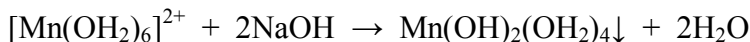
**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 5 mg  $\text{MnSO}_4$  și 5 mL apă. pH-ul soluției obținute se măsoară atât cu ajutorul pH-metrului, cât și cu hârtie indicatoare.

Reacția globală este:



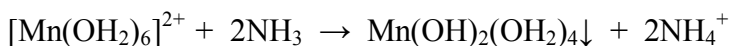
**Lucrarea 14.** Reacția cu bazele tari; precipitarea  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție  $\text{MnSO}_4$  și se adaugă câteva picături soluție  $\text{NaOH}$  până la obținerea precipitatului corespunzător.



**Lucrarea 15.** Reacția cu bazele slabe; precipitarea  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .

**Mod de lucru:** într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție  $\text{MnSO}_4$  și se adaugă câteva picături soluție  $\text{NH}_3$  până la obținerea precipitatului corespunzător.

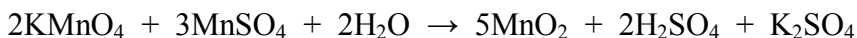




## Comportare redox

**Lucrarea 16.** Obținerea  $MnO_2$  în laborator

**Mod de lucru:** Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL  $MnSO_4$  și 2-3 mL  $KMnO_4$ ; se separă precipitatul brun format ( $MnO_2$ ).



**Lucrarea 17.**  $MnO_2$  – oxidant în mediu acid

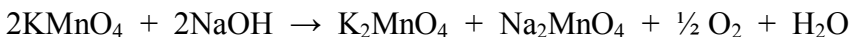
**Mod de lucru:**  $MnO_2$  obținut anterior se acidulează cu 3-4 mL soluție  $H_2SO_4$  și se adaugă soluție de reducător până la „solubilizarea” precipitatului și schimbarea de culoare corespunzătoare.



Oxidant	Reducător	Produși reacție		Viraj culoare
$MnO_2$	$I^-$	$Mn^{2+}$		..... → galben-brun
	$H_2O_2$		$O_2$	
	$SO_3^{2-}$		$SO_4^{2-}$	
	$H_2C_2O_4$		$CO_2$	

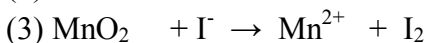
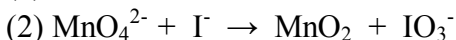
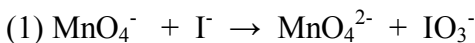
**Lucrarea 18.** Reducerea  $MnO_4^-$  la  $MnO_4^{2-}$

**Mod de lucru:** la 4-5 mL soluție  $KMnO_4$  se adaugă o granulă  $NaOH$ ; se încălzește ușor pe baie de apă, obținându-se  $MnO_4^{2-}$  (verde).



**Lucrarea 19.** Reducerea în trepte a  $\text{MnO}_4^-$  la  $\text{Mn}^{2+}$  în prezența  $\text{I}^-$

**Mod de lucru:** 4-5 mL soluție  $\text{KMnO}_4$  se alcalinizează cu 3 mL soluție  $\text{NaOH}$  30%, după care se adaugă 3-4 mL soluție  $\text{KI}$ . Se obține imediat o soluție de culoare verde ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ), căreia i se adaugă câteva picături de soluție acid acetic până la precipitarea  $\text{MnO}_2$ . Se acidulează în continuare cu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  până la „solubilizarea” precipitatului și obținerea  $\text{Mn}^{2+}$ .



**Lucrarea 20.**  $\text{MnO}_4^-$  - oxidant în mediu acid

**Mod de lucru:** la 2-3 mL soluție  $\text{KMnO}_4$  se adaugă 2-3 mL soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  și soluție de reducător, până la virajul de culoare corespunzător.

În mediu acid,  $\text{MnO}_4^-$  este un oxidant puternic:



Oxidant	Reducător	Produși reacție		Viraj culoare
$\text{MnO}_4^-$	$\text{I}^-$	$\text{Mn}^{2+}$		violet → ....
	$\text{H}_2\text{O}_2$			
	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$			
	$\text{NO}_2^-$			
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$			

## 14. COMPUȘI ANORGANICI CU ACȚIUNE FARMACEUTICĂ

### Grupa I<sub>A</sub>

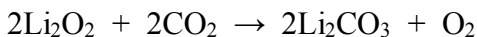
#### Compușii Li

Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (Carbonat de litiu) [12]

- Folosit în tratamentul tulburării bipolare;
- Acționează prin inhibarea activității protein-kinazei C, care prezintă o activitate ridicată în cazul iverseleor manii

#### Metode de obținere

- prin reacția peroxidului de litiu cu dioxidul de carbon:



#### Proprietăți fizice și chimice

- compus solid, punct de topire ridicat
- pulbere albă
- prezintă hidroliză bazică
- greu solubil în apă

#### Compușii Na [13]

Na<sup>+</sup> este cationul principal din fluidele extracelulare, reprezentând ~90-95% din cationii prezenți în plasmă și în fluidul interstițial.

Compuși ai Na cu acțiune farmaceutică:

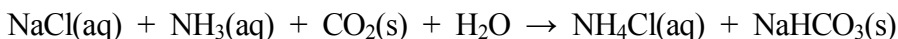
#### NaHCO<sub>3</sub> (Carbonat acid de sodiu)

- Antacid

## Proprietăți fizice și chimice

- compus solid
- se prezintă sub formă de pulbere albă
- solubil în apă
- hidroliză alcalină

**Metode de obținere:** procedeul Solvay



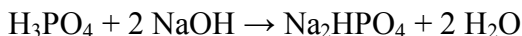
## $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (fosfat disodic)

- laxativ

## Proprietăți fizice și chimice

- granule albe
- hidroliză bazică
- solubil în apă

**Metode de obținere**



## Citrat de sodiu

- anticoagulant pentru sângele care trebuie depozitat
- alcalinizant urinar
- pulbere albă cristalină
- solubilitate ridicată în apă

## $\text{NaF}$ (Fluorură de sodiu)

- rol de prevenție a cariilor dentare; se folosește sub formă de gel sau soluție.
- compus solid alb-verzui
- solubilitate scăzută în apă

## **NaCl (Clorură de sodiu)**

- rol important în echilibrul osmotic și cel acido-bazic.

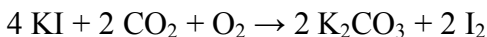
## **Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (tiosulfat de sodiu)**

- se folosește intravenos ca antidot pentru otrăvirea cu cianură
- agent antifungic topic
- compus cristalin alb
- solubilitate ridicată în apă

## **Compușii K**

### **KI (iodura de potasiu)**

- expectorant și decongestionant în tratamentul astmului, bronșitei cronice
- cristale albe
- în timp culoarea poate deveni galbenă, din cauza reacției:



### **KMnO<sub>4</sub> (Permanganat de potasiu)**

- folosit în tratamentul infecțiilor fungice și al afecțiunilor dermatologice.
- solid gri-violet
- solubilitate ridicată în apă

### **KCl (Clorură de potasiu)**

- folosit pentru prevenirea și tratarea nivelului scăzut de K din organism
- compus cristalin alb
- solubilitate mare în apă

## Grupa II<sub>A</sub>

### Compușii Mg

#### MgO (oxidul de magneziu)

- antacid, laxativ

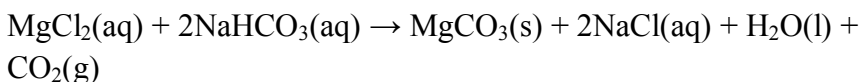
#### MgCO<sub>3</sub> (Carbonat de magneziu) [14]

- antacid, tampon alcalin în preparatele farmaceutice. Este și unul din ingredientele pastei de dinți.

#### Proprietăți fizice

- compus solid alb, higroscopic
- solubilitate scăzută în apă.

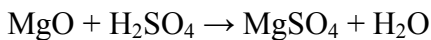
#### Metode de obținere



#### MgSO<sub>4</sub> (sulfat de magneziu) [15]

- laxativ
- compus cristalin solid, culoare albă

#### Metode de obținere



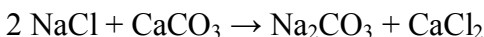
#### Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> (Fosfat de calciu)

- compus inactiv, folosit în formulări farmaceutice
- pulbere albă
- puțin solubil în apă

### CaCl<sub>2</sub> (Clorura de calciu) [16]

- infuzie intravenoasă
- rol de creștere a nivelului de Ca din organism și de a asigura funcționarea corespunzătoare a inimii atunci când nivelul de K este prea ridicat.
- pulbere albă, higroscopică
- solubil în apă

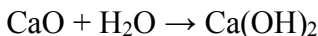
### Metode de obținere



### Ca(OH)<sub>2</sub> (Hidroxid de calciu)

- compus cu acțiune astringentă, utilizat în loțiuni topice

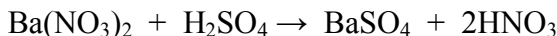
### Metode de obținere



### BaSO<sub>4</sub> (sulfat de bariu)

- agent de contrast

### Metode de obținere



### Proprietăți fizice și chimice

- compus cristalin alb
- solubilitate scăzută în apă

### Al(OH)<sub>3</sub> (Hidroxid de aluminiu) [17]

- antacid
- pulbere amorfă albă
- insolubil în apă

### **CuSO<sub>4</sub> (Sulfat de cupru) [18]**

- agent antiseptic, antifungic, tratarea deficienței de Cu
- compus cristalin anhidru alb-gri
- cristalohidrat: compus cristalin albastru-verde

### **Metode de obținere**



### **AgNO<sub>3</sub> (Azotat de argint) [19]**

- compus cristalin (toxicitate ridicată)
- proprietăți antiseptice și astringente

### **Metode de obținere**



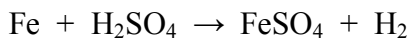
### **Tinctura de iod (I<sub>2</sub> 2.5%, KI 2.5%) [20]**

- uz cutanat, antiseptic local

### **FeSO<sub>4</sub> (Sulfat de Fe(II)) [21]**

- pentru prevenția și tratarea deficienței de fier, a anemiei.
- cristale albe (anhidru)
- cristale alb-galbene (monohidrat)
- cristale albastru-verzi (heptahidrat)

### **Metode de obținere**





## BIBLIOGRAFIE

1. Chemistry 2A, Laboratory Manual, Dep. Chemistry, University of California, Davis Davis, Fall 2012.
2. V. Chiriac, V. Chiriac, M. Andoni, Îndrumător de lucrări practice de Chimie Generală, Ed. Mirton, Timișoara, 2000.
3. Chang, 7th Edition, Chapter 15 S. B. Piepho, Fall 2002 Strong and Weak Acids and Bases
4. J. A. Page, E. A. Robinson, M. E. Brereton, Chimie. Principii și experiențe. Ed. Tehnică, București, 1973.
5. F. Brenon-Audat, F. Rafflegeau, D. PrevotEAU, TP Commentaires. Chimie inorganique et generale, Dunod Paris, 2001.
6. White, A. D., J. Chem. Educ. 1981, 58, 645.
7. ten Hoor, M., Jacobsscholengemeenschap, A., J. Chem. Educ. 1983, 60, 132.
8. Whitman, M., J. Chem. Educ. 1983, 60, 229.
9. <http://www.bc.edu/schools/cas/chemistry/undergrad/gen/fall/Alum.pdf> (20 ian. 2015)
10. V. Chiriac, E. Sallo, G. Balea, V. Chiriac. M. Daba, Ghid pentru Lucrări Practice de Chimie Anorganică, Ed. Mirton, Timișoara, 1995.
11. M. Bîrzescu, V. Chiriac, A. Ferencz, L. Magyar, D. Oprescu, M. Pomoje, Îndrumător pentru lucrări practice de chimie anorganică, LITO I:P.T. „Traian Vuia”, Timișoara, 1981.
12. [http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/lithium\\_carbonate#section=Therapeutic-Uses](http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/lithium_carbonate#section=Therapeutic-Uses) (19 ian 2015)
13. K. G. Bothara, Inorganic Pharmaceutical Chemistry, Pragati Books Pvt. Ltd., 2008

14. [http://www.brenntagsspecialties.com/en/pages/Markets\\_IndustriesServed/Pharmaceuticals/Magnesium\\_Carbonate/index.html](http://www.brenntagsspecialties.com/en/pages/Markets_IndustriesServed/Pharmaceuticals/Magnesium_Carbonate/index.html) (19 ian 2015)
15. <http://www.drugs.com/mtm/magnesium-sulfate.html> (19 ian 2015)
16. <http://www.drugs.com/pro/calcium-chloride.html> (19 ian 2015)
17. <http://www.webmd.com/drugs/2/drug-4135/aluminum-hydroxide-gel-oral/details> (19 ian 2015)
18. <http://www.drugs.com/international/copper-sulphate.html> (19 ian 2015)
19. <http://medical-dictionary.thefreedictionary.com/silver+nitrate> (19 ian 2015)
20. <http://www.medicines.org.uk/emcmobile/medicine/25268/spc> (19 ian 2015)
21. [http://www.rxmed.com/b.main/b2.pharmaceutical/b2.1.monographs/CPS-\(19 ian 2015\)%20Monographs/CPS-%20%28General%20Monographs-%20F%29/FER-in-sol.html](http://www.rxmed.com/b.main/b2.pharmaceutical/b2.1.monographs/CPS-(19%20ian%202015)%20Monographs/CPS-%20%28General%20Monographs-%20F%29/FER-in-sol.html) (19 ian 2015)