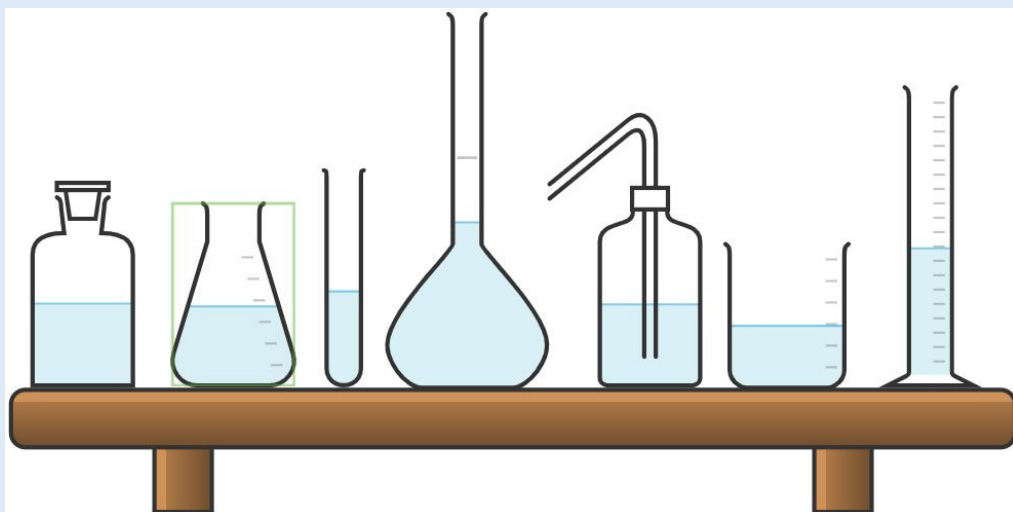




UNIVERSITATEA
DE MEDICINĂ ȘI FARMACIE
„VICTOR BABEȘ” DIN TIMIȘOARA

RALUCA POP

MIHAIELA ANDONI



LUCRĂRI PRACTICE DE CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ - EDIȚIA A DOUA -

**GHIDURI ȘI ÎNDRUMĂTOARE
DE LABORATOR**

**Editura „Victor Babeș”
Timișoara, 2025**

Editura „Victor Babeș”

Piața Eftimie Murgu nr. 2, cam. 316, 300041 Timișoara

Tel./Fax 0256 495 210

e-mail: evb@umft.ro

www.umft.ro/ro/organizare-evb/

Director general: Prof. univ. dr. Sorin Ursoniu

Colecția: GHIDURI ȘI ÎNDRUMĂTOARE DE LABORATOR

Coordonator colecție: Prof. univ. dr. Adrian Vlad

Referent științific: Prof. univ. dr. Codruța Șoica

© 2025 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.

ISBN 978-606-786-465-6

Imagine copertă: realizată cu Chemix.org

Cartea se adresează studenților din anul I de la Facultatea de Farmacie și își propune să-i familiarizeze cu noțiuni fundamentale ale chimiei: concentrația soluțiilor, pH-ul soluțiilor apoase, reacții redox. Atât noțiunile teoretice, cât și experimentele practice duc la însușirea de către studenți a operațiilor și tehnicilor de bază de laborator. De asemenea, sunt incluse experimente practice care ilustrează proprietățile chimice ale unor compuși cu aplicații în industria farmaceutică.

Lucrarea de față este ediția revizuită și adăugită a îndrumătorului publicat în anul 2015 la editura Victor Babeș, Lucrări practice de chimie generală și anorganică.

Prof. univ. dr. Codruța Șoica

CUPRINS

Cap.		Pagina
1	Noțiuni generale	5
2	Vase și ustensile folosite în laborator	7
3	Operații de bază	10
4	Metode de purificare a compușilor chimici	14
5	Clasificarea și nomenclatura compușilor anorganici	18
6	Soluții. Concentrația soluțiilor	27
7	pH-ul soluțiilor apoase de acizi și baze.....	44
8	pH-ul soluțiilor de săruri	51
9	Experimente de laborator.....	55
10	Reacții de oxido-reducere	66
11	Sinteza compușilor anorganici	70
12	Proprietăți chimice ale nemetalelor	74
13	Proprietăți chimice ale metalelor.....	100
14	Compuși anorganici cu acțiune farmaceutică	107
15	Bibliografie	113

CAPITOLUL 1. NOȚIUNI GENERALE

1.1. Instrucțiuni de lucru în laborator. Măsuri de protecție a muncii

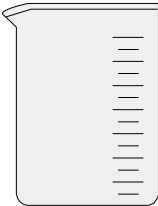
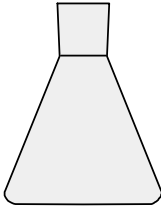
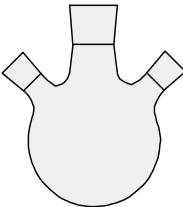
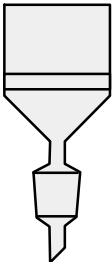
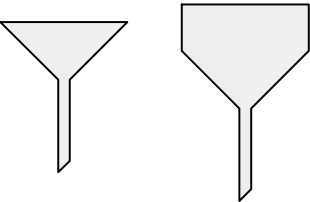
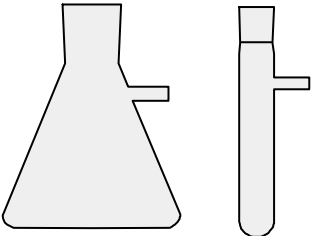
1. Pregătirea pentru un experiment se face întotdeauna citind indicațiile din manual înainte de a intra în laborator. Nu modificați o experiență decât după ce primiți încuviințarea cadrului didactic.
2. Efectuați numai experimentele repartizate sau aprobate de cadrul didactic. Sunt interzise experimentele 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.

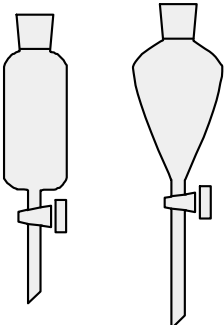
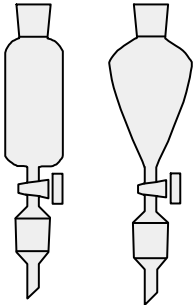
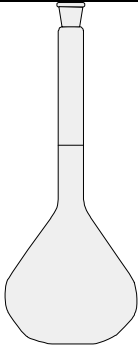
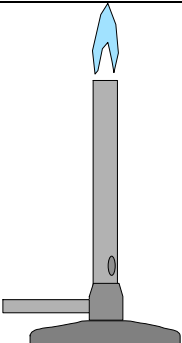
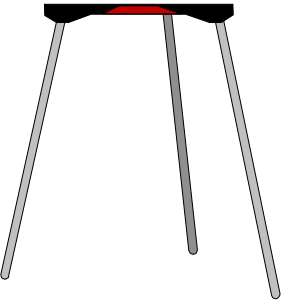
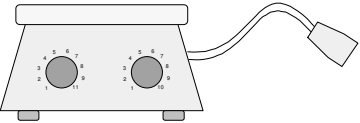
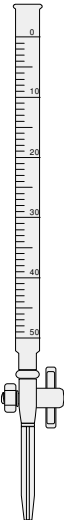
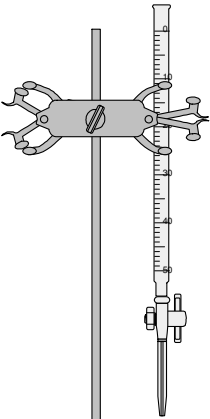
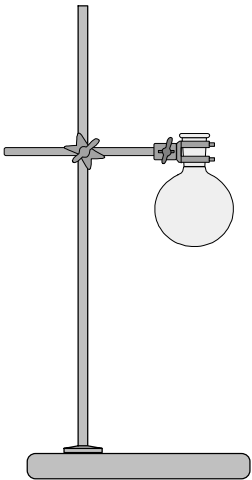
12. Nu se lasă niciodată nesupravegheate experimentele în desfășurare.

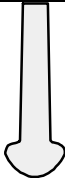
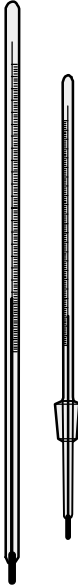
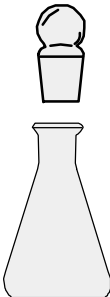
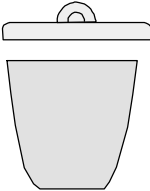
13. Se lucrează întotdeauna cu cantități mici de reactivi. Reactivii nefolosiți nu se reintroduc niciodată în recipientul din care au fost luați.

14. După finalizarea experimentelor, se spală ustensilele de laborator folosite și se curăță masa de lucru.

CAPITOLUL 2. VASE ȘI USTENSILE FOLOSITE ÎN LABORATORUL DE CHIMIE

		
pahar Berzelius	pahar Berzelius gradat	balon Erlenmeyer
		
balon pentru sinteză	balon pentru sinteză	balon pentru sinteză
		
pâlnie Büchner	pâlnii	vase de filtrare

		
pâlnii de separare	pâlnii de picurare	balon cotat
		
bec Bunsen	trepied	plită cu agitare magnetică
		
biuretă	biuretă cu stativ	stativ

		
creuzet	mojar	pistil
		
termometre	balon cu șlif	creuzet cu capac

CAPITOLUL 3. OPERAȚII DE BAZĂ

3.1. Măsurarea volumelor [1, 2]

➤ Folosirea pipetelor 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.

➤ Utilizarea unui pahar Berzelius pentru determinarea densității apei

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.

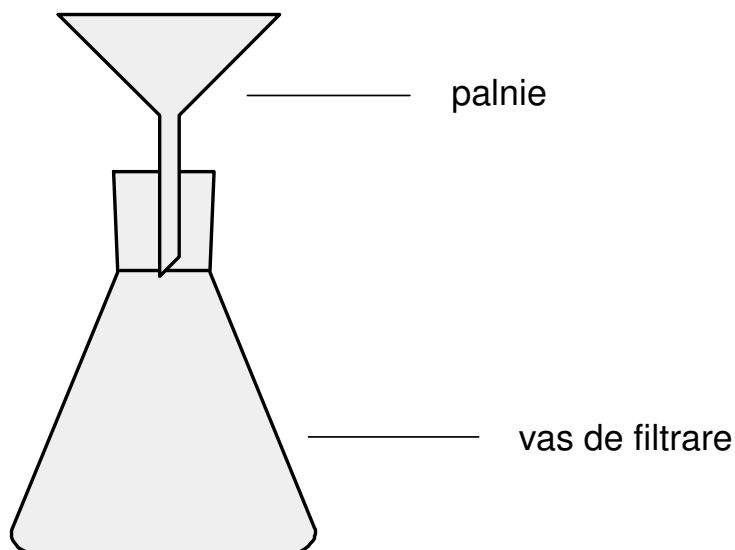
3.2. Filtrarea

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 gravitațională

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

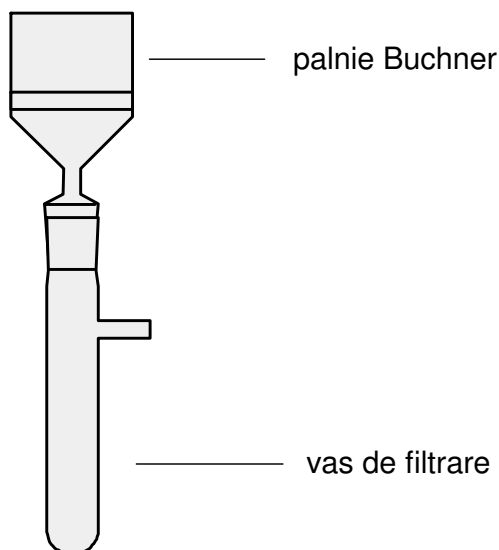


➤ **Filtrarea în vid**

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 (același 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.

CAPITOLUL 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 [1, 3]

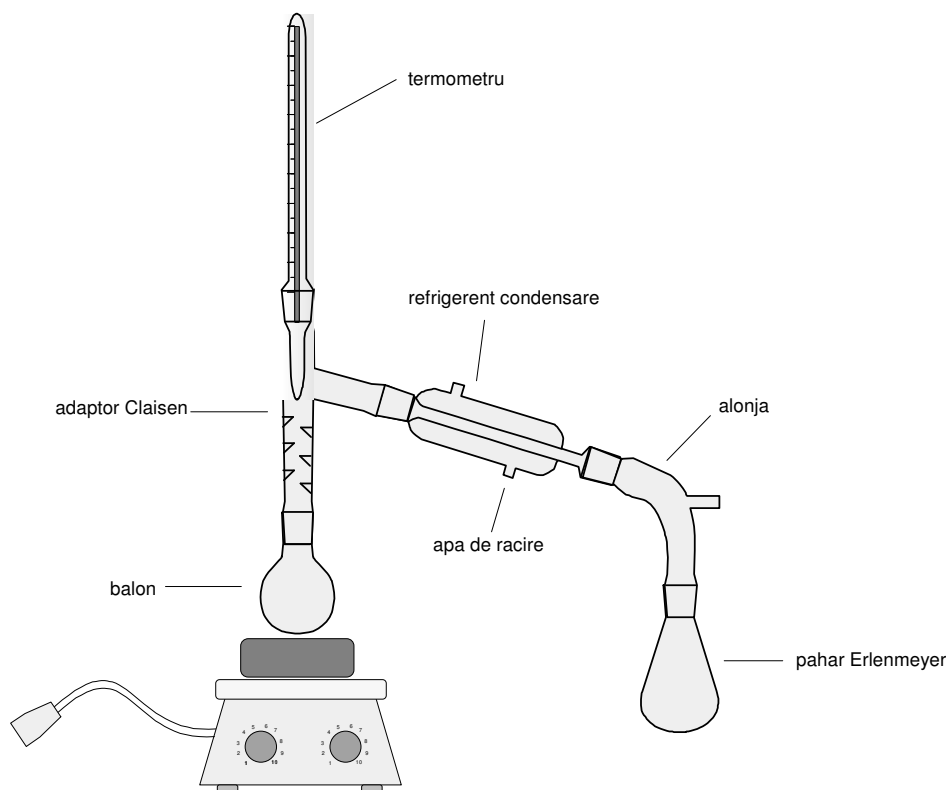


Figura 1. Schema unei operații de distilare.

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.

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_2 din tinctura de iod [1, 3]

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_4 .

Se fixează dopul pâlniei de separare și se agită ușor câteva secunde.

Se reazăză 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_4 , cel care conține I_2) într-un pahar Berzelius.

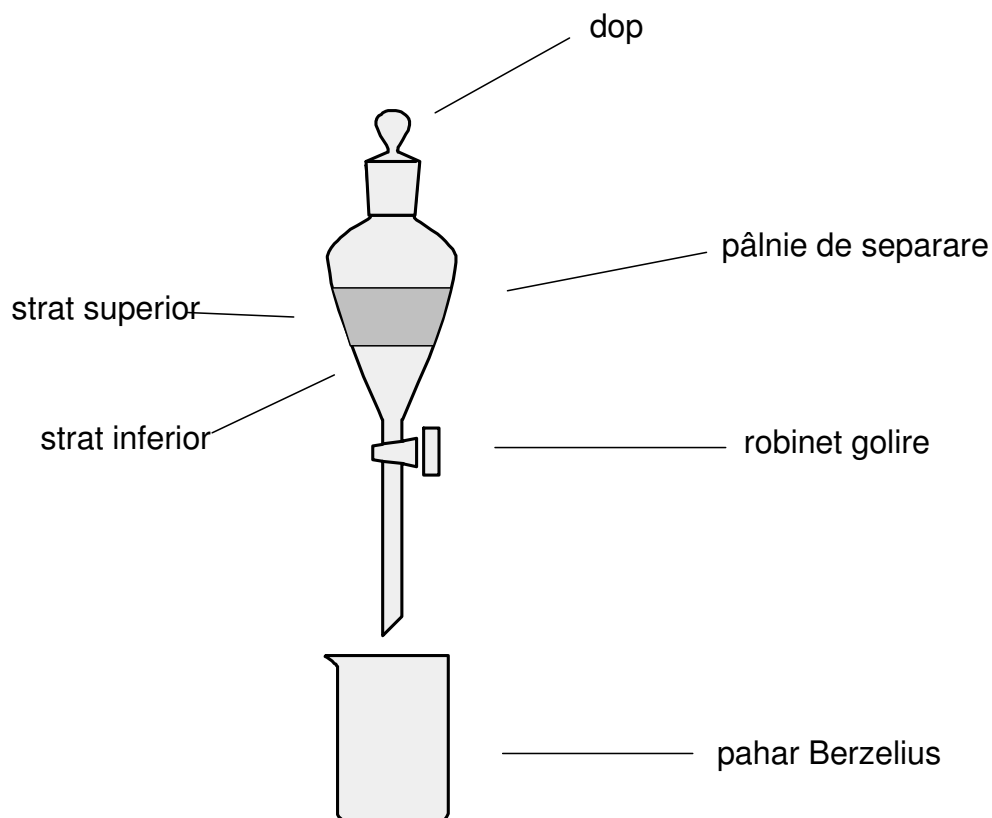


Figura 2. Schema unui proces de extracție lichid-lichid

4.3. Recristalizarea

Recristalizarea este o metodă uzuală de purificare a unui compus, bazată pe faptul că solubilitatea unui compus solid crește o dată 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

1. 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.
2. Se adaugă în vârf de spatulă de cărbune activ și se filtrează la cald soluția obținută.
3. Filtratul se lasă să se răcească la temperatura camerei, apoi vasul de filtrare se introduce într-o baie de apă și gheață.
4. 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.

CAPITOLUL 5. CLASIFICAREA ȘI NOMENCLATURA COMPUȘILOR ANORGANICI

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

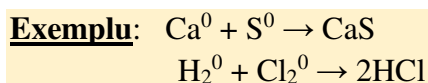
Întrucât regulile de denumire a compușilor anorganici țin cont de starea de oxidare a atomilor constituenți, vom discuta mai întâi despre starea de oxidare și despre regulile de stabilire ale acesteia.

5.1. Starea de oxidare

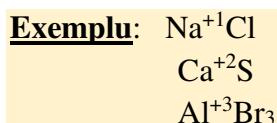
Definiție: Starea de oxidare (notată în continuare S.O.) reprezintă un număr atribuit unui element într-un compus chimic; indică numărul de electroni cedați/acceptați de atomul respectiv.

Reguli de stabilire a stării de oxidare

1. Atomii liberi și atomii din moleculele formate din elemente identice au stare de oxidare egală cu zero (S.O. = 0).



2. În compuși, elementele grupelor IA, IIA și IIIA au întotdeauna stare de oxidare pozitivă, egală cu numărul grupei din care fac parte.



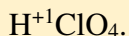
3. În compuși, atomul de fluor (F) are întotdeauna stare de oxidare negativă, S.O. = -1 (este elementul cu cea mai mare electronegativitate din tabelul periodic).

Exemplu: NaF^{-1}



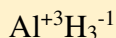
4. În majoritatea compușilor, atomul de H are stare de oxidare S.O. = +1.

Exemplu: H^{+1}Cl



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

Exemplu: $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$



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

Exemplu: CaO^{-2}



Excepții:

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

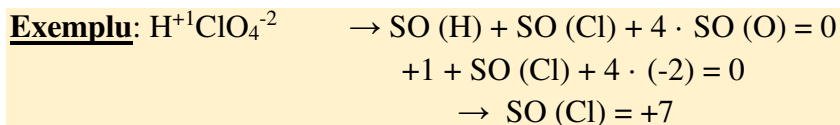
Exemple: $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$

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

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

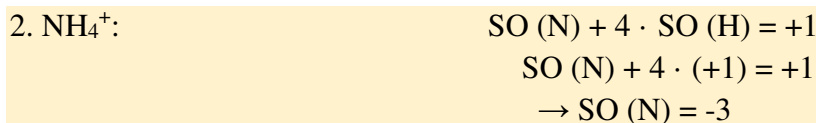
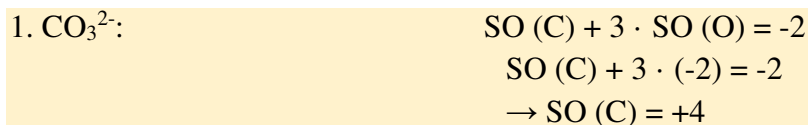
6. Într-un compus neutru, suma stărilor de oxidare ale atomilor componenți trebuie să fie egală cu zero.

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 respectiv.

Exemplu:



Elementele din grupele IV_A, V_A, VI_A și 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 IV_A, V_A, VI_A și VII_A:

Tabel 1. S.O. ale elementelor din grupele IV_A, V_A, VI_A și VII_A

Stare de oxidare	Grupa IV _A	Grupa V _A	Grupa VI _A	Grupa VII _A
S.O. max	+4	+5	+6	+7
S.O. intermediare	+2	+3	+4	+5
		+1	+2	+3
				+1
S.O. min	-4	-3	-2	-1

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

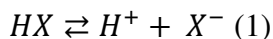
S.O. min = stare de oxidare minimă = numărul grupei – 8

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

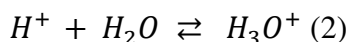
5.2. Nomenclatura compușilor anorganici

5.2.1. Acizi

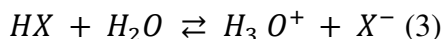
Definiție: acizii sunt substanțe care conțin unul sau mai mulți atomi de hidrogen, care disociază în soluție apoasă cu eliberare de protoni (H^+).



În mediu apos, protonii și apa formează ionii de hidroniu H_3O^+ :



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**.

1.1. 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_2S , H_2Se .

Denumire:	Acid	X +	hidric
Exemple:			
HCl	→ Acid		clorhidric
H_2S	→ Acid		sulfhidric
H_2Se	→ Acid		selenhidric

1.2. Oxoacizi(H_nXO_y)

unde: X - nemetal la stare de oxidare maximă sau intermediară

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

Exemple: HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, H_3PO_4 .

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 X	+ 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 X	+ os
Exemple:	HNO_2	acid	azotos
	H_2SO_3	acid	sulfuros
	H_3PO_3	acid	fosforos

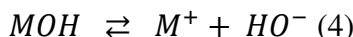
În cazul oxoacizilor în care **nemetalul este un element din grupa VIIA**, denumirile se stabilesc astfel:

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).

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^-).



Formula generală: M(OH)_n , unde: M – metal
n – valența metalului

Denumire: hidroxid de M

Exemple: NaOH – hidroxid de sodiu
Al(OH)₃ – hidroxid de aluminiu
Mg(OH)₂ – hidroxid de magneziu

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

Exemple: Fe(OH)₂ – hidroxid de fer (II)
Fe(OH)₃ – hidroxid de fer (III)
CuOH – hidroxid de cupru (I)
Cu(OH)₂ – hidroxid de cupru (II)

5.2.3. Oxizi

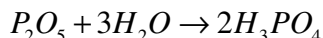
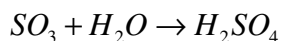
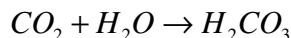
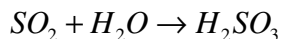
Definiție: Oxizii sunt compuși binari ai oxigenului cu diverse metale sau nemetale.

Clasificarea oxizilor

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

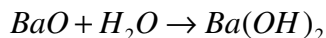
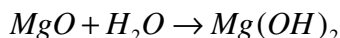
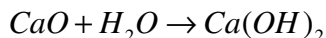
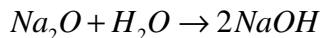
1. **Oxizii acizi** sunt cei care, prin reacția cu apa, formează acizi.

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: Na_2O – oxid de sodiu

Al_2O_3 – oxid de aluminiu

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

Exemple:	FeO	– oxid de fer (II)
	Fe_2O_3	– oxid de fer (III)
	CuO	– oxid de cupru (I)
	Cu_2O	– oxid de cupru (II)

5.2.4. Săruri

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

Formula generală:

M_xE_y , pentru sărurile care provin din hidracizi ($NaCl$, Na_2S);

M_xEO_y , pentru sărurile care provin din oxoacizi (Na_2SO_3 , $Ca(NO_3)_2$).

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:

E + ură de M

Exemple:

$NaBr$ – bromură de sodiu

K_2S – sulfură de potasiu

$MnCl_2$ – clorură de mangan

Dacă anionul provine de la un oxoacid în care nemetalul are stare de oxidare maximă, denumirea sării va fi:

E + at de M

Exemple:

Na_2SO_4 – sulfat de sodiu

$CaCO_3$ – carbonat de calciu

$KClO_4$ – perclorat de potasiu

Dacă anionul provine de la un oxoacid în care nemetalul are stare de oxidare intermediară, denumirea sării va fi:

Denumire:

E + it de M

Exemple: Na_2SO_3 – sulfit de sodiu

KNO_2 – azotit de sodiu

$NaClO$ – hipoclorit de sodiu

Exercițiu: completați formula, respectiv denumirea corespunzătoare în tabelul de mai jos

Formulă chimică	Denumire
Li_3PO_4	
	Azotat de calciu
	Oxid de potasiu
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	
NaNO_2	
	Hidruură de aluminiu
BaO_2	
SO_3	
	Oxid de bariu
H_2CO_3	
HF	
	Monoxid de azot
HIO_4	
	Acid hipocloros
K_2SO_3	
	Sulfură de litiu
MnO_2	
	Clorură de cupru(I)

CAPITOLUL 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** (dizolvent) 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 (dizolventul).

Cel mai uzual solvent este apa, astfel că în cele ce urmează vom discuta despre soluții în care dizolventul 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:

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

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

6.3. Concentrația normală – C_N (val/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
Acid, H_nX	$x = n$, nr. de atomi de hidrogen ai acidului	$E_g(HCl) = \frac{M_{HCl}}{1};$ $E_g(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{2}$
Bază, $M(OH)_m$	$x = m$, nr. de grupe OH al bazei	$E_g(Al(OH)_3) = \frac{M_{Al(OH)_3}}{3};$ $E_g(Ca(OH)_2) = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{2}$
Sare, B_zA_y Oxizi, E_zO_y	$x = y \cdot z$	$E_g(CaCl_2) = \frac{M_{CaCl_2}}{2 \cdot 1};$ $E_g(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{3 \cdot 2}$

Relația între C_p și C_M , respectiv C_p și C_N

Știind că densitatea unei soluții este dată de relația: $\rho = \frac{m_s}{V_s}$; ρ – densitate (g/cm^3), rezultă că:

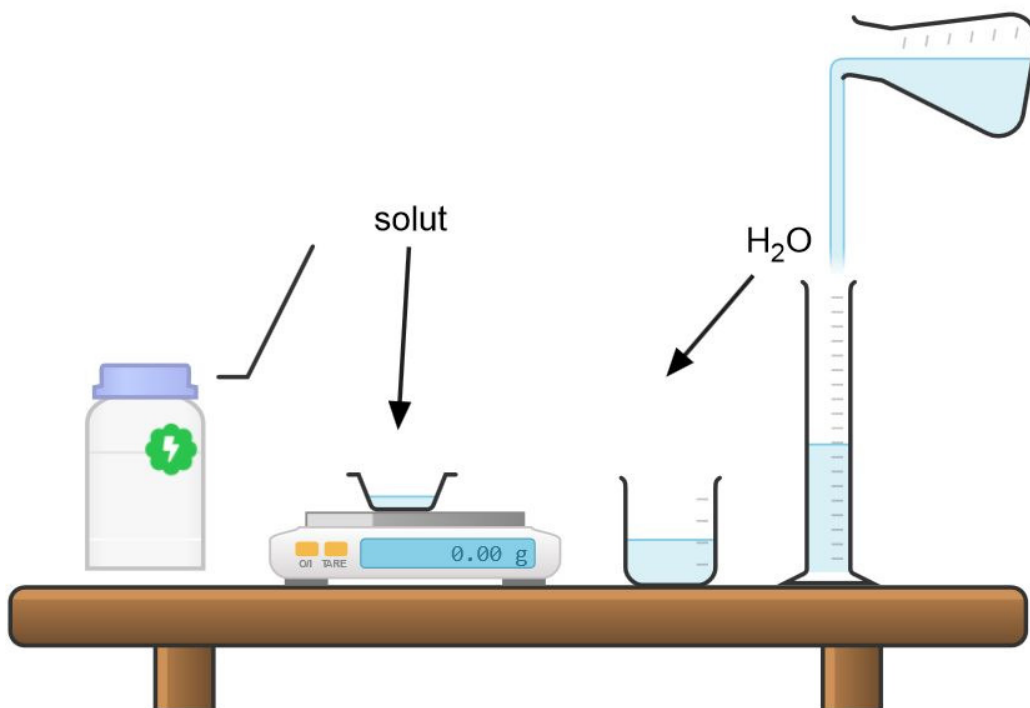
$$C_M = \frac{C_p \cdot \rho \cdot 10}{M}; C_N = \frac{C_p \cdot \rho \cdot 10}{E_g} \quad (5)$$

6.4. Prepararea soluțiilor

6.4.1. Prepararea unei soluții de o anume concentrație procentuală

Vase și ustensile de laborator necesare:

- ✓ balanță analitică
- ✓ pahar Berzelius
- ✓ apă distilată
- ✓ cilindru gradat
- ✓ recipient pentru stocarea soluției preparate



Schema 1. Prepararea unei soluții de concentrație procentuală cunoscută (realizată cu Chemix.org)

Mod de lucru

1. Se calculează cantitățile de solut (masa de substanță dizolvată) și solvent (volumul de apă distilată) necesare.
2. Se cântărește masa de solut necesară preparării soluției la balanța analitică, într-un pahar Berzelius.
3. Se măsoară volumul de apă necesar cu ajutorul cilindrului gradat.
4. Se transvazează volumul de apă măsurat în paharul Berzelius în care se găsește solutul cântărit.
5. Se amestecă cu ajutorul unei baghete de sticlă până la dizolvarea completă a solutului.

Exemplu: Preparați 50 g soluție NaCl 2%, folosind NaCl 99.5% și apă distilată.

1. Se calculează cantitățile necesare:

$$m_d = \frac{m_s \cdot c_p}{100} \text{ (g)}$$

$$m_d = \frac{50 \cdot 2}{100} = 1 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = m_s - m_d = 50 - 1 = 49 \text{ g}$$

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{\rho_{H_2O}} = \frac{49}{1} = 49 \text{ mL}$$

2. Se cântărește la balanța analitică 1 g NaCl 99.5%.

3. Se măsoară, cu cilindrul gradat, 49 mL apă distilată.

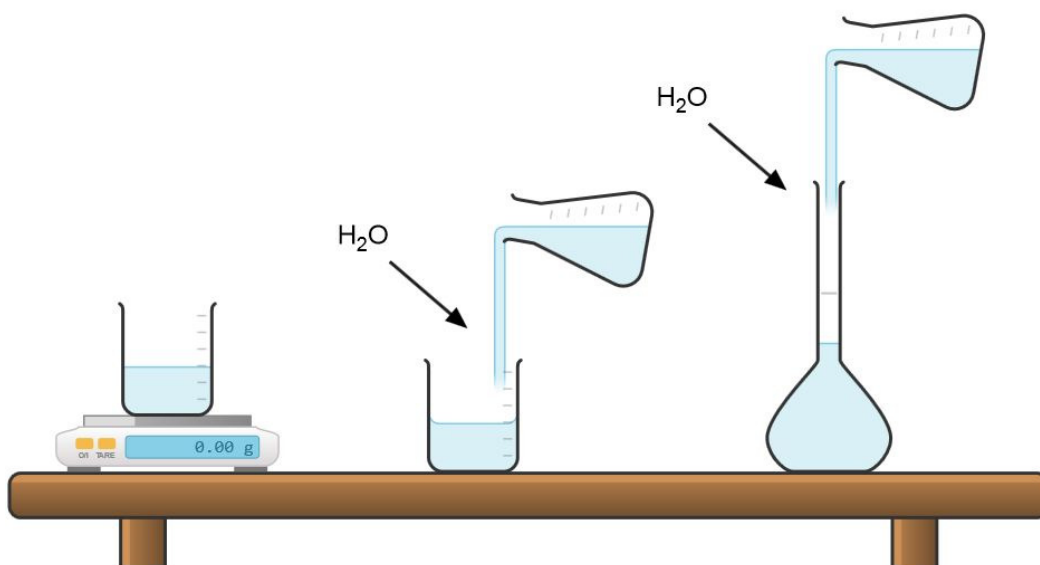
4. Se transvazează cei 49 mL apă distilată în paharul Berzelius în care se găsește solutul cântărit (1 g NaCl).

5. Se amestecă cu ajutorul unei baghete de sticlă până la dizolvarea completă a clorurii de sodiu.

6.4.2. Prepararea unei soluții de o anumite concentrație molară

Vase și ustensile de laborator necesare:

- ✓ balanță analitică
- ✓ pahar Berzelius
- ✓ balon cotat
- ✓ apă distilată



Schema 2. Prepararea unei soluții de concentrație molară cunoscută (realizată cu Chemix.org)

Mod de lucru

1. Se calculează cantitatea de solut (masa de substanță dizolvată) necesară.
2. Se cântărește masa de solut necesară preparării soluției la balanța analitică, într-un pahar Berzelius.
3. Se adaugă un volum mic de apă distilată în paharul Berzelius, pentru a dizolva solutul.
4. Conținutul paharului Berzelius se transvazează în balonul cotat.
5. Paharul Berzelius în care a fost dizolvat solutul se clătește de două ori cu cantități mici de apă distilată, pentru a transfera întreaga cantitate de solut în balonul cotat.
6. Balonul cotat este adus la semn cu apă distilată.
7. Soluția obținută se omogenizează prin agitare.

Exemplu: Preparați 100 mL soluție NaCl 0.5M, folosind NaCl 99.5% și apă distilată.

1. Se calculează cantitatea de solut (masa de substanță dizolvată) necesară (m_{NaCl}).

$$m_d = C_M \cdot V_s \cdot \mu_{\text{NaCl}}$$
$$m_d = 0,5 \cdot 0,1 \cdot 58,5 = 2,925 \text{ g NaCl}$$

2. Se cântăresc la balanța analitică 2.925 g NaCl necesare preparării soluției, într-un pahar Berzelius.

3. Se adaugă un volum mic de apă distilată în paharul Berzelius, pentru a dizolva solutul.

4. Conținutul paharului Berzelius se transvazează în balonul cotat de 100 mL.

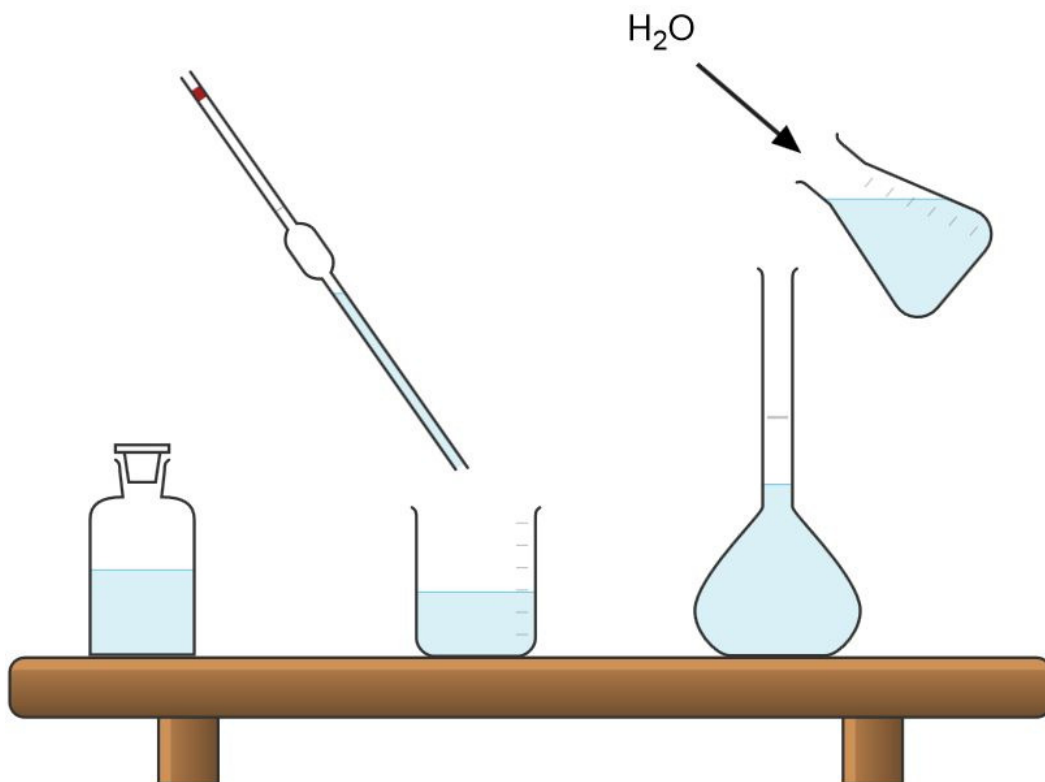
5. Paharul Berzelius în care a fost dizolvat solutul se clătește de două ori cu cantități mici de apă distilată, pentru a transfera întreaga cantitate de solut în balonul cotat.

6. Balonul cotat este adus la semn cu apă distilată.

7. Soluția obținută se omogenizează prin agitare.

6.4.3. Prepararea soluțiilor prin diluție

6.4.3.1. Prepararea soluțiilor de o anumită concentrație molară (sau normală) prin diluție



Schema 3. Prepararea soluțiilor de o anumită concentrație molară (sau normală) prin diluție (realizată cu Chemix.org)

Ținând cont că în cazul unei diluții cantitatea de solut rămâne constantă (numărul de moli de substanță dizolvată din soluția inițială este egal cu numărul de moli de substanță dizolvată din soluția finală), pentru calcul se poate folosi următoarea relație:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

Mod de lucru

1. Se calculează volumul de soluție de concentrație mai mare V_i (de concentrația inițială, C_i) necesar preparării soluției.

2. Se măsoară volumul calculat anterior cu ajutorul unei pipete sau cu cilindrul gradat și se introduce în balonul cotat necesar (de volum V_f).
3. Cilindrul gradat (pipeta) se clătește cu o cantitate mică de apă distilată, care se introduce apoi în balonul cotat de volum V_f .
4. Se aduce la semn cu apă distilată.
5. Soluția obținută se omogenizează prin agitare.

Exemplu: Preparați 250 mL soluție NaCl 0.1M, folosind soluție NaCl 0.5M și apă distilată.

Volum final V_f - 250 mL

Concentrație finală C_f - 0.1 M

Concentrație inițială C_i - 0.5 M

1. Calculăm volumul soluției inițiale V_i necesar preparării soluției de concentrație finală C_f :

$$V_i = \frac{C_f \cdot V_f}{C_i}$$

$$V_i = \frac{0,1 \cdot 0,250}{0,5} = 0,05 \text{ L (50 mL)}$$

2. Se măsoară 50 mL soluție NaCl 0.5 M cu ajutorul cilindrului gradat și se transvazează în balonul cotat de 250 mL.
3. Cilindrul gradat se clătește cu o cantitate mică de apă distilată, care se introduce apoi în balonul cotat de 250 mL.
4. Balonul cotat de 250 mL se aduce la semn cu apă distilată.
5. Soluția obținută se omogenizează prin agitare.

6.4.3.2. Prepararea soluțiilor de o anume concentrație procentuală prin diluție

În acest caz, masa de substanță dizolvată rămâne constantă.

Mod de lucru

1. Se calculează masa de substanță dizolvată din soluția finală (de concentrație mai mică, C_f).
2. Știind că masa dizolvată este aceeași pentru cele două soluții ($m_{d\ i} = m_{d\ f}$), se calculează masa de soluție inițială (în care se regăsește masa dizolvată $m_{d\ i}$).
3. Se calculează volumul de apă distilată care trebuie adăugat.

Exemplu: Preparați 200 g soluție NaCl 4%, folosind soluție NaCl 10% și apă distilată.

Masa soluției finale: $m_s\ (\text{final}) = 200\ \text{g}$

Concentrația finală: 4%

Concentrația inițială: 10%

1. Se calculează masa de substanță dizolvată, NaCl, care se găsește în 200 g soluție NaCl 4%.

$$m_d = \frac{c_p \cdot m_s}{100}$$

$$m_d = \frac{4 \cdot 200}{100} = 8\ \text{g}$$

2. Știind că masa dizolvată este aceeași pentru cele două soluții ($m_{d\ i} = m_{d\ f}$), se calculează masa de soluție inițială (în care se regăsește masa dizolvată $m_{d\ i}$).

$$m_{s(i)} = \frac{m_d \cdot 100}{c_{p(i)}}$$

$$m_{s(i)} = \frac{8 \cdot 100}{10} = 80\ \text{g NaCl 10\%}$$

3. Se calculează cantitatea de apă distilată care trebuie adăugată:

$$m_{H_2O} = m_{s(f)} - m_{s(i)}$$

$$m_{H_2O} = 200 - 80 = 120\ \text{g}$$

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{\rho_{H_2O}}$$

$$V_{H_2O} = \frac{120}{1} = 120\ \text{mL}$$

6.5. Exerciții și probleme

1. Se cântăresc 2.5 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 20 mL apă distilată, iar soluția astfel obținută se introduce într-un balon cotate de 50 mL și se aduce la semn cu apă distilată. Calculați concentrația procentuală și molară a soluției obținute.
2. Într-un pahar Berzelius se măsoară 3 mL soluție ZnSO_4 3.5% și se adaugă 47 mL apă distilată. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
3. Se cântăresc 4 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 46 mL apă distilată (într-un pahar Berzelius). Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
4. Se cântăresc 1.5 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 20 mL apă distilată, iar soluția astfel obținută se introduce într-un balon cotate de 50 mL și se aduce la semn cu apă distilată. Calculați concentrația procentuală și molară a soluției obținute.
5. Într-un pahar Berzelius se măsoară 2.5 mL soluție ZnSO_4 3.5% și se adaugă 57.5 mL apă distilată. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
6. Se cântăresc 2.5 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 47.5 mL apă distilată (într-un pahar Berzelius). Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
7. Într-un pahar Berzelius se măsoară 25 mL soluție ZnSO_4 3.5% și se adaugă 1 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
8. Calculați volumul de apă necesar pentru a dilua 4.5 mL soluție ZnSO_4 3.5% la o concentrație de 0.045 M. Preparați soluția de ZnSO_4 0.045M.
9. Se cântăresc 1.5 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 20 mL apă distilată, iar soluția astfel obținută se introduce într-un balon cotate de 50 mL și se aduce la semn cu apă distilată. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
10. Într-un pahar Berzelius se măsoară 20 mL soluție ZnSO_4 3.5% și se adaugă 1.5 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
11. Calculați volumul de apă necesar pentru a dilua 3.5 mL soluție ZnSO_4 3.5% la o concentrație de 0.09M. Preparați soluția de ZnSO_4 0.09M.

12. Se cântăresc 2.5 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se dizolvă în 20 mL apă distilată, iar soluția astfel obținută se introduce într-un balon cotat de 50 mL și se aduce la semn cu apă distilată. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute.
13. 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%.
14. Să se calculeze cantitățile de H_2SO_4 80% și H_2SO_4 10% necesare pentru a obține 350 g soluție H_2SO_4 30%.
15. 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%.
16. Calculați volumul soluției de H_2SO_4 de concentrație 59,7% ($d=1,5 \text{ g/cm}^3$) care este necesar pentru a obține 500 mL soluție H_2SO_4 0,1M.
17. Metoda de obținere a 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 CuSO_4 care se obține, știind că reacționează 196 g soluție $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 75% cu 196 g H_2SO_4 ;
b) calculați concentrația procentuală a soluției de CuSO_4 care se obține în urma reacției de la punctul a).
18. 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.
19. Calculați concentrația procentuală și molară a unui amestec format din 100 mL HNO_3 2M, 100 mL HNO_3 10% și 100 mL apă.
Densitate HNO_3 10% = 1.05 g/mL
20. Calculați volumul soluției de NaOH 2M necesar pentru a neutraliza o soluție de 200 g H_2SO_4 32%.
21. Reacționează o soluție de NaOH 2M cu o soluție HCl 1M. Stabiliți care este relația între V_{NaOH} și V_{HCl} pentru ca reacția să fie totală.
22. Calculați cantitatea de sare care se obține prin reacția dintre 100 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 15% și 20 g H_2SO_4 5%.

23. Calculați cantitățile de $\text{Al}(\text{OH})_3$ și HCl necesare pentru a obține 300 mL AlCl_3 1.5M, știind că HCl este în exces cu 0.5 moli față de cantitatea necesară.

24. 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.

25. Care este compoziția soluției finale rezultate prin reacția a 100 mL HCl 5M cu 200 mL $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2M?

26.

a) Calculați concentrația procentuală a soluției de FeSO_4 care se obține prin amestecarea a 417 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ cu 100 ml FeSO_4 de concentrație 2M și densitate 1.2 g/cm^3 .

b) Pornind de la soluția finală calculată la punctul a), calculați masa de H_2O care trebuie evaporată pentru a obține o soluție de concentrație 60%.

c) Calculați volumul soluției de FeSO_4 obținută la punctul b), știind că soluția are concentrația 3.25M.

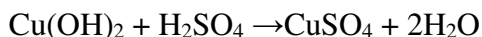
27.

a) Calculați concentrația procentuală a soluției de FeSO_4 care se obține prin amestecarea a 417 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ cu 100 ml FeSO_4 de concentrație 2M și densitate 1.2 g/cm^3 .

b) Pornind de la soluția finală calculată la punctul a), calculați masa de H_2O care trebuie evaporată pentru a obține o soluție de concentrație 60%.

c) Calculați volumul soluției de FeSO_4 obținută la punctul b), știind că soluția are concentrația 3.25M.

28. Metoda de obținere a CuSO_4 în laborator este:



a) calculați cantitatea de CuSO_4 care se obține, știind că reacționează 245 g soluție $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 60% cu 200 ml H_2SO_4 5M;

b) ce cantitate de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ corespunde CuSO_4 obținut în reacție;

c) care este cantitatea de CuSO_4 care se obține din reacție, dacă reacționează 500 mL $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 4N cu aceeași cantitate de H_2SO_4 (200 ml H_2SO_4 5M).

29.

a) Calculați care este concentrația molară finală a unei soluții care se obține prin amestecarea a 200 mL NaOH 15% (densitate=1.1 g/mL), 200 mL NaOH 2M și 100 mL apă (densitatea finală a soluției obținute =1.05 g/mL).

b) Pornind de la soluția obținută la punctul anterior, calculați care este masa de apă care trebuie evaporată pentru a obține o soluție de concentrație 30%.

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

30.

a) Calculați care este concentrația normală finală a unei soluții care se obține prin amestecarea a 300 mL HCl 15% (densitate=1.1 g/mL), 100 mL HCl 2M și 50 mL apă (densitatea soluției finale=1.05 g/mL).

b) Pornind de la soluția obținută la punctul anterior, calculați care este masa de apă care trebuie adăugată pentru a obține o soluție de concentrație 1%.

$M_{\text{HCl}} = 36.5 \text{ g/mol}$

31.

a) Calculați care sunt cantitățile necesare de $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ și apă pentru a prepara 200 mL soluție MgSO_4 1M (densitatea soluției finale=1,05g/mL).

b) Care este concentrația procentuală a soluției care se obține prin adăugarea a 150 mL H_2O la soluția de la punctul a). ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$)

$M_{\text{MgSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$.

32.

a) Care este volumul soluției de H_2SO_4 2M care a fost preparat prin amestecarea a 450 mL soluție H_2SO_4 4N cu 98 g soluție H_2SO_4 10%?

b) calculați concentrația procentuală a soluției obținute la punctul a) ($\rho = 1.25 \text{ g/mL}$)

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

33. Fie o soluție obținută prin amestecarea a 357 g $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ cu 150 g H_2O ($\rho = 1.1 \text{ g/mL}$).

a) Calculați concentrația procentuală și molară a soluției obținute.

b) care este volumul de apă care trebuie adăugat pentru a obține o soluție de concentrație 10%?

$M_{\text{CoCl}_2} = 130 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

34.

a) Calculați care sunt masele de soluție NaCl 10% și NaCl 50% necesare pentru a prepara 400 g soluție NaCl 20%.

b) calculați concentrația molară a soluției care se obține prin diluarea cu 200 g H_2O a celor 400 g NaCl 20% ($\rho = 1.15 \text{ g/mL}$).

$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

35. Calculați cantitatea de apă care trebuie adăugată unei soluții de 100 mL H_2SO_4 2M, pentru a obține o soluție de concentrație 0.5M? Calculați concentrația procentuală și normală a soluției finale.

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$; $d_{\text{H}_2\text{SO}_4} (0.5\text{M}) = 1.15 \text{ g/mL}$

1. Calculați concentrația molară și procentuală a soluției care se obține prin diluarea cu 200 g H_2O a 400 g NaCl 20% ($\rho = 1.15 \text{ g/mL}$).

$M_{\text{NaCl}} = 58.5 \text{ g/mol}$

36. Se obține o soluție prin amestecarea a 200 ml NaOH 0.1 M și 200 ml NaOH 10% (densitatea soluției $\rho (\text{NaOH } 10\%) = 1.1 \text{ g/mL}$). Calculați concentrația procentuală și molară a soluției finale (densitatea soluției finale $\rho = 1.15 \text{ g/mL}$).

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

37. Se cântăresc 34.4 g $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ și se dizolvă în apă distilată, obținându-se un litru de soluție. Calculați concentrația normală a soluției obținute.

$M_{\text{CaSO}_4} = 136 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

38. Se cântăresc 68.8 g $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ și se dizolvă în apă distilată, obținându-se o soluție de concentrație 0.8 M (densitatea soluției obținute $\rho = 1.05 \text{ g/mL}$).

a) Calculați volumul soluției obținute

b) calculați concentrația procentuală a soluției obținute

$M_{\text{CaSO}_4} = 136 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

39. Calculați concentrația procentuală și normală a soluției obținute prin dizolvarea a 73.8 g $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ în 226.2 g apă distilată.

$M_{\text{MgSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

Densitatea soluției finale $\rho = 1.0345 \text{ g/mL}$

40. Se obține o soluție prin amestecarea a 0.75 moli AlCl_3 cu 500 mL AlCl_3 0,9 N și 200 mL apă distilată. Calculați concentrația molară a soluției obținute.

$M (\text{AlCl}_3) = 133.5 \text{ g/mol}$

41. 139 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ se dizolvă în apă distilată, obținându-se 500 ml soluție. Calculați concentrația molară și procentuală a soluției obținute (densitatea soluție finale $\rho = 1.15 \text{ g/mL}$).

$M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$, $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

42. Se obține o soluție prin amestecarea a 2 moli Na_2S cu 250 mL Na_2S 0,5 N și 500 mL apă distilată. Calculați concentrația molară și concentrația normală a soluției obținute.

$M_{\text{Na}_2\text{S}} = 78 \text{ g/mol}$

43. Calculați masa de soluție KCl 25% și masa de soluție KCl 70%, necesare pentru a obține 675 g soluție KCl 6M (densitatea soluției KCl 6M $\rho(\text{KCl } 6\text{M}) = 1.1175 \text{ g/ml}$)

$$M_{\text{KCl}} = 74.5 \text{ g/mol}$$

44. Se obține o soluție prin amestecarea a 0.8 moli MgCl_2 cu 450 mL MgCl_2 0,25 N și 150 mL apă distilată. Calculați concentrația molară a soluției obținute.

$$M_{\text{MgCl}_2} = 95 \text{ g/mol}$$

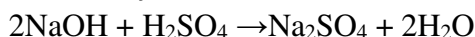
45. 55.6 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ se dizolvă în apă distilată, obținându-se o soluție FeSO_4 0.4 M.

a) calculați volumul soluției de FeSO_4 0.4 M

b) calculați volumul de apă distilată cu care trebuie diluată soluția FeSO_4 0.4M, pentru a obține o soluție FeSO_4 0.1 M

$$M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}, M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

46. Metoda de obținere a Na_2SO_4 în laborator este:



a) calculați cantitatea de Na_2SO_4 care se obține prin reacția dintre 250 ml NaOH 8M și 122,5 g soluție H_2SO_4 80%;

b) știind că solubilitatea Na_2SO_4 la 20°C este de 14 g Na_2SO_4 /100 g H_2O , calculați cantitatea de apă în care trebuie dizolvat Na_2SO_4 obținut la punctul a) pentru a obține o soluție saturată la 20°C ;

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

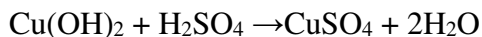
47. Pentru prepararea unei soluții de MgCO_3 de concentrație 3.5 M și densitate 1.176 g/cm^3 se folosesc soluții de MgCO_3 70% și MgCO_3 10%.

a) Calculați masa de soluție MgCO_3 70%, respectiv MgCO_3 10%, care sunt necesare pentru prepararea a 600 g soluție MgCO_3 3.5M.

b) Știind că solubilitatea MgCO_3 la 70°C este 33.3 g MgCO_3 /100 g H_2O , stabiliți dacă soluția obținută la punctul a) este saturată la temperatura de 70°C .

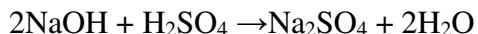
c) Calculați cantitatea de MgCO_3 care trebuie adăugată celor 600 g soluție MgCO_3 pentru a obține o concentrație finală de 35%.

48. Metoda de obținere a CuSO_4 în laborator este:



- a) calculați cantitatea de CuSO_4 care se obține, știind că reacționează 147 g $\text{Cu}(\text{OH})_2$ cu 200 ml H_2SO_4 5M;
- b) care este cantitatea de CuSO_4 care se obține din reacție, dacă reacționează 500 ml $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2M cu aceeași cantitate de H_2SO_4 (200 ml H_2SO_4 5M).

49. Metoda de obținere a Na_2SO_4 în laborator este:



- a) calculați cantitatea de Na_2SO_4 care se obține prin reacția dintre 250 ml NaOH 8M și 98 g soluție H_2SO_4 ;
- b) calculați concentrația procentuală a soluției de Na_2SO_4 obținute în urma reacției.

50. Calculați care sunt masele de soluție NaCl 12% și NaCl 36% necesare pentru a prepara 800 g soluție NaCl 20%.

7. PH-UL SOLUȚIILOR APOASE

7.1. Acizi și baze [1, 4]

Definiția 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.

Definiția 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.

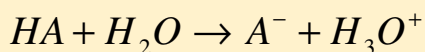
Lewis: o bază este un donor de electroni.

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_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 (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_2 , H_3PO_4 , H_2CO_3 .

Analog, în cazul bazelor vom avea:

- baze tari, complet ionizate: NaOH, KOH, Ba(OH)₂.
- baze slabe, parțial ionizate: NH₃, Mg(OH)₂, Cu(OH)₂.

7.2. Calculul pH-ului soluțiilor

Reacția de ionizare a apei este:



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

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14} \quad (1)$$

pH-ul reprezintă o modalitate de a exprima concentrația molară a ionilor H₃O⁺ dintr-o soluție apoasă. Astfel, pH-ul unei soluții este definit de relația:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad (2)$$

$$\text{Analog, } \text{pOH} = -\log[\text{HO}^-] \quad (3)$$

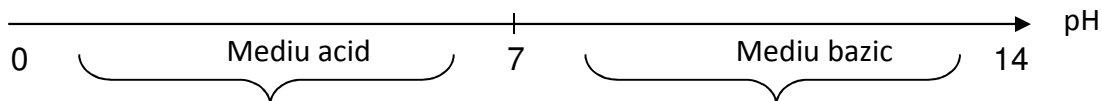
Dacă logaritmăm ecuația (1), obținem următoarea relație:

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

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

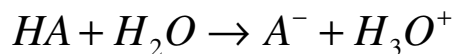
Dacă pH < 7, soluția va avea caracter acid.

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 acid tare se va calcula cu relația:

$$pH = -\log[HA]$$

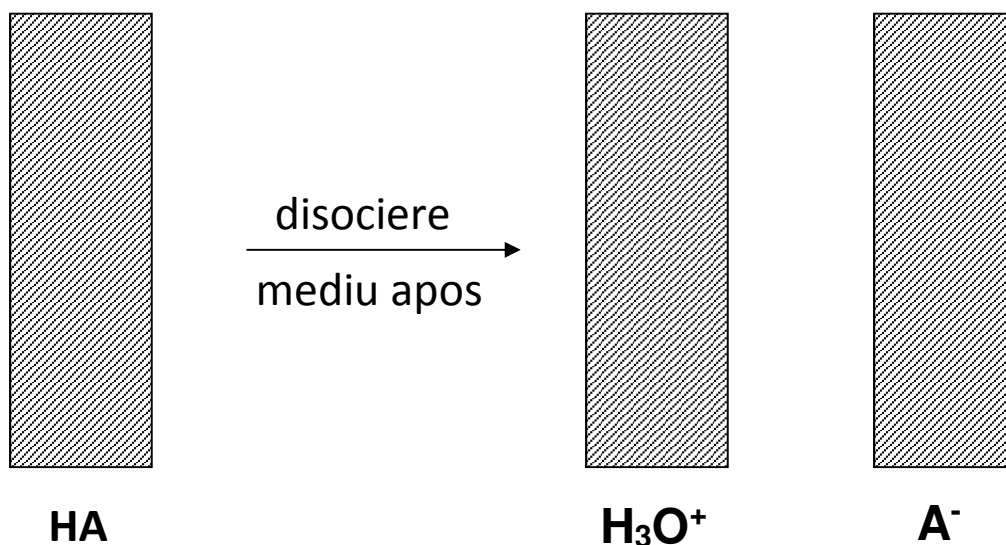


Figura 3. Disocierea unui acid tare în mediu apos (HA = acid tare monoprotic)

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

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

7.4. pH-ul soluțiilor de acizi slabi

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

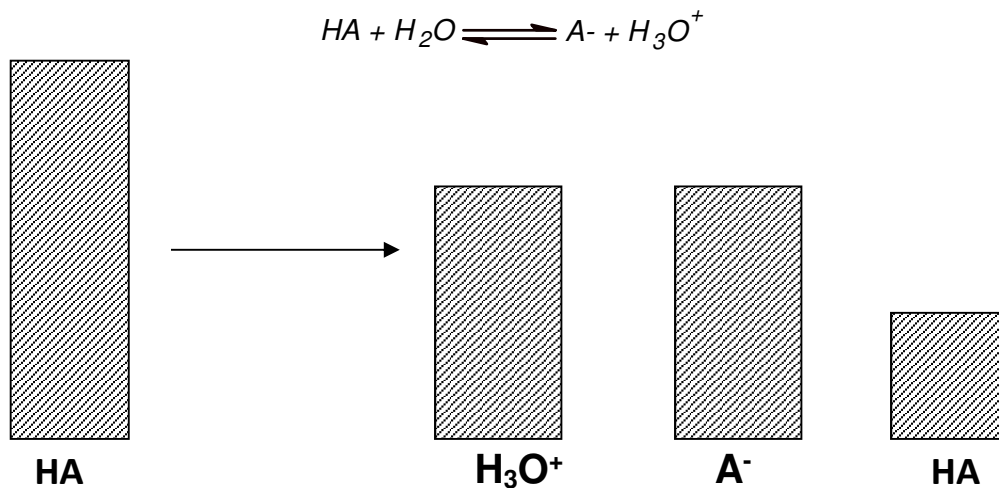


Figura 4. Reacția de disociere a unui acid slab

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

1. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

- HF 0.025M

- $\text{Sr}(\text{OH})_2$ 0.1M

- SrF_2 0.01M

$K_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 6.4 \times 10^{-4}$

2. Calculați pH-ul următoarelor soluții:

- HClO 0.015M

- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.1M

- $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ 0.001M

$K_a(\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 3 \times 10^{-8}$

3. Fie următoarele specii :

$\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$

Precizați rolul de acid/bază conjugată sau bază/acid conjugat al speciilor menționate.

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

$M_{\text{HNO}_2} = 47\text{g/mol}$; $M_{\text{NaOH}} = 40\text{g/mol}$

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

$K_a(\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 5 \cdot 10^{-4}$

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

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

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

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

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

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

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

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

7. Calculați pH-ul unei soluții de 200 g NH_3 de concentrație inițială 10%, după ce este diluată cu 100 ml H_2O .

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

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

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

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

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

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

8b. Calculați pH-ul unei soluții de NH_3 de concentrație molară egală cu cea a soluției de KOH .

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

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

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

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

9b. Calculați pH-ul unei soluții de NH_3 de concentrație molară egală cu cea a soluției de NaOH .

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

10. Într-un pahar Berzelius, se prepară o soluție prin amestecarea a 15 mL HCl 0.1M cu 20 mL NaOH 0.1M. Calculați pH-ul soluției obținute.

11. Într-un pahar Berzelius, se prepară o soluție prin amestecarea a 25 mL HCl 0.1M cu 15 mL NaOH 0.1M. Calculați pH-ul soluției obținute.

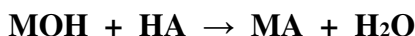
12. Se prepară 25 mL soluție NH_4Cl 0.02M, folosind drept materie primă NH_4Cl 0.3M și apă distilată. Calculați pH-ul soluției de NH_4Cl 0.02M.

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

CAPITOLUL 8. pH-UL SOLUȚIILOR DE SĂRURI

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:

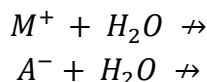


În funcție de natura bazei MOH și acidului HA implicați în reacție, sărurile pot fi clasificate în patru categorii:

1. Săruri care provin dintr-o bază tare și un acid tare

Exemple: NaCl, NaI, MgBr₂, KNO₃, KClO₄

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

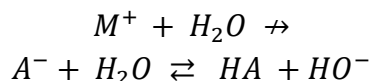


În acest caz, valoarea pH-ului soluțiilor sărurilor trebuie să fie pH = 7 (teoretic); practic valoarea pH-ului este egală cu valoarea pH-ului apei distilate cu care s-a preparat soluția respectivă.

2. Săruri care provin dintr-o bază tare și un acid slab

Exemple: NaF, NaNO₂, Mg(ClO)₂, K₃PO₄

În acest caz, cationul sării (M^+) este un acid foarte slab, iar anionul (A^-) este o bază slabă. Doar baza slabă poate reacționa cu apa, ceea ce înseamnă că soluția acestor săruri va fi o soluție cu caracter bazic.



pH-ul acestor soluții se va calcula astfel:

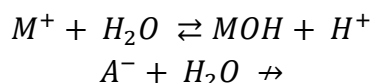
$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \log C_{sare})$$

$$pH = 14 - pOH$$

3. Săruri care provin dintr-o bază slabă și un acid tare

Exemple: $AlCl_3$, CuI_2 , $Fe(NO_3)_3$, NH_4Br

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



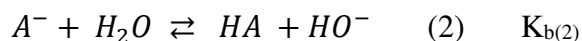
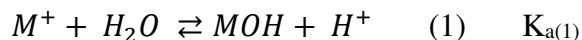
Formula de calcul a pH-ului va fi următoarea:

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

4. Săruri care provin dintr-o bază slabă și un acid slab

Exemple: NH_4F , CH_3COONa

În acest caz, cationul sării (M^+) este un acid slab, iar anionul (A^-) este o bază foarte slabă. Atât baza slabă cât și acidul slab pot reacționa cu apa, caracterul acid sau bazic al soluției fiind dat de raportul dintre K_a și K_b asociate celor două reacții:



Dacă $K_a > K_b$, soluția va avea caracter acid.

Dacă $K_a < K_b$, soluția va avea caracter bazic.

Dacă $K_a = K_b$, soluția va fi neutră.

Formula de calcul a pH-ului va fi următoarea:

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

Valori ale constantei de aciditate, K_a

K_a (CH_3COOH/CH_3COO^-)	$1.7 \cdot 10^{-5}$
K_a (H_2CO_3/HCO_3^-)	$4.3 \cdot 10^{-7}$
K_a (HCO_3^-/CO_3^{2-})	$4.8 \cdot 10^{-11}$
K_a ($HClO/ClO^-$)	$3.5 \cdot 10^{-8}$
K_a (H_2S/HS^-)	$8.9 \cdot 10^{-8}$
K_a (HS^-/S^{2-})	$1.2 \cdot 10^{-13}$
K_a (HNO_2/NO_2^-)	$4.5 \cdot 10^{-4}$
K_a ($H_3PO_4/H_2PO_4^-$)	$6.9 \cdot 10^{-3}$
K_a ($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$)	$6.2 \cdot 10^{-8}$
K_a (HPO_4^{2-}/PO_4^{3-})	$4.8 \cdot 10^{-13}$

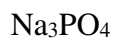
Tipul de hidroliză al soluțiilor de săruri este sumarizat în tabelul următor:

Tabel 3. Hidroliza sărurilor

Sare (MA)	Cation (M^+)	Anion (A^-)	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_a și K_b

Exerciții

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



CAPITOLUL 9. EXPERIMENTE DE LABORATOR

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: CH_3COONa , KClO_3 , CuSO_4 , Na_2SO_3 , NH_4Cl , NH_4NO_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
CH_3COONa		
KClO_3		
NH_4NO_3		
Na_2SO_3		
CuSO_4		
NH_4Cl		

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

CH_3COONa -

KClO_3 -

NH_4NO_3 -

Na_2SO_3 -

CuSO_4 -

NH_4Cl -

L2. Determinarea constantei de aciditate K_a a acidului acetic prin metoda conductometrică [1,7]

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 (Λ_M) este dată de expresia:

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

unde Λ este conductivitatea acidului slab, iar c este concentrația molară a acestuia.

Gradul de disociere α este dat de relația:

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

unde Λ_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_3COOH 1M la 60 mL apă și se măsoară conductivitatea după fiecare adăugare de acid acetic.

V (CH_3COOH 1M) mL	$C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ (mol/L)	Conductivitate ($\mu\text{S/cm}$)	Conductivitate molară ($\mu\text{S/cm}\cdot\text{M}$)	Fracția molară (α)	K_a/pK_a
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					

Valoarea medie a K_a/pK_a este:

L3. Determinarea conținutului de apă al unui hidrat [1,4]

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 argint [1,6]

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).

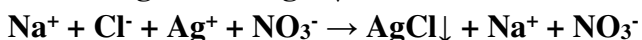
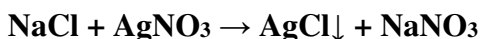
Pentru a măsura conductivitatea unei soluții de electrolit, se aplică o tensiune electrodului imersat în soluția respectivă; ionii se vor deplasa în soluție, făcând posibilă trecerea curentului electric prin soluție. Astfel, conductivitatea unei soluții de electrolit este funcție de numărul de ioni prezenți 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 AgNO₃ 0.1M și se măsoară conductivitatea după fiecare adăugare. Se vor adăuga (în total) 22 mL soluție AgNO₃ 0.1M (12 citiri ale conductanței). Se trasează grafic dependența conductivitate=f(V), unde V este volumul de AgNO₃ adăugat soluției de ser fiziologic.

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_3 necesar dozării ionilor Cl^- , apoi se calculează numărul de moli de AgNO_3 corespunzător. Cunosând numărul de moli de AgNO_3 care au reacționat cu NaCl , se calculează numărul de moli de NaCl din soluție și concentrația molară a acesteia.

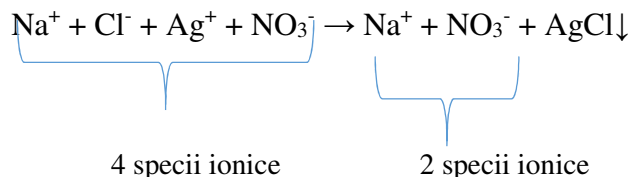
Rezultate

Dependența conductivitate = f(volum)

	V (mL) AgNO_3 0.1M	Conductivitate ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
1	0	1740
2	2	1705
3	4	1668
4	6	1630
5	8	1592
6	10	1555
7	12	1524
8	14	1486
9	15	1468
10	16	1505
11	18	1680
12	20	1830
13	22	1986

La momentul initial, conductivitatea soluției de ser fiziologic este de 1740 $\mu\text{S}/\text{cm}$. Atunci când adăugăm primii 2 mL din soluție de AgNO_3 , se observă formarea unui precipitat alb (AgCl), iar conductivitatea începe să scadă (deoarece numărul de electroliți din soluție scade). După pasul 10 de adăugare a soluției de AgNO_3 , se observă o creștere a conductivității soluției; aceasta ne indică faptul că NaCl din soluție a reacționat în totalitate, iar această creștere se datorează prezenței AgNO_3 în exces.

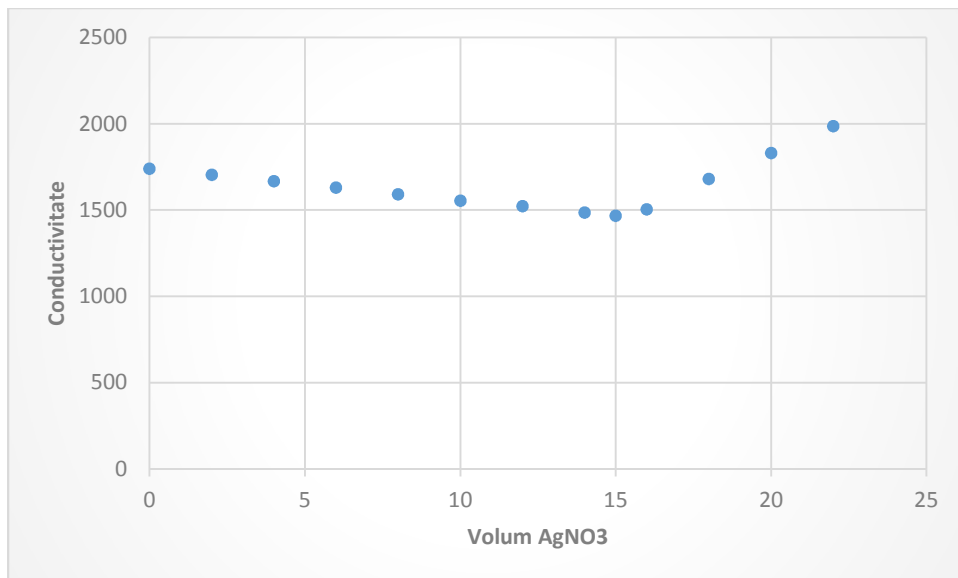
Etapele 2-9:



Etapele 10-13: $\text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{AgCl}\downarrow + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ (din AgNO_3 în exces)



Reprezentarea grafică este redată în figura de mai jos:



$V \text{ AgNO}_3 = 15.2 \text{ mL}$

$C = 0.1 \text{ M}$

Putem calcula numărul de moli de AgNO_3 care au reacționat: $v = C \cdot V_s = 0.00152 \text{ moli}$

Conform stoechiometriei reacției $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$, rezultă că vom avea același număr de moli de NaCl (0.00152 moli).

Calculăm concentrația molară a soluției inițiale de NaCl : $C = v/V_s = 0.152 \text{ M}$.

Astfel, concentrația molară a serului fiziologic (determinată prin metoda conductometrică) este 0.152M.

Aplicații

- Știind că serul fiziologic este o soluție de NaCl 0.9%, calculați concentrația molară a acesteia (considerăm densitatea soluției $\rho=1\text{ g/mL}$). Comparați rezultatul calculului teoretic cu rezultatul obținut prin metoda experimentală.
- 200 mL AgNO_3 1M reacționează cu 500 mL NaCl 0.2M. Scrieți ecuația reacției chimice și calculați cantitatea de precipitat care s-a obținut în reacție. Identificați reactantul limitativ și reactantul în exces (dacă este cazul)

L5. Determinarea solubilității clorurii de sodiu [1, 2]

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)			

L6. Determinarea capacității de neutralizare a unor tablete antiacide [1, 2]

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 antiacide

Se mărunțesc două tablete antiacide 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).

CAPITOLUL 10. REACȚII DE OXIDO-REDUCERE

Reacții de oxido-reducere

Sunt reacții care decurg cu transfer de electroni, prin urmare va avea loc modificarea stării de oxidare a atomilor.

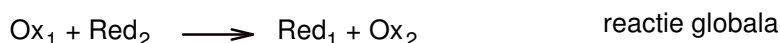
Oxidare: reacție care decurge cu cedare de electroni (S.O. crește)

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

Specie oxidantă: cea care acceptă electroni

Specie reducătoare: cea care cedează electroni

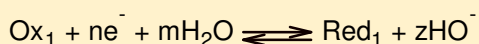
Pentru a explica faptul că într-o reacție redox specia oxidantă se reduce, iar cea reducătoare se oxidează, se poate folosi următoarea analogie: pe măsură ce turnăm conținutul unui recipient plin într-unul gol, recipientul gol se umple (și devine plin), iar recipientul plin devine gol. Astfel, recipientul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



Mediu acid:



Mediu bazic:



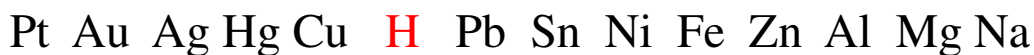
! S.O. ↑ - reacție de oxidare – agent reducător

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

Experiment 1 [1,8]

Reacții redox – reactivitatea metalelor

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



Fie reacția:



Aceasta poate avea loc doar dacă metalul M este mai reactiv decât metalul M₁.

Obiectivul lucrării: compararea reactivității cuprului în reacția cu ioni de Ag⁺ și Pb²⁺

Mod de lucru

- ✓ Se pregătesc două eprubete în care se introduc câte 5 mL soluție AgNO₃, respectiv Pb(NO₃)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).



Rezultate

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

Reacția (2): Cu are rol de, iar Pb²⁺ este

Experiment 2

2.1. Stările de oxidare ale manganului (Mn)

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc câteva picături de soluție de permanganat de potasiu, se acidulează cu 2-3 picături de acid sulfuric (sau se alcalinizează cu câteva picături de hidroxid de sodiu) și se adaugă câteva picături de sulfit de sodiu.

Se notează observațiile în tabelul de mai jos:

$\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-}$	Culoare (inițial)	Culoare (final)	Produsi 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 MnO_4^- , respectiv al SO_3^{2-} .

2.2. Stările de oxidare ale manganului (Mn)

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc câteva picături de soluție de permanganat de potasiu, se acidulează cu 2-3 picături de acid sulfuric (sau se alcalinizează cu câteva picături de hidroxid de sodiu) și se adaugă câteva picături de iodură de potasiu.

Se notează observațiile în tabelul de mai jos:

$\text{MnO}_4^- + \text{I}^-$	Culoare (inițial)	Culoare (final)	Produsi 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 permanganatului MnO_4^- , respectiv al iodurii I^- .

Experiment 3

Comportarea redox a compușilor iodului [1, 9]

Mod de lucru: Într-un pahar Erlenmeyer de 250 mL se introduc 100 mL apă distilată, 5 mL H_2SO_3 0.1M și 5 mL soluție de amidon. Fiecare grupă de studenți adaugă volume diferite de HIO_3 (variind de la 4mL la 11 mL) și notează observațiile corespunzătoare.

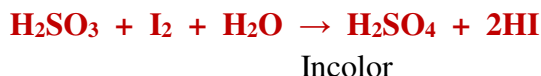
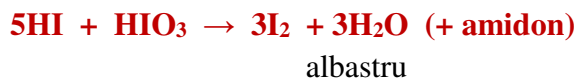
Prepararea soluțiilor:

100 mL H_2SO_3 0.1M se prepară din 50 mL NaHSO_3 0.2M și 50 mL H_2SO_4 0.1M;

100 mL HIO_3 0.1M se prepară din 50 mL KIO_3 0.1M la 50 mL H_2SO_4 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.

CAPITOLUL 11. SINTEZE DE COMPUȘI ANORGANICI

11.1. Sinteza iodurii de cupru (I) [1, 2]

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 Na₂S₂O₃·5H₂O, 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 Cu²⁺ în CuI, dar există riscul ca precipitatul format să fie impurificat cu I₂. Din acest motiv est necesară soluția de tiosulfat, care va reduce iodul elemental I₂ la iodura 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.

11.2. Sinteza alaunului [1, 10]

Mod de lucru

Se cântăresc aproximativ 0.5 g bucăți de aluminiu, 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 aluminiu 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:



11.3. Sinteza sulfatului de cupru (CuSO_4) [1, 2]

11.3.1. Prepararea unei soluții de azotat de cupru $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

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)					

11.3.2. Sinteza hidroxidului de cupru (II)

Mod de lucru

Peste soluția de azotat de $\text{Cu}(\text{II})$ 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)					

11.3.3. Sinteza sulfatului de cupru

Mod de lucru

Hidroxidul de Cu(II) obținut în etapa anterioară reacționează cu o soluție H_2SO_4 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)					

CAPITOLUL 12. PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE NEMETALELOR [1,11,12]

12.1. Grupa VII_A (Halogenii)

12.1.1. Halogeni la S.O. = -1

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

Mod de lucru: pH-ul celor 4 soluții preparate se determină cu ajutorul hârtiei indicatoare. Rezultatele obținute se notează în tabelul următor, la fel și valoarea determinată prin calcul a pH-ului.

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

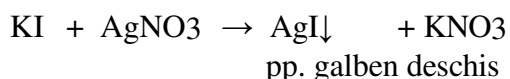
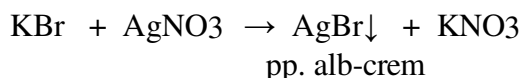
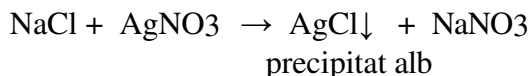
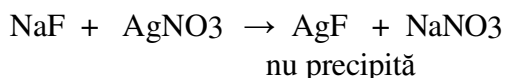
	NaF	NaCl	KBr	KI
pH (hârtie indicatoare)	8-8,5	6,5-7	6,5-7	6,5-7
pH teoretic	?	?	?	?

Exercițiul 1: calculați pH-ul teoretic al soluțiilor din tabelul anterior.

Lucrarea 2. Reacția de identificare a halogenurilor ionice

Mod de lucru: În 4 eprubete se introduc 2-3 mL din soluțiile de halogenuri preparate anterior, după care se adaugă câteva picături de soluție AgNO_3 .

Reacțiile care au loc, precum și caracterizarea produșilor de reacție, sunt redată în cele ce urmează:



Comportare redox

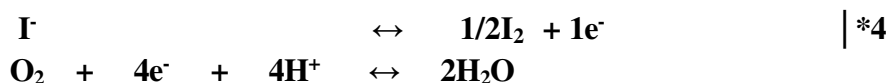
Prin S.O. minimă = -1, ionii halogenură (X^-) sunt exclusiv reducători. Caracterul reducător crește odată cu numărul atomic Z al celor patru halogeni. Astfel, F^- este cel mai slab reducător, iar I^- cel mai puternic reducător.

Lucrarea 3. Stabilitatea ionilor I⁻ față de O₂ dizolvat fizic în soluție apoasă

Reacția ionului I⁻ cu O₂ este următoarea:



Se iau în considerare cuplurile redox:



Protonii necesari desfășurării procesului furnizați de reacția:



Observații

În condiții standard, specia susceptibilă la oxidare este I⁻. Astfel, dacă o soluție de KI proaspăt preparată este incoloră, în timp și în sistem deschis soluția se colorează în galben datorită oxidării I⁻ la I₂. Din acest motiv, soluția de iodură se prepară proaspăt și se păstrează în recipiente din sticlă închisă la culoare.

Lucrarea 4. Reacția halogenurilor solide cu H₂SO₄ 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 2 eprubete se introduc 3-4 mL soluție KBr, respectiv KI, la care se adaugă 2-3 mL H₂SO₄.



! Același oxidant (H_2SO_4) este redus de către I^- (reducător mai puternic decât Br^-) până la starea de oxidare minimă (H_2S); Br^- , reducător mai slab, îl va reduce doar până la starea de oxidare intermediară +4 (SO_2).

Exercițiul 2: folosind cuplurile redox, echilibrați reacțiile (1) și (2).

12.1.1.2. Halogeni la S.O.= zero

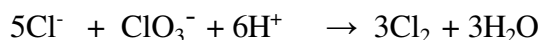
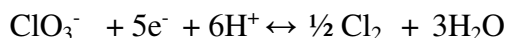
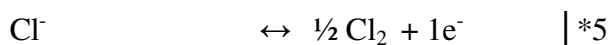
Lucrarea 5. Metode de obținere a halogenilor la S.O. = 0

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.

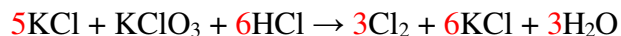
Reacția generală este:



Astfel, o metoda de obținere a clorului în laborator este reacția:



Reacția finală va fi:



Exercițiul 3: scrieți stările de oxidare pentru toate speciile din reacția de mai sus și stabiliți oxidantul, respectiv reducătorul.

Lucrarea 6. Reacții de schimb interhalogenic

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



Cl ₂ Br ₂ I ₂	Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻
← caracterul oxidant crește	→ caracterul reducător crește

Exemple

(A) $\frac{1}{2} I_2 + Br^- \rightarrow$ reacția nu este posibilă, deoarece un oxidant (I₂) poate fi redus doar de un reducător (Br⁻) mai puternic decât conjugatul său (I⁻), ceea ce este fals (Br⁻ este un reducător mai slab decât I⁻)

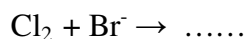
(B) $\frac{1}{2} Br_2 + Cl^- \rightarrow$ reacția nu este posibilă, deoarece un oxidant (Br₂) poate fi redus de un reducător (Cl⁻) mai puternic decât conjugatul său (Br⁻), ceea ce este fals (Cl⁻ este un reducător mai slab decât Br⁻)

(C) $\frac{1}{2} Cl_2 + I^- \rightarrow Cl^- + \frac{1}{2} I_2 ;$

Această reacție este posibilă, deoarece un oxidant (Cl₂) poate fi redus doar de către un reducător (I⁻) mai puternic decât conjugatul său (Cl⁻), ceea ce este adevărat (I⁻ este cel mai puternic reducător din serie)

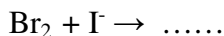
Mod de lucru:

- 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.

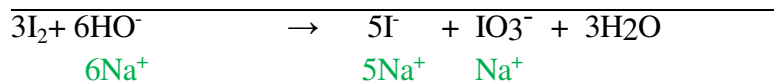


Lucrarea 7. Disproporționarea redox a halogenilor în mediu bazic

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 stări de oxidare mai mică decât cel inițial, respectiv mai mare.



Mod de lucru: la 5 mL soluție KI·I₂ se adaugă câțiva mL soluție NaOH, până când amestecul de reacție devine incolor.



12.1.1.3. Halogeni la S.O.= +1

Oxoacizi	Anioni
HClO	ClO ⁻
Acid hipocloros	Hipoclorit
HBrO	BrO ⁻
Acid hipobromos	Hipobromit
HIO	IO ⁻
Acid hipoiodos	Hipoiodit

Comportare acido-bazică: acizi slabi

Comportare redox: caracter preponderent oxidant, pot fi reduși la S.O.=0, respectiv S.O.= -1.

Exercițiul 1. Completați următoarele cupluri redox (mediu acid, folosiți forma generală a unei reacții de reducere în mediu acid):

- HClO/Cl₂
- HBrO/Br⁻

Lucrarea 8. Obținerea ClO⁻ prin disproporționarea Cl₂ în mediu bazic

Mod de lucru: într-o eprubetă se prepară Cl₂ prin reacția dintre KClO₃ și KCl în mediu acid. Se alcalinizează cu câțiva mililitri soluție NaOH (se verifică pH-ul cu ajutorul hârtiei indicatoare), până la dispariția colorației verzui specifice Cl₂.

Are loc reacția:



12.1.1.4. Halogeni la S.O.= +5

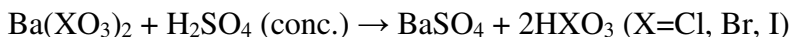
Oxoacizi	Anioni
HClO ₃	ClO ₃ ⁻
Acid cloric	Clorat
HBrO ₃	BrO ₃ ⁻
Acid bromic	Bromat
HIO ₃	IO ₃ ⁻
Acid iodic	Iodat

Metode de obținere

HIO₃ se poate obține prin oxidarea I₂ cu Cl₂ sau HNO₃:



Oxoacizii de tipul HXO₃ se obțin în soluție apoasă din sărurile lor:



Pe baza cuplurilor redox, stabiliți coeficienții pentru reacțiile (1) și (2); identificați reacția de reducere, respectiv oxidare, speciile oxidante și reducătoare din cele două reacții.

Estimați pH-ul pentru o soluție de KClO₃, respectiv KIO₃. Scrieți reacția cu apa pentru cationii, respectiv anionii celor două săruri.

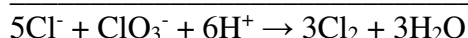
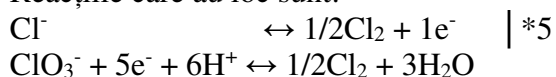
Lucrarea 9. ClO₃⁻ oxidant în mediu acid

Mod de lucru: într-o eprubetă prevăzută cu un tub lateral, se introduc 4-5 picături HCl concentrat și 4-5 picături soluție KClO₃. Se adaptează rapid brațul lateral al eprubetei, în care au fost introduse câteva picături de soluție KI.

Observație: în câteva minute, se poate observa modificarea culorii soluției de KI din brațul lateral, care devine brun-roșcată.

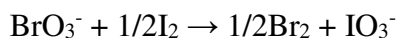
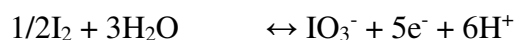
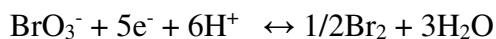
După cum am văzut în lucrarea anterioară, prin reacția dintre Cl^- și ClO_3^- se obține Cl_2 . Cl_2 astfel degajat oxidează I^- , de unde schimbarea culorii incolor → brun-roșcat.

Reacțiile care au loc sunt:



Lucrarea 10. BrO_3^- oxidant în mediu acid

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 3-4 picături soluție KBrO_3 , se acidulează cu 2-3 picături soluție H_2SO_4 1M și se adaugă un cristal de I_2 . La finalul reacției, se observă formarea Br_2 (lichid maro-roșcat).



12.2. Grupa VI_A (Calcogenii)

12.2.1. Compușii oxigenului la starea de oxidare S.O. = -2 (H₂O; oxizi; hidroxizi)

Din punct de vedere al comportării redox, H₂O poate fi:

- oxidant, se reduce la H₂ (se manifestă doar în reacția cu unele metale)
- reducător, se oxidează la O₂

Cuplurile redox care evidențiază caracterul reducător al apei sunt:

- în mediu acid: $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+$
- în mediu bazic: $4\text{HO}^- \leftrightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O}$

Lucrarea 1. H₂O, reducător în mediu acid

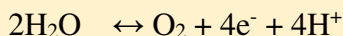
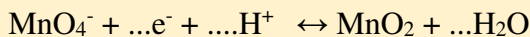
Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție KMnO₄, 3-4 mL H₂O distilată și 2-3 mL soluție H₂SO₄. În scurt timp, se observă degajarea unui gaz (O₂) și depunerea unui precipitat brun (MnO₂) pe pereții eprubetei.

Reacția globală este:



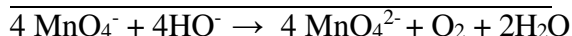
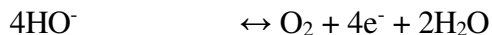
Exercițiul 1. Pe baza cuplurilor redox, determinați coeficienții a-f din reacția anterioară.

Cele două cupluri redox sunt:



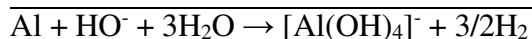
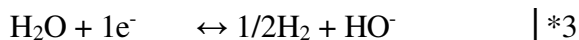
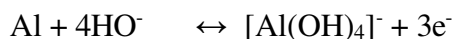
Lucrarea 2. H₂O, reducător în mediu bazic

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție KMnO₄ și câteva miligrame KOH(s). Se încălzește câteva minute pe o baie de apă, observându-se virajul culorii de la violet (ionul permanganat, MnO₄⁻) la verde (ionul manganat, MnO₄²⁻).



Lucrarea 3. H₂O, oxidant în mediu bazic

Într-o eprubetă se introduce un vârf spatulă Al pulbere, după care se adaugă în picături soluție NaOH 2M. După câteva minute, reacția se declanșează cu efervescentă puternică (datorată degajării H₂).



Oxizi, E_xO_y (Stare de oxidare S.O.Oxygen = -2)

Elementele grupelor I_A, II_A și III_A formează oxizi în care starea de oxidare a metalului coincide cu numărul grupei din care face parte. Restul elementelor din grupele IV_A, V_A, VI_A, VII_A, precum și metalele tranziționale, pot forma oxizi în care elementul respectiv va avea mai multe stări de oxidare.

În funcție de natura legăturii E-O, oxizii se clasifică în oxizi cu structură ionică și în oxizi cu structură covalentă.

Oxizii cu structură ionică sunt oxizi bazici, în soluții apoase formând hidroxizii corespunzători.

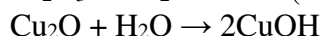
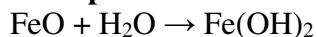
Exemplu: $\text{EO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{E}(\text{OH})_2$; E este un element din grupa II_A

Oxizii cu structură covalentă sunt oxizi acizi, în soluții apoase formând oxoacizii corespunzători.

Exemplu: $\text{EO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{EO}_3$

Observație: toate metalele tranziționale formează oxizi cu caracter bazic (în care metalul tranzițional are SO egală cu +1, +2 sau +3). Oxizii în care metalele tranziționale pot prezenta $\text{SO} \geq 4$ au caracter acid.

Exemple:



Exercițiul 4. Stabiliți SO a metalului tranzițional în oxizii anteriori și identificați oxizii cu caracter acid, respectiv bazic.

Lucrarea 4. Caracterul acid/bazic al oxizilor

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.

Hidroxizii (HO^-): agenți de precipitare și complexare

Acvacationii sunt combinații complexe ale ionilor metalici în care liganzii sunt exclusiv molecule de apă. Acești complecși sunt speciile predominante în soluții apoase ale sărurilor metalice, cum ar fi azotații, sulfații și perclorații. Au formula generală $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_n]^{z+}$, unde:

M – metal

n – număr de coordinare (de obicei, n este egal cu 4 sau 6)

z+ - starea de oxidare a metalului respectiv.

Exemplu: fie $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, o sare compusă din cationul Ca^{2+} și cei doi anioni NO_3^- ; numărul de coordinare n al calciului este $n_{\text{Ca}}=6$. În soluție apoasă, va forma acvacationul $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

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

Reacțiile generale de precipitare sunt următoarele:



Reacțiile generale de complexare sunt următoarele:



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

Reacția generală de precipitare:



Reacția generală 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. HO^- - agent de precipitare pentru cationii divalenți

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție CuSO_4 . Se adaugă în picături și sub agitare soluția de NaOH 0.1M până la precipitarea hidroxidului corespunzător.

Exercițiul 5. Știind că $n_{\text{Cu}} = 4$, scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc.

Lucrarea 6. HO^- - agent de precipitare și complexare pentru cationii divalenți

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție ZnSO_4 . Se adaugă în picături și sub agitare soluția de NaOH 0.1M până la precipitarea hidroxidului corespunzător. Se continuă adăugarea în exces a soluției de NaOH 0.1M, până la dizolvarea precipitatului prin hidroxocomplexare.

Exercițiul 6. Știind că $n_{\text{Zn}} = 6$, scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc.

Lucrarea 7. HO^- - agent de precipitare și complexare pentru cationii trivalenți

Mod de lucru: În două eprubete se introduc 2-3 mL soluție $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de NaOH 0.1M până la precipitarea hidroxizilor corespunzători. Se continuă adăugarea în exces a soluției de NaOH 0.1M, până la dizolvarea precipitatului prin hidroxocomplexare.

Exercițiul 7. Știind că $n_{\text{Al}} = 6$, scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc.

12.2.2. Compuși oxigenului la starea de oxidare S.O. = -1 (H_2O_2 ; peroxizi)

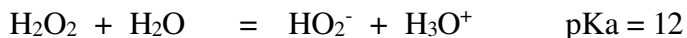
Apa oxigenată (peroxidul de hidrogen), H_2O_2

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

H₂O₂ are un caracter slab acid, care se datorează dezecranării mai accentuate a celor doi atomi de hidrogen (care sunt legați fiecare de câte un atom de oxigen puternic electronegativ, spre deosebire de H₂O).



Comportare redox

În H₂O₂, 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 8. Comportarea redox a H₂O₂

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție MnSO₄, 2 mL H₂O₂ 6% și câteva picături de soluție NaOH până la obținerea unui precipitat brun (MnO₂).



Exercițiul 8.

- a) stabiliți S.O. și completați cele două cupluri redox
- b) stabiliți coeficienții reacției globale
- c) identificați specia oxidantă, respectiv reducătoare

Lucrarea 9. Comportarea redox a H_2O_2

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție KMnO_4 , câteva picături de soluție H_2SO_4 și 2-3 mL H_2O_2 . Se va observa imediat o variație a culorii amestecului de reacție de la violet $\rightarrow$ incolor.



Exercițiul 9.

- d) stabiliți S.O. și completați cele două cupluri redox
- e) stabiliți coeficienții reacției globale
- f) identificați specia oxidantă, respectiv reducătoare

12.2.3. Compușii sulfului la starea de oxidare S.O. = -2 (H_2S și S^{2-} : acid sulfhidric, sulfuri)

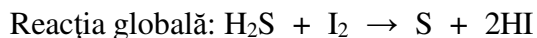
Comportare redox

Atomul de S din acidul sulfhidric (S.O. = -2) se poate oxida la S, SO_2 sau SO_4^{2-} în funcție de natura oxidantului folosit în reacție, concentrația acestuia și pH-ul mediului de reacție.

Lucrarea 10. Comportarea redox a H_2S

Principiul lucrării: evidențierea caracterului reducător al H_2S în mediu acid

Mod de lucru: într-o eprubetă se obține I_2 prin reacția dintre KI și KIO_3 în mediu acid, asigurat de H_2SO_4 . Se adaugă Na_2S , care în mediul de reacție acid va pune în libertate acidul sulfhidric H_2S . Se observă imediat formarea sulfului S coloidal.



Lucrarea 11. Comportarea redox a H₂S

Principiul lucrării: evidențierea caracterului reducător al H₂S în mediu acid

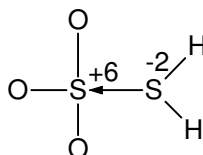
Mod de lucru: într-o eprubetă se obține Br₂ prin reacția dintre KBr și KBrO₃ în mediu acid, asigurat de HNO₃. Se adaugă Na₂S, care în mediul de reacție acid va pune în libertate acidul sulfhidric H₂S. H₂S va fi oxidat la SO₄²⁻, ionul sulfat fiind identificat prin adăugarea a câteva picături soluție BaCl₂ în amestecul de reacție, obținându-se BaSO₄ (precipitat alb).

Reacția globală: $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HBr}$

$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
pp. alb

12.2.4. Compușii sulfului la starea de oxidare aparentă S. O. = +2

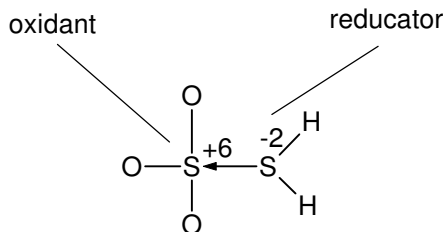
H₂S₂O₃, S₂O₃²⁻ (Acidul tiosulfuric, tiosulfații)



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 hidrogen 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

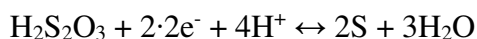
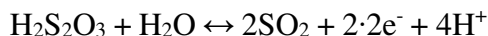


Teoretic, acidul tiosulfuric (și tiosulfații) sunt amfoliți redox. Practic însă, se manifestă doar funcția reducătoare, deoarece accesul reducătorilor la S(+6) este îngreunat de prezența celor 3 atomi de oxigen vecini. În schimb, accesul oxidanților la atomul S(-2) marginal se face mult mai ușor, astfel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



Cuplurile redox corespunzătoare reacției de descompunere a acidului tiosulfuric sunt:



Lucrarea 12. 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).

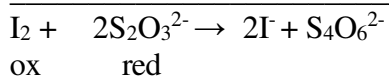
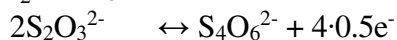
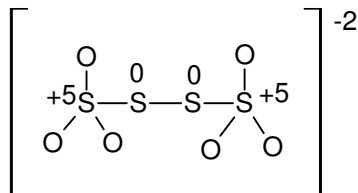
Lucrarea 13. Comportarea redox a $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

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

Mod de lucru: într-o eprubetă se prepară I_2 (I_3^- brun roșcat) din 2 mL soluție KI, 2 mL 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 I_2 cenușiu (respectiv I_3^- brun-roșcat).

Reacția generală: $\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
tetratationat

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



12.2.5. Compuși ai sulfului la starea de oxidare S.O. = +4 (H_2SO_3 , SO_3^{2-})

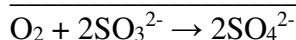
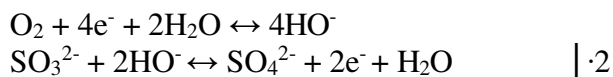
H_2SO_3 – acid sulfuros; SO_3^{2-} - ion sulfat

Fiind vorba de o stare de oxidare intermediară, acidul sulfuros și sulfații sunt amfotili redox.

- ✓ se oxidează la SO_4^{2-} (caracter reducător)
- ✓ se reduce la S, H_2S , S^{2-} (caracter oxidant)

Practic, are importanță doar caracterul reducător.

Soluțiile de Na_2SO_3 se prepară cu puțin timp înainte de folosire, deoarece în timp ionul sulfat SO_3^{2-} este oxidat de către oxigenul dizolvat în apă la ionul sulfat SO_4^{2-} .



Lucrarea 14. Comportarea redox a SO_3^{2-}

Principiul lucrării: evidențierea caracterului reducător al ionului sulfat SO_3^{2-}

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție KMnO_4 și 3-4 mL HNO_3 diluat. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de Na_2SO_3 până la dispariția culorii violet. Formarea SO_4^{2-} se verifică prin adăugarea a câteva picături de BaCl_2 , când ar trebui să se obțină un precipitat alb.



Exercițiul 10.

- stabiliți S.O. și completați cele două cupluri redox
- stabiliți coeficienții reacției globale
- identificați specia oxidantă, respectiv reducătoare

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 H_2SO_4 diluat. Se adaugă în picături și sub agitare soluția de Na_2SO_3 până la virajul portocaliu-verde.



H_2SO_4 – acid sulfuric; SO_4^{2-} - ion sulfat

H₂SO₄ – acid diprotic

- acid tare în prima treaptă de ionizare: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}^+$
- acid slab în a doua treaptă de ionizare: $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$

Comportare redox

Starea de oxidare S.O. = +6 este stare de oxidare maximă, ceea ce înseamnă că H_2SO_4 și SO_4^{2-} au caracter exclusiv oxidant.

Lucrarea 16. Identificarea SO_4^{2-}

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție H_2SO_4 0.1M și se adaugă 2-3 mL soluție BaCl_2 . Se observă formarea unui precipitat alb, opac (BaSO_4).

12.3. Grupa V_A (Pnictogenii)

➤ Configurație electronică:

N – [He]2s²2p³

P – [Ne]3s²3p³

As – [Ar]3d¹⁰4s²4p³

Sb – [Kr]4d¹⁰5s²5p³

Bi – [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p³

12.3.1. Compușii azotului la starea de oxidare -3. Amoniac și sărurile de amoniu (NH₃, NH₄⁺)

Cel mai important compus în care azotul are S.O. = -3 este NH₃. În soluție apoasă, amoniacul este bază slabă:



Lucrarea 1. Evaluarea caracterului acido-bazic al compușilor azotului la starea de oxidare -3

Calculați pH-ul unei soluții de NH₃ 2M și comparați-l cu pH-ul calculat al soluțiilor de NH₄Cl, NH₄NO₃ și (NH₄)₂CO₃ de aceeași concentrație;

$$K_b(\text{NH}_3/\text{NH}_4^+) = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a(\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-) = 4.8 \cdot 10^{-11}$$

Lucrarea 2. NH₃ – agent de complexare

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție AgNO₃, la care se adaugă 5 mL soluție NH₃. Precipitatul care se obține se separă, apoi i se adaugă soluție de NH₃ în exces până la dizolvare.

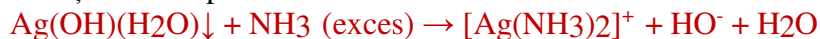
Numărul de coordinare al Ag: n_{Ag} = 2

Formula acvacionului va fi: [Ag(H₂O)₂]⁺

Reacția de precipitare:



Reacția de complexare:



Lucrarea 3. NH_3 – agent de complexare

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție CuSO_4 (respectiv ZnSO_4 și NiCl_2), la care se adaugă 5 mL soluție NH_3 . Precipitatul care se obține se separă, apoi i se adaugă soluție de NH_3 în exces până la dizolvare.



În cazul CuSO_4 , reacțiile vor fi:

Precipitare:



Complexare:



Descompunerea termică a sărurilor de amoniu

Sărurile de amoniu sublimază la încălzire (nu se topesc); sublimarea este aparentă, deoarece vaporii nu conțin molecule de NH_4^+A^- , ci un amestec de NH_3 și HA care la răcire se recombina.

Caz 1

Dacă $\text{A}^- = \text{Red}$ sau oxidant slab, nu interacționează redox cu atomul de azot la S.O. = -3, iar reacția de descompunere este:



Caz 2

Dacă acidul HA este un acid de masă mai mică, acesta părăsește mai ușor sistemul și echilibrul se deplasează spre dreapta:

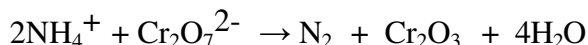
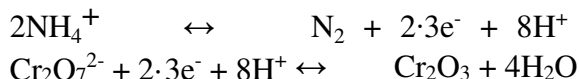


Caz 3

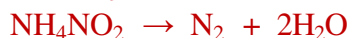
Dacă acidul HA este un oxidant puternic, interacționează redox cu atomul de azot N(-3):



Reacția decurge astfel:



În același mod se descompun și azotatul, respectiv azotitul de amoniu:



Lucrarea 4. Descompunerea termică a sărurilor de amoniu

Mod de lucru: Într-un creuzet se introduce un vârf de spatulă de NH_4Cl și se încălzește 1-2 minute. Se așază deasupra creuzetului o lamelă pe care a fost așezată o picătură de reactiv Nessler.

12.3.2. Compușii azotului la starea de oxidare +3. Acidul azotos și azotiți $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$

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

Lucrarea 5. Disproporționarea redox a NO_2^- în mediu acid

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 3-4 mL soluție NaNO_2 , la care se adaugă câteva picături de H_2SO_4 diluat până se observă degajarea de gaz brun (NO_2 , rezultat la oxidarea NO intermediar).

Observație: acidularea nu se poate face cu HCl , deoarece Cl^- este un reducător mai puternic decât NO_2^- și se substituie acestuia (analog se comportă și HNO_3).

Reacția generală: $a\text{NaNO}_2 + b\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow c\text{NaNO}_3 + d\text{NO} + e\text{Na}_2\text{SO}_4 + f\text{H}_2\text{O}$

Exercițiul 1: pe baza celor două cupluri redox, stabiliți coeficienții stoichiometrici a-f.

Lucrarea 6. Oxidarea NO_2^- cu diverși agenți oxidanți în mediu acid

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție KNO_2 , 5 mL soluție KMnO_4 și 2-3 mL soluție H_2SO_4 . Se observă un viraj al culorii de la violet (specific Mn^{7+}) la incolor (specific Mn^{2+}).



Exercițiul 2.

- a) stabiliți S.O. ale atomilor din reacția de mai sus și completați cele două cupluri redox
- b) stabiliți coeficienții a-f.
- c) identificați oxidantul, respectiv reducătorul.

12.3.3. Compușii azotului la starea de oxidare S.O. = +5 ($\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$; acid azotic/azotați)

Lucrarea 7. Reducerea cu Br^-

Mod de lucru: Unei soluții de 3 mL 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 Br_2).

Cupluri redox: Br^-/Br_2 ; $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-$

Exercițiul 3: pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

Lucrarea 8. Reducerea cu I^-

Mod de lucru: Unei soluții de 3 mL 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 I_2 (cenușiu-violet); prin adăugarea de HNO_3 în exces, I_2 format reacționează în continuare, formându-se HIO_3 (soluție incoloră).

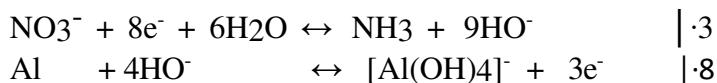
Cupluri redox: I^-/IO_3^- ; NO_3^-/NO

Exercițiul 4: pe baza celor două cupluri redox prezentate anterior, scrieți reacția redox globală. Stabiliți coeficienții fiecărui reactant și produs de reacție.

Lucrarea 9. Reducerea în mediu bazic a NO_3^-

Caracterul oxidant al ionului azotat NO_3^- în mediu bazic este pus în evidență prin intermediul reacției cu aluminiul Al.

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 5 mL soluție KNO_3 , un vârf spatulă pulbere Al și 2-3 mL soluție KOH.



CAPITOLUL 13. PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE METALELOR [1,11,12]

13.1. Grupa IV_A

➤ **Configurație electronică:**

C – [He]2s²2p²

Si – [Ne]3s²3p²

Ge – [Ar]3d¹⁰4s²4p²

Sn – [Kr]4d¹⁰5s²5p²

Pb – [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p²

12.4.1. Reacțiile metalelor din grupa IV_A: staniul (Sn) și plumbul (Pb)

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 $[\text{M}(\text{OH}_2)_x]^{n+} +$



2. Reacția de complexare

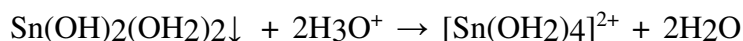
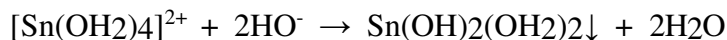


Lucrarea 1. Reacția cu baze tari, precipitarea hidroxizilor și verificarea caracterului amfoter

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 Pb(OH)₂(OH₂)₂, respectiv Sn(OH)₂(OH₂)₂). Într-una din eprubete se adaugă

în porțiuni soluția diluată de HNO₃ până la solubilizarea precipitatului, iar în cealaltă se adaugă soluție NaOH 30%.

Reacțiile care au loc sunt următoarele:



Lucrarea 2. Precipitarea PbSO₄ și solubilizarea prin hidroxocomplexare

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție Pb(NO₃)₂ la care se adaugă câteva picături soluție diluată H₂SO₄.



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



Lucrarea 3. Precipitarea PbCrO₄ și solubilizarea prin hidroxocomplexare

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție Pb(NO₃)₂ la care se adaugă câteva picături soluție diluată K₂CrO₄.



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



Lucrarea 4. Precipitarea halogenurilor de Pb(II) și solubilizarea prin halogenocomplexare.

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție Pb(NO₃)₂ la care se adaugă câteva picături soluție NaCl.



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



Comportare redox

Sn²⁺ - reducător puternic Pb⁴⁺ - oxidant puternic

Lucrarea 5. Reducerea MnO₄⁻ cu Sn²⁺.

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduc 2-3 mL oxidant (KMnO₄) și soluție acidă de SnCl₂ până la virajul culorii violet → incolor.

Reacția globală este:



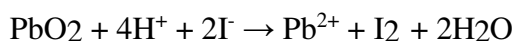
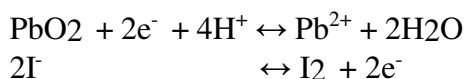
Lucrarea 6. Oxidarea iodurii cu PbO₂ în mediu acid

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 mL soluție KI, 2-3 mL soluție HNO₃ și PbO₂. I₂ format în reacție se extrage în CCl₄.

Reacția globală este:



Cele două cupluri redox vor fi următoarele:



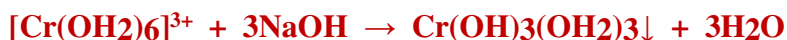
13.2. Metale tranziționale: cromul (Cr) (grupa VI_B)

Configurație electronică: $[\text{Ar}]3d^54s^1$

Stare de oxidare în compuși: +6 sau +3

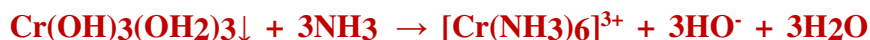
Lucrarea 7. Reacția cu bazele tari; precipitarea $\text{Cr}(\text{OH})_3$

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 NaOH până la obținerea precipitatului corespunzător.



Lucrarea 8. Reacția cu bazele slabe; precipitarea $\text{Cr}(\text{OH})_3$ și complexarea cu NH_3

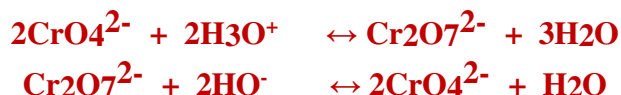
Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ și se adaugă câteva picături soluție NH_3 până la obținerea precipitatului corespunzător. Prin adăugarea de NH_3 în exces are loc dizolvarea precipitatului obținut.



Comportare redox

Lucrarea 9. 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 K_2CrO_4 (galbenă). Se adaugă în picături soluție NaOH , respectiv H_2SO_4 până la virajul de culoare corespunzător. Se poate reveni la starea inițială adăugând soluție H_2SO_4 , respectiv NaOH .



Lucrarea 10. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - 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 H_2SO_4 și soluție de reducător, până la virajul de culoare corespunzător.

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



Oxidant	Reducător	Produsi de reacție		Observații
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	I^-	Cr^{3+}		portocaliu $\rightarrow$
	H_2O_2			
	SO_3^{2-}			
	NO_2^-			
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$			

13.3. Metale tranziționale: manganul (Mn) (grupa VII_B)

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

Stare de oxidare în compuși: +7; +6; +4; +2

Comportare acido-bazică a sărurilor manganului

Lucrarea 11. Comportarea la hidroliză a MnSO_4

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 5 mg MnSO_4 și 5 mL apă. pH-ul soluției obținute se măsoară atât cu ajutorul pH-metrului, cât și cu hârtie indicată.

Reacția globală este:



Exercițiul 1. Calculați pH-ul soluției de MnSO_4 .

Lucrarea 12. Reacția cu bazele tari; precipitarea Mn(OH)_2 .

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție MnSO_4 și se adaugă câteva picături soluție NaOH până la obținerea precipitatului corespunzător.



Lucrarea 13. Reacția cu bazele slabe; precipitarea Mn(OH)_2 .

Mod de lucru: într-o eprubetă se introduc 2-3 picături soluție MnSO_4 și se adaugă câteva picături soluție NH_3 până la obținerea precipitatului corespunzător.



Lucrarea 14. 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).



Exercițiul 2. Pe baza cuplurilor redox, stabiliți coeficienții a-f.

Lucrarea 15. 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.



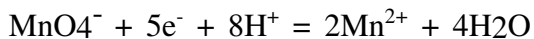
Oxidant	Reducător	Produși reacție	
MnO_2	I^-	Mn^{2+}	I_2
MnO_2	SO_3^{2-}	Mn^{2+}	SO_4^{2-}

Exercițiul 3. Completați reacțiile de oxidare a iodurii, respectiv sulfitului, cu MnO_2 în mediu acid.

Lucrarea 16. MnO_4^- - oxidant în mediu acid

Mod de lucru: la 2-3 mL soluție KMnO_4 se adaugă 2-3 mL soluție H_2SO_4 și soluție de reducător, până la virajul de culoare corespunzător.

În mediu acid, MnO_4^- este un oxidant puternic:



Oxidant	Reducător	Prođuși reacție	
MnO_4^-	I^-	Mn^{2+}	I_2

Exercițiul 4. Completați reacția de oxidare a iodurii cu MnO_4^- în mediu acid.

CAPITOLUL 14. COMPUȘI ANORGANICI CU ACȚIUNE FARMACEUTICĂ

14.1. Metale alcaline

Compușii litiului

Li_2CO_3 (Carbonat de litiu) [1,13]

- Folosit în tratamentul tulburării bipolare;
- Acționează prin inhibarea activității protein-kinazei C, care prezintă o activitate ridicată în cazul iverselor 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 sodiului [1,14]

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

Compuși ai sodiului cu acțiune farmaceutică:

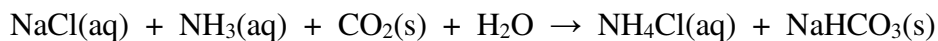
NaHCO₃ (Carbonat acid de sodiu)

- Antiacid

Proprietăți fizice și chimice

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

Metode de obținere: procedeul Solvay



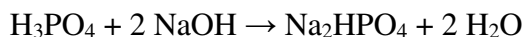
Na₂HPO₄·12H₂O (fosfat disodic)

- 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

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.

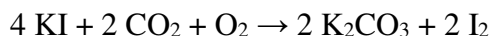
Na₂S₂O₇ (tiosulfat de sodiu)

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

Compușii potasiului

KI (iodura de potasiu)

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



KMnO₄ (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

14.2. Metale alcalino-pământoase

Compușii magneziului

MgO (oxidul de magneziu)

- antiacid, laxativ

MgCO₃ (Carbonat de magneziu) [1,15]

- 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



MgSO₄ (sulfat de magneziu) [1,16]

- laxativ
- compus cristalin solid, culoare albă

Metode de obținere



Compușii calciului

Ca₃(PO₄)₂ (Fosfat de calciu)

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

CaCl₂ (Clorura de calciu) [1,17]

- 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)₂ (Hidroxid de calciu)

- compus cu acțiune astringentă, utilizat în loțiuni topice

Metode de obținere



Compușii bariului

BaSO₄ (sulfat de bariu)

- agent de contrast

Metode de obținere



Proprietăți fizice și chimice

- compus cristalin alb
- solubilitate scăzută în apă

14.3. Metale pământoase; metale tranziționale

Al(OH)₃ (Hidroxid de aluminiu) [1,18]

- antiacid
- pulbere amorfă albă
- insolubil în apă

CuSO₄ (Sulfat de cupru) [1,19]

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

Metode de obținere



AgNO₃ (Azotat de argint) [1,20]

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

Metode de obținere



Tinctura de iod (I₂ 2.5%, KI 2.5%) [1,21]

- uz cutanat, antiseptic local

FeSO₄ (Sulfat de Fe(II)) [1,22]

- 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. R. Pop, M. Andoni, Lucrări practice de chimie generală și anorganică, Ed. Victor Babeș, Timișoara, 2015.
2. Chemistry 2A, Laboratory Manual, Dep. Chemistry, University of California, Davis Davis, Fall 2012.
3. V. Chiriac, V. Chiriac, M. Andoni, Îndrumător de lucrări practice de Chimie Generală, Ed. Mirton, Timișoara, 2000.
4. Chang, 7th Edition, Chapter 15 S. B. Piepho, Fall 2002 Strong and Weak Acids and Bases
5. J. A. Page, E. A. Robinson, M. E. Brereton, Chimie. Principii si experiente. Ed. Tehnica, Bucuresti, 1973.
6. F. Brenon-Audat, F. Rafflegeau, D. PrevotEAU, TP Commentaires. Chimie inorganique et generale, Dunod Paris, 2001.
7. White, A. D., J. Chem. Educ. 1981, 58, 645.
8. ten Hoor, M., Jacobsscholengemeenschap, A., J. Chem. Educ. 1983, 60, 132.
9. Whitman, M., J. Chem. Educ. 1983, 60, 229.
10. <http://www.bc.edu/schools/cas/chemistry/undergrad/gen/fall/Alum.pdf>
11. V. Chiriac, E. Sallo, G. Balea, V. Chiriac. M. Daba, Ghid pentru Lucrări Practice de Chimie Anorganică, Ed. Mirton, Timisoara, 1995.
12. 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”, Timisoara, 1981.
13. http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/lithium_carbonate#section=Therapeutic-Uses
14. K. G. Bothara, Inorganic Pharmaceutical Chemistry, Pragati Books Pvt. Ltd., 2008
15. http://www.brenntagsspecialties.com/en/pages/Markets_IndustriesServed/Pharmaceuticals/Magnesium_Carbonate/index.html
16. <http://www.drugs.com/mtm/magnesium-sulfate.html>
17. <http://www.drugs.com/pro/calcium-chloride.html>

18. <http://www.webmd.com/drugs/2/drug-4135/aluminum-hydroxide-gel-oral/details>
19. <http://www.drugs.com/international/copper-sulphate.html>
20. <http://medical-dictionary.thefreedictionary.com/silver+nitrate> (19 ian 2015)
21. <http://www.medicines.org.uk/emcmobile/medicine/25268/spc> (19 ian 2015)
22. <http://www.rxmed.com/b.main/b2.pharmaceutical/b2.1.monographs/CPS-%20Monographs/CPS-%20%28General%20Monographs-%20F%29/FER-in-sol.html>
23. Chemix." *Editor for lab and science diagrams*, 2024, <https://chemix.org>.