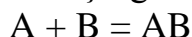


## CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE

### 1. Reacții de combinare

- Reacția de combinare este reacția chimică ce are loc între două sau mai multe substanțe chimice, simple sau compuse, cu obținerea unei singure substanțe compuse.

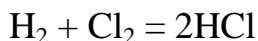
Ecuția generală:



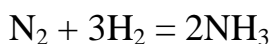
Această reacție se mai numește și **SINTEZĂ**.

Importanța reacției de combinare constă în obținerea unor substanțe chimice esențiale pentru industrie și viața de toate zilele.

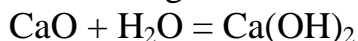
- Sinteza acidului clorhidric:



- Sinteza amoniacului:



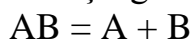
- Stingerea varului:



### 2. Reacții de descompunere

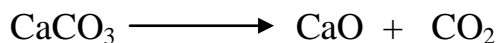
- Reacția de descompunere este reacția chimică în urma căreia, dintr-o substanță chimică compusă, se obțin două sau mai multe substanțe chimice simple sau compuse.

Ecuția generală:



Reacția de descompunere se mai numește și reacție de **ANALIZĂ**.

Descompunerea calcarului,  $CaCO_3$



Descompunerea cloratului de potasiu,  $KClO_3$



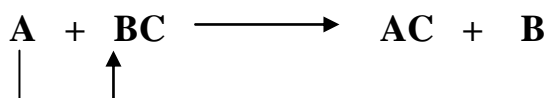
Descompunerea apei oxigenate,  $H_2O_2$



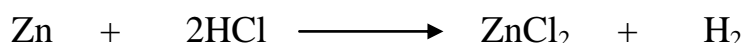
Importanța reacției de descompunere constă în obținerea unor substanțe chimice importante. Aceste reacții au loc în condiții speciale.

### 3. Reacții de înlocuire

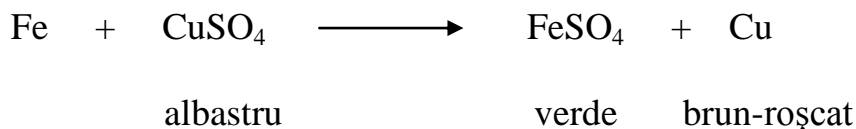
• Reacția chimică ce are loc între o substanță chimică simplă și una compusă cu obținerea altei substanțe simple și altei substanțe compuse prin mecanism de schimb se numește **reactie de înlocuire** sau substituție.



Reacția de înlocuire se aplică la obținerea unor gaze precum hidrogenul prin reacția dintre metalele situate în stânga hidrogenului în seria activității chimice a metalelor și acizi :

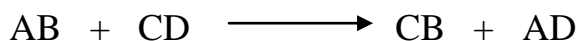


De asemenea, prin acest tip de reacție chimică se pot obține metale mai puțin reactive conform seriei activității chimice a metalelor:

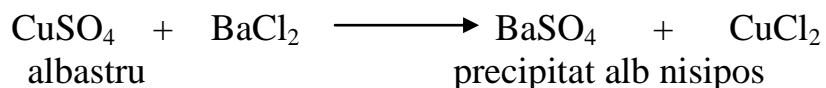
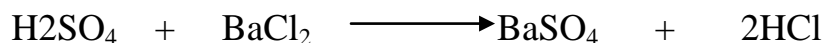


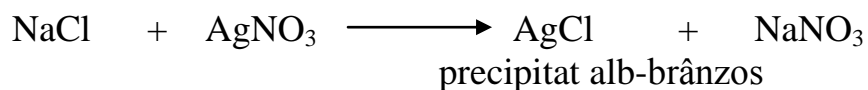
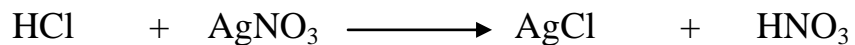
### 4. Reacții de schimb

• Este reacția chimică ce are loc între două substanțe chimice compuse cu obținerea altor două substanțe chimice compuse prin mecanism de schimb sau dublă înlocuire



Reacția de schimb sau dublă înlocuire are loc prin schimbarea primului element chimic între două substanțe chimice compuse. Prin acest tip de reacție chimică se pot identifica substanțele chimice care conțin diferiți radicali acizi cum ar fi radicalul clorura sau sulfat:



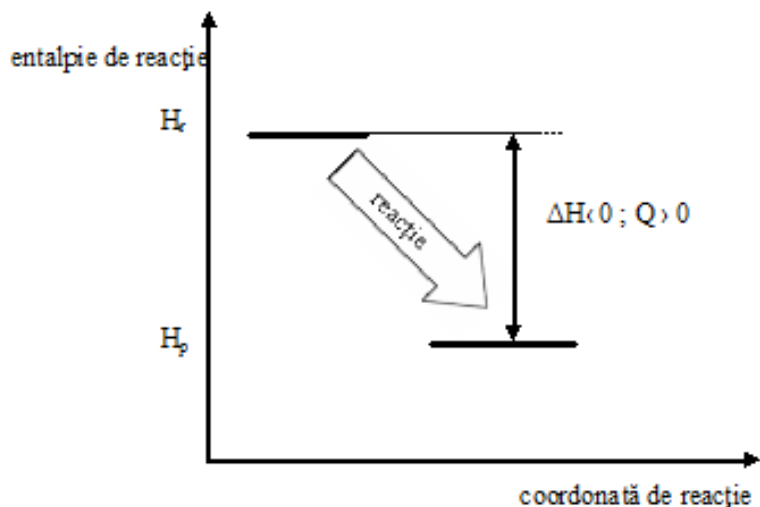
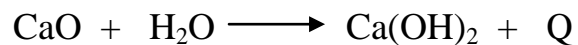
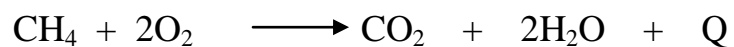
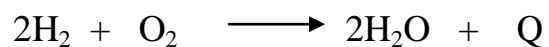


## 1. CLASIFICAREA REACȚIILOR DUPĂ EFECTUL TERMIC

Ramura chimiei care studiază efectele termice ce însoțesc reacțiile chimice este **termochimia**.

A. Reacții exoterme cu - degajare de căldură

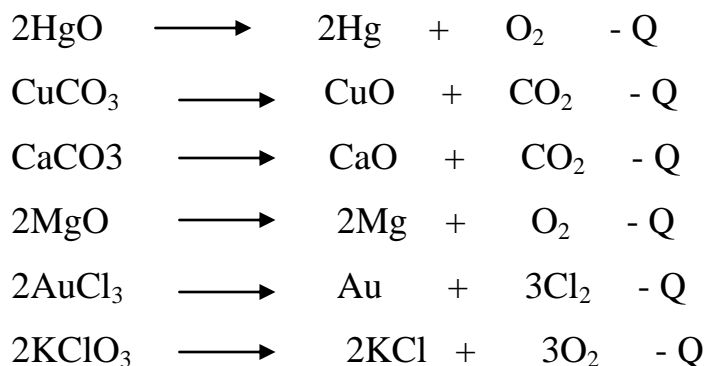
EXEMPLE:



**GRAFICUL UNEI REACȚII EXOTERME**

## B. Reacții endoterme - cu absorbție de căldură

### EXEMPLE



### Căldura de reacție

Cantitatea de căldură absorbită într-o reacție chimică se numește **căldură de reacție**.

**Caloria** (cal) este cantitatea de căldură necesară pentru a ridica temperatura unui gram de apă cu un grad Celsius (1 cal=4,18 joule).

### Căldura de dizolvare

La dizolvarea unei substanțe în apa se degajă sau se absoarbe o anumită cantitate de căldură numită **căldură de dizolvare**. Căldura de dizolvare depinde de numărul de moli de solvat.

Căldura cedată sau absorbită la dizolvarea unui mol de substanță într-o cantitate foarte mare de solvent se numește **căldură de dizolvare**.

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t;$$

m = masa de substanță dizolvată

c = căldura specifică a apei (4,18J/grad)

$\Delta t$  = variația de temperatură

### Căldura de neutralizare

Căldura degajată în reacția de neutralizare a unui mol de ion hidroniu cu un mol de ion hidroxid se numește căldură de neutralizare.

### Entalpia de reacție

**Entalpia de reacție**  $\Delta H$  reprezintă căldura de reacție determinată la presiune constantă

$$\Delta H = \sum n_p H_p - \sum n_r H_r$$

$n_p$  = numărul de moli de produși

$H_p$  = entalpia produșilor

$n_r$  = numărul de moli de reactanți

$H_r$  = entalpia reactanților

Pentru reacțiile care se desfășoară la presiune constantă  $\Delta H = - Q$

### Energia de legătură

Variațiile de energie care însoțesc reacțiile chimice se datorează ruperii legăturilor chimice dintre atomii reactanților și formării de noi legături. Ruperea legăturilor chimice este un proces endoterm. Formarea unor noi legături este un proces exoterm.

Energia de legătura este energia medie necesară pentru a rupe toate legăturile de un anumit tip dintr-un mol de substanță în stare gazoasă, cu eliberarea atomilor în stare gazoasă.

Cu cât energia de legătură este mai mare, cu atât legătura este mai puternică. Cunoscând energia de legătură se poate calcula căldura de formare a oricărui compus:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^0 &= \sum E_{\text{leg desfacute}} - \sum E_{\text{leg formate}} \\ \Delta H_f^0 &= \sum E_{\text{reactanti}} - \sum E_{\text{produși}} \end{aligned}$$

## LEGEA LUI HESS

Enunț:

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

O aplicație importantă a legii lui Hess este calcularea, pentru anumite reacții chimice, a valorilor efectelor termice care nu pot fi determinate experimental.

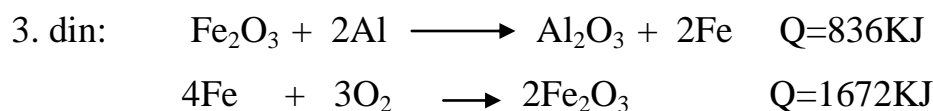
### TESTUL 1

1. Care din fenomene sunt exoterme:

- Arderea combustibililor
- Prepararea alimentelor
- Oxidarea metalelor
- Obținerea sulfurii de fier din elemente

Exemplificați prin reacții ..... 1p

2. Care este diferența dintre căldura de dizolvare și cea de neutralizare.



aflați căldura degajată pentru arderea a 108 g aluminiu în oxigen.....2p

4. Exemplificați fenomenul endoterm :

a) printr-o reacție chimică cu carbon

b) grafic.....1p

5. Care din fenomene sunt endoterme:

a) Neutralizarea unui acid cu o bază

b) Descompunerea carbonatului de calciu

c) Obținerea etanului din etenă

d) Reacția dintre hidroxid de bariu și sulfocianură de amoniu

Exemplificați prin reacții.....1p

6. Căldura de dizolvare este și în cazul dizolvării unei substanțe lichide în apă?

Exemplificați.....1p

7. Dați exemple de trei sisteme:

a) omogene

b) eterogene.....1p

8. Exemplificați fenomenul exoterm:

a) printr-o reacție chimică cu carbon

b) grafic.....1p

OFICIU.....1p

**TOTAL .....10p**

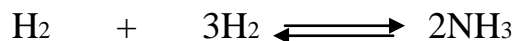
## **2. CLASIFICAREA REACȚIILOR DUPĂ PROPORȚIA PARTICIPANȚILOR LA REACȚIE, ECHILIBRU**

### **A. Reacții reversibile**

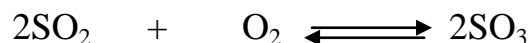
Multe reacții chimice, probabil toate reacțiile chimice pot decurge în ambele sensuri; în anumite condiții reactanții se transformă în produși; în condiții diferite produșii reacționează regenerând substanțele inițiale. Reacțiile decurg în ambele sensuri până la atingerea unei poziții de echilibru.

Exemple de echilibre chimice

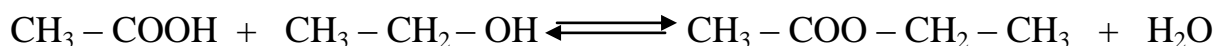
- reacția de sinteză a amoniacului



- oxidarea dioxidului de sulf la trioxid de sulf



- reacția de esterificare



Echilibrul chimic este starea în care un sistem fizic sau chimic are o compoziție constantă la o temperatură și presiune dată.

Starea de echilibru nu trebuie înțeleasă însă ca o stare lipsită de procese sau transformări ci ca o stare în care procesele opuse se desfășoară cu viteze egale. În sistemul aflat la echilibru există o singură fază. Sistemele formate dintr-o singură fază se numesc sisteme omogene. Cele formate din două sau mai multe faze se numesc sisteme eterogene.

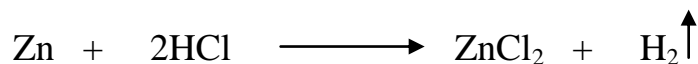
***Factorii care influențează echilibrul chimic:***

- temperatura
- concentrația
- presiunea

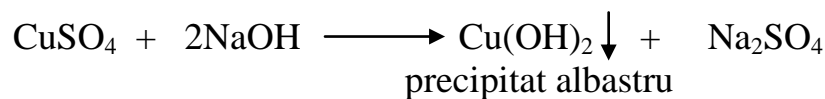
**B. Reacții ireversibile** - sunt cele care decurg într-un singur sens.

Reacții ireversibile sunt în general cele în care există două faze în sistemul de reacție. Avem :

- a.** Reacții cu formare de substanțe gazoase.



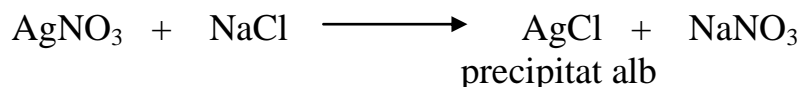
- b.** Reacții cu formare de precipitat.



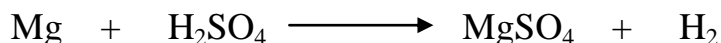
### 3. CLASIFICAREA REACȚIILOR DUPĂ VITEZA DE DESFĂȘURARE

A. Reacții rapide – sunt cele care decurg cu viteză mare.

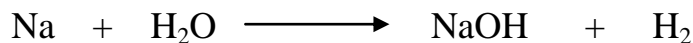
a. Formarea unor precipitate



b. Reacția metalelor reactive cu acizi

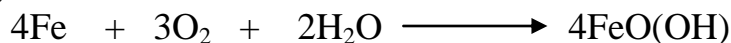


c. Reacția metalelor alcaline cu apa



B. Reacții lente – sunt cele care decurg cu viteză mică.

a. Ruginirea fierului



b. Fermentatia alcoolică

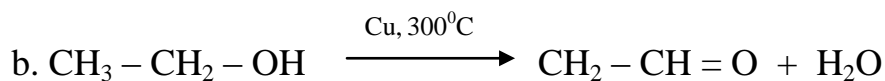
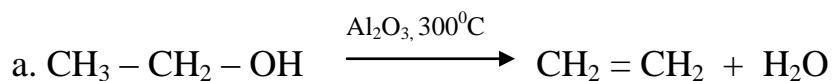


### CATALIZATORI

Viteza unei reacții chimice poate fi influențată de prezența în mediul de reacție a unor substanțe chimice sau amestecuri de substanțe chimice.

**Catalizatorul** este un compus chimic care mărește viteza unei reacții chimice și se regăsește neschimbat calitativ și cantitativ la sfârșitul reacției.

Exemple de reacții catalizate:



**Concluzie** – utilizând același substrat în prezența unor catalizatori diferiți se obțin produși de reacție diferiți.

### INHIBITORI

Substanțele chimice care încetinesc sau inhibă complet o reacție chimică se numesc inhibitori (sau otrăvuri).



## 4. CLASIFICAREA REACȚIILOR DUPĂ NATURA PARTICULEI SCHIMBATE

### A. Reacții cu schimb de protoni. (Reacții acido-bazice)



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

#### Definiția acizilor

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

Conform definiției, substanțele chimice au forma  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HCl}$ .

#### Clasificarea acizilor

După compoziție, acizii se clasifică în :

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

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

- monobazici :  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$
- dibazici :  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- tribazici :  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$
- 

#### Formula generală a acizilor

Formula generală a acizilor este  $\text{H}_m\text{A}$ . Dacă înlocuim pe A cu radicalii cunoscuți și pe  $m$  cu valența acestora, se pot obține formulele acizilor.

#### Proprietățile acizilor

##### Proprietăți fizice

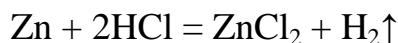
Acizii sunt substanțe gazoase, lichide sau solide. Se dizolvă în apă, formând soluții cu gust acrișor și sunt bune conducătoare de electricitate.

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

##### Proprietăți chimice

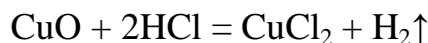
- Reacția acizilor cu metalele

Acizii reacționează cu unele metale, formând săruri și eliberând hidrogenul.



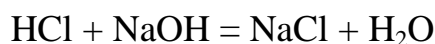
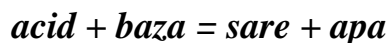
- Reacția acizilor cu oxizii metalelor

Acizii reacționează cu oxizii bazici, formând săruri și apă.



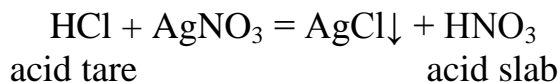
- Reacția de neutralizare

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



- Reacția acizilor cu sărurile

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



Acizii tari scot din sărurile lor acizii slabi.

### **Importanța și utilizările acizilor**

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

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

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

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

### **Definiția bazelor**

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

### **Clasificarea bazelor**

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

- baze solubile ;
- baze insolubile sau greu solubile.

### **Formula generala a bazelor**

Formula generala a bazelor este  $M(OH)_n$  .

După formula generală, bazele metalelor monovalente sunt de forma MOH, cele divalente  $M(OH)_2$  și cele trivalente  $M(OH)_3$  etc.

### **Proprietățile bazelor**

Proprietăți fizice

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

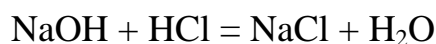
- Acțiunea bazelor asupra indicatorilor

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

Proprietăți chimice

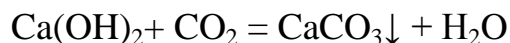
- Reacția de neutralizare

Toate bazele reacționează cu acizii, formând săruri și apă.



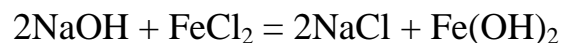
- Reacția bazelor cu oxizii acizi

Bazele reacționează cu oxizii acizi, formând săruri și apă.



- Reacția bazelor cu sărurile

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



bază tare

bază slabă

Baza mai tare scoate din sarea ei baza mai slabă

### **Importanța și utilizările bazelor**

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

Hidroxidul de calciu este o substanță de prima importanță in industrie și în construcții. Laptele de var, soluție care se obține prin dizolvarea hidroxidului de calciu

În apă, se folosește la văruierea clădirilor, la obținerea mortarului etc. Apa de var se folosește în industria zaharului, în medicină și pentru recunoașterea dioxidului de carbon în laborator.

**Tabel cu acizi și baze conjugate**

Acid		Baza	
Acid percloric	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	Ion perclorat
Acid sulfuric	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	Ion sulfat
Acid iodhidric	$\text{HI}$	$\text{I}^-$	Ion iodura
Acid bromhidric	$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	Ion bromura
Acid clorhidric	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	Ion clorura
Acid azotic	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	Ion azotat
Ion hidroniu	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	Apa
Ion sulfat acid	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	Ion sulfat
Acid fosforic	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Ion fosfat acid
Acid fluorhidric	$\text{HF}$	$\text{F}^-$	Ion fluorura
Acid azotos	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	Ion azotit
Acid acetic	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CO}_3\text{CO}_2^-$	Ion acetat
Acid carbonic	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	Ion carbonat acid
Hidrogen sulfurat	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$	Ion sulfura acida
Ion amoniu	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	Amoniac
Acid cianhidric	$\text{HCN}$	$\text{CN}^-$	Ion cianura
Ion carbonat acid	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	Ion carbonat

Ion sulfura acida	$\text{HS}^-$	$\text{S}^{2-}$	Ion sulfura
Apa	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$	Ion hidroxid
Amoniac	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_2^-$	Ion amidura
Hidrogen	$\text{H}_2$	$\text{H}^-$	Ion hidrura

### Produsul ionic al apei

Moleculele de apă pot ioniza conform ecuației



Sau forma simplificată:



rezultând

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

Deoarece ionizarea apei este foarte redusă, concentrația în molecule de apă este constantă și poate fi înglobată în  $K_e$ . Astfel, putem scrie:

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

unde  $K_w \text{H}_2\text{O}$  este produsul ionic al apei. La temperatura camerei, acest produs are valoarea constantă, adică produsul dintre ionii de hidroniu și ionii de hidroxil este egal cu  $10^{-14} (\text{mol/l})^2$ .

### pH și pOH

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

pH-ul unei soluții indică concentrația în ioni de hidrogen și se exprimă prin logaritmul cu semn schimbat al  $[\text{H}^+]$

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

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

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

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

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

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

$0 < \text{pH} < 7$  – mediu acid

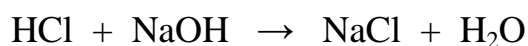
$\text{pH} = 7$  – mediu neutru

$7 < \text{pH} < 14$  – mediu bazic

### **Reacția de neutralizare**

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

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



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



Dacă la o cantitate de acid tare se adăugă exact cantitatea de bază tare necesară neutralizării totale a acidului, caracterul mediului la neutralizare este neutru, având un  $\text{pH} = 7$ . Acest fenomen se poate pune în evidență cu ajutorul indicatorilor. Cunoașterea

proceselor ce au loc la neutralizarea acizilor cu bazele are importanță deosebită mai ales în analiza chimică. Reacțiile de neutralizare stau la baza multor metode de analiză.

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

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

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

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

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

Acizii tari sunt acizii care cedează ușor protoni.

Acizii slabi sunt acizii care cedează greu protoni.

Bazele tari sunt bazele care acceptă ușor protoni.

Bazele slabe sunt bazele care acceptă greu protoni.

### Reacția de hidroliza a sărurilor

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

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

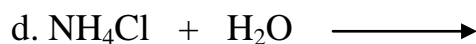
Echilibrele chimice la care participă apa ca reactant se numesc reacții de hidroliză.

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

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

### TESTUL 2

1. Care dintre următoarele reacții sunt posibile:



	1p
2. Completați reacțiile posibile și dați denumirile tuturor substanțelor implicate în procesele chimice.	
	4p
3. Cum variază stabilitatea substanțelor în funcție de căldura de formare	
4. În reacțiile exoterme avem: a) $Q=L$ b) $H_p < H_r$ c) $H_p > H_r$ d) $Q > H$	
	1p
5. Dați 3 exemple de acizi și baze (molecule neutre și ioni)	
	3p
OFICIU	1p
<b>TOTAL</b>	<b>10p</b>

### B. Reacții cu schimb de electroni. (Redox)

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

- În reacțiile de **oxidare** un element (ca atare, în formă atomică sau moleculară, sau component al unei specii chimice poliatomice) cedează electroni, deci își mărește numărul de oxidare.
- În reacțiile de **reducere** un element (atom, moleculă, ion monoatomic, ion poliatomic) acceptă electroni, deci își scade numărul de oxidare.

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

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

• **Reducători** pot fi:

- ◆ metalele Fe, Al, Mg, Ca, Na, K, etc. care au tendința de a se transforma în ioni pozitivi
- ◆ nemetalele slab electronegative C, P, Si
- ◆ cationi metalici la numere inferioare de oxidare:  $\text{Sn}_2^+$ ,  $\text{Fe}_2^+$ ,  $\text{Cr}_2^+$



- ◆ compuși ai nemetalelor cu numere de oxidare mici:  $P^{3-}$ ,  $N^{3-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $X^{-}$  ( $Cl^{-}$ ,  $Br^{-}$ ,  $I^{-}$ ), CO, SO<sub>2</sub>, etc.

• **Oxidanți** sunt:

- ◆ halogenii în formă moleculară  $X_2$  ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ );
- ◆ oxigenul  $O_2$  și ozonul  $O_3$
- ◆ acizii oxigenați și sărurile lor conținând elemente la numere de oxidare mari:
  - compuși oxigenați ai halogenilor ( $XO^{-}$ ,  $XO^{2-}$ ,  $XO^{3-}$ ,  $XO^{4-}$ )
  - $K_2CrO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2FeO_4$ , acizii și anhidridele lor
  - $HNO_3$  conc,  $H_2SO_4$  conc.
- ◆ ioni metalici la numere de oxidare superioare:  $Fe^{3+}$ ,  $Au^{3+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Ce^{4+}$ , etc.

### CRITERII PENTRU STABILIREA NUMERELOR DE OXIDARE

1. N.O. al atomilor în stare liberă este 0.  $Na^0$ ,  $Cl_2^0$
2. N.O. al ionilor mono și poliatomici este egal cu sarcina ionului.  $Na^{+}$ ,  $Mg^{+2}$ ,  $Cl^{-}$ ,  $NO_3^{-}$ ,  $NH_4^{+}$ .
3. N.O. al hidrogenului este +1. **Excepție** fac hidrurile metalelor alcaline și alcalino-pămâtoase când  $N.O._H = -1$ .  $Li^{+}H^{-}$ ,  $Mg^{+2}H_2^{-}$
4. N.O. al oxigenului este -2. **Excepție** fac peroxizii când  $N.O._O = -1$ .  $H_2^{+}O_2^{-}$ .
5. NO. depinde de electronegativitatea elementelor.  $C^{-4}H_4^{+}$ ,  $C^{+2}O^{-2}$ ,  $C^{+4}O_2^{-2}$ .
5. Suma N.O. a elementelor dintr-o moleculă neutră este 0.  $H_2^{+}S^{+6}O_4^{-2}$
6. Suma N.O. a elementelor dintr-un ion este egală cu sarcina ionului.  $(N^{-3}H_4^{+})^{+}$ .

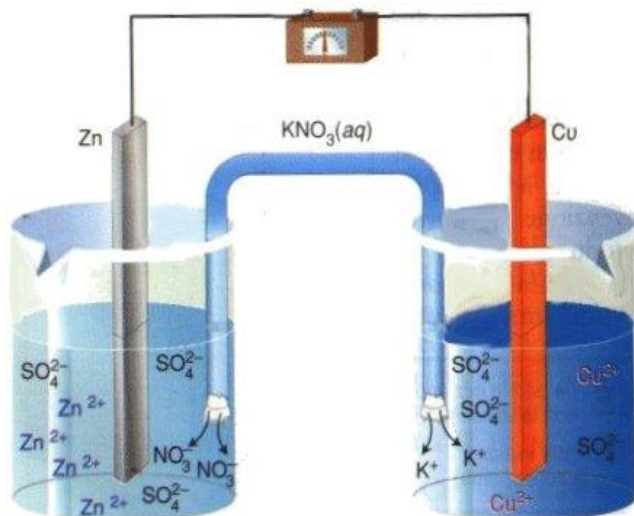
### ETAPELE ÎN STABILIREA COEFICIENȚILOR REDOX AI UNEI REACȚII

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

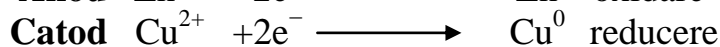
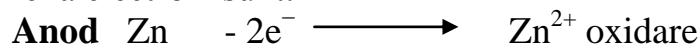
## ELEMENTE GALVANICE

Elementele galvanice (pile) produc energie electrică din energie chimică. Principiul lor de funcționare are la bază reacții redox.

### Pila Daniell



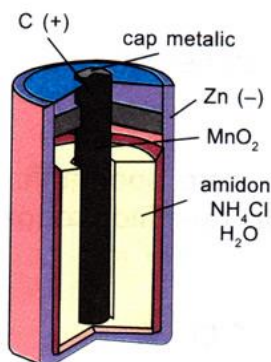
Reacțiile la electrozi sunt:



Notația :  $(-) \text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 (+)$ .

### PILA LECLANCHÉ

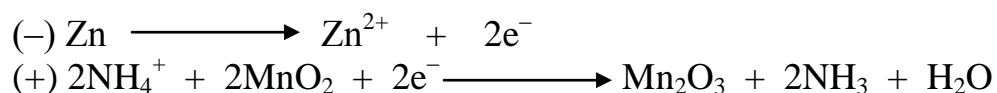
Pila Leclanché folosită astăzi e foarte similară cu cea originală. Electrolitul constă într-o mixtură de clorură de amoniu și clorură de zinc în formă de pastă. Electrocul negativ e alcătuit din zinc, fiind "carcasa" pilei, și electrocul pozitiv e o tijă de carbon înconjurat de o mixtură de carbon și dioxid de magneziu. Pila Leclanche produce aproximativ 1,5 V.



Pila Leclanche

Pila Leclanché este frecvent utilizată pentru alimentarea aparatelor de radio cu tranzistori, a lanternelor de buzunar, la instalații de semnalizare etc.

Reacțiile care au loc la electrozi sunt complexe, și se pot reprezenta astfel:

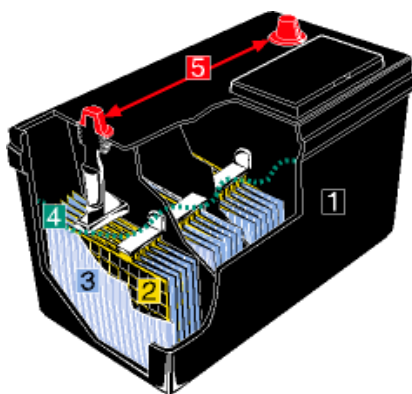


### ACUMULATORUL CU PLUMB

Acumulatorii sunt echipamente ce transformă energia chimică în electricitate. Acumulatorii sunt un mod eficient de a face electricitatea portabilă. În plus, acumulatorii furnizează energie în scopul de a înlocui energia electrică furnizată de rețeaua electrică și sunt reîncărcabili.

- **Alcătuirea acumulatorului cu plumb**

1. Plăci interne pozitive și negative, realizate din plumb.
2. Separatori plăci din material poros sintetic.
3. Electrolit, o soluție diluată din acid sulfuric și apă.
4. Borne din plumb, legătura dintre baterie și corpul ce are nevoie de energie.
5. Borne exterioare



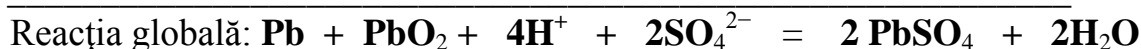
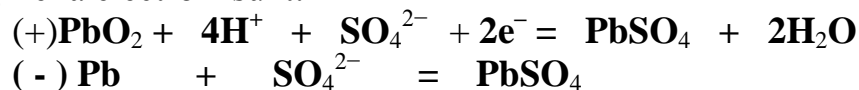
Electrod negativ (**Pb**) – grătar de plumb în ochiurile căruia se găsește plumb spongios

Electrod pozitiv (**PbO<sub>2</sub>**) – grătar de plumb în ochiurile căruia se găsește dioxid de plumb

Electrolitul este **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** – de concentrație 38% ( $\rho=1,29\text{g/cm}^3$ )

Fiecare celulă produce 2V. Este format din 6 astfel de celule legate în serie.

Reacțiile la electrozi sunt:



## ELECTROLIZA

Electroliza este un fenomen ce se petrece la trecerea curentului electric continuu prin soluția sau topitura unui electrolit.

Fenomenul este complex și constă atât în migrația ionilor pozitivi către catod și a ionilor negativi spre anod, cât și în neutralizarea acestora. Astfel la electrozi, ionii captează, respectiv cedează electroni, transformându-se în atomi neutri sau grupe de atomi. Aceștia se pot depune ca atare pe electrod sau pot reacționa: cu moleculele dizolvantului, cu electrodul, sau între ei. Se formează astfel produși secundari ai electrolizei.

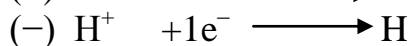
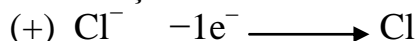
De fapt, procesele la electrozi, având loc un transfer de electroni sânt transformări redox.

### Electroliza soluției de NaCl

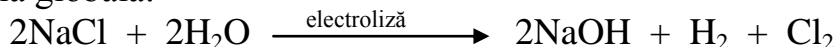
În unele cazuri, în procesul de electroliză intervin și ionii apei; pe lângă reacțiile de descărcare a ionilor la electrozi (reacții primare) au loc și alte reacții la care participă ionii solventului (reacții secundare).

- un tub îndoit în formă de U;
- electrozi de cărbune;
- un dop străbătut de un tub efilat;
- o sursă de alimentare la curent;
- fire conductoare.

Reacțiile sunt:



Reacția globală:



Electroliza este o metodă de obținere a:

- metalelor
- nemetalelor
- substanțelor compuse

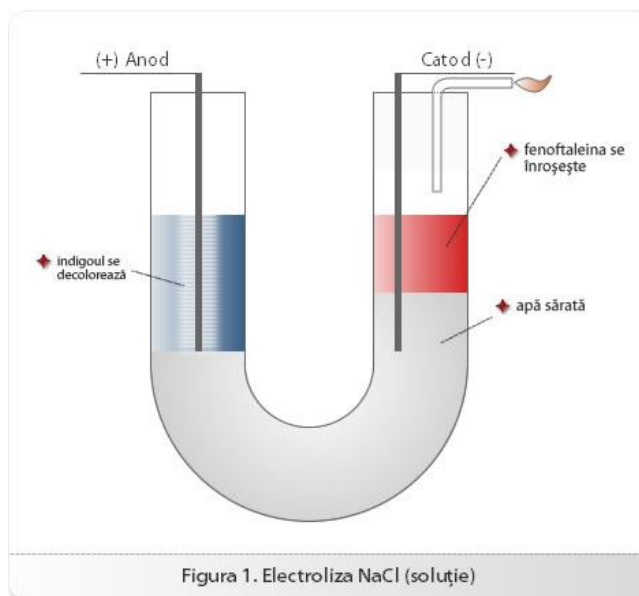
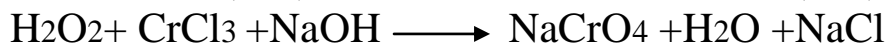
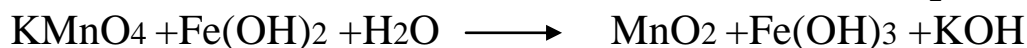


Figura 1. Electroliza NaCl (soluție)

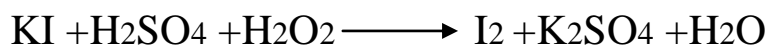
**TESTUL 3**

1. Egalați redox următoarele reacții:



3p

2. Egalați redox următoarele reacții:



3p

3. Scrieți ecuațiile reacțiilor ce au loc la electrozi cât și reacția globală cîn cazul electrolizei KI

3p

OFICIU

1p

**TOTAL**

**10p**

**C. REACȚII CU SCHIMB DE IONI SAU MOLECULE  
REACȚII DE COMPLEXARE**

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

În funcție de suma sarcinilor ionului central și a grupărilor care-l înconjoară, combinația complexă poate fi un anion sau un cation : ;  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  ;  $[\text{NH}_4]^+$ .

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

- molecule neutre, ca:  $\text{NH}_3$  ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{N} - \text{H}_2\text{C}^- - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  (etilendiamina),
- fie ioni, ca :  $\text{F}^-$  ,  $\text{Cl}^-$  ,  $\text{Br}^-$  ,  $\text{SO}_3^{2-}$  ,  $\text{SCN}^-$ .

## OBȚINEREA UNOR COMBINAȚII COMPLEXE

**EXPERIENȚA 1** : Se introduc într-o eprubetă 2 - 3 ml dintr-o soluție de  $\text{CuSO}_4$  și apoi se adăugă o soluție apoasă de  $\text{NH}_3$  până la apariția precipitatului de culoare verde-albastru. Se adăugă în continuare o soluție de amoniac până la dizolvarea precipitatului; se observă că în eprubetă culoarea soluției se schimbă în albastru intens.

Scrieți ecuația reacției

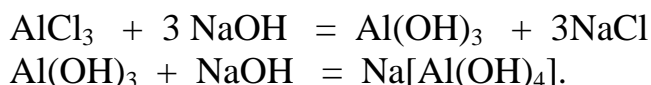
.....

**EXPERIENȚA 2** : Într-o eprubeta cu 1 - 2 cm<sup>3</sup> de soluție de  $\text{CuSO}_4$  de concentrație 0,1 M turnați câteva picături de soluție de  $\text{NaOH}$  1M . Se formează un precipitat albastru, gelatinos de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Se adăuga , în picături, soluție de  $\text{NH}_3$  1M, agitând eprubeta. Se observă dispariția precipitatului și colorarea soluției în albastru intens, datorită formării combinației complexe, hidroxidul de tetraaminocupru (II).

Ecuatiile reacțiilor care au loc sunt:

.....  
.....

**EXPERIENȚA 3** : Într-o eprubetă ce conține 3 ml soluție de  $\text{AlCl}_3$  se introduce, în picături, o soluție de  $\text{NaOH}$ . Se observă apariția unui precipitat gelatinos alb de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Dacă se continuă adăugarea de  $\text{NaOH}$ , se observă dizolvarea precipitatului . Ecuatiile reacțiilor care au avut loc sunt :

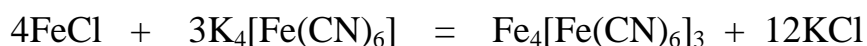


### Aplicațiile combinațiilor complexe

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

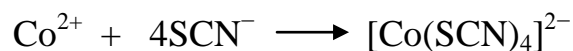
#### Exemple de identificare a unor ioni:

(I) Într-o eprubetă se introduc 2-3 ml dintr-o soluție de  $\text{FeCl}_3$  în care se adăugă o soluție apoasă de  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Se observă apariția unui precipitat albastru (albastru de Berlin) insolubil în  $\text{H}_2\text{O}$  și în  $\text{HCl}$  diluat. Ecuatia reacției este:

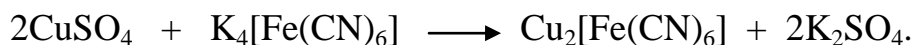


Reacția este caracteristică pentru ionul  $\text{Fe}^{3+}$ ; dacă soluția ce conține ionii respectivi este foarte diluată, se obține o soluție albastră, ceea ce permite determinarea prezentei  $\text{Fe}^{3+}$  în urme.

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



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



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

### **ACTIVITATE DE TIP PROIECT**

Întocmește un referat cu tema:

1. „Rolul și importanța unei alimentații echilibrate în menținerea echilibrelor acido-bazice din organism la valori normale”.

Pentru documentare: [www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

2. „Influența factorilor de mediu ( poluare, calitate alimente, stres) asupra menținerii pH-ului fiziologic în organism”.

Pentru documentare: [www.ph-health.com](http://www.ph-health.com)

3. „Efectele folosirii cianurilor în instalațiile industriale, asupra mediului înconjurător ”.

Pentru documentare: [www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

[www.spartacusscholnet.co.uk](http://www.spartacusscholnet.co.uk)