

Luminița VLĂDESCU  
Irinel Adriana BADEA  
Luminița Irinel DOICIN  
Maria NISTOR

# CHIMIE

## C1/C2

MANUAL PENTRU CLASA A XII-A



### CAPITOLUL 1.

CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE .....	5
<i>Exerciții și probleme</i> .....	12
<i>Teste</i> .....	12

### CAPITOLUL 2.

REAȚII ACIDO-BAZICE .....	13
2.1. Cupluri acid-bază conjugată .....	13
2.2. Amfoliți acido-bazici .....	16
2.2.1. Caracterul de amfolit acido-bazic al apei ...	16
2.2.2. Alți amfoliți acido-bazici .....	18
2.3. Reacții acido-bazice .....	20
2.3.1. Tăria acizilor și a bazelor .....	20
2.3.2. Aplicații practice ale cunoașterii valorilor	
<i>pK<sub>a</sub></i> (sau <i>pK<sub>b</sub></i> ) ale cuplurilor acido-bazice .....	22
2.3.3. Titrări acido-bazice .....	25
2.4. Calcularea pH-ului unor soluții	
de acizi și de baze .....	30
2.4.1. Calcularea pH-ului soluțiilor	
de acizi tari și de baze tari .....	30
2.4.2. Calcularea pH-ului pentru soluții	
de acizi slabi .....	31
2.4.3. Calcularea pH-ului pentru soluții	
de baze slabe .....	31
2.5. Reacții între acizi sau baze și săruri .....	32
2.5.1. Reacții dintre o sare și un acid sau	
o bază tare .....	32
2.5.2. Hidroliza sărurilor .....	34
2.5.3. Soluții tampon de pH .....	38
<i>Exerciții și probleme</i> .....	45
<i>Teste</i> .....	46

### CAPITOLUL 3.

REAȚII DE OXIDO-REDUCERE .....	47
3.1. Reacții redox. Recapitulare .....	47
3.2. Electroliza .....	49
3.2.1. Electroliza metodă de obținere a	
metalelor .....	51
3.2.2. Electroliza metodă de obținere a	
nemetalelor .....	53
3.2.3. Legile electrolizei .....	55
3.3. Celule electrochimice .....	58
3.3.1. Pila Daniell .....	58
3.3.2. Potențialul celulei electrochimice .....	60
3.3.3. Elemente galvanice - surse de energie ...	65
3.3.4. Titarea redox .....	67
<i>Exerciții și probleme.</i> .....	69
<i>Teste</i> .....	70

### CAPITOLUL 4.

REAȚII DE COMPLEXARE .....	71
4.1. Formarea combinațiilor complexe .....	71

4.1.1. Noțiuni de bază despre alcătuirea	
combinațiilor complexe .....	71
4.1.2. Obținerea experimentală a unor combinații	
complexe .....	73
4.1.3. Stereochimia combinațiilor complexe.	
Izomerie geometrică .....	77
4.2. Aplicații practice ale echilibrilor de	
complexare .....	79
4.2.1. Combinații complexe cu rol esențial	
în viața plantelor și animalelor .....	79
4.2.2. Aplicații industriale ale combinațiilor	
complexe .....	80
4.2.3. Aplicații ale combinațiilor complexe în	
analiza chimică .....	81
<i>Exerciții și probleme</i> .....	99
<i>Teste</i> .....	100

### CAPITOLUL 5.

REAȚII EXOTERME. REACȚII ENDOTERME .....	101
5.1. Efecte termice în reacții chimice .....	101
5.2. Măsurarea efectelor termice ale reacțiilor ...	103
5.2.1. Căldura de dizolvare .....	104
5.2.2. Căldura de neutralizare .....	105
5.2.3. Căldura de combustie .....	106
5.2.4. Entalpia de reacție .....	107
5.3. Legea lui Hess .....	109
5.4. Energia în sistemele biologice .....	110
5.4.1. Rolul ATP și ADP .....	111
5.4.2. Arderea zaharurilor .....	112
<i>Exerciții și probleme</i> .....	115
<i>Teste</i> .....	116

### CAPITOLUL 6.

REAȚII LENTE. REACȚII RAPIDE .....	117
6.1. Durata reacțiilor chimice .....	117
6.1.1. Teoria ciocnirilor .....	119
6.2. Viteza de reacție .....	119
6.2.1. Legea vitezei .....	121
6.2.2. Factori care influențează viteza de	
reacție .....	124
6.3. Mecanisme de reacție .....	131
6.3.1. Mecanisme de reacție prin intermediari	
instabili, radicali liberi. Reacții în lanț .....	132
6.3.2. Mecanisme de reacție prin intermediari	
instabili, ioni .....	133
<i>Exerciții și probleme</i> .....	138
<i>Teste</i> .....	139
<i>Exerciții și probleme recapitulative</i> .....	140
<i>Teste finale</i> .....	141

**Anexe** .....

**Bibliografie** .....

*Rezultate la exerciții, probleme și teste* .....

# Capitolul 1

## CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE

Sistemele de reacții chimice sunt foarte diverse și sunt prezente în toate procesele care au loc în natură, în viața și activitatea oamenilor, în toate tipurile de industrii, în agricultură; multe dintre ele sunt răspunzătoare de modificările apărute în mediul înconjurător.

Sistemele de reacție pot fi clasificate în diferite categorii, în funcție de criteriul care este luat în considerare.

Pe baza cunoștințelor dobândite, poți clasifica sistemele chimice studiate la lecțiile de *Chimie*, luând în considerare următoarele criterii generale.

### DUPĂ MODUL ÎN CARE SE REALIZEAZĂ TRANSFORMAREA ELEMENTALĂ A REACTIVILOR ÎN PRODUȘI DE REACȚIE

Prima clasificare a reacțiilor, pe care ai învățat să o faci încă de la începutul studiului chimiei, împarte reacțiile chimice în 4 tipuri generale (vezi fig. 1.1):

- reacții de *combinare*;
- reacții de *descompunere*;
- reacții de *înlocuire*;
- reacții de *schimb* sau de *dublă înlocuire*.

Câteva exemple de reacții pe care le-ai efectuat în laborator, la lecțiile de chimie din anii trecuți, ilustrează această clasificare în fig. 1.2 a-c.

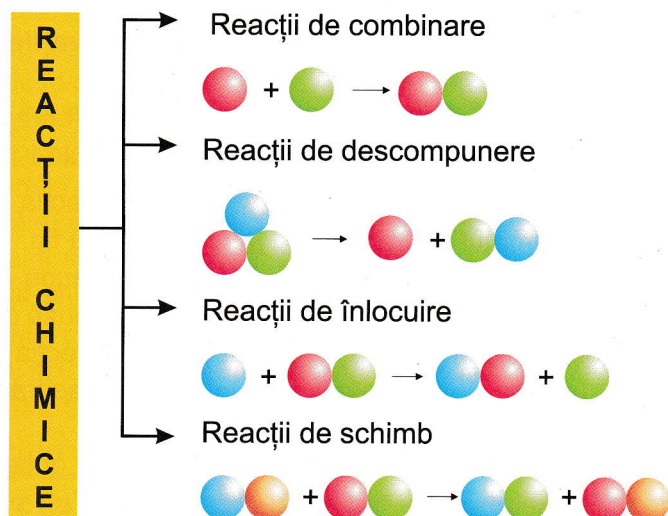


Fig. 1.1. Clasificarea generală: 4 tipuri de reacții.

### TERMENI IMPORTANTI:

- reversibil/ ireversibil;
- omogen/ eterogen;
- endoterm/ exoterm;
- lent/ rapid;
- donor/ acceptor;
- transfer (schimb) de particulă.

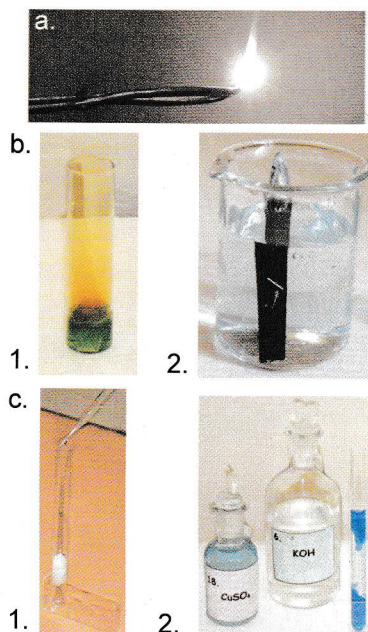


Fig. 1.2. Ilustrarea celor 4 tipuri generale de reacții chimice:

a. reacție de combinare:  $Mg+O_2$ ;

b. reacții de înlocuire:

1 -  $Cu+HNO_3$ ; 2 -  $Fe+CuSO_4$ ;

c. reacții de schimb:

1 -  $NaCl+AgNO_3$ ;

2 -  $CuSO_4+KOH$ .



**Fig. 1.3.** Soluții apoase de  $K_2Cr_2O_7$  și  $K_2CrO_4$  în medii acido-bazice diferite:  
1 - soluția de  $K_2Cr_2O_7 + NaOH$ ;  
2 - soluția de  $K_2CrO_4 + HCl$ .

## ● DUPĂ PROPORȚIA ÎN CARE SE GĂSESC SPECIILE CHIMICE REACTIVI ȘI PRODUȘI DE REACȚIE, LA ECHILIBRU

Ai învățat în lecțiile de chimie că, toate procesele care au loc în natură, industrie sau în laborator, sunt *procese de echilibru*. În anumite condiții, bine precizate, se atinge starea de echilibru.

### ACTIVITATE EXPERIMENTALĂ

**Mod de lucru.** Pe masa de lucru se găsesc: un stativ cu eprubete numerotate și sticlute cu dop, etichetate, care conțin soluții 1 M ale reactivilor pe care îi vei folosi în experiențele următoare.

1. Toarnă în eprubetele 1 și 2: 5 mL soluție de  $K_2Cr_2O_7$ , iar în eprubetele 3 și 4: 5 mL soluție de  $K_2CrO_4$ ; în eprubeta 2 adaugă, în picături, soluție de NaOH, iar în eprubeta 4 adaugă, în picături, soluție de HCl, până la schimbarea completă a culorilor; compară culorile soluțiilor din eprubetele 1-4; continuă experiența, adăugând acum, în picături, soluție de NaOH în eprubeta 4 și soluție de HCl în eprubeta 2.

2. Toarnă în eprubeta 5: 2 mL soluție de  $BaCl_2$  și adaugă 3-4 picături soluție de  $H_2SO_4$ . Notează observațiile în caiet.

**Observații.** 1. Culoarea soluției din eprubeta 2 la care s-a adăugat NaOH devine identică celei din eprubeta 3; culoarea soluției din eprubeta 4 la care s-a adăugat HCl devine identică celei din eprubeta 1; prin adăugare de acid și bază culorile soluțiilor se schimbă. 2. Apare precipitat alb.

La dizolvarea în apă, sarea dicromat de potasiu disociază punând în libertate, în soluție, ionii  $K^+$  și  $Cr_2O_7^{2-}$ . Într-o soluție apoasă de dicromat de potasiu se găsesc, atât ioni dicromat  $Cr_2O_7^{2-}$ , cât și ioni cromat,  $CrO_4^{2-}$ , datorită stabilirii echilibrului:



*Reacțiile chimice care, în anumite condiții de lucru, pot decurge în ambele direcții sunt reacții reversibile.*

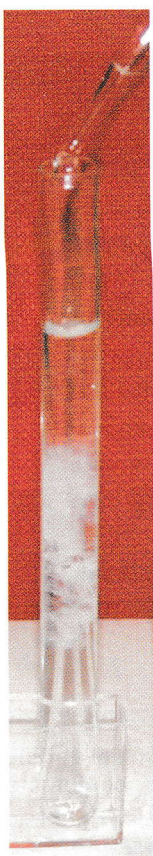
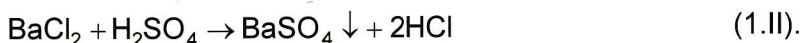
În cazul unei reacții reversibile se găsesc prezente în sistemul de reacție toate speciile chimice participante la echilibru.

Echilibrul (1.1) este un echilibru dinamic (vezi observațiile din experiența 1):

- dacă la sistemul aflat în stare de echilibru se adaugă o bază, aceasta consumă ionii  $H^+$  formându-se apă și sistemul (1.1) se deplasează în direcția formării de ioni  $H^+$  și  $CrO_4^{2-}$ , (reacția  $\longrightarrow$ ), până când tot dicromatul se transformă în cromat (vezi fig. 1.3);

- dacă la sistemul aflat în stare de echilibru se adaugă un acid, concentrația de ioni  $H^+$  crește, depășește valoarea impusă de constanta de echilibru și sistemul (1.1) se deplasează în direcția formării de ioni  $Cr_2O_7^{2-}$  (reacția  $\longleftarrow$ ), până când tot cromatul se transformă în dicromat (vezi fig. 1.3).

În a 2-a experiență din activitatea experimentală s-a observat că, în urma reacției dintre  $BaCl_2$  și  $H_2SO_4$ , se formează un precipitat greu solubil în apă, chiar în mediu acid (vezi fig. 1.4):



**Fig. 1.4.** Sulfatul de bariu este greu solubil chiar în soluții acide.

Reacțiile care, în anumite condiții de lucru, se desfășoară numai într-o direcție se numesc **reacții ireversibile**.

O aplicație practică a faptului că sistemul de reacție (1.II) este complet deplasat spre dreapta (are loc numai reacția  $\longrightarrow$ ) este folosirea sulfatului de bariu în medicină: pacienții cărora urmează să li se facă o radiografie a aparatului digestiv, trebuie să bea 200 mL de suspensie apoasă de sulfat de bariu, pentru vizualizarea acestuia. (Dacă ar avea loc în organism și reacția  $\longleftarrow$ , efectul ar fi letal, deoarece se știe că ionii de  $Ba^{2+}$  acționează ca o otrăvă puternică).

După proporția în care se găsesc speciile chimice: reactivi și produși, în sistemul de reacție la echilibru, reacțiile chimice se împart în două categorii: reacții **reversibile** și reacții **ireversibile**.

## ● DUPĂ CĂLDURA DEGAJATĂ SAU ABSORBITĂ ÎN REACȚIE

### ACTIVITATE EXPERIMENTALĂ

**Mod de lucru. 1.** Efectuează reacțiile unor metale cu apa (experiențe făcute în clasa a IX-a). a) Într-un pahar *Berzelius* toarnă apă și introdu o mică bucățiță de Na sau de K, proaspăt tăiate și uscate cu hârtie de filtru. (**Atenție! Reacțiile se execută sub nișă**, în prezența profesorului!); verifică temperatura paharului. b) Repetă experiența cu o bucățiță de Ca. c) Repetă experiența cu bucățele de Mg; încălzește paharul la flacăra unui bec de gaz. **2.** Efectuează reacția de obținere a acetilenei din carbid și apă, folosind instalația din fig. 1.6 și reacția de obținere a etenei prin deshidratarea etanolului, folosind instalația din fig. 1.7 (experiențe făcute în clasa a X-a).

**Observații. 1.** a) – b) K și Ca reacționează violent cu apa (vezi fig. 1.5 a, b) și paharele se încălzesc. c) Mg nu reacționează cu apa la rece, dar reacționează la încălzire (vezi fig. 1.5 c). **2.** Acetilena se degajă imediat în urma reacției dintre carbid și apă (fig. 1.6); pentru deshidratarea etanolului este necesară încălzirea amestecului de reacție (fig. 1.7).

Unele sisteme de reacție au nevoie de încălzire sau chiar de temperaturi foarte ridicate, pentru ca reacția să aibă loc; de exemplu: reacția magneziului cu apa, reacția de descompunere termică a alcanilor, deshidratarea alcoolilor. Astfel de reacții, în care se absoarbe (se consumă) energie sunt **reacții endoterme**.

Sunt numeroase și reacțiile care se produc la temperatura camerei; unele dintre ele sunt violente și vasul de reacție se încălzește; de exemplu, reacțiile cu apa ale: metalelor alcaline și calciului, acidului sulfuric concentrat, carbidului. Astfel de reacții, în care se degajă energie sunt **reacții exoterme**.

Reacțiile chimice se clasifică, în funcție de căldura absorbită sau degajată, adică după **efectele termice** care însoțesc reacția în: **reacții endoterme** și **reacții exoterme**.

### Exercițiu

Scrisse câte 3 exemple de reacții chimice: a) reversibile; b) ireversibile; c) endoterme; d) exoterme.

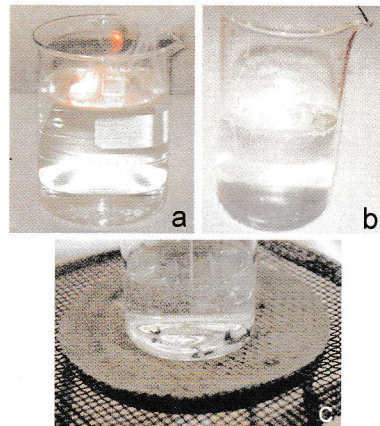


Fig. 1.5. Reacțiile unor metale cu apa: a. potasiu; b. calciu; c. magneziu.

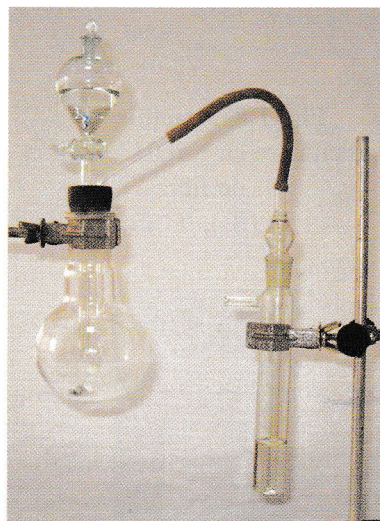


Fig. 1.6. Acetilena se obține în laborator prin reacția dintre carbid și apă.

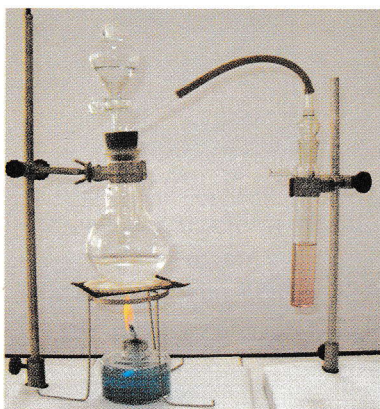


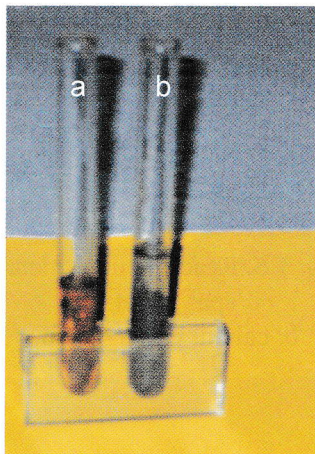
Fig. 1.7. Reacția de deshidratare a etanolului are loc numai după încălzire la 170°C, în prezență de acid sulfuric concentrat.

Vei învăța despre reacțiile chimice, din punct de vedere al efectelor termice: absorbție sau degajare de căldură, în *capitolul 5* din acest manual.

## ● DUPĂ VITEZA DE STABILIRE A STĂRII DE ECHILIBRU CHIMIC

### ACTIVITATE EXPERIMENTALĂ

**Mod de lucru. 1.** În eprubeta 1 toarnă 1 mL soluție de  $\text{FeCl}_3$  și adaugă 2 mL  $\text{NaOH}$ . **2.** În eprubeta 2, toarnă 1 mL soluție de  $\text{FeSO}_4$  și adaugă 2 mL  $\text{NaOH}$ ; observă, în timp, culoarea precipitatului format. **3.** În eprubetele 3 și 4 toarnă: 1 mL soluție de  $\text{FeSO}_4$  1 M, 3 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  20% și 0,5 mL soluție de  $\text{KMnO}_4$  0,1 M. Așteaptă puțin sau încălzește eprubeta 4; după decolorarea soluției adaugă, în picături, soluție de  $\text{KMnO}_4$  agitând eprubeta după fiecare picătură.



**Fig. 1.8.** Reacțiile de precipitare cu  $\text{NaOH}$  a ionilor de fier:  
a - Fe (III); b - Fe (II).

**Observații. 1.** Se obține imediat un precipitat brun (vezi fig. 1.8 a). **2.** Se obține imediat un precipitat alb care, după câțva timp devine verde închis și apoi brun-roșcat (vezi fig. 1.8 b). **3.** Soluțiile din eprubete 3 și 4 se colorează în roz-violet la prima picătură de permanganat adăugată; soluția din eprubeta 4 devine incoloră după un timp mai scurt dacă se încălzește și fiecare nouă picătură de  $\text{KMnO}_4$  adăugată se decolorează.

Unele reacții au loc cu viteză mare, produsul de reacție observându-se imediat, de exemplu: formarea precipitatelor de  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , reacția metalelor reactive cu acizi, reacțiile metalelor alcaline cu apa.

Astfel de reacții sunt *reacții rapide*.

În alte cazuri este nevoie de un timp mai îndelungat pentru stabilirea echilibrului; de exemplu:

- fierul (II) din precipitatul alb de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  se oxidează la fier (III), formându-se treptat, în timp, un precipitat verde care conține Fe(II) și Fe(III) și în final, precipitatul de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  brun-roșcat;

- reacția de oxidare a fierului (II) cu permanganat, în mediu acid, nu are loc imediat; este nevoie de timp, pentru a se forma o cantitate mică de ioni  $\text{Mn}^{2+}$ , după care reacția decurge rapid; ioni  $\text{Mn}^{2+}$  catalizează reacția redox.

Astfel de reacții sunt *reacții lente*.

În majoritatea cazurilor, pentru mărirea vitezei de reacție, trebuie să se optimizeze condițiile de lucru prin: creșterea temperaturii, adăugarea unor reactivi, folosirea de catalizatori.

*Reacțiile chimice se clasifică, după viteza de desfășurare a reacției în: reacții lente și reacții rapide.*

### Exercițiu

1. Scrie 3 exemple de reacții rapide.
2. Pe baza cunoștințelor de Chimie din clasa a X-a, se cere: transcrie pe caiet reacțiile de la punctul a) și scrie în dreptul fiecăreia catalizatorul de la punctul b), pe care îl consideri potrivit pentru fiecare reacție. a) 1 - clorurarea benzenului; 2 - nitrarea benzenului; 3 - hidrogenarea totală a acetilenei; 4 - izomerizarea butanului;

5\* - oxidarea benzenului și naftalinei cu oxigen; 6\* - acilarea benzenului; b)  $H_2SO_4$ , Ni,  $FeCl_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $V_2O_5$ .\*

**Rezolvare:** 2. 1 -  $FeCl_3$ ; 2 -  $H_2SO_4$ ; 3 - Ni; 4 -  $AlCl_3$ ; 5\* -  $V_2O_5$ ; 6\* -  $AlCl_3$ .

Vei învăța despre reacțiile chimice, din punct de vedere al vitezei cu care au loc, în *capitolul 6* din acest manual.

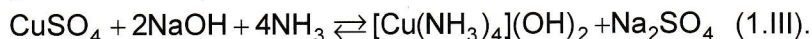
## DUPĂ NUMĂRUL DE FAZE CARE SE GĂSESC ÎN SISTEMUL DE REACȚIE LA ECHILIBRU

### ACTIVITATE EXPERIMENTALĂ

**Mod de lucru.** 1. În două eprubete toarnă câte 1 mL soluție de  $CuSO_4$  1 M și apoi câte 2 mL soluție KOH (sau NaOH) 1 M; în eprubeta 2 adaugă, în picături, soluție de  $NH_3$  5%, agitând eprubeta, până la dizolvarea completă a precipitatului. 2. Introdu într-o eprubetă o cantitate mică de piatră de var ( $CaCO_3$ ) și în alta câteva granule de zinc, peste care toarnă soluție de HCl 1%.

**Observații.** 1. Se obține un precipitat albastru; precipitatul din eprubeta 2 se dizolvă în exces de amoniac (vezi fig. 1.9 a). 2. În eprubete se observă efervescentă: se degajă gaze incolore (vezi fig. 1.9 b).

În unele sisteme chimice, atât reactivii, cât și produșii de reacție se găsesc în soluție, la stabilirea echilibrului; de exemplu:



*colorație albastru intens*

În sistemul aflat la echilibru există o singură fază.

### Exercițiu

Scris echilibrul chimic de obținere a amoniacului din azot și hidrogen și precizează numărul de faze din sistem.

*Echilibrul chimic în care toate speciile chimice implicate se găsesc într-o singură fază este un echilibru omogen.*

Există și reacții care au loc în soluție, dar din care rezultă produși de reacție în stare solidă sau în stare gazoasă; de exemplu: reacția dintre soluție de HCl și carbonat de calciu sau zinc, precipitarea  $BaSO_4$  sau  $Cu(OH)_2$ :



*precipitat albastru*

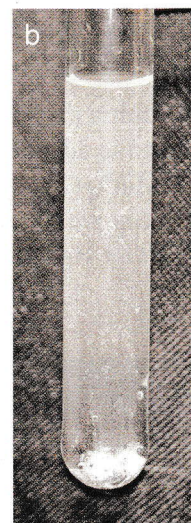
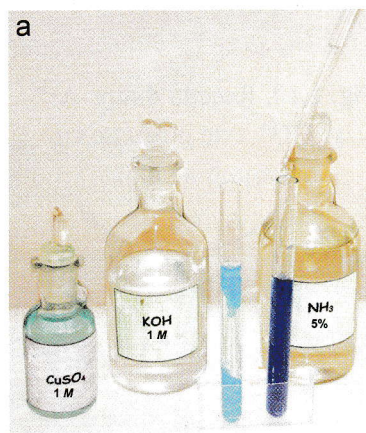
În sistemul de reacție există două faze.

*Echilibrul în care cel puțin una dintre substanțele participante la reacție se găsește într-o fază diferită de celelalte, este un echilibru eterogen.*

Reacțiile în care se formează compuși greu solubili în mediul de reacție, se numesc **reacții de precipitare**.

### Exercițiu

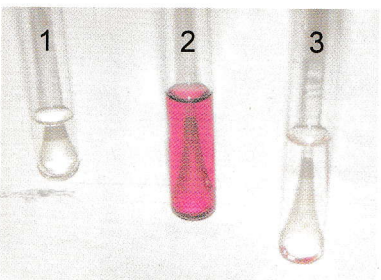
Scris câte 3 exemple de echilibre chimice: a) omogene; b) eterogene



**Fig. 1.9.** Reacții în mediu omogen și reacții în mediu eterogen:  
a. reacția  $Cu^{2+}$  cu KOH și  $NH_3$ ;  
b. reacția Zn cu HCl.



**Fig. 1.10.** Reacția dintre  $\text{Al}^{3+}$  și  $\text{HO}^-$  este o reacție cu schimb de ioni.



**Fig. 1.11.** Soluția de  $\text{FeSO}_4$  (1) se colorează la adăugare de  $\text{KMnO}_4$  (2); reacția redox are loc după adăugarea de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (3).



**Fig. 1.12.** Reacția dintre  $\text{NH}_3$  și  $\text{HCl}$  este o reacție cu transfer (schimb) de protoni.

## ● DUPĂ NATURA PARTICULEI SCHIMBATE ÎNTRE SPECIILE CHIMICE PARTICIPANTE LA ECHILIBRU

### ACTIVITATE EXPERIMENTALĂ

**Mod de lucru. 1.** În eprubetele 1 și 2 toarnă: 2 mL soluție de  $\text{FeSO}_4$  0,5 M și 0,5 mL soluție de  $\text{KMnO}_4$  0,1 M. În eprubeta 1 adaugă, 3 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  10%. **2. Sub nișă,** scoate dopurile de la două sticlute care conțin: soluție de  $\text{HCl}$  conc. și respectiv, soluție de  $\text{NH}_3$  conc. și apropie-le.

**Observații. 1.** Soluțiile din eprubetele 1 și 2 se colorează în roz-violet; soluția din eprubeta 1 devine incoloră după adăugare de acid; în eprubeta 2 apare, după un timp, un precipitat brun. **2.** Se observă formarea unui fum alb.

Există și reacții care, deși au loc în mediu omogen și nici unul dintre produșii de reacție nu precipită sau nu părăsește sistemul, *pot fi considerate în practică total deplasate în direcția formării produșilor*. De exemplu, reacția dintre permanganatul de potasiu,  $\text{KMnO}_4$  și sulfatul de fier (II),  $\text{FeSO}_4$ , în mediu de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , reacția dintre  $\text{HCl}$  și  $\text{NaOH}$ , reacția dintre hidroxidul de cupru și soluție de amoniac, reacția dintre  $\text{Al}(\text{OH})_3$  și soluție de  $\text{KOH}$  (vezi fig. 1.10).

#### ● Reacția dintre $\text{FeSO}_4$ și $\text{KMnO}_4$ în prezență de $\text{H}_2\text{SO}_4$

După cum ai observat din experiența efectuată, la echilibru, în soluție nu mai sunt ioni  $\text{MnO}_4^-$  (soluția nu mai este violet; vezi fig: 1.11), astfel încât reacția poate fi considerată complet deplasată spre dreapta (produșii de reacție, ionii  $\text{Fe}^{3+}$  și  $\text{Mn}^{2+}$  nu reacționează între ei):



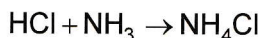
Întrucât toate substanțele sunt solubile în apă, reacția se poate scrie în formă ionică, precizând numai speciile chimice care participă efectiv la reacție:



**Observație:** 5 ioni  $\text{Fe}^{2+}$  cedează  $5 \times 1e^-$  manganului; se modifică N.O. al fierului de la +2 la +3 și al manganului de la +7 la +2; a avut loc o reacție cu transfer (schimb) de electroni.

#### ● Reacția dintre $\text{HCl}$ și $\text{NH}_3$

Reacția dintre  $\text{HCl}$  și  $\text{NH}_3$  în stare gazoasă se poate scrie:



Întrucât, așa cum ai observat din activitatea experimentală (vezi fig. 1.12), din cele două substanțe gazoase  $\text{HCl}$  și  $\text{NH}_3$  se formează o substanță solidă,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , care este stabilă la temperatura obișnuită (reacția  $\longrightarrow$ ); reacția  $\longleftarrow$  are loc la numai prin încălzire.

**Observație:** amoniacul  $\text{NH}_3$  acceptă un proton de la  $\text{HCl}$  și se formează  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; a avut loc o reacție cu transfer de protoni  $\text{H}^+$ .



● **Reacția dintre ionii de cupru (II) și soluție de NH<sub>3</sub>**

Reacția se poate scrie în forma ionică:



*Observație:* ionul Cu<sup>2+</sup> acceptă 4 molecule de amoniac și se formează ionul complex stabil tetraaminocupru (II) foarte puțin disociaț; a avut loc o reacție cu transfer de molecule NH<sub>3</sub>.

**Exercițiu**

Scrie ecuațiile reacțiilor chimice dintre: a) cupru și acid azotic; b) hidroxid de potasiu și acid sulfuric; c) clorura de aluminiu și hidroxidul de sodiu în exces. Precizează particula transferată.

Din analiza reacțiilor discutate se poate trage concluzia că există reacții în care se transferă (se schimbă) particule mici (electroni, ioni de hidrogen H<sup>+</sup>, molecule, ioni) între speciile care participă la reacție.

S-a constatat că, în general, reacțiile în fază omogenă pot fi considerate echilibre de tip **donor** ⇌ **acceptor** în care (vezi fig. 1.13):

- o specie chimică având rol de *donor* poate să cedeze o *particulă*,
- pe care o altă specie chimică, având rol de *acceptor*, o va primi.

Particula transferată de la donor la acceptor poate fi: electron, e<sup>-</sup>, ion de hidrogen, H<sup>+</sup> (numit *proton*), ion sau *moleculă*.

Reacțiile chimice se pot clasifica, după natura particulei schimbate (transferate) între donor și acceptor, în trei categorii principale:

- reacții cu schimb de protoni (reacții acido-bazice);
- reacții cu schimb de electroni (reacții de oxido-reducere, sau redox);
- reacții cu schimb de ioni sau molecule (reacții de complexare).

În capitolele 2, 3, 4, 5 și 6 vei studia pe rând fiecare dintre aceste tipuri de reacții. Ele au o deosebită importanță, prin aplicațiile lor în industrie și în viața de zi cu zi, precum și pentru că te vor ajuta să înțelegi mai bine procesele și fenomenele pe care le întâlnești în natură.

● **Concluzii**

O clasificare a reacțiilor chimice este prezentată schematic în fig. 1.14.

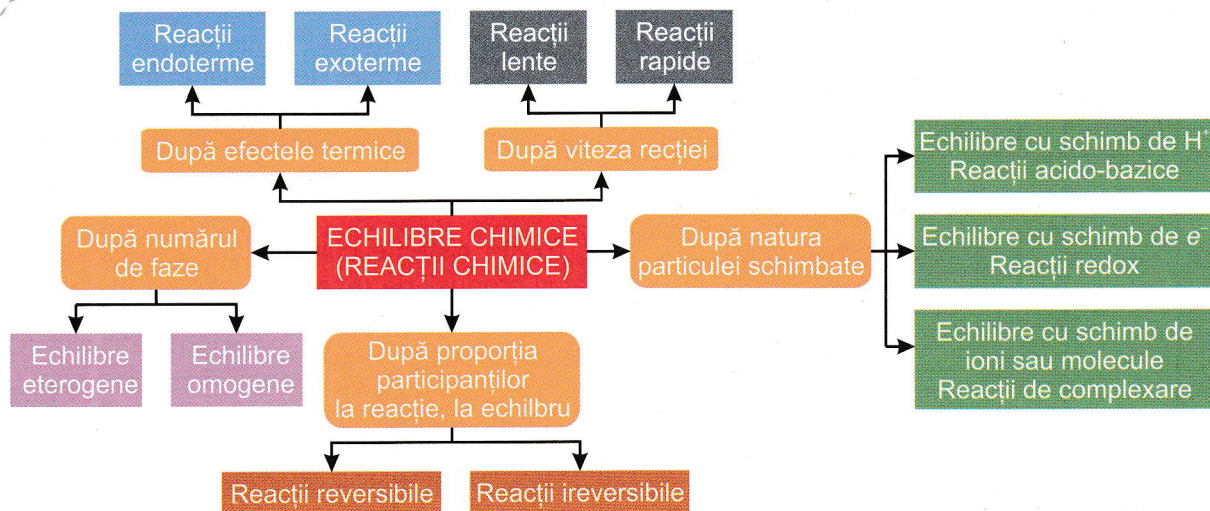
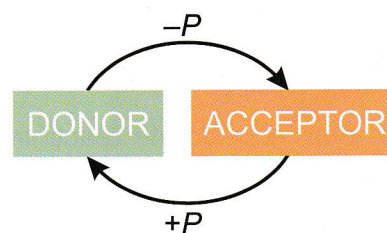


Fig. 1.14. Clasificarea reacțiilor chimice.



Donor ⇌ Acceptor + P (1.VIII)

Fig. 1.13. Reprezentarea schematică a unui echilibru cu transfer (schimb) de particulă P.