

1.1. Clasificarea reacțiilor chimice

Industrializarea țărilor a condus la ridicarea nivelului de trai, iar aceste standarde ridicate pot fi atinse prin găsirea unor resurse noi și diversificate de hrană, creșterea nivelului de sănătate al populației, condiții mai bune de locuit.

Aceste deziderate pot fi puse în practică datorită descoperirilor din știință și tehnică, iar una dintre științele fundamentale este chimia.

Chimia oferă căi de obținere a medicamentelor care tratează diferite afecțiuni, pesticide pentru protejarea culturilor, îngrășăminte pentru plante, combustibili pentru transport, fibre pentru fabricarea articolelor de îmbrăcăminte, materiale pentru construirea locuințelor, mase plastice pentru fabricarea obiectelor din cele mai diverse domenii, componente pentru computere etc. (fig. 1.1).

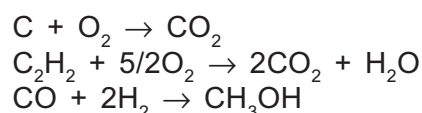
Chimia ne ajută să înțelegem mediul înconjurător, universul, pe noi înșine; oferă informații și explicații despre fenomenele globale de poluare, ploile acide, scăderea stratului de ozon, încălzirea globală.

Materia care ne înconjoară este într-o continuă transformare, iar aceste transformări și proprietăți ale substanțelor sunt studiate de chimie.

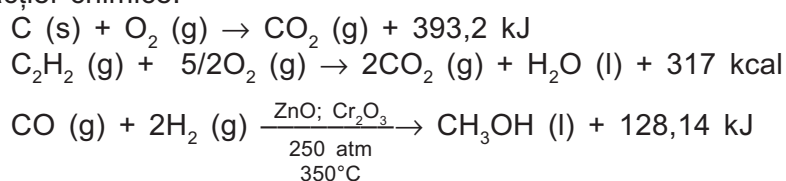
În urma unui proces chimic se obțin substanțe noi, cu proprietăți diferite de cele ale substanțelor inițiale.

Procesele prin care substanțele se transformă în alte substanțe se numesc *reacții chimice* și sunt reprezentate cu ajutorul ecuațiilor chimice.

O ecuație chimică se reprezintă cu ajutorul formulelor chimice și coeficienților stoechiometrici:



Pentru a furniza mai multe informații referitoare la procesul chimic se pot scrie condițiile de reacție (temperatură, presiune, catalizatori), stările de agregare ale substanțelor ((s) – solid, (l) – lichid, (g) – gaz, (aq) – în soluție apoasă) și efectul termic asociat reacției chimice:



Toate cele trei reacții sunt procese care au loc cu degajare de căldură.

Deoarece există un număr mare de transformări ale substanțelor anorganice și organice, se utilizează diferite criterii de clasificare a reacțiilor chimice.

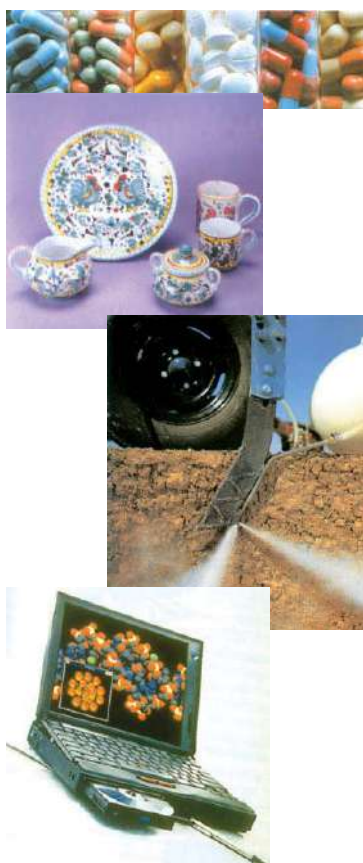


Fig. 1.1. Procesele tehnologice chimice oferă o diversitate de produse.

I. Criteriul procesului chimic

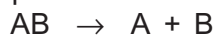
În chimia anorganică, procesul chimic ține seama de numărul reactanților, respectiv al produșilor de reacție.

1. Reacții de combinare:



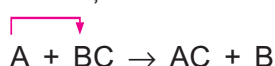
Exemplu: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$

2. Reacții de descompunere:



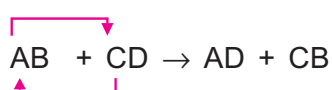
Exemplu: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

3. Reacții de substituție:



Exemplu: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (fig. 1.2)

4. Reacții de schimb:



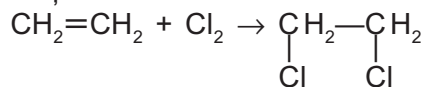
Exemplu: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Aplicație

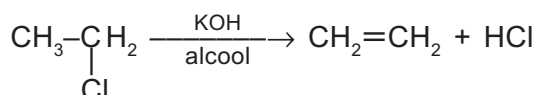
Propune pentru fiecare dintre cele patru tipuri de reacții câte două exemple.

În chimia organică, procesele chimice sunt clasificate și în funcție de structura reactanților, respectiv a produșilor de reacție.

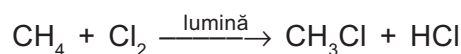
1. Reacții de adiție:



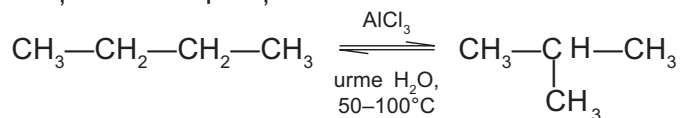
2. Reacții de eliminare:



3. Reacții de substituție:



4. Reacții de transpoziție:



II. Criteriul particulei transferate în procesul chimic

1. Reacții cu schimb de electroni (reacții redox)

În aceste reacții se modifică numărul de oxidare (N.O.):

– Reacții de combinare:

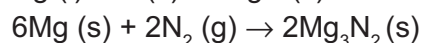
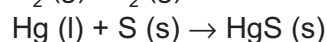
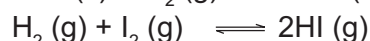
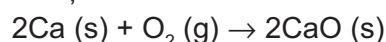


Fig. 1.2. Reacția dintre zinc și acid clorhidric.

Știi că...

- coaja salciei albe (sau salcia plângătoare fig. 4.17) conține salicie, care în organism se transformă în acid salicilic, cu proprietăți antireumatice și antiseptice. Coaja este folosită din cele mai vechi timpuri în medicina populară și se recoltează din februarie până în iunie.



Fig. 4.17. Salcia conține o glicozidă care, la hidroliză, formează acid salicilic.

ponare a aparatului respirator este de două ori mai mare decât a unui sistem chimic.

- reajustarea pH-ului prin excreția de urină acidă sau alcalină. Valoarea mecanismului renal de reglare a concentrației H^+ nu constă în rapiditatea sa de acțiune (mai multe ore), ci în capacitatea rinichilor de a neutraliza total excesul de acizi sau baze ce pătrund în corp.

Referat

Elaborează un referat cu tema „Echilibre acido-bazice în organismul uman“, pornind de la informațiile anterioare.

Bibliografie: *Biochimie*, A. L. Lehninger, Ed. Tehnică, 1992, București, *INTERNET*, reviste.



Problemă rezolvată

Calculează:

a) pH-ul unei soluții tampon care conține 0,1 moli de acid acetic (CH_3-COOH) și 0,1 moli de acetat de sodiu ($CH_3-COO^-Na^+$) într-un litru de soluție ($K_a CH_3COOH = 1,8 \cdot 10^{-5}$);

b) pH-ul unei soluții tampon care conține NaH_2PO_4 în concentrație 0,1M și Na_2HPO_4 în concentrație 0,50M ($pK_a H_2PO_4^- = 7,21$);

Rezolvare

a) Dacă acidul acetic are concentrația 0,1 M, atunci și baza sa conjugată, ionul acetat, din sarea de acetat de sodiu are aceeași concentrație 0,1 M. Constanta de aciditate a acidului acetic este $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, deci $pK_a = -\lg K_a = 4,74$.

$$\begin{aligned} pH &= pK_a + \lg \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,74 + \lg \frac{0,1 \text{ mol/L}}{0,1 \text{ mol/L}} = \\ &= 4,74 + \lg 1 = 4,74 + 0 = 4,74. \end{aligned}$$

Se confirmă aici, teoria soluțiilor tampon care spune că atunci când concentrațiile acidului și ale bazei sale conjugate sunt egale, $pH = pK_a$.

b) În cazul acestei soluții tampon, ambele componente sunt săruri care produc ioni $H_2PO_4^-$ și HPO_4^{2-} . În astfel de situații, ionul cu mai mulți atomi de hidrogen va fi specia acidă, iar celălalt ion va fi baza lui conjugată. Prin urmare forma acidă este $H_2PO_4^-$ la o concentrație de 0,10M și baza conjugată a acestuia este anionul HPO_4^{2-} la o concentrație de 0,50M.

pK_a -ul pentru $H_2PO_4^-$ este 7,21, deci se poate scrie:

$$\begin{aligned} pH &= pK_a + \lg \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 7,21 + \lg \frac{0,5 \text{ mol/L}}{0,1 \text{ mol/L}} = 7,21 + \lg 5 = \\ &= 7,21 + 0,70 = 7,91. \end{aligned}$$

Sistemul tampon $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ se utilizează pentru menținerea unui pH slab bazic în soluție apoasă.

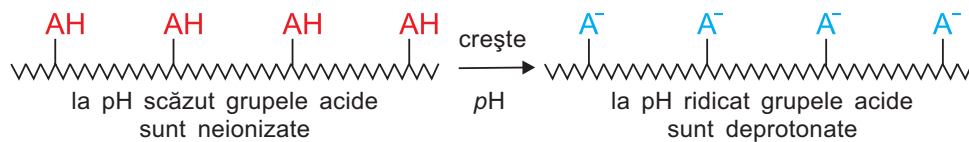
Analiza proteinelor prin electroforeză

Se estimează că în corpul omenesc se găsesc aproximativ 140000 de proteine diferite. Unele proteine acționează ca enzime care participă la diferite reacții din organism, altele acționează ca factori de protecție împotriva unor afecțiuni sau transportă diferite substanțe prin organism. O serie de proteine intră în componența mușchilor, pielii, oaselor.

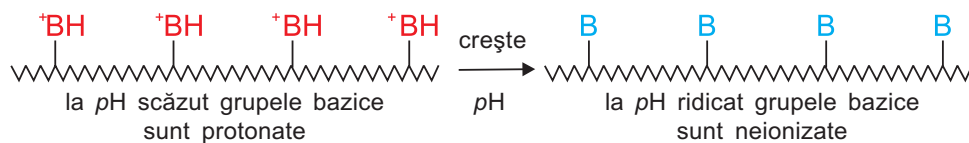
Practic nu există procese vitale în care să nu fie implicate proteinele.

În analizele medicale este necesară o separare a proteinelor. Această separare poate fi realizată destul de ușor dacă se ține cont de faptul că fiecare proteină are propriul pK_a (sau pK_b) datorat grupelor acide sau bazice existente în structura sa.

O proteină care conține mai multe grupe acide nu se va încărca electric la un pH scăzut când ionizarea este redusă, însă se va încărca negativ, prin pierderea protonilor, la un pH ridicat, când începe să se realizeze ionizarea.



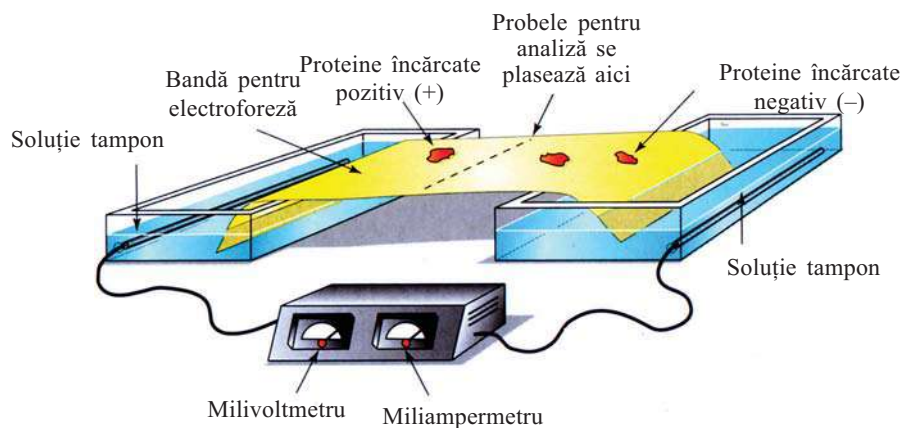
O proteină care conține mai multe grupe bazice este protonată la un pH scăzut și deprotonată la un pH ridicat:



Când soluția apoasă de proteină se plasează în câmp electric între 2 electrozi, proteinele cu sarcini pozitive migrează la electrodul negativ (catod), iar proteinele încărcate cu sarcini negative vor migra la electrodul pozitiv (anod).

Acest procedeu se numește *electroforeză* și separarea proteinelor depinde de pH-ul soluției apoase. Electroforeza este utilizată frecvent pentru determinarea concentrației proteinelor din serul sanguin. Proteinele din ser se separă în cinci sau șase fracțiuni de proteine: albumină, două α -globuline, una sau două β -globuline și γ -globuline.

Un nivel ridicat al uneia dintre fracțiuni conduce la concluzia că pacientul de la care s-a prelevat proba de sânge are o afecțiune.



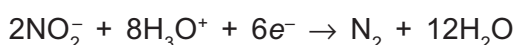
6.3. Identificarea anionilor

Anionii se identifică, în general, prin reacții specifice unor cationi, reacții din care rezultă precipitate ușor de identificat.

De multe ori, este nevoie de dozarea acestor anioni, deoarece unii dintre ei sunt extrem de toxici, iar o depășire a concentrației maxim admise conduce la diferite afecțiuni.

Astfel, ingerarea ionului azotit, NO_2^- , din apa din pânza freatică sau din diferite alimente poate produce asfixierea deoarece se fixează în molecula hemoglobinei astfel încât oxigenul nu se mai poate asimila.

Bacteriile reduc ionii NO_2^- , prin procese anaerobe, conform ecuației:



Pentru denitrificarea apelor reziduale, se utilizează acid sulfamic, $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$.

Anionii se pot clasifica, din punct de vedere al formării unor precipitate, în funcție de comportarea lor față de soluții de AgNO_3 și BaCl_2 (tabelul 6.2.)

Știi că...

- ionul azotit, NO_2^- , se formează în sol prin transformarea materiei organice, sub acțiunea microorganismelor?



Tabelul 6.2

Comportarea anionilor față de AgNO_3 și BaCl_2

Anion	Comportarea față de	
	AgNO_3	BaCl_2
S^{2-} , Cl^-	Formează precipitate solubile în soluție de HNO_3 .	Nu precipită.
CO_3^{2-}	Formează precipitate albe solubile în soluție de HNO_3 .	Formează precipitat alb solubil în HNO_3 .
NO_3^- , NO_2^-	Nu precipită.	Nu precipită.
SO_4^{2-}	Nu precipită.	Formează precipitat alb insolubil în HNO_3 .

Activitate experimentală

	Reactivi și ustensile	Mod de lucru	Observații	Ecuația reacției	Concluzii
1. Identificarea ionului SO_4^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> • 1 mL soluție Na_2SO_4 • 1 mL soluție BaCl_2 • eprubetă 	Se toarnă 1 mL de soluție de BaCl_2 peste 1 mL soluție Na_2SO_4	Se formează un precipitat alb	$\text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{BaCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4 (\text{s}) + 2\text{NaCl} (\text{aq})$	Precipitatul alb, BaSO_4 , utilizat în vizualizarea stomacului și intestinelor
2. Identificarea ionului CO_3^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> • 1 mL soluție Na_2CO_3 • 1 mL soluție CaCl_2 • eprubetă 	Se toarnă 1 mL soluție de CaCl_2 peste soluția de Na_2CO_3	Se formează un precipitat alb	$\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) + \text{CaCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2\text{NaCl} (\text{aq})$	Precipitatul alb este CaCO_3

3. Identificarea ionului S^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> • 1 mL soluție Na_2S • 1 mL soluție $Cd(NO_3)_2$ • eprubetă 	Se toarnă 1 mL soluție de $Cd(NO_3)_2$ peste soluția de Na_2S	Se formează un precipitat galben	$Na_2S(aq) + Cd(NO_3)_2(aq) \rightarrow CdS(s) + 2NaNO_3(aq)$	Precipitatul galben este CdS
					
4. Identificarea ionului NO_2^-	<ul style="list-style-type: none"> • 1 mL soluție $FeSO_4$ concentrată • 1 mL de soluție H_2SO_4 diluat • 5–6 picături de soluție $NaNO_2$ • pipetă • eprubetă 	Peste 1 mL soluție concentrată de $FeSO_4$ se adaugă 1 mL soluție H_2SO_4 concentrat, apoi se picură cu pipeta soluția de $NaNO_2$. Atenție! Nu trebuie să agiți eprubeta	La limita de separare a soluțiilor apare un inel brun	$2yNaNO_2(aq) + xFeSO_4(aq) + yH_2SO_4(aq) \rightarrow (FeSO_4)_x(NO)_y(s) + yNa_2SO_4(aq) + yH_2O(l) + yNO_2(g)$	Combinăția $(FeSO_4)_x(NO)_y$ apare ca un inel brun la suprafața de separare a soluțiilor de $FeSO_4$ și H_2SO_4
					

Lectură

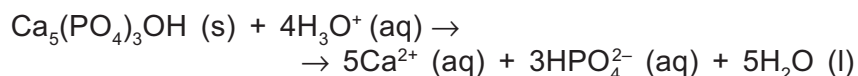
pH-ul, solubilitatea și cariile dentare

Smalțul dinților este format în principal din hidroxiapatită, $Ca_5(PO_4)_3OH$. Hidroxiapatita este insolubilă în apă, dar este solubilă în soluții acide, ceea ce explică apariția cariilor dentare.

Dacă igiena dinților nu este strictă, pe smalțul dinților se poate depune o placă dentară de natură zaharo-proteică (fig. 6.3).

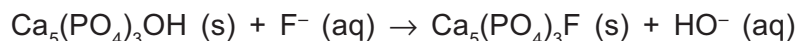
Bacteriile din gură fermentează zaharurile din această combinație și se produce acid lactic $CH_3-CH(OH)-COOH$ cu $pH = 4,5$,

care nu poate fi neutralizat de salivă, dar va fi neutralizat de ionii HO^- din hidroxiapatită, conform ecuației:



Apariția cariilor dentare se explică prin dizolvarea hidroxiapatitei în mediu acid.

Una dintre metodele utilizate pentru stoparea cariilor este utilizarea pastei de dinți cu fluoruri. Ionul fluorură, F^- , înlocuiește ionul HO^- din hidroxiapatită, rezultând fluoroapatită care este mult mai puțin solubilă în acizi:



Ionul F^- este o bază mai slabă decât ionul HO^- , iar procesul de formare a cariilor este încetinit și smalțul dinților va fi protejat la acțiunea acizilor din cavitatea bucală.

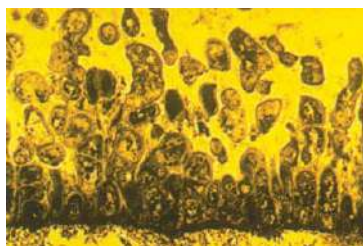


Fig. 6.3. Placa dentară depusă pe smalțul dinților (imagine văzută la microscop).

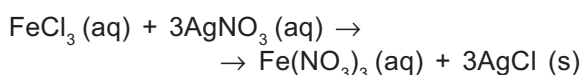
Concluzii

- Majoritatea cationilor și anionilor pot fi separați din amestecuri prin reacții de precipitare, apoi identificare.
- Cationii Ca^{2+} , Ba^{2+} și Pb^{2+} formează combinații greu solubile albe cu ionul SO_4^{2-} , de forma MSO_4 .
- Cationii Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} formează combinații colorate, greu solubile, cu ionul HO^- , de forma $\text{M}(\text{OH})_2$.
- Anionii SO_4^{2-} și CO_3^{2-} formează combinații albe, greu solubile, cu ionii Ca^{2+} , Ba^{2+} etc.
- Anionul S^{2-} formează combinații negre greu solubile cu ionii Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} , iar cu ionul Cd^{2+} formează CdS , galben.
- Anionul NO_2^- se identifică în prezență de soluție de H_2SO_4 și soluție concentrată de FeSO_4 , sub forma unui inel brun.

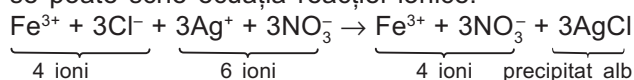
APLICAȚII

1. Întotdeauna în reacțiile de formare de combinații greu solubile, numărul particulelor rezultate este mai mic decât numărul particulelor care au intrat în reacție.

De exemplu, în cazul reacției:



se poate scrie ecuația reacției ionice:



Scrie ecuațiile reacțiilor, după modelul de mai sus, utilizând:

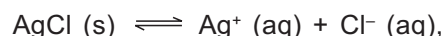
- a) FeSO_4 și NaOH ;
- b) CuSO_4 și KOH ;
- c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ și KI .

2. Care este volumul de soluție 0,1M de HCl necesar pentru precipitarea totală a unei soluții de AgNO_3 0,5M al cărei volum este 5 mL?

3. Pentru a separa un amestec de AgCl și Hg_2Cl_2 a cărui masă este 6,165 g, acesta se tratează cu o soluție de amoniac. Prin uscarea și cântărirea precipitatului, după operația de tratare cu NH_3 , se determină 4,73 g. Știind că numai AgCl este solubil în amoniac, se cere:

- a) scrie ecuația care a avut loc;
- b) calculează compoziția procentuală masică a amestecului inițial de cloruri;
- c) ce masă de soluție 17% de NH_3 este necesară pentru operația de separare a clorurilor, dacă s-a utilizat un exces de 30%.

4. Considerând o soluție saturată de AgCl , ce efect va avea adăugarea unei soluții de NaCl asupra echilibrului:



- a) echilibrul se va deplasa spre stânga;
- b) echilibrul se va deplasa spre dreapta;
- c) nu se modifică echilibrul;
- d) clorura de argint se dizolvă;
- e) nici un răspuns nu este corect.

5. Un chimist analist prelevează o probă de marmură cu masa 0,7291 g. Proba este dizolvată în HCl , apoi se adaugă soluție de oxalat de amoniu în exces. Oxalatul de calciu este filtrat, uscat și apoi se calcinează la 450 °C, rezultând carbonat de calciu și monoxid de carbon. Carbonatul de calciu obținut se cântărește, masa acestuia fiind 0,6248 g.

Se cere:

- a) scrie ecuațiile reacțiilor care au loc la analiza probei de marmură;
- b) calculează compoziția procentuală masică a calciului din proba de marmură.

6. Ionul azotat, NO_3^- , se poate determina prin una din metodele descrise mai jos:

a) Se tratează soluția care conține ionul azotat cu soluție de H_2SO_4 și o bucată de cupru metalic și se încălzește.

b) Se tratează soluția care conține ionul azotat cu o soluție de H_2SO_4 și câteva picături de benzen, apoi se încălzește.

Când putem trage concluzia că soluția conține ionul azotat?