UNIVERSITATEA PEDAGOGICĂ DE STAT
„ION CREANGĂ”
Facultatea Biologie și Chimie
Catedra Chimie

CHIȘCA Diana **MELENTIEV Eugenia**

COMPENDIU

REACȚII DE OXIDO-REDUCERE

Sugestii teoretice, aplicații și chestionar pentru evaluarea cunoștințelor

CHIȘINĂU, 2025

Aprobat la ședința Senatului
Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă” din Chișinău
Proces-verbal
nr.13 din 30.06.2025

Recenzenți:

Codreanu Sergiu doctor, conferențiar universitar, Catedra chimie, Universitatea Pedagogică de Stat „Ion Creangă”

Șterbeț Daniela profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul de Creativitate și Inventică „Prometeu-Prim”, mun. Chișinău

Redactor: Grigore Chiperi

DESCRIEREA CIP A CAMEREI NAȚIONALE A CĂRȚII
DIN REPUBLICA MOLDOVA

Chişca, Diana.

Reacţii de oxido-reducere: Sugestii teoretice, aplicaţii şi chestionar pentru evaluarea cunoştinţelor: Compendiu / Chişca Diana, Melentiev Eugenia; Universitatea Pedagogică de Stat „Ion Creangă”, Facultatea Biologie şi Chimie, Catedra Chimie. – Chişinău: [S. n.], 2025 (CEP UPSC). – 81 p.: fig., tab.

Bibliogr.: p. 80 (7 tit.). – [100] ex.

ISBN 978-9975-48-275-2.

544.653(075.8)

C 46

© CEP, UPSC, 2025

Tipărit la Centrul Editorial-Poligrafic al Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă” din Chișinău, str. Ion Creangă, nr. 1, MD-2069

PREFAȚĂ

Compendiul este conceput ca ort pentru sistematizarea și aprofundarea cunoștințelor d re reacțiile de oxidare-reducere, fundamentale în chimia generală și aplicată. Reacțiile redox au rol esențial în procese biologice (respirația celulară, metabolism), industriale (arderea combustibililor, extracția metalelor, sinteze chimice) și naturale.

Materialul este structurat logic, vizând:

- identificarea și clasificarea reacțiilor redox (intermoleculare, intramoleculare, disproporționare, comproporționare);
- determinarea numerelor de oxidare și aplicarea metodelor de echilibrare (bilanț electronic, bilanț ionic-electronic);
- analiza influenței mediului reacției (acid, bazic, neutru);
- stabilirea caracterului spontan al reacțiilor pe baza potențialelor de electrod;
- rezolvarea de ecuații și probleme prin metode aplicative;
- verificarea cunoștințelor printr-un chestionar final.

Învățarea presupune nu doar reguli memorate, ci și antrenarea gândirii logice și a celei creative, ceea ce asigură o înțelegere durabilă.

Compendiul „Reacțiile de oxido-reducere. Sugestii teoretice, aplicații și chestionar pentru evaluarea cunoștințelor” se adresează studenților de la Chimie, Chimie și Biologie, Biologie și Chimie, fiind util în studiul chimiei anorganice, al chimiei elementelor și al chimiei fizice. De asemenea, reprezintă un sprijin pentru profesorii de liceu și pentru elevii care se pregătesc pentru bacalaureat sau concursuri de chimie.

1. Caracteristica generală a reacțiilor chimice

Transformările care au loc în jurul nostru pot fi adesea rezultatul unor reacții chimice. O reacție chimică constă în transformarea moleculelor unor substanțe în moleculele altor substanțe, formate din aceiași atomi ca și moleculele reactanților. Cunoscând compoziția moleculelor reactanților și a produselor de reacție, orice reacție poate fi reprezentată printr-o ecuație chimică. Astfel, ecuația chimică este o formă prescurtată și clară de exprimare a reacției, utilizând formulele chimice ale substanțelor implicate.

Deoarece în timpul reacției chimice numărul total al atomilor se conservă într-o ecuație chimică corect formulată, numărul atomilor din reactanți trebuie să fie egal cu numărul atomilor din produși. Pentru a alcătui ecuația unei reacții concrete, este necesar să cunoaștem compoziția chimică a substanțelor reactante și a produselor de reacție. În practică, ecuațiile chimice sunt folosite pentru efectuarea calculelor cantitative legate de reacțiile respective. Studiul detaliat al diverselor procese chimice a demonstrat că transformarea chimică este însoțită de degajare sau absorbție de energie. De exemplu, arderea combustibililor este însoțită de degajare de energie, în timp ce un proces esențial precum fotosinteza, care susține întreaga viață organică de pe Terra, necesită aportul de energie din exterior – mai precis, energia radiației solare, pe care plantele o absorb. Fotosinteza este procesul natural prin care energia solară este transformată în energie chimică.

În funcție de modificarea numerelor de oxidare ale elementelor participante, reacțiile chimice se clasifică în reacții cu modificarea numărului de oxidare și reacții fără modificarea numărului de oxidare.

1.1. Reacțiile care decurg fără modificarea numărului de oxidare

Reacțiile care au loc fără modificarea numărului de oxidare se desfășoară, de obicei, în soluții cu participarea ionilor. Deoarece reacțiile ionice sunt reversibile, în fiecare sistem ionic se stabilește un echilibru chimic în anumite condiții. Deplasarea echilibrului chimic se produce atunci când concentrația unor ioni scade, ca urmare a formării unor molecule slab ionizate, compuși greu solubili, substanțe volatile sau ioni complecși.

Spre exemplu: în reacțiile de neutralizare echilibrul ionic se va deplasa în direcția formării moleculelor solventului. În soluție apoasă, reacția are loc cu formarea moleculelor de apă:

$$HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O$$

$$H^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O;\ \Delta G^o_{298} = -80\ kJ$$

$$H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2H_2O$$

Aceasta reprezintă un proces comun pentru orice reacție de neutralizare dintre acid și bază tare, indiferent de natura lor. Deplasarea echilibrului se efectuează odată cu formarea ionilor complecși, substanțe greu solubile, compuși volatili:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$$

$$Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$$

$$BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$$

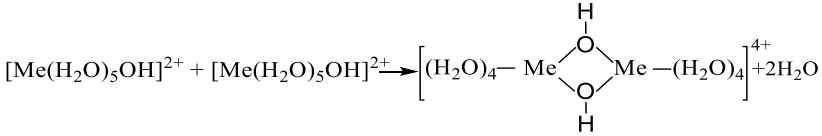
Reacțiile de hidroliză la fel se desfășoară fără schimbarea numărului de oxidare. Hidroliza reprezintă reacția de descompunere dintre apă și un compus specific. Mecanismul de hidroliză variază semnificativ între diferiți compuși. De

exemplu, hidroliza compușilor care se disociază în ioni în soluție apare ca rezultat al interacțiunii dintre ionii polarizați și hidratați. Cationii (Cat^{n+}) sunt legați cu apa prin legături covalente donor-acceptor. Sub influența sarcinii pozitive a cationului moleculele de apă sunt puternic polarizate și pot elibera ioni de hidrogen H^+, care caracterizează mediul acid, iar grupele OH^- se leagă de cation.

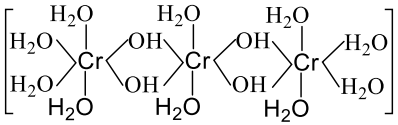
Cationul: $[Cat(H_2O)_x]^{n+} + H_2O \rightleftarrows [Cat(H_2O)_{x-1}OH]^{(n-1)+} + H_3O^+$

Acțiunea polarizantă a cationului este cu atât mai puternică cu cât sarcina lui este mai mare și cu cât raza este mai mică. Cationii metalelor **d (de tranziție)** au acțiune polarizantă mai puternică decât cationii altor metale. Hidroliza acestor cationi este destul de complicată și decurge cu formarea compușilor di- și polinucleari. Spre exemplu, pentru unii cationi (Cr^{3+}, Fe^{3+}, Sc^{3+}) se pot forma compuși dinucleari, unde ionii de OH^- au rol de liganzi punte.

$$[Me(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Me(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$



sau se pot forma și compuși polinucleari:



Anionii (A^{n-}) sunt legați cu moleculele de apă prin legături de hidrogen. Sub influența anionului, protonii (ionii H^+) pot fi desprinși din moleculele de apă. Ionii OH^- eliberați creează în soluție un mediu alcalin. Protonul se eliberează cu

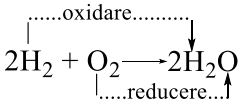
atât mai ușor cu cât acidul de la care provine anionul este mai slab (H_2CO_3, HCN, CH_3COOH):

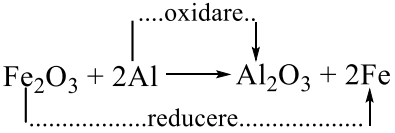
$$A^{n-} + mH_2O \rightleftarrows HA^{(n-1)-} + mOH^-$$

1.2. Reacțiile care decurg cu modificarea numărului de oxidare

Numărul de oxidare (N.O.) al elementelor variază în reacțiile de oxido-reducere, procese în care electronii trec de la unele particule la altele și fac parte din cele mai răspândite tipuri de reacții chimice. Astfel de reacții au o mare importanță în respirație și metabolismul organismelor vii, în arderea combustibilului, procese metalurgice, obținerea diferitor metale și sinteza multor produse ale industriei chimice.

Noțiunea de reacții de oxido-reducere a fost introdusă în chimie după descoperirea oxigenului, realizată în anul 1774 de către J. Priestley. Pentru explicarea reacțiilor chimice din acea perioadă, se utiliza o definiție simplificată a proceselor de oxidare și reducere. Oxidarea era considerată ca fiind procesul de adiție a oxigenului la o substanță sau eliminarea hidrogenului din aceasta, în timp ce reducerea era definită ca adiția hidrogenului sau îndepărtarea oxigenului. S-a remarcat, totodată, că aceste două procese au loc simultan, fiind interdependente – nu poate avea loc o reacție de oxidare fără ca, în același timp, să aibă loc o reacție de reducere și viceversa. De exemplu:

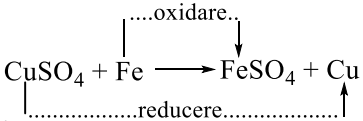




Substanțele care cedează oxigen sau adiționează hidrogen și se reduc sunt denumite *oxidanți*, iar substanțele care cedează hidrogen sau acceptă oxigen se oxidează și sunt denumite *reducători*.

În timp, explicarea acestor reacții de oxidare și reducere devine o componentă esențială a înțelegerii proceselor chimice. Multe reacții de combinare, descompunere sau substituție pot fi interpretate ca reacții de oxidare-reducere.

De exemplu:



Ionii de Cu^{2+} se reduc până la Cu metalic, adiționând electronii, iar fierul se oxidează până la Fe^{2+}, cedând electroni. Astfel substituirea ionilor de Cu^{2+} dintr-o soluție cu atomii de Fe se poate exprima prin ecuația ionică:

$$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$$

sau prin două ecuații separate:

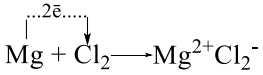
$$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+} \qquad \text{oxidare}$$
$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu \qquad \text{reducere}$$

Ionii de Cu^{2+} (oxidantul) se reduc cu fierul (reducătorul) până la atomii de Cu, iar atomii de Fe se oxidează până la ionii de Fe^{2+}.

Prin urmare, *oxidarea este un proces de cedare de electroni, iar reducerea este un proces de adiționare, acceptare de electroni.*

Reacțiile chimice în procesul cărora are loc transfer de electroni de la o substanță la alta se numesc reacții de oxidare și reducere sau reacții redox.

Transferul de electroni stă la baza proceselor de oxidare și reducere.



2. Numărul de oxidare. Determinarea numărului de oxidare (N.O.) al elementelor din moleculă sau ioni

Reacțiile de oxido-reducere mai pot fi definite și *ca procese ce decurg cu modificarea numărului de oxidare al unuia sau al mai multor elemente din compoziția reactanților.*

Astfel, r*eacțiile chimice în procesul cărora are loc variația numărului de oxidare al elementelor care intră în componența substanțelor reactante se numesc reacții de oxido-reducere.*

Numărul de oxidare reprezintă sarcina electrică reală sau convențională atribuită unui atom din moleculă sau ion complex, dacă acesta ar fi format numai din ioni separați sau dacă toate legăturile sale cu acești atomi într-o moleculă ar fi practic ionice.

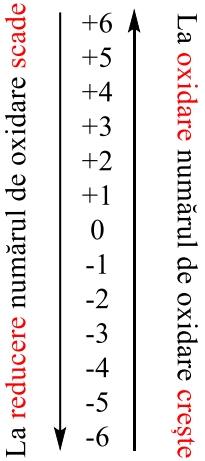
De exemplu: HCl în soluție formează la disociere ionii:

$HCl = H^+ + Cl^-$ $\qquad$ $HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$

Numărul de oxidare al hidrogenului și al clorului în compușii ionici coincide cu sarcina reală a ionilor din soluție și este: H (+1), Cl (–1).

Acidul azotic în soluție disociază: $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$

- Numărul de oxidare se notează cu o cifră precedată de semnul + sau -, spre deosebire de sarcina electrică a ionului la care semnul sarcinii se plasează după numărul respectiv. Spre exemplu, în ionul de sulfat SO_4^{2-} numărul de oxidare al sulfului este +6, iar sarcina ionului de sulfat este 2-;
- În ionul NO_3^- azotul are numărul de oxidare egal cu +5, iar oxigenul -2 și se consideră sarcini convenționale: $H(+1)N(+5)\ O_3(-2)$.
- Numărul de oxidare al elementelor variază în procesul de



oxidare și reducere: de exemplu de la +6 până la -6 (vezi schema alăturată):

În procesul de oxidare un element cedează electroni, deci numărul de oxidare crește, iar în procesul de reducere un element acceptă electroni și numărul de oxidare scade, se micșorează.

Reacțiile de oxidare și reducere sunt procese chimice în care au loc simultan procese de oxidare și de reducere.

Pentru a stabili numărul de oxidare a unui element trebuie de respectat următoarele reguli:

- Suma numerelor de oxidare ale atomilor în moleculă este egală cu zero, iar al ionului complex, cu sarcina acestui ion. De exemplu, în molecula de HNO_3 suma numerelor de oxidare a H, N, O este egală cu zero:

$$[\,H^{+}\,N^{+5}\,O_3^{-2}]^{\,x}\,; \quad x = +1 +5 +3(-2) = +6-6 = 0$$

În ionul MnO_4^- manganul are numărul de oxidare +7, iar oxigenul -2.

$$[Mn^{+7}O_4^{-2}]^-\,; \qquad [\,+7 +4(-2) = 1^-]; \quad [\,+ 7 - 8 = -1]$$

- Numărul de oxidare al unei substanțe simple sau al unui atom este egal cu zero; în N_2 (substanță simplă) numărul de oxidare este egal cu zero (N_2^0); pentru atomul de Ca numărul de oxidare este egal cu zero (Ca^0);
- Fluorul (F) în compuși posedă număr de oxidare -1 cu excepția F_2^0;
- Numărul de oxidare al hidrogenului în compuși cu nemetale este egal cu +1 (cu excepția compușilor cu metale active -

metale alcaline și alcalino-pământoase (hidruri (NaH) în care H are N.O. -1: $Na^{+1}H^{-1}$;

- Oxigenul în compuși manifestă N.O. -2 cu excepția O_2^0 și în peroxizi (H_2O_2) în care oxigenul are N.O. -1 ($H_2^{+1}\ O_2^{-1}$);
- Numărul de oxidare al metalelor din subgrupele principale ale grupelor (I - III) este egal cu +1; +2; +3 respectiv;
- În perioadele mici (2, 3) numărul de oxidare variază de la +1 până la +7 ($Na^{+1}Cl^{-1}$, $Cl_2^{+7}O_7^{-2}$), iar în perioadele mari, până la +8 ($Os^{+8}O_4^{-2}$).

Exerciții

A. Stabiliți numărul de oxidare al azotului în compușii: NH_3 , HNO_2 , $NaNO_3$, N_2H_4 (hidrazina), NH_4NO_3, NO_2.

- În compusul NH_3 azotul posedă electronegativitate mai mare ca hidrogenul și manifestă număr de oxidare negativ, iar hidrogenul are număr de oxidare pozitiv:
  $(N^x H_3^{+1})^0$ x + 3(+1) = 0; x = -3, deci N.O. (N) = -3
- Numărul de oxidare al azotului în compusul HNO_2 se calculează aplicând regula: suma algebrică a tuturor sarcinilor elementelor este egală cu zero:
  $(H^{+1}N^xO_2^{-2})^0$ (+1 +x +2(-2)) = 0; x-3 = 0; x= +3
  N.O. al azotului în compusul HNO_2 este egal cu +3 ($H^{+1}N^{+3}O_2^{-2}$).
- În compusul $NaNO_3$ numărul de oxidare al azotului se calculează astfel: sodiul are număr de oxidare constant egal cu +1(grupa I, subgrupa principală), iar oxigenul, fiind un element mai electronegativ, posedă număr de oxidare stabil în majoritatea cazurilor egal cu -2:
  $(Na^{+1}N^xO_3^{-2})^0$; (+1 +x + 3(-2)) = 0; x= +5
  Azotul în compusul $NaNO_3$ are N.O. = +5.

- Dacă în compoziția compusului sunt câțiva atomi ai unui element, atunci numărul de oxidare se notează pentru un singur atom:

  $(N_2^{x}H_4^{+1})^0$; (2x +4(+1)) = 0; 2x = -4; x = -2

  În compusul N_2H_4 azotul posedă N.O.= -2.
- Nitratul de amoniu disociază: $NH_4NO_3 = NH_4^+ + NO_3^-$, calculăm numărul de oxidare al azotului în ionul de amoniu NH_4^+ și în ionul de nitrat NO_3^-; hidrogenul manifestă număr de oxidare +1, iar oxigenul -2:

  $(N^{x}H_4^{+1})^+$; (x + 4(+1)) = +1; x = -3, N.O.(N) = -3

  $(N^{x}O_3^{-2})^-$; (x + 3(-2)) = -1; x= +5, N.O.(N) = +5

  În compusul NH_4NO_3 azotul are număr diferit de oxidare - 3 și + 5.
- În compusul NO_2 azotul are N.O.= +4.

Concluzie: azotul în compușii cu fluorul și cu oxigenul manifestă număr de oxidare pozitiv (azotul are electronegativitate mai mică ca fluorul și oxigenul). În compușii oxigenați azotul posedă număr de oxidare de la +1 până la +5. Azotul în compuși cu hidrogenul și cu unele nemetale și metale are număr de oxidare negativ, cel mai mic fiind -3.

B. Determinați numărul de oxidare a sulfului în compușii: H_2S, H_2S_2 , SO_2, H_2SO_4 , $H_2S_2O_8$.

- Compusul H_2S - sulful manifestă electronegativitate mai mare ca hidrogenul și va poseda număr de oxidare negativ,

  $(H_2^{1+}S^{x})$; (2(+1) +x)=0; x = -2, deci N.O.(S) = -2
- Compusul H_2S_2 - $(H_2^{+1}S_2^{x})^0$; (2(+1) + 2x = 0; 2x = -2; x= -1; N.O.(S) =-1, iar valența sulfului este egală cu 2 (H

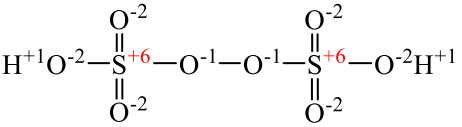
- S - S - H). În acest caz, valența sulfului nu coincide numeric cu numărul de oxidare.

- În compusul SO_2 - oxigenul este mai electronegativ și sulful va manifesta număr de oxidare pozitiv: ($S^{+4}O_2^{-2}$); N.O.(S) = +4.
- Compusul H_2SO_4 - ($H_2^{+1}S^xO_4^{-2}$)^0; 2(+1) + x + 4(-2)) = 0; x = +6, sau

$H_2^{+1}S^x$	O_4^{-2}
+2 +x	-8
+2 +6	-8
+8	-8

Numărul de oxidare al sulfului în acidul sulfuric este egal cu +6

- Compusul $H_2S_2O_8$ - acidul persulfuric - numărul de oxidare al sulfului nu poate fi stabilit după formula generală, de acea se va determina N.O. al sulfului după formula grafică:



(+1+6+6+1)=+14 (6(-2)+2(-1))=-14

Sulful în acidul persulfuric manifestă număr de oxidare egal cu +6.

C. Calculați numărul de oxidare a cromului în compușii: Cr(metalic), K_2CrO_4, CrO, Cr_2O_3, CrO_3, $K_2Cr_2O_7$.

- În atomul de crom numărul de oxidare a Cr este egal cu 0 (Cr^0). Manifestă proprietăți doar de reducător.
- În compusul K_2CrO_4 numărul de oxidare al cromului se determină astfel: notăm N.O. ale elementelor cunoscute ($K_2^{+1}Cr^xO_4^{-2}$)^0. Calculăm N.O. al Cr din relația: (2(+1) + x +4(-2)) = 0; x = +6; N.O.(Cr) = +6

Posedă proprietăți doar de oxidant.

- În oxidul CrO numărul de oxidare al cromului este egal cu +2 ($Cr^{+2}O^{-2}$).
- În hidroxidul de crom $Cr(OH)_3$ ionul de hidroxid are sarcina OH^-, iar cromul +3;

$$Cr^{+3}(OH)_3^-, \text{ N.O.(Cr)} = +3$$

Are proprietăți de oxidant și de reducător.

- În oxidul de crom CrO_3 cromul are număr de oxidare egal cu +6.
- În compusul $K_2Cr_2O_7$ se conțin 2 atom de crom, iar numărul de oxidare se notează doar pentru elementul cromul, pentru un sigur atom

$(K_2^+Cr_2^x O_7^{-2})^0$; $(2(+1) + 2x +7(-2) = 0$; $x = +6$;

N.O.(Cr) = +6; *Posedă proprietăți doar de oxidant.*

Concluzie: cromul în compușii săi posedă număr de oxidare de la zero, +2, +3 și +6. Substanțele unde elementul are număr de oxidare inferior posedă proprietăți doar de reducător (Cr^0); compușii unde elementul manifestă număr de oxidare maxim au proprietăți doar de oxidant (Cr^{+6}), iar substanțele în care elementul posedă număr de oxidare intermediar au proprietăți de oxidant și de reducător, deci este un amfolit redox (Cr^{3+}).

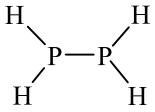
D. Stabiliți numărul de oxidare și valența fosforului în compușii: PH_3 - fosfina, P_2H_4 - difosfina, H_3PO_2 (HH_2PO_2) - acidul hipofosforos, H_3PO_3 (H_2HPO_3) - acidul fosforos, H_3PO_4 - acidul ortofosforic, HPO_3 - acidul metafosforic, $H_4P_2O_7$ - acidul pirofosforic.

- În compusul fosfina PH_3 fosforul este mai electronegativ ca hidrogenul și posedă număr de oxidare negativ (P^-

$^{3}H_3^{+1}$), N.O.(P) = -3, molecula de PH_3 are forma unei piramide trigonale, valența este egală cu III, legăturile (P-H) sunt puțin polare.

- Fosforul în compusul difosfină posedă număr de oxidare negativ ($P_2^{-2}H_4^{+1}$), N.O.(P) = -2.

  Valența P se determină după formula grafică și este egală cu III:

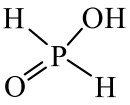


- În acidul hipofosforos fosforul are număr de oxidare pozitiv:

$$(H_3^{+1}\,P^{x}\,O_2^{-2})^{0},\quad (3(+1) + x + 2(-2)) = 0;\quad x = +1;$$

$$\text{N.O.(P)} = +1.$$

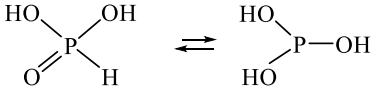
Valența fosforului se determină după formula grafică, unde fosforul are valența egală cu V:



- Fosforul în acidul fosforos posedă număr de oxidare pozitiv:

$$(H_3^{+1}P^{x}O_3^{-2})^{0};\ (3(+) + x + 3(-2) = 0;\ \text{N.O.(P)} = +3$$

Acidul fosforos există sub două forme tautomere (a) și (b). În soluție apoasă echilibrul se deplasează spre stânga și este un acid bibazic de tărie medie. Sub forma tautomerică (a) fosforul are valența V, în forma tautomerică (b) valența fosforului este egală cu III.



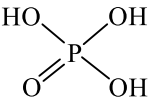
(a) (b)

- În acidul ortofosforic H_3PO_4 fosforul manifestă număr de oxidare pozitiv:

$(H_3^{+1}P^xO_4^{-2})^0$; (3(+1) + x + 4(-2)) = 0; x= +5;

N.O.(P) = +5;

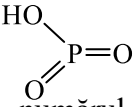
valența P vom determinau-o după formula grafică, care este egală cu V.



- Fosforul în acidul matafosforic HPO_3 posedă număr de oxidare +5 și valența este egală cu V, deci acești doi parametri numeric coincid:

  $(H^{+1}P^xO_3^{-2})^0$; (+1 + x +3(-2)) = 0; x = +5;

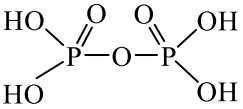
  N.O.(P) = +5 și valența V:



- În acidul pirofosforic $H_4P_2O_7$ numărul de oxidare al fosforului este egal cu +5 și valența P după formula grafică este V:

  $(H_4^{+1}P_2^xO_7^{-2})^0$; (4(+1) + 2x + 7(-2)) = 0; x= +5;

  N.O.(P) = +5



Concluzie: numărul de oxidare la fosfor variază de la minimal -3 până la +5 cu N.O. intermediar -2, +1, +3, iar valența poate fi egală cu III și cu V.

E. Noțiunea de număr de oxidare poate fi aplicat și la combinațiile complexe, în compoziția cărora se deosebește ionul complex și sfera de ionizare.

- *Stabiliți numărul de oxidare pentru bor, generator de compus coordinativ din acidul tetrafluoroboric: $H[BF_4]$ și ionul complex $[BF_4]^-$.*

  Acest compus disociază $H[BF_4] = H^+ + [BF_4]^-$

Fluorul din componența acidului complex și ionul complex sunt cele mai electronegative elemente și la formarea legăturii covalente B-F, cuplul de electroni se va deplasa spre fluor, care și va primi sarcină și număr de oxidare negativ, iar borul va poseda număr de oxidare pozitiv:

$\{H^+ [B^xF_4^-]\}^0$; (+1 +x +3(-1)) = 0; x = +3; N.O.(B) = +3

$[B^xF_4^-]^-$; (x + 4(-1) = -1; x = +3; N.O.(B) = +3

- *Determinați numărul de oxidare al cromului din compusul coordinativ - $[Cr(NH_3)_4Cl_2]Cl$.*

Compusul complex respectiv disociază: $[Cr(NH_3)_4Cl_2]Cl = [Cr(NH_3)_4Cl_2]^+ + Cl^-$.

În acest compus cromul coordinează trei ioni de clor cu sarcină negativă (Cl^-) și patru molecule electroneutre de amoniac. Cromul va poseda număr de oxidare pozitiv:

$\{[Cr^x(NH_3)_4^0Cl_2^-]Cl^-]\}^0$; (x + 3(-1)) = 0; x=+3;

N.O.(Cr) =+3;

$[Cr(NH_3)_4Cl_2]Cl$ - clorură de diclorotetraaminacrom(III)

F. Numărul de oxidare al elementelor din componența compușilor organici.

- *Stabiliți numărul de oxidare al carbonului în compușii organici: CH_4; CH_3OH; CH_2O; HCOOH, care conțin doar un carbon și în compușii ce conțin doi atomi de carbon: CH_3CH_2OH; CH_3COOH.*

Numărul de oxidare al elementelor din compușii organici se determină după aceleași reguli ca și pentru compușii anorganici.

- În molecula metanului carbonul ce unește cu 4 atomi de hidrogen și, fiind mai electronegativ ca hidrogenul, va poseda un număr de oxidare negativ -4; $[C^{-4}H_4^+]$;

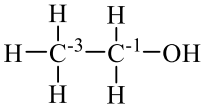
- În compusul CH_3OH numărul de oxidare se determină astfel:

$$[C^xH_3^{+}O^{-2}H^{+1}]^0; \quad (x + 4(+1) - 2) = 0; \quad x=-2;$$

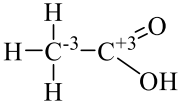
$$N.O.(C) = -2$$

- Carbonul în compusul CH_2O este egal: $[C^xH_2^{+1}O^{-2}]$; x=0; N.O.(C) = 0.
- Oxigenul în compusul HCOOH este mai electronegativ ca carbonul, de aceea carbonul va avea număr de oxidare pozitiv: $[H_2^{+1}C^xO_2^{-2}]^0$; $(2(+1) + x + 2(-2))$; $x = +2$; N.O.(C) = +2.

În compușii organici important este și determinarea numărului de oxidare al atomilor de carbon în care sunt uniți cu atomii diferitor elemente sau grupe funcționale. Spre exemplu, etanolul cu formula CH_3CH_2OH conține 2 atomi de carbon cu diferit număr de oxidare. Primul carbon care unește 3 atomi de hidrogen și este mai electropozitiv ca H va avea N.O. negativ egal cu -3. Al doilea carbon, care se unește și cu hidrogen dar și cu oxigenul mai electronegativ, va poseda N.O. = -1. În acidul etanoic primul carbon posedă N.O. egal cu -3, iar al doilea carbon are N.O. = +3.



etanol



acid etanoic

3. Oxidanți și reducători. Procese de oxidare și reducere

După cum s-a menționat, reacțiile de oxido-reducere se numesc reacțiile chimice care au loc cu modificarea numărului de oxidare al unuia sau mai multor elemente din compoziția reactanților, în urma unui transfer de electroni de la o substanță

la alta. În reacțiile de oxidare un element (în formă de atom, moleculă sau ion poliatomic) cedează electroni, deci își mărește numărul de oxidare, iar în procesul de reducere un element (în formă de atom, moleculă, ion poliatomic) acceptă electroni și numărul de oxidare scade, se micșorează. Orice oxidare este însoțită de o reducere.

Substanțele donoare de electroni se numesc reducători, iar substanțele acceptoare de electroni se numesc oxidanți:

$$Ox(1) + n\bar{e} \rightleftarrows Red(1)$$

$$Red(2) \rightleftarrows Ox(2) + n\bar{e}$$

.....

$$Ox(1) + Red(2) \rightleftarrows Ox(2) + Red(1)$$

Aceste ecuații cu schimb de electroni constituie un cuplu oxidant-reducător; astfel, oricărui oxidant îi corespunde un reducător conjugat și oricărui reducător un oxidant conjugat. Reacțiile de oxido-reducere decurg simultan.

Substanțele care se comportă ca reducător în reacție cu un oxidant puternic sau ca oxidant față de reducător puternic se numesc amfoliți redox. Astfel de substanțe conțin elemente (cu N.O. intermediar), care se oxidează și respectiv care se reduce la un număr de oxidare intermediar față de valoare minimă, respectiv valoarea maximă posibilă pentru numerele de oxidare ale acestui element.

Exemplu: reducător $HN^{+3}O_2$ ....*oxidare* ($-2\bar{e}$) ....→ $HN^{+5}O_3$

oxidant $HN^{+3}O_2$ .....*reducere*($+1\bar{e}$)....→ $N^{+2}O$

Reacția de oxidare este procesul în care o specie chimică acceptă electronii și numărul de oxidare al unui element din specia chimică crește.

Reacția de reducere este procesul în care o specie chimică cedează electroni și numărul de oxidare al unui element din această specie scade.

$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$$

$Mg^0 \rightarrow Mg^{+2} - 2\bar{e}$ *proces de oxidare*

$Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$ *proces de reducere*

Electronii nu pot exista liberi în mediul de reacție. Atunci când o specie chimică cedează electroni, înseamnă că ea se află în prezența altei specii chimice care este capabilă să accepte electroni. De aceea aceste procese de oxidare și reducere nu pot exista independent, dar au loc reacții care cuprind ambele procese. Reactantul care se oxidează (cedează electroni) este un agent reducător, iar oxidantul care se reduce (acceptă electroni) este un agent oxidant.

O reacție redox constă într-un transfer de electroni de la agentul reducător la agentul oxidant, de exemplu reacția de oxidare a fierului de către oxidantul clor(gaz):

$$\underset{red}{2Fe} + \underset{ox}{3Cl_2} \rightarrow 2FeCl_3 \quad (\ldots 3\cdot 2\bar{e}=6\bar{e}\ldots)$$

În reacțiile pe electrozi, se produce oxidarea la polul pozitiv (anodul) sărac în electroni, deci acceptă electroni și reducerea la polul negativ (catodul) donor de electroni:

$$2Na^+Cl^- \xrightarrow{electroliza\ topiturii} 2Na + Cl_2$$

la catod (-) $2Na^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2Na^0$ *reducere*

la anod (+) $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$ *oxidare*

Pentru nemetalele sulful și azotul principalii oxidanți sunt acidul sulfuric $H_2SO_{4conc.}$ și acidul azotic HNO_3, numărul de oxidare maxim pentru S(+6) și pentru N(+5). În reacția cu

metalele și nemetale se pot reduce diferit în funcție de concentrația acizilor și activitatea metalului.

Acidul sulfuric concentrat în reacție cu metale se reduce până la diferite produse (Figura 1).

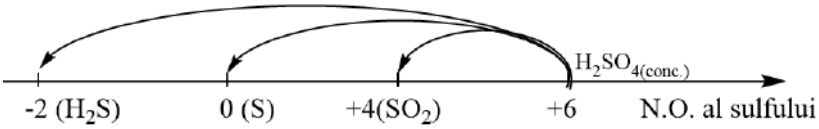


Fig.1. Produșii de reacție obținuți la interacțiunea acidului $H_2SO_{4\ conc}$ cu metalele

Acidul azotic în dependență de concentrație și activitatea metalului se poate reduce la compuși cu numărul de oxidare de la -3 (minimal) până la număr de oxidare maxim +5 (Figura 2).

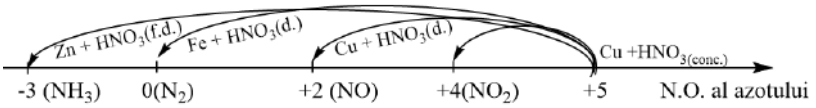
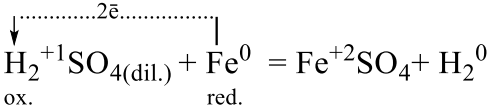
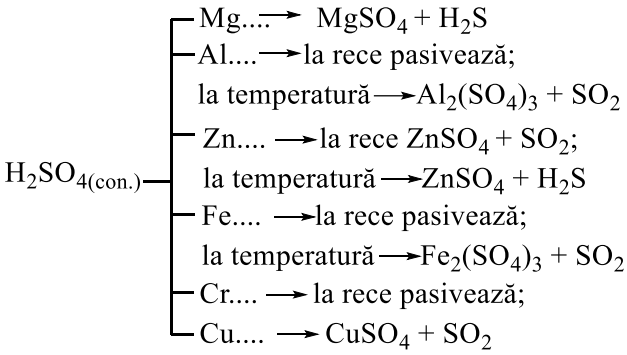


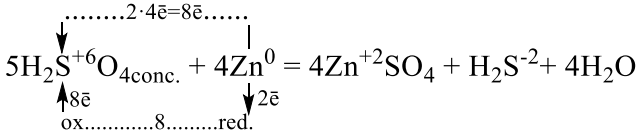
Fig. 2. Produșii de reacție obținuți în urma reducerii acidului azotic cu metale

Produși obținuți la interacțiunea acidului H_2SO_4 cu metale

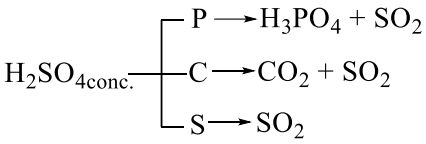
$H_2SO_{4(dil.)}$ + Al.... → $Al_2(SO_4)_3 + H_2$
Zn.... → $ZnSO_4 + H_2$
Fe.... → $FeSO_4 + H_2$
Cr.... → $Cr_2(SO_4)_3 + H_2$
Cu.... → nu interacționează

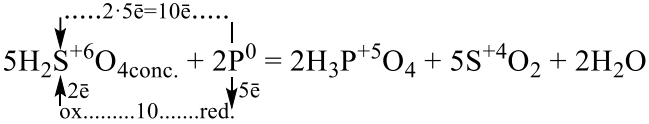






Produși obținuți la interacțiunea acidului sulfuric concentrat cu unele nemetale:

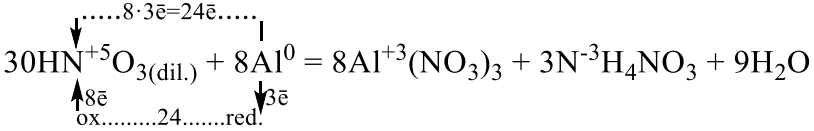


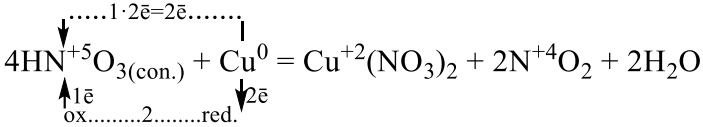


Concluzii:

- Acidul sulfuric diluat interacționează doar cu metalele amplasate până la hidrogen în seria tensiunii metalelor și degajă hidrogen.
- Acidul sulfuric concentrat în reacție cu metalele se reduce cu formarea compușilor: SO_2, S, H_2S în funcție de activitatea metalelor.

- Cu nemetalele acidul H_2SO_4 diluat nu interacționează, iar acidul sulfuric concentrat în reacție cu unele nemetale (P, C, S) ce reduce cu formarea lui SO_2.





Acidul azotic în reacție cu metalele și nemetale se reduce diferit în funcție de concentrația acidului și activitatea metalului (Tabelul 1).

Tabelul 1. Produși obținuți la interacțiunea acidului HNO_3 cu metale și nemetale

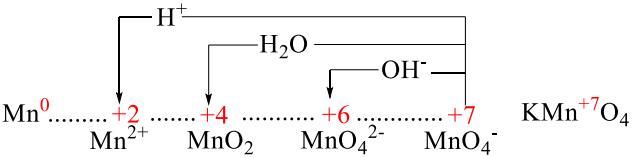
	$HNO_{3diluat}$	HNO_{3conc}
Mg	$Mg(NO_3)_2$, NO_2, NO, N_2O, N_2	NO_2, NO, N_2
Al	$Al(NO_3)_3$, N_2O, NH_4NO_3	la rece se pasivează; la temperatură NO
Zn	$Zn(NO_3)_2$, NO, NO_2, NH_4NO_3	NO_2, NO, N_2
Fe	$Fe(NO_3)_3$, NO, N_2	la rece se pasivează; la temperatură NO_2
Cu	$Cu(NO_3)_2$, NO	NO_2
P	H_3PO_4, NO	NO_2
S	SO_2, NO	-
C	NO_2	CO_2, NO_2

Concluzie:

- Acidul azotic HNO_3 diluat și concentrat în reacție cu metale și nemetale se reduce diferit cu formarea compușilor: NO_2, NO, N_2O, N_2, NH_4NO_3 în funcție de concentrația acidului și activitatea metalului.

La desfășurarea reacțiilor de oxido-reducere un rol important are *mediul soluției, pH-ul*. În funcție de mediul soluției, reacțiile redox cu participarea compușilor (oxidanți) Mn(VII) și Cr(VI) vor decurge diferit.

Pentru permanganatul de potasiu $KMnO_4$:



Schematic reprezentăm:

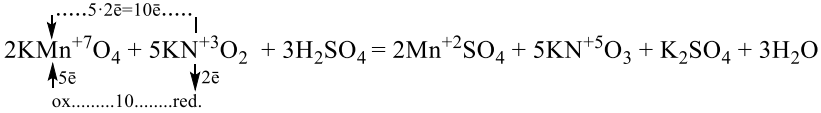
$$MnO_4^- \text{.....} H^+ \text{.....} \rightarrow Mn^{2+}$$
$$MnO_4^- \text{.....} H_2O \text{.....} \rightarrow MnO_2$$
$$MnO_4^- \text{.....} OH^- \text{.....} \rightarrow MnO_4^{2-}$$

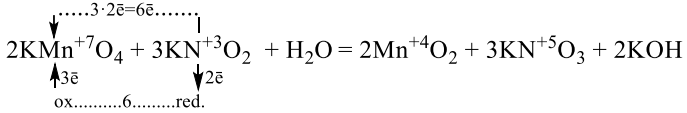
Procesul de reducere a permanganatului de potasiu $KMnO_4$ este redat în Tabelul 2.

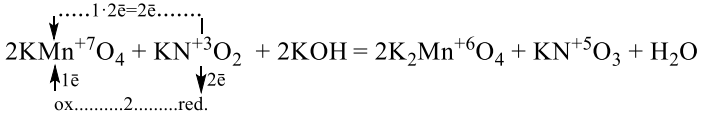
Tabelul 2. Reducerea permanganatului de potasiu $KMnO_4$

	$KMnO_4$	
Mediu acid	Mediu neutru	Mediu bazic
H^+	**H_2O**	**OH^-**
(acid sulfuric)		*(hidroxid de potasiu)*
Sarea $MnSO_4$	**Oxidul MnO_2**	**Manganat de K_2MnO_4**
(culoare slab roză)	*(culoare brună)*	*(culoare verde)*

Astfel, permanganatul de potasiu $KMnO_4$ în soluție în prezența unor reducători (Na_2SO_3, KNO_2, Na_2S) se poate reduce, în funcție de mediu, până la Mn^{2+}, MnO_2, MnO_4^{2-}.







Compușii cromului (VI) (oxidanți puternici) cromații CrO_4^{2-} și bicromați $Cr_2O_7^{2-}$. În funcție de mediul soluției se pot reduce până la săruri de Cr^{3+}, hidroxid $Cr(OH)_3$ și ionul complex $[Cr(OH)_6]^{3-}$:

	$Cr_2O_7^{2-}$	**H^+**	Cr^{3+}
Cr(VI)	CrO_4^{2-}	**H_2O**	$Cr(OH)_3$
		OH^-	$[Cr(OH)_6]^{3-}$

Schematic poate fi scris:

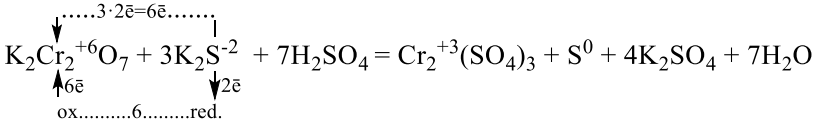
$Cr_2O_7^{2-}$	**H^+**	$2Cr^{3+}$
$Cr_2O_7^{2-}$	**H_2O**	$Cr(OH)_3$
$CrO4^{2-}$	**OH^-**	$[Cr(OH)_6]^{3-}$

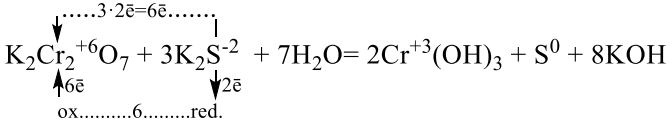
Procesul de reducere a cromaților (CrO_4^{2-}) și bicromaților ($Cr_2O_7^{2-}$) în funcție de mediul soluției este prezentat în Tabelul 3.

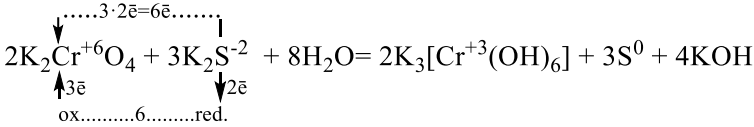
Tabelul 3. Reducerea cromaților și bicromaților în funcție de mediul soluției

$K_2Cr_2O_7$		**H^+**	Cr^{3+}	săruri de culoare verde
$K_2Cr_2O_7$	+ reducător	**H_2O**	$Cr(OH)_3$	precipitat de culoare verde-surie
K_2CrO_4		**OH^-**	$[Cr(OH)_6]^{3-}$	soluție de culoare verde

Concluzie: cromații și bicromații în prezența unor reducători (Na_2S, Na_2SO_3, KNO_2), în funcție de mediul soluției, se pot reduce cu formarea compușilor, unde cromul se va afla în stare de oxidare (+3):







În calitate doar de **oxidanți** (agenți chimici care acceptă electroni) pot fi:

- substanțe simple nemetale - $O_2[O_2 + 4ē \rightarrow 2O^{-2}]$; $Cl_2\,[Cl_2 + 2ē \rightarrow 2Cl^-]$; $S + 2ē \rightarrow S^{-2}$;
- nemetale și metale în compușii cu numere de oxidare maxim ($HN^{+5}O_3$; $KMn^{+7}O_4$);

- cationii de H^+ (H_3O^+) [$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$];
- cationii metalici cu număr de oxidare maxim ($Cu^{2+} \rightarrow Cu^+$)

$$2Cu^{+2}Cl_2 + 2KI^- \rightarrow 2Cu^+Cl + I_2^0 + 2KCl$$

Reducători (agenți chimici care cedează electroni) tipici pot fi:

- metale în stare liberă (metale alcaline și alcalino-pământoase - Na, Ca; dar și Al; Cr);

$2Na^0 + Cl_2^0 \rightarrow 2Na^+Cl^-$ $\quad$ $2Al^0 + Fe_2^{+3}O_3 \rightarrow 2Fe^0 + Al_2^{+3}O_3$

$\downarrow 1\bar{e} \quad 2\bar{e}\uparrow$ $\quad$ $\downarrow 3\bar{e} \quad \uparrow 6\bar{e}$

red....2...ox $\quad$ red...6....ox

- cationii metalici în stare de oxidare inferiori (Cu^+, Cr^{2+}, Ag^+);
- acizi neoxigenați și sărurile lor (H_2S^{-2}, HI^-, $NaBr^-$);
- hidrurile metalelor alcaline (NaH)

$$[NaH^- + H^+OH \rightarrow H_2^0 + NaOH]$$

$\downarrow 1\bar{e} \quad \uparrow 1\bar{e}$

red $\quad$ ox

- compușii unor nemetale cu hidrogenul în care nemetalele au număr de oxidare inferior - NH_3, PH_3;

$$4N^{-3}H_3 + 3O_2^0 = 2N_2^0 + 6H_2O^{-2}$$

$\downarrow 3\bar{e} \quad 4\bar{e}\uparrow$

red ...12 ... ox

Tabelul 4. Unii oxidanți și reducători

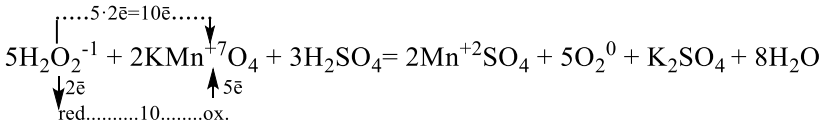
Oxidanți	Reducători
Substanțe simple nemetale: O_2, Cl_2, Br_2, F_2	Substanțe simple metale: Na, K, Ca, Mg, Al, Cr
Oxizii metalelor cu număr de oxidare maxim: CrO_3, Mn_2O_7, PbO_2	Substanţe simple nemetale: C, H_2, S, P
Acizi oxigenați unde un element	Oxizi ai nemetalelor cu

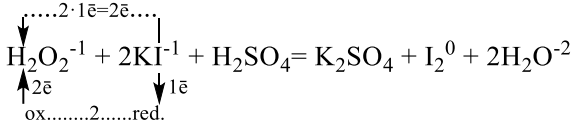
are număr de oxidare maxim: HNO_3, H_2SO_4, $HMnO_4$, $HClO_4$	număr de oxidare inferior: NO, CO, SO_2
Peroxid de hidrogen: $H_2O_2 \rightarrow 2OH^-$	Peroxidul de hidrogen: $2H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$
Săruri ale acizilor oxigenați cu număr de oxidare maxim (din componența anionului): $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, KNO_3	Acizi neoxigenați și sărurile lor: H_2S, HCl_{conc}, HI, KBr, Na_2S
Săruri ale unor metale cu număr de oxidare maxim (din componența cationului): $CuCl_2$, $AgNO_3$,, $FeCl_3$, $SnCl_4$	Săruri ai unor nemetale cu număr de oxidare mediu: Na_2SO_3, $SnCl_2$, KNO_2, $MnSO_4$, $Cr_2(SO_4)_3$
Cationii de hidrogen H^+: $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	Compuși ai nemetalelor cu hidrogenul, unde nemetalul are număr de oxidare inferior: NH_3, PH_3

În calitate de **oxidanți și de reducători** (agenți chimici amfoliți, care cedează și acceptă electroni) por fi compușii în care un element posedă număr de oxidare intermediar.

Spre exemplu:

- Peroxidul de hidrogen $H_2^{+1}O_2^{-1}$:





- Compușii unor nemetale și metale ce conțin un element cu număr de oxidare intermediar: $HN^{+3}O_2$; $Na_2S^{+4}O_3$; $Cr^{+3}Cl_3$; $Mn^{+4}O_2$.

$$2Cr^{+3}Cl_3 + Zn^0 = 2Cr^{+2}Cl_2 + Zn^{+2}Cl_2$$

ox.....6.....red

$$2Cr^{+3}Cl_3 + 3Br_2^0 + 16KOH = 2K_2Cr^{+6}O_4 + 6KBr^{-1} + 6KCl + 8H_2O$$

red.....6.....ox.

Unii oxidanți și reducători aplicați în practică sunt prezentați în Tabelul 4.

4. Clasificarea reacțiilor de oxido-reducere

4.1. Reacții de oxido-reducere intermoleculare

La acest tip de reacții redox se clasifică reacțiile în care oxidantul și reducătorul sub formă de ioni sau molecule se află în diferite substanțe și sunt cele mai vulnerabile. De exemplu:

a) într-un sistem gazos:

$$2H_2S^{-2} + 3O_2^0 = 2S^{+4}O_2 + 2H_2O^{-2}$$

....2·6ē=12ē....

red.....12.....ox.

În această reacție sulful din componența sulfurii de hidrogen cu număr de oxidare -2 cedează 6ē și este reducător, iar oxigenul adiționează 4ē, se reduce și N.O. se micșorează de la zero la -2 și manifestă proprietăți de oxidant.

b) în soluție:

$$2KMn^{+7}O_4 + 5Na_2S^{-2} + 8H_2SO_4 = 2Mn^{+2}SO_4 + 5S^0 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

....5·2ē=10ē.....

ox.....10.....red.

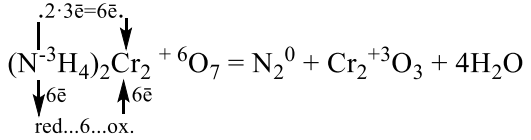
Manganul din permanganatul de potasiu adiționează 5ē și este oxidant, iar sulful din sulfura de sodiu cedează 2ē și manifestă proprietăți de reducător.

4.2. Reacții de oxido-reducere intramoleculare

În reacțiile de oxido-reducere intramoleculare oxidantul și reducătorul intră în componența uneia și aceleeași substanțe, adică diferite elemente dintr-un singur reagent trec în diferite produse. Astfel de reacții aparțin la reacțiile de descompunere. Spre exemplu:

a) Descompunerea bicromatului de amoniu - $(NH_4)_2Cr_2O_7$

În componența bicromatului de amoniu elementul azot cu număr de oxidare -3 se oxidează până la azot liber, adică este reducător (cedează 6 electroni); atomii de crom (doi atomi) de la N.O. +6 se reduc până la +3 (adiționează 6 electroni) și manifestă proprietăți de oxidant.



b) Reacții redox intramoleculare sunt și reacțiile de descompunere a nitraților. Nitrații la temperatură se pot descompune diferit în funcție de activitatea metalului și amplasarea lui în seria tensiunii metalelor din componența sării (Tabelul 5).

Prin încălzire peste punctul de topire, nitrații se descompun formând compuși cu diferite stări de oxidare: în cazul **1** azotul din ionul de nitrat cu N.O. +5 se reduce până la azot +3, iar în cazul **2** azotul se reduce până la +4 ($N^{+4}O_2$), adiționând un electron și se comportă ca oxidant, iar o parte din

oxigen cu N.O. -2 se oxidează până la oxigen liber (O_2^0) și manifestă proprietăți de reducător. În cazul 3 ca oxidant poate participa și ionul de metal și în urma reacției se vor schimba N.O. trei elemente: $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$, o parte de oxigen $2O^{-2} \rightarrow O_2$ și $Me^{+n} \rightarrow Me^0$.

Tabelul 5. Descompunerea nitraților la temperatură

	Me până la **Mg** (excepție *Li*)	$Me^{+n}(N^{+3}O_2)_n$ + O_2^0	(1)
$\mathbf{Me^{+n}(NO_3)_n}$	**Me** de la **Mg** până la **Cu** și **Li**	$Me_xO_y + N^{+4}O_2 + O_2^0$	(2)
	Me după **Cu**	$Me^0 + N^{+4}O_2 + O_2^0$	(3)

4.3. Reacții redox de disproporționare (de autooxidare și autoreducere)

În reacțiile redox de disproporționare atomii unui element din componența unui singur compus, cu același număr de oxidare, pot forma după reacție compuși cu numere de oxidare diferite.

De exemplu: $3Cl_2^0 + 6KOH \xrightarrow{t^oC} 5KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + 3H_2O$

$$5Cl^0 + Cl^0 + 6KOH = 5KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + 3H_2O$$

$\uparrow 1\bar{e}$ $\downarrow 5\bar{e}$

ox...5...red.

Clorul gaz fiind în stare elementară sub formă de substanță simplă se află în starea de oxidare zero. Un atom de clor cu N.O. zero în urma reacției acceptă un electron Cl^- și are proprietăți de oxidant, al doilea atom de clor tot cu N.O. zero cedează $5\bar{e}$ și formează ionul de clorat ClO_3^- și manifestă proprietăți de reducător. Astfel, pentru clorul gaz are loc procesul de autooxidare și autoreducere.

În cazul descompunerii manganatului de potasiu (K_2MnO_4), de asemenea, are loc o reacție redox de disproporționare:

$$2K_2Mn^{+6}O_4 + K_2Mn^{+6}O_4 + 2H_2O = 2KMn^{+7}O_4 + Mn^{+4}O_2 + 4KOH$$

$\downarrow 1\bar{e}$ $\uparrow 2\bar{e}$

red.....2.....ox.

În procesul reacției de disproporționare un atom își mărește numărul de oxidare (Mn^{+6} $-1\bar{e}$ $\rightarrow$ Mn^{+7} are loc procesul de oxidare), al doilea atom al aceluiași element își micșorează numărul de oxidare (Mn^{+6} $+2\bar{e}$ $\rightarrow$ Mn^{+4} are loc procesul de reducere).

4.4. Reacții redox de conproporționare (conmutare)

În procesul reacției de conproporționare participă compuși cu diferite numere de oxidare ai aceluiași element și se obține un singur compus cu număr de oxidare intermediar. Un compus participă în calitate de oxidant, al doilea ca reducător, iar în urma reacției se obține o substanță unde elementul are același număr de oxidare.

Exemplu:

$$2KMn^{+7}O_4 + 3Mn^{+2}SO_4 + 2H_2O = 5Mn^{+4}O_2 + K_2SO_4 + 2H_2SO_4$$

$\uparrow 3\bar{e}$ $\downarrow 2\bar{e}$

ox.....6.....red.

În urma reacției de conproporționare între doi compuși ai aceluiași element (Mn) cu diverse numere de oxidare (Mn+7 și Mn+2) se obține un compus unde elementul posedă N.O. intermediar (Mn^{+4}); [$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+4} \leftarrow Mn^{+2}$].

La interacțiunea a doi compuși ai sulfului: sulfura de

hidrogen (S^{-2}) în calitate de reducător și oxidul de sulf (S^{+4}) - oxidant, se obține, în urma reacției, o singură substanță unde sulful are același număr de oxidare (S^0).

$$2H_2S^{-2} + S^{+4}O_2 = 3S^0 + 2H_2O$$

$2\bar{e}$ (↓) $4\bar{e}$ (↑)

red.....4.....ox.

Tipurile de reacții de oxido-reducere sunt expuse în schema generală (Figura 3).

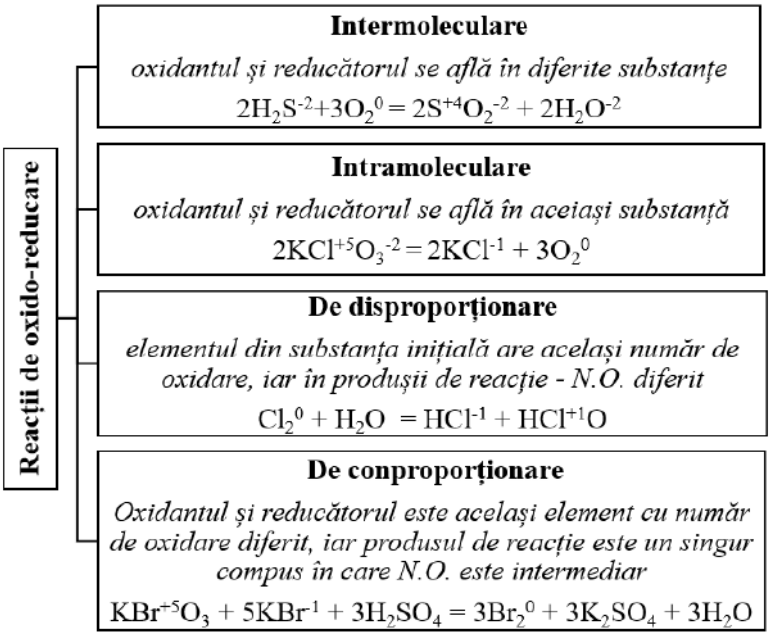


Fig. 3 Clasificarea reacțiilor de oxido-reducere

5. Stabilirea coeficienților în reacțiile de oxido-reducere

5.1. Alcătuirea ecuațiilor reacțiilor de oxido-reducere

Pentru a alcătui o ecuație a unei reacții chimice trebuie să

dispunem de o informație corectă ce substanțe vor participa la reacție și ce produși de reacție se vor obține. Se alcătuiesc ecuațiile moleculare și ionice dacă reacția decurge în soluții și apoi se determină raportul cantitativ al reactanților și produșilor de reacție.

La alcătuirea ecuațiilor reacțiilor redox e necesar de ținut cont de următoarele etape:

Se alcătuiește ecuația moleculară dintre reactanți și se stabilesc produșii de reacție cu indicarea formulelor respective. Pentru reacțiile redox e dificil de a stabili produșii de reacție, astfel:

- se aplică informația despre comportamentul chimic al substanțelor reactante;
- se apreciază modificarea numărului de oxidare al unor elemente din componența reactanților;
- se determină oxidantul și reducătorul;
- se aplică transferul de electroni de la reducător la oxidant și se determină care vor fi produșii obținuți de la reducerea oxidantului și la oxidarea reducătorului.
- numărul de electroni schimbați de reducător și oxidant permite stabilirea coeficienților stoechiometrici pentru echilibrul cu schimb de electroni.
- determinarea coeficienților stoechiometrici ai ecuațiilor reacțiilor de oxido-reducere se efectuează ținând cont de legea conservării masei substanței (bilanțul atomic) și de numărul electronilor schimbați (bilanțul electronic).

Spre exemplu: pentru a alcătui ecuațiile reacțiilor redox la interacțiunea acidului H_2SO_4 concentrat cu metale și nemetale, aplicăm informația că acidul sulfuric cu metale

formează săruri (cu zincul formează $ZnSO_4$), cu nemetale - acizi (cu fosforul formează H_3PO_4), iar acidul se va reduce cu formarea diferitor compuși (SO_2, S, H_2S) în conformitate cu activitatea metalului:

$$\underset{ox}{5H_2SO_{4\ conc.}} + \underset{red}{4Zn} = 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$$

Este mai accesibil de stabilit produșii de reacție dacă un produs e deja cunoscut. Să examinăm reacția dintre hidroxidul de cobalt (III) și acidul clorhidric. Este cunoscut că în cei mai stabili compuși anorganici cobaltul manifestă număr de oxidare egal cu +2, deci se poate de alcătuit ecuația:

$$Co^{+3}(OH)_3 + HCl \rightarrow Co^{+2}Cl_2 + ...$$

În urma reacției Co se reduce, deci adiționează 1 electron. În calitate de reducător va participa acidul HCl, unde clorul posedă număr de oxidare -1, deci Cl^{-1} va ceda electroni și se va oxida până la clor liber (Cl_2).

Se alcătuiește ecuația reacției și se stabilesc coeficienții:

$$\underset{ox}{2Co(OH)_3} + \underset{red}{2HCl} + \underset{mediu}{4HCl} = 2CoCl_2 + Cl_2 + 6\ H_2O$$

5.2. Stabilirea coeficienților în reacțiile de oxido-reducere prin metoda bilanțului electronic

La stabilirea coeficienților stoechiometrici pentru echilibrul cu schimb de electroni se parcurg următoarele etape:

- Se scrie ecuația reacției de oxido-reducere moleculară, unde se indică reactanții și produșii de reacție.

$$Mg + H_2SO_{4\ conc.} \rightarrow MgSO_4 + H_2S + H_2O$$

- Se stabilește numărul de oxidare pentru fiecare element din componența reactanților și produșilor de reacție:

$$Mg^0 + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \rightarrow Mg^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}S^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

- Se identifică elementele care și-au modificat numărul de oxidare și se scrie în sistem de două semireacții electronice, una de oxidare pentru reducător și alta pentru reducerea oxidantului, indicând numărul de electroni cedați de reducător și numărul de electroni adiționați de oxidant:

  reducătorul $Mg^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{+2}$ oxidare

  oxidantul $S^{+6} + 8\bar{e} \rightarrow S^{-2}$ reducere

- Se alcătuiește bilanțul electronic și se echilibrează cele două semireacții ținând cont că numărul de electron cedați de reducător trebuie să fie egal cu numărul de electroni adiționați de oxidant. Pentru aceasta, determinăm cel mai mic multiplu comun pentru numărul de electroni cedați și adiționați. Împărțim această valoare la numărul de electroni cedați și adiționați și cu numărul obținut înmulțim semireacția de oxidare, la fel se procedează și cu semireacția de reducere:

Red.	$Mg^0 - 2\bar{e} \longrightarrow Mg^{+2}$	8	4
Ox.	$S^{+6} + 8\bar{e} \longrightarrow S^{-2}$		1

- Cel mai mic multiplu pentru reacția dată este egal cu 8 și se determină coeficienții 4 pentru reducător și coeficientul 1 pentru oxidant. Coeficienții astfel obținuți se introduc în ecuația moleculară globală a reacției redox:

$$\underset{red}{4Mg^0} + 2H_2\underset{ox}{S^{+6}}O_4 \rightarrow 4Mg^{+2}SO_4 + H_2S^{-2} + H_2O$$

- Se introduc coeficienții și la celelalte elemente, aplicând legea conservării substanței (numărul atomilor). În

reacția dată acidul H_2SO_4 se consumă nu numai pentru oxidarea Mg, dar și pentru formarea sării $MgSO_4$, în care N.O. a sulfului nu se modifică. Pentru a obține 4 mol de $MgSO_4$ ce cer 4 mol de acid H_2SO_4. Prin urmare, la un 1 mol de acid consumat ca oxidant se adaugă 4 mol de acid ca mediu pentru a forma sarea.

$$\underset{red}{4Mg} + \underset{ox}{5H_2SO_4} \rightarrow 4Mg^{+2}SO_4 + H_2S^{-2} + 4H_2O$$

- În continuare, egalăm numărul de atomi de hidrogen până și după reacție:

$$4Mg + 5H_2SO_4 \rightarrow 4MgSO_4 + H_2S^{-2} + 4H_2O$$

Să examinăm o reacție de oxido-reducere ***intermoleculară*** *în urma cărei se modifică numărul de oxidare a câtorva elemente.*

Se dă ecuația reacției de oxidare a sulfurii de arseniu (III) de către acidul azotic:

$$As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$$

Se determină numărul de oxidare la elementele din componența substanțelor reactante și a produșilor de reacție:

$$As_2^{+3}S_3^{-2} + H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} \rightarrow H_3^{+1}As^{+5}O_4^{-2} + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} + N^{+2}O^{-2}$$

În această ecuație își modifică numărul de oxidare trei elemente:

$As^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow As^{+5}$; $S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$; $N^{+5} + 2\bar{e} \rightarrow N^{+2}$

Prin urmare, în substanța As_2S_3 se oxidează ambele elemente As și S, iar azotul din acidul HNO_3 se reduce. Alcătuim 3 semireacții electronice pentru acest proces:

$$2As^{+3} - 4\bar{e} \rightarrow 2As^{+5}$$
$$3S^{-2} - 24\bar{e} \rightarrow 3S^{+6}$$
$$N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$$

Adunăm numărul de electroni cedați de reducătorul As_2S_3, stabilim cel mai mic multiplu comun și determinăm coeficienții pentru reducător și oxidant:

$2As^{+3} - 4\bar{e} \rightarrow 2As^{+5}$] -28ē | 84 | 3

$3S^{-2} - 24\bar{e} \rightarrow 3S^{+6}$

$N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$ $+3\bar{e}$ 28

Notăm coeficienții în ecuația reacției moleculare:

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

Se stabilește că numărul atomilor de hidrogen de până la reacție în valoare de 28 nu coincide cu numărul atomilor de hidrogen de după reacție, acesta fiind de 36, de aceea până la reacție se adaugă 4 molecule de apă:

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 + 4H_2O = 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

Se verifică ca numărul atomilor de oxigen de până și după reacție să coincidă.

Stabilirea coeficienților pentru o reacție redox ***intramoleculară*** *folosind metoda bilanțului electronic*

Se examinează ecuația reacției de descompunere a acidului azotic la lumină, care prezintă o reacție redox intramoleculară, unde reducătorul și oxidantul se află în aceeași substanță.

$$HN^{+5}O_3^{-2} \rightarrow N^{+4}O_2 + O_2^0 + H_2O$$

În această reacție azotul își modifică numărul de oxidare de la N^{+5} până la N^{+4}, adiționează 1 electron și se reduce: $N^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow N^{+4}$; al doilea element oxigenul de la O^{-2} cedează 2 electroni și se oxidează până la O_2^0, deoarece se obține oxigenul molecular O_2, în reacție vor participa $2O^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0$, dar nu tot oxigenul își modifică numărul de oxidare (în NO_2 și H_2O N.O. al O rămâne -2).

Alcătuim un sistem de 2 semireacții electronice și stabilim coeficienții aplicând metoda bilanțului electronic:

$$\begin{array}{lll|c|c} \text{ox.} & N^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow N^{+4} & & & 4 \\ & & & 4 & \\ \text{red.} & 2O^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow O_2 & & & 1 \end{array}$$

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + O_2 + H_2O$$

Se verifică numărul atomilor de H și O de până și după reacție. Pentru a egala numărul atomilor de hidrogen la apă se notează coeficientul 2:

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

Stabilirea coeficienților pentru o reacție de ***disproporționare.***

$$Cl_2^0 + KOH \xrightarrow{t} KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + H_2O$$

În această ecuație un atom de clor (Cl_2^0) se oxidează până la Cl^{+5}, al doilea atom de clor se reduce până la Cl^{-1}. Alcătuim sistemul de două semireacții electronice și stabilim coeficienții aplicând metoda bilanțului electronic:

$$\begin{array}{ll|c|c} Cl^0 + 1\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} & & & 5 \\ & 5 & & \\ Cl^0 - 5\bar{e} \rightarrow Cl^{+5} & & & 1 \end{array}$$

Notăm coeficienții în reacția redox moleculară. În reacție au participat 6 atomi de clor:

$$3Cl_2 + KOH \rightarrow 5KCl + KClO_3 + H_2O$$

Egalăm numărul atomilor elementelor care nu și-au modificat numărul de oxidare (K, H, O). După reacție sunt prezenți 6 atomi de K, deci egalăm numărul atomilor de K din reactant, de asemenea egalăm și numărul atomilor de hidrogen:

$$3Cl_2 + 6KOH = 5\,KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

Verificăm și numărul atomilor de oxigen din componența reactanților și produșilor de reacție.

Să examinăm o reacţie redox de ***conproporţionare.***

$$KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

Determinăm elementele care își modifică numărul de oxidare:

$$KBr^{-1} + KBr^{+5}O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2^0 + K_2SO_4 + H_2O$$

În reacția prezentă s-a modificat numărul de oxidare: doar atomii de brom, de la numărul de oxidare -1 și +5 din componența reactanților până la Br_2^0 în urma reacției. Alcătuim 2 semireacții electronice și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{l|l|l} Br^{-1} - 1\bar{e} \rightarrow Br^0 & 5 & 5 \\ Br^{+5} + 5\bar{e} \rightarrow Br^0 & & 1 \end{array}$$

Notăm coeficienții în ecuația reacției moleculare. Au participat la reacție 5 atomi de Br^{-1} și un atom Br^{+5} și s-au obținut $3Br_2^0$:

$$5KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 3Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

Egalăm celelalte elemente care au participat la reacție:

$$5KBr + KBrO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3Br_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$$

5.3. Stabilirea coeficienților la reacțiile redox folosind metode iono-electronice sau de semireacții ionice

Această metodă se aplică la reacțiile de oxido-reducere care decurg în soluție cu participarea ionilor care se formează la disocierea reactanților și a produșilor de reacție și ionii mediului H^+; OH^- și moleculele de H_2O. Pentru a stabili coeficienții stoechiometrici este necesar de a scrie două semireacții ionice: una pentru oxidant și alta pentru reducător. Se concretizează forma oxidată și cea redusă ale reactanților sub formă ionică.

Să examinăm ecuația redox de oxidare a ionului de sulf

S^{-2} și reducerea ionilor MnO_4^- în mediul acid, unde la reacție vor participa și ionii H^+.

$$KMnO_4 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

În această reacție vor participa ionul de MnO_4^- și ionul S^{2-}, care se formează la disocierea reactanților $KMnO_4$ și Na_2S. Ionul de permanganat MnO_4^- în mediu acid se reduce pană la ionul de Mn^{2+}, iar forma reducătoare S^{2-} se oxidează pană la sulf cu numărul de oxidare 0. Ecuația ionică a acestei reacții este următoarea:

$$MnO_4^- + S^{2-} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + S^0 + H_2O$$

Se scrie două semireacții ionice cu participarea oxidantului și reducătorului.

$$MnO_4^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O \quad \text{reducere} \quad (1)$$
$$S^{2-} \rightarrow S^0 \quad \text{oxidare} \quad (2)$$

În ecuația 1 egalăm numărul atomilor de mangan și apoi de oxigen și de hidrogen.

$$MnO_4^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O$$

Numărul atomilor de mangan sunt egali, apoi egalăm numărul atomilor de oxigen din componența ionului MnO_4^- și, respectiv, se vor obține patru molecule de apă. Stabilim numărul atomilor de hidrogen unde după reacție constituie 8 atomi de hidrogen din componența apei și adăugăm până la reacție $8H^+$.

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Egalăm sarcinile electrice. Până la reacție sunt 7 sarcini electrice [(-1+8) = +7], iar după reacție suma sarcinilor constituie +2, de aceea în partea stângă vom adăuga 5ē pentru a

micșora sarcina până la +2 și va fi egală cu sarcina ionului de după reacție.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Egalăm ecuația 2:

$$S^{2-} \rightarrow S^0 + 2\bar{e} \quad \text{sau} \quad S^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$$

Scriem sistemul a două semireacții ionice pentru oxidant și reducător.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \quad (1)$$

$$S^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S^0 \quad (2)$$

Egalăm numărul de electroni adiționați de oxidant cu numărul de electroni cedați de reducător. Pentru aceasta găsim numitorul comun al numărului de electroni din semireacția 1 și 2, apoi înmulțim valoarea dată la numărul de electroni adiționați și cedați și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{r|c|c|l} MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O & 5 & 10 & 2 \\ S - 2\bar{e} \rightarrow S^0 & 2 & & 5 \\ \hline 2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5S^0 + 8H_2O & & & \end{array}$$

Scriem reacția redox ionică și moleculară cu coeficienții respectivi.

$$2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5S^0 + 8H_2O$$

$$2KMnO_4 + 5Na_2S + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5S + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O$$

6. Influența mediului soluției la desfășurarea reacțiilor redox

La desfășurarea reacțiilor de oxido-reducere în soluție un rol important are mediul acid, bazic și neutru. La reacțiile ionice vor participa ionii H^+, ionii OH^- sau apa H_2O.

Să examinăm ecuațiile reacțiilor redox cu participarea permanganatului de potasiu $KMnO_4$, care în funcție de mediul

soluției se poate reducere diferit: în mediul acid se obțin ionii Mn^{2+}, în mediul bazic - ionii MnO_4^{2-} și în mediu neutru MnO_2.

- *Ecuația reacției în mediu acid*

În calitate de reducător se aplică nitritul de potasiu în mediu de acid H_2SO_4. Se scrie ecuația reacției redox moleculară:

$$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

La disocierea reactanților în soluție se formează ionii: MnO_4^- , NO_2^- și ionii H^+, care și vor participa la reacția redox. Ionul MnO_4^- se va reduce până la Mn^{2+} (adiționează 5 electroni), iar ionul de NO_2^- se oxidează la NO_3^- (cedează 2 electroni).

Alcătuim sistemul de două semireacții ionice pentru oxidant și reducător:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$
$$NO_2^- + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+$$

Egalând sarcinile ionilor până și după reacție, obținem +7(-1+8) → +2 în primul sistem, ca rezultat se vor adiționa 5 electroni, în al doilea sistem de la -1 → +1 se cedează 2 electroni. Egalăm numărul de electroni adiționați de oxidat cu numărul de electroni cedați de reducător, determinăm cel mai mic multiplu comun (10) și stabilim coeficienții (2 și 5):

$$\begin{array}{rl} 2 & MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \\ 5 & NO_2^- + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \end{array}$$
$$2MnO_4^- + 5NO_2^- + 16H^+ + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 10H^+ + 8H_2O$$

Reducem ionii de H^+ și moleculele de apă până și după reacție și obținem:

$$2MnO_4^- + 5NO_2^- + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 3H_2O$$

În reacție nu au participat ionii de K^+ și ionii de SO_4^{2-}; în

reacția moleculară se va nota sub formă de sarea K_2SO_4.

Scriem ecuația reacției redox moleculară:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

- *Ecuația reacției redox în mediu bazic*

Scriem ecuația moleculară:

$$KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$$

În mediu bazic ionul de permanganat MnO_4^- se va reduce până la ionul de manganat MnO_4^{2-}, iar ionii de nitrit NO_2^- se oxidează până la ionul de nitrat NO_3^-. Alcătuim sistemul de două semireacții ionice, egalăm sarcinile și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{r|l} 2 & MnO_4^- + 1\bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-} \\ 1 & NO_2^- + 2OH^- + 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + H_2O \end{array}$$

$$2MnO_4^- + NO_2^- + 2OH^- \rightarrow 2MnO_4^{2-} + NO_3^- + H_2O$$

Notăm coeficienții în ecuația reacției redox moleculară:

$$2KMnO_4 + KNO_2 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$$

- *Ecuația reacției în mediu neutru*

Alcătuim ecuația reacției redox moleculară:

$$KMnO_4 + KNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KNO_3 + KOH$$

În mediu neutru ionul de permanganat MnO_4^- se reduce până la oxidul MnO_2, iar ionul de nitrit NO_2^- se oxidează până la ionul de nitrat NO_3^-. Alcătuim sistemul de două semireacții, egalăm sarcinile și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{r|l} 2 & MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^- \\ 3 & NO_2^- + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \end{array}$$

$$2MnO_4^- + 3NO_2^- + 7H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3NO_3^- + 8OH^- + 6H^+$$

În mediul acvatic ionii de H^+ se vor uni cu ionii OH^- formând apa, iar în soluție vor rămâne $2OH^-$.

$$6H^+ + 6OH^- \rightarrow 6H_2O\ (2OH^-)$$

Reducem moleculele de apă până și după reacție și obținem ecuația ionică.

Scriem ecuația reacției redox ionică și moleculară:

$$2MnO_4^- + 3NO_2^- + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3NO_3^- + 2OH^-$$

$$2KMnO_4 + 3KNO_2 + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3KNO_3 + 2KOH$$

7. Reacții redox - exemple și aplicații

Proprietăți de oxidant puternic manifestă și compușii cromului, cromații și bicromații. În funcție de mediul soluției se reduc diferit: în mediul acid bicromații - ($Cr_2O_7^{2-}$) se reduc până la sărurile de crom (III), în mediul neutru - până la hidroxidul de crom(III), iar în mediu bazic cromații (CrO_4^{2-}) se reduc cu formarea ionului complex $[Cr(OH)_6]^{3-}$.

Să examinăm stabilirea coeficienților în reacțiile redox cu participarea bicromaților și cromaților prin metoda de semireacții ionice; în calitate de reducător se folosește nitritul de potasiu KNO_2.

A. În mediu acid

Alcătuim ecuația reacției moleculare:

$$K_2Cr_2O_7 + KNO_2 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

În reacție vor participa ionii:

$$Cr_2O_7^{2-} + NO_2^- + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + NO_3^- + H_2O$$

Alcătuim sistemul de semireacții ionice pentru oxidant și pentru reducător:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+$$

Egalăm sarcinile electrice de până și după reacție și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{r|l} 1 & Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \\ 3 & NO_2^- + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \end{array}$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3NO_2^- + 3H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3NO_3^- + 6H^+$$

Se reduc numărul de ioni de hidrogen H^+ și moleculele de apă H_2O de până și după reacție:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 8H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3NO_3^- + 4H_2O$$

Scriem ecuația reacției moleculară cu coeficienții respectivi:

$$K_2Cr_2O_7 + 3KNO_2 + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3KNO_3 + K_2SO_4 + 4H_2O$$

B. În mediu neutru.

Alcătuim ecuația reacției moleculare:

$$K_2Cr_2O_7 + KNO_2 + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3 + KNO_3 + KOH$$

În reacție vor participa ionii și moleculele de apă:

$$Cr_2O_7^{2-} + NO_2^- + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3 + NO_3^- + OH^-$$

Alcătuim sistemul de semireacții și stabilim coeficienții:

$$\begin{array}{r|l} 1 & Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr(OH)_3 + 8OH^- \\ 3 & NO_2^- + HOH - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \end{array}$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 10H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3 + 3NO_3^- + \underline{8OH^- + 6H^+} \quad (6H_2O + 2OH^-)$$

Se reduc moleculele de apă și obținem ecuația ionică:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 4H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3 + 3NO_3^- + 2OH^-$$

Scriem ecuația reacției moleculare:

$$K_2Cr_2O_7 + 3KNO_2 + 4H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3KNO_3 + 2KOH$$

C. În mediu bazic

În soluție în mediu bazic cromații CrO_4^{2-} sunt stabili, de aceea ei și vor participa la reacție. Scriem ecuația reacției redox moleculară:

$$K_2CrO_4 + KNO_2 + KOH + H_2O \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] + KNO_3$$

În reacție vor participa ionii:

$$CrO_4^{2-} + NO_2^- + OH^- + H_2O \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} + NO_3^-$$

Alcătuim sistemul de 2 semireacții ionice:

$$\begin{array}{r|l} 2 & CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^- \\ 3 & NO_2^+ + 2OH^- + 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + H_2O \end{array}$$

$$2CrO_4^{2-} + 3NO_2^- + 6OH^- + 8H_2O \rightarrow 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 3NO_3^- + 4OH^- + 3H_2O$$

Se reduc ionii de hidroxid OH^- și moleculele de apă, până și după reacție și obținem ecuația reacției ionice:

$$2CrO_4^{2-} + 3NO_2^- + 2OH^- + 5H_2O \rightarrow 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 3NO_3^-$$

Scriem ecuația reacției redox moleculară:

$$2K_2CrO_4 + 3KNO_2 + 2KOH + 5H_2O = 2K_3[Cr(OH)_6] + 3KNO_3$$

D. Să analizăm interacțiunea compușilor Cr, care manifestă proprietăți de reducător.

La soluția de $CrCl_3$ se adaugă soluție de brom în mediu bazic. Ionul de Cr^{3+} se va oxida în mediu bazic până la cromat (CrO_4^{2-}).

- Se stabilește ecuația moleculară:

$$CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$$

- Se scrie reacția ionică cu participarea următorilor ioni și molecule:

$$Cr^{3+} + Br_2 + OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + Br^- + H_2O$$

- Se alcătuiește sistemul a două semireacții ionice de oxidare și reducere.

- Se egalează numărul de electroni cedați de reducător și adiționați de oxidant. Pentru aceasta se determină cel mai mic multiplu comun (6) și se stabilesc coeficienții.

$$\begin{array}{rl} 2 & \mid Cr^{3+} + 8OH^- - 3\bar{e} \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O \\ 3 & \mid Br_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^- \end{array}$$

$$2Cr^{3+} + 3Br_2 + 16OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 6Br^- + 8H_2O$$

- Scriem ecuația reacției redox moleculară cu coeficienții respectivi:

$$2CrCl_3 + 3Br_2 + 16\,KOH \rightarrow 2\,K_2CrO_4 + 6KBr + 6KCl + 8H_2O$$

Rezolvări de probleme

1. Determinați volumul clorului (c.n.) ce se va obține la interacțiunea soluției de HCl cu volumul de 40 cm^3 cu partea de masă 36% și densitatea de 1,19 g/cm^3 cu soluția de bicromat de potasiu $K_2Cr_2O_7$ cu volumul de 300 cm^3 și concentrația de 2 mol·echivalenți/L. Determinați masa iodului obținută în urma barbotării clorului obținut prin soluția de iodură de potasiu KI.

Rezolvare:

Se dă:

$V_{sol}\,(HCl)_1 = 40\ cm^3$

$\omega = 36\%$

$\rho = 1{,}19\ g/cm^3$

$V_{sol\,2} = 300\ cm^3$

$C = 2$ mol.echiv/L

Să se afle:

$m(I_2)$ - ?

$V(Cl_2)$ - ?

1. Alcătuim ecuația reacției redox moleculară și stabilim coeficienții.

$$K_2CrO_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$$

$$\begin{array}{rl} 1 & \mid Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\,\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \\ 3 & \mid 2Cr^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2 \end{array}$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Cl^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$$

2. Calculăm cantitatea de substanță de $K_2Cr_2O_7$ din soluție. *Se remarcă*: fracția echivalentă la oxidanți se determină după numărul de electroni adiționați

$K_2Cr_2O_7$ acceptă 6ē, deci $\frac{1}{z} = \frac{1}{6}$

M($K_2Cr_2O_7$) = 294 g/mol

M ($\frac{1}{z}$)$K_2Cr_2O_7$ = ($\frac{1}{6}$) · 294 g/mol = 49 g /molechiv.

1000 cm^3..... 2 molechiv.

300 cm^3 ..... *x* molechiv.

x = 0,6 molechiv

m ($K_2Cr_2O_7$) = 0,6 molechiv · 49 g/molechiv = 29,4 g

n= $\frac{m}{M} = \frac{29,4}{294}$ = 0,1 mol

3. Determinăm cantitatea de substanță HCl din soluție

ω= $\frac{m\ sub}{m\ sol}$ ·100%; ω = $\frac{m\ sub}{V \cdot \rho}$ · 100%; ρ= $\frac{m}{V}$ → m_{sol} = V·ρ

m_{sub}= $\frac{n}{M}$; n= $\frac{m\ sub}{M}$; M(HCl)= 36,5 g/mol

n= $\frac{V \cdot \rho \cdot \omega}{M \cdot 100\%}$; n= $\frac{46 \cdot 40 cm^3 \cdot 1,19\ g/cm^3}{36,5 \frac{g}{mol} \cdot 100\%}$ = 0,47 mol

4. Stabilim care substanță este în exces

0,1 mol *0,47 mol*

$K_2CrO_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$

1 mol *14 mol*

$\frac{0,1\ mol}{1\ mol} > \frac{0,47 mol}{14\ mol}$ 0,1 mol > 0,0335mol

Substanța $K_2Cr_2O_7$ este luată în exces. Calculele se vor efectua după HCl.

5. Calculăm volumul clorului degajat în urma reacției

0,47mol *n*

$K_2CrO_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$

14 mol *3mol*

n= $\frac{0,47 \cdot 3\ mol}{14 mol}$ = 0,1 mol ; V_m = 22,4 L/mol

n = $\frac{V}{V_m}$ → V= n · V_m ; V= 0,1 mol · 22,4 L/mol = 2,24 L

6. Scriem ecuația reacției redox de obținere a iodului

$2KI + Cl_2 = I_2 + 2KCl$

$M(I_2) = 254$ g/mol ; $n(Cl_2) = n(I_2) = 0{,}1$ mol

$n(I_2) = \frac{m}{M} \rightarrow m(I_2) = n(I_2) \cdot M(I_2)$;

$m(I_2) = 0{,}1 \text{ mol} \cdot 254 \text{ g/mol} = 25{,}4$ g

Răspuns: $V(Cl_2) = 2{,}24$ L; $m(I_2) = 25{,}4$ g

2. *Un amestec cu masa de 25 g care conține zinc, fier și cupru a fost tratat cu soluție de NaOH. În urma reacției s-a degajat un gaz cu volumul de 5,6 L(c.n.). Reziduul solid se tratează cu acid HCl, apoi se adaugă acid HNO_3 concentrat. La soluție se adaugă apă amoniacală, în urma căreia se formează un precipitat de culoare brună, care la călire duce la formarea de 12 g de compus. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective. Indicați reacțiile de oxidare și de reducere și de stabilit reducătorul și oxidantul. Determinați compoziția amestecului inițial (în %).*

Rezolvare

1. Din cele trei metale doar Zn se va dizolva în soluție NaOH, conform ecuației:

$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$

reducător	$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$	1	oxidare
oxidant	$2H_2O - 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	1	reducere

$Zn + 2H_2O \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2OH^-$

$Zn + 2Na^+ + 2OH^- + 2H_2O \rightarrow 2Na^+ + [Zn(OH)_4]^{2-} + H_2$

$n(H_2) = 5{,}6\text{L}/22{,}4\text{L/mol} = 0{,}25$ mol; $n(Zn) = n(H_2) = 0{,}25$ mol;

$m(Zn) = 0{,}25\text{mol} \cdot 65\text{g/mol} = 16{,}25$ g; $m(Zn) = 16{,}25$g

2. La tratarea metalelor rămase (Fe și Cu) cu acidul HCl, doar fierul va interacționa conform reacției:

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

reducător	$Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	1	oxidare
oxidant	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	1	reducere

3. Acidul HNO_3 concentrat va oxida metalul cupru și fier (II) în clorura de fier (III):

a) $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

reducător	$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	1	oxidare
oxidant	$NO_3^- + 2H^+ + 1\bar{e} \rightarrow NO_2 + H_2O$	2	reducere

$$Cu + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

b) $FeCl_2 + HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO + HCl + H_2O$

oxidant	$Fe^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$	3	reducere
reducător	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + H_2O$	1	oxidare

$$3Fe^{2+} + NO_3^- + 4H^+ \rightarrow 3Fe^{3+} + NO + H_2O$$

$$3FeCl_2 + HNO_3 + 9HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_3 + NO + 6HCl$$

red ox. mediu

4. În exces de apă amoniacală doar ionii de Fe^{3+} formează precipitatul $Fe(OH)_3$, iar ionii de Cu^{2+} formează o combinație complexă solubilă:

$$Fe(NO_3)_3 + 3[NH_3 \cdot H_2O] = Fe(OH)_3\downarrow + 3NH_4NO_3$$

$$Cu(NO_3)_3 + 6[NH_3 \cdot H_2O] = [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 2NH_4NO_3 + 4H_2O$$

5. La calcinarea precipitatului $Fe(OH)_3$ se obține:

$2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$; $M(Fe_2O_3) = 160$ g/mol

$n(Fe_2O_3) = 12g : 160$ g/mol $= 0{,}067$ mol

$m(Fe) = 0{,}067$ mol x 56 g/mol $= 8{,}4g$; $m(Fe) = 8{,}4g$

6. Se calculează masa cuprului:

$m(Cu) = 25g - (m(Fe) + m(Zn)) = 25g - (8{,}4g + 16{,}25g) = 0{,}35g$

7. Se determină partea de masa a fiecăruia metal din amestecul inițial:

$$\omega(Me) = \frac{masa(Me)}{m(amestec)} x100\% \; ; \quad \omega(Zn) = \frac{16.24g}{25g} x100\% = 65\%;$$

$\omega(Fe) = \frac{8.4g}{25g} x100\% = 33,6\%$; $\omega(Cu) = \frac{0.35g}{25g} x100\% = 1,4\%$

Răspuns: ω(Zn) = 65%; ω(Fe) = 33,6%; ω(Cu) = 1,4%

3. În acid clorhidric concentrat s-a dizolvat un amestec de $KMnO_4$ și $CaCO_3$ cu masa de 18,32 g. În urma reacției s-au degajat 3,136 L(c.n) de gaze. Determinați partea de masă a componenților din amestec.

Rezolvare

1. Scriem ecuațiile reacțiilor respective:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

$$KMnO_4 + HCl = MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$$

reducător $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ 2 oxidare

oxidant $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$ 5 reducere

$$2MnO_4^- + 10Cl^- + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

$$2KMnO_4 + 10HCl + 6HCl = 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

ox. red. mediu

Gazele care s-au degajat sunt CO_2 și Cl_2:

2. Calculăm cantitatea și masa de $CaCO_3$ și $KMnO_4$:

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$ (ecuația 1)

$2KMnO_4 + 16HCl = 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$ (ecuația 2)

Notăm cantitatea de $CaCO_3$ prin *x,* iar cantitatea $KMnO_4$ prin *y;*

$n(CaCO_3) = x$; $n(KMnO_4) = y$;

$n(gaz) = 3,136\ L / 22,4L/mol = 0,14mol$;

$m(CaCO_3) = 100x$; $m(KMnO_4) = 158y$;

Din ecuația 1 rezultă: $n(CO_2) = n(CaCO_3) = x$;

Din ecuația 2: $n(Cl_2) = 2,5y$;

Alcătuim 2 ecuații și calculăm cantitatea de substanță $CaCO_3$ și de $KMnO_4$ și masa acestora:

$x + 2,5y = 0,14$ $x = 0,04$

100x + 158g = 10,32. y = 0,04

$n(CaCO_3)$ = 0,04 mol; $m(CaCO_3)$ = 0,04 mol · 100g/mol= 4g

$n(KMnO_4)$ = 0,04 mol;

$m(KMnO_4)$ = 0,04 mol · 158 g/mol = 6,32g

Verificarea: m(amestec) = 4g + 6,32 g = 10,32g

3. Determinăm partea de masă a componenților din amestec:

$\omega(CaCO_3) = \frac{4g}{10.32g} x\ 100\% = 38,76\%$;

$\omega(KMnO_4) = \frac{6.32g}{10.32g} x\ 100\% = 61,24\%$.

Răspuns: $\omega(CaCO_3)$ = 38,76%; $\omega(KMnO_4$ = 6124%.

4. O placă de fier cu masa de 6g a fost introdusă într-o soluție de $CuSO_4$ cu masa de 48 g și partea de masă 20%. În urma reacției masa $CuSO_4$ din soluție s-a micșorat de 9 ori. Calculați masa plăcii după reacție.

Rezolvare:

1. Se scrie ecuația reacției de oxidare și reducere:

$Fe + Cu SO_4 = FeSO_4 + Cu$

reducător $Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ 1 oxidare

oxidant $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$ 1 reducere

2. Se determină masa $CuSO_4$ din soluția inițială:

$\omega = \frac{m(sub)}{m(sol)} x100\%$; $m(CuSO_4) = \frac{m(sol)\cdot W}{100\%}$;

$m(CuSO_4) = \frac{48g\cdot 20\%}{100\%}$ = 9,6 g

3. Se calculează masa $CuSO_4$ care a reacționat. Dacă masa $CuSO_4$ s-a micșorat de 3 ori, rezultă că în soluție au rămas 9,6 : 3 = 3,2 g, deci au interacționat 9,69 - 3,25 = 6,4 g; $M(CuSO_4)$= 160 g/mol

$n(CuSO_4)$ = 6,4 g /160 g/mol = 0,04 mol; $n(Cu) = n(CuSO_4)$ = 0,04 mol.

4. Se determină masa Fe care a interacționat și masa Cu care s-a depus pe placă:

$n(Fe) = n(Cu)$ = 0,04 mol; $m(Fe)$ = 0,04 mol *x* 56 g/mol=2,24 g;

$m(Cu)$ = 0,04 mol *x* 64 g/mol= 2,56 g

5. Se calculează masa plăcii de după reacție: $m\ (plăcii)_2 = m\ (plăcii)_1 - m\ (Fe) + m\ (Cu)$

$m\ (plăcii)_2$ = 6 g - 2,24 g + 2.56 g = 6,32 g

Răspuns: $m(plăcii)_2$ = 6,32 g

5. Placa de nichel cu masa de 15 g a fost introdusă într-o soluție de $CuCl_2$. După un interval de timp placa a fost scoasă din soluție, uscată și cântărită. Masa plăcii după reacție este egală cu 16 g. Calculați masa nichelului, care a trecut în soluție și masa cuprului care s-a depus pe placă.

Rezolvare

1. Se scrie ecuația reacției de oxidare și reducere:

$CuCl_2 + Ni = Cu + NiCl_2$

oxidant $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$ 1 reducere

reducător $Ni^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}$ 1 oxidare

$Cu^{2+} + Ni^0 \rightarrow Cu^o + Ni^{2+}$

2. Se calculează diferența dintre masele molare ale metalului Ni și ale Cu din ecuația reacției:

$CuCl_2 + Ni = Cu + NiCl_2$;

M(Ni) = 58,7 g/mol; M(Cu) = 63,5 g/mol

$\Delta M = M(Cu) - M(Ni) = 63,5$ g/mol - 58,7 g/mol = 4,8 g;

3. Se determină diferența de masă dintre masa plăcii$_2$ și masa plăcii$_1$:

$\Delta m = 16g - 15g = 1$ g;

4. Se calculează masa Ni care a trecut în soluție și masa Cu care s-a depus pe placă:

A) 63,5 g(Cu) ..... 4,8 g
m(Cu) ..... 1 g m(Cu) = 13,23 g

B) 58,7 g ..... 4,8 g
m(Ni) ..... 1 g m(Ni) = 12,23 g

Verificare: m (plăcii)$_2$ = m (plăcii)$_1$ + m (Cu) – m (Ni) = 15g + 13,23g -12,23g = 16g.

Răspuns: m(Cu) = 13,23 g; m(Ni) = 12,23 g

6. O probă de substanță organică A cu masa de 4,3 g a fost arsă în oxigen. În urma arderii s-a format gazul CO_2 cu volumul de 6,12 L(c.n.) și 6,3 g de apă. Densitatea relativă a vaporilor substanței A în raport cu aerul este egală cu 2,965. Deduceți formula substanței A și scrieți ecuația de oxidare și reducere și de ardere a substanței A.

Rezolvare

1. Calculăm cantitatea de substanță a lui CO_2, a H_2O și a substanței A

$$A + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$M_r(A) = 2D(aer) = 2 \cdot 2,965 = 86$;

M(A) = 86 g/mol; $n(A) = \frac{4,3g}{86g/mol} = 0,05$ mol;

$n(CO_2) = 6,12$ L/22,4 L/mol = 0,3 mol;

n(C) = $n(CO_2)$ = 0,3 mol;

$n(H_2O) = \frac{6.3g}{18g/mol}$ = 0,35 mol; n(H) = 0,7 mol;

2. Stabilim dacă în substanța A se conține oxigen.

m(C) = 0,3 mol · 12 g/mol = 3,6g;

m(H) = 0,7mol · 1 g/mol = 0,7 g

m(O)= 4,3 g - (3,6 g + 0,7 g) = 0(zero)

Substanța A este o hidrocarbură C_xH_y

3. Deducem formula hidrocarburii:

$C_xH_y \longrightarrow$ x : y = 0,3 : 0,7=3:7 Formula brută constituie C_3H_7;

$M_r (C_3H_7) = 43$; $M_r (A) = 86$; n=2

Formula moleculară a substanței A este C_6H_{14}

4. Scriem reacția de ardere (oxido-reducere) a hexanului:

$$C_6H_{14.} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$[6C]^{-14} - 38\ \bar{e} \rightarrow [6C]^{+24}$ 38 19 2 oxidare

$O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2.}$ 4 2 19 reducere

$$2C_6H_{14} + 19O_2 \rightarrow 12CO_2 + 14H_2O$$

Răspuns: formula moleculară a substanței A - C_6H_{14} - hexanul

7. *Gazul obținut la interacțiunea a 0,3 mol de sulfit de sodiu cu acid sulfuric a fost barbotat prin soluția de bicromat de potasiu cu concentrația 1molechiv/L în mediu acid până la schimbarea culorii soluției. Calculați volumul soluției de $K_2Cr_2O_7$.*

Rezolvare

1. Se scriu ecuațiile reacțiilor și se stabilesc coeficienții:

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

1 $Cr_2O_7 + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

3 $SO_2 + 2H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 4H^+$

$$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_2 + 14H^+ + 6H_2O \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 7H_2O + 12H^+$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_2 + 2H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + H_2O$$

$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

2. Se calculează volumul soluției de permanganat de potasiu:

$n(SO_2) = n(Na_2SO_3) = 0{,}3$ mol; $n(K_2Cr_2O_7) = 0{,}1$ mol

$M_r(K_2Cr_2O_7) = 294$; $M(K_2Cr_2O_7) = 294$ g/mol

$m(K_2Cr_2O_7) = 0{,}1 \text{ mol} \cdot 294 \text{ g/mol} = 29{,}4$ g

$$C\left(\frac{C_M}{z}\right) = \frac{m(K_2Cr_2O_7)}{M\left(\frac{1}{z}K_2Cr_2O_7\right) \cdot V};$$

Se remarcă: la determinarea masei molare a echivalentului la oxidanți valoarea lui *z* este egală cu numărul de electroni care îi acceptă oxidanții în procesul redox; ionul de $Cr_2O_7^{2-}$ acceptă 6 electroni, deci fracția echivalentă *1/z* este egală cu 1/6:

$$M_{\frac{1}{z}}(K_2Cr_2O_7) = 1/6 \cdot 294 \text{ g/mol} = 49 \text{ g/molechiv}$$

$$V(sol) = \frac{m(K_2Cr_2O_7)}{C\left(\frac{1}{z}(M) \cdot M\left(\frac{1}{z}K_2Cr_2O_7\right)\right)} = \frac{29{,}4\ g}{1\ \frac{molechiv}{L} \cdot 49\ g/molechiv} = 0{,}6 \text{ L}$$

Răspuns: V(sol) = 0,6 L

8. Sensul spontan al procesului redox

8.1. Potențiale de electrod redox

Pentru a determina sensul desfășurării reacțiilor de oxido-reducere se aplică potențialele de electrod redox. Măsura capacității oxidante sau reducătoare a unui sistem depinde de valoarea potențialului de electrod redox (E). Dacă concentrația ionilor în soluție constituie 1mol/L și presiunea 101,3 kPa, atunci potențialul se numește potențial de electrod standard (E^o_{298}).

Electrodul unui metal este un ansamblu format dintr-o placă metalică introdusă într-un vas cu apă. În urma contactului dintre placa metalică și apa, o parte din ionii pozitivi al metalului, sub influența moleculelor polare ale apei, se

hidratează și trec în soluție. Pe suprafața plăcii metalice rămâne un exces de electroni, care atrag ionii pozitivi hidratați din soluție. Astfel, în acest sistem se stabilește un echilibru dinamic:

$$Me + mH_2O \leftrightarrow Me(H_2O)_m^{n+} + n\bar{e}$$

Atare proces va avea loc, de exemplu, pentru metalul zincul (a); iar pentru electrodul de Cu (b), pe suprafața plăcii se concertează ionii de Cu^{2+} și se încarcă pozitiv; în jurul plăcii se va forma un strat de sarcini negative și în acest sistem se stabilește un echilibru dinamic (Figura 4).

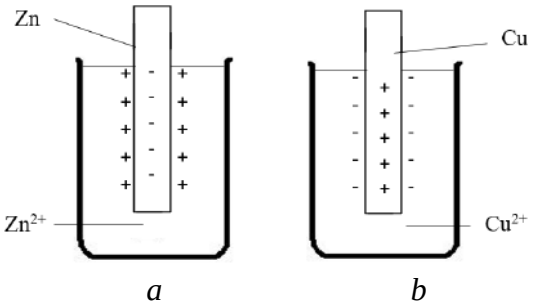


Fig. 4. Schema stratului dublu electric

În intervalul dintre placa metalică și soluție apare un strat dublu electric. Stratul dublu electric are o anumită sarcină, un anumit potențial. Diferența de potențial în stratul dublu electric se numește potențial de electrod (E). Cu cât metalul se oxidează mai ușor cu atât potențialul negativ este mai mare. Dacă placa de metal se introduce într-o soluție care conține ionii acestui metal cu concentrația 1mol/L la o temperatură de 298^0 K, atunci potențialul se numește potențialul standard de electrod al metalului (E^o). De exemplu: E^o Zn^{2+}/Zn = - 0,76 V,

iar $E^o\,Cu^{2+}/Cu$ = + 0,34 V. Practic este imposibil de a măsura potențialul de electrod al metalului, dar poate fi măsurată diferența de potențial de electrod față de alt electrod, potențialul căruia se consideră egal cu zero. În calitate de electrod de referință se folosește electrodul de hidrogen, potențialul căruia se consideră egal cu zero.

Electrodul de hidrogen este confecționat dintr-o placă de platină (inert chimic) acoperită cu un strat poros de platină (pentru a mări suprafața de contact). Placa este introdusă în soluție de acid sulfuric cu concentrația ionilor de hidrogen H^+ sau H_3O^+ egală cu 1 mol/L, saturat cu hidrogen gaz H_2 la presiunea egală cu 1 atm și temperatura 25°C (298^0 K).

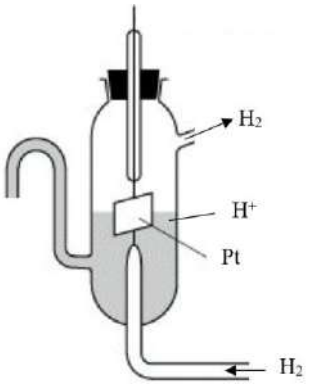


Fig. 5. Electrodul de hidrogen

Platina absoarbe hidrogenul gaz (H_2) și practic are comportamentul unui electrod de metal în contact cu ionii săi în soluție:

$$2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow H_2\,(gaz) \qquad E^o = 0{,}000\ V$$
$$2H_3O^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow H_2 + 2H_2O \qquad E^o = 0{,}000\ V$$

Pentru a stabili potențialul de electrod al oricărui metal este necesar să montăm un element galvanic, în care un electrod este confecționat din metalul respectiv, introdus în soluția sării lui cu concentrația 1mol/L și unit la electrodul de hidrogen (Figura 6).

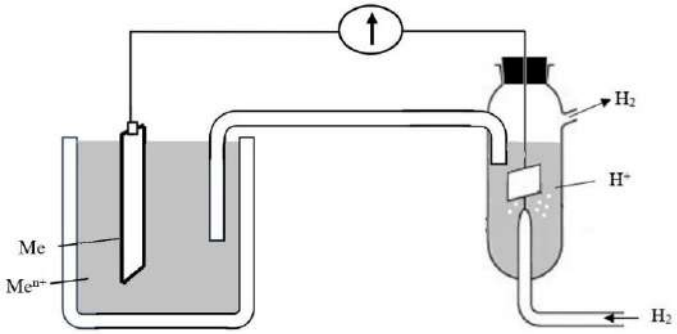


Fig. 6. Schema determinării potențialului de electrod standard la metale

Măsurând diferența de potențial (forța electromotoare f.e.m) a acestui element, stabilim de fapt potențialul standard (normal) de electrod al metalului dat. Să examinăm determinarea potențialului standard de electrod pentru metalele zinc și cupru.

$$\text{f. e. m.} = E^0_{(ox.)} - E^0_{(red)}$$

a) Alcătuim schema elementului pentru zinc și cupru:

$$(-)\ Zn/ZnSO_4 \Vert H_2SO_4/H_2(Pt)\ (+)$$

Măsurând diferența de potențial sau f.e.m. care este egală cu 0,76 V. Din formula:

$$\text{f. e.m.} = E^o(2H^+/H_2) - E^o(Zn^{2+}/Zn)$$

determinăm potențialul de electrod standard al zincului:

$$E^o(Zn^{2+}/Zn) = E^o(2H^+/H_2) - f.e.m. = 0 - 0,76 = - 0,76 \text{ V}$$

Deci, potențialul standard de electrod al zincului este egal cu - 0,76 V. Electrodul care se încarcă negativ în raport cu electrodul de hidrogen i se atribuie potențial standard de electrod negativ.

b) Pentru cupru schema elementului este:

$$(+) \text{ Cu / } CuSO_4 \Vert H_2SO_4/H_2(Pt) \text{ (-)}$$

În acest caz electrodul de hidrogen în raport cu electrodul de cupru are sarcină negativă. Forța electromotoare măsurată constituie 0,34 V. Din formula:

$$f.e.m. = E^oCu^{2+}/Cu - E^o2H^+/H_2$$

Determinăm potențialul standard de electrod la cupru:

$$E^o\ Cu^{2+}/Cu = f.e.m. - E^o2H^+/H_2 = 0,34 - 0 = +0,34 \text{ V}$$

Astfel, potențialul standard de electrod al cuprului este pozitiv și constituie 0,34 V. Valoarea potențialelor de electrod standarde pentru unele metale și nemetale sunt prezentate în Tabelul 6.

Tabelul 6. Potențiale de electrod standard E^o (25^oC și presiunea 1atm) pentru diferite sisteme redox în soluțiile apoase (Seria tensiunilor)

Forma oxidată	Numărul de electroni	Forma redusă	E^o, V
Li^+	1ē	Li	- 3,045
K^+	1ē	K	- 2,925
Ca^{2+}	2ē	Ca	- 2,870
Na^+	1ē	Na	- 2,714
Mg^{2+}	2ē	Mg	- 2,370
H_2	2ē	$2H^-$	- 2,250

Al^{3+}	3ē	Al	- 1,662
Mn^{2+}	2ē	Mn	- 1,180
Zn^{2+}	2ē	Zn	- 0,763
Cr^{3+}	3ē	Cr	- 0744
Fe^{2+}	2ē	Fe	- 0,440
Cd^{2+}	2ē	Cd	- 0,403
Co^{2+}	2ē	Co	- 0,277
Ni^{2+}	2ē	Ni	- 0,250
Sn^{2+}	2ē	Sn	- 0,136
Pb^{2+}	2ē	Pb	- 0,126
$2H^{+}$	2ē	H_2	0,000
Cu^{2+}	2ē	Cu	+ 0,337
I_2	2ē	$2I^{-}$	+ 0,540
Fe^{3+}	1ē	Fe^{2+}	+ 0,770
Ag^{+}	1ē	Ag	+ 0,799
Hg^{2+}	2ē	Hg	+ 0,854
Pd^{2+}	2ē	Pd	+ 0,990
Pt^{2+}	2ē	Pt	+ 1,188
Cl_2	2ē	$2Cl^{-}$	+ 1,359
Au^{3+}	3ē	Au	+1,500
Au^{+}	1ē	Au	+ 1,692
F_2	2ē	$2F^{-}$	+ 2,870

Seria în care metalele sunt amplasate în ordinea creșterii potențialelor de electrod standard se numește *serie a tensiunilor sau seria tensiunilor metalelor*. În această serie este marcat și potențialul standard de electron al hidrogenului, valoarea căruia este egală cu zero (E^o ($2H^+/H_2$) = 0,000 V). Metalele care sunt amplasate la începutul acestei serii, au cele

mai mici valori ale potențialelor standarde de electrod și se comportă în soluții apoase ca reducători mai puternici decât metalele care urmează în serie după ele. Seria tensiunilor metalelor permite stabilirea activității chimice a metalelor, ordonând valorile potențialelor standard de electrod de la valorile cele mai mici, negative (corespunzător cele mai active metale) spre valorile pozitive cele mai mari (corespunzător metalele cu o activitate mică). Astfel, magneziul substituie din soluția sărurilor lor zincul și cuprul, iar zincul poate să substituie cuprul și nu poate substitui magneziul. În această serie în stânga hidrogenului sunt amplasate cele mai active metale (valori ale potențialelor negative), iar în dreapta hidrogenului - metale nobile (valori ale potențialelor pozitive).

Li, K, Ca, Mg, Al.....H_2.....Cu, Ag, Au

Pentru oricare cuplu redox conjugat Ox/Red valoarea forței electromotoare în condiții standard în raport cu electrodul normal de hidrogen reprezintă potențialul de electrod standard (E^o) redox al cuplului respectiv. Valori ale potențialelor standard pentru unele sisteme redox sunt prezentate în Tabelul 7.

Tabelul 7. Potențialul de electrod standard E^0_{298} pentru diferite sisteme redox în soluții apoase

Forma oxidată și forma redusă	Procesul la electrozi	E^0_{298}, V
SO_4^{2-}/SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrow SO_3^{2-} + 2OH^-$	- 0,93
$Fe(OH)_3$/ $Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3 + 1\bar{e} \leftrightarrow Fe(OH)_2 + OH^-$	- 0,56
CrO_4^{2-}/	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} \leftrightarrow Cr(OH)_3 +$	- 0,13

$Cr(OH)_3$	$5OH^-$	
S / H_2S	$S + 2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow H_2S$	+ 0,141
Sn^{4+}/Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2\bar{e} \leftrightarrow Sn^{2+}$	+ 0,15
SO_4^{2-}/SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow SO_3^{2-} + H_2O$	+ 0,17
SO_4^{2-}/S	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow S + 4H_2O$	+ 0,36
H_2SO_3/S	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrow S + 3H_2O$	+ 0,45
$I_2/2I^-$	$I_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2I^-$	+ 0,535
AsO_4^{3-}/AsO_2^-	$AsO_4^{3-} + 4H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow AsO_2^- + 2H_2O$	+ 0,5355
MnO_4^- $/MnO_4^{2-}$	$MnO_4^- + 1\bar{e} \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	+ 0,564
MnO_4^-/MnO_2	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \leftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+ 0,588
Fe^{3+}/Fe^{2+}	$Fe^{3+} + 1\bar{e} \leftrightarrow Fe^{2+}$	+ 0,77
NO_3^-/NO_2	$NO_3^- + 2H^+ + 1\bar{e} \leftrightarrow NO_2 + H_2O$	+ 0,79
NO_3^-/NH_4^+	$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} \leftrightarrow NH_4^+ + 3H_2O$	+ 0,92
NO_3^-/HNO_2	$NO_3^- + 3H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow HNO_2 + H_2O$	+ 0,94
NO_3^-/NO	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \leftrightarrow NO + 2H_2O$	+ 0,96
Br_2 /Br^-	$Br_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2Br^-$	+1,07
$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+ 1,33
Cl_2/Cl^-	$Cl_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2Cl^-$	+ 1,3595
ClO_3^-/Cl^-	$ClO_3^- + H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow Cl^- + 3H_2O$	+ 1,45
PbO_2/Pb^{2+}	$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	+ 1,455
MnO_4^-/Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+ 1,51
H_2O_2/H_2O	$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow 2H_2O$	+ 1,77

În baza datelor incluse în tabel rezultă că sistemele de oxido-reducere sunt amplasate în ordinea creșterii potențialelor standard de electrod redox. Cu cât este mai mare valoarea potențialului standard în sistemul de oxido-reducere, cu atât el este un oxidant mai puternic.

De exemplu, pentru reacția de oxido-reducere:

$$MnO_4^- + 5\,Fe^{2+} + 8\,\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$$

Notăm valorile potențialelor standarde pentru fiecare specie de reacții.

$MnO_4^- + 8H+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \qquad E^o(1) = 1{,}51\ V \qquad (1)$

$Fe^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow Fe^{2+} \qquad E^o(2) = 0{,}77\ V \qquad (2)$

După cum rezultă, potențialul de electrod standard pentru prima sistemă este mai mare comparativ cu sistemul 2 ($E^o(1) > E^o(2)$), deci sistemul 1 va participa ca oxidant, iar sistemul 2 ca reducător.

Prin urmare, în orice reacție redox participă un cuplu conjugat Ox-Red, sistemul cu o valoare mai mare a potențialului redox va participa ca oxidant, iar sistemul cu o valoare mai mică ca reducător:

$$Ox(1) + n\bar{e} \rightarrow Red(1) \quad (E^o_1)$$

$$Ox(2) + n\bar{e} \rightarrow Red(2) \quad (E^o_2)$$

În cazul când $E^o_1 > E^o_2$ oxidantul va fi Ox (1), iar reducătorul Red (2):

$$mOx(1) + nRed(2) \leftrightarrow mRed(1) + nOx(2)$$

Așadar, ionii sau molecule reagenților în formă oxidată pot să oxideze ionii sau moleculele substanțelor în formă redusă, care se află în tabel mai sus și, invers, ionii sau moleculele substanțelor în formă redusă pot să reducă numai ionii sau moleculele substanțelor în formă oxidată, care sunt amplasate în tabel mai jos. Astfel, ionii de Fe^{3+}pot oxida ionii de iod I^-, dar nu pot oxida ionii de brom Br^-, dar ionii de fier Fe^{2+} reduc ionii de nitrat NO_3^- în mediu acid și nu reduc ionii de sulfat SO_4^{2-}. Cu cât potențialul redox este mai mare, cu atât crește activitatea de reducere a formei oxidate (agentul oxidat este mai puternic), iar cu cât potențialul standard redox este mai mic, cu atât crește tendința de oxidare a formei reduse (agentul reducător este mai puternic).

Pentru un cuplu Ox/Red există relația de egalare în valoarea potențialelor standard de oxidare și reducere $E^o(ox) = E^o(red)$, deci puterea oxidată și reducătoare este o mărime unică și același reagent chimic poate fi și oxidant și reducător, în funcție de partenerul și condițiile de reacție. Acest reagent prezintă un amfolit redox.

Pentru cuplul: $Ox(1) + Red(2) \leftrightarrow Red(1) + Ox(2)$

forma oxidată a speciei chimice (Ox1) este capabilă să oxideze forma reducătoare a speciei chimice (Red2), dacă potențialul standard de reducere al speciei (2) este mai mic decât ale speciei (1). Potențialul standard de reducere cu reducătorul dintr-o reacție redox trebuie să fie mai mic decât potențialul standard de reducere al oxidantului reacției. De exemplu:

$$Fe + Cu^{2+} \leftrightarrow Fe^{2+} + Cu$$

$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu \quad E^o_1 = 0{,}34\ V$ oxidant

$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe \quad E^o_2 = -044\ V$ reducător $E^o_2 < E^o_1$

O reacție redox este posibilă dacă diferența dintre potențialul standard de reducere al participanților de reacție (potențiale standard de reducere ale oxidantului și, respectiv, ale reducătorului) este pozitivă, iar dacă valoarea este negativă, reacția decurge în sens invers:

$$E^o_1(ox) - E^o_2(red) > 0$$

$$0{,}34\ V - (-0{,}44)\ V = +0{,}78\ V$$

Reacția se va desfășura în sens direct: $Fe + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu$

Fierul va reduce ionii de cupru (Cu^{2+}) din soluție.

8.2. Factorii ce determină direcția desfășurării unei reacții redox

După cum s-a accentuat, pentru a determina capacitatea activității oxidantului și reducătorului se aplică noțiunea de

potențial de electrod redox (E). Dacă concentrația ionilor din soluție constituie 1mol/L la presiunea 101,3 kPa, atunci potențialul se numește potențial standard de electrod (E^o).

Pentru semireacția $Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$, în caz concret, valorile potențialilor standard de electrod pentru unele sisteme redox sunt redate în Tabelul 6 și 7.

Valorile potențialului de electrod standard redox caracterizează puterea oxidantului și a reducătorului, cu cât este mai mare potențialul standard de electrod, cu atât sunt mai pronunțate proprietățile reducătoare ale oxidantului și mai slabe sunt proprietățile reducătorului.

În orice reacție redox participă un cuplu conjugat Ox/Red. Sistemul cu o valoare mai mare a potențialului redox va participa ca oxidant, iar sistemul cu o valoare mai mică - reducător. Dacă se compară valorile potențialelor redox a două semireacții, atunci se poate de determinat direcția desfășurării unei reacții redox.

De exemplu: se dau două semireacții, cu valorile potențialelor standarde de electrod $E^o(1)$ și $E^o(2)$ respectiv:

$$Ox(1) + n\bar{e} \rightarrow Red(1) \quad E^o(1)$$
$$Ox(2) + n\bar{e} \rightarrow Red(2) \quad E^o(2)$$

În cazul când $E^o(1) > E^o(2)$ ca oxidant va participa reagentul Ox(1).

Dacă se dă un sistem redox:

$$Ox(1) + Red(2) \leftrightarrow Ox(2) + Red(1)$$

și se cunosc valorile potențialelor de electrod ale celor două semireacții, se poate de stabilit direcția desfășurării reacției redox respective.

Direcția desfășurării reacțiilor redox depinde și de concentrația substanțelor care participă la reacție și de temperatură. Această dependență pentru semireacția:

$$Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$$

se descrie aplicând ecuația Nernst: $E = E^o + RT/nF \cdot \ln [Ox] / [Red]$ unde:

E - potențialul la anumită concentrație (mol/L) a oxidantului [Ox] și reducătorului [Red];

E^o - potențialul de electrod standard;

R - constanta universală a gazelor = 8,314 J/Kmol;

F - constanta lui Faraday = 96485 C/mol;

T - temperatura absolută;

n - numărul de electroni care participă la reacție.

Dacă în ecuația Nernst se introduc valorile constantelor și T=298K, și valoarea logaritmului natural la logaritmul zecimal, atunci primim:

$$E = E^o + 0,059/n \cdot \lg[Ox] / [Red]$$

Dacă în reacția redox participă ionii de H^+ sau de hidroxid OH^-, atunci se introduce și valoarea pH-ului, a mediului.

Pentru semireacția de reducere a ionului de permanganat MnO_4^- în mediu acid:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

ecuația Nernst se va scrie:

$$E = E^o + 0,059/5 \cdot \lg [MnO_4^-][H^+] / [Mn^{2+}]$$

Din Tabelul 6 se notează valoarea potențialului de electrod standard al aceste semireacții, care constituie E^o = 1,51 V, iar $[H^+] = - pH$ și obținem:

$$E = 1,51V + 0,12 \cdot \lg [MnO_4^-] / [Mn^{2+}] \cdot 0,095 \cdot pH$$

Prin urmate, odată cu micșorare a acidității mediului de reacție, valoarea pH-ului se micșorează și potențialul semireacției crește.

Astfel, valoarea potențialului de electrod standard al semireacțiilor redox determină direcția desfășurării unei reacții redox.

Exemplu: De stabilit în ce direcție e posibilă desfășurarea reacției:

$$2HCl + S \leftrightarrow Cl_2 + H_2S$$

Scriem ecuațiile de semireacții și valoarea potențialului de electrod standrad redox a fiecărui sistem:

$$S + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2S \qquad E^o(1) = +0.17V$$

$$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^- \qquad E^o(2) = +1{,}36\ V$$

Deoarece $E^o(1) < E^o(2)$, atunci oxidantul va fi Cl_2, iar reducătorul este H_2S și reacția va decurge în sens opus:

$$Cl_2 + H_2S \leftrightarrow 2HCl + S$$

Concluzii:

- Pentru o caracteristică cantitativă a oxidantului și reducătorului se aplică noțiunea de potențial de electrod redox (E);
- Dacă concentrația ionilor în soluție este egală cu 1mol/L, iar presiunea 101,3 kPa, atunci potențialul se numește standard (E^o);
- Dependența valorii potențialului de electrod de concentrația oxidantului și reducătorului, de numărul de electroni participați în reacție și de temperatură se descrie cu ecuația Nernst;
- În orice reacție redox participă un cuplu conjugat Ox/Red. Sistema la care potențialul de electrod are o valoare mai

mare participă ca oxidant, iar sistemul cu o valoare mai mică e reducător;

- Aplicând valorile potențialelor de electrod standard a cuplului Ox - Red se poate de stabilit direcția desfășurării reacției redox.

Probleme rezolvate

1. Argumentați ce substanțe se vor forma la dizolvarea metalului potasiu în soluția de $CuSO_4$.

Rezolvare

Se remarcă: Seria tensiunii metalelor se aplică în cazul reacțiilor de substituție dintre un metal și sarea altui metal din soluție, doar dacă metalul introdus nu reacționează cu apa. În astfel de reacții, metalul cu un potențial standard de electrod mai mic îl va înlocui pe cel cu un potențial standard mai mare din soluția sării sale.

1. Scriem ecuațiile reacțiilor ce decurg la interacțiunea metalului potasiu (K) cu soluția de $CuSO_4$.

a) Potasiul interacționează energic cu apa și se degajă hidrogen și energie termica (ΔH^0):

$$K + H_2O \rightarrow KOH + H_2 \quad (\Delta H^0<0)$$

reducător $K^0 - 1\bar{e} \rightarrow K^+$ 2 oxidare

oxidant $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$ 1 reducere

$$2K + 2H_2O = 2K^+ + H_2 + 2OH^- \quad (\Delta H^0<0)$$

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2 \quad (\Delta H^0<0)$$

b) Hidroxidul de potasiu (KOH) format va interacționa cu $CuSO_4$ conform reacției:

$$2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_{2\ (culoare\ albastră)} + K_2SO_4$$

c) Energia termică degajată în urma interacțiunii potasiului cu apa contribuie la descompunerea hidroxidului de cupru (II):

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO_{(culoare\ neagră)} + H_2O$$

d) Ecuația reacției finale este: $2K + CuSO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + CuO + H_2\uparrow$

Răspuns: La introducerea potasiului metalic într-o soluție de sulfat de cupru, acesta reacționează violent cu apa, formând hidroxid de potasiu și degajând hidrogen. Ionii Cu^{2+} din soluție reacționează cu ionii OH^-, formând mai întâi un precipitat albastru de $Cu(OH)_2$, care se transformă apoi în CuO (negru). În soluție rămâne sulfat de potasiu (K_2SO_4).

2. Explicați procesele care au loc la interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu metale de activitate chimică diferită (a) calciu, (b) magneziu, (c) cupru și argumentați situația problematică observată în funcție de poziția fiecărui metal în seria activității.

Rezolvare

Se remarcă: În soluție $FeCl_3$ se supune hidrolizei în urma căreia se formează mediul acid:

$$FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$$

$$Fe^{3+} + HOH \leftrightarrow FeOH^{2+} + H^+ \quad (I\ etapa)$$

$$FeCl_3 + HOH \leftrightarrow FeOHCl_2 + HCl$$

În această etapă nu se formează precipitat de $Fe(OH)_3$, deoarece soluția este suficient de acidă, încât să mențină ionii de fier (III) în stare solubilă.

a) Interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu calciu metalic

$$Ca + 2HOH \leftrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

reducător	$Ca^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{2+}$	1	oxidare
oxidant	$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	1	reducere

$$Ca^{2+} + 2H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + H_2 + 2OH^-$$

Ionii OH^- formați cresc pH-ul, ceea ce intensifică hidroliza Fe^{3+} și duce la formarea treptată a hidroxidului de fier (III):

$$FeCl_3 + HOH \leftrightarrow FeOHCl_2 + HCl$$

$$Fe^{3+} + HOH \leftrightarrow Fe(OH)^{2+} + H^+ \quad \text{(etapa (I)}$$

$$Fe(OH)^{2+} + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_2{}^{1+} + H^+ \quad \text{(etapa II)}$$

$$Fe(OH)_2 + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_3 + H^+ \quad \text{(etapa III)}$$

$$\text{sau } Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$$

Deci, la interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu calciu se degajă hidrogen se formează precipitatul $Fe(OH)_3$.

$$FeCl_3 + Ca + 5H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + Fe(OH)_3 + H_2 + 3HCl$$

b) Interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu magneziu:

$$FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$$

$$Fe^{3+} + HOH \leftrightarrow FeOH^{2+} + H^+ \quad \text{(etapa I)}$$

Magneziul metalic reduce ionii de H^+ până la hidrogen gaz:

$$Mg + H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$$

reducător	$Mg^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{2+}$	1	oxidare
oxidant	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2{}^0$	1	reducere

La reducerea ionilor de hidrogen se observă o deplasare a echilibrului de hidroliză în dreapta și intensificarea hidrolizei după etapa II și III.

$$FeOH^{2+} + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_2) + H^+ \quad \text{(etapa II)}$$

$$Fe(OH)_2{}^{1+} + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_3 + H^+ \quad \text{(etapa III)}$$

$$FeCl_3 + 3Mg + 6H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3 + 3MgCl_2 + 3H_2$$

c) Interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu cupru metalic:

La interacțiunea soluției de $FeCl_3$ cu cupru metalic se observă schimbarea culorii soluției în albastru, ce denotă desfășurarea procesului și formarea ionilor de Cu^{2+} hidrați de culoare albastră. *Se creează o situație problematică:* doar că cuprul nu poate substitui ionii de fier, fiind mai puțin activ. Se

explică acest caz prin capacitatea ionilor de fier (III) de a manifesta proprietăți de oxidant și oxidarea metalelor puțin active cum ar fi cupru.

Procesul de oxidare și reducere are loc:

$$Fe^{3+} + Cu = Cu^{2+} + Fe^{2+}$$

oxidant	$Fe^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	2	reducere
reducător	$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	1	oxidare

$$2Fe^{3+} + Cu \rightarrow 2Fe^{2+} + Cu^{2+}$$

$$2FeCl_3 + Cu = 2FeCl_2 + CuCl_2$$

O reacție redox este posibilă dacă diferența potențialelor de reducere ale partenerilor de reacție (potențialul standard de reducere al oxidantului și respectiv al reducătorului) este pozitivă.

$$\text{f.e.m.} = E^0_{ox} - E^0_{red} > 0$$

Din Tabelul 6 notăm valorile potențialelor standard redox ale oxidantului Fe^{3+}/Fe^{2+} și ale reducătorului Cu/Cu^{2+} și demonstrăm posibilitatea desfășurării acestui proces.

$$E^0_{ox}\ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0{,}770\ V; \quad E^0_{red}\ (Cu/Cu^{2+}) = 0{,}337\ V$$

$$E = 0{,}770\ V - 0{,}337\ V = +\ 0{,}433\ V$$

Răspuns: desfășurarea acestui proces este posibilă deoarece $E^0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) > E^0\ (Cu/Cu^{2+})$ și coloarea albastră a soluției apare în urma reacției redox cu formarea ionilor de cupru hidratați $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$.

9. Chestionar pentru evaluarea cunoștințelor

1. Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor de oxido-reducere

1.1. Ecuațiile reacțiilor de oxido-reducere în formă moleculară

1. $PH_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5 + H_2O$

2. $B + HNO_3 \rightarrow H_3BO_3 + NO_2$
3. $PbS + O_2 \rightarrow PbO + SO_2$
4. $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow Na[Au(CN)_2] + NaOH$
5. $Na[Au(CN)_2] + Zn \rightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + Au$
6. $NaBr + O_3 + H_2O \rightarrow Br_2 + O_2 + NaOH$
7. $Ag + H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2$
8. $Fe(CrO_2)_2 + Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + Na_2CrO_4 + CO_2$
9. $MnO_2 + KOH + KClO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
10. $Si + KOH + H_2O \rightarrow K_2SiO_3 + H_2$
11. $Al + NaOH + H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4] + H_2$
12. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S$
13. $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
14. $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
15. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
16. $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
17. $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$
18. $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$
19. $Co(NO_3)_2 \rightarrow Co_2O_3 + NO_2 + O_2$
20. $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
21. $Se + KOH \rightarrow K_2Se + K_2SeO_3 + H_2O$
22. $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO_3 + H_2O$
23. $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$
24. $N_2H_4 \rightarrow N_2 + NH_3$
25. $CuCl_2 + Cu \rightarrow CuCl$
26. $KBrO_3 + KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$

1.2. Ecuațiile reacțiilor de oxido-reducere în formă ionică

1. $BiO_3^- + Mn^{2+} + H^+ \rightarrow Bi + MnO_4^- + H_2O$
2. $NiS + H_2O_2 + 2CH_3COOH \rightarrow Ni^{2+} + CH_3COO^- + S + H_2O$
3. $Cr_2O_7^{2-} + H_2S + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + S + H_2O$

4. $Ag + CN^- + O_2 + H_2O \rightarrow [Ag(CN)_2]^- + OH^-$
5. $Fe^{2+} + S_2O_8^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + SO_4^{2-}$
6. $SCN^- + NO_3^- + H^+ + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + CO_2 + NH_4^+ + NO$
7. $AsO_4^{3-} + I^- + H^+ \rightarrow AsO_3^{3-} + I_2 + H_2O$
8. $SeO_4^{2-} + Cl^- + H^+ \rightarrow SeO_3^{2-} + Cl_2 + H_2O$
9. $MnO_4^- + H_2O_2 + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + O_2 + H_2O$
10. $Al + NO_3^- + OH^- + H_2O \rightarrow NH_3 + AlO_2^-$
11. $SO_4^{2-} + I^- + H^+ \rightarrow I_2 + SO_2 + H_2O$
12. $CN^- + CrO_4^{2-} + OH^- \rightarrow CNO^- + Cr(OH)_3$
13. $I_2 + ClO_3^- + H^+ \rightarrow IO_3^- + Cl^- + H_2O$
14. $SeO_3^{2-} + MnO_4^- + OH^- \rightarrow SeO_4^{2-} + MnO_4^{2-} + H_2O$
15. $[Co(NO_2)_6]^{3-} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Co^{2+} + Mn^{2+} + NO_3^- + H_2O$
16. $SnS + MnO_4^- + H^+ \rightarrow H_2SnO_3 + HSO_4^- + Mn^{2+} + H_2O$
17. $[Fe(CN)_6]^{4-} + Cl_2 \rightarrow [Fe(CN)_6]^{3-} + Cl^-$
18. $ClO^- + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO_3^- + H_2O$
19. $MnO_4^{2-} + H_2O \rightarrow MnO_4^- + MnO_2 + OH^-$
20. $ClO_2 + OH^- \rightarrow ClO_2^- + ClO_3^- + H_2O$
21. $MnO_4^{2-} + Mn^{2+} + H_2O \rightarrow MnO_2 + H^+$
22. $IO_3^- + I^- + H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$

2. Alcătuirea ecuațiilor reacțiilor de oxido-reducere

În schemele reacțiilor prezentate sunt indicate substanțele reactante și unii produși de reacție. Completați ecuațiile reacțiilor redox și stabiliți coeficienții prin metoda iono-electronică.

1. $Br_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HBrO_3 + ...$
2. $HClO_3 + H_2S \rightarrow H_2SO_4 + \ldots. +$
3. $Ni(OH)_2 + BrO^- \rightarrow Ni(OH)_3 + \ldots.$
4. $Sn^{2+} + Fe^{3+} \rightarrow Sn^{4+} + \ldots$

5. $Sb_2S_5 + HNO_3 \rightarrow H_3SbO_4 + H_2SO_4 + \ldots$
6. $Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$
7. $I^- + O_3 + H_2O \rightarrow I_2^- + O_2 + \ldots$
8. $Cr_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_{4+\ldots}$
9. $Ag + H_2S + O_2 \rightarrow Ag_2S + \ldots.$
10. $HClO + H_2O_2 \rightarrow HCl + \ldots$
11. $S_2O_3^{2-} + Cl_2 \rightarrow SO_4^{2-} + \ldots.$
12. $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
13. $Fe(CrO_2)_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow Fe_2O_3 + Na_2CrO_4 + \ldots..$
14. $HClO_4 + SO_2 \rightarrow$
15. $Bi(OH)_3 + Cl_2 + OH^- \rightarrow BiO_3^- + \ldots..$
16. $NH_3 + NaClO + NaOH \rightarrow N_2H_4 + \ldots.$
17. $HClO_3 + P \rightarrow H_3PO_4 + HCl$
18. $KNO_3 + C + S \rightarrow K_2CO_3 + K_2SO_4 + K_2S + CO_2 + CO + N_2$
19. $HClO + Br_2 \rightarrow HBrO_3 + \ldots..$
20. $MnO_2 + HCl \rightarrow$
21. $Fe^{3+} + I^- \rightarrow$
22. $Cr_2O_7^{2-} + SO_2 + H^+ \rightarrow$
23. $SO_2 + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + \ldots$
24. $Mn^{2+} + PbO_2 + H^+ \rightarrow MnO_4^- + \ldots.$
25. $BrO_3^- + I^- + H^+ \rightarrow Br^- + \ldots..$
26. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow S + \ldots$
27. $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$
28. $S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-}$
29. $Cu^{2+} + I^- \rightarrow$
30. $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + ...$
31. $MnO_2 + KOH + KClO_3 \rightarrow K_2FeO_4 + \ldots.$
32. $Fe_2O_3 + KOH + KClO_3 \rightarrow K_2FeO_4 + \ldots$
33. $H_2O_2 + Ag_2O \rightarrow$
34. $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + \ldots$

35. $Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + NO_2 + O_2 + ...$
36. $Mo + NaNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2MoO_4 + ...$
37. $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + \ldots$
38. $Fe^{3+} + H_2S + \rightarrow$
39. $Tl^{3+} + H_2S + \rightarrow Ti_2S + ...$
40. $K_2FeO_4 + NH_3 \rightarrow N_2 + Fe_2O_3 + ..$
41. $Os + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2OsO_4 + \ldots$
42. $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow H(AuCl_4) + ,\ldots$
43. $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow H_2(PtCl_4) + ,\ldots$
44. $NH_3 + HNO_2 \rightarrow N_2 + \ldots$
45. $Zn + OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-} + \ldots$
46. $H_3PO_3 + H_2SO_3 \rightarrow H_3PO_4 + ...$
47. $Cr^{3+} + S_2O_8^{2-} \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + ...$
48. $F_2 + NaOH \rightarrow OF_2 + \ldots$
49. $KMnO_4 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + \ldots$
50. $Al + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^- + \ldots$

3. Determinați sensul desfășurării reacțiilor de oxido-reducere. Calculați forța electromotoare (f.e.m.)

Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor prezentate. În baza potențialelor de electrod standard (Tabelul 6) determinați direcția decurgerii reacțiilor redox.

1. $Mn^{2+} + PbO_2 + H^+ \leftrightarrow MnO_4^- + Pb^{2+} + H_2O$
2. $Cr^{3+} + NO_3^- + H_2O \leftrightarrow Cr_2O_7^{2-} + NO + H^+$
3. $Fe^{2+} + ClO_3^- + H^+ \leftrightarrow Fe^{3+} + Cl^- + H_2O$
4. $Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O \leftrightarrow MnO_4 + Cl^- + H^-$
5. $Cr_2O_7^{2-} + Br^- + H^+ \leftrightarrow Cr^{3+} + Br_2 + H_2O$
6. $AsO_4^{3-} + Br^- + H^+ \leftrightarrow AsO_2^- + Br_2 + H_2O$
7. $H_2O_2 + Br_2 \leftrightarrow H_2O + BrO_3^- + H^+$
8. $H_2O_2 + NO_3^- + H^+ \leftrightarrow NO_2 + O_2 + + H_2O$

4. Rezolvați problemele

1. La interacțiunea unui metal cu masa 38,4g cu acid azotic concentrat s-a degajat un oxid al azotului cu volumul de 8,96 L (c.n.). Densitatea relativă a acestui gaz în raport cu aerul constituie 1,0345. Determinați metalul și stabiliți coeficienții pentru procesul redox prin metoda iono-electronică.
2. Se dă un amestec de Al, Zn și Cu cu masa 4g, care a fost tratat cu acid azotic concentrat. Masa reziduului care nu s-a dizolvat a constituit 0,76g. Aceeași probă de amestec a fost dizolvată în soluție de bază alcalină concentrată în exces și masa reziduului nedizolvat a fost egală cu 0,6g. Calculați partea de masă a fiecărui metal din amestec și stabiliți coeficienții în reacțiile redox prin metoda de semireacții.
3. Amestecul format din trei săruri: clorură de potasiu, carbonat de potasiu și permanganat de potasiu cu masa 15,84 g a fost tratat cu acid clorhidric concentrat în exces. În urma reacției s-a degajat 3,136 L (c.n.) de produși gazoși, care fiind trecuți peste suprafața unei sârme incandescente de fier, ultima și-a mărit masa cu 7,1 g. Determinați masele, părțile de masă a componenților din amestec și stabiliți coeficienții în procesele redox prin metoda de semireacții.
4. Un metal de tip „d" formează 3 oxizi A, B, C. Proba acestui metal cu masa 2,886 g conține $3{,}3418 \cdot 10^{22}$ atomi. În oxidul A raportul de masă metal/oxigen este 3,25. Partea de masă a metalului în oxidul B este 68,42%. Masa moleculară a oxidului C este de 1,467 ori mai mare decât masa moleculară a oxidului A. Stabiliți metalul și formulele oxizilor săi și explicați ce număr de oxidare are acest metal

în compușii respectivi. Care din oxizi poate interacționa cu HCl și care cu NaOH. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

5. La călirea a 5,04 g de substanță compusă A s-a obținut un oxid cu masa de 3,04 g, iar la reducerea metalului din oxid s-au format 2,08 g de metal. Altă așa masă de substanță s-a încălzit cu surplus de bază alcalină și s-a degajat un gaz cu volumul de 896 cm^3 (c.n.) și cu densitatea gazului egală cu 0,758 g/L. Calculați masa molară a echivalentului la metal și formula substanței A. Stabiliți coeficienții la procesele redox.
6. La oxidarea fosforului în acid azotic de 60% și densitatea de 1,37 g/cm^3 se obține acidul fosforic și se degajă un oxid incolor puțin stabil în aer. Pentru neutralizarea acidului format s-a consumat soluție de hidroxid de sodiu cu volumul de 25 cm^3, partea de masă 25% și densitatea de 1,28 g/cm^3. În urma reacției s-a format o sare acidă. Calculați volumul soluției de acid azotic și volumul gazului degajat în rezultatul reacției. Stabiliți coeficienții în reacțiile de oxido-reducere.

BIBLIOGRAFIE

1. Nenițescu, C. Chimie generală. Editura Didactică și Pedagogică, București, 1972, pp. 439–457.
2. Ахметов, Н. Неорганическая химия. Издательство Высшая школа, Москва, 1975, стр. 244–254.
3. Conunov, Ț., Popov, M., Fusu, I. Curs de chimie. Editura Lumina, Chișinău, 1994, pp. 230–269.
4. Михайленко, Я. Курс общей и неорганической химии. Издательство Высшая школа, Москва, 1966, стр. 196–212.
5. Конунова, Ц. Окислительно-восстановительные реакции. Кишинев, 1980, 74 стр.
6. Melentiev, E., Patraș, T. Chimie. Probleme și exerciții pentru evaluări și performanțe. Chișinău, 2018, 144 pag.
7. Melentiev, E., Roman, M., Botnaru, M., Dîru, M. Să învățăm logic chimia, pentru licee. Editura Lumina, Chișinău, 2021, 248 pag.

CUPRINS

	Prefață.....	3
1.	Caracteristica generală a reacțiilor chimice. Reacțiile de oxido-reducere	4
	1.1. Reacții care decurg fără modificarea numărului de oxidare.....	5
	1.2. Reacții care decurg cu modificarea numărului de oxidare.....	7
2.	Numărul de oxidare. Determinarea numărului de oxidare a elementelor din moleculă sau ioni.....	9
3.	Oxidanți și reducători. Procese de oxidare și procese de reducere.....	18
4.	Clasificarea reacțiilor de oxido-reducere.....	29
	4.1. Reacții de oxido-reducere intermoleculare.....	29
	4.2. Reacții de oxido-reducere intramoleculare.....	30
	4.3. Reacții redox de disproporționare.....	31
	4.4. Reacții redox de conproporționare.....	32
5.	Stabilirea coeficienților în reacțiile de oxido-reducere	33
	5.1. Alcătuirea ecuațiilor reacțiilor de oxido-reducere.....	33
	5.2. Stabilirea coeficienților în reacțiile redox prin metoda bilanțului electronic.....	35
	5.3. Stabilirea coeficienților în reacțiile redox folosind metoda iono-electronică sau de semireacții ionice.....	40
6.	Influența mediului soluției la desfășurarea reacțiilor redox.....	42
7.	Reacții redox - exemple și aplicații.....	45
8.	Sensul spontan al procesului redox.....	57
	8.1. Potențiale de electrod redox.....	57
	8.2. Factorii ce determină direcția desfășurării reacțiilor redox	66
9.	Chestionar pentru evaluarea cunoștințelor.....	73
	Bibliografie.....	80

Centrul Editorial-Poligrafic al Universității Pedagogice
de Stat „Ion Creangă” din Chișinău, str. Ion Creangă, nr. 1, MD-2069