

NOȚIUNI TEORETICE

Reacțiile cu transfer de electroni (*reacții de oxido-reducere* sau *reacții redox*) sunt procesele chimice în care au loc simultan procese de reducere și oxidare.

Reducerea este procesul chimic ce are loc cu acceptare de electroni.

Oxidarea este procesul chimic ce are loc cu cedare de electroni.

Întotdeauna numărul de electroni cedați este egal cu numărul de electroni acceptați.

Agentul oxidant este specia chimică ce *se reduce*, acceptând electroni.

Agentul reducător este specia chimică ce *se oxidează*, cedând electroni.

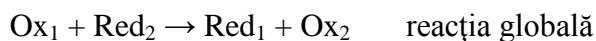
Exemple de agenți oxidanți :

- ✓ nemetale: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , O_3
- ✓ ioni metalici în treapta superioară de oxidare: Fe^{3+} , Au^{3+} , Hg^{2+}
- ✓ acizii oxigenați și sărurile lor conținând elemente cu numere de oxidare superioare: HNO_3 conc, H_2SO_4 conc, K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$.

Exemple de agenți reducători :

- ✓ metalele: Fe, Al, Mg, Ca, Na, K, etc. care au tendința de a se transforma ușor în ioni pozitivi
- ✓ nemetalele slab electronegative: C, P, H₂
- ✓ cationi metalici în treapta inferioară de oxidare: Fe^{2+} , Cr^{2+} , Sn^{2+}
- ✓ compuși ai nemetalelor în trepte inferioare de oxidare: P^{3-} , N^{3-} , S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- , CO, SO_2 , H_2 , H_2S , HCl.

Un proces redox se poate scrie sub forma a două semireacții :



Red = agent reducător (donor de e^-), **Ox** = agent oxidant (acceptor de e^-).

NUMĂR DE OXIDARE (N.O.)

Numărul de oxidare reprezintă sarcina electrică reală a unui ion sau formală, atribuită unui atom considerând că toate legăturile sunt ionice.

- În procesul de reducere, numărul de oxidare scade.
- În procesul de oxidare, numărul de oxidare crește.

Reguli de stabilire a numerelor de oxidare:

- Numărul de oxidare al substanțele elementare este egal cu 0 (zero).
Exemplu: Na^0 , K^0 , Ba^0 , Mg^0 , Al^0 , Zn^0 , S^0 .
- Numărul de oxidare al unui atom combinat cu un atom identic este 0.
Exemplu: H_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 , P_4
- Numărul de oxidare al hidrogenului este +1. Exemplu: H^+Cl , H_2^+O , $H_2^+SO_4$, H^+NO_3 În hidrurile metalice, H are numărul de oxidare -1. Exemplu: LiH^{-1} , NaH^{-1}
- Numărul de oxidare al oxigenului este -2
Exemplu: H_2O^{-2} , $H_2SO_4^{-2}$, HNO_3^{-2} , CaO^{-2} , $Al_2O_3^{-2}$
Excepție: - în cazul peroxizilor (compuși care conțin legătură peroxidică $-O-O-$), O are numărul de oxidare -1. Exemplu: $H_2O_2^{-1}$, $Na_2O_2^{-1}$
- În compuși, numărul de oxidare al elementelor din grupa 1(IA) este +1.

Exemplu: Na^{+1}Cl , K^{+1}Br , Li^{+1}OH

- În compuși, numărul de oxidare al elementelor din grupa 2(IIA) este +2.

Exemplu: Ca^{+2}O , Mg^{+2}O , $\text{Ba}^{+2}\text{Cl}_2$

- Numărul de oxidare al unui ion mono sau poliatomic este egal cu sarcina ionului.

Exemplu: Na^{+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , O^{-2} , $(\text{HO})^{-1}$, $(\text{SO}_4)^{-2}$, $(\text{NO}_3)^{-1}$

- Suma algebrică a numerelor de oxidare ale elementelor ce formează un compus neutru este egală cu zero.

Etape în stabilirea coeficienților în ecuațiile reacțiilor redox:

1. Determinarea N.O. ale elementelor implicate în reacție.
2. Identificarea elementelor care și-au schimbat N.O.
3. Scrierea proceselor de oxidare și reducere.
4. Bilanțul electronic.
5. Trecerea coeficienților rezultați în ecuația reacției.
6. Bilanțul atomic. Atenție- Hidrogenul și oxigenul se egalează ultimele.

FIȘĂ DE LUCRU

1. Stabiliți numerele de oxidare ale tuturor elementelor prezente în următorii compuși chimici:
 HClO (acid hipocloros), HClO_2 (acid cloros), HClO_3 (acid cloric), HClO_4 (acid percloric), KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Stabiliți numerele de oxidare ale azotului în următorii compuși chimici:
 HNO_3 , HNO_2 , NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 .
3. Stabiliți, prin metoda redox, coeficienții stoichiometrici ai ecuațiilor chimice următoare, precizând agentul oxidant și reducător.:

