

Entre as reaccións químicas existe un tipo, chamado reaccións de oxidación-redución (abreviadamente reaccións redox), nas que se produce unha transferencia de electróns dunha substancia a outra.

Conceptos de oxidación e Redución. Substancias oxidantes e redutoras

Oxidación: transformación na que unha especie química perde electróns, co que diminúe a súa carga negativa ou ben aumenta a positiva.

Redución: transformación na que unha especie química gaña electróns, co que aumenta a súa carga negativa ou ben diminúe a positiva.

Oxidante: especie química que favorece a oxidación doutra captando electróns, e polo tanto, reducíndose.

Redutor: especie química que favorece a redución doutra cedendo electróns, e polo tanto, oxidándose.

Que unha substancia actúe como redutora ou como oxidante depende da substancia coa que se enfronte, igual que sucedía cos ácidos e as bases, pero oxidantes fortes son: peróxido de hidróxeno, permanganato de potasio, dicromato de potasio, ácido nítrico e sulfúrico. Se unha substancia se oxida e porque outra se reduce ao mesmo tempo, de aí o nome redox para este tipo de reaccións.

Números de oxidación

Nos compostos iónicos os elementos teñen carga, xa que están formados por ións, non así nos covalentes, pero a estes últimos tamén se lles asigna unha carga ficticia, estas cargas reais ou ficticias son os números de oxidación.

Reglas para coñecer o número de oxidación dos elementos

- Nos ións de un só átomo coincide coa carga: Ca^{2+} será +2, O^{2-} será -2.
- O de calquera elemento libre é cero, tanto si son átomos illados (Na, Mg, Fe...), moléculas diatómicas (N_2 , $\text{O}_{2,\dots}$) ou poliatómicas (S_8 , $\text{O}_3, \dots$).
- O do flúor sempre -1 o do resto dos halóxenos cando forman parte dos haluros tamén é -1.
- O osíxeno -2, salvo nos peróxidos que sería -1, só se combina co flúor sería +2.
- O hidróxeno +1 salvo nos hidruros metálicos que sería -1.
- Alcalinos: +1; alcalinotérreos: +2; o aluminio: +3.
- Cando os elementos forman parte dun composto calcúlase o seu estado de oxidación facendo a suma alxébrica de todos os números de oxidación de tódolos átomos e ten que dar cero, salvo que se trate dun ión en cuxo caso sería a carga de dito ión.

Exemplo: Tedes que facer igual que cando nomeamos os compostos, por exemplo: NaClO_4 . O osíxeno xa sabemos que é -2, o H é +1, polo que para que a suma alxébrica dea 0, o Cl ten que estar con estado de oxidación +7, ou sexa o perclorato de sodio.

Di os números de oxidación de cada un dos átomos que forman as seguintes especies: H_2SO_4 ; NO_3^- ; Fe, NaCl; Bi_2O_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; NH_4Cl ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Formula os seguintes compostos e a continuación indica os estados de oxidación dos elementos que os compoñen: hipoclorito de sodio, nitrato de bario, cloruro de ferro (III), ozono, peróxido de sodio, iodato de prata, sulfuro de aluminio, cinc, nitruro de aluminio.