

TEMA 1

- Formulación y nomenclatura química.
- Tipos de reacciones químicas. Ajuste de reacciones. Estequiometría. Reactivo limitante. Rendimiento.
- Conceptos fundamentales de la química en disolución. Concentración de las disoluciones.
- Reacciones REDOX. Método ión-electrón de ajuste.
- Acido-base. Escala de pH. Ácidos y bases fuertes y débiles. Reacciones de neutralización y sales. Disoluciones amortiguadoras.



En general, muchas reacciones inorgánicas son reacciones de naturaleza **redox**. En la química moderna, las definiciones son:

aumento nº oxidación $\Leftrightarrow$ ***proceso de oxidación***

disminución nº oxidación $\Leftrightarrow$ ***proceso de reducción***



Reglas para definir el número de oxidación

- 1.- para un átomo ó elemento es cero.
- 2.- para un ion monoatómico es igual a su carga iónica.
- 3.- la suma de ellos en un compuesto poliatómico neutro será cero, en un ion poliatómico será igual a la carga del ion .
- 4.- en combinaciones de elementos, el que sea el más electronegativo tendrá su número de oxidación negativo, mientras, para el electropositivo tendrá un valor positivo.
- 5.- el átomo de hidrógeno tiene un nº oxidación de +1, excepto en el caso en el que se encuentre combinado con otros elementos más electropositivos, en cuyo caso, será -1.

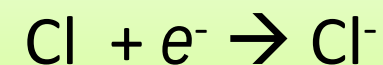


Metales tienden a perder e^-



Estados de oxidación

No-metales tienden a ganar e^-



1A																	2A										3A					4A	5A	6A	7A	8A								
1 H 1.00794												2 2A																	13 3A					14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A						
3 Li 6.941												4 Be 9.01218																	5 B 10.811					6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797						
11 Na 22.9898												12 Mg 24.3050												3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 Al 26.9815					14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
19 K 39.0983												20 Ca 40.078												21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723					32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.4678												38 Sr 87.62												39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818					50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29	
55 Cs 132.905												56 Ba 137.327												57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383					82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)												88 Ra 226.025												89 *Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)	114 (287)					116 (289)	118 (293)				
*Lanthanide series												58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967																			
†Actinide series												90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)																			

Agentes reductores

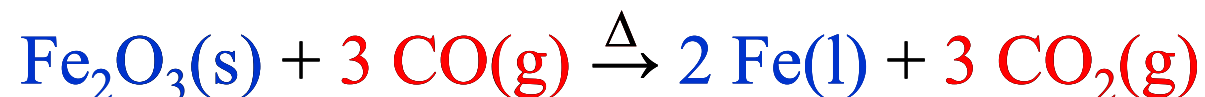
Agentes oxidantes

Usamos los estados de oxidación para saber cuantos electrones han sido ganados o perdidos por un elemento.



Ejemplo

- La hematita es convertida a hierro en un horno.



- Oxidación y reducción siempre ocurren juntas.

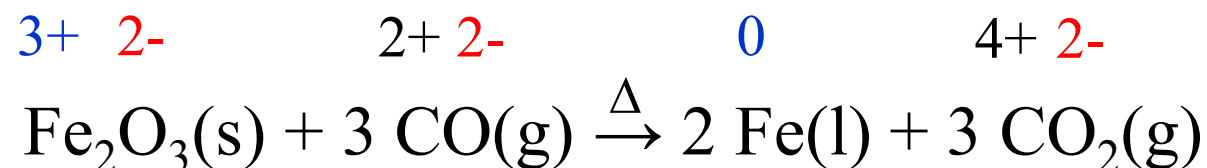
Fe^{3+} es reducido a hierro metálico.

$\text{CO}(\text{g})$ es oxidado a dióxido de carbono.



Ejemplo

- Asignación de los estados de oxidación:



Fe^{3+} es reducido a hierro metálico.

$\text{CO}(\text{g})$ es oxidado a dióxido de carbono.



- **Oxidación**

- **ES** de algún elemento *aumenta* en la reacción.
- Electrones se sitúan a la derecha de la ecuación.

- **Reducción**

- **ES** de algún elemento *disminuye* en la reacción.
- Electrones se sitúan a la izquierda de la ecuación.



Zinc en una disolución de sulfato de cobre



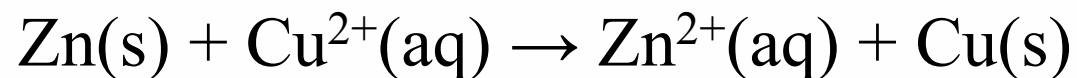
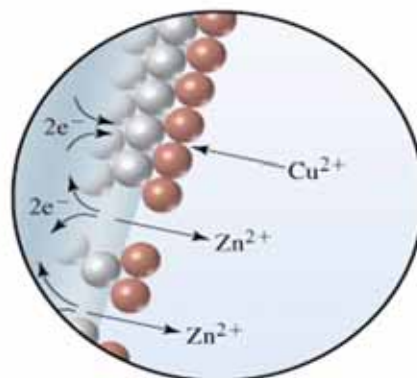
(a)



(b)



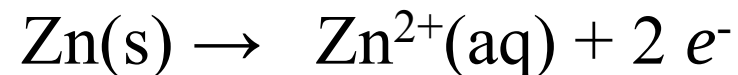
(c)



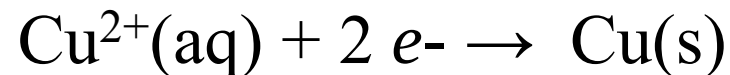
semireacciones

- Representar una reacción como combinación de dos semireacciones.

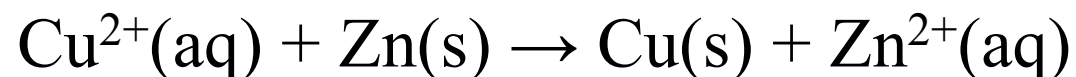
Oxidación:



Reducción:



Global:



Ajuste de ecuaciones REDOX

- Pocas reacciones pueden ajustarse por simple inspección visual.
- Se requiere aproximación sistemática.
- **El método del ion-electrón**



Ejemplo

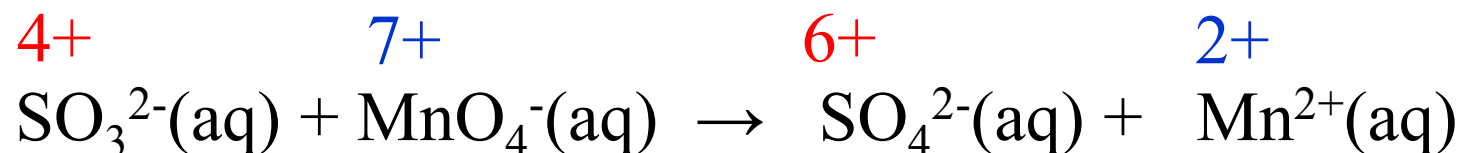
*Ajustar la ecuación de una reacción Redox en **medio ácido**.*

La reacción mostrada se utiliza para la determinación de la concentración del ion sulfito presente en las aguas residuales procedentes de una planta de procesamiento de papeles.

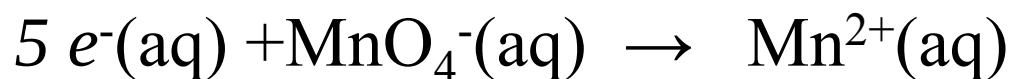


Ejemplo

Determinar los estados de oxidación:



Escribir semireacciones:



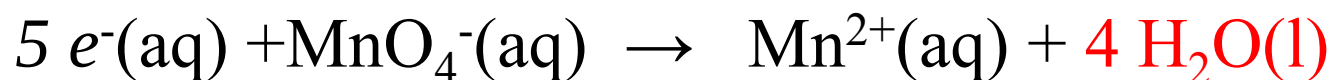
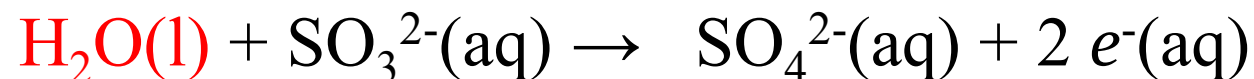
Si fuera necesario ajustar los átomos diferentes de H y O:

En este caso no hace falta

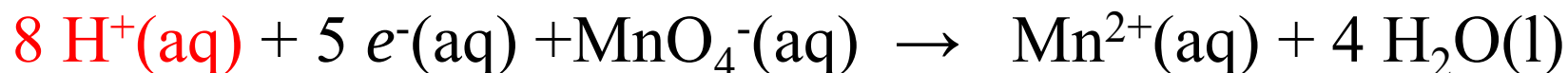
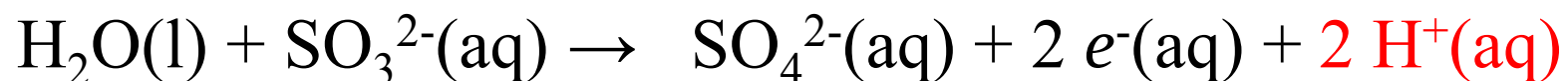


Ejemplo

Ajustar los O adicionando H_2O :



Ajustar los hidrógenos adicionando H^+ :

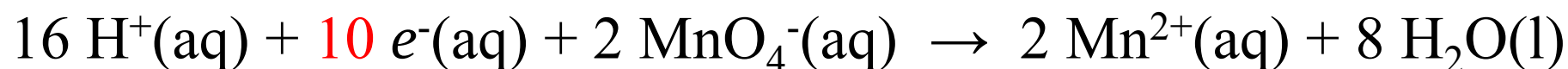


Comprobar que las cargas están ajustadas: Adicionar e^- si fuera necesario.

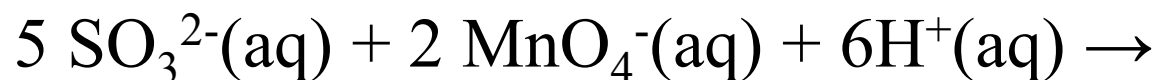


Ejemplo

Multiplicar las semireacciones para eliminar los e^- :



Obtener la ecuación global:



Hacer ajuste molecular y comprobar!



Ajuste en medio ácido

- Escribir las semireacciones.
 - Ajustar todos átomos excepto H y O.
 - Ajustar oxígenos usando H_2O .
 - Ajustar hidrógenos usando H^+ .
 - Ajustar cargas usando e^- .
- Igualar número de electrones.
- Sumar las semireacciones = global.
- Comprobar ajuste.



Ajuste en medio básico

- OH^- aparece en lugar de los H^+ .
- Tratar las ecuaciones como si estuvieran en medio ácido.
 - Adicionar entonces OH^- en cada lado para neutralizar los H^+ .
 - Remover H_2O que aparezcan en ambos lados de la ecuación.
- Comprobar el ajuste.



Agentes oxidantes y reductores

- Un agente oxidante:
 - Es un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox (es decir se reduce).
- Un agente reductor:
 - Es un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en una reacción redox. (es decir se oxida)



Ejemplo

Identificar agentes reductores y oxidantes.

El agua oxigenada, H_2O_2 , es un producto químico, muy versátil, utilizado en el tratamiento de la madera para la producción del papel, en tejidos o en el tratamiento de aguas residuales. Su versatilidad viene dada por el hecho de que puede utilizarse tanto como agente oxidante como reductor.

En las siguientes reacciones identifica si el agua oxigenada actúa como agente oxidante o reductor.



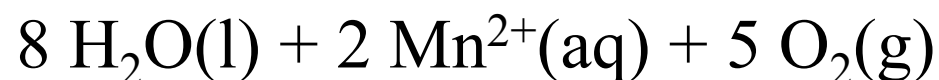


Agente oxidante

El hierro se oxida y el agua oxigenada se reduce.



Agente reductor



El manganeso se reduce y el agua oxigenada se oxida.

