



Conceptos básicos de Química Inorgánica (II)

Tabla periódica

Número de oxidación

Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos

Masas atómica, molecular y fórmula

Ecuaciones y estequiometría, redox

Concentración



Repaso: organismos internacionales

- IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry):
Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Se encarga de fijar estandarizaciones de distintos aspectos relacionados a la química, ej: formulación y nomenclatura, constantes termodinámicas, masas atómicas, etc. La nomenclatura aceptada es la sistémica.

- SI (Sistema Internacional de unidades).

Fija las unidades básicas y derivadas, ej: segundo, metro, mol, kg, etc.

Repaso: prefijos

mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
ene-	9
deca-	10

Además, **pueden** utilizarse los prefijos hemi- y sesqui-

K_2O óxido de potasio o hemióxido de potasio (relación 2:1)

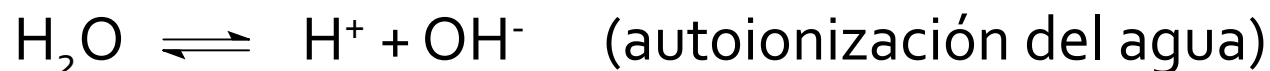
Fe_2O_3 trióxido de dihierro o sesquióxido de hierro (relación 2:3)

Repaso: aniones poliatómicos comunes

sulfato	SO_4^{2-}	ditionito	$\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$	tiocianato	SCN^-
sulfito	SO_3^{2-}	tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	cianato	NCN^-
nitrato	NO_3^-	fosfato	PO_4^{2-}	cianuro	CN^-
nitrito	NO_2^-	manganato	MnO_4^{2-}	dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
carbonato	CO_3^{2-}	permanganato	MnO_4^-	cromato	CrO_4^{2-}
bicarbonato	HCO_3^-	clorato	ClO_3^-	ferricianuro	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
hidróxido	OH^-	azida	N_3^-	ferrocianuro	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
peróxido	O_2^{2-}	borato	BO_3^{3-}		

Repaso: ácidos y bases

- Existen distintas definiciones respecto a los ácidos y las bases. La más adecuada a este curso es la del *sistema del disolvente*:



Ácido: Sustancia que al disolverse aumenta la concentración del catión característico del disolvente ($\text{H}^+ = \text{p}^+$).



Base: Sustancia que al disolverse aumenta la concentración del anión característico del disolvente (OH^-).





Electrolitos

Cualquier sustancia que en solución da iones y, por consiguiente, es capaz de transportar la corriente eléctrica.

- Electrolitos fuertes: sustancias que existen en solución casi completamente como iones ($K_{eq} \rightarrow \infty$).
 - Ácidos fuertes (HCl (ac), HI (ac), HBr (ac), HNO₃ (ac), HClO₄ (ac), H₂SO₄ (ac) en su 1ª ionización.)
 - Bases fuertes (los hidróxidos de metales del grupo 1 y los hidróxidos de metales pesados del grupo 2 (Ca, Sr, Ba)).
 - Sales (todas excepto las de Hg y Pb)
- Electrolitos débiles: sustancias que se disocian sólo parcialmente en una solución. Generalmente ácidos y bases débiles.
- No electrolitos: sustancias que no producen iones en solución. Generalmente óxidos, compuestos orgánicos y gases.

Isótopos

- Átomos de un mismo elemento (mismos p^+ , mismos e^-) con distinto número de n^0 , es decir, distinto número másico.

ej: ^{12}C y ^{13}C (carbono-12 y carbono-13)

^1H , ^2H y ^3H (hidrógeno, deuterio y tritio)

- Muchos se encuentran naturalmente en la corteza terrestre, en distintas proporciones.



Unidad de Masa Atómica (u.m.a.)

- Es la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C (isótopo más abundante del C).

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

- **Masa atómica:** es la masa de un átomo expresada en uma.

$$^1\text{H} = 1 \text{ uma}$$

$$^{16}\text{O} = 16 \text{ uma}$$

Masa atómica (MA o PA)

- La masa atómica indicada para cada elemento de la tabla periódica es un promedio que considera la abundancia de cada isótopo en la naturaleza.

$$\bar{M} = \frac{\sum (M_i \cdot a_i)}{100}$$



Mol (n)

- Corresponde a la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos de ^{12}C hay en 12 g de ^{12}C ($= N_A$)

N_A : Número de Avogadro = $6,023 \times 10^{23}$

1 mol de H_2SO_4 : $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 (1 mol)

$12,046 \times 10^{23}$ átomos de H (2 mol)

$6,023 \times 10^{23}$ átomos de S (1 mol)

$24,092 \times 10^{23}$ átomos de O (4 mol)



Equivalencia uma – g/mol

$$\begin{aligned} \text{masa de 1 mol de C} &= 6,023 \times 10^{23} * 12 \text{ uma} * 1,66 \times 10^{-24} \text{ g/uma} \\ &= 12 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\rightarrow 1 \text{ uma} \sim 1 \text{ g/mol}$$



Masa molar (M o PM)

- Es la masa en g de un mol de moléculas, calculada como la suma de las masas atómicas de los átomos constituyentes.

$$M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 * M_{\text{A}_\text{H}} + M_{\text{A}_\text{P}} + 4 * M_{\text{A}_\text{O}} = 98 \text{ g/mol}$$

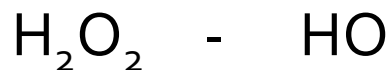
¿Moles de H_3PO_4 en 25 g?

$$M = m/n \rightarrow n = m/M = 25/98 = 0,26 \text{ mol}$$

Cuando hablamos de compuestos **no** moleculares (ej: NaCl), se refiere como peso fórmula (PF)

Fórmulas

- **Fórmula empírica o mínima:** Indica el tipo de átomos presentes en un compuesto y la relación entre el número de átomos de cada clase.
- **Fórmula molecular o real:** Indica el tipo de átomos presentes en un compuesto, y el número de átomos de cada clase.



$$\text{FM} = \text{FE} * M_{\text{real}} / M_{\text{empírica}}$$



Reacciones químicas

Proceso mediante el cual una o más sustancias (reactivos), se transforman en otras sustancias llamadas productos. La representación simbólica de las reacciones son las ecuaciones químicas. Deben contener:

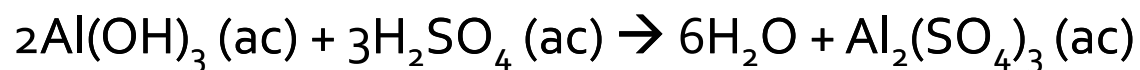
- Todos los reactivos
- Todos los productos
- El estado físico de todas las sustancias
- Las condiciones de la reacción
- Coeficientes estequiométricos



Balanceo de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, de forma que se conserve masa y carga:

- Debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación (uso de coeficientes estequiométricos)
- Por lo general se comienza igualando a ambos lados el átomo con mayor número de oxidación, y el último en igualarse es el H.



Rendimiento porcentual

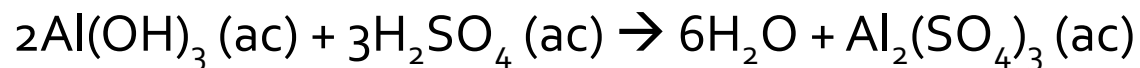
- Es el cociente entre la cantidad máxima posible a obtener de producto y la obtenida experimentalmente.

$$R\% = \frac{\text{Cantidad obtenida experimentalmente}}{\text{Cantidad máxima posible}} \times 100$$

- En la práctica suele ser inferior a 100 % debido a:
 - pureza de reactivos
 - reactivos limitantes
 - equilibrio, cinética, productos secundarios, etc



- Si la **pureza** de los reactivos es inferior al 100 %, la cantidad pesada no coincidirá con la cantidad de reactivo que reaccionará.
- Por lo general, en la práctica, los reactivos no se encuentran en relación estequiométrica; por tanto, un reactivo será el primero en consumirse, quedando los otros en exceso. Éste es el **reactivo limitante**, y el rendimiento debe ser considerado respecto a él.
- $\% \text{ exceso} = \frac{\text{cantidad en exceso}}{\text{cantidad que reacciona}} \times 100$



$$\text{PM}_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 78 \text{ g/mol} \quad \text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,1 \text{ g/mol} \quad \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol} \quad \text{PM}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342,2 \text{ g/mol}$$

Partiendo de 10 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ 85 % y 0,2 mol de H_2SO_4 , ¿rendimiento teórico de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

$$n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 0,85 * 10 / 78 = 0,11 \text{ mol} \quad \rightarrow \quad \text{Reactivo limitante}$$



$$0,11 \text{ mol} \quad - \quad x = 0,165 \text{ mol} \quad \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso}$$



$$0,11 \text{ mol} \quad - \quad x = 0,054 \text{ mol} \rightarrow * 342,2 = 18,6 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Si el rendimiento experimental es de 15 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ¿R%?

$$\text{R\%} = 15 / 18,6 = 80 \%$$



Reacciones de combustión completa

- Sirven para determinar el contenido de C e H en compuestos orgánicos alifáticos (C_xH_y):



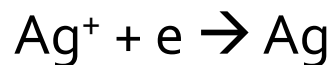
Siendo la reacción completa, analizando la cantidad formada de CO_2 y H_2O puede establecerse x e y, respectivamente.



Reacciones de óxido-reducción

Son reacciones en donde ocurre una transferencia neta de electrones de un reactivo a otro.

- Reducción: ganancia de electrones (disminución nº ox.)



- Oxidación: pérdida de electrones (aumento nº ox.)



Siempre una oxidación va acompañada de una reducción, y cada una de estas reacciones se denomina semirreacción.



- **Agente oxidante:** sustancia capaz de oxidar a otra, reduciéndose.
- **Agente reductor:** sustancia capaz de reducir a otra, oxidándose.

Balanceo de reacciones redox: debe conservarse masa y carga.

- Método del estado de oxidación. Aplicable a toda redox.
- Método ion-electrón. Aplicable en solución acuosa.

Método del estado de oxidación

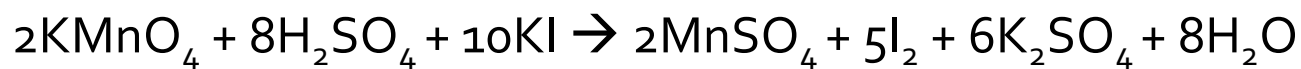
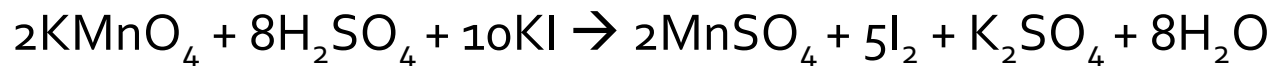
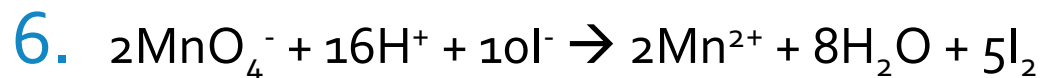
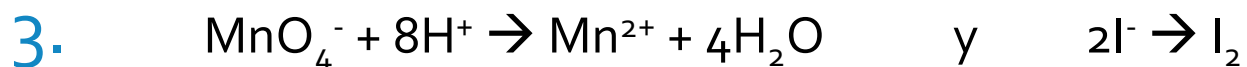
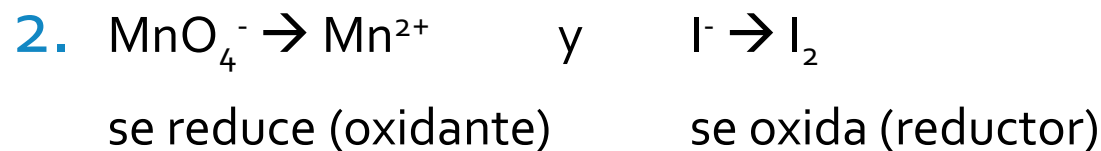
1. Identificar los átomos que cambian su n° de ox.
2. Definir las semireacciones, escribiendo únicamente los átomos del punto anterior.
3. Igualar masas mediante coeficientes estequiométricos.
4. Igualar carga añadiendo electrones.
5. Multiplicar cada semirreacción por un número entero, de forma tal que al sumarlas se eliminen los electrones.
6. Sumar las semirreacciones, y transferir los coeficientes estequiométricos hallados a la ecuación original.
7. Comprobar por inspección que la reacción esté balanceada.

Método ion-electrón

1. Identificar los átomos que cambian su n° de ox.
2. Definir las semireacciones, escribiendo las especies iónicas o moleculares, según corresponda.
3. Igualar masas mediante coeficientes estequiométricos y/o agregado de H^+ (medio ácido), OH^- (medio básico) y H_2O .
4. Igualar carga mediante agregado de electrones.
5. Multiplicar cada semirreacción por un número entero, de forma tal que al sumarlas se eliminen los electrones.
6. Sumar las semirreacciones, y transferir los coeficientes estequiométricos hallados a la ecuación original.
7. Comprobar por inspección que la reacción esté balanceada.



$$1. \quad +7 \qquad \qquad \qquad -1 \qquad \qquad +2 \qquad \qquad 0$$



Ecuación balanceada.



Soluciones

- Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La que se encuentra en mayor proporción es el solvente, y el resto son solutos.
- *Disolución*: es la forma de obtener una solución. El soluto se disuelve en el solvente.
- *Dilución*: se añade solvente a una solución, disminuyendo así la concentración del soluto. La concentración final puede calcularse despejando de:

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

donde C_1, C_2 = concentraciones inicial y final respectivamente
y V_1, V_2 = volumen a diluir y volumen final respectivamente

- *Densidad*: Es la relación entre la masa y el volumen de una sustancia. $d = m/V$ (g/mL)



Soluciones: concentración

La concentración de una solución es la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de solución o de disolvente:

- Molaridad (M)
- Porcentaje (%m/m, %m/V, %V/V)
- Gramos por litro (g/L)
- Molalidad (m)
- Fracción molar (x_A)
- Partes por millón (ppm)
- Normalidad (N)

- $M = \frac{n \text{ soluto (m)}}{V \text{ (L)}}$
- $\% (m/m) = 100 * \text{masa de soluto (g)} / \text{masa de solución (g)}$
- $\% (m/V) = 100 * \text{masa de soluto (g)} / V \text{ de solución (mL)}$
- $\% (V/V) = 100 * V \text{ de soluto (mL)} / V \text{ de solución (mL)}$
- $g/L = \text{gramos de soluto} / V \text{ de solución (L)}$
- Molalidad (m) = moles de soluto / masa de disolvente (kg)
- $x_A = \text{moles de soluto A} / \text{moles de solución}$
- $\text{ppm} = \text{moles de soluto} / (\text{masa de solución (g)} \times 10^6)$



Normalidad

- $N = n^{\circ} \text{ equivalentes de soluto} / \text{volumen de solución (L)}$
equivalentes: moles “reactivos” en un compuesto

$$n^{\circ} \text{ eq.} = \text{masa (g)} / \text{peso equivalente (PE)}$$

PE: es la masa de 1 equivalente, depende del tipo de reacción. $PE = PM/i$

$i \rightarrow$ ácidos: H^+ otorgados

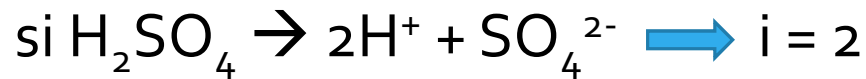
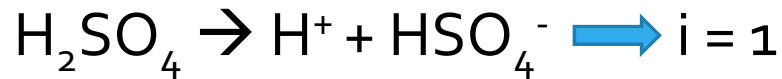
\rightarrow bases: OH^- otorgados

\rightarrow redox: e intercambiados

\rightarrow sales: moles de H^+ con los que podría reaccionar

Normalidad: i

- ácidos:



- bases: ídem ácidos
- sales:

