



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)

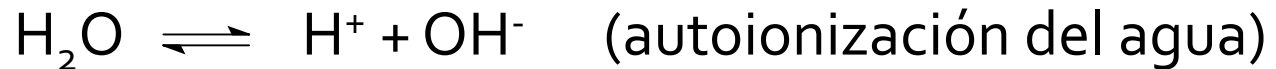
Fe_2O_3 trióxido de dihierro o sesquióxido de hierro (relación 2:3)

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 de *Brønsted-Lowry*:



Ácido: sustancia capaz de donar un protón ($\text{H}^+ = \text{p}^+$).



Base: sustancia capaz de aceptar un protón.



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 (Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺)).
 - 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.

$$\textit{masa atómica} = \sum \frac{\textit{masa atómica } i * \textit{abundancia } i}{100}$$

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 (\bar{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.

$$\bar{M}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 \cdot \text{MA}_{\text{H}} + \text{MA}_{\text{P}} + 4 \cdot \text{MA}_{\text{O}} = 98 \text{ g/mol}$$

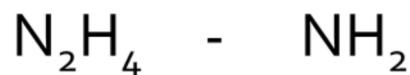
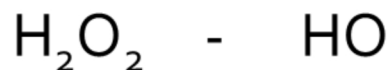
- ¿Moles de H_3PO_4 en 25 g?

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

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.



$$\text{FM} = \text{FE} * \bar{M}_{\text{real}} / \bar{M}_{\text{empírica}}$$

Reacciones químicas

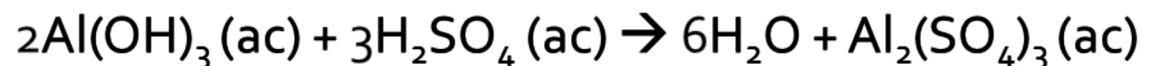
Proceso mediante el cual una o más sustancias (reactivos), se transforman en otras sustancias llamadas productos. La representación simbólica de las reacciones son las ecuaciones químicas. Deben contener:

- 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.

$$R\% = \frac{R_{\text{experimental}}}{R_{\text{teórico}}} \times 100$$

En la práctica suele ser inferior a 100 % debido a:

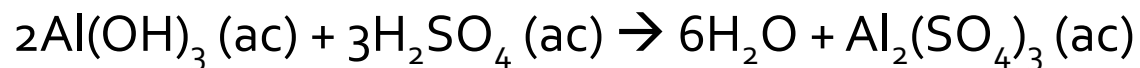
- pureza de reactivos
- reactivos limitantes
- equilibrio, cinética, productos secundarios, etc



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 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

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



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



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

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):

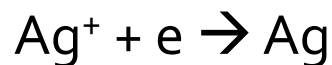


Siendo la reacción completa, analizando la cantidad formada de CO_2 y H_2O puede establecerse x e y, respectivamente.

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.

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)
- Osmolaridad (osm/L)
- Normalidad (N)



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

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

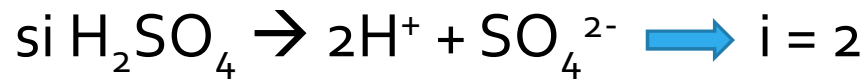
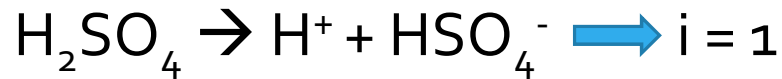
\rightarrow bases: OH^- otorgados

\rightarrow redox: e intercambiados

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

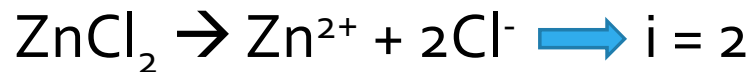
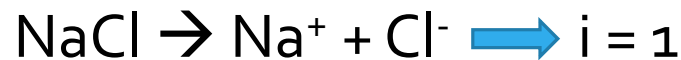
Normalidad: i

- ácidos:



- bases: análogo ácidos

- sales:



Ejercicios de exámenes

2) (1 punto) Dada la siguiente reacción redox:



Iguálela y elija, entre los siguientes, el número de electrones intercambiados:

Ecuación igualada:

1 electrón
2 electrones
5 electrones
10 electrones
Ninguna de las opciones anteriores es correcta

Opción correcta
<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>
<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>

Ejercicios de exámenes

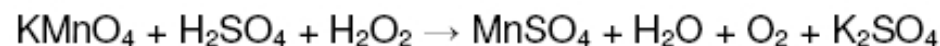
2) (1 punto) Se quiere preparar 1 L de Ácido clorhídrico 0.4 M. ¿De cuál(es) de la(s) siguientes disoluciones tomaría 500 mL y la diluiría a 1 L?

Disolución de partida	Respuesta
HCl 0.2 M	
HCl 0.8 M	
HCl 4 M	
HCl 0.8 N	
HClO ₄ 0.8 M	

Ejercicios de exámenes

- 5) (3 puntos) En disolución acuosa y medio básico el yoduro de potasio reacciona con clorato de potasio para rendir yodo molecular y cloruro de potasio.
- Ajuste la correspondiente ecuación por el método del ión-electrón. Indique número de electrones intercambiados, agente oxidante y agente reductor.
 - Suponiendo que la reacción es completa, rendimiento 100 %, y que el clorato de potasio tiene una pureza del 70 %. ¿Cuánto clorato de potasio se necesitaría para obtener 250 g de yodo molecular?

1) a) (0.5 puntos) Para la siguiente reacción de óxido-reducción



indique, con una cruz, la opción correcta para las semireacciones de oxidación y reducción:

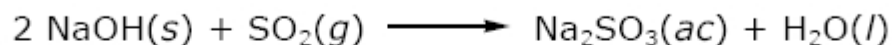
	Opción correcta
Oxidación: $2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ Reducción: $5\text{e}^- + 4\text{H}_2\text{O} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 8\text{OH}^-$	<input type="checkbox"/>
Oxidación: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ Reducción: $5\text{e}^- + 8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	<input type="checkbox"/>
Oxidación: $8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^-$ Reducción: $2\text{e}^- + 2\text{O}^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$	<input type="checkbox"/>
Oxidación: $5\text{e}^- + 8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ Reducción: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	<input type="checkbox"/>

b) (0.5 puntos) Indique, con una cruz, cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dicha reacción:

	Opción correcta
Por cada un (1) mol de KMnO_4 se necesita un (1) mol de H_2O_2 para reaccionar	<input type="checkbox"/>
Por cada dos (2) moles de KMnO_4 se necesitan seis (6) moles de H_2O_2 para reaccionar	<input type="checkbox"/>
Por cada dos (2) moles de KMnO_4 se necesitan tres (3) moles de H_2SO_4 para reaccionar	<input type="checkbox"/>

Ejercicios de exámenes

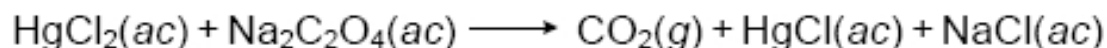
8) (3.5 puntos) Se realiza la siguiente reacción utilizando 4.0 g de NaOH(s) y 0.1 mol de SO₂(g):



- a) Indique el nombre de los cuatro compuestos que participan en la reacción.
- b) Indique, para esas condiciones de trabajo, el reactivo limitante de la reacción.
- c) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si, en esas condiciones, se obtuvieron 4.0 g de Na₂SO₃(ac)? Nota: Considere que la pureza de los reactivos es del 100 %.

Ejercicios de exámenes

2) (0.5 puntos) Para la siguiente reacción de óxido-reducción



indique, con una cruz, la afirmación correcta (Nota: disocie todas las sales, incluidas las de mercurio, para resolver las semirreacciones):

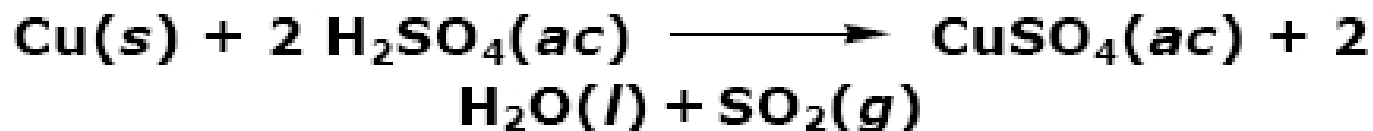
	Opción correcta
HgCl ₂ es el reductor	
HgCl ₂ es el oxidante	
Na ₂ C ₂ O ₄ se reduce	

b) (0.5 puntos) Indique, con una cruz, cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dicha reacción:

	Opción correcta
Por cada un (1) mol de cloruro mercúrico (HgCl ₂) se intercambian dos (2) electrones	
Por cada un (1) mol de oxalato de sodio (Na ₂ C ₂ O ₄) se intercambian dos (2) electrones	
Por cada dos (2) moles de cloruro mercúrico (HgCl ₂) se intercambia un (1) electrón	

Ejercicios de exámenes

8) (3 puntos) Se pretende preparar dióxido de azufre gas según el siguiente proceso:

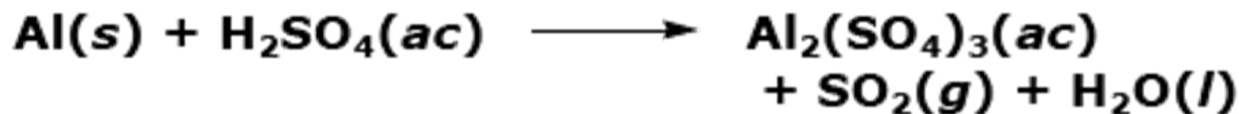


Para ello se coloca a reaccionar 6.00 g de Cu(s) de 90.0 % de pureza con 100.0 mL de una disolución acuosa de H₂SO₄ de pH= 2.0.

- a)** Indique el reactivo limitante en las condiciones indicadas.
- b)** Indique la cantidad, en gramos, de SO₂ que se obtendrá en las condiciones indicadas, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Ejercicios de exámenes

8) (3 puntos) Una forma de purificar aluminio a partir de sus yacimientos es por tratamiento con H_2SO_4 según el siguiente proceso:



a) Iguale la ecuación química involucrada por el método de ión-electrón. Indique las semirreacciones de reducción y oxidación.

b) Si se pone a purificar 6.745 g de un mineral de $\text{Al}(s)$ de 80 % de pureza, con 0.8 mol de H_2SO_4 , indique el reactivo limitante en dichas condiciones.

c) Indique el rendimiento del proceso si se obtienen, en las condiciones de la parte **b)**, 18.89 g de sulfato de aluminio.