

Apoyos Académicos CADE 2020

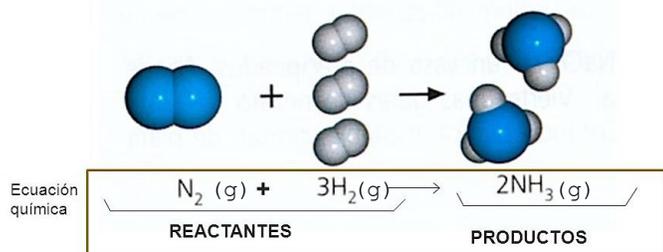
Área Disciplinar	Química
Nombre de Profesional	Paulina Figueroa - Vicente Rodríguez
Sede	Concepción

#	Temas	Unidad	Asignatura afín
	Ecuaciones químicas, Balance de ecuaciones, Ecuación iónica - Ecuación iónica neta, Número de oxidación, Agente oxidante y agente reductor, Balance Redox (método ión electrón)	Reacciones Químicas I	Química

Resumen

Ecuaciones químicas

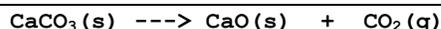
Los cambios químicos, llamados reacciones químicas, se representan mediante ecuaciones químicas. Las sustancias que experimentan un cambio, los reactivos o reactantes, se escriben del lado izquierdo, y las sustancias que se forman, o productos, aparecen del lado derecho de la flecha que indica el sentido de la reacción.



→ Significa: da, produce, se obtiene

! Error frecuente: Interpretar equivocadamente una descripción de una reacción química, ya que muchas veces se comienza mencionando el(los) producto(s).

Por ejemplo: "para formar (obtener o producir) óxido de calcio (CaO) se debe descomponer el carbonato de calcio (CaCO₃), obteniéndose dióxido de carbono como subproducto (CO₂). De esta forma, tendremos:



Balance de Ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, de acuerdo con la **ley de la conservación de la masa** enunciada por el químico francés **Lavoisier**, quien comprobó que la cantidad de materia que interviene en una

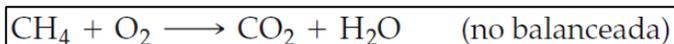
reacción química permanece constante, antes, durante y después de producida la transformación, empleando sistemáticamente la balanza.

Para balancear una ecuación química, debemos determinar los coeficientes que producen números iguales de cada tipo de átomo en cada sustancia de la ecuación. Para casi todas las aplicaciones, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes enteros más bajos posibles.

Al realizar un balance, es recomendable:

- Nunca modificar los subíndices de las fórmulas químicas.
- Tener un registro ordenado de la cantidad de átomos de cada especie.
- Escribir los números enteros más bajos posibles.
- Comenzar por aquellos elementos que aparecen en el menor número de fórmulas.
- Convertir de impar a par, obteniendo números enteros.

Un ejemplo, es la reacción de combustión del metano (CH₄(g)) en presencia de oxígeno gas para formar CO₂(g) y agua.



Una rápida revisión permite evidenciar que no está balanceada, lo que se puede comprobar con una tabla del tipo:

Elemento	Reactivos	Productos
C	1	1
H	4	2
O	2	3

Siguiendo los pasos nos quedaría:





Error frecuente: Iniciar el balance de forma desordenada y/o sin comprobar si la ecuación ya se está balanceada.

Por ejemplo, en la neutralización de HCl(ac) con NaOH(ac) para formar agua y NaCl(s), la ecuación no requiere balance:

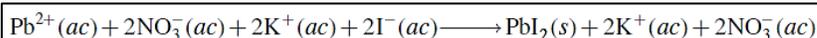


Puedes practicar con los ejercicios propuestos y profundizar con los links al final de la guía.

Ecuación iónica - Ecuación iónica neta

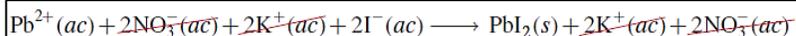
Comúnmente, escribimos las reacciones químicas en términos de **ecuaciones moleculares**, las que son útiles porque aclara la identidad de los reactivos y productos, pero supone que todas las especies son moléculas. Sin embargo, para reacciones en disolución acuosa en la que participan iones, una **ecuación iónica** describe con exactitud lo que en realidad está sucediendo en la reacción. Esta ecuación indica la disociación de los compuestos en sus respectivos iones.

Por ejemplo, al disolver yoduro de potasio y nitrato de plomo(II):

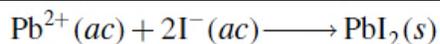


Sin embargo, y dado que comúnmente se forman compuestos moleculares y/o insolubles (precipitados), la ecuación contará con **iones espectadores** que no participan en la reacción global. Estos iones no reaccionan y aparecen en ambos lados de la ecuación.

La **ecuación iónica neta** sólo muestra las especies que realmente participan en la reacción, al simplificar los iones que no reaccionan:



Quedando:



Error frecuente: No reconocer las especies **electrolitos** que experimentan disociación (compuestos iónicos) o ionización (compuestos moleculares), identificando sustancias que precipitan y/o poseen muy baja solubilidad.

Para conocer las reglas de solubilidad, recomendamos el sitio: <https://n9.cl/k51z>

Puedes practicar con los ejercicios propuestos y profundizar con los links al final de la guía.

Número de oxidación (n_{ox})

También llamado **estado de oxidación** corresponde el número de cargas que tendría un átomo en una sustancia si los electrones fueran transferidos completamente. Es la carga real del átomo cuando se trata de un ion monoatómico; en los demás casos, es la carga hipotética que se asigna al átomo con base en una serie de reglas. Hay **oxidación** cuando el número de oxidación aumenta; hay **reducción** cuando el número de oxidación disminuye.

Los números de oxidación ayudan a seguir la pista a los electrones durante las reacciones químicas, y se asignan a los átomos empleando reglas específicas, tales como:

- El n_{ox} de un elemento libre y no combinado es cero. (Al, O₂ y P₄ = 0)
- El n_{ox} de un elemento en un ion monoatómico es igual a su carga. (Al³⁺ = +3)
- El n_{ox} del oxígeno en la mayoría de sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos (-1).
- El n_{ox} del hidrógeno en la mayoría de sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos (-1).
- Ciertos elementos tienen el mismo n_{ox} en todos sus compuestos: Los elementos del grupo IA = +1, del IIA = +2. El flúor tiene -1.
- El n_{ox} para el resto de los elementos se asigna de modo que la suma de todos los n_{ox} sea igual a cero en una molécula o a la carga total si es un ion. Por ejemplo, en el NO₃⁻, el oxígeno es -2 y el nitrógeno es x:

$$\begin{aligned} \text{NO}_3^- \\ \text{lát. N} + 3\text{át. O} &= \text{carga } 1- \\ 1(x) + 3(-2) &= -1 \\ \underline{X} &= +5 \end{aligned}$$



Error frecuente: Confundir la carga de un ion poliatómico con el número de oxidación de sus elementos, junto con no saber despejar un n_{ox} desconocido (x).

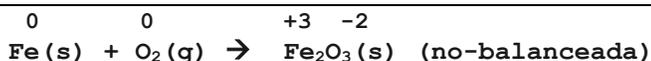
Por ejemplo, en el sulfato SO₄²⁻ la carga del ion (2-) no muestra el n_{ox} del oxígeno (-2), sino a la suma del azufre y del oxígeno:

$$\begin{aligned} \text{SO}_4^{2-} \\ \text{lát. S} + 4\text{át. O} &= \text{carga } 2- \\ 1(x) + 4(-2) &= -2 \\ \underline{X} &= +6 \end{aligned}$$

Puedes practicar con los ejercicios propuestos y profundizar con los links al final de la guía.

Agente oxidante y agente reductor

En las reacciones REDOX, la oxidación de un elemento hace que aumente su n_{ox} , mientras que una reducción va acompañada de una disminución en el n_{ox} . Por ello, el **agente oxidante** es la especie que se reduce y el **agente reductor**, la que se oxida. Por ejemplo:



El Fe es el **agente reductor**, ya que se **oxida** (aumenta su n_{ox} de 0 a +3) **entregando electrones** al oxígeno que se reduce, disminuyendo su n_{ox} de 0 a -2. Por ello, el oxígeno es **agente oxidante**, ya que **quita o atrae los electrones** del Fe.



Error frecuente: Confundir reducción con (agente) reductor suponiendo que la especie que se reduce es el agente reductor al no interpretar la transferencia de electrones. Lo mismo para la oxidación. Sólo en las reacciones de **dismutación** (o desproporción) una especie actúa como oxidante y reductor, ya que se oxida y reduce al mismo tiempo.

Por ejemplo:



Balance Redox (método ion-electrón)

En una reacción REDOX, como en todas, se cumple el principio de conservación de la materia, mencionado anteriormente, lo cual implica un balance. Sin embargo, al considerar iones (cargas) el balance considera también las cargas.

Para el balance REDOX, se debe:

- Identificar las especies que se oxidan y reducen.
- Separar la ecuación general en dos semirreacciones (método de las semirreacciones), la de oxidación y, a parte, la de reducción.
- Balancear los átomos de cada semirreacción por separado, comenzando por los elementos distintos a O y H.
- Para balancear reacciones que ocurren en **medio ácido (H^+)** se agrega H_2O para balancear los átomos de O y iones H^+ para balancear los átomos de H.
- En **medio básico o alcalino (OH^-)**, primero se balancea como si estuviera en medio ácido, agregando luego por cada H^+ un número igual de iones OH^- en ambos lados de la ecuación. En el lado donde aparecen tanto H^+ como OH^- , éstos se combinan para formar H_2O .

-Balancear las cargas eléctricas en cada semirreacción, agregando el número de electrones (e^-) necesarios.

-Se debe igualar el número de electrones implicados en ambas semirreacciones, para lo cual puede ser necesario multiplicar una o ambas.

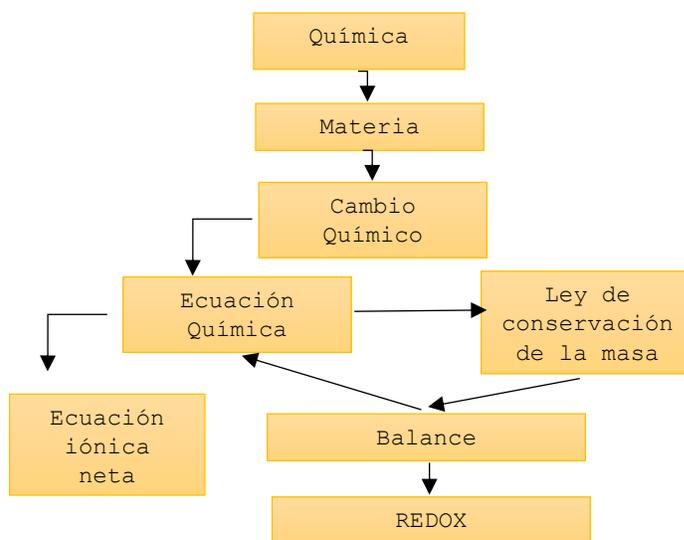
-Combinar ambas semirreacciones ya balanceadas para dar la ecuación total, simplificando los electrones y especies en ambos lados de la ecuación final.

Un ejemplo de este tipo de balance en cada medio se encuentra en los ejercicios resueltos.



Error frecuente: Comenzar el balance de cargas (electrones) en las semirreacciones antes de realizar el balance de materia (átomos). El orden recomendado es: 1) materia y 2) cargas.

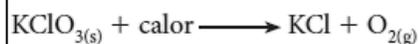
Mapa conceptual



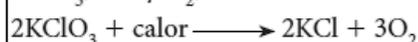
Ejercicio Resueltos

1.

Balancear la siguiente ecuación por simple inspección:



Primero colocamos coeficientes antes de KClO_3 , KCl y O_2 , así:



Luego contamos los átomos y observamos que la ecuación está equilibrada.

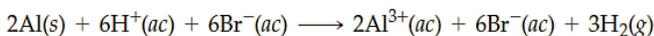
2.

Escriba las ecuaciones molecular e iónica neta balanceadas para la reacción de aluminio con ácido bromhídrico.

a) Escribimos primero la ecuación molecular



b) Luego, la escribimos en forma iónica:

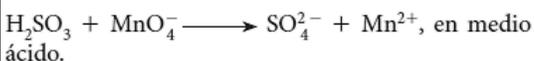


c) Finalmente, dado que el ión $\text{Br}^-(ac)$ es espectador, nos queda:



3.

Se tiene la ecuación:



De acuerdo con el paso 2 se escriben las dos semirreacciones:



El agente oxidante es el ion MnO_4^- porque contiene el Mn que se reduce al cambiar su estado de oxidación de 7+ a 2+.

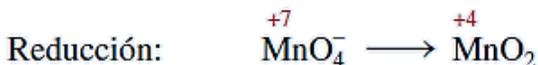
El agente reductor es el H_2SO_3 porque contiene el S, que se oxida al aumentar su estado de oxidación de 4+ a 6+.

4. Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una disolución ácida y básica para formar yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso (IV) (MnO_2).

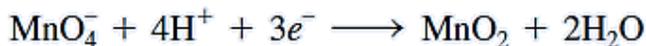
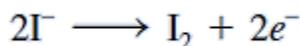
a) Escribir la ecuación sin balancear



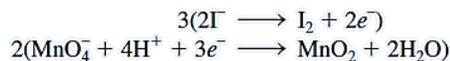
b) Escribir en cada semirreacción }



c) Balancear cada semirreacción (masa y carga)



d) Igualar electrones



e) Escribir ecuación global en medio ácido



5. Para la misma reacción, pero en medio básico se repite como medio ácido, pero se agrega



Combinando H^+ con OH^- para formar H_2O :



Ejercicio Propuestos

1. Determina ¿Cuál es la suma de los números o coeficientes estequiométricos de cada una las siguientes ecuaciones, una vez balanceadas en números enteros?

- $\text{Al}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s)$
- $\text{NaN}_3(s) \rightarrow \text{Na}(s) + \text{N}_2(g)$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \rightarrow \text{CuO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- Quemar etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en aire.

R: a) 9, b) 7, c) 3 & d) 9.

2. Determina ¿Cuál es la suma de los números o coeficientes estequiométricos de cada una las siguientes ecuaciones, una vez balanceadas en números enteros?

- $\text{HgO}(s) \rightarrow \text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$
- $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- Quemar propano (C_3H_8) en aire.

R: a) 5, b) 6, c) 7 & d) 13.

3. Sabiendo que el Carbonato de calcio (CaCO_3) precipita, determina ¿Cuál es la ecuación iónica neta de la reacción entre el $\text{CaCl}_2(ac)$ y el $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac)$?

R: $\text{Ca}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac) \rightarrow \text{CaCO}_3(s)$

4. Sabiendo que el fosfato de plata precipita, determina ¿Cuál es la ecuación iónica neta de la reacción cuando se mezclan disoluciones acuosas de nitrato de plata y fosfato de potasio?

R: $3\text{Ag}^+(ac) + \text{PO}_4^{3-}(ac) \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4(s)$

5. Determina el número de oxidación del átomo de azufre en cada compuesto:

- a) H₂S
b) S₈
c) Na₂SO₃
d) SO₄²⁻

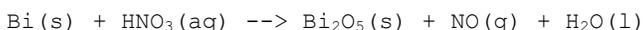
R: a) -2, b) 0, c) +4 & d) +6.

6. Determina el agente oxidante en cada ecuación:

- a) Fe(s) + Ni²⁺(ac) → Fe²⁺(ac) + Ni(s)
b) Mn(s) + Pb(NO₃)₂(ac) → Mn(NO₃)₂(ac) + Pb(s)
c) Mg(s) + 2HCl(ac) → MgCl₂(ac) + H₂(g),

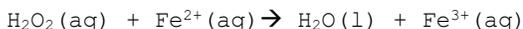
R: a) Ni²⁺(ac), b) Pb²⁺(ac) & c) H⁺(ac)

7. Realiza el balance en medio ácido de la siguiente ecuación:



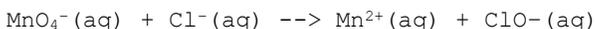
R: 6Bi(s) + 10HNO₃(aq) → 3Bi₂O₅(s) + 10NO(g) + 5H₂O(l)

8. Realiza el balance en medio ácido de la siguiente ecuación:



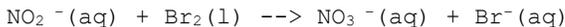
R: H₂O₂(aq) + 2Fe²⁺(aq) + 2H⁺(aq) → 2H₂O(l) + 2Fe³⁺(aq)

9. Realiza el balance en medio básico o alcalino de la siguiente ecuación:



R: 2MnO₄⁻(aq) + 5Cl⁻(aq) + 3H₂O(l) → 2Mn²⁺(aq) + 5ClO⁻(aq) + 6OH⁻(aq)

10. Realiza el balance en medio básico o alcalino de la siguiente ecuación:



R: NO₂⁻(aq) + Br₂(l) + 2OH⁻(aq) → NO₃⁻(aq) + 2Br⁻(aq) + H₂O(l)

Más información en ...



Referencias

- Chang, R. & Goldsby, K. (2013): Química (11^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Petrucci R., Herring, F., Madura, J. & Bissonnette, C. (2011): Química General: Principios y Aplicaciones Modernas (10^a Ed.). Madrid: Pearson Educación.
- McMurry, J. & Fay, R. (2009): Química General (5^a Ed.). México: Pearson Educación.
- Silberberg, M. (2002): Química: La Naturaleza Molecular del Cambio y la Materia (2^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B, Murphy, C., Woodward, P. (2014): Química, La Ciencia Central (12^a Ed.) México: Pearson.
- Atkins, P. & Jones, L. (2006): Principios de Química: Los Caminos del Descubrimiento (3^a Ed.) Buenos Aires: Médica Panamericana.
- IUPAC. *Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book")*. Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). Online version (2019-) created by S. J. Chalk. ISBN 0-9678550-9-8. <https://doi.org/10.1351/goldbook>.