



REACCIONES QUÍMICAS



Son cambios o transformaciones que sufre la materia por la acción de un agente energético.

En todo cambio, «la materia no se crea ni se destruye solo se transforma»; los cambios que ocurren durante cualquier reacción solo implican un reacomodo de los átomos. Es así que la ley de conservación de la materia (formulada por Lavoisier en 1789), es una de las leyes fundamentales del cambio químico.

Ejemplos de algunas reacciones químicas:

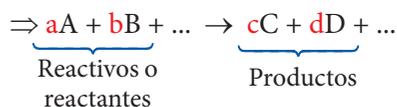
- La formación de un sólido insoluble (precipitado) en los recipientes para hervir agua.
- Las reacciones de transferencia de electrones (redox) en la respiración de las células.
- La formación de burbujas de CO_2 gaseoso cuando una tableta efervescente se disuelve en agua.

Evidencias que demuestran una reacción química

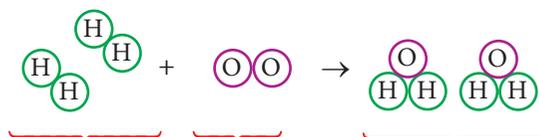
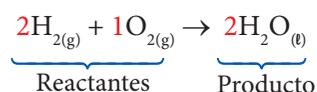
- Cambio de color, olor o sabor
- Aparición de burbujas
- Liberación de energía
- Formación de precipitados

Ecuación química

Es la representación en forma concisa de una reacción química, o sea los cambios que sufre la materia e implica la formación de nuevas sustancias.



Ejemplo:



2 moléculas + 1 molécula \rightarrow 2 moléculas

Clasificación

1. Por su naturaleza

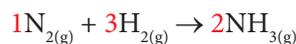
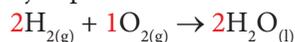
a) Reacción de composición

Forma general: $A + B \rightarrow AB$

a. De combinación o síntesis

Producido por dos sustancias simples:

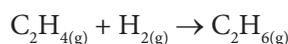
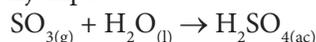
Ejemplos:



b) De adición

Producida por la suma de las atomicidades de las sustancias.

Ejemplos:

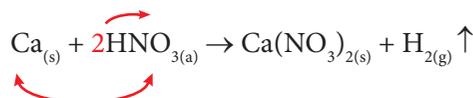
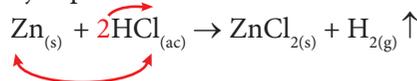


2. Por el grado de sustitución

A) Reacción de sustitución o desplazamiento simple:

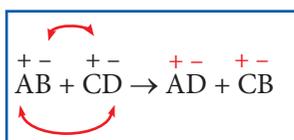
Forma general: $A + BC \rightarrow AC + B$

Ejemplos:

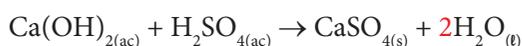
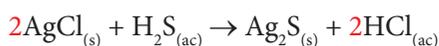


B) Reacción de sustitución o doble desplazamiento (metátesis)

Forma general:



Ejemplos:

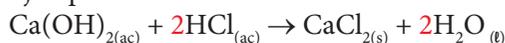


3. Por el sentido de la reacción

A) Reacción irreversible (completa)

Es aquella que va en un solo sentido (\rightarrow), solo el 5% de las reacciones son irreversibles.

Ejemplo:



B) Reacción reversible (incompleta)

Va en el doble sentido (\rightleftharpoons), el 95% de las reacciones son reversibles.

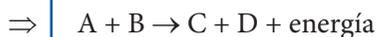
Ejemplo:



4. Por la transferencia de energía

A) Reacción exotérmica

Es aquella donde la energía de los productos es menor que la energía de los reactantes, lo que significa que dicha reacción ha liberado energía. Se le conoce porque el medio que lo rodea se siente más caliente luego de la reacción.



B) Reacción endotérmica

Es aquella donde la energía de los productos es mayor que la de los reactantes, debido a que ha ganado o absorbido energía del medio externo, razón por la que después de la reacción este medio externo se siente más frío.



Concepto de entalpía (H)

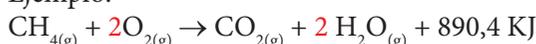
La entalpía (H) es una función de estado de la termodinámica que no se puede medir directamente. La variación de entalpía (ΔH) de una reacción expresa la energía absorbida o liberada a presión constante, y en el sistema internacional se mide en $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y se calcula de la siguiente manera:

$$\Delta H = H_{\text{final (productos)}} - H_{\text{inicial (reactantes)}}$$

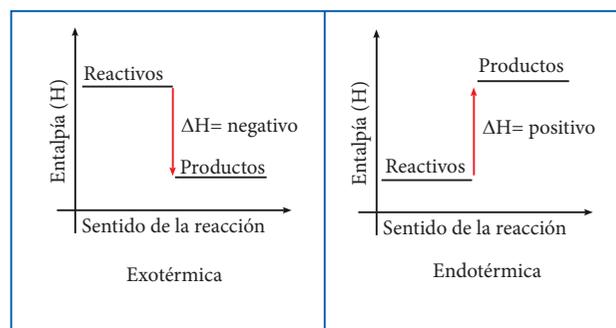
O sea: Si $\Delta H > 0$; Rx. endotérmica

$\Delta H < 0$; Rx. exotérmica

Ejemplo:



$\Delta H = -890,4 \text{ KJ/mol}$ (Rx. exotérmica)



Algunas reacciones

Exotérmicas

- Combustión
- Reacción de los metales alcalinos con agua
- Neutralización
- Oxidación
- Formación del amoníaco ($\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$)

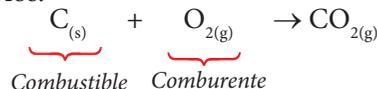
Endotérmicas

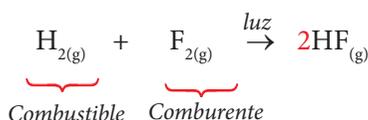
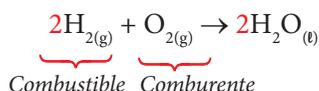
- Formación de ozono ($\text{O}_2 + \text{UV} \rightarrow \text{O}_3$)
- Fotosíntesis
- Descomposición de óxidos, sales, etc.

5. Reacciones de combustión

Son reacciones exotérmicas de oxigenación muy violenta (rápida) con desprendimiento de luz, calor y también fuego.

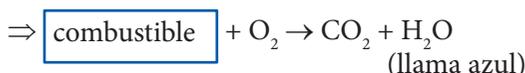
Ejemplos:





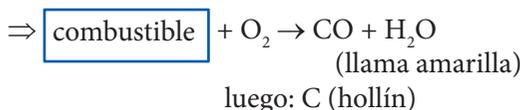
A) Combustión completa

Se da con exceso de oxígeno, de manera que se queme completamente el combustible.



B) Combustión incompleta

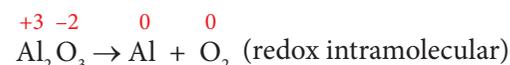
La reacción se produce con defecto de oxígeno.



6. Reacción redox

Aquella que contiene uno o más elementos cuyos números de oxidación (N.O.) varían.

Ejemplos:



Reacción de desproporción, dismutación (autoredox)

Se presentan cuando en la misma sustancia, algunas moléculas se oxidan y otras se reducen.

Ejemplo:



Balanceo de ecuaciones químicas

Considerando el principio de conservación de la materia de Lavoisier: en una reacción, los átomos se reacomodan al romperse los enlaces; por lo tanto, podemos comprobar que el número de átomos de un mismo elemento debe ser el mismo en el reactante y producto.

Método de balanceo de ecuaciones

1. Tanteo
2. Coeficientes indeterminados
3. Redox
4. Ion-electrón

Esta semana nos ocuparemos de dos métodos:

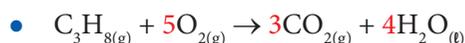
1. Método del tanteo

Consiste en igualar el número de átomos de un mismo elemento en el reactante y producto.

Se sugiere el siguiente orden:

- ❖ Metales y no metales
- ❖ Hidrógenos
- ❖ Oxígeno

Ejemplo, balancear por tanteo:

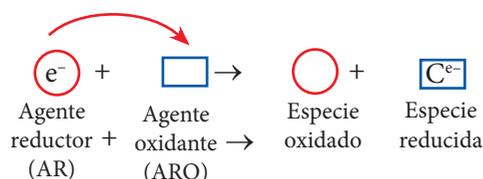


2. Método redox

Es aquella en la que el estado de oxidación (número de oxidación) de uno o más elementos cambia debido a la transferencia de electrones.

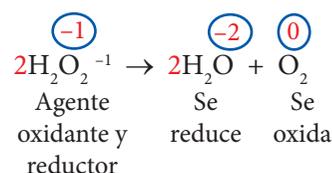
Toda reacción redox tiene una semirreacción de oxidación y otra de reducción.

Reducción	Oxidación
<ul style="list-style-type: none"> El N.O. disminuye Gana electrones Constituye el agente oxidante 	<ul style="list-style-type: none"> El N.O. aumenta Pierde electrones Constituye el agente reductor
<p>Ejemplo:</p> $\text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$ <p>N.O. disminuye</p> <p>Agente oxidante (AO) gana electrones Forma reducida (FR)</p>	<p>Ejemplo:</p> $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+7} + 3\text{e}^-$ <p>N.O. aumenta</p> <p>Agente reductor (AR) Forma oxidada (FO) pierde electrones</p>



OJO: Las reacciones de dismutación o desproporción (autoredox) son aquellas que presentan un mismo elemento que se reduce y oxida.

Ejemplo:



Para resolver un problema por redox:

- i. Se coloca el N.O. a cada elemento que interviene en la reacción

Considerar: H^{+1} (excepto, hidruros metálicos MH^{-1})

O^{-2} (excepto: peróxidos O^{-1} y $O^{+2}F^{-1}$)

Todo elemento que se encuentra libre, N.O. igual a cero

❖ Metales alcalinos: Na^{+1} , K^{+1} , Li^{+1}

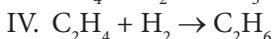
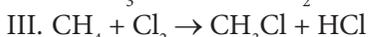
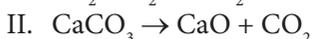
❖ Metales alcalinos térreos: Ca^{+2} , Mg^{+2}

- ii) Toda molécula tiene carga cero
iii) Se establecen las semirreacciones de reducción y oxidación.
iv) Se iguala el número de electrones ganados y perdidos.
v) Los coeficientes se colocan en la ecuación principal y se completa balanceando por tanteo.

Trabajando en clase

Integral

1. Señala una reacción de adición:



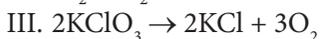
- a) Solo I c) Solo III e) II y IV
b) Solo II d) Solo IV

Resolución:

En la reacción de adición, las atomicidades se suman.

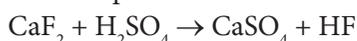


2. Señala una reacción de descomposición:



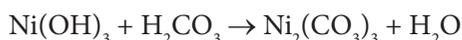
- a) Solo I c) Solo III e) I y III
b) Solo II d) I y II

3. Balancea la siguiente reacción e indica la suma de coeficientes de los productos.



- a) 2 c) 4 e) 6
b) 3 d) 5

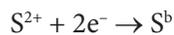
4. Señala los coeficientes luego de balancear la siguiente reacción:



- a) 1 - 3 \rightarrow 2 - 6 d) 1 - 3 \rightarrow 1 - 6
b) 1 - 5 \rightarrow 2 - 6 e) 3 - 2 \rightarrow 1 - 3
c) 2 - 3 \rightarrow 1 - 6

UNMSM

5. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:

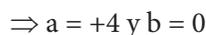
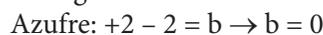
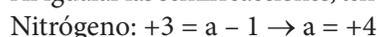


los números de oxidación del nitrógeno (a) y del azufre (b) son:

- a) +4 y -4 c) +2 y 0 e) +6 y 0
b) +4 y 0 d) +2 y -2

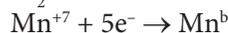
Resolución:

Al igualar las semirreacciones, tenemos lo siguiente:



6. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:

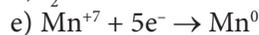
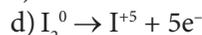
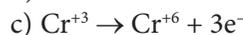
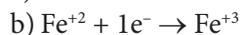
UNMSM 2000-I



los números de oxidación del cloro (a) y del manganeso (b) son:

- a) 0 y +2 d) -5 y +2
b) +10 y +2 e) +5 y +2
c) -10 y -2

7. ¿Qué semirreacción está correctamente escrita?



8. Después de haber efectuado el balance de la reacción por redox, indica los coeficientes del agente oxidante y la forma oxidada.



