



fichas de Trabajo

QUÍMICA

5^{to}

SECUNDARIA

ECUACIONES Y 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:

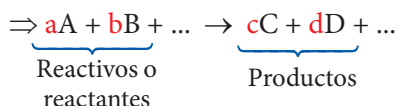
- La formación de un sólido insoluble (precipitado) en los recipientes para hervir agua.
- Las reacciones de transferencia de electrones (redox) en la respiración de las células.
- La formación de burbujas de CO_2 gaseoso cuando una tableta efervescente se disuelve en agua.

Evidencias que demuestran una reacción química

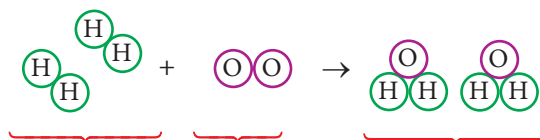
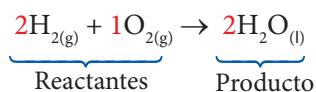
- Cambio de color, olor o sabor
- Aparición de burbujas
- Liberación de energía
- Formación de precipitados

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

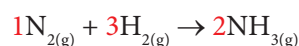
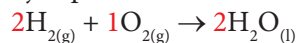
a) Reacción de composición

Forma general: $A + B \rightarrow AB$

a. De combinación o síntesis

Producido por dos sustancias simples:

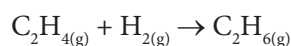
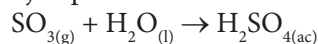
Ejemplos:



b) De adición

Producida por la suma de las atomicidades de las sustancias.

Ejemplos:

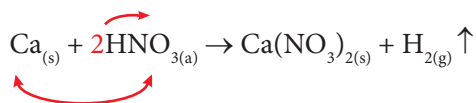
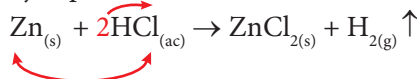


2. Por el grado de sustitución

A) Reacción de sustitución o desplazamiento simple:

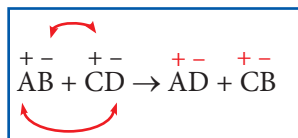
Forma general: $A + BC \rightarrow AC + B$

Ejemplos:

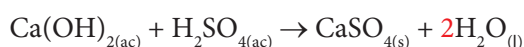
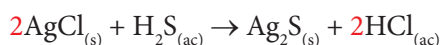


B) Reacción de sustitución o doble desplazamiento (metátesis)

Forma general:



Ejemplos:

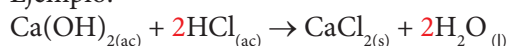


3. Por el sentido de la reacción

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)

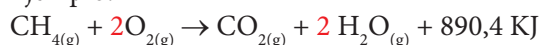
La entalpía (H) es una función de estado de la termodinámica que no se puede medir directamente. La variación de entalpía (ΔH) de una reacción expresa la energía absorbida o liberada a presión constante, y en el sistema internacional se mide en KJ.mol^{-1} y se calcula de la siguiente manera:

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

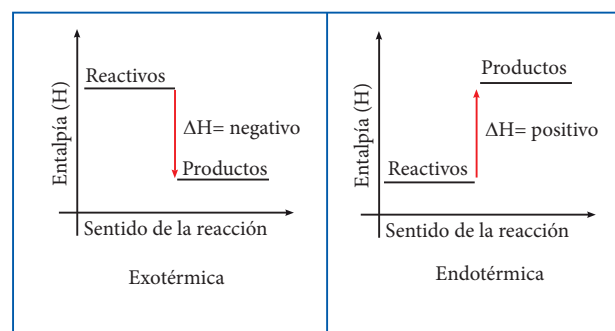
O sea: Si $\Delta H > 0$; Rx. endotérmica

$\Delta H < 0$; 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 ($\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$)

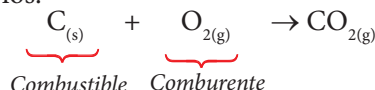
Endotérmicas

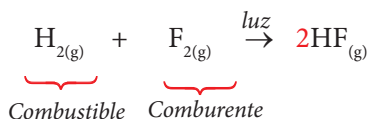
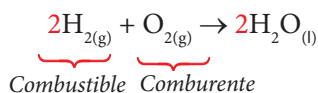
- Formación de ozono ($\text{O}_2 + \text{UV} \rightarrow \text{O}_3$)
- Fotosíntesis
- Descomposición de óxidos, sales, etc.

5. Reacciones de combustión

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

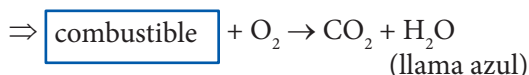
Ejemplos:





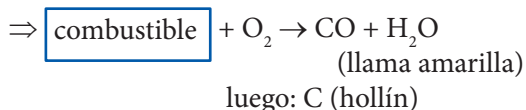
A) Combustión completa

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



B) Combustión incompleta

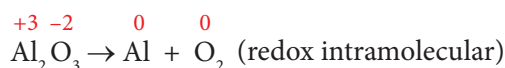
La reacción se produce con defecto de oxígeno.



6. Reacción redox

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

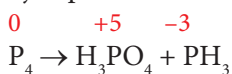
Ejemplos:



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 acomodan 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:

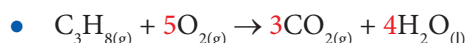
1. Método del tanteo

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:

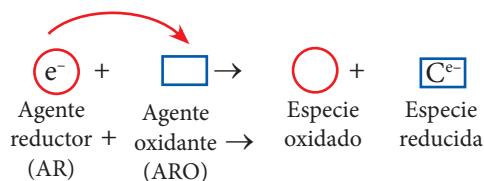


2. Método redox

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

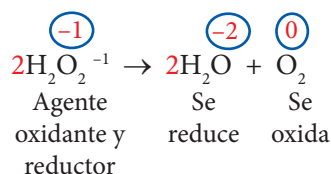
Toda reacción redox tiene una semirreacción de oxidación y otra de reducción.

Reducción	Oxidación
- El N.O. disminuye - Gana electrones - Constituye el agente oxidante	- El N.O. aumenta - Pierde electrones - Constituye el agente reductor
Ejemplo:	Ejemplo:
$\text{Fe}^{+2} \xrightarrow{+2e^-} \text{Fe}^0$ N.O. disminuye Agente oxidante (AO) gana electrones Forma reducida (FR)	$\text{Mn}^{+4} \xrightarrow{-3e^-} \text{Mn}^{+7}$ N.O. aumenta Agente reductor (AR) Forma oxidada (FO) pierde electrones



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

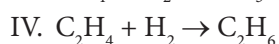
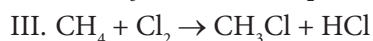
Ejemplo:



● Trabajando en Clase

Nivel I

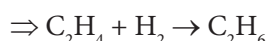
1. Señala una reacción de adición:



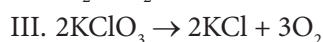
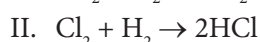
- a) Solo I c) Solo III e) II y IV
b) Solo II d) Solo IV

Resolución:

En la reacción de adición, las atomicidades se suman.

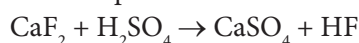


2. Señala una reacción de descomposición:



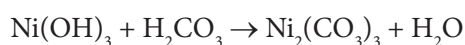
- a) Solo I c) Solo III e) I y III
b) Solo II d) I y II

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



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

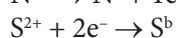
4. Señala los coeficientes luego de balancear la siguiente reacción:



- 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) $2 - 3 \rightarrow 1 - 6$

Nivel II

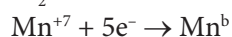
5. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:



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) $+2 y - 2$

6. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:



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

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

7. ¿Qué semirreacción está correctamente escrita?

- a) $\text{S}^{-2} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{S}^0$
b) $\text{Fe}^{+2} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
c) $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6} + 3\text{e}^{-}$
d) $\text{I}_2^0 \rightarrow \text{I}^{+5} + 5\text{e}^{-}$
e) $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mn}^0$

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



9. Después de haber efectuado el balance de la reacción por redox, indica los coeficientes que llevan las sustancias en la siguiente ecuación química manteniendo el orden en que se encuentran ubicados.



- a) 4 - 3 - 1 - 3 - 3 d) 4 - 2 - 2 - 1 - 3
b) 4 - 3 - 3 - 1 - 2 e) 4 - 3 - 1 - 1 - 3
c) 4 - 1 - 3 - 1 - 3

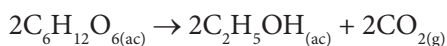
- 10.** Cuando el amoníaco (NH_3) reacciona con el óxido de cobre caliente (CuO), se produce el cobre metálico (Cu). Este fenómeno indica que el amoníaco es un agente:

- a) Catalizador d) Reductor
b) Deshidratante e) Nitrante
c) Oxidante

Tarea

Nivel I

1. La reacción:

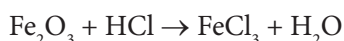


- a) Adición d) Descomposición
b) Metátesis e) Neutralización
c) Combustión

2. Señala la reacción de combustión completa.

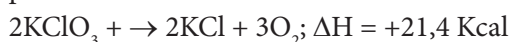
- a) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
c) $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} + \text{CO}_2$
d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
e) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

3. Luego de balancear la siguiente ecuación, halla la suma de coeficientes de toda la reacción:



- a) 12 c) 10 e) 14
b) 11 d) 13

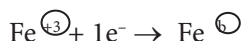
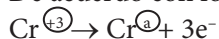
4. Con respecto a la siguiente representación, ¿cuál es la alternativa que expresa un significado más completo?



- a) Es una reacción de descomposición y endotérmica
b) Es una reacción de descomposición y exotérmica
c) Es una reacción redox de sustitución y exotérmica
d) Es una reacción redox de descomposición y endotérmica
e) Es una reacción redox de descomposición y exotérmica

Nivel II

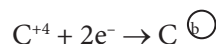
5. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:



halla «a + b»

- a) +4 c) 0 e) +8
b) -4 d) -8

6. De acuerdo con las siguientes semirreacciones:



Los números de oxidación del yodo (a) y del carbono (b) son:

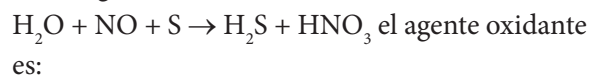
- a) +2 y +2 d) +7 y 0
b) +7 y +2 e) +14 y 0
c) -7 y -2

7. Luego de balancear la reacción: $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$, la suma de los coeficientes mínimos enteros es:

- a) 9 c) 6 e) 7
b) 11 d) 5

Nivel III

8. En la siguiente reacción:



- a) H_2O c) S e) HNO_3
b) NO d) H_2S

9. En la siguiente ecuación:



- a) El FeO es el agente oxidante
b) El O_2 es el agente reductor
c) Se transfiere, 4 electrones en la ecuación balanceada
d) El O_2 se oxida
e) El Fe se reduce

10. Balancea:



Calcula:

$$E = \frac{\text{Coeficiente agente reductor}}{\text{Coeficiente forma reducida}}$$

- a) 7 c) 1/5 e) 1/7
b) 5 d) 5/6