

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existen muchas maneras y muchos criterios para clasificar las reacciones químicas. Señalaré varios y expondré los más importantes.

• DE ACUERDO A LA FORMA DE SU ECUACIÓN CINÉTICA:

- **Elementales** (concentraciones de los reactantes con exponentes iguales a los coeficientes estequiométricos).
- **No elementales** (concentraciones de los reactantes con exponentes diferentes a los coeficientes estequiométricos).

• EN FUNCIÓN DEL NÚMERO DE FASES:

- **Homogéneas** (una sola fase).
- **No homogéneas** (más de una fase).

Una reacción es homogénea si se efectúa sólo en una fase, y es heterogénea si, al menos, se requiere la presencia de dos fases para que transcurra a la velocidad que lo hace.

Superpuestas a estos dos tipos de reacciones tenemos las catalíticas cuya velocidad está alterada por la presencia, en la mezcla reaccionante, de materiales que no son reactantes ni productos. Estos materiales, denominados catalizadores, no necesitan estar presentes en grandes cantidades. Los catalizadores actúan, en cierto modo, como mediadores retardando o acelerando la reacción.

	<i>No catalizadas</i>	<i>Catalizadas</i>
<i>Homogéneas</i>	La mayor parte de las reacciones en fase gaseosa	La mayor parte de las reacciones en fase líquida
<i>Heterogéneas</i>	Combustión de carbón	Síntesis de amoníaco
		Tostación de minerales
		Ataque de sólidos por ácidos
		Absorción gas-líquido con reacción
		Oxidación de amoniaco para dar ácido nítrico
		Cracking del petróleo
		Oxidación de SO ₂ a SO ₃

• EN FUNCIÓN DE SU COMPLEJIDAD:

- **Simples** (una sola ecuación estequiométrica, A + B -----> R).
- **Múltiples** (o complejas, no basta una sola ecuación estequiométrica). Pueden ser en:
 - ◆ **Serie** (A -----> R -----> S).
 - ◆ **Paralelo** (A -----> R; A -----> S).
 - ◆ **Serie-Paralelo** (A + B -----> R; B + R -----> S).

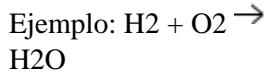
• EN RELACIÓN AL EQUILIBRIO:

- ◊ **Irreversibles** (conversión total).
- ◊ **Reversibles** (se llega al equilibrio antes de que se alcance el 100% de conversión).

· SEGÚN SU NATURALEZA:

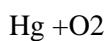
• **Reacción de Síntesis:**

Se unen dos o más sustancias para dar origen a un solo producto.



• **Reacción de Análisis:**

Una sustancia química se descompone para dar origen a productos más simples.



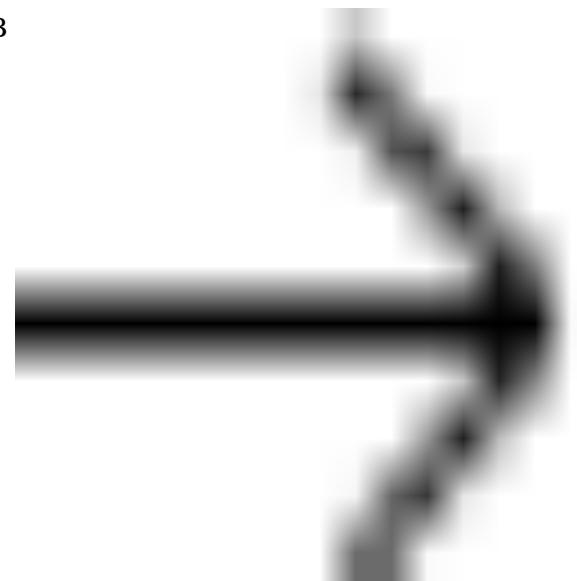
• **Reacción de Sustitución:**

Las sustancias químicas intercambian átomos.



♦ SEGÚN LA ENERGÍA ASOCIADA:

♦ **Reacción Química Endergónica:**



- Reacción Química Exergónica:



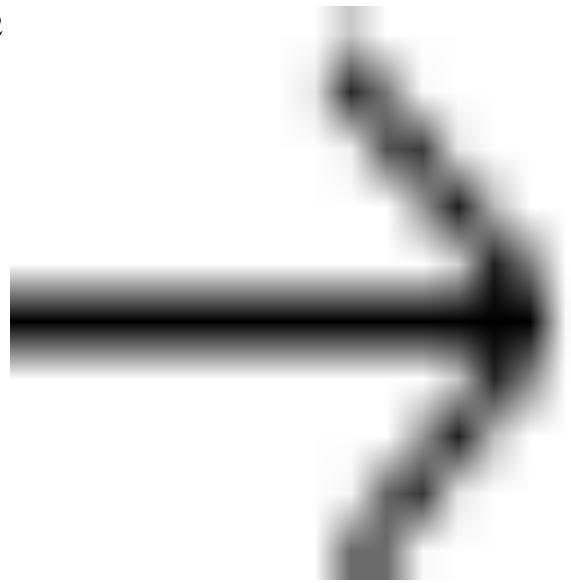
Tipo de reacción química	Identificación	Fuente de energía	
ENDERGÓNICA Necesitan energía para que ocurran	ENDOLUMÍNICA	Luz	
	ENDOTÉRMICA	Calor	
	EXERGÓNICA Liberan un tipo de energía al realizarse	EXOLUMÍNICA	Luz
		EXOTÉRMICA	Calor

- EN FUNCIÓN DE LAS TRANSFORMACIONES

- ♦ Reacciones de combinación:

Son aquellas en las que dos o más elementos o sustancias forman un compuesto.

Ejemplo: $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$



PCl_5

Dentro de éstas existen las **reacciones de formación**, en las que se forma un compuesto a partir de los elementos en su estado natural.

Ejemplo: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2$



2NaCl

- **Reacciones de descomposición:**

Son aquellas en las que, a partir de un único compuesto, se obtienen dos o más sustancias menores (ya sean elementos o compuestos).

Ejemplo: C₆H₁₂O₆



- **Reacciones de sustitución:**

Pueden ser:

- ◆ **Reacciones de sustitución simple.** En ellas un elemento desplaza a otro de un compuesto.

Ejemplo: Zn + H₂SO₄



- ◆ **Reacciones de doble sustitución.** En ellas dos elementos se desplazan mutuamente de sendos compuestos.

Ejemplo: AgNO₃ + NaCl



NaNO₃ + AgCl

- EN FUNCIÓN DE LA PARTÍCULA TRANSFERIDA

- Reacciones de transferencia de protones: ácido–base:

Se produce una **reacción neutralización** entre un **ácido** (toda sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando iones H⁺) y una **base** (toda sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando iones OH⁻). Esto quiere decir que, al reaccionar un ácido y una base, ambos pierden sus propiedades formando agua y una sal.

Ejemplo: HCl + NaOH



NaCl + H₂O

Ácido + Base



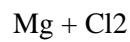
sal + agua

- **Reacciones de transferencia de electrones: oxidación– reducción:**

En una reacción de oxidación, un elemento se combina con otro elemento o compuesto para formar un óxido. Esto sucede debido a una **transferencia de electrones**:

- El elemento que cede electrones se **oxida** y es el **reductor**.
- El elemento que acepta electrones se **reduce** y es el **oxidante**.

Ejemplo:

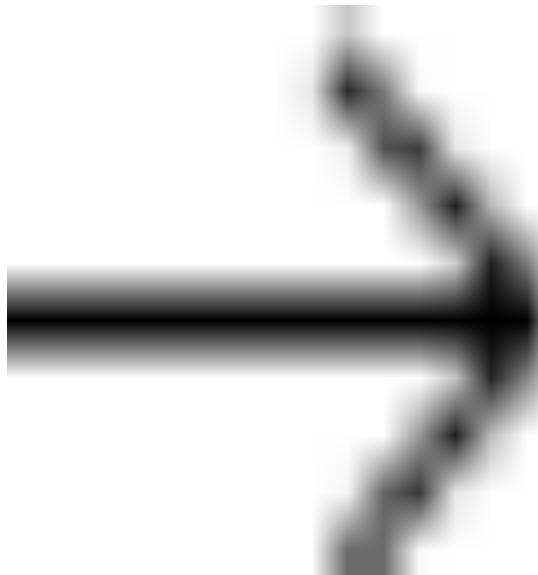


El Mg se oxida: Mg



Mg²⁺ + 2 e⁻ oxidación

El Cl₂ se reduce: Cl₂ + 2 e⁻



2 Cl⁻ reducción

Otro ejemplo muy importante de este tipo de reacciones son las **reacciones de combustión**. Se denomina así a un amplio grupo de procesos químicos en los que el oxígeno reacciona con otra sustancia, desprendiéndose gran cantidad de energía en forma de luz y calor.

Ejemplo: CH₄ + 2 O₂



CO₂ + 2 H₂O

Los productos de una combustión completa que contenga átomos de carbono y de hidrógeno son CO₂ y agua (H₂O). Si el oxígeno es insuficiente, aparece CO (monóxido de carbono) o incluso carbono en forma de grafito.

- **Bibliografía:**

- ◆ **Libro de Física y Química de 1º de Bachillerato.**
- ◆ **Internet:**

- <http://www.sc.ehu.es/iawfemaf/archivos/materia/00132.htm>
- http://www.codelcoeduca.cl/docentes1/salvador/estudio/material_naturales1.html