# CB041 Química y Electroquímica

Departamento de Química

# **T11A. Reacciones Químicas II**







Autora: María Andrea Ureña

# Contenido de esta presentación:

Símbolos en las ecuaciones químicas

Distintas clasificaciones de reacciones Químicas

#### Algunas reacciones de interés:

Reacciones de neutralización

Reacciones redox

Reacciones de combustión



## Símbolos utilizados en las ecuaciones químicas

Una **reacción química** es un proceso mediante el cual una o más sustancias se transforman en otras

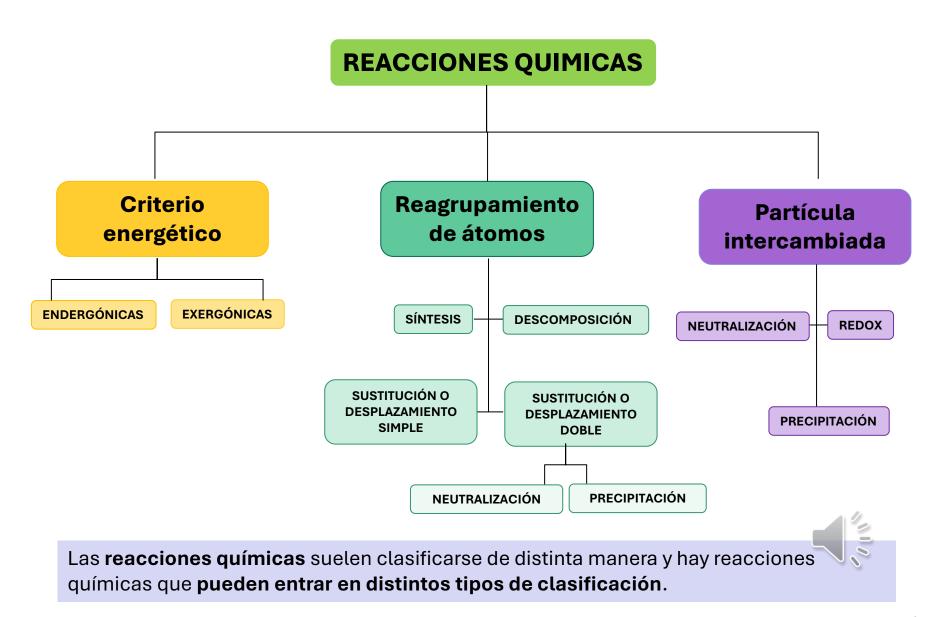
Una ecuación química es la descripción simbólica de una reacción química

$$aA(ac) + bB(ac) \rightarrow cC(s) + dD(ac)$$

Símbolo	Significado
+	Signo de suma, indica que se combinan varias sustancias o elementos.
$\rightleftharpoons$	Reacción reversible.
<b>→</b>	Indica el sentido de la reacción.
<b>†</b>	Indica que se desprende un gas.
<b>↓</b>	Indica que se forma un precipitado.
	Indica que la reacción requiere calor para ocurrir.
<i>h</i> →	Indica que la reacción requiere corriente eléctrica para ocurrir.
Pt,Pd,enzima	Indica que la reacción requiere alguna sustancia (catalizadores, enzimas, entre otras) para ocurrir.
(I),(s),(g),(ac)	Estados líquido, sólido, gaseoso, disolución acuosa.



## Clasificación de las reacciones químicas



## Criterio energético

# Criterio energético:

Todas las reacciones químicas están acompañadas de un cambio de energía. Esto es debido a que toda sustancia tiene su energía interna. Cuando una sustancia se transforma en otra, u otras, mediante una reacción química se rompen enlaces y se forman nuevos, de modo que se libera o se absorbe energía.

Las reacciones que absorben energía del entorno reacciones endergónicas.

Las reacciones que liberan energía al entorno reacciones exergónicas.

#### Según la forma de energía intercambiada



ejemplos: fotosíntesis, oxidación del Mg

$$6CO_2 + 6H_2O + LUZ \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s) + LUZ$$

-Intercambio en forma de **calor** (endotérmicas-exotérmicas)  $NH_4NO_3(ac) + calor \rightarrow NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$ 

ej: disol. de nitrato de amonio en agua, combustión  $CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g) + calor$ 

-Intercambio en forma de energía eléctrica (endoeléctricas-exoeléctricas)

$$2H_2O(l) \xrightarrow{electricidad} O_2(g) + 2H_2(g)$$

## Según el reagrupamiento de átomos o grupos de átomos

# Reagrupamiento de átomos



#### A+B→AB

#### SÍNTESIS

#### **DESCOMPOSICIÓN**

#### AB → A+B

dos o más reactivos sencillos forman <u>un solo producto</u>

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO_2(s)$$

<u>un reactivo</u> forma dos o más productos

$$2H_2O_2(l) \to 2H_2O(l) + O_2(g)$$





AB+C → AC+B

#### SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO SIMPLE

SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO DOBLE

#### AB+CD → AD+CB

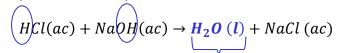


reaccionan un elemento y un compuesto y el elemento reemplaza en su posición a uno de los átomos del compuesto

$$HCl(ac) + Mg(s) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

cuando reaccionan dos compuestos y se produce el intercambio mutuo entre alguno de los átomos de dichas sustancias

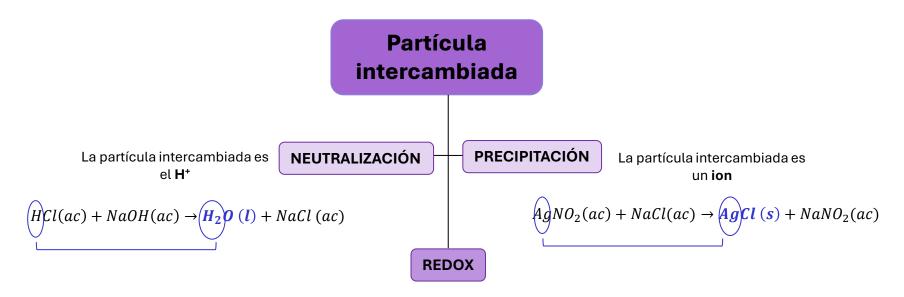
**PRECIPITACIÓN** 



 $AgNO_2(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_2(ac)$ 

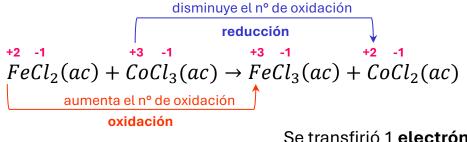
**NEUTRALIZACIÓN** 

## Según partícula intercambiada



# La partícula intercambiada son **electrones**

En las reacciones redox debemos fijarnos en el **número de oxidación** de los elementos involucrados. Si <u>el nº de oxidación de un elemento aumenta</u>, este cede electrones, por lo tanto se **oxida**, si <u>disminuye el nº de oxidación</u>, toma electrones por lo tanto, este se **reduce.** 



Se transfirió 1 electrón del Fe<sup>2+</sup> al Co<sup>3+</sup>

Siempre que una especie cede electrones (se oxida) otra especie los toma (se reduce). El número total electrones cedidos debe ser igua los ganados

#### Reacciones redox

**Disociamos** las especies solución acuosa (elec fuertes: ac. Bases y sales).

No se disocian: los peroxidos los sólidos, los gases los electrolitos débiles no se disocian

$$FeCl_2(ac) + CoCl_3(ac) \rightarrow FeCl_3(ac) + CoCl_2(ac)$$
 Ec. Molecular

disminuye el nº de oxidación

reducción  

$$+2$$
 -1  $+3$  -1  $+3$  -1  $+2$  -1  
 $Fe^{2+}(ac) + 2 Cl^{-}(ac) + Co^{3+}(ac) + 3 Cl^{-}(ac) \rightarrow Fe^{3+}(ac) + 3 Cl^{-}(ac) + Co^{2+}(ac) + 2 Cl^{-}(ac)$   
aumenta el nº de oxidación

oxidación

Podemos escribir las hemirreacciones de oxidación y reducción:

OX 
$$Fe^{2+}(ac) \rightarrow Fe^{3+}(ac) + 1e -$$

Se transfirió 1 electrón del  $Fe^{2+}$  al  $Co^{3+}$ 

$$Fe^{2+}(ac) + Co^{3+}(ac) \rightarrow Fe^{3+}(ac) + Co^{2+}(ac)$$

Ec. Iónica Neta
$$6 Cl^{-}(ac) \equiv 6Cl^{-}(ac) \quad \text{lones espectantes} \longrightarrow \angle^{A} \stackrel{\text{MiRAN Pol}}{\sim} \uparrow \forall$$

$$Fe^{2+}(ac) + 2 Cl^{-}(ac) + Co^{3+}(ac) + 3 Cl^{-}(ac) \rightarrow Fe^{3+}(ac) + 3 Cl^{-}(ac) + Co^{2+}(ac) + 2 Cl^{-}(ac)$$

Ec. Iónica Completa

Ec. Molecular

 $FeCl_2(ac) + CoCl_2(ac) \rightarrow FeCl_2(ac) + CoCl_2(ac)$ 

#### Reacciones redox

Las **reacciones químicas** suelen clasificarse de distinta manera y hay reacciones químicas que **pueden entrar en distintos tipos de clasificación**.

SÍNTESIS

$$0 0 +4 -2$$
  
  $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO_2(s)$ 

REDOX

**DESCOMPOSICIÓN** 

+1 -1 +1 -2 0 
$$2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) +O_2(g)$$

**REDOX** 

$$ca(OH)_2(s) \xrightarrow{a \ T > 500^{\circ}C} caO(s) + H_2O(g)$$

**NO ES REDOX** 

SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO SIMPLE

+1 -1 0 +2 -1 0   

$$HCl(ac) + Mg(s) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

REDOX

SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO DOBLE

**NO SON REDOX** 



## Reacciones de combustión:

- Son reacciones redox, donde se produce la oxidación de sustancias combustibles (que contienen H, C, y en algunos casos S), en presencia de oxígeno, que se encuentra en el comburente con gran desprendimiento de calor y generalmente luz. Suelen ser reacciones muy rápidas
- Reacciones REDOX Y EXOTÉRMICAS
- Las sustancias pueden estar todas en estado gaseoso o ser un sistema heterogéneo (gaslíquido o gas-sólido)

#### Combustión completa

Máxima oxidación del C



#### Combustión incompleta

Ocurre con poco oxígeno

$$CH_{4}(g) + \frac{3}{2}O_{2}(g) \rightarrow CO(g) + 2H_{2}O(g) + calor1$$

$$CO(g) + \frac{1}{2}O_{2}(g) \rightarrow CO_{2}(g) + calor2$$



 Para que la asegurarnos que ocurre la combustión completa debemos tener oxígeno en exceso

## Balanceo de una reacción de combustión:

3) 1) 2) 
$$C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$$
 etano

- 1) Dejando el combustible con coeficiente estequiométrico 1, colocamos el número de C del combustible como coeficiente del dióxido de carbono, en este caso 2
- 2) Balanceamos los H colocando el coeficiente estequiométrico en el H<sub>2</sub>O
- 3) Balanceamos los 0 colocando el coeficiente estequiométrico en el  ${\rm O_2}$

Ejemplo:

$$C_2H_6O(g) + 3 O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$$

etanol

Cuidado cuando teremos alcoholes, tener en cuenta el oxígeno del -OH

## Bibliografia

# Bibliografía:

☐ Di Risio, Cecilia D., and María Teresa Guasco. "Química General.«



