

Unidad 4y5: Reacciones Químicas

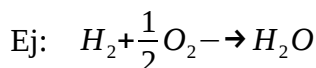
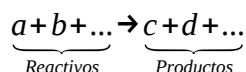
Índice

1 LA REACCIÓN QUÍMICA.....	2
1.1 LA TEORÍA DE COLISIONES.....	2
1.2 REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS.....	2
1.3 VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN. FACTORES QUE INFLUYEN EN ELLA.....	3
1.4 CATALIZADORES.....	4
1.5 ENERGÍA Y CATALIZADORES.....	4
1.6 CALOR DE REACCIÓN.....	4
2 MEDIDA DE LA MASA DE LAS SUSTANCIAS: EL MOL.....	5
2.1 MOL DE ÁTOMOS Y NÚMERO DE AVOGADRO.....	5
2.2 UN MOL DE SUSTANCIA.....	6
3 LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES.....	7
3.1 CONCENTRACIONES DE UNA DISOLUCIÓN.....	7
3.2 COMPOSICIÓN CENTESIMAL.....	8
4 CÁLCULOS EN REACCIONES QUÍMICAS.....	9
4.1 ECUACIÓN QUÍMICA. TERMOQUÍMICA.....	9
4.1.1 CONSERVACIÓN DE LA MASA.....	10
4.1.2 AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS.....	10
4.2 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN MASA.....	12
4.3 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN VOLUMEN.....	13
4.4 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON DISOLUCIONES.....	14
5 REACCIONES DE INTERÉS.....	15
5.1 ÁCIDO-BASE.....	15
5.1.1 TEORÍA DE ARRHENIUS.....	15
5.1.2 ESCALA DE PH.....	16
5.1.3 MEDIDA DE PH.....	16
5.1.4 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.....	16
5.1.5 VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN.....	17
5.2 REACCIONES DE OXIDACIÓN Y COMBUSTIÓN.....	18
6 PROCESOS RADIACTIVOS.....	18
6.1 TIPOS DE RADIACTIVIDAD.....	18

1 LA REACCIÓN QUÍMICA.

Cuando al poner en contacto sustancias químicas (a una temperatura y presión determinadas) se transforman y dan lugar a nuevas sustancias hablamos de reacción química.

- Cambios físicos: las sustancias no cambian su naturaleza. Cambios de estados o mezclas.
- Cambios químicos: aquellos en los que se modifica la naturaleza de las sustancias.
- Reactivos: sustancias que intervienen en la reacción química.
- Productos: sustancias que se obtienen en la reacción, son distintas a los reactivos.

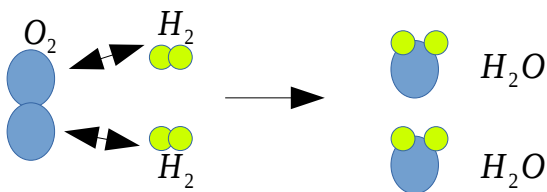
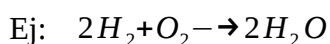


→ Algunas reacciones químicas van acompañadas de cambios muy notables como pueden ser: desprendimiento de luz, formación de gases, desaparición de un sólido, humo, etc.

1.1 LA TEORÍA DE COLISIONES.

Explica cómo se producen las reacciones químicas, es decir, los cambios que experimentan los reactivos para llegar a ser productos.

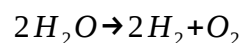
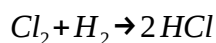
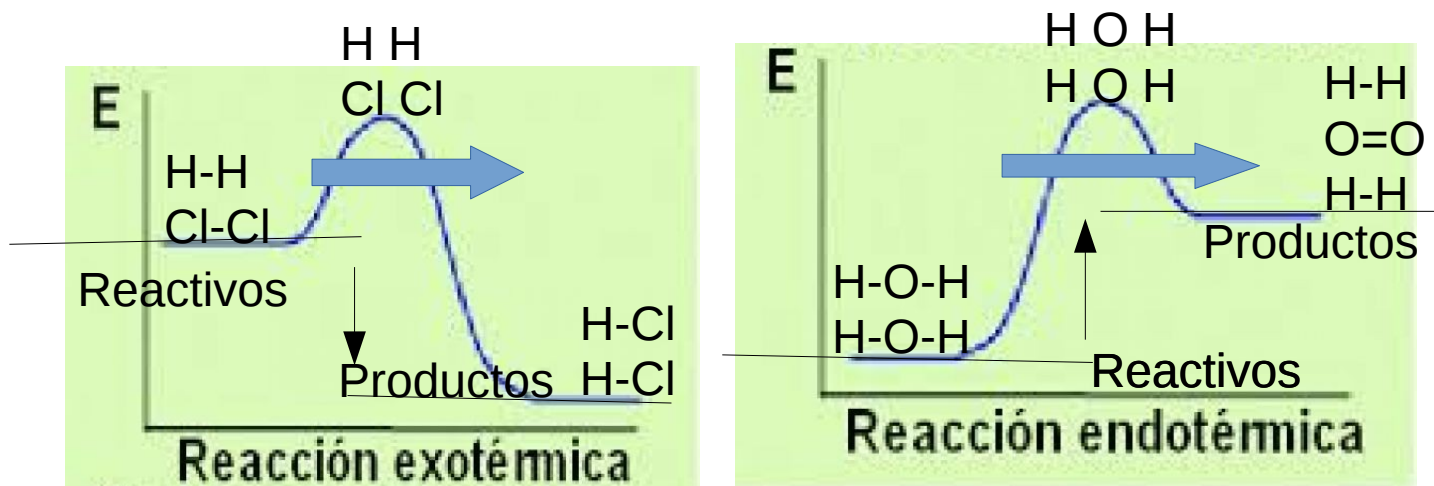
La teoría de colisiones nos dice que la reacción química se produce cuando las partículas de los reactivos chocan entre sí y se rompen los enlaces que mantienen unidos los átomos. Estos átomos se reorganizan y forman los productos.



1.2 REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS.

- En todas las reacciones hay un intercambio energético en forma de calor (creación y rotura de enlaces). Pueden desprender energía o absorberla, debemos darle calor para que tenga lugar.

- Al formar un enlace se desprende energía y si queremos romperlo hay que dar energía al sistema.
- En la mayoría de las reacciones, la energía que se necesita para romper los enlaces de los reactivos es menos que la que se desprende a formar productos.
 - Si en el proceso global se **desprende** energía => Reacciones exotérmica.
 - Si en el proceso global se **absorbe** energía => Reacción endotérmica.



1.3 VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN. FACTORES QUE INFLUYEN EN ELLA.

- Llamamos velocidad de reacción a la rapidez con que los reactivos se transforman en productos.
- Podemos **aumentar** la velocidad de reacción si:
 - Aumentamos la temperatura: a mayor temperatura, mayor energía de los reactivos (las partículas se mueven a mayor velocidad). Es más fácil romper los enlaces.
 - Aumentamos la concentración: a mayor concentración (cantidad de reactivos) mayor posibilidad de que las partículas se encuentren y choquen entre sí.
 - Aumentamos el grado de división: si intervienen sólidos, cuanto más pequeñas sean sus partículas más fácil es que se produzca el contacto con otros reactivos. Si el sólido está disuelto la reacción es más rápida porque las partículas están ya separadas.

Ej: Frigorífico → ralentiza reacción, pintura → ralentiza reacción, ebullición → acelera reacción.

1.4 CATALIZADORES.

Son sustancias químicas que modifican la velocidad de una reacción química sin alterar a reactivos ni productos.

- Son específicos de cada reacción.
- Participan en la reacción sin sufrir cambios.

Ej: Ácido cítrico del limón → Ralentiza la oxidación de frutas como la manzana.

Se suele hablar de **catalizador positivo** si acelera la reacción y **negativo** si ralentiza la reacción.

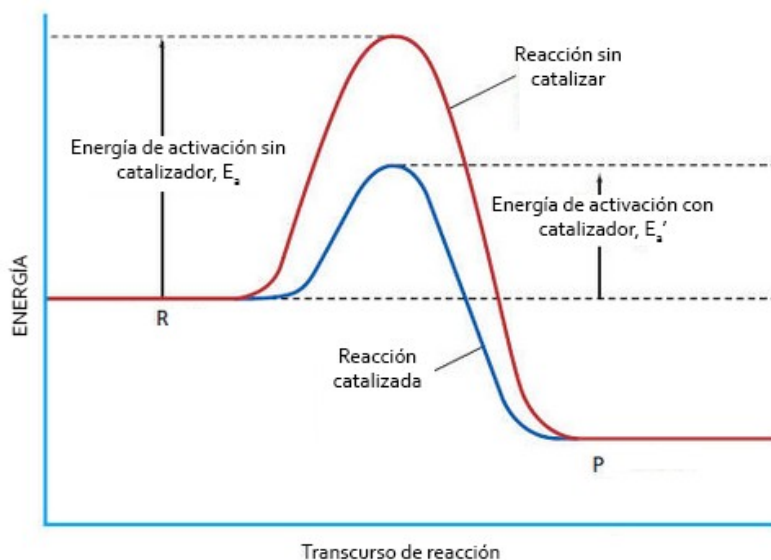
1.5 ENERGÍA Y CATALIZADORES.

Durante el transcurso de una reacción química se alcanza un estado de transición entre reactivos y productos, esto es el **complejo activado**.

- Tanto si la reacción es exotérmica o endotérmica pasa por este estado.

Llamaremos **energía de activación** a la diferencia de energía entre reactivos y estado de transición.

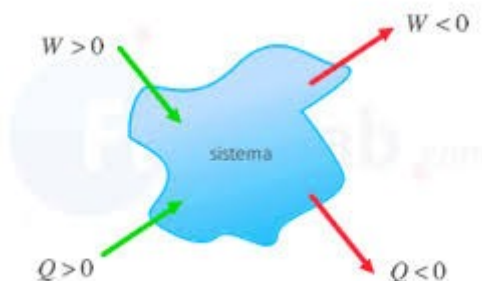
- Es una barrera que sólo traspasan las moléculas que tengan suficiente energía y su choque sea efectivo.
- Cuando esta energía es muy alta se usan catalizadores que ayudarán a superarla.



1.6 CALOR DE REACCIÓN.

- Es la energía intercambiada en forma de calor entre un sistema en el que tiene lugar la reacción y su entorno Q_R
 - En las reacciones **endotérmicas** se absorbe energía $Q_R > 0$

- En las reacciones **exotérmicas** se desprende energía $Q_R < 0$
- Estamos usando lo que se conoce como el **criterio de signos egoísta**.



2 MEDIDA DE LA MASA DE LAS SUSTANCIAS: EL MOL.

El mol es la unidad del S.I. que utilizamos para medir la cantidad de sustancia relacionada con su fórmula química.

2.1 MOL DE ÁTOMOS Y NÚMERO DE AVOGADRO.

- $\boxed{\text{masa átomo} = n_{e^-}^o \cdot m_{e^-} + n_{p^+}^o \cdot m_{p^+} + n_{n^o}^o \cdot m_{n^o}}$ La masa de un átomo es muy pequeña y por eso usamos la uma $\rightarrow 1u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
 $m_{n^o} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ $m_{e^-} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ $m_{p^+} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
 $m_{e^-} = \frac{1}{1840} u$ $m_{p^+} \approx 1 u$ $m_{n^o} \approx 1 u$
- En el laboratorio se manejan masa del orden del gramo, necesitamos otra unidad, el **mol** (Manejamos muchos átomos)
 - Un mol de átomos es la cantidad de un elemento equivalente a la que representa su masa atómica expresada en gramos. Se mide en moles en el SI. (Es una unidad para expresar la masa de un conjunto de átomos)
- Amedeo Avogadro en 1811 enunció la hipótesis:
 - En un mol de átomos de cualquier sustancia siempre hay el mismo número de partículas.

$$\boxed{N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}$$
 - Este número fue descubierto por John W. Rayleigh en 1845.
 Ej: 1 átomo H = 1u = 1mol/g

$$1gH \cdot \frac{1mol}{1gH} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1gO \cdot \frac{1mol}{16gO} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1mol} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

1. Calcular los gramos que hay en 3 moles de cloro. ¿Cuántas partículas hay?

$$3molCl \cdot \frac{35g}{1molCl} = 105gCl$$

$$3molCl \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1molCl} = 1,807 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

2. Calcula los moles que hay en 100g de Al y los gramos que hay en $5,11 \cdot 10^{22}$ átomos de aluminio.

2.2 UN MOL DE SUSTANCIA.

- Un mol de una sustancia es una cantidad equivalente a la que representa su masa molecular expresada en gramos. En 1 mol de una sustancia hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de esa sustancia o su equivalente en cristales.
 - Indica la masa de todos los átomos que forman un compuesto.
 - Denominamos **masa molar** a la masa de 1 mol de sustancia. (Es la que viene en la tabla periódica-uma $\Rightarrow 1u = 1g/mol$)
- En un compuesto su fórmula nos indica los átomos que intervienen. Para hallar su masa molar sumaremos la masa de los átomos que intervienen.

$$NH_3 \rightarrow m_{NH_3} = m_N + 3 \cdot m_H \rightarrow m_{NH_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17u = 17g/mol$$

Ejemplos: Pasar 30g de NH_3 a moles.

$$1molNH_3 = 17g \Rightarrow 30gNH_3 \cdot \frac{1mol}{17gNH_3} = 1,76 \text{ moles } NH_3$$

Pasar esos moles a moléculas:

$$1,76 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1molNH_3} = 1,06 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } NH_3$$

¿Átomos de H? ¿Moles de H? ¿Gramos de H?

$$1,76 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{3molH}{1molNH_3} = 5,28 \text{ mol } H \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1molH} = 3,18 \cdot 10^{24} \text{ átomos } H$$

$$30gNH_3 \cdot \frac{3gH}{17gNH_3} = 5,29gH$$

¿En $5 \cdot 10^{24}$ moléculas NH_3 cuántos g de H hay?

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{3 \text{ g H}}{1 \text{ mol } NH_3} = 24,91 \text{ g H}$$

ACTIVIDADES RESUELTAS.

1. Calcula los átomos de O que hay en 1kg de H₂O.

$$10^3 \text{ g } H_2O \cdot \frac{16 \text{ g O}}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 3,35 \cdot 10^{25} \text{ átomos O}$$

2. Calcula los g de O presentes en 22,4L de gas oxígeno en condiciones normales (T=0°C, p=1atm=101325Pa).

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad R = 8,314 \frac{J}{\text{mol} \cdot K} \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,314 \text{ J} \cdot \text{mol} \cdot K^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,99 \text{ mol}$$

$$0,99 \text{ mol O} \cdot \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \approx 16 \text{ g O}$$

3 LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES.

Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias; la de menor proporción se llama **soluto** y la que se encuentra en mayor proporción **disolvente**.

Ejemplo: Agua salada $\left\{ \begin{array}{l} NaCl \rightarrow \text{Soluto} \\ H_2O \rightarrow \text{Disolvente} \end{array} \right.$

3.1 CONCENTRACIONES DE UNA DISOLUCIÓN.

Existen varias formas de medir la concentración de una disolución que se han visto anteriormente, recopilamos aquí las más relevantes:

Porcentaje en masa $\% \text{ masa soluto} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{dis}}} \cdot 100$ sto= soluto, dis=disolución, dte=disolvente

Porcentaje en volumen $\% \text{ volumen soluto} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{dis}}} \cdot 100$ $V_{\text{dis}} = V_{\text{dte}} + V_{\text{sto}}$ $m_{\text{dis}} = m_{\text{dte}} + m_{\text{sto}}$

Concentración en masa $C_{\text{sto}} = \frac{m_{\text{sto}}(\text{g})}{V_{\text{dis}}(\text{L})}$

- **MOLARIDAD(M)**: es la concentración en moles de soluto por litros de la disolución.

Se usa mucho en el laboratorio.

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{dis}}(\text{L})}$$

Ejemplos: tenemos 5g de NaCl en 100mL de disolución ¿cuál es su molaridad?

$$5gNaCl \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 gNaCl} = 8,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaCl}$$

$$M = \frac{8,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,1 L} = 0,85 \frac{\text{mol}}{L} = 0,85 M$$

ACTIVIDADES RESUELTAS.

1. Disponemos de 250mL de disolución de $CaCl_2$ 1,5M ¿Cuál es la cantidad de soluto?

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{dis}(L)} \rightarrow n_{sto} = M \cdot V_{dis}(L) \rightarrow n_{sto} = 1,5 \cdot 0,25 = 0,375 \text{ mol soluto}$$

2. Si tenemos 15mL de disolución de $Ca(OH)_2$ en H_2O que es 0,5M ¿Cuál es la cantidad de $Ca(OH)_2$?. ¿Y la masa, en g, de $Ca(OH)_2$?

La primera parte se realiza de manera similar al problema anterior $n_{sto} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Ca(OH)_2$

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Ca(OH)_2 \cdot \frac{74 gCa(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 0,55 g Ca(OH)_2$$

3. Calcular el volumen de disolución de HCl 1,25M con 0,5 mol HCl.

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{dis}} \rightarrow V_{dis} = \frac{n_{sto}}{M} \rightarrow V_{dis} = \frac{0,5}{1,25} = 0,4 L HCl$$

3.2 COMPOSICIÓN CENTESIMAL.

Indica la proporción de cada elemento que hay en un compuesto. Se obtiene por análisis **gravimétrico** que consiste en una técnica de laboratorio utilizada para determinar la masa o la concentración de una sustancia midiendo un cambio en la masa. El químico que estamos tratando de cuantificar suele llamarse *analito*.

$$C_i = \frac{N_i \cdot M_i}{M_{compuesto}} \cdot 100 \quad i = \text{hace referencia al elemento que queremos estudiar.}$$

Ejemplo : Hallar la composición centesimal del NaCl

$M_{NaCl} = 38 g$ Hallamos ahora la composición de cada elemento:

$$C_{Na} = \frac{1 \cdot 23}{38} \cdot 100 = 60,53 \%$$

$$C_{Cl} = 100 - 60,53 = 39,47 \%$$

Actividad resuelta: Un compuesto de masa molar 18g está formado por H y O, teniendo la composición centesimal $C_O = 88,89 \%$. Calcula su fórmula empírica.

Hallamos primero la composición centesimal de todos los componentes $C_O = 88,89 \% \Rightarrow C_H = 11,11 \%$

Con la expresión de la composición centesimal podemos hallar el número de átomos de cada elemento

$$C_i = \frac{N_i \cdot M_i}{M_{\text{compuesto}}} \cdot 100 \Rightarrow (\text{Oxígeno}) 80,89 = \frac{N_o \cdot 16}{18} \cdot 100 \rightarrow N_o = 0,91 \approx 1$$

$$(\text{Hidrógeno}) 11,11 = \frac{N_H \cdot 1}{18} \cdot 100 \rightarrow N_H = 1,99 \approx 2$$

Por tanto el compuesto tiene un átomo de oxígeno y 2 de hidrógeno: H_2O

Ejercicios de composición centesimal.

- Hallar la composición centesimal del ácido sulfúrico.
- Hallar la composición centesimal del hidróxido de sodio.
- La composición centesimal de un compuesto es 85,63% de C y 14,3% de H. Hallar la fórmula del compuesto.
- La masa molecular de un compuesto es de 72g/mol y está compuesto por un 77,78% de Fe y 22,22% de O. Calcular la fórmula empírica.
- Un compuesto contiene 63,11% de C, 11,92% de H y 24,97% de F. Calcula la fórmula empírica del compuesto.
 - Para un compuesto de masa molecular 36g tenemos 97,22% de Cl y 2,78% de H. Calcular su fórmula empírica.

4 CÁLCULOS EN REACCIONES QUÍMICAS.

Los cálculos para referirse a las cantidades de una reacción química, de reactivos o productos, se llaman **cálculos estequiométricos** o **estequiometría**. Estos cálculos sirven para determinar, por ejemplo, la cantidad de productos que se forma con cierta cantidad de reactivos.

Para establecer estos cálculos el modo de proceder será:

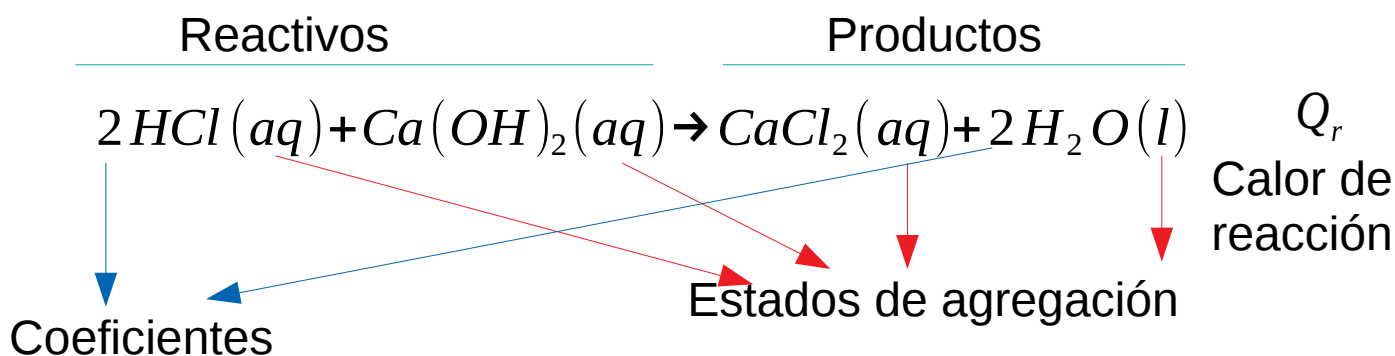
1º Escribir la ecuación química.

2º Ajustarla.

3º Establecer las proporciones.

4.1 ECUACIÓN QUÍMICA. TERMOQUÍMICA.

Una **ecuación química** es la representación simbólica de una reacción química:



→ Coeficientes estequiométricos: proporción en moléculas o moles, si es 1 no se indica.

→ Estados de agregación: indica el estado en el que se encuentra el componente. Pueden ser:

(s): Sólido, (l): líquido, (aq): en disolución acuosa, (g): gas.

→ Calor de reacción (Q_r): indica si la reacción desprende calor o lo absorbe. Puede ser:

$Q_r > 0$ Endotérmica $Q_r < 0$ Exotérmica

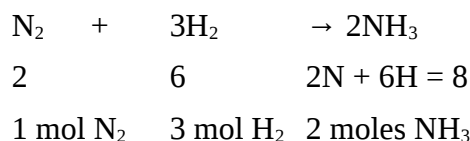
→ La reacción se lee: “ 2 moles de HCl, en disolución acuosa, reaccionan con 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, en disolución acuosa, para dar 1 mol de CaCl_2 , en disolución acuosa, y 2 moles de agua líquida. Hay un calor de reacción Q_r .”

4.1.1 CONSERVACIÓN DE LA MASA.

En 1772 Lavoisier descubrió la ley de la conservación de la masa: “en una reacción química la materia no se crea ni se destruye, se transforma”.

En una reacción química se conserva el número de átomos, es decir, el total de átomos de reactivos será igual al de los productos. Sin embargo, las sustancias pueden cambiar.

Ej:



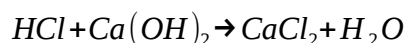
4.1.2 AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS.

Ajustar es encontrar la proporción en que intervienen las sustancias.

Se puede hacer por tanteo o por igualación de coeficientes.

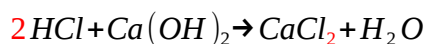
→ Ajuste por tanteo.

1º Escribir las fórmulas

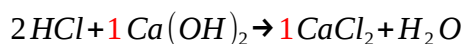


2º Ajustamos un elemento de algún compuesto, que sólo aparezca una vez en reactivos y productos:

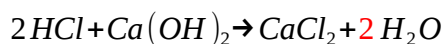
Empezamos con el Cl



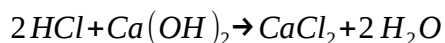
3º Repetimos con Ca.



4º Oxígeno:



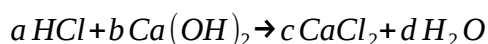
5º Hidrógeno:



Si contamos los átomos de cada elemento la reacción está **ajustada**.

→ Ajuste por coeficientes.

1º Se escriben las fórmulas asignando letras a los coeficientes:



2º Para cada elemento ponemos la cantidad de elementos:

$$H: a + 2b = 2d$$

$$Cl: a = 2c$$

$$Ca: b = c$$

$$O: 2b = d$$

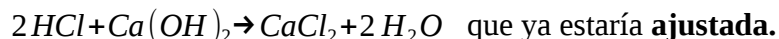
3º Resolvemos el sistema:

Para resolverlo podemos asignar valor 1 a una de las variables, puesto que como mínimo se tendrán que unir 1 molécula de cada compuesto.

En nuestro caso hacemos $c=1$ porque está en más ecuaciones:

$$\begin{array}{rcl}
 c=1 & & c=1 \\
 a+2b=2d & a+2b=2d & \\
 a=2 & \rightarrow & a=2 \\
 b=1 & & b=1 \\
 2b=d & & 2=d
 \end{array}$$

Como tenemos todas las variables resueltas nuestra ecuación quedaría:



Ejercicio. Ajustar las siguientes reacciones químicas.

- $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}(\text{OH}) + \text{H}_2$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}$
- $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$
- $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{K}$
- $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$

4.2 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN MASA.

- Se realizan cálculos de reactivos y/o productos de una reacción usando unidades de masa.

- Guió para realizar los problemas:

1º Escribir la ecuación química y ajustarla. Obtendremos los moles reaccionantes.

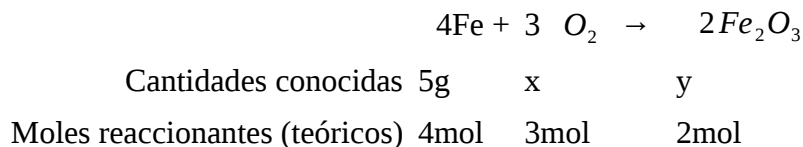
2º Escribir los datos que tenemos de esas sustancias.

3º Pasar todas las cantidades a moles.

4º Establecer las proporciones en las que reacciona cada sustancia, usando los coeficientes estequiométricos.

5º Expresar las cantidades en las unidades que pidan.

Ejemplo: El hierro es una metal que se oxida en contacto con el oxígeno, transformándose en óxido de hierro(III). En un recipiente del laboratorio colocamos 5g de limaduras de hierro y dejamos que se oxide completamente. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro(III) se han formado?.



$$5\text{g Fe} \frac{1\text{ mol Fe}}{55,8\text{g Fe}} = 0,09\text{ mol Fe}$$

Proporciones:

$$0,09\text{ mol Fe} \frac{2\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4\text{ mol Fe}} = 0,045\text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

Nos piden gramos:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot M_{\text{Fe}} + 3 \cdot M_{\text{O}} \rightarrow M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 \rightarrow M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6\text{ g/mol}$$

Por tanto:

$$0,045\text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \frac{159,6\text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1\text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 7,15\text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Ejercicios.

1. El hidróxido de calcio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio y agua.
 - a) Ajustar la reacción. b) Calcula la cantidad de hidróxido de calcio para formar 100g de agua.

2. Cuando el butano reacciona con el oxígeno se forma dióxido de carbono y agua. Calcula la cantidad de CO_2 que se generan para quemar 100ml de C_4H_{10} .

4.3 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN VOLUMEN.

Avogadro estudió el comportamiento de los gases en reacciones químicas deduciendo que en una reacción intervienen varios gases en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- La proporción en moles es la misma que en volumen (mL ó L).

- Además deduce que un mol de gas en condiciones normales (P= 1atm, T=25°C) ocupa 22,4L. A esto se le denomina **volumen molar**.

$$V_{molar} = 22,4 L$$

Debemos recordar la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n \rightarrow n.^{\circ} \quad \text{moles}, \quad V \rightarrow \text{Volumen}, \quad T \rightarrow \text{Temperatura}, \quad P \rightarrow \text{Presión},$$

$$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K} = 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

Ejemplo:

En la reacción de nitrógeno gaseoso e hidrógeno gaseoso se obtiene amoniaco. Si obtenemos 15L de amoniaco en condiciones normales ¿cuántos moles de nitrógeno e hidrógeno, gaseosos, tenemos? ¿Cuántos moles de amoniaco hay en el recipiente?

Ajustamos la reacción $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

	N_2	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
Datos iniciales	?		?		15L, C.N.
Moles teóricos	1		3		2

Según Avogadro, en C.N. un mol de gas son 22,4L

$$15 L NH_3 \cdot \frac{1 mol NH_3}{22,4 L NH_3} \cdot \frac{1 mol N_2}{2 mol NH_3} = 0,33 L N_2$$

$$15 L NH_3 \cdot \frac{1 mol NH_3}{22,4 L NH_3} \cdot \frac{3 mol H_2}{2 mol NH_3} = 22,5 L H_2$$

Para ver los moles de NH_3 del recipiente $15 L NH_3 \cdot \frac{1 mol NH_3}{22,4 L NH_3} = 0,67 mol NH_3$

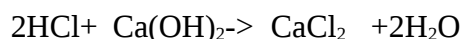
Ejercicio: El cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc(II) e hidrógeno gaseoso. Calcular el volumen de hidrógenos gas en condiciones normales cuando reaccionan 5kg de Zn.

4.4 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON DISOLUCIONES.

Como hemos visto en la unidad, la velocidad de las reacciones químicas puede aumentar con el grado de división de las sustancias. En las disoluciones las partíulas están aisladas y el contacto con otros reactivos es más fácil.

La cantidad de una sustancia en disolución vendrá determinada por la concentración y volumen de la misma.

Ejemplo: calcular la cantidad de cloruro de calcio presente en esta reacción química y el volumen de la disolución de ácido clorhídrico 0,25M necesarios para reaccionar con el hidróxido de calcio de la siguiente reacción. Ten en cuenta que hay 50mL de hidróxido de calcio 0,5M.



Datos

$$V=0,5\text{L}$$

$$M=0,5\text{M}$$

Moles teóricos

$$2 \quad 1 \quad 1 \quad 2$$

$$a) \quad M = \frac{n_{sto}}{V_{dis}(L)} \rightarrow 0,5 = \frac{n_{sto}}{0,05} \rightarrow n_{sto} = 0,5 \cdot 0,05 \rightarrow n_{sto} = 0,025 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

$$0,025 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0,025 \text{ mol CaCl}_2$$

$$b) \quad 0,025 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0,05 \text{ mol HCl}$$

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{dis}} \rightarrow 0,25 = \frac{0,05}{V_{dis}} \rightarrow V_{dis} = \frac{0,05}{0,25} \rightarrow V_{dis} = 0,2 \text{ L} = 200\text{mL}$$

Ejercicios.

1. Para la reacción $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ calcular el volumen de la disolución 1M necesaria para que reaccionen los 5kg de Zn.

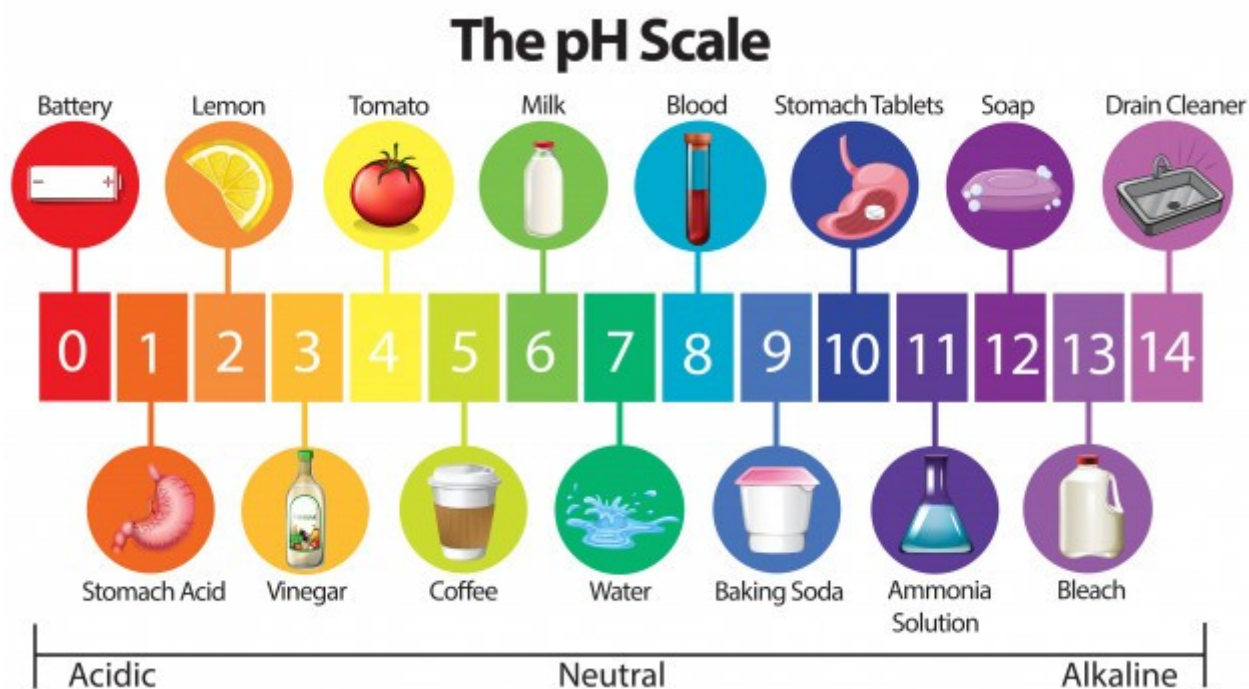
5 REACCIONES DE INTERÉS.

5.1 ÁCIDO-BASE.

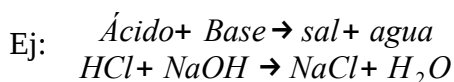
Los **ácidos** son sustancias de sabor agrio que disuelven metales, desprendiendo hidrógeno. Como es por ejemplo el ácido acético del vinagre. (CH_3COOH)

Las **bases** son sustancias de sabor amargo que disuelven grasas. Un ejemplo es la sosa caustica $\text{Na}(\text{OH})$.

La intensidad de un ácido o una base se mide con la escala de PH.



Cuando un ácido y una base reaccionan dan lugar a una sal y agua, esto se denomina **reacción de neutralización**.



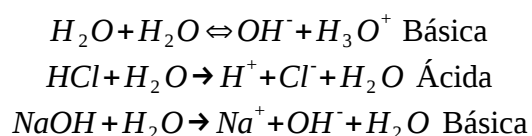
5.1.1 TEORÍA DE ARRHENIUS.

Existen sustancias que se disuelven en agua liberando iones y rodeando las moléculas de agua, esto se denomina **solvatación**.

Como los iones permiten conducir la electricidad se les llama **electrolitos**.

La teoría de Arrhenius afirma que una sustancia es ácida si libera iones H^+ y básica si libera iones hidróxido OH^- .

Ej: Autoionización del agua:



5.1.2 ESCALA DE PH.

La escala de pH que vimos anteriormente se construye mirando la concentración de H^+ ó H_3O^+ , esto es:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+]$$

-----LOGARITMOS-----

$$\log_b a = c \rightarrow b^c = a \quad \log_{10} a = \log a \quad \log_a a = 1 \quad \log_a 0 = \notin \quad \log_a b^c = c \log_a b$$

5.1.3 MEDIDA DE PH.

Para medir el pH utilizaremos dos métodos:

- **Colorímetros:** son papeles indicadores impregnados de alguna sustancia que cambian de color según la sustancia en la que son introducidos sean ácidas o básicas.

Ej: Papel de tornasol (rojo-azul, pH=5,5), fenolftaleína (blanco-rosa, pH=8,3), azul de timol (amarillo-azul, pH=9).

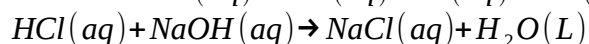
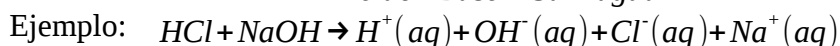
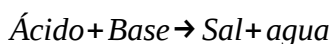
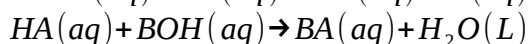
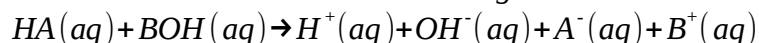
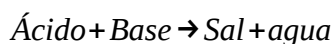
- **Electrodos de pH o pH-metros:** son dispositivos con una sonda que podemos introducir en la sustancia y medir el pH directamente.



Ejercicios página 149 del libro de texto → 2,4

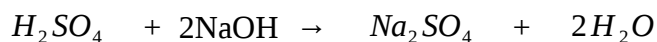
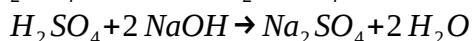
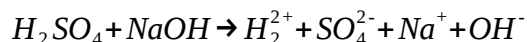
5.1.4 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.

Cuando reacciona un ácido fuerte, HA, con una base fuerte, BOH, obtenemos una sal neutra:



Ejercicio resuelto: escribe la reacción de neutralización del ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio.

¿Qué volumen de una disolución 0,2M de NaOH es necesario para neutralizar 50mL de una disolución de H_2SO_4 0,1M?



Datos 0,1M 0,2M

V=0,05L

Moles 1 2 1 2

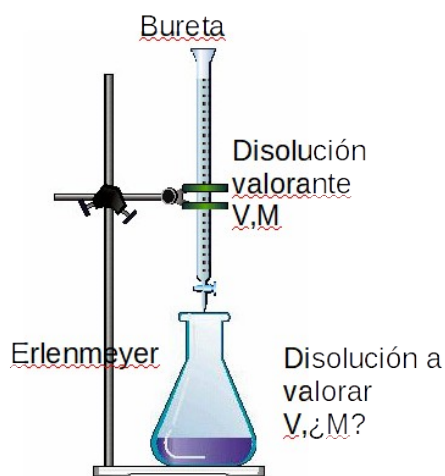
$$M = \frac{n}{V_L} \rightarrow n = M \cdot V_L \rightarrow n = 0,1 \cdot 0,05 \rightarrow n = 0,005 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$0,005 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,01 \text{ mol NaOH}$$

$$M_{NaOH} = 0,2 M \rightarrow M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} \rightarrow V = \frac{0,01}{0,2} \rightarrow V = 0,05 L$$

Ejercicios libro de texto página 151 → 6,7,8,12,13.

5.1.5 VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN.



La **volumetría** es la técnica de análisis a partir de dos volúmenes de una disolución y la concentración de una de las sustancias, para así determinar la otra.

Cuando entran en juego ácidos y bases hablamos de **volumetrías de neutralización**.

PROCEDIMIENTO:

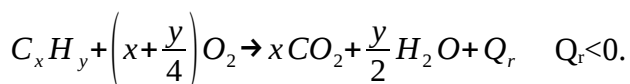
- Se va añadiendo la disolución valorante en la que vamos a valorar lentamente.

- Cuando se observa cambio de color tendremos el punto de equivalencia. A partir de este punto la reacción está

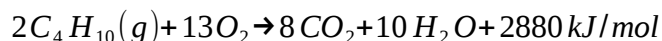
neutralizada. Si ponemos más valorante la reacción estaría en exceso de base (OH).

5.2 REACCIONES DE OXIDACIÓN Y COMBUSTIÓN.

Las combustiones son reacciones químicas en las que un combustible reacciona con el comburente y se desprende mucha energía. Son reacciones exotérmicas (Desprenden energía).



Ejemplo:



El combustible suele ser un compuesto orgánico o fósil: metano, propano, butano, diésel, gasolina, madera y siempre se obtiene CO_2 y H_2O .

El CO_2 es el responsable del efecto invernadero, ya que no deja pasar la radiación solar reflejada por la Tierra. (Mantiene su temperatura y es habitable). El que emiten los coches aumenta la concentración de CO_2 y por tanto aumenta la temperatura de la Tierra.

Ejercicios del libro de texto (Anaya)

Página 142 → 7,11

Página 143 → 12,14,18,20,21

Página 144 → 22,23,24,27

Página 145 → 28,29,31

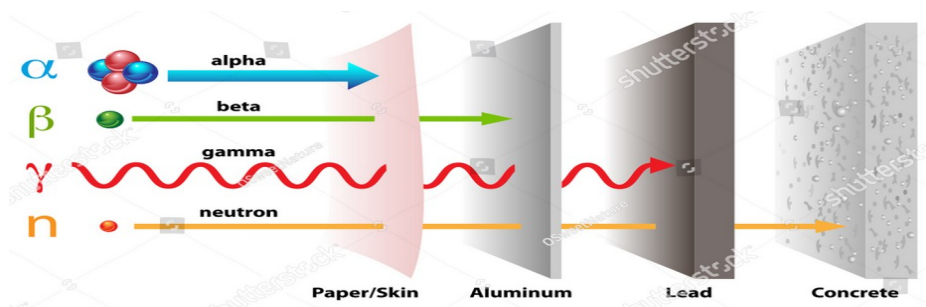
6 PROCESOS RADIATIVOS.

La **radiactividad** es el proceso que experimentan algunos núcleos atómicos que en estado natural emiten partículas que reciben el nombre de radiación.

6.1 TIPOS DE RADIATIVIDAD.

La radiación emitida puede ser de tres tipos:

- **Radiación α** : está formado por partículas α (núcleos de Helio) 4_2He . Emiten protones y neutrones (carga positiva). Tienen gran velocidad pero poco poder penetrante.
- **Radiación β** : formado por electrones. Carga negativa y masa muy pequeña. ($9,1 \cdot 10^{-31}$ kg). Mayor poder penetrante que las α .
- **Radiación γ** : es una radiación neutra, de naturaleza electromagnética (luz). Tiene gran poder penetrante, sólo puede detenerse con placas de plomo u hormigón.



6.2 ORIGEN DE LA RADIOACTIVIDAD.

La radioactividad puede ser de origen natural y artificial.

- **Natural:** isótopos de algunos elementos químicos que se desintegran de forma espontánea. (Rn, C, U).

Se utilizan en centrales nucleares (energía), medicina (radioterapia), datación cronológica (carbono 14)

- **Artificial:** se produce al bombardear isótopos con partículas u otros átomos. Por ejemplo se pueden bombardear átomos de plutonio o cobalto con neutrones o α .

Se utiliza en centrales nucleares, medicina, experimentos científicos, etc.

6.3 PELIGRO DE LA RADIOACTIVIDAD.

Cuando se utilizan sustancias radiactivas surgen unas sustancias residuales que pueden ser contaminantes, los **residuos radiactivos**. Son perjudiciales para la salud y su actividad puede durar miles de años.

Para paliar sus efectos se aíslan lo más posible. Suele hacerse en zonas alejadas de la población en búnkeres subterráneos de hormigón.

Ejercicios del libro de texto (Anaya)

Página 164 → 5,6,11,12

Página 165 → 13,16,18

Página 167 → 37,39