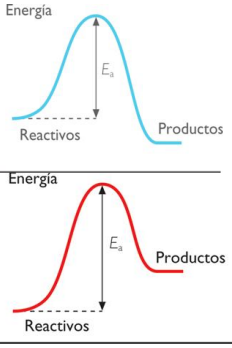
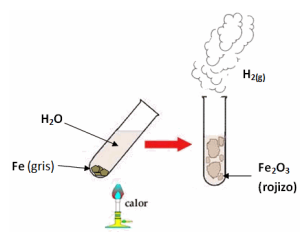


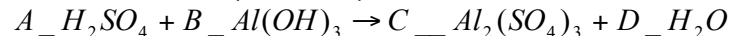
<p><b>La reacción química.</b>  <b>1.1. Teoría de colisiones.</b>  <b>1.2. Reacciones exotérmicas y endotérmicas.</b>  <b>1.3. Velocidad de una reacción: Factores que influyen en ella.</b></p> 	<p><b>La reacción química:</b> cuando unas sustancias (reactivos) se ponen en contacto en determinadas condiciones, se transforman en otras diferentes (productos).</p> <p><b>1.1. Teoría de colisiones:</b> la reacción química se produce, cuando las partículas de los reactivos chocan entre sí (en la dirección adecuada y con la energía suficiente) y se rompen los enlaces que mantiene unidos a sus átomos; estos átomos se reorganizan y se unen formando nuevas sustancias productos.</p> <p><b>1.2. Reacciones exotérmicas y endotérmicas:</b> En la mayoría de las reacciones, la energía que se necesita para romper los enlaces entre los átomos de las reactivos es menor que la que se desprende cuando se forman los enlaces de los productos.          Una reacción es exotérmica cuando en el proceso global se desprende energía al exterior.          Una reacción es endotérmica cuando en el proceso global necesita que se le aporte energía desde el exterior.</p> <p><b>1.3. Velocidad de una reacción: Factores que influyen en ella:</b> Llamamos velocidad de una reacción a la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos.          Para aumentar la velocidad de una reacción, según la teoría de colisiones:  <b>a) Aumentando la temperatura,</b> aumenta la velocidad de las partículas y la energía del choque.  <b>b) Aumentando la concentración de reactivo,</b> ya que aumentaría el número de choques.  <b>c) Aumentando el grado de división de los reactivos,</b> ya que aumentaría el número de choques.          En ocasiones lo que interesa es que la velocidad de la reacción sea más lenta (conservación de los alimentos, oxidación de metales) Para ello reducimos la temperatura (frigorífico) o protegemos del ataque con una capa de pintura.</p>
<p><b>2. Medida de la masa de las sustancias; el mol.</b>  <b>2.1 Mol de átomos y número de Avogadro.</b>  <b>2.2. Un mol de una sustancia.</b></p> <p><b>Nota:</b> Comienza calculando siempre la cantidad de sustancia.</p> $Cs = \frac{\text{masa}}{PM}$	<p><b>2. Medida de la masa de las sustancias; el mol:</b> En química resulta más adecuado usar una unidad de masa relacionada con la fórmula de las sustancias, cuya unidad es el mol.</p> <p><b>2.1 Mol de átomos y número de Avogadro.</b> Un mol de átomos es la <b>cantidad de sustancia</b> de un elemento equivalente a su masa atómica expresada en gramos. <math>1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}</math>.          En un mol de cualquier sustancia siempre hay un número de Avogadro de partículas. (<math>N_A = 6,022 \cdot 10^{23}</math>).  <math>1 \text{ átomo de H} = 1 \text{ u}</math> ; <math>1 \text{ mol de H} = 1 \text{ g}</math> ; <math>1 \text{ mol de H} = 1 \text{ g de H} = 1 N_A \text{ de átomos de H}</math>.</p> <p><b>2.2. Un mol de una sustancia.</b> Es una cantidad equivalente a la que representa su masa molecular expresada en gramos. En 1 mol de una sustancia hay <math>N_A = 6,022 \cdot 10^{23}</math> moléculas de esa sustancia, o su equivalente en caso de cristales.          Se llama masa molar a la masa de 1 mol de sustancia. La masa molar coincide con la masa molecular expresada en gramos.  <b>Masa molecular</b> del <math>\text{NH}_3 = 14(\text{N}) + 3 \cdot 1(\text{H}) = 17 \text{ u}</math>. <b>Masa molar</b> del <math>\text{NH}_3 = 14 \cdot N_A (\text{N}) + 3 \cdot 1 \cdot N_A (\text{H}) = 17 \text{ g}</math>.</p>
<p><b>3. La concentración de las disoluciones.</b></p> $\% \text{en m} = \frac{m \text{ de soluto (g)}}{m \text{ de disolución (g)}} \cdot 100$ $\% \text{en v} = \frac{v \text{ de soluto (ml)}}{v \text{ de disolución (ml)}} \cdot 100$ $C_{\text{en m}} = \frac{m \text{ de soluto (g)}}{V \text{ de disolución (L)}}$ $M = \frac{Cs \text{ de soluto (mol)}}{V \text{ de disolución (L)}}$	<p>Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias; las que están en menor proporción se llaman <b>soluto</b>, y la de mayor proporción <b>disolvente</b>; todas forman la disolución.</p> <p>a) <b>Porcentaje en masa:</b> <math>\% \text{en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100</math></p> <p>b) <b>Porcentaje en volumen:</b> <math>\% \text{en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto (ml)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \cdot 100</math></p> <p>c) <b>Concentración en masa:</b> <math>\text{concentración en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}</math></p> <p>d) <b>Molaridad:</b> <math>M = \frac{\text{Cantidad de sustancia de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (L)}}</math></p>
<p><b>4. Cálculos en las reacciones químicas.</b>  <b>4.1. La ecuación química.</b>  <b>4.2. Cálculos estequiométricos en masa.</b>  <b>4.3. Cálculos estequiométricos en volumen.</b>  <b>4.4. Cálculos estequiométricos con disoluciones.</b></p> 	<p><b>4. Cálculos en las reacciones químicas.</b> Son los cálculos que se refieren a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.</p> <p><b>4.1. La ecuación química.</b> Es una representación simbólica de una reacción química.</p> $2 \text{ Fe(s)} + 3 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3 \text{ H}_2\text{(g)}$ <p>Reactivos Fe (hierro) y <math>\text{H}_2\text{O}</math> (agua) de coeficientes estequiométricos 2 para el Fe y 3 para el <math>\text{H}_2\text{O}</math>.          Productos <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> (trióxido de dihierro) e <math>\text{H}_2</math> (hidrógeno) de coeficientes 1 para el <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> y 3 para el <math>\text{H}_2</math>.</p> <p><b>Ley de la conservación de la masa de Lavoisier:</b> "En una reacción química la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma".</p> <p><b>Lo que cambia en una reacción química:</b> los enlaces al reorganizarse los átomos de los reactivos.  <b>Lo que no cambia en una reacción química:</b> Los átomos no cambian, los que había en los reactivos están en los productos, aunque unidos de diferente forma.</p> <p><b>El ajuste de la reacción química:</b>          Ajustar una ecuación química es encontrar los coeficientes estequiométricos de cada uno de las sustancias de la reacción para que se cumpla que el número de átomos de cada elemento en los reactivos es el mismo que en los productos.</p> <p><b>1.- Método de ajuste por tanteo:</b> Se usa en ecuaciones que son sumamente sencillas y que se ajustan rápidamente; Dos reactivos dan un producto, o un reactivo da dos productos. <math>\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><b>2.- Método de ajuste por ecuaciones:</b>          1.- Escribimos la ecuación química, colocando delante los coeficientes (A,B,C y D) que tenemos que calcular, para que la ecuación se quede ajustada.  <math display="block">A \text{ H}_2\text{SO}_4 + B \text{ Al(OH)}_3 \rightarrow C \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 + D \text{ H}_2\text{O}</math>          2.- Anotamos los átomos presentes en la ecuación en la 1ª columna, después hacemos un recuento de átomos estableciendo tantas ecuaciones como átomos distintos tenemos (en nuestro caso 4), y lo</p>

anotamos en la 2ª columna.

3.- Una vez establecidas las 4 ecuaciones con 4 incógnitas (como es el caso que nos ocupa), nos fijamos en la ecuación que tenga la incógnita (A,B,C y D) con el mayor coeficiente, y a esa incógnita le asignamos el valor 1.

4.- A continuación vamos calculando los valores de las otras incógnitas (seguimos el orden 1º, 2º, 3º, y 4º) sin más que despejar de las otras ecuaciones que no hemos utilizado, teniendo en cuenta los valores obtenidos de cada una de las ecuaciones utilizadas, hasta completar los cuatro valores de las cuatro incógnitas.

5.- Para finalizar comprobamos que el balanceo de átomos es correcto.

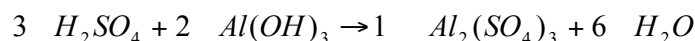


$$H \rightarrow 2A + 3B = 2D \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow 4^\circ \text{ de } \_ \text{ esta } \rightarrow 2x3 + 3x2 = 2xD \rightarrow \frac{12}{2} = D = 6$$

$$S \rightarrow A = 3C \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow 3^\circ \text{ de } \_ \text{ esta } \rightarrow A = 3x1 = 3$$

$$O \rightarrow 4A + 3B = 12C + D \Rightarrow \Rightarrow 1^\circ \text{ de } \_ \text{ esta } \_ \text{ asigno } \rightarrow C = 1$$

$$Al \rightarrow B = 2C \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow 2^\circ \text{ de } \_ \text{ esta } \rightarrow B = 2x1 = 2$$



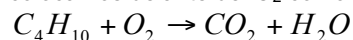
### 3.- Método para los compuestos hidrocarburos: C→, H→ y ←O

Una vez colocada la ecuación que vamos a ajustar:

1.- **Carbonos a la derecha:** Vemos los C que tenemos en el primer miembro y debe haber los mismos en el segundo miembro de la ecuación química, para ello colocamos delante del CO<sub>2</sub> un coeficiente.

2.- **Hidrógenos a la derecha:** Vemos los hidrógenos que tenemos en el primer miembro y debe haber los mismos en el segundo miembro para ello colocamos delante del H<sub>2</sub>O un coeficiente para igualar.

3.- **Oxígenos hacia la izquierda:** Contamos los oxígenos que tenemos en el segundo miembro de la ecuación, le restamos los que hay en la primera ecuación sin contar el O<sub>2</sub>, y la diferencia se la colocamos delante del O<sub>2</sub> como coeficiente para igualar.

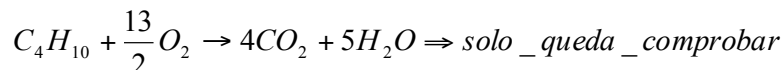


$$C \rightarrow \text{Si } \_ \text{ tengo } \_ 4C \rightarrow \text{debo } \_ \text{ tener } \_ 4C \Rightarrow \text{pongo } \_ 4CO_2$$

$$H \rightarrow \text{Si } \_ \text{ tengo } \_ 10H \rightarrow \text{debo } \_ \text{ tener } \_ 10H \Rightarrow \text{pongo } \_ 5H_2O$$

ahora \_ leo \_ de \_ derecha \_ a \_ izquierda

$$O \leftarrow \text{debo } \_ \text{ tener } \_ 13O \Rightarrow \text{pongo } \_ \frac{13}{2} O_2 \leftarrow \text{tengo } \_ 4x2 + 5x1 = 13O$$



### 4.2. Cálculos estequiométricos en masa.

Se trata de hacer cálculos acerca de reactivos y productos que intervienen en la reacción midiendo las cantidades de masa.

1.- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.

2.- Debajo de cada sustancia colocamos los datos que conocemos.

3.- Expresamos en moles la cantidad de esas sustancias.

4.- Establecemos la proporción en moles en que reaccionan teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos..

5.- Expresamos las cantidades obtenidas en las unidades que nos pidan. (en gramos por ejm)

### 4.3. Cálculos estequiométricos en volumen.

Avogadro dedujo de su estudio de los gases que reaccionan a la misma P y T que la proporción en mol que se combinan es la misma que la proporción en volumen.

"Un mol de cualquier gas en condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura (1 atm y 0°C) ocupa siempre 22,4L El volumen de 1 mol de un gas en c.n. se le llama **volumen molar**.

### 4.4. Cálculos estequiométricos con disoluciones.

La cantidad de una sustancia en disolución se suele determinar a partir de la concentración de la disolución y del volumen de la misma. (ver ecuaciones de la concentración)

$$\% \text{ en } m = \frac{m \text{ de soluto}(g)}{m \text{ de disolución}(g)} \cdot 100$$

$$\% \text{ en } v = \frac{v \text{ de soluto}(ml)}{v \text{ de disolución}(ml)} \cdot 100$$

$$C_{\text{enm}} = \frac{m \text{ de soluto}(g)}{V \text{ de disolución}(L)}$$

$$M = \frac{Cs \text{ de soluto}(mol)}{V \text{ de disolución}(L)}$$

<p><b>5. Algunas reacciones de interés.</b></p> <p><b>5.1. Reacciones acido-base.</b></p> <p><b>5.2. Reacciones de oxidación y combustión.</b></p>	<p><b>5. Algunas reacciones de interés.</b></p> <p><b>5.1. Reacciones acido-base.</b> Cuando reaccionan entre sí, los ácidos y las bases dan lugar a una sal mas agua reacción que se llama de <b>neutralización</b>. <math>\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><b>5.2. Reacciones de oxidación y combustión.</b> Las combustiones son reacciones químicas en las que una sustancia, llamada combustible, reacciona con otra, llamada comburente, desprendiendo una gran cantidad de energía.</p>
<p><b>6. Procesos radiactivos.</b></p> <p><b>6.1. Tipos de radiactividad.</b></p> <p><b>6.2. Origen de la radiactividad.</b></p> <p><b>6.3. Peligro de la radiactividad.</b></p>	<p><b>6. Procesos radiactivos.</b> La radiactividad es el proceso que experimentan algunos núcleos atómicos que les lleva a emitir radiación.</p> <p><b>6.1. Tipos de radiactividad.</b> Radiación alfa (núcleos de helio). Radiación beta (son electrones). Radiación gamma (energía electromagnética).</p> <p><b>6.2. Origen de la radiactividad.</b> Radiactividad natural de ciertos isotopos de algunos elementos químicos que se desintegran espontáneamente. (Uranio). Radiactividad artificial que se produce cuando se bombardean ciertos isotopos con neutrones.</p> <p><b>6.3. Peligro de la radiactividad.</b> Radica en los residuos radiactivos ya que se necesitan miles de años para que dejen de ser perjudiciales para la salud.</p>