

Unidad 1: NATURALEZA Y TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA.

EXPLORA TUS IDEAS.

- Tenemos tres vasos que contienen, respectivamente, A) 100mL de agua pura; B) 200mL de agua pura; C) 100mL de agua pura más 3g de NaCl. Enfriamos el contenido de los tres vasos. La temperatura a la que comenzará la congelación será:*
 - La misma en los tres casos.*
 - Distinta en los tres casos.*
 - La misma en los dos primeros casos, pero distinta en el tercero.*
- Añadimos unos trozos de magnesio metálico a una disolución de HCl. Al cabo de un tiempo, los trozos metálicos han desaparecido. ¿Qué ha ocurrido con los átomos de magnesio?*
 - Se han transformado en otros átomos no metálicos.*
 - Se encuentran formando parte de una sustancia nueva que es soluble en el agua.*
 - Se han evaporado gracias al calor desprendido en la reacción*
- Cuando mezclamos 50cm³ de alcohol con 50 cm³ de agua, el volumen total de la mezcla resulta ser de unos 90cm³. ¿Qué explicación te parece razonable?*
 - Necesariamente, el alcohol se ha evaporado.*
 - El alcohol ocupa menos volumen que el agua.*
 - Las moléculas de alcohol se colocan en los huecos existentes entre las moléculas de agua.*
- Si se calienta una mezcla de 10g de cinc en polvo con 5g de azufre, ambas sustancias reaccionan completamente, transformándose en sulfuro de cinc. ¿Qué ocurrirá si la mezcla contiene 5g de azufre y 5g de cinc?*
 - Quedará azufre sin reaccionar.*
 - Quedará cinc sin reaccionar.*
 - Se producirá de nuevo una reacción completa.*
- La energía que necesitan nuestros músculos procede de la respiración: una reacción química en la que los reactivos son los alimentos que comemos y el oxígeno que inspiramos. ¿Cómo transcurre dicha reacción?*
 - Los alimentos se combinan con el oxígeno y producen energía, CO₂ y agua.*
 - Los alimentos arden en las células, liberando energía en forma de calor.*
 - Los alimentos producen energía al transformarse en glucosa.*
- Si dejamos un trozo de hierro a la intemperie, observamos que se oxida. ¿Cuál puede ser el motivo?*
 - El hierro se combina con el oxígeno, formando una nueva sustancia.*
 - El hierro absorbe oxígeno y se dilata, formando una capa porosa.*
 - Las partículas de óxido del aire se adhieren al hierro.*
- Una bombilla se enciende a costa de la energía eléctrica que suministra la pila. ¿De dónde procede esta energía?*
 - De una pequeña dinamo colocada en el interior de la pila.*
 - De la energía desprendida en el transcurso de una reacción química que tiene lugar en el interior de la pila.*
 - Del calor específico del material interno de la pila.*
- Dos velas iguales arden. Una en una atmósfera de oxígeno puro. La otra en aire. ¿Cuál se consumirá a mayor velocidad?*
 - La que arde en una atmósfera de oxígeno puro.*
 - La que arde en el aire.*
 - Las dos se consumirán a al vez.*
- Queremos hacer reaccionar 100g de mármol con ácido clorhídrico. ¿Qué reacción será más rápida?*
 - Añadir el ácido sobre un fragmento de 100g.*
 - Fracturar el mármol antes de añadir el ácido.*
 - Darí exactamente igual, ya que la masa de mármol es la misma.*
- Seguramente habrás oído hablar de los “catalizadores”. ¿Qué papel crees que desempeña un catalizador en una reacción química?*
 - Hace que la reacción transcurra más deprisa.*
 - Aumenta la energía que se desprende en la reacción.*
 - Capta productos indeseables que aparecen durante la reacción.*

1. SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS. MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS.

Todo el universo, desde las estrellas hasta la mota de polvo más pequeña, está constituido por materia. La materia se puede clasificar en

SUSTANCIA PURAS

Una **sustancia pura** es aquella cuya composición y propiedades características (densidad, T.F, T.E...) son fijas. Las moléculas (o entidades elementales) que la componen son todas iguales entre sí.

Podemos distinguir dos tipos de sustancias puras:

Sustancia simple (elemento): Es una sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias puras más sencillas mediante procedimientos físicos o químicos. Todos sus átomos son del mismo elemento químico.

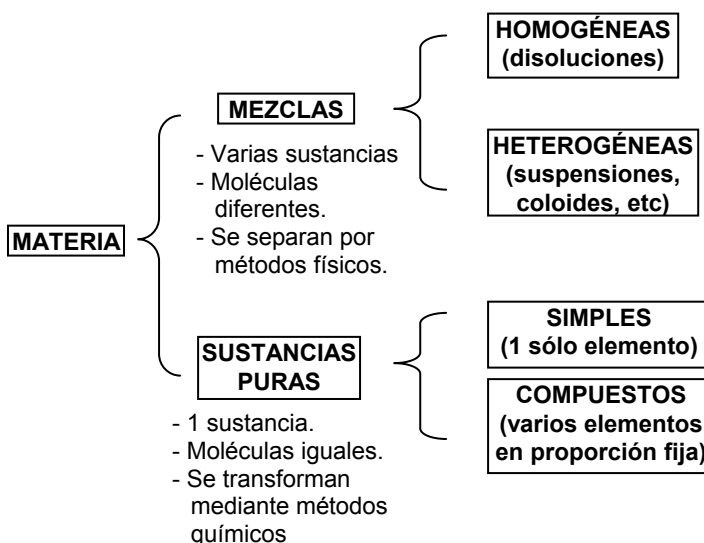
Sustancia compuesta (compuesto): Es una sustancia pura que está constituida por átomos de dos o más elementos combinados en proporciones fijas. Los compuestos se pueden descomponer mediante procedimientos químicos en los elementos que los constituyen.

MEZCLAS

La unión de dos o más sustancias puras en proporciones variables e incluso en diferentes estados de agregación da lugar a una **mezcla**. En una mezcla, seguimos teniendo varias sustancias. Las propiedades de la mezcla no son fijas, sino que pueden variar según la cantidad de cada sustancia, e incluso pueden variar de un punto a otro de la mezcla. Hay dos tipos de mezclas:

Mezcla homogénea es aquella en la que **no** podemos distinguir a simple vista los componentes de la misma.

Mezcla heterogénea es aquella en la que **sí** podemos distinguir a simple vista los componentes de la misma.



2. TRANSFORMACIONES FÍSICAS Y QUÍMICAS. REACCIONES QUÍMICAS. REACTIVOS Y PRODUCTOS.

2.1 Cambios físicos y químicos

A la materia, esté formada por una sustancia pura o por una mezcla, se la puede someter a dos tipos de cambios:

Cambios físicos: en los cuales la naturaleza de las sustancias no se ve alterada en cuanto a su composición.

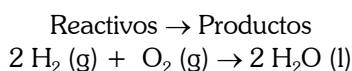
Como ejemplo podemos poner todos los métodos de separación de mezclas homogéneas (destilación, cristalización, etc.) y heterogéneas (filtración, decantación, etc.) en los cuales lo que obtenemos son las mismas sustancias que teníamos inicialmente, con sus mismas propiedades, pero separadas.

Otros ejemplos son los procesos de cambio de estado (fusión, ebullición, etc) de sustancias puras. El agua pasa a estado líquido a 0°C en unas determinadas condiciones de presión pero ya sea en estado líquido o sólido sigue siendo H₂O, es decir, no se ha alterado su composición.

Cambios químicos: las sustancias de partida son diferentes de las que se obtienen al final del cambio, es lo que conocemos como un proceso reactivo, es decir, una **reacción química**. Las propiedades de las sustancias iniciales y finales del proceso reactivo son diferentes, siendo también diferente su composición (su fórmula química).

2.2. La ecuación química.

Llamamos ecuación química a la manera que tenemos de representar un proceso químico. En ella los **reactivos** (sustancias iniciales del proceso reactivo) y los **productos** (sustancias finales del proceso reactivo) los vamos a representar por sus fórmulas químicas.



Los números que aparecen delante de cada compuesto se denominan coeficientes, e indican el número de moléculas (y de moles) de la sustancia que intervienen en la reacción.

La reacción del ejemplo se leería así: “Por cada 2 moles de H_2 reacciona 1 mol de O_2 y se forman 2 moles de H_2O .”

Ajuste de una reacción química:

Recordemos que, en una reacción química, los átomos no desaparecen, ni cambian. Simplemente se separan y se unen de forma diferente. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en los reactivos y en los productos.

Ajustar una reacción química consiste en colocar delante de cada fórmula los coeficientes adecuados para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo a la derecha y a la izquierda de la flecha. La forma más sencilla es por tanteo, comenzando por uno de los elementos (normalmente por un metal, o por el C si hay compuestos orgánicos) y continuar por los demás (normalmente el O se deja para el final).

¡OJO! Presta atención a estas advertencias:

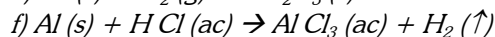
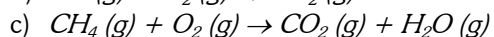
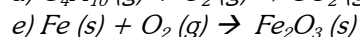
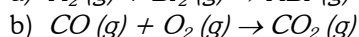
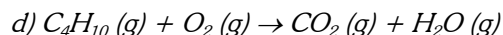
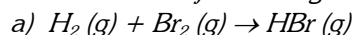
- Recuerda que el coeficiente multiplica a los elementos de toda la fórmula ($2 H_2O$ significa 4 átomos de H y 2 átomos de O)
- NO pueden cambiarse las fórmulas (ej, poner H_3O en lugar de H_2O porque nos convenga).
- NO pueden colocarse coeficientes en medio de una fórmula ($H_2 2O$). Sería algo como lo anterior.

Para que una ecuación sea cuantitativamente correcta, debe estar ajustada. Es decir, cada lado de la ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento. Este debe ser obligatoriamente el primer paso cuando trabajemos con una reacción química.

Vamos a representar en este cuadro los símbolos más utilizados en las ecuaciones químicas:

Símbolo	Explicación
+	Se indica para separar dos reactivos (A reacciona con B) o dos productos (se obtienen C y D)
→	Se usa para separar los reactivos de los productos.
↔	Se usa en lugar de → en el caso de que el proceso sea reversible (se dé en los dos sentidos).
(s)	Designa a un reactivo o producto que se encuentra en estado sólido. Se coloca detrás de la fórmula.
↓	Símbolo alternativo a (s), cuando la reacción se da en disolución. Indica que la sustancia obtenida es un precipitado, es decir, se encuentra en estado sólido. Se coloca detrás de la fórmula.
(l)	Designa un reactivo o producto en estado líquido. Se coloca detrás de la fórmula.
(aq) o (ac)	Indica que la sustancia se encuentra en disolución acuosa (por lo tanto no está pura)
(g)	Designa a un reactivo o producto que se encuentra en estado gaseoso. Se coloca detrás de la fórmula.
↑	Símbolo alternativo a (g), cuando la reacción se da en disolución. Indica que la sustancia obtenida es un gas, que se desprende en forma de burbujas. Se coloca detrás de la fórmula.
Δ →	Indica que en el transcurso de la reacción se absorbe energía en forma de calor para que el proceso pueda tener lugar.
Pt →	Una fórmula de un compuesto o el símbolo de un elemento sobre la flecha indica el uso de un catalizador, que aumenta la velocidad de la reacción. En este caso es el platino.

Ejercicio 2.1.1 *Ajusta las siguientes reacciones químicas:*



3. MASA ATÓMICA. MASA MOLECULAR. CONCEPTO DE MOL

Masa atómica (Mat) de un elemento:

Masa promedio de los átomos del elemento. Se calcula a partir de la masa de los diferentes isótopos.

Unidad de medida: Unidad de masa atómica (u). Para definirla se toma un átomo como referencia. Actualmente la referencia es el carbono-12.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masa de un átomo de C-12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad (= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg})$$

Masa molecular de un compuesto (Mm): Masa (en u) correspondiente a una molécula (o entidad elemental) del compuesto. Se calcula a partir de la fórmula química, sumando las masas de todos los átomos que aparecen en ella.

Ejemplo: para el agua, H_2O : $Mm(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

para el hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$: $Mm(Ca(OH)_2) = 40 + 2 \cdot (16+1) = 74$

Concepto de mol.

En los laboratorios o en la industria no se trabaja con átomos o moléculas aisladas, sino con cantidades de sustancia que contienen un número muy elevado de átomos o moléculas. Para comparar cantidades de átomos y moléculas, los científicos emplean una magnitud específica: **la cantidad de sustancia, n**, así como una unidad: **el mol**, que contiene un gran número de átomos o moléculas.

El mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales.

Las entidades elementales deben especificarse siempre, ya que puede tratarse de átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de éstas.

El número $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ se denomina número de Avogadro, en honor del científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), quien propuso en 1811 la existencia de las moléculas. Fue calculado por primera vez por el austriaco Joseph Lodschmidt, en 1856. En la segunda mitad del s.XIX y principios de s XX, la contribución de varios científicos (Einstein, entre otros), llevó hasta el valor actual de una de las constantes más importantes en Química.

Definición técnica de mol:

El mol se define a partir del concepto de unidad de masa atómica, y se toma el mismo elemento como referencia. Así:

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12g) de carbono-12.

¿Por qué un mol tiene concretamente $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, y no otro número? Lo descubriremos con este ejercicio:

Ejercicio 3.1. *Calcula la masa de un mol de agua (H_2O), y de un mol de amoníaco (NH_3), a partir de sus masas moleculares y los valores de u y de N_A . ¿Qué consecuencia extraes?*

Ejercicio 3.2. *¿Cuántas moléculas hay en 0,5 moles de moléculas de oxígeno?*

Ejercicio 3.3. *¿Cuántos átomos hay en 15 moles de átomos de cinc?*

Ejercicio 3.4 a) *¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en $6,022 \times 10^{20}$ átomos de oro?*
b) *¿Y en $6,022 \times 10^{25}$ átomos de cobre?*

Es evidente que en el laboratorio nosotros trabajamos con masa y no nos dedicamos a contar moléculas o átomos, tenemos que buscar por tanto una relación entre la masa y la cantidad de sustancia, esta relación es la **masa molar**:

La masa molar es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, partículas, etcétera. Se representa con el símbolo M_m y se expresa en kg/mol o en g/mol.

Cuando la masa molar se expresa en g/mol, su **valor numérico** coincide con la masa atómica relativa ($M_{\text{atómica}}$) si se trata de un elemento químico, y con la masa molecular relativa ($M_{\text{molecular}}$), si se trata de moléculas.

Ejemplos: 1 mol Na = 23 g Na = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Na
1 mol HCl = 35,45g HCl = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de HCl

A partir de la definición de masa molar podemos obtener una expresión para obtener los moles de una sustancia pura a partir de la masa:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{\text{Masa en gramos}}{\text{Masa molar}} \quad n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M_m \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

$$\mathbf{1 \text{ mol de una sustancia} = M_{\text{atómica}} \text{ o } M_{\text{molecular}} \text{ (gramos)} = N_A \text{ partículas de dicha sustancia}}$$

Esta relación que acabamos de escribir nos va a acompañar en todos los cálculos que a partir de ahora haremos con las reacciones químicas.

Ejercicio 3.5 *¿Cuál es la masa molar del carbonato de calcio, $CaCO_3$?*

Ejercicio 3.6 *¿Qué cantidad de nitrógeno gaseoso, N_2 , en mol, hay en 28g de esta sustancia? ¿Y cuántas moléculas? ¿Y cuántos átomos?*

Ejercicio 3.7 *¿Qué cantidad de dióxido de azufre, SO_2 , en mol, hay en 32 g de esta sustancia? ¿Y cuántas moléculas? ¿Cuántos átomos de azufre y de oxígeno hay en esa cantidad?*

Ejercicio 3.8 *¿Cuál es la masa de 3 moles de cloruro de hidrógeno, HCl?*

Ejercicio 3.9 *Un frasco contiene 100g de carbonato de calcio; calcula la cantidad de esta sustancia, en mol.*

Molaridad de una disolución (M). La molaridad es una forma de expresar la concentración de las disoluciones que implica el concepto de mol. Por definición es el cociente entre los moles de soluto y el volumen en litros de la disolución:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} \quad M \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})}$$

Afirmar que la concentración de ácido sulfúrico es de 2 M (2 molar) equivale a decir que en 1 L de disolución hay disueltos 2 moles de ácido sulfúrico.

Ejercicio 3.10 *Calcula la concentración de una disolución que se ha preparado disolviendo 80g de NaOH en agua hasta obtener 2 L de disolución.*

4. LEYES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (PONDERALES Y VOLUMÉTRICAS). ESTEQUIOMETRÍA.

Las **leyes ponderales** relacionan las cantidades de materia de las sustancias que intervienen en una reacción química, mientras que las **leyes volumétricas** establecen la relación que existe entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química.

4.1. LEYES PONDERALES.

Ley de Lavoisier. Entre 1770 y 1774, el francés Antoine de Lavoisier incorporó el uso de la balanza de precisión a la medida de las sustancias que intervenían en una reacción química, incluidos los gases, para lo que usó recipientes cerrados. Los resultados de las experiencias de combustión y las de calcinación de metales, como estaño y mercurio, llevaron a Lavoisier a enunciar la ley de conservación de la masa:

“En toda reacción química, la masa total permanece constante. La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”



Ley de Proust (ley de las proporciones definidas). El francés Joseph Louis Proust demostró en 1799 que cualquiera que fuera la manera en que se obtuviera un compuesto, la proporción en la que se encontraban las masas de los diferentes elementos que contenía era siempre la misma.

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar el mismo compuesto, lo hacen siempre en una proporción de masa definida y constante”



Por ejemplo, en el óxido ferroso, la proporción siempre es: 56 g de hierro por cada 16 g O.
En el óxido férrico, la proporción es distinta: 112 g Fe por cada 48 g O (o 56 g Fe por cada 24 g O).

Ejercicio 4.1.1 *El bromo y el potasio se combinan para dar bromuro de potasio (KBr) siendo las masas de cada elemento 79,9g de Br y 39,1g de K. Calcula la relación de masas (ley de Proust) en %.*

Ejercicio 4.1.2 *El cloro y el sodio se combinan para dar cloruro de sodio (NaCl) siendo las masas de cada elemento 71g de cloro con 46g de sodio. Calcula la relación de masas (ley de Proust) en %.*

Ejercicio 4.1.3 *El azufre y el hierro se combinan para dar sulfuro ferroso (FeS) en una proporción de 56g de Fe y 32g de S. Calcula:*

- ¿Qué cantidad de azufre reacciona exactamente con 14g de hierro?
- ¿Qué cantidad de hierro reacciona exactamente con 4 g de azufre?
- ¿Qué sucede si hacemos reaccionar 20g de hierro con 9g de azufre?

Composición centesimal de un compuesto:

A partir de la ley de Proust, podemos expresar la composición de un compuesto indicando el porcentaje de la masa molar que corresponde a cada elemento. Por ejemplo, para el agua, H₂O:

Masa molar: 18 g

$$\% O = \frac{16 \text{ g}}{18 \text{ g}} \cdot 100 = 88,89\% O$$

$$\% H = \frac{2 \text{ g}}{18 \text{ g}} \cdot 100 = 11,11\% H$$

Ejercicio 4.1.4 *Calcula la composición centesimal de las siguientes sustancias:*

- butano (C₄H₁₀)
- etanol (C₂H₆O)
- Ca(OH)₂

4.2. LEYES VOLUMÉTRICAS.

Ley de Gay-Lussac para los volúmenes de los gases (ley de los volúmenes de combinación). En 1808 Gay-Lussac hizo reaccionar hidrógeno y oxígeno gaseosos y obtuvo vapor de agua. Comprobando que:



También comprobó que:



A partir de estos y otros experimentos dedujo la siguiente ley:

“Cuando los gases se combinan entre sí para formar nuevos compuestos gaseosos, sus volúmenes respectivos guardan una proporción de números enteros y sencillos, siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura”

Justificación de la ley de Gay-Lussac: Hipótesis de Avogadro. En 1811, el científico italiano Amedeo Avogadro presentó una hipótesis, conocida en la actualidad como ley de Avogadro, que trataba de explicar la relación sencilla que existe entre los volúmenes de los gases que reaccionan para formar un compuesto. Para ello, plantea la idea de que, en los gases, las entidades elementales son grupos de átomos, a los que denomina **moléculas**:

“Volúmenes iguales de gases diferentes sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura contienen un número idéntico de moléculas”

De acuerdo con la ley de Avogadro, un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas cuando los volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Tras numerosas experiencias se ha encontrado que, en las denominadas **condiciones normales** ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$), el volumen molar de todos los gases es de $22,4 \text{ L}$ y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas o iones).

$$1 \text{ mol de gas en c.n.} = 22,4 \text{ L gas} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas del gas}$$

Ejercicio 4.2.1 ¿Qué volumen ocupan 80g de trióxido de azufre, SO_3 , a 1 atm de presión y 0°C ?

Ejercicio 4.2.2 ¿Qué volumen ocupan 2 moles de HCl a 1 atm y 0°C ?

Ejercicio 4.2.3 ¿Cuántas moléculas de Cl_2 hay en 11,2 L de este gas a 1 atm y 0°C ?

4.3. ESTEQUIOMETRÍA.

La estequiometría de las reacciones químicas estudia las proporciones en las que se combinan las sustancias en una reacción. Para ello es necesario partir de la ecuación química ajustada. Los números que colocamos delante de las sustancias se denominan *coeficientes estequiométricos* y con ellos conseguimos que se cumpla la ley de Lavoisier.

La ecuación química se puede leer en moléculas o en moles, como ya hemos visto, con lo cual a partir de ahí podemos hacer cualquier cálculo que queramos. Pasos a seguir:

1. Escribir y Ajustar la ecuación química.
2. Pasar los datos a moles.
3. A partir de los moles establecer las correspondientes relaciones estequiométricas.
4. Una vez obtenidos los moles de los productos o reactivos, calcular lo que el problema nos pida (moles, gramos, moléculas, etc.)

Ejercicio 4.3.1 El ácido clorhídrico reacciona con el cinc produciendo cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso. Calcula:
 a) Qué masa de cloruro de cinc obtendremos al reaccionar completamente 50 g de cinc.
 b) Qué volumen de hidrógeno obtendremos, medido en c.n.
 c) Qué volumen de disolución 2 M de ácido clorhídrico será necesario para que reaccionen completamente los 50 g de cinc.



Ejercicio 4.3.2 El hierro se oxida al aire libre formándose óxido férrico, de color pardo rojizo, que se desmenuza con facilidad. Observamos que de un trozo de hierro se han producido 2,5 g de óxido férrico. Calcula:

- a) Masa de hierro que se ha oxidado b) Volumen de oxígeno en c.n. que ha reaccionado.

Ejercicio 4.3.3 A partir de la siguiente ecuación química $\text{NaOH} (ac) + \text{HCl} (ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l) + \text{NaCl} (s)$. Calcular los gramos de NaCl que se obtendrán si hacemos reaccionar 500 mL de una disolución 5M de NaOH con suficiente HCl.

Ejercicio 4.3.4 En la combustión del metano, se producen dióxido de carbono y vapor de agua. Calcula:

- a) Masa de metano que se quema si obtenemos 3 L de dióxido de carbono, en c.n.
b) Nº de moles de agua que se obtienen.

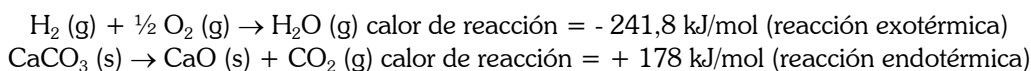
5.-ENERGÍA EN LOS PROCESOS QUÍMICOS. REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS.

En el transcurso de una reacción química se desprende o se absorbe energía, generalmente en forma de calor, luz o electricidad. La cantidad de energía que se desprende o se absorbe en una reacción química recibe el nombre de **calor de reacción**. Según si en el proceso global de reacción se absorbe energía o se desprende podemos clasificar las reacciones en:

Exotérmica: cuando en la reacción se desprende energía.

Endotérmica: cuando en la reacción se absorbe energía.

Si la reacción es **exotérmica**, por convenio la **energía se considera negativa** y si es **endotérmica** por convenio la **energía se considera positiva**.



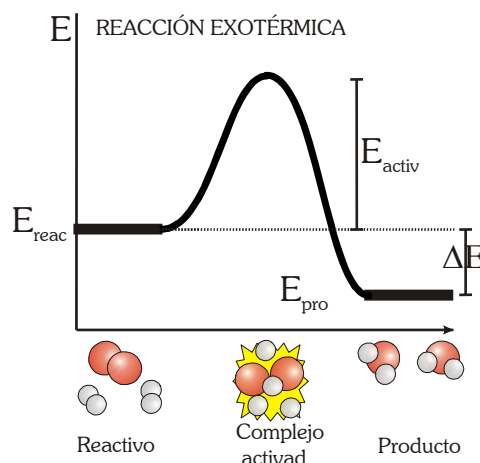
Las ecuaciones químicas así expresadas reciben el nombre de **ecuaciones termoquímicas**.

5.1.-REACCIONES EXOTÉRMICAS.

En una reacción exotérmica el balance energético global nos indica que se produce un desprendimiento de energía, es decir, la energía de los productos es inferior a la energía de los reactivos:

$$(E_{\text{productos}} < E_{\text{reactivos}}).$$

Este hecho, que es cierto, no impide que tanto en un proceso exotérmico como endotérmico necesitemos aportar inicialmente energía para romper los enlaces de los reactivos y a partir de ahí que se puedan formar los enlaces de los productos. A la energía mínima necesaria para poder romper algunos enlaces de los reactivos y para que la reacción pueda comenzar recibe el nombre de **energía de activación (E_a)**.

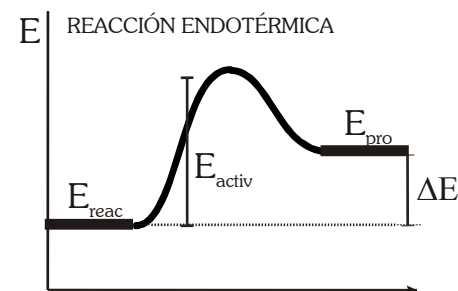


5.2.-REACCIONES ENDOTÉRMICAS.

En una reacción endotérmica el balance energético global nos indica que se produce una absorción de energía, es decir, la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos:

$$(E_{\text{productos}} > E_{\text{reactivos}}).$$

También para las reacciones endotérmicas es necesario aportar inicialmente energía para romper los enlaces de los reactivos. Es decir, también es necesaria la **energía de activación (E_a)**.

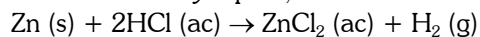


Ejercicio 5.2.1 Clasifica las siguientes reacciones químicas en exotérmicas o endotérmicas:

- a) $\text{N}_2 (g) + 3\text{H}_2 (g) \rightarrow 2\text{NH}_3 (g)$ calor de reacción = - 91,96kJ
b) $\text{N}_2 (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2\text{NO} (g)$ calor de reacción = + 180,57kJ
c) $\text{S} (s) + \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{SO}_2 (g)$ calor de reacción = - 296,78kJ
d) $\text{H}_2 (g) + \text{Br}_2 (g) \rightarrow 2\text{HBr} (g)$ calor de reacción = + 71,06kJ

6.- VELOCIDAD DE REACCIÓN: FACTORES QUE INFLUYEN.

Algunas reacciones químicas transcurren de forma muy rápida, como la del cinc con el ácido clorhídrico diluido:



Otras, por el contrario, se producen más lentamente, como la que tiene lugar entre el hidrógeno y el oxígeno para dar agua (el hidrógeno y el oxígeno pueden pasar años en un recipiente juntos sin que se produzca reacción alguna entre ambos).

Es muy importante conocer cuál es la velocidad de un proceso químico, así como los factores que influyen en él para poder, en la medida de lo posible, modificar la rapidez de los mismos.

*“La **velocidad de reacción** es la cantidad de sustancia formada o transformada en la unidad de tiempo”*

Ejercicio 6.1 Si echamos unos trozos de mármol (carbonato de calcio) en un matraz que contenga una disolución de HCl, se produce la reacción:



El dióxido de carbono que se forma es un gas, de modo que se escapa del matraz. Por ello, a medida que ocurre la reacción, la masa del matraz disminuye, debido al CO_2 formado y que se escapa al estar en estado gaseoso. Los resultados obtenidos son:

Representa gráficamente la disminución de masa (cantidad de CO_2 (g) formado) frente al tiempo.

Tiempo (s)	Masa del matraz + contenido (g)	Disminución de masa (g)
0	51,95	0,00
10	45,55	6,40
20	42,55	9,40
30	41,30	10,65
40	40,85	11,10
50	40,62	11,33
60	40,30	11,65
70	40,30	11,65

6.1.-FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

6.1.1.-Influencia de la concentración.

Para que se produzca una reacción, las partículas de los reactivos deben colisionar entre sí. Al usar reactivos más concentrados, aumenta el número de choques entre las moléculas de los reactivos, así que la reacción transcurre más deprisa.

“En general, las reacciones ocurren más rápidamente al aumentar la concentración de los reactivos”

6.1.2.-Temperatura.

Al aumentar la temperatura, las partículas de los reactivos tienen más energía y se mueven más deprisa, de modo que chocan entre sí más a menudo. Además, al tener más energía, los choques son más efectivos, ya que es más fácil que se rompan los enlaces viejos y se produzca la reacción.

“En general, la velocidad de una reacción aumenta al elevar la temperatura”

6.1.3.-Superficie de contacto.

Al aumentar la superficie de contacto, es mayor el número de partículas que pueden chocar para provocar el proceso de reacción y por tanto será más fácil que se produzca la misma.

“En general, las reacciones ocurren tanto más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto de los reactivos”

6.1.4.-Catalizadores.

Una forma de modificar la velocidad de una reacción química consiste en introducir en ella determinadas sustancias distintas de los reactivos y los productos. Estas sustancias, que se recuperan íntegramente tras la reacción, se denominan **catalizadores**. Estas sustancias debilitan los enlaces de los reactivos, de esta manera la **energía de activación** disminuye y por tanto el proceso transcurre con mayor facilidad y por tanto con mayor rapidez.

“En general, las reacciones ocurren tanto más rápidamente si está presente un catalizador”

Un ejemplo de catalizador de un proceso químico son las enzimas, sustancias que aceleran las reacciones que tienen lugar en los seres vivos (digestión, producción de proteínas, respiración celular...). Pero también existen unas sustancias denominadas **inhibidores** que disminuyen el proceso de reacción (también llamados por analogía "catalizadores negativos"). Los inhibidores no aumentan la energía de activación, sino que bloquean alguno de los mecanismos que permiten que la reacción tenga lugar. En algunos casos nos puede interesar que el proceso químico se ralentice como en el caso de los conservantes en los alimentos, que constituyen un caso muy simple de inhibidores.

7. AMPLIACIÓN: ALGUNOS TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS:

7.1 Reacciones de oxidación-combustión:

El oxígeno (O₂) es una de las sustancias más reactivas que se conocen. Reacciona con la mayoría de los metales, dando lugar a óxidos metálicos; y con compuestos orgánicos, que contienen C, H, N, P, S, dando lugar a combinaciones de oxígeno con dichos elementos. La combustión de los compuestos orgánicos más comunes (formados por los elementos C, H, O) da lugar a CO₂ y agua.

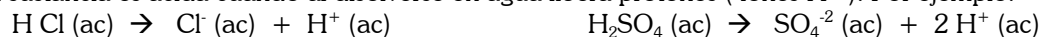
Normalmente, las reacciones en las que interviene el oxígeno, van acompañadas de un desprendimiento de energía. Cuando el desprendimiento es considerable, llegando a producirse una llama, la reacción se denomina de **combustión**. Es lo que ocurre con la materia orgánica, si bien es necesario aportar una cantidad inicial de energía.

Ejemplos: Oxidación del hierro: $2 \text{Fe (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{Fe O (s)}$; $4 \text{Fe (s)} + 3 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{(s)}$
 Combustión del magnesio: $2 \text{Mg (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{Mg O (s)}$
 Combustión del butano: $2 \text{C}_4\text{H}_{10} \text{(g)} + 13 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 8 \text{CO}_2 \text{(g)} + 10 \text{H}_2\text{O (g)}$

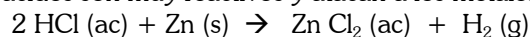
7.2 Reacciones ácido-base: (según la teoría de Arrhenius)

Ácidos:

Una sustancia es ácida cuando al disolverse en agua libera protones (iones H⁺). Por ejemplo:



Los ácidos son muy reactivos y atacan a los metales (formando sales) y a la materia orgánica, descomponiéndola.



Tienen olor irritante, sabor agrio, y producen quemaduras si están muy concentrados.

Bases:

Una sustancia es básica cuando al disolverse en agua, origina iones hidróxido (OH⁻). Por ejemplo, los hidróxidos son bases, y también el amoníaco, la lejía...



Las bases tienen tacto oleoso y sabor cáustico, y producen irritación y quemaduras si están muy concentradas.

Neutralización:

Cuando un ácido se mezcla con una base en la proporción adecuada, se produce una reacción de neutralización. La disolución resultante es neutra (ni ácida ni básica)



Concepto de pH:

Para medir el nivel de acidez o basicidad de una disolución acuosa se usa el concepto de pH. Mide la concentración en la disolución de iones H⁺ (protones), responsables de la acidez.

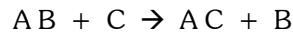
Una disolución neutra tiene un pH = 7

Una disolución ácida tiene un pH < 7

Una disolución básica tiene un pH > 7

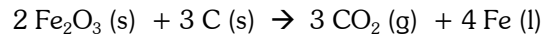
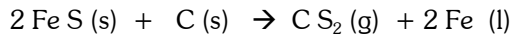
7.3 Reacciones de sustitución:

En este tipo de reacciones, un compuesto A B reacciona con un elemento C. El elemento C sustituye a B en el compuesto, dejándolo libre.



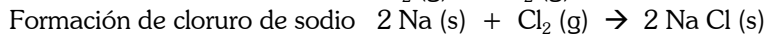
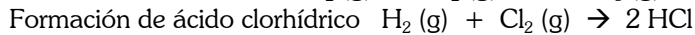
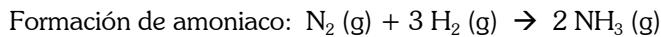
El compuesto A C es más estable (tiene menor energía) que el A B

Un ejemplo de reacción de sustitución que es usado en la industria es de los procesos metalúrgicos para la obtención de hierro puro. A partir de pirita (sulfuro de hierro(II) Fe S), o hematites (óxido de hierro(III) Fe₂O₃), y haciéndolos reaccionar con carbono, éste sustituye al hierro en el compuesto. Ambas reacciones requieren elevadas temperaturas, lo que se consigue en los altos hornos.



7.4 Reacciones de síntesis (formación de compuestos):

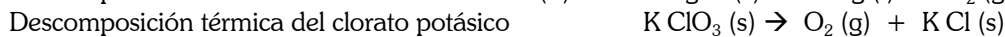
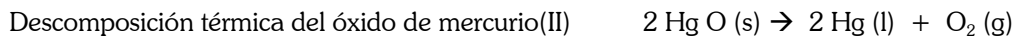
Consisten en la formación de un compuesto a partir de los elementos que lo componen en estado puro (como sustancias simples). Algunas de ellas, la formación de óxidos metálicos, ya las hemos estudiado. Otras son:



7.5 Reacciones de descomposición:

Podemos hacer reaccionar un único compuesto para descomponerlo en otros compuestos o en sustancias simples.

Normalmente es necesario un aporte energético para que la reacción se lleve a cabo. Los procedimientos más usuales son el aporte de calor (**descomposición térmica**) y de corriente eléctrica (**electrólisis**). Ejemplos:



:

PROBLEMAS Y CUESTIONES**PROBLEMAS****Moles, gramos y moléculas.**

- P.1.** a) ¿Cuántas moléculas de HCl hay en 3 moles de HCl? *(Sol=1,8 · 10²⁴ moléculas HCl)*
 b) ¿Cuántas moléculas de CO₂ hay en 200 gramos de dicho gas? *(Sol=2,74 · 10²⁴ moléculas de CO₂)*
- P.2.** Calcula la masa en gramos de una molécula de nitrógeno (N₂). *(Sol=4,6 · 10²³ g de N₂)*
- P.3.** a) ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 moles de oxígeno? *(Sol=3,01 · 10²³ moléculas O₂)*
 b) ¿Cuántos átomos hay en 15 moles de átomos de Zinc? *(Sol=9 · 10²⁴ átomos de Zn)*
- P.4.** ¿Cuántas moléculas hay en 125g de cloruro de hidrógeno? *(Sol=2 · 10²⁴ moléculas de HCl)*
- P.5.** ¿Qué cantidad de cobalto, en mol, hay en 177 g de esta sustancia? *(Sol=3 moles de Co)*
- P.6.** a) ¿Cuántas moléculas hay en 2,5 moles de trióxido de azufre? *(Sol=1,5 · 10²⁴ moléculas de SO₃)*
 b) ¿Qué cantidad en mol hay en 160 g de esta sustancia? *(Sol=2 moles de SO₃)*
 c) Calcula la masa de 2,5 moles de la misma. *(Sol=200g de SO₃)*
- P.7.** a) ¿Cuántos átomos hay en 1 gramo de plata? *(Sol=5,6 · 10²¹ átomos de Ag)*
 b) ¿Cuál es la masa de un átomo de plata? *(Sol=1,8 · 10²² g Ag)*
 c) ¿Y la de 6,022 · 10²⁴ átomos de plata? *(Sol=1080 g Ag)*
- P.8.** Calcula la masa de:
 a) 0,5 moles de bromo atómico *(Sol=40g de Br)*
 b) 0,5 moles de bromo molecular *(Sol=80g de Br₂)*

Molaridad.

- P.9.** ¿Cuál es la molaridad de una disolución en la que hemos añadido 10 gramos de hidróxido potásico KOH en un matraz aforado enrasado a 500 mL? *(Sol=0,36 M (KOH))*
- P.10.** Se evapora todo el disolvente de una disolución cuya concentración es 0,1M de sulfato de cobre (II) CuSO₄. Si tenemos 2 litros de disolución. ¿Qué cantidad obtendríamos de sal? *(Sol=31,9 g de CuSO₄)*
- P.11.** ¿Cuál es la molaridad de una disolución en la que se han disuelto 5 gramos de hidróxido potásico KOH en 100mL de disolución? *(Sol=0,89 M KOH)*
- P.12.** a) Calcula la molaridad de una disolución de 0,5 L en la que se han disuelto 345 g de NaCl. *(Sol=11,8 M NaCl)*
 b) ¿Qué masa de NaCl contendrán 100 mL de la disolución anterior? *(Sol = 69 g NaCl)*

Ajuste de reacciones químicas.

- P.13.** Escribe y ajusta las ecuaciones de estas reacciones:
 a) calcio + oxígeno → óxido de calcio b) carbonato cúprico → óxido de cobre (II) + dióxido de carbono
 c) sodio + oxígeno → óxido de sodio d) óxido de plomo (II) + hidrógeno → plomo + agua
- P.14.** Ajusta las siguientes reacciones químicas:
 a) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$ b) $Fe_2O_3 \rightarrow Fe + O_2$ c) $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
 d) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ e) $Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + KNO_3$ f) $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
 g) $C_4H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ h) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$ i) $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Cálculos con reacciones químicas.

- P.15.** El magnesio se une al azufre dando sulfuro de magnesio, mediante la reacción $Mg (s) + S (s) \rightarrow MgS (s)$
 a) Calcula la cantidad de azufre que reaccionará con 25 g de magnesio. *(Sol=33 g S)*
 b) Calcula la cantidad de sulfuro de magnesio que se obtendrá cuando hacemos reaccionar 40 g de magnesio con

la suficiente cantidad de azufre.

(Sol=92,7g MgS)

P.16. En la fabricación de la pólvora se utilizan: nitrato de potasio, carbono y azufre. La pólvora arde según la siguiente ecuación química:

$$10 \text{KNO}_3 (\text{s}) + 3 \text{S} (\text{s}) + 8 \text{C} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{s}) + 2 \text{K}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 5 \text{N}_2 (\text{g})$$

a) La masa de azufre y de carbono necesaria para que reaccionen completamente 120g de KNO_3

(Sol: 11,4g S; 11,4g C)

b) Moles de dióxido de carbono y de nitrógeno obtenidos a partir de 120g de KNO_3

(Sol: 0,71 mol CO_2 ; 0,6 moles de N_2)

P.17. El monóxido de carbono se oxida en presencia de oxígeno gaseoso hasta dióxido de carbono según la siguiente ecuación química:

$$2 \text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g})$$

a) Calcula la masa de monóxido de carbono que tendremos que hacer reaccionar con el suficiente oxígeno para obtener 100g de dióxido de carbono.

(Sol: 63,3g CO)

b) ¿Qué masa de oxígeno reaccionará con 25g de monóxido de carbono? ¿Qué cantidad de dióxido se obtendrá?

(Sol: 14,3g O_2 ; 39,3g CO_2)

P.18. El ácido clorhídrico reacciona con el sodio obteniéndose cloruro de sodio e hidrógeno gaseoso según el siguiente proceso químico:

$$2 \text{HCl} (\text{ac}) + 2 \text{Na} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{NaCl} (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$$

a) ¿Qué masa de hidrógeno gaseoso se obtendrá si hacemos reaccionar 0,2 L de una disolución 3 M de HCl con la suficiente cantidad de sodio?

(Sol=0,6g H_2)

b) ¿Qué volumen de disolución 3 M de ácido clorhídrico tendremos que tomar para que reaccionen completamente con 50 g de sodio?

(Sol=0,72 L disolución HCl)

P.19. Quemamos 100 g de etanol (compuesto orgánico de fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Calcula:

a) ¿Qué masa de CO_2 se obtiene?

(Sol=191,30g CO_2)

b) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona, medido en c.n.?

(Sol= 146,09 L O_2)

CUESTIONES

C.1. Razona si los siguientes cambios son físicos o químicos:

a) La fusión de un cubito de hielo.

b) La oxidación del cobre.

c) La evaporación de alcohol.

d) La explosión de fuegos artificiales.

e) El secado de la ropa.

C.2. Indica cuáles de las siguientes reacciones son endotérmicas:

a) $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 286 \text{kJ} \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

b) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + 178,3 \text{kJ}$

c) $2 \text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) + 52,3 \text{kJ} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$

d) $\text{Si} (\text{s}) + 2 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SiCl}_4 (\text{g}) + 657 \text{kJ}$

C.3. En un experimento se descompuso H_2O_2 , desprendiéndose 10 litros de oxígeno en medio minuto. En un segundo experimento, el H_2O_2 produjo, al descomponerse, 5 litros de oxígeno en 10 segundos. ¿En cuál de ellos la descomposición fue más rápida?

C.4. a) Un trozo entero de carne se conserva mucho más tiempo que cuando se corta en pequeños fragmentos (carne picada). Explica la razón.

b) Los alimentos refrigerados se conservan frescos durante largos periodos. Los mismos alimentos se estropean rápidamente si se almacenan a temperatura ambiente. ¿Cuál es la razón de esta diferencia?

C.5. El carbonato de calcio se disuelve en ácido clorhídrico. La ecuación de la reacción que tiene lugar es:



¿Dónde se disolverá antes un trozo dado de carbonato de calcio, en una disolución diluida de HCl o en otra más concentrada? ¿Por qué?

C.6. El aluminio reacciona con las disoluciones de ácido clorhídrico formándose hidrógeno gaseoso. Disponemos de 45 gramos de aluminio. Razona cuáles de las siguientes medidas hará que el aluminio reaccione antes:

a) Moler el aluminio hasta reducirlo a polvo.

b) Diluir la disolución de HCl empleada.

c) Calentar la mezcla reaccionante.