

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Diferenciar los cambios químicos de los físicos.
- Conocer las principales características de las reacciones químicas y su notación correcta.
- Saber que existen diferentes tipos de reacciones y reconocer algunos de ellos.
- Comprender y utilizar correctamente las magnitudes y leyes básicas necesarias para realizar cálculos en las reacciones químicas.
- Conocer y comprender los conceptos básicos de la estequiometría.
- Interpretar correctamente las relaciones cuantitativas que se establecen entre los reactivos y productos de una reacción.
- Resolver correctamente los problemas relacionados con las relaciones cuantitativas de las reacciones.

Antes de empezar

1. Iniciación a las reac. químicas pág. 248
El cambio químico
Reactivos y productos
Notación y ajuste
Ley de conservación de la masa
Energía en las reacciones químicas
Velocidad de las reacciones
Teoría de colisiones
2. Tipos de reacciones químicas pág. 257
Reacciones ácido-base
Reacciones redox
Reacciones de precipitación
Reacciones de complejación
3. Magnitudes y leyes básicas pág. 261
Masa atómica y masa molecular
Mol y número de Avogadro
Concentración en las disoluciones
Leyes de los gases ideales
4. Estequiometría pág. 265
Relaciones de masa
Relaciones de volumen
Reactivo limitante y en exceso
Pureza
Rendimiento
Análisis estequiométrico completo

Ejercicios para practicar

Para saber más

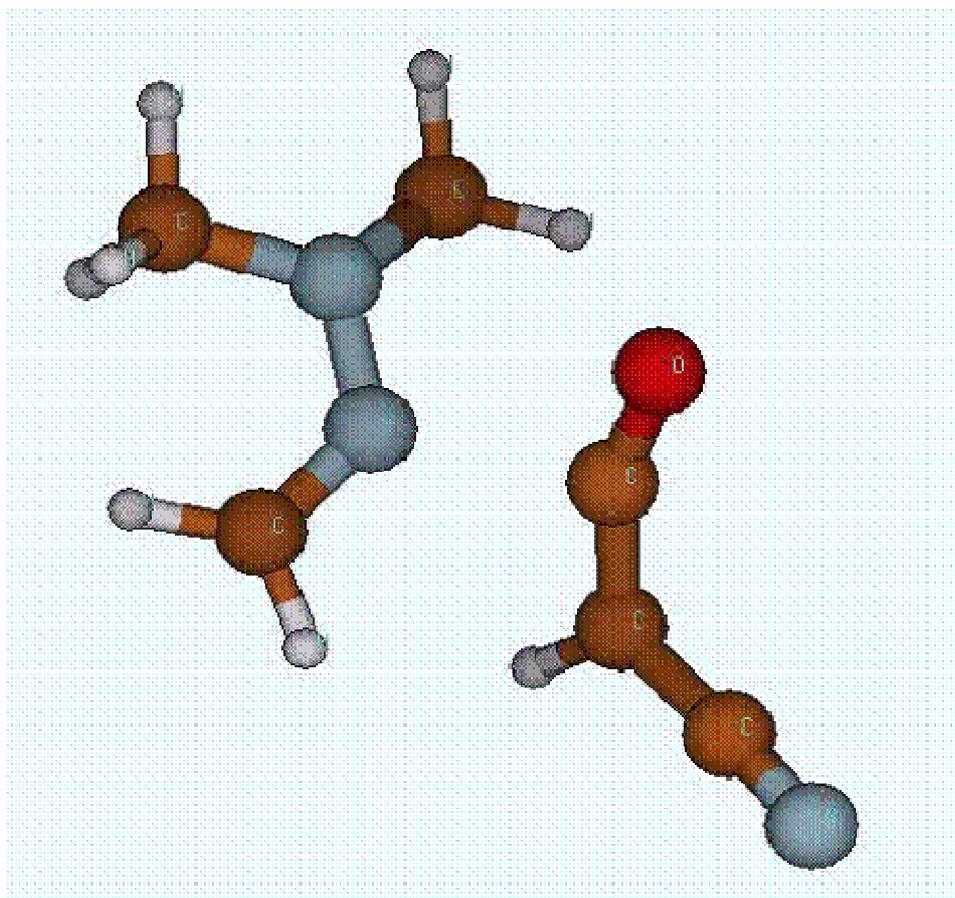
Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

Transformaciones químicas

Antes de empezar



Recuerda

Hay muchos términos o conceptos que hemos estudiado anteriormente relacionados con las reacciones químicas o que nos sirven para comprenderlas. Para repasarlos vamos a emplear el juego *fyq 10x10*, basado en el concurso de TV, ¿Quién quiere ser millonario?.

La primera pregunta es:

Las partículas más pequeñas que intervienen en una reacción química sin descomponerse se llaman:

A: Átomos

B: Moléculas

C: Sólidos iónicos

D: Sólidos metálicos

Respuesta correcta: A

Investiga

La policía científica (o CSI), cuando quiere saber si una sustancia es, o no, sangre, pone unas gotas de un líquido transparente en un bastoncillo, se toca con él la muestra y si se pone morado se trata de sangre. ¿Qué tipo de sustancia se ha usado?, ¿ocurrirá este fenómeno sólo con la sangre?, ¿cuál es la explicación científica se este fenómeno?.

Transformaciones químicas

1. Iniciación a las reacciones químicas

El cambio químico

En primer lugar diferenciaremos entre cambios químicos y cambios físicos.

Cambios físicos: no hay rotura ni formación de enlaces químicos. No cambia la naturaleza de la sustancia.

Ej: luz, sonido, movimiento, fuerza, cambios de estado...

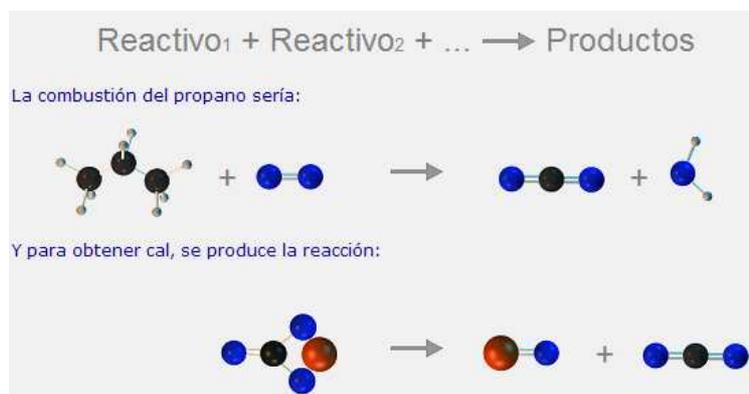
Cambio químico: se dan cuando se producen reacciones químicas, es decir, cuando los átomos rompen sus enlaces y forman otros nuevos. Cambia la naturaleza de la sustancia.

Ej: combustión, oxidación, descomposición...

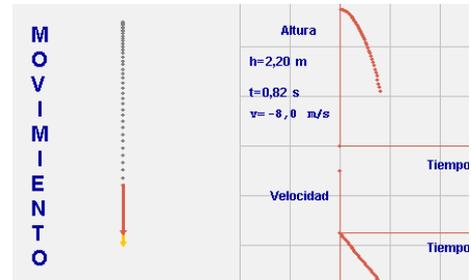
En las reacciones químicas se **rompen** y se **forman enlaces químicos**, cambiando así la naturaleza de las sustancias.

Ejemplos de reacciones químicas podrían ser por ejemplo la combustión del propano o la obtención de cal a partir de carbonato de calcio.

En una reacción química unos compuestos, llamados reactivos, se combinan y se transforman en otras sustancias químicas, llamadas productos. Para indicarlo, se escriben las fórmulas químicas de los reactivos, con el signo de adición entre ellas, una flecha que señala hacia la derecha, y las fórmulas químicas de los productos, también separadas por el signo de sumar:



Ejemplos de cambios físicos son: movimientos, fuerzas y cambios de estado.



Ejemplos de cambios químicos son: combustiones, oxidaciones y desnaturalizaciones.



Transformaciones químicas

Reactivos y productos

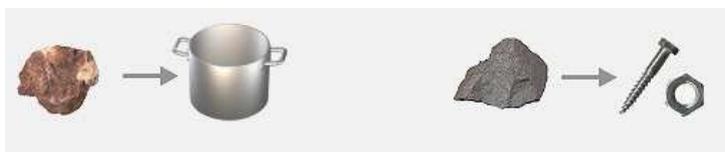
Las reacciones químicas son procesos en los que los átomos rompen sus enlaces químicos y forman otros nuevos, cambiando la naturaleza de las sustancias que intervienen.

En toda reacción química unas sustancias llamadas reactivos se transforman en otras llamadas productos. Al ser los reactivos y productos sustancias diferentes tienen propiedades distintas: color, olor, sabor, densidad, viscosidad, punto de fusión, etc.

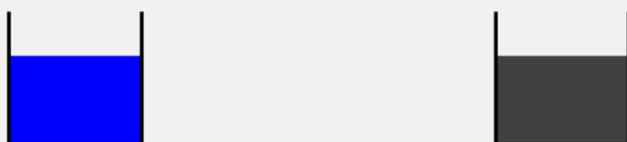
Los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha y en medio una flecha.

Reactivos -----> Productos

Ejemplos de reactivos y productos de reacciones químicas podrían ser la conversión de diferentes minerales de hierro o aluminio en sus correspondientes productos manufacturados.

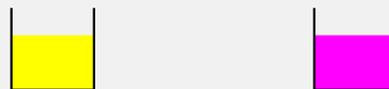


REACTIVOS 1 → PRODUCTOS 1



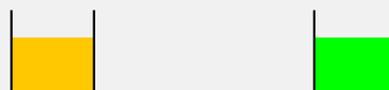
Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 2 → PRODUCTOS 2



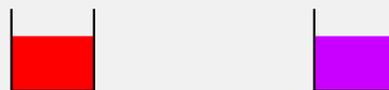
Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 3 → PRODUCTOS 3



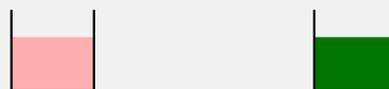
Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 4 → PRODUCTOS 4



Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 5 → PRODUCTOS 5



Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

Transformaciones químicas

Notación y ajuste

En una reacción química se puede indicar: el **estado de agregación** de los reactivos y productos, la temperatura, presión y la presencia de **catalizadores** o **inhibidores**, así como la energía que la reacción absorbe o cede (exotérmica o endotérmica). Además toda reacción química debe estar ajustada.

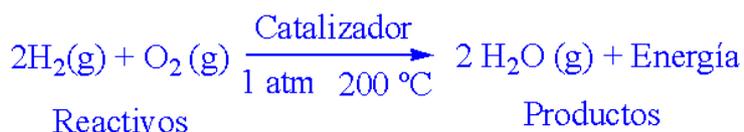
El **estado de agregación** de productos y reactivos se indica poniendo detrás de cada sustancia y entre paréntesis las letras: sólido...(s), líquido...(l), gas...(g), disolución...(ac).

Catalizador. Pequeña cantidad de sustancia capaz de acelerar la velocidad de la reacción.

Inhibidor. Sustancia que retarda la velocidad de la reacción.

TODA REACCIÓN QUÍMICA DEBE ESTAR AJUSTADA

Debe haber el mismo número y tipo de átomos en los reactivos y en los productos. Las reacciones se ajustan mediante los coeficientes estequiométricos. Son números que se colocan delante de las fórmulas de reactivos y productos y multiplican el valor del número de átomos de la sustancia a la que preceden. Dos formas de determinarlos son: por tanteo y por el método de los coeficientes indeterminados. La notación de una reacción ajustada puede quedar de la siguiente forma:



Ej. de reacciones ajustadas:



Coefficiente 1

Coefficiente 2

Coefficiente 3



Coefficiente 1

Coefficiente 2

Coefficiente 3



Coefficiente 1

Coefficiente 2

Coefficiente 3

Transformaciones químicas

Notación y ajuste

Existen varios métodos para ajustar ecuaciones químicas. Se empleará el de los coeficientes indeterminados o variables. Para ello, se asigna una incógnita a cada una de las fórmulas que aparecen en la ecuación química. Por ejemplo:



Para cada elemento se establece una ecuación, que iguala los átomos de ese elemento en los reactivos y en los productos:

Elemento	Reactivos	Productos
Na	$a \cdot 2 = c \cdot 1$	
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$	
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + e \cdot 1$	
H	$b \cdot 1 = e \cdot 2$	
Cl	$b \cdot 1 = c \cdot 1$	

Aparece un sistema indeterminado que hay que resolver. Pero se resuelve por tanteo, asignando, a una de las incógnitas, un valor. Si se hace que $b = 2$ las ecuaciones quedan:

Na	$a \cdot 2 = c \cdot 1$
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + e \cdot 1$
H	$2 \cdot 1 = e \cdot 2$
Cl	$2 \cdot 1 = c \cdot 1$

Y por tanto, $a = 1$, de la primera ecuación, y $d = 1$ de la segunda. Ya conocemos todas las incógnitas y podemos escribir la ecuación ajustada:

Na	$a \cdot 2 = 2 \cdot 1$
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + 1 \cdot 1$

Si se hace que $b = 2$, resulta $e = 1$, $c = 2$, $a = 1$ y $d = 1$. La ecuación es:



Ej. de reacciones ajustadas:



Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4



Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

Nota: En los ajustes de reacciones químicas los coeficientes pueden ser fracciones.

Normalmente a la hora de ajustar las reacciones químicas los coeficientes suelen tomarse los de menor valor entero posible.

Si todos los coeficientes de una reacción química ajustada se multiplican o dividen por un mismo número, la reacción seguirá estado ajustada. Este procedimiento es muy empleado para simplificar o reducir el valor de los coeficientes de una reacción química.

Transformaciones químicas

Ley de conservación de la masa

Como hemos comentado en el apartado anterior, las reacciones tienen que estar ajustadas, y por tanto hay el mismo número y tipo de átomos en los reactivos y en los productos. Si los átomos son los mismos (sólo ha cambiado su forma de unirse), tendrán la misma masa los reactivos (suma de las masas de todos los reactivos) que los productos (suma de las masas de todos los productos).

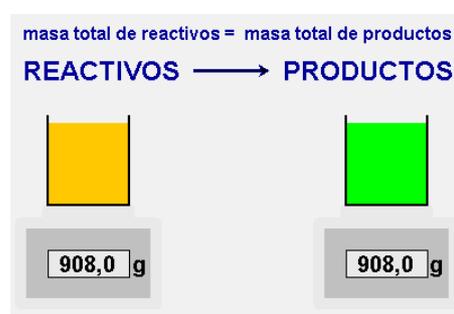
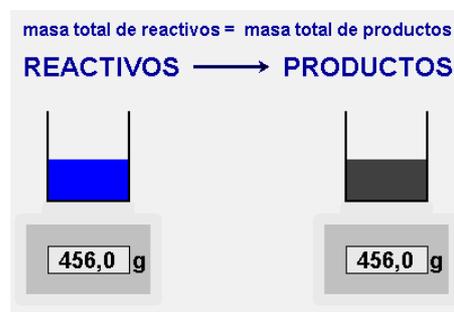
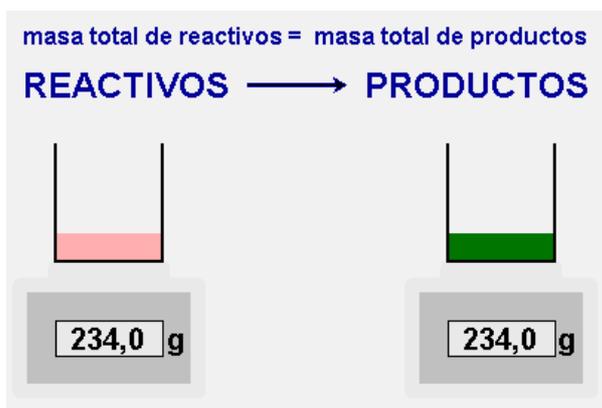
Este fenómeno es conocido como ley de conservación de la masa de Lavoisier o primera ley ponderal, en honor a su descubridor.

Ley de conservación de la masa

masa reactivos = masa productos

En una transformación química, una sustancia o grupo de sustancias se convierte en otra u otras sustancias. Es lo que se llama una reacción química. Las sustancias que hay inicialmente se llaman reactivos y las que aparecen tras la reacción reciben el nombre de productos. Cuando se quema la gasolina, en el motor de un automóvil, inicialmente se tiene oxígeno O_2 , presente en el aire, e hidrocarburos C_8H_{18} , presentes en la gasolina, son los reactivos. Tras la reacción química se han formado dos nuevas sustancias: dióxido de carbono CO_2 y agua H_2O , que son los productos, que aparecen tras la reacción.

Pero la aparición, y correspondiente desaparición, de sustancias, la conversión de una sustancia en otra, no significa que la masa desaparezca. Al quemar la gasolina del motor, la masa de gasolina y oxígeno que se queman es exactamente igual a la masa de dióxido de carbono y agua que aparecen en la combustión.



Antoine Laurent Lavoisier (1776 - 1856). Químico francés, padre de la química moderna. Orientado por su familia en un principio a seguir la carrera de derecho, recibió una magnífica educación en el Collège Mazarino, en donde adquirió no sólo buenos fundamentos en materia científica, sino también una sólida formación humanística. Presentó a la Academia los resultados de su investigación en 1772, e hizo hincapié en el hecho de que cuando se queman el azufre o el fósforo, éstos ganan peso por absorber «aire», mientras que el plomo metálico formado tras calentar el plomo mineral lo pierde por haber perdido «aire». La ley de conservación de la masa o primera ley Ponderal lleva su nombre.

Transformaciones químicas

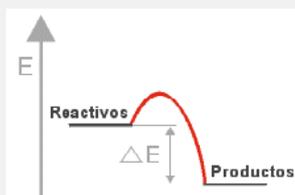
Energía en las reacciones químicas

En toda reacción química se absorbe o desprende energía (normalmente en forma de calor o luz). Esto se debe a que al romperse y formarse enlaces se gasta y se gana energía respectivamente. Atendiendo a los aspectos energéticos las reacciones se clasifican en:

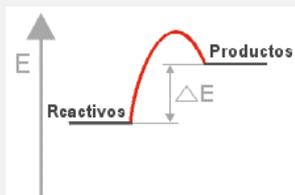
Cuando se produce una reacción química, los enlaces que unen los átomos deben romperse y formarse otros nuevos. Las moléculas se rompen y se forman moléculas nuevas, diferentes de las que había anteriormente.

Para poder romper los enlaces existentes, es necesario suministrar una energía, la energía de activación, que permite que la transformación química comience.

Si los productos de la reacción tienen menos energía que los reactivos, variación de energía < 0 , la propia reacción producirá energía y continuará por sí sola: es una reacción exotérmica. Pero para iniciarla seguirá siendo necesario suministrar la energía de activación. Así, para encender una cerilla, basta frotarla con el rascador. Una vez iniciada la combustión, ésta continuará, pero se necesita frotar para que la cerilla encienda.



Si los productos tienen más energía que los reactivos, variación de energía > 0 , la reacción no produce energía, sino que la consume y es necesario suministrar energía constantemente para que la reacción tenga lugar, en caso contrario, se detiene: es una reacción endotérmica. Por eso, al cocinar, se debe mantener los alimentos sobre el fuego, en el momento en que dejan de calentarse, la reacción se detiene y los alimentos quedan crudos.



Exotérmicas (desprenden energía, se les asocia signo negativo). La energía liberada en los nuevos enlaces que se forman es mayor que la empleada en los enlaces que se rompen.

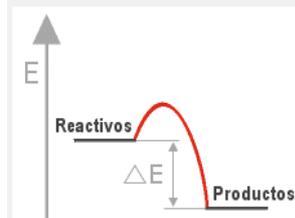
Al reaccionar el butano, C_4H_{10} , con oxígeno, O_2 , se produce agua, H_2O , dióxido de carbono, CO_2 , y calor, tanto calor que se esa reacción se emplea para calentar agua o cocinar. Se ha producido la combustión del butano, llamada así por la aparición de llamas:



Lo mismo ocurre cuando se quema madera, carbón o gasolina. Se trata de reacciones químicas en las que se desprende gran cantidad de calor.



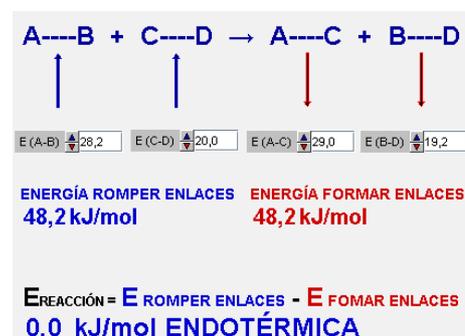
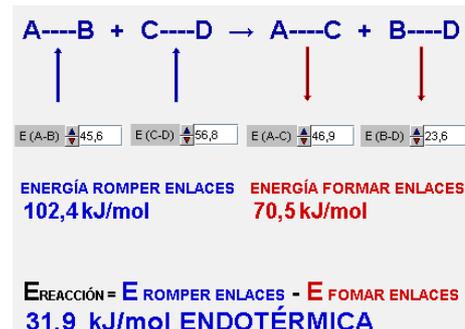
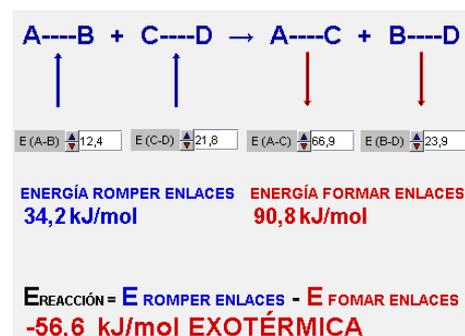
Otras reacciones no desprenden tanta cantidad de calor, pero sí liberan calor. Por ejemplo, al disolver sal en agua o cuando el hierro se oxida, se produce una reacción que también libera calor, aunque no aparece llama.



Si en una reacción química se desprende calor, se dice que es exotérmica.

La mayoría de las reacciones químicas son exotérmicas, aunque las más conocidas son aquellas que liberan, a su vez, llamas. No todas las reacciones exotérmicas van acompañadas de llamas, pero todas las reacciones que desprenden llamas son exotérmicas.

Ejemplos de cálculos de energía de reacción a través de la energía de los enlaces que se rompen y se forman:



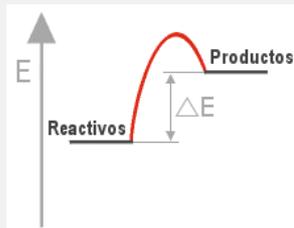
Transformaciones químicas

Energía en las reacciones químicas

Endotérmicas (absorben energía, se les asocia signo positivo). La energía absorbida en los enlaces que se rompen es mayor que la desprendida en los enlaces que se forman.

Algunas reacciones, al producirse, liberan calor. Así, cuando se disuelve cloruro de amonio, NH_4Cl , se nota claramente como se enfría el vaso en el que se ha disuelto e, incluso, condensan pequeñas gotas de agua en él. Otro tanto ocurre en la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno para formar óxido de nitrógeno(II), el ambiente en que se produce la reacción se enfría porque la reacción absorbe calor. Otro ejemplo es la obtención de metales, como aluminio o hierro, son procesos endotérmicos que requieren un aporte continuo de energía.

En las reacciones endotérmicas, la energía de los reactivos es menor que la energía de los productos, la variación de energía es positiva. Por eso, para poder pasar de los primeros a los segundos se necesita un suministro continuo de energía. Cuando se deja de dar energía, la reacción se detiene. Si en una reacción química se absorbe calor, se dice que es endotérmica



Conociendo las energías de los enlaces de los reactivos y de los productos, se puede calcular la energía de reacción mediante la siguiente expresión:

Energía de reacción

$$E_r = E_{\text{romper enlaces}} - E_{\text{formar enlaces}}$$

Un ejemplo de cálculo de energía de reacción podría ser el siguiente:

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

↑ ↑ ↓ ↓

$E(\text{A-B}) = 25,2$ $E(\text{C-D}) = 22,2$ $E(\text{A-C}) = 31,4$ $E(\text{B-D}) = 24,8$

ENERGÍA ROMPER ENLACES **ENERGÍA FORMAR ENLACES**
47,4 kJ/mol **56,2 kJ/mol**

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
-8,8 kJ/mol EXOTÉRMICA

Ejemplos de cálculos de energía de reacción a través de la energía de los enlaces que se rompen y se forman:

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

↑ ↑ ↓ ↓

$E(\text{A-B}) = 28,2$ $E(\text{C-D}) = 20,5$ $E(\text{A-C}) = 29,4$ $E(\text{B-D}) = 28,5$

ENERGÍA ROMPER ENLACES **ENERGÍA FORMAR ENLACES**
48,7 kJ/mol **57,9 kJ/mol**

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
-9,2 kJ/mol EXOTÉRMICA

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

↑ ↑ ↓ ↓

$E(\text{A-B}) = 42,8$ $E(\text{C-D}) = 20,5$ $E(\text{A-C}) = 29,4$ $E(\text{B-D}) = 28,5$

ENERGÍA ROMPER ENLACES **ENERGÍA FORMAR ENLACES**
63,3 kJ/mol **57,9 kJ/mol**

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
5,4 kJ/mol ENDOTÉRMICA

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

↑ ↑ ↓ ↓

$E(\text{A-B}) = 42,8$ $E(\text{C-D}) = 15,1$ $E(\text{A-C}) = 29,4$ $E(\text{B-D}) = 28,5$

ENERGÍA ROMPER ENLACES **ENERGÍA FORMAR ENLACES**
57,9 kJ/mol **57,9 kJ/mol**

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
0,0 kJ/mol EQUIENERGÉTICA

Velocidad de las reacciones químicas

Las reacciones químicas se dan a una determinada velocidad, unas son más rápidas que otras. Esto depende fundamentalmente de los siguientes factores: naturaleza de la sustancia (unas sustancias rompen y forman sus enlaces con más facilidad que otras), temperatura (normalmente a mayor temperatura mayor velocidad tendrá la reacción), grado de división (cuanto más divididos estén los reactivos mayor velocidad de reacción), catalizadores (sustancias que aceleran la reacción), inhibidores (sustancias que retardan la reacción), concentración de reactivos (mayor velocidad de reacción a mayor concentración).

Es importante resaltar, que la velocidad de una reacción no está relacionada directamente con su energía de reacción, es decir, que una reacción puede ser rápida y ser exotérmica o endotérmica y viceversa. El estudio de la velocidad de reacción tiene que hacerse mediante experimentos.

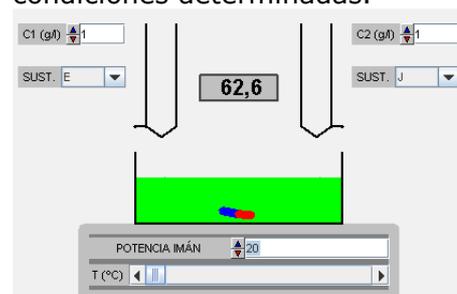
Velocidad de reacción

Medida relacionada con el tiempo que tardan los reactivos en transformarse en productos.

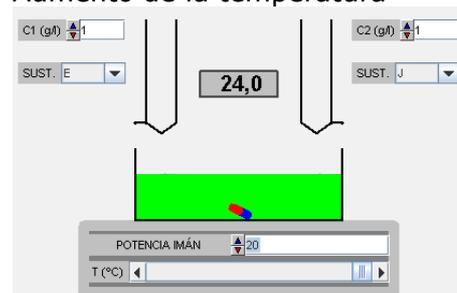


Ejemplo de cómo afectan los distintos factores a la velocidad de reacción. Se indica el tiempo de reacción en segundos.

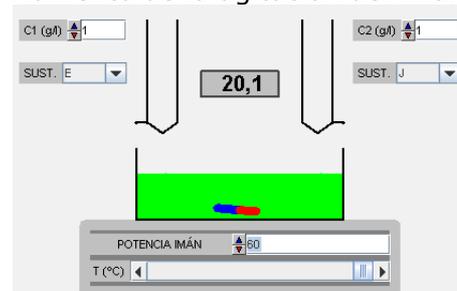
Reacción entre C y D en unas condiciones determinadas.



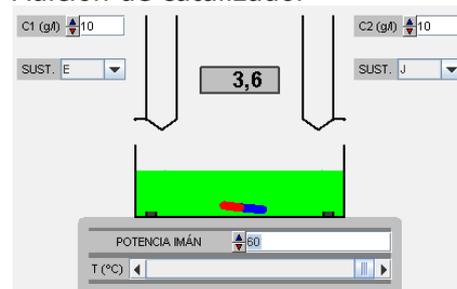
Aumento de la temperatura



Aumento de la agitación del imán



Adición de catalizador



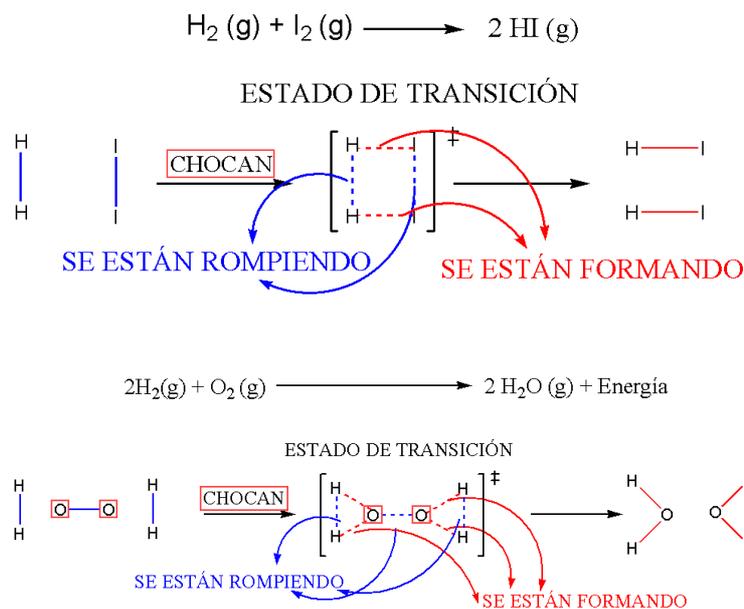
Transformaciones químicas

Teoría de colisiones

Modelo que permite explicar como ocurren las reacciones químicas a nivel atómico (**mecanismo de reacción**).

Esta teoría postula que: los reactivos tienen que chocar (se producirán más choques cuanto más concentrados estén los reactivos y a más temperatura se produzca la reacción), con una orientación (disposición espacial de los reactivos) adecuada y energía suficiente.

Cuando el choque es eficaz se debilitan unos enlaces y se empiezan a formar otros. La especie característica donde esto ocurre se llama estado de transición o complejo activado. Esta especie es el "punto intermedio" entre productos y reactivos.



Esta teoría permite explicar entre otras cosas: el mecanismo, la conservación de la masa y la energía y velocidad de la reacción. Como limitación esta teoría no explica todos los tipos de reacciones.

Colisión eficaz
TEORÍA DE COLISIONES

A

|

B

C

|

D

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

TEORÍA DE COLISIONES

$\left[\begin{array}{cc} \text{A} & \text{---} & \text{C} \\ | & & | \\ \text{B} & \text{---} & \text{D} \end{array} \right]^\ddagger$

ESTADO DE TRANSICIÓN

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

TEORÍA DE COLISIONES

A --- C

B --- D

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

Colisión no eficaz
TEORÍA DE COLISIONES

A

|

B

C

|

D

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

TEORÍA DE COLISIONES

A

|

B

C

|

D

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

TEORÍA DE COLISIONES

A

|

B

C

|

D

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

2. Tipos de reacciones químicas

Reacciones ácido-base

Son reacciones en las que una sustancia llamada ácido cede protones a una sustancia llamada base. Cuando un ácido cede un protón, se convierte en su base conjugada (ya que podría volver a aceptarlo) y cuando una base acepta un protón se convierte en su ácido conjugado, ya que podría volver a cederlo.

Aquellos ácidos o bases que tiene mucha tendencia a ceder o aceptar protones se llaman ácidos o bases fuertes, y si tienen poca tendencia a cederlos o aceptarlos se llaman ácidos o bases débiles.

Las reacciones **ácido base** son reacciones de transferencia de **protones**.

La fortaleza y debilidad de un ácido o una base depende de la sustancia con la que reaccione. Un ácido fuerte reacciona mejor con una base fuerte, mientras que un ácido débil reacciona muy poco con una base débil.

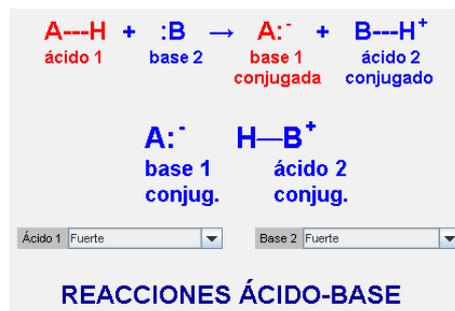
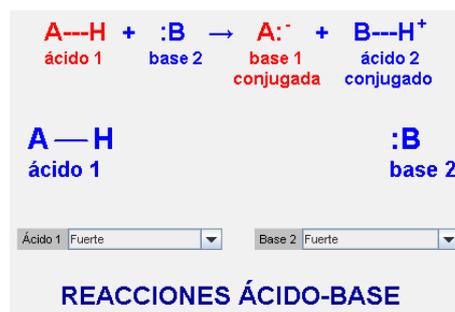
Una sustancia que puede ceder o aceptar protones, dependiendo de con quien reaccione, se llama **anfótera** o **anfiprótica**.

El pH es una medida de la fortaleza de los ácidos o las bases cuando están disueltos en agua. La escala de pH va de 0 a 14, siendo el 7 el estado neutro, por debajo de siete un medio ácido y por encima básico. Puede medirse con el pH-metro, mediante papel de pH o con indicadores.

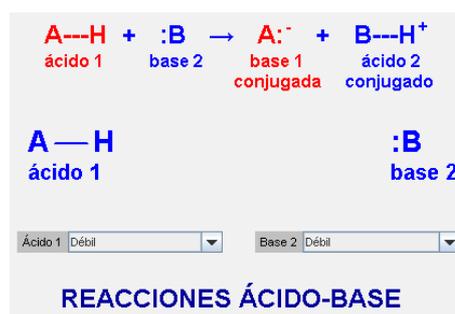
pH escala (0-14) que mide si un medio acuoso es ácido y básico

Muchos ácidos como el sulfúrico, clorhídrico, nítrico o acético y bases como la sosa cáustica, la cal o el bicarbonato, son de gran importancia industrial y económica.

Reacciones entre ácido fuerte y base fuerte



Reacciones entre ácido débil y base débil



Transformaciones químicas

Reacciones ácido-base

Algunas sustancias presentan propiedades similares:

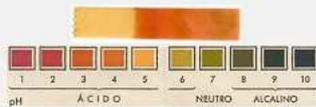
- Tienen un sabor ácido característico.
- Disuelven los metales a la vez que desprenden hidrógeno.
- Cambia el color de algunas sustancias, llamadas indicadores.
- Pierden sus propiedades cuando se mezclan con bases.

Las sustancias que tienen esas propiedades se denominan ácidos.

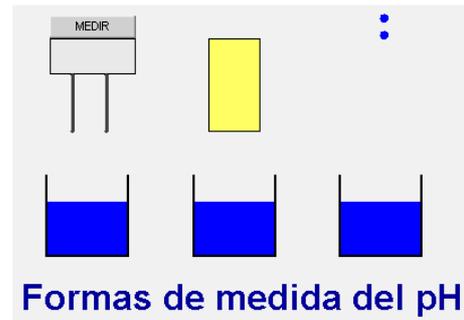
Por regla general, los ácidos tienen un átomo de hidrógeno en su molécula, aunque pueden tener más de uno, y al disolverse en agua lo liberan como un ión hidrógeno positivo, quedando el resto de la molécula como anión:



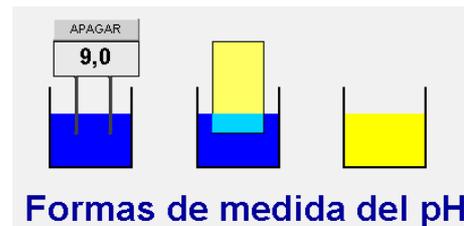
Para medir la acidez de una sustancia se emplea la escala de pH, que va de uno a 14. Si el pH = 7, la sustancia es neutra. Cuanto menor sea el pH, más ácida es la sustancia. pH = 1 es más ácido que pH = 5.



Medida del pH de diferentes disoluciones utilizando pH-metro, papel de pH y diferentes indicadores.



Formas de medida del pH



Formas de medida del pH

Se llaman bases o álcalis a algunas sustancias con propiedades opuestas a los ácidos:

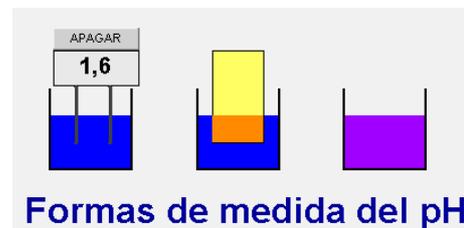
- Son untuosas al tacto.
- Devuelven a los indicadores el color que les cambió el ácido.
- Al mezclarse con los ácidos, ambos pierden sus propiedades.

Por regla general, las bases tienen un grupo oxidrilo en su molécula (OH^-), aunque pueden tener más de uno, y al disolverse en agua lo liberan, quedando el resto de la molécula como catión:

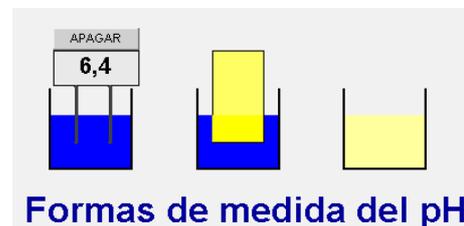


Cuando una sustancia es básica, su pH es mayor que siete.

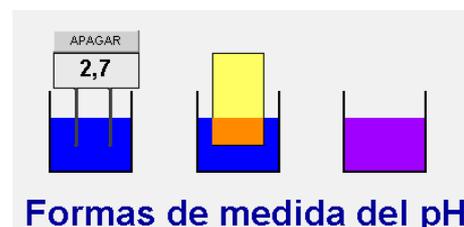
$1 < \text{pH} < 7$ Ácido
 $\text{pH} = 7$ Neutro
 $7 < \text{pH} < 14$ Alcalino



Formas de medida del pH



Formas de medida del pH



Formas de medida del pH

Transformaciones químicas

Reacciones de precipitación

Son reacciones en las que se forma un **producto insoluble** (no se disuelve) en el medio, normalmente agua.

Cuando una sustancia iónica, se pone en un disolvente (normalmente agua), sus iones pueden separarse (disolverse) o permanecer juntos (no se disuelve). Esto depende de la naturaleza del soluto y del disolvente, temperatura, grado de división del soluto y otros factores (efecto salino, efecto del ión común, reacciones secundarias)...

Se producirá una reacción de precipitación, cuando al mezclar sustancias iónicas, los iones existentes en el medio tienden a estar unidos, formando un sólido iónico o precipitado.

Las reacciones de **precipitación** son reacciones en las que se forma un **producto insoluble**.

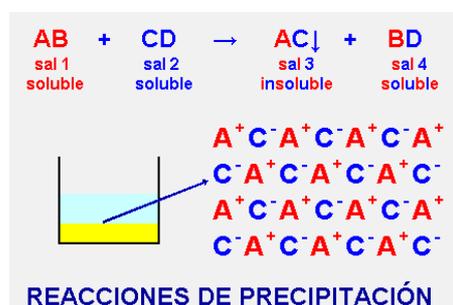
Reacciones de complejación

Son reacciones en las que un metal o ion central tienden a unirse o complejarse con distintas sustancias químicas llamadas ligandos, formando lo que se llaman complejos o compuestos de coordinación.

Al número de ligandos que rodean al ión central se le llama número de coordinación. Normalmente van desde 2 hasta 14, aunque los más usuales son 4 y 6

Se dice que un complejo es fuerte cuando es difícil de separar al metal y los ligandos. Se dice que el complejo es débil o lábil, cuando el complejo se disocia con facilidad. Lo fuerte o débil que sea un complejo depende de varios factores, siendo el factor fundamental la naturaleza del metal y de los ligandos.

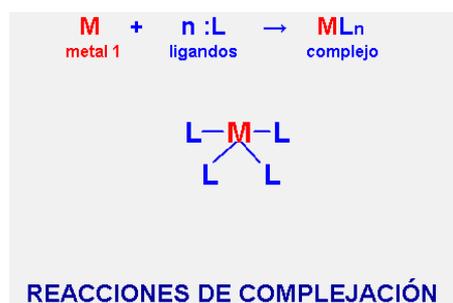
Las reacciones de **complejación** son reacciones en las que se forma un producto **complejo**, formado por un **átomo metálico central** al que se unen los **ligandos**.



$Ni + O_2 \rightarrow NiO_2$ (A)	$N_2 + 2O_2 \rightarrow N_2O_4$ (F)	ÁCIDO-BASE
$AgNO_3 + NaBr \rightarrow AgBr + NaNO_3$ (B)	$2HI + Ca(OH)_2 \rightarrow CaI_2 + 2H_2O$ (G)	
$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$ (C)	$PbSeO_4 + KI \rightarrow PbI_2 + K_2SeO_4$ (H)	REDOX
$HClO_4 + NaOH \rightarrow NaClO_4 + 2H_2O$ (D)	$Ag_2SO_4 + RbBr \rightarrow AgBr + Rb_2SO_4$ (I)	PRECIPITACIÓN
$C_4H_8 + 6O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$ (E)		

Solución.

ÁCIDO-BASE: (C), (D), (G)
REDOX: (A), (E), (F)
PRECIPITACIÓN: (B), (H), (I)

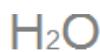
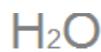


3. Magnitudes y leyes básicas

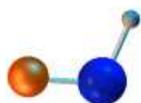
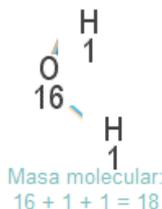
Masa atómica y masa molecular

Masa atómica. Vienen recogidas en la tabla periódica. Puede expresarse en unidades de masa atómica (uma) o en gramos (masa atómica molar). Cuando se expresa en uma nos referimos a la masa de un sólo átomo, mientras que si se hace en gramos la masa atómica hace referencia al Número de Avogadro (N_A) de átomos. Ej: $Ma(H) = 1$, $Ma(C) = 12$, $Ma(N) = 14$, $Ma(O) = 16$.

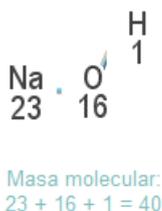
Masa molecular. Se calcula mediante la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula. Puede expresarse en uma o en gramos (masa molecular molar). Cuando se expresa en uma nos referimos a la masa de una molécula, mientras que si se hace en gramos la masa molecular se refiere al N_A (el Número de Avogadro contiene siempre la cantidad de $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas) de moléculas. Ej: $Mm(H_2O) = 18$, $Mm(H_2) = 2$, $Mm(HNO_2) = 47$.



Agua



Hidróxido de sodio



Ejemplos de cálculos de masas moleculares.

ELEMENTO Y MA	Nº		
H 1,008	2	EJEMPLO 3	
S 32,066	1		
O 15,999	4	H ₂ SO ₄	
	0,000	0	MASA MOLECULAR
	0,000	0	98,078
	0,000	0	
	0,000	0	

$$2 \text{ H} = 2 \times 1,008 = 2,016$$

$$1 \text{ S} = 1 \times 32,066 = 32,066$$

$$4 \text{ O} = 4 \times 15,999 = 63,996$$

$$Mm (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,078$$

ELEMENTO Y MA	Nº		
C 12,011	1	EJEMPLO 6	
O 15,999	2		
	0,000	0	CO ₂
	0,000	0	MASA MOLECULAR
	0,000	0	44,009
	0,000	0	
	0,000	0	

$$1 \text{ C} = 1 \times 12,011 = 12,011$$

$$2 \text{ O} = 2 \times 15,999 = 31,998$$

$$Mm (\text{CO}_2) = 44,009$$

Transformaciones químicas

Mol y Número de Avogadro

Mol. Un mol es la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc). El número de Avogadro (N_A) vale $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas.

La masa de un mol de átomos es la masa atómica expresada en gramos (masa molar: Se mide en g/mol). Mientras que la masa de un sólo átomo es la masa atómica expresada en una.

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular expresada en gramos (masa molar: Se mide en g/mol). Mientras que la masa de una molécula es la masa molecular expresada en una.

La relación es: un mol contiene el número de Avogadro de partículas y su masa es su masa atómica o molecular expresada en gramos.

Ejemplos:

1 mol de átomos de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono y su masa molar es de 12 g/mol

1 mol de átomos de oxígeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno y su masa molar es de 16 g/mol

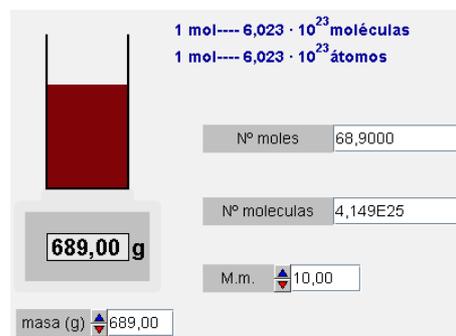
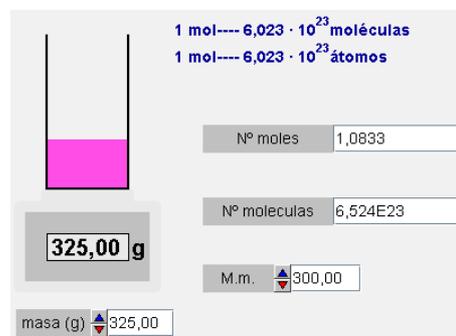
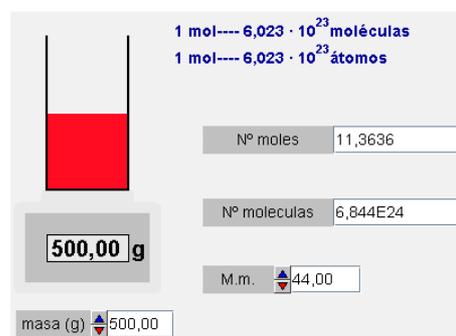
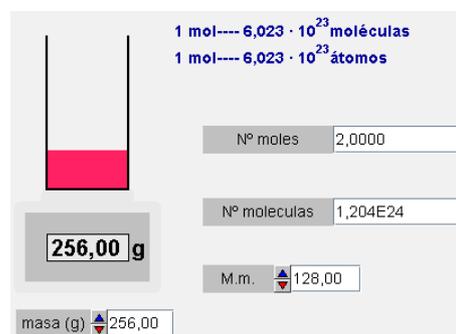
1 mol de átomos de nitrógeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno y su masa molar es de 14 g/mol

1 mol de moléculas de agua contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua y su masa molar es de 18 g/mol

1 mol de moléculas de amoníaco contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco y su masa molar es de 17 g/mol

1 mol de moléculas de dióxido de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono y su masa molar es de 44 g/mol

En la columna de la derecha se exponen ejemplos en los que para ciertos compuestos de los que se conoce su masa molecular, se establece la relación entre la masa de la sustancia (en la balanza), el número de moles y el número de moléculas.



Concentración en las disoluciones

Disolución. Mezcla homogénea que tiene dos componentes uno minoritario, el soluto, y otro mayoritario el disolvente.

Algunas formas de expresar la concentración (proporción o cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución) de las disoluciones son:

% en masa. Cantidad en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución. Ej. 3% en masa significa que hay 3 g de soluto por cada 100 g de disolución

% en volumen. Cantidad en mililitros de soluto por cada 100 mililitros de disolución. Ej. 3% en volumen significa que hay 3 ml de soluto por cada 100 ml de disolución.

g/L. Cantidad en gramos de soluto por cada litro (1000 mililitros) de disolución. Ej. 3 g/L significa que hay 3 g de soluto por cada litro (1000 ml) de disolución

Molaridad. Número de moles de soluto por cada litro de disolución (moles/litro). Ej. 2,5 M (2,5 molar), significa que hay 2,5 moles de soluto en cada litro de disolución.

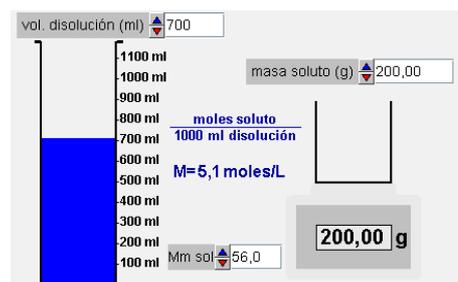
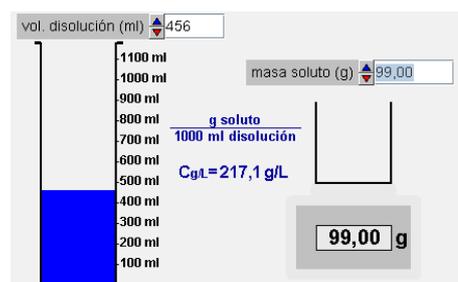
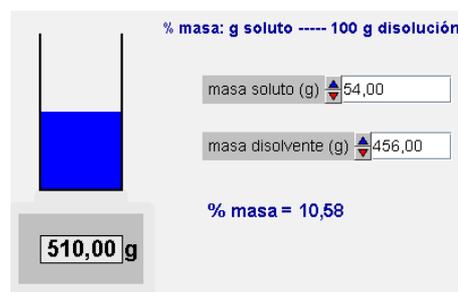
Ejemplos de ejercicios pueden ser los siguientes:

¿Qué volumen de disolución, en litros, con una concentración de 1 M, se pueden preparar con 37 moles de NaCl?

Solución: 37 L

¿Qué volumen de concentración 1,6 M, hay que tomar para preparar 482 cc de concentración 0,2 M?

Solución: 60.25 cc



Transformaciones químicas

Leyes de los gases ideales

Un gas ideal es un modelo, consistente en un conjunto de partículas que se mueven libremente, que no experimentan atracción entre ellas y que cumplen las siguientes leyes.

Nombre de la ley	Magnitud constante	Expresión de la ley
Ley de Boyle	Temperatura	$P_a \cdot V_a = P_d \cdot V_d$
Ley de Charles	Presión	$V_a \cdot T_a = V_d \cdot T_d$
Ley de Gay-Lussac	Volumen	$P_a \cdot T_a = P_d \cdot T_d$
Ley general	---	$P_a \cdot V_a / T_a = P_d \cdot V_d / T_d$
Ley general	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Ley de Dalton	Temperatura y volumen	$P_T = P_a + P_b + P_c$

P: presión, V: volumen, T: temperatura, n: n^o moles, R: cte gases

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro** que establece que "una **cantidad de cualquier tipo de gas**, en un **mismo volumen**, a la **misma temperatura** y la **misma presión**, contiene el **mismo número de moléculas**, independientemente del tipo de gas que sea.

Se sabe que en condiciones normales (0°C y 1 atm), 1 mol de gas ideal (que contiene el número de Avogadro de moléculas), ocupa 22,4 litros, independientemente del tipo de gas que haya dentro del recipiente.

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Charles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos.

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1 \quad \frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Según esta ley, es el producto de la presión, volumen e inverso de la temperatura lo que permanece constante en los gases y a partir de ella podemos deducir el resto de las leyes de los gases ideales estudiadas anteriormente.

Ejemplo de cálculo de magnitudes gaseosas. Primero tenemos las condiciones iniciales del gas, segundo modificamos dos de sus magnitudes y finalmente obtenemos el valor de la magnitud que queremos determinar.

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

ESTADO INICIAL: 65,6 L, 0,5 atm, 400 K

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

T2 (K)

ESTADO INICIAL: 65,6 L, 0,5 atm, 400 K

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

V2 (L)

T2 (K)

ESTADO FINAL: 2,9 L, 7 atm, 250 K

Amadeo Avogadro (1776 - 1856). Químico y físico italiano, nacido en Turín.

Estableció en 1811, «dos volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma T y P, contienen el mismo número de moléculas». Cuando Avogadro presentó esta hipótesis no fue aceptada y tuvieron que pasar 50 años hasta que, fuera aceptada, fecha en la que Avogadro ya había fallecido.

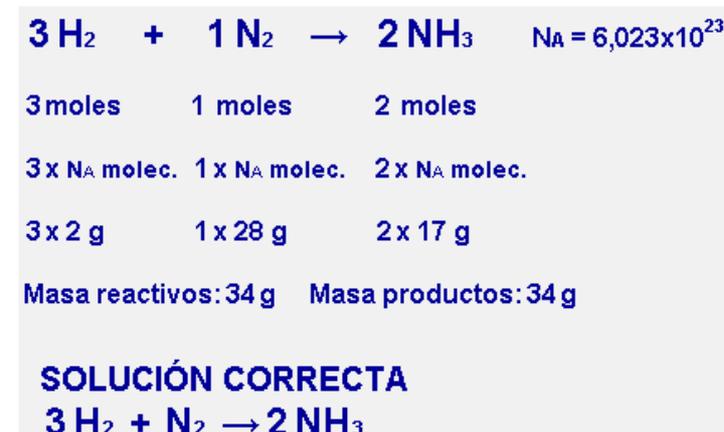
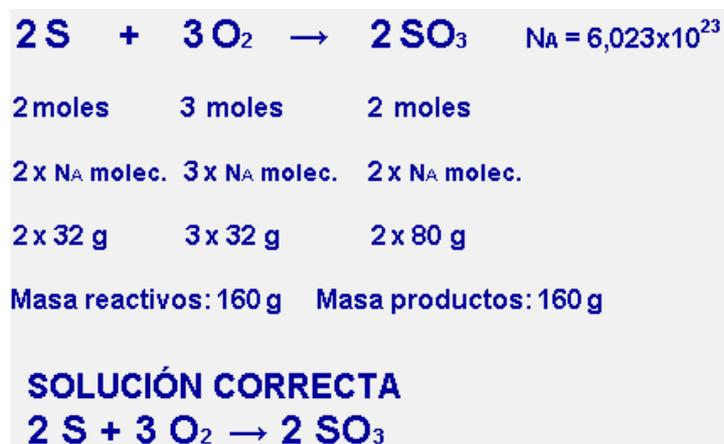
4. Estequiometría

Relaciones de masa

A la parte de la química que estudia los cálculos numéricos cuantitativos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química se le denomina estequiometría (literalmente significa contar algo que no se puede dividir).

En una reacción química, la relación cuantitativa entre las sustancias que intervienen viene dada por los coeficientes estequiométricos, de manera que la relación entre los moles de las sustancias es la misma que la de los coeficientes estequiométricos.

Teniendo en cuenta la relación entre moles, moléculas y masa, donde un mol siempre tiene el número de Avogadro de partículas y su masa es la masa molar, las relaciones estequiométricas serían como las que se muestran en los siguientes ejemplos:



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 50 g de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, gramos y moléculas de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N _A molec. N _A x molec. 2 x N _A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	
	moles
	moléculas
	gramos
50	

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N _A molec. N _A x molec. 2 x N _A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	
6,25	moles
1,882E24	moléculas
6,25	gramos
1,562	
9,41E23	
3,125	
56,25	

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 3 moles de hidrógeno:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N _A molec. N _A x molec. 2 x N _A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	
3	moles
	moléculas
	gramos

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N _A molec. N _A x molec. 2 x N _A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	
3	moles
1,806E24	moléculas
6	gramos
1,5	
9,034E23	
3	
54	

Transformaciones químicas

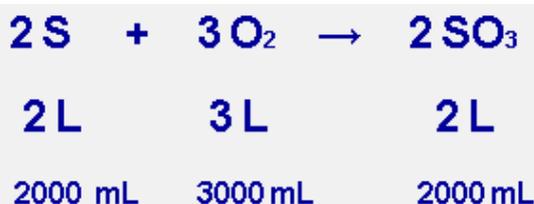
Relaciones de volumen

Cuando todos los reactivos y productos sean **gases** en las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos.

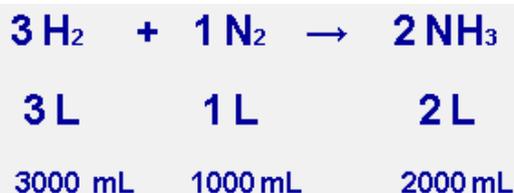
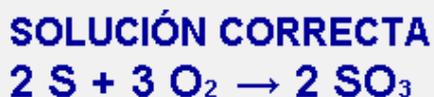
Cuando se habla de volúmenes nos referimos a cualquier unidad (litros, mililitros, metros cúbicos...).

Nota importante. Recordar que la relación entre moles y volúmenes de gases ideales viene dada por $PV=nRT$. Por lo tanto, en general un mol no equivale a un litro. Un mol de gas ideal en condiciones normales ocupa 22,4 L.

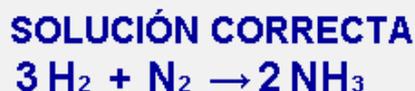
Ejemplos de este tipo de relaciones pueden ser:



Todas las sustancias que intervienen son gases que están a la misma presión y a la misma temperatura



Todas las sustancias que intervienen son gases en están a la misma presión y a la misma temperatura



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 10 L de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, y litros de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
		10			litros
					moles
PRESIÓN		1		TEMPERATURA	273
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
20		10		20	litros
0,893		0,446		0,893	moles
PRESIÓN		1		TEMPERATURA	273
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 5 litros de hidrógeno a 3 atm y 500 K:

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
5					litros
					moles
PRESIÓN		3		TEMPERATURA	500
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
5		2,5		5	litros
0,365		0,182		0,365	moles
PRESIÓN		3		TEMPERATURA	500
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Transformaciones químicas

Reactivo limitante y en exceso

Cuando los reactivos no se encuentran en proporciones estequiométricas, al producirse la reacción completa uno de los reactivos se consumirá totalmente y se llama **reactivo limitante**, mientras que de otro sobrará cierta cantidad y se llama **reactivo en exceso**.

Nota importante. La determinación de las cantidades de productos deben realizarse a partir del reactivo limitante o de la parte que reacciona del reactivo en exceso (la parte que no reacciona del reactivo en exceso no da lugar a productos).

Partimos, por ejemplo, de 3 moles de azufre y de 4 de oxígeno para formar trióxido de azufre. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>		cantidades iniciales	
					moles
					gramos

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>		cantidades iniciales	
Exceso					
0,33 moles					
Limitante					
<input type="text" value="2,666"/>		<input type="text" value="4"/>		<input type="text" value="2,666"/>	moles
<input type="text" value="85,333"/>		<input type="text" value="128"/>		<input type="text" value="213,333"/>	gramos

Ejemplo. Inicialmente partimos de 15 g de azufre y de 9 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>		cantidades iniciales	
					moles
					gramos

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>		cantidades iniciales	
Exceso					
9 g					
Limitante					
<input type="text" value="0,187"/>		<input type="text" value="0,281"/>		<input type="text" value="0,187"/>	moles
<input type="text" value="6"/>		<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>	gramos

Ejemplo. Inicialmente partimos de 9 g de azufre y de 15 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>		cantidades iniciales	
					moles
					gramos

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>		cantidades iniciales	
Limitante					
Exceso					
1,5 g					
<input type="text" value="0,281"/>		<input type="text" value="0,421"/>		<input type="text" value="0,281"/>	moles
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="13,5"/>		<input type="text" value="22,5"/>	gramos

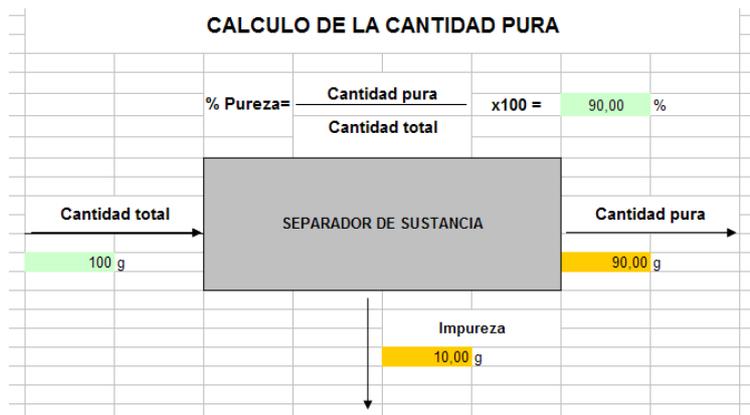
Transformaciones químicas

Pureza

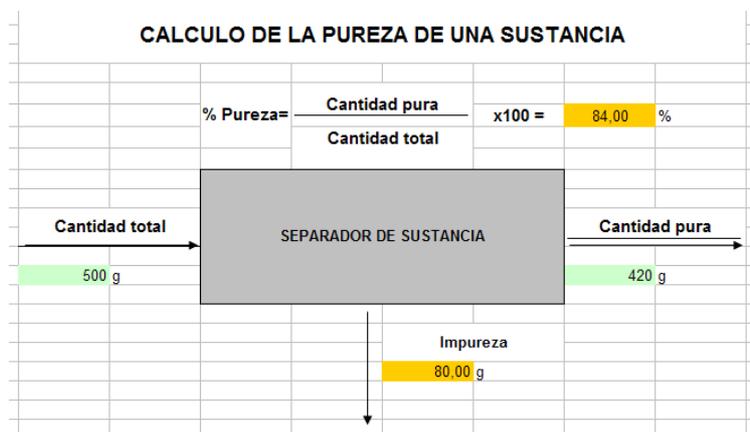
Los reactivos que intervienen en las reacciones químicas, pueden contener impurezas, es decir, que parte de los reactivos son sustancias que no reaccionarán en la reacción que estamos estudiando. Para diferenciar la parte de reactivo que sí reaccionará (parte pura) de la que no (parte impura), se define el % de pureza:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidad totalmente pura}}{100/\text{Cantidad total de sustancia}}$$

Ejemplo: Una sustancia con un 90 % de pureza, tiene en cada 100 g totales de sustancia, 90 g de sustancia pura y 10 g de otras sustancias diferentes (impurezas). Esto puede apreciarse en el siguiente ejercicio.



Ejemplo: Una sustancia de 500 g, tiene en cada 420 g de sustancia pura. Calcular la cantidad pura y el % de pureza.



Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 80 % de pureza, tiene en cada 200 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.

% PUREZA = $\frac{\text{CANTIDAD PURA}}{\text{CANTIDAD TOTAL}} \times 100$

masa total (g)

CANTIDAD PURA: 160 g

CANTIDAD IMPURA: 40 g

inicio Pureza limpiar

Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 30 % de pureza, tiene en cada 750 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.

% PUREZA = $\frac{\text{CANTIDAD PURA}}{\text{CANTIDAD TOTAL}} \times 100$

masa total (g)

CANTIDAD PURA: 225 g

CANTIDAD IMPURA: 525 g

inicio Pureza limpiar

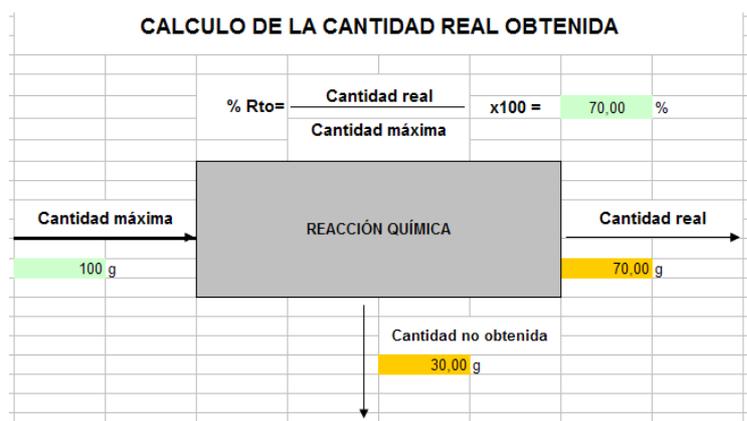
Transformaciones químicas

Rendimiento

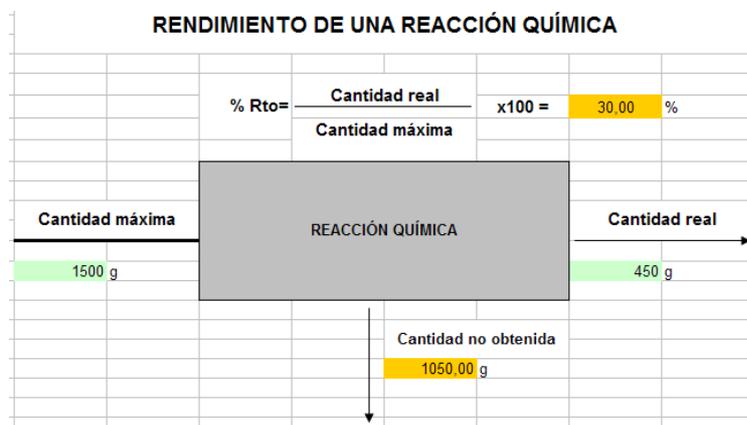
Normalmente en las reacciones químicas no se obtiene toda la cantidad de producto que se podría obtener, debido a pérdidas diversas. Por ello se define el % de rendimiento. Una reacción ideal tendrá un rendimiento del 100 %, en las reacciones reales el rendimiento será inferior.

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real de producto}}{\text{Cantidad máxima de producto obtenible}} \times 100$$

Ejemplo. Una reacción que tenga un 70 % de rendimiento, significa que de cada 100 g que se podrían haber obtenido como máximo, sólo se han obtenido 70 g



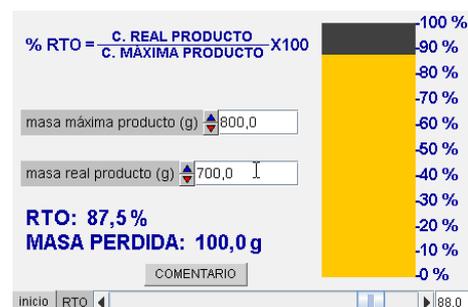
Ejemplo: Si sobre una cantidad máxima de producto de 1500 g, se obtienen 450 g. Calcular la cantidad perdida y el % de rendimiento.



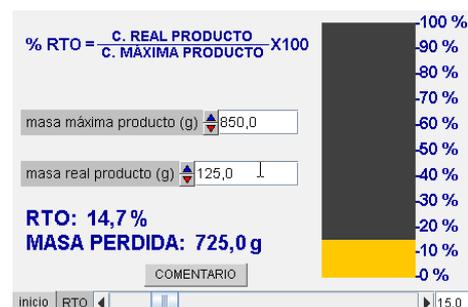
Ej. gráfico: En una reacción se podrían obtener un máximo de 380 g de producto, pero tras realizar el proceso se obtienen 240 g. Calcular el rendimiento de la reacción.



Ejemplo gráfico: En una reacción con un rendimiento del 88 % se obtienen 700 g de producto. Calcular la cantidad máxima de producto que podría haberse obtenido.



Ej. gráfico: Cantidad máxima 850 g, cantidad real 125 g ¿Rendimiento?



Transformaciones químicas

Análisis estequiométrico completo

Vamos a considerar el caso completo, es decir, una reacción, en la que tengamos reactivo limitante y en exceso, que los reactivos no sean puros y que la reacción no sea ideal (rendimiento menor del 100%).

Para la resolución de estos casos conviene seguir una serie de pasos que detallamos en la escena que se abre al pulsar el enlace.

Los cálculos presentados en este capítulo sobre las reacciones químicas se realizan mediante reglas de tres y los pasos que se deben dar para resolver los problemas son los siguientes:

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (PASOS)

1. AJUSTAR LA REACCIÓN
2. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLARES (O VOLUMÉTRICAS)
3. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLECULARES
4. ÍNDICAR LAS RELACIONES DE MASA
5. COMPROBAR CUMPLIMIENTO DE LA LEY DE LAVOISIER
6. DETERMINAR CANTIDAD PURA DE LOS REACTIVOS (% PUR)
7. DETERMINAR REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO
8. CALCULAR LAS CANTIDADES DE REACTIVOS Y DE PRODUCTOS A PARTIR DE LOS DATOS INICIALES Y DE LAS RELACIONES ESTABLECIDAS
9. APLICAR EL RENDIMIENTO DE LAS CANTIDADES DE PRODUCTO OBTENIDAS

Esquema general para la resolución completa de problemas estequiométricos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

0	0	moles	
%PUR 0	%PUR 0		
0	0	0	0
Limitante	Limitante		
0	0	0	0
0	0	0	0
		%RTO 0	
			moles
			gramos

Ejemplo. Para la formación del trióxido de azufre partimos de 20 g de azufre (70 % pureza) y de 10 de oxígeno (90 % pureza). Si el rendimiento es del 60 %, realizar todos los cálculos estequiométricos de relativos a la reacción.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

20	10	gramos	
%PUR 70	%PUR 90		
14	9	0,112	9
Exceso	Limitante		
8 g			
0,187	0,281	0,187	
6	9	15	moles
			gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con la misma pureza y rendimiento.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

5	6	moles	
%PUR 70	%PUR 90		
3,5	5,4	2,1	168
Limitante	Exceso		
	0,15 moles		
3,5	5,25	3,5	
112	168	260	moles
			gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con pureza y rendimiento del 100 % en todos los casos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

5	6	moles	
%PUR 100	%PUR 100		
5	6	4	320
Exceso	Limitante		
1 moles			
4	6	4	
128	192	320	moles
			gramos



Para practicar

- Decir si los fenómenos relacionados son predominantemente físicos o químicos.
 - Pila funcionando,
 - formación de estalactita,
 - fundición de oro,
 - aparece el arcoiris,
 - uso de combustibles,
 - radio funcionando,
 - estufa eléctrica,
 - análisis de sangre,
 - lluvia,
 - alimento que se estropea.
- Dados ciertos reactivos, elegir los productos que fundamentalmente se obtendrán al reaccionar entre sí.
 - Madera y aire,
 - hierro y oxígeno,
 - oro y aire,
 - vinagre y limón,
 - sodio metálico y agua,
 - vino al aire,
 - mosto en barril,
 - animal muerto,
 - gasolina en combustión,
 - fruta pelada al aire.
- Ajustar las reacciones químicas que aparecen en el ejercicio.
 - $\text{Ti} + \text{O}_2 \rightarrow \text{TiO}_2$
 - $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Dada la masa de los reactivos, calcular la masa de los productos.
 - 234 g,
 - 456 g,
 - 123 g,
 - 678 g,
 - 89 g.
- Dados los valores de la energía de los enlaces, determinar el valor de la energía de reacción, e indicar si son exotérmicas o endotérmicas.

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

$E_{\text{A-B}} = 126,2 \text{ kJ/mol}$
 RESPUESTA

$E_{\text{C-D}} = 752,6 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{A-C}} = 673,0 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{B-D}} = 792,0 \text{ kJ/mol}$

$$\text{A} \text{---} \text{B} + \text{C} \text{---} \text{D} \rightarrow \text{A} \text{---} \text{C} + \text{B} \text{---} \text{D}$$

$E_{\text{A-B}} = 202,7 \text{ kJ/mol}$
 RESPUESTA

$E_{\text{C-D}} = 435,6 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{A-C}} = 81,6 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{B-D}} = 501,4 \text{ kJ/mol}$

Transformaciones químicas



Para practicar

6. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
- La velocidad de una reacción química no depende de la temperatura.
 - Un determinado catalizador acelera la velocidad de cualquier reacción.
 - Los conservantes de los alimentos son inhibidores de reacción.
 - Siempre que las moléculas de reactivos colisionan se forman productos.
 - La teoría de colisiones permite explicar la ley de conservación de la masa.
 - La teoría de colisiones permite explicar el mecanismo de todas las reacciones.
 - Normalmente, a mayor temperatura mayor velocidad de reacción.
 - La concentración de los reactivos no afecta a la velocidad de reacción.
 - La naturaleza de los reactivos afecta a la velocidad de reacción.
 - El grado de división de los reactivos afecta a la velocidad de reacción.
7. Clasificar las siguientes reacciones dentro de la categoría que le corresponde.

$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}_2$ <p>(A)</p>	$\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ <p>(F)</p>	ÁCIDO-BASE
$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ <p>(B)</p>	$\text{H}_2\text{S} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(G)</p>	
$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>(C)</p>	$\text{PbSO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ <p>(H)</p>	REDOX
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow \text{LiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(D)</p>	$\text{AgNO}_3 + \text{RbBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{RbNO}_3$ <p>(I)</p>	
$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(E)</p>		PRECIPITACIÓN



Para practicar

8. Calcular las masas moleculares de las siguientes sustancias:
 - a) C_2H_2 , b) C_6H_6 , c) $CaSO_4$, d) $Ba(OH)_2$, e) $CsCl$, f) Br_2S .

9. Calcular:
 - a) El número de moles y de moléculas que hay en 204,1 g de una sustancia cuya masa molecular es de 774,5.
 - b) El número de moléculas y la masa que hay en 7 moles de una sustancia cuya masa molecular es de 643,5.
 - c) El número de moles y de moléculas que hay en 547,4 g de una sustancia cuya masa molecular es de 841,1.

10. Calcular la concentración molar de una disolución que contiene:
 - a) 114,9 g de soluto de peso molecular 194,8 y 734,0 ml de disolvente.
 - b) 15,9 g de soluto de peso molecular 148,9 y 457,0 ml de disolvente.

11. Calcular:
 - a) El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 18,4 litros, temperatura 598,0 K y presión 361,2 atm.
 - b) El volumen ocupado por un gas, que tiene 742,3 moles, temperatura 408,0 K y presión 867,4 atm.
 - c) La presión que ejerce un gas, cuyo volumen es de 90,2 litros, temperatura 532,0 K y 446,9 moles.
 - d) La temperatura que tiene un gas, que contiene 943,3 moles, presión 28,3 atm y volumen 78,7 litros.
 - e) El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 76,4 litros, temperatura 488,0 K y presión 710,6 atm.

12. Calcula la pureza de la sustancia que presenta 859,6 g de sustancia pura y 477,9 g de impurezas.

13. Calcula el rendimiento de una reacción en la que se obtiene una cantidad real de producto de 288,4 g sobre una cantidad máxima de 384,7 g.

Transformaciones químicas



Para practicar

14. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ 2 moles 3 moles 2 moles 2 x NA molec. 3 x NA molec. 2 x NA molec. 2 x 32 g 3 x 32 g 2 x 80 g Masa reactivos: 160 g Masa productos: 160 g	DATOS <input type="text"/> <input type="text"/>
moles moléculas gramos	<input type="text"/>
<input type="button" value="CALCULAR"/>	<input type="text"/>
Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre	

$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 1 mol 2 moles 1 mol 2 moles NA mc. 2 x NA mc. NA mc. 2 x NA mc. 16 g 2 x 32 g 44 g 2 x 18 g Masa reactivos: 80 g Masa productos: 80 g	DATOS <input type="text"/> <input type="text"/>
moles moléculas gramos	<input type="text"/>
<input type="button" value="CALCULAR"/>	<input type="text"/>
Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano	

15. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ 2 litros 1 litro 2 litros	DATOS <input type="text"/>
litros moles	<input type="text"/>
PRESIÓN <input type="text" value="476.5"/> TEMPERATURA <input type="text" value="756.6"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T	<input type="button" value="CALCULAR"/>
Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K	

$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ 3 litros 1 litro 2 litros	DATOS <input type="text"/>
litros moles	<input type="text"/>
PRESIÓN <input type="text" value="104"/> TEMPERATURA <input type="text" value="709.6"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T	<input type="button" value="CALCULAR"/>
Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K	

16. Calcular la cantidad de moles y gramos de agua que se obtendrán si partimos de 90,4 g de hidrógeno (70 % de pureza) y de 214,1 g de oxígeno (15 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 44 %.

17. En la reacción de combustión del propano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 654 moles de propano (29 % de pureza) y de 623,6 moles de oxígeno (63 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 39 %.

18. En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 486,7 moles de metano (45 % de pureza) y de 96,2 moles de oxígeno (46 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 10 %.

19. En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 663,1 g de metano (90 % de pureza) y de 170,9 g de oxígeno (92 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 57 %.



Curiosidades científicas

En este apartado vamos a exponer algunas curiosidades relacionadas con las reacciones químicas. Si te interesa el tema puedes buscar el fundamento de las mismas.

El ácido del estómago es tan fuerte que sin su capa de mucosidad, el estómago se digeriría a sí mismo.

Científicos rusos desenterraron a orillas del río Beresovka, en Siberia, el cadáver congelado de un mamut, animal extinguido desde hace 10.000 años. Su carne estaba en tan buen estado que, tras ser descongelada, fue cocinada y comida por los investigadores en un banquete de celebración.

Si usted huele el compuesto buril seleno mercaptán, seguramente no lo olvidará nunca. Su aroma recuerda a un cóctel de huevo podrido, ajo, cebolla, gas de cloaca y col descompuesta, y está considerado como el más penetrante que existe.

Gracias a su dieta rica en salmón y baja en colesterol los Inuits raramente sufren enfermedades cardíacas.

Una rana venenosa adulta de la especie colombiana "Dardo Dorado" posee toxinas como para matar 1.000 humanos.

Carlos II de Inglaterra se envenenó mientras usaba mercurio en sus experimentos.

La sensación de ardor que se tiene al comer chile mexicano se debe a una sustancia llamada capsicina. El mejor remedio para esto es el helado.

En Israel en la época contemporánea de Jesús, cuando una mujer era acusada de adúltera, era conducida al templo. Allí los sacerdotes luego de observarla cuidadosamente, le daban a beber un brebaje denominado "Las aguas amargas", que consistía en un veneno muy poderoso. Si era una mujer bella, le daban el brebaje solamente, sobrevivía y quedaba sirviendo durante un tiempo en el templo, en caso de no ser agraciada, le daban el mismo brebaje mezclado con cal viva, esto producía que lastimase la mucosa del estómago y entonces sí, el veneno cumplía con su efecto mortal.

En cada paso que damos imprimimos en el suelo, a través de la suela del zapato, miles de millones de moléculas olorosas de ácido butírico, que pueden ser rastreadas fácilmente por un perro.

Los científicos han descubierto que los perros pueden oler la presencia del autismo en los niños.

Existen organismos capaces de sobrevivir en temperaturas de hasta 133°C.

El porcentaje de mortalidad por la mordedura de la serpiente mamba negra es del 95%.

Cada vaca doméstica emite aproximadamente 105 libras (47,6 Kg) de metano al año.

Transformaciones químicas



Recuerda lo más importante

Iniciación a las reacciones químicas

- En las reacciones químicas se rompen y se forman enlaces químicos, cambiando así la naturaleza de las sustancias.

Reactivos -----> Productos

- Toda reacción química debe estar **ajustada**.

- Ley de conservación de la masa:

Masa total de reactivos = Masa total de productos

- Energía de reacción:

$$E_{\text{reacción}} = E_{\text{romper enlaces}} - E_{\text{formar enlaces}}$$

- **Velocidad de reacción.** Depende de: la naturaleza de la sustancia, temperatura, grado de división, catalizadores, inhibidores, concentración de reactivos.

- **Teoría de colisiones.** Para que se produzca reacción las colisiones de los reactivos deben de ser eficaces, con energía suficiente y orientación adecuada.

Tipos de reacciones químicas

- Acido-base. pH (0-14) mide si un medio es ácido y básico

- Redox.

- Precipitación.

- Complejación.

Magnitudes y leyes básicas

- **Masa atómica y masa molecular.**

- **1 mol de átomos ---- NA de átomos**

1 mol moléculas ---- NA de moléculas

- **Concentración de las disoluciones:** % masa, g/L, Molaridad, % volumen.

- **Hipótesis de Avogadro.** Todos los gases ideales, con igual V, T y P, tienen el mismo número de moléculas

Estequiometría

- En una reacción química, las **relaciones cuantitativas de masa y volumen** vienen dadas por los **coeficientes estequiométricos**.

- **Reactivo limitante** es el que se consume totalmente en una reacción.

- **Reactivo en exceso** es el que no se consume totalmente y sobra parte de él.

- **% Pureza** = Masa reactivo puro x 100/Masa total reactivo

- **% Rendimiento** = Cantidad real producto x 100/Cantidad máxima producto

Autoevaluación



1. En una reacción química refaccionan 432,3 g de reactivos, ¿Qué cantidad de productos se formarán?.
2. En una reacción la energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos es de 589,9 J mientras que la liberada en los enlaces formados en los productos es de 128,6 J. Calcular la energía de reacción.
3. Ajustar la siguiente reacción:
$$\text{C}_{10}\text{H}_{22} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. Calcular el número de gramos que hay en 200 moles de agua.
5. Calcular la molaridad de una disolución que tiene 10 moles de soluto en 4 litros de disolución.
6. Calcular el número de moles de un gas ideal que se encuentra en un volumen de 27 L a una presión de 3 atm y a una temperatura de 400 K.
7. Calcular la cantidad pura de una sustancia cuya masa es de 78 g y su pureza del 57%.
8. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 100 moles de hidrógeno y 37 moles de oxígeno. Suponiendo reacción ideal.
9. Calcular los litros de HI que se pueden obtener a partir de 12 litros de hidrógeno y 23 litros de yodo. Todas las sustancias son gaseosas a la misma presión y temperatura.
10. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 2 moles de hidrógeno y 4 moles de oxígeno, siendo el rendimiento de la reacción el 78 %.

Transformaciones químicas

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Cambios físicos: c, d, f, g, i. Cambios químicos: a, b, e, h, j
2. a) Serrín y humo, b) hierro oxidado, c) sin reacción, d) gas y otros, e) óxido de sodio, f) vinagre, g) vino, h) descomposición, i) energía y gases, j) fruta podrida.
3. a) $\text{Ti} + \text{O}_2 \rightarrow \text{TiO}_2$ b) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$ c) $4 \text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Ag}_2\text{O}$
d) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ e) $\text{CH}_3\text{OH} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
4. a) 234 g, b) 456 g, c) 123 g, d) 678 g, e) 89 g.
- 5.



$E_{\text{A-B}} = 126,2 \text{ kJ/mol}$

RESPUESTA

$E_{\text{C-D}} = 752,6 \text{ kJ/mol}$

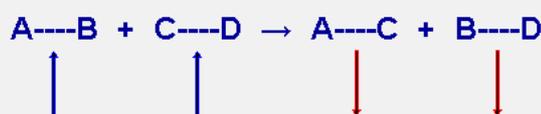
NUEVO

$E_{\text{A-C}} = 673,0 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{B-D}} = 792,0 \text{ kJ/mol}$

CORRECTO

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
-586,1 kJ/mol EXOTÉRMICA



$E_{\text{A-B}} = 202,7 \text{ kJ/mol}$

RESPUESTA

$E_{\text{C-D}} = 435,6 \text{ kJ/mol}$

NUEVO

$E_{\text{A-C}} = 81,6 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{B-D}} = 501,4 \text{ kJ/mol}$

CORRECTO

$E_{\text{REACCIÓN}} = E_{\text{ROMPER ENLACES}} - E_{\text{FORMAR ENLACES}}$
55,4 kJ/mol ENDOTÉRMICA

6. Verdaderas: c, e, g, i, j. Falsas: a, b, d, f, h.
7. Ácido-Base: c, d, g. Redox: a, e, f. Precipitación: b, h, i
8. a) 28,054, b) 78,114, c) 136,142, d) 171,284, e) 168,358, f) 191,874.
9. a) 0,2635 moles y $1,587 \cdot 10^{23}$ moléculas, b) 4504,5 g y $4,216 \cdot 10^{24}$ moléculas, c) 0,6508 moles y $3,919 \cdot 10^{23}$ moléculas
10. a) 0,8 M, b) 0,23 M.
11. a) 135,5 moles, b) 28,6 L, c) 216,1 atm, d) 28,7 K, e) 1356,7 moles.
12. 64,2 %
13. 74,5 %

Transformaciones químicas

Soluciones de los ejercicios para practicar

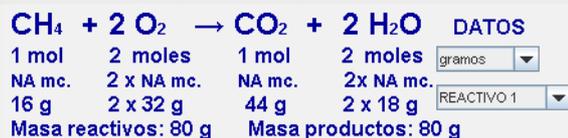
14.



<input type="text" value="7,578"/>	<input type="text" value="11,367"/>	<input type="text" value="7,578"/>	moles
<input type="text" value="4,564E24"/>	<input type="text" value="6,846E24"/>	<input type="text" value="4,564E24"/>	moléculas
<input type="text" value="242,5"/>	<input type="text" value="363,75"/>	<input type="text" value="606,25"/>	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre



<input type="text" value="45,493"/>	<input type="text" value="90,987"/>	<input type="text" value="45,493"/>	<input type="text" value="90,987"/>	moles
<input type="text" value="2,74E25"/>	<input type="text" value="5,48E25"/>	<input type="text" value="2,74E25"/>	<input type="text" value="5,48E25"/>	moléculas
<input type="text" value="727,9"/>	<input type="text" value="2911,6"/>	<input type="text" value="2001,725"/>	<input type="text" value="1637,775"/>	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano

15.



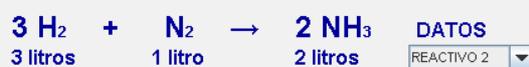
<input type="text" value="162,6"/>	<input type="text" value="81,3"/>	<input type="text" value="162,6"/>	litros
<input type="text" value="1248,829"/>	<input type="text" value="624,414"/>	<input type="text" value="1248,829"/>	moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K



<input type="text" value="2751,6"/>	<input type="text" value="917,2"/>	<input type="text" value="1834,4"/>	litros
<input type="text" value="4918,03"/>	<input type="text" value="1639,343"/>	<input type="text" value="3278,686"/>	moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K

16. H₂O: 0,883 moles y 15,896 g.

17. CO₂: 91,93 moles y 4044,3 g. H₂O: 122,57 moles y 2206,34 g.

18. CO₂: 2,212 moles y 97,35 g. H₂O: 4,425 moles y 79,65 g.

19. CO₂: 1,399 moles y 61,61 g. H₂O: 2,8 moles y 50,41 g.

Transformaciones químicas

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. 432.3 g
2. 461.3 J
3. $b = 33/2$ (15.5) $c = 10$ $d = 11$
4. 3600 g
5. 2.5 M
6. 2.47 moles
7. 44.46 g
8. 74 moles
9. 24 L
10. 1.56 moles

ACTIVIDADES DE ESO

Nombre y apellidos del alumno:	Curso: 4º
Quincena nº: 10	Materia: Física y Química
Fecha:	Profesor de la materia:

- 1.- Se pesan 20 g de sal común (cloruro de sodio) y se colocan en un matraz de 2 litros. Después se llena totalmente el matraz con agua destilada, utilizando 2 kg de agua para llenarlo. Determinar:
 - a) La concentración en % en masa.
 - b) La concentración en g/l.
 - c) La concentración molar.

- 2.- Tenemos 5 moles de dióxido de carbono. Calcular:
 - a) El número de moléculas.
 - b) El número de átomos.
 - c) La cantidad en gramos.

- 3.- Sabemos que el agua se puede obtener a partir de hidrógeno y oxígeno. Si partimos de 10 litros de cada uno de los reactivos puros, calcular el volumen máximo de agua obtenible.
Nota: Todas las sustancias son gaseosas medidas en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- 4.- En la reacción de combustión del metano se forma dióxido de carbono y agua. Partimos de 50 g de metano (con una pureza del 80 %) y de 70 g de oxígeno (con una pureza del 90 %). Calcular los gramos y moles que se formarán de cada uno de los productos, si el rendimiento de la reacción es del 75 %.