

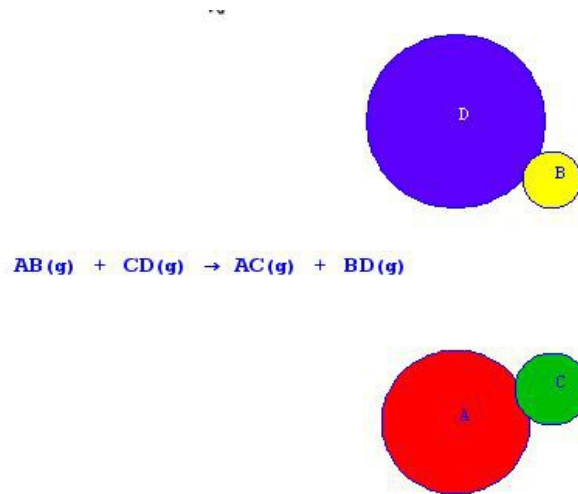
1º Bachillerato

La reacción química

LAS REACCIONES QUÍMICAS

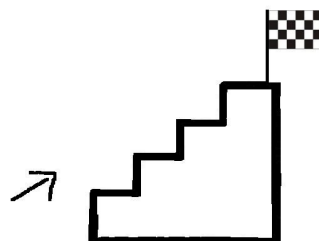
En esta unidad vamos a estudiar las transformaciones químicas. Son procesos en los que una serie de sustancias reaccionan para dar otras con propiedades diferentes.

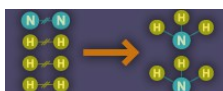
Veremos cómo ajustarlas (para poder relacionar las cantidades de las sustancias implicadas) y las clasificaremos. Estudiaremos la energía puesta en juego, los factores que influyen en su velocidad y terminaremos viendo algunos ejemplos importantes a nivel industrial y de la naturaleza.



OBJETIVOS

- Entender qué sucede en una reacción química.
- Saber clasificar las reacciones.
- Ser capaz de realizar cálculos a partir de una ecuación química.
- Realizar e interpretar diagramas energéticos y cálculos con la energía de una reacción.
- Comprender como afectan a la velocidad los factores que la modifican.
- Conocer algunas reacciones de importancia tanto en relación a la industria como a la naturaleza.





INTRODUCCIÓN

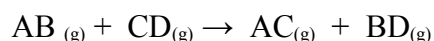
Hablamos de **reacción química** cuando las moléculas de los reactivos rompen alguno de sus enlaces para formar otros nuevos, lo que conlleva la aparición de nuevas sustancias. Llamamos **ecuación química** a la expresión en la que aparecen como sumandos las fórmulas de los reactivos (sustancias que reaccionan) seguidas de una flecha, y las fórmulas de los productos (sustancias que se producen) también sumándose.

Deben incluirse los estados de agregación de las sustancias, aunque si todas están en disolución o son gaseosas, se pueden obviar.

Para que se produzca la reacción es necesario que las moléculas de los reactivos choquen entre sí, ya que es la única manera de que puedan intercambiar átomos para dar los productos. Ésta es una condición necesaria pero no suficiente ya que el choque debe darse con una mínima energía para que los enlaces de los reactivos se puedan romper, y con la orientación que les permita unirse para formar las moléculas de los reactivos. Si se dan todas las condiciones hablaremos de **choque efectivo**.

En este applet vemos las posibilidades a excepción de la energía a la que dedicamos un apartado.

Reactantes.....→.....Productos

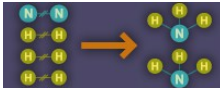


créditos	Condición 1	Condición 2	Condición 3	config
----------	-------------	-------------	-------------	--------

En primer lugar, es necesario que las moléculas de los reactivos se encuentren.

Las reacciones no se pueden dar a distancia.

inicio	Selecciona	Acercamiento	limpiar
--------	------------	--------------	---------



1º Bachillerato

La reacción química

créditos	Condición 1	Condición 2	Condición 3	config
----------	-------------	-------------	-------------	--------

Una vez se produce el choque, solo se dará la reacción si disponemos de suficiente energía para romper los enlaces de los reactivos y que se puedan formar los enlaces que darán lugar a los productos.

inicio	Selecciona	Choque efectivo	limpiar
--------	------------	-----------------	---------

AJUSTE

Dado que los átomos de los reactivos no desaparecen, en los productos encontramos los mismos y en la misma cantidad. Ésto, además, explica la Ley de conservación de la masa.

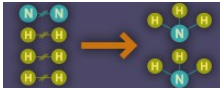
Para conseguir esa constancia en el número de átomos de la ecuación química tenemos que realizar un proceso denominado **ajuste**. Consiste en colocar unos **coeficientes estequiométricos** delante de cada fórmula de modo que indiquen las veces que ésta se repite. Esos coeficientes afectan a toda la molécula, multiplicando a todos los elementos de la fórmula. Con estos números lograremos igualar el número de átomos de cada elemento en productos y reactivos.

Dichos números deben ser enteros ya que no podemos hablar de una fracción de molécula. Más adelante veremos que si realizamos un estudio a nivel macroscópico (utilizando órdenes de magnitud medibles en un laboratorio: gramos, moles, o litros) sí es aceptable su utilización.

Para el ajuste podemos utilizar dos procedimientos:

Por tanteo:

Vamos probando hasta encontrar los coeficientes que nos sirvan. Suele facilitar las cosas dejar para el final los átomos que aparecen en más de una sustancia en alguno de los miembros de la ecuación.



Ajuste

créditos config

$\text{CaCl}_2 + \text{NaBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{NaCl}$

En esta reacción no hay ninguna complicación especial, nos dará igual empezar por cualquier elemento.

Lo más sencillo es empezar por alguno que aparezca con un subíndice distinto de uno, por ejemplo el cloro.

Necesitamos poner un dos al NaCl para igualarlo

$\text{CaCl}_2 + \text{NaBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + 2 \text{NaCl}$

Ahora tenemos dos cloros en ambos miembros pero nos falta un sodio, ponemo un dos al NaBr

$\text{CaCl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + 2 \text{NaCl}$

Ya la tenemos ajustada

inicio Selecciona Reacción 1

Método matemático o de los coeficientes indeterminados :

Consiste en asignar una incógnita a cada fórmula y plantear una ecuación para cada elemento. Como es más complicado solo lo usamos cuando el anterior no da resultados. Te desarrollamos el método en el siguiente applet:

créditos config

Ajustaremos: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Asignamos una letra a cada coeficiente estequiométrico:
 $a \text{C}_3\text{H}_8 + b \text{O}_2 \rightarrow c \text{CO}_2 + d \text{H}_2\text{O}$

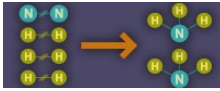
Planteamos una ecuación para cada uno de los elementos presentes de forma que si se cumple tendremos la ecuación ajustada:
 C: $3xa = cx1 \Rightarrow 3a=c$
 H: $ax8 = dx2 \Rightarrow 8a=2d$
 O: $bx2 = cx2 + dx1 \Rightarrow 2b=2c+d$

Obserba que tenemos más ecuaciones que incógnitas. Solo hay que asignar un valor a una de las incógnitas e ir resolviendo. Intenta hacerlo de forma que no obtengas fracciones.

En este caso a=1 nos da valores enteros para c y d
 a=1, c=3 y d=4
Despejando $2b=2x3 + 4 \Rightarrow b=5$

$1 \text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

inicio ⏪ ⏩



TIPOS DE REACCIONES

Encontramos muchísimas reacciones químicas diferentes. puesto que es algo inherente a la ciencia ordenar y clasificarlo todo, ésta no iba a ser una excepción. Dada esta variedad hay bastantes formas de clasificar las reacciones.

Vamos a estudiar diversas clasificaciones atendiendo a diferentes criterios. Ten en cuenta que no son excluyentes: una reacción se puede clasificar con todos y cada uno de los criterios, como verás al final de la página.

Debido a su importancia, desarrollaremos de forma más extensa dos de los criterios de clasificación : según la transformación y según la partícula transferida.

Aquí tenéis algunos tipos de reacciones:

- Según la velocidad con la que se desarrolla la reacción:

Dependiendo del tiempo que tardan en consumirse los reactivos encontraremos reacciones **rápidas** y **lentas**.

$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$ Rápida, tarda muy poco en consumir todo el sodio.

$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$ Lenta, el hierro se oxida con el aire a una velocidad baja.

- Según la energía implicada en el proceso:

Si la reacción desprende energía, la denominamos **exotérmica** y cuando la absorbe decimos que es **endotérmica**. Éstas las desarrollamos en el apartado de energía.

$\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$ $Q = -128.4 \text{ KJ}$ Desprende calor, es exotérmica.

$\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6$ $Q = 20.4 \text{ KJ}$ Absorbe calor, es endotérmica.

- Según el sentido de la reacción:

Si la reacción se da sólo de reactivos a productos, nos referimos a ella como **irreversible**.

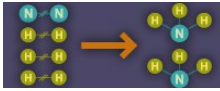
Si se da también de productos a reactivos (en ambos sentidos), hablamos de **reversible**.

$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$ Irreversible, solo se da en este sentido

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ Reversible, hay un equilibrio entre ambas reacciones.

Por ejemplo, el ácido sulfúrico reacciona con la sacarosa de forma algo **lenta**. Si añadimos agua a esta mezcla, la reacción es **rápida**. Al principio se va oscureciendo poco a poco y, al añadir agua, se vuelve negra rápidamente. En ambos casos se desprende energía, es **exotérmica** e **irreversible**.

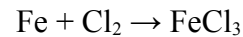
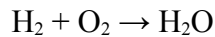


**SEGÚN EL TIPO DE TRANSFORMACIÓN**

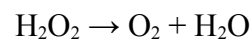
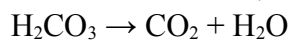
Las clasificamos según la transformación o mecanismo por el que se da la reacción:

- Reacciones de combinación o síntesis

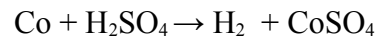
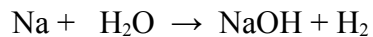
Partiendo de dos o más sustancias, producen un solo producto:

**- Reacciones de descomposición**

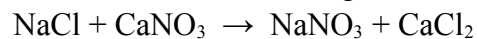
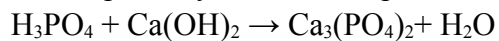
Partiendo de un solo reactante, da lugar a varios productos:

**- Reacciones de desplazamiento o sustitución**

Son aquellas en las que algún átomo de una de las sustancias que reacciona es desplazado o sustituido por otro de una sustancia simple:

**- Reacciones de doble desplazamiento**

Es muy parecida a la anterior pero, esta vez, el átomo que entra en la molécula proviene de un compuesto y el átomo desplazado entra en la molécula del otro compuesto.



Ahora pon en práctica lo aprendido:

Ejercicio

Clasifica las siguientes reacciones:

a) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Selecciona ▼

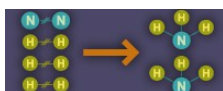
b) $\text{Cl}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$ Selecciona ▼

c) $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CuO}$ Selecciona ▼

d) $\text{CaCO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$ Selecciona ▼

e) $\text{NaNO}_3 + \text{K} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Na}$ Selecciona ▼

f) $\text{Cl}_2 + 2 \text{LiBr} \rightarrow 2 \text{LiCl} + \text{Br}_2$ Selecciona ▼

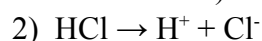
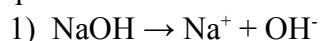


SEGÚN LA PARTÍCULA QUE SE TRANSFIERE

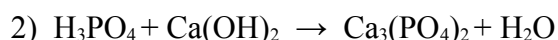
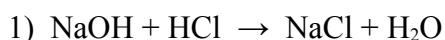
Para esta clasificación nos fijaremos en la partícula que pasa de un reactivo a otro.

- Reacciones de transferencia de protones o ácido-base

Utilizaremos la teoría de Arrhenius por ser sencilla, aunque completa, y suficiente para nuestro objetivo. Consideramos **ácido** a aquella sustancia capaz de ceder protones (H^+ en disolución, llamado más correctamente ión oxonio y representado por H_3O^+) y **base** a la que es capaz de ceder iones hidróxido (OH^- también llamado oxhidrilo).

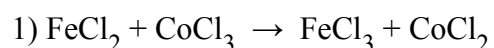


Un ión oxonio de la sustancia con características ácidas se une a un oxhidrilo proveniente de la sustancia básica para dar agua. Los iones restantes se unen para formar una sal.

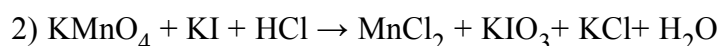


- Reacciones de transferencia de electrones o de oxidación-reducción

Son aquellas en las que se verifica la transferencia de electrones entre los reactantes. Para saber si ha tenido lugar, hay que observar el número de oxidación. En este curso será suficiente con adoptar como tal la valencia iónica. Si gana electrones, su número de oxidación disminuye y decimos que **se reduce**; si los pierde, dicho número aumenta y hablamos de **oxidación**.



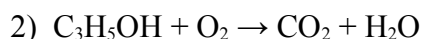
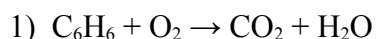
Cambian hierro y cobalto

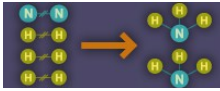


Cambian iodo y manganeso

Las **combustiones** son procesos en los que una sustancia se oxida (**combustible**) y otra se reduce (**comburente**) liberando gran cantidad de energía y formando gases.

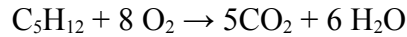
Es preciso que conozcas las combustiones de hidrocarburos, en las que el carbono pasa a dióxido de carbono y el hidrógeno, a agua. En este caso el comburente es el oxígeno.





RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Una vez ajustada la reacción disponemos de una relación entre todas las sustancias que intervienen en ella. Los coeficientes estequiométricos nos dan la cantidad de moléculas de cada sustancia. Por ejemplo:



Una molécula de C_5H_{12} reacciona con 8 moléculas de O_2 para dar 5 moléculas CO_2 de y 6 moléculas de H_2O .

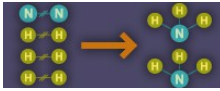
Dado que los moles son directamente proporcionales al número de moléculas a través del número de Avogadro podemos leer la relación anterior como si de moles se tratase. A partir de este cambio de lectura y en los siguientes, ya es posible utilizar ajustes con fracciones.

Un mol de C_5H_{12} reacciona con 8 moles de O_2 para dar 5 moles de CO_2 y 6 de H_2O .

Además, como la masa molecular (M) es la cantidad en gramos que necesitamos para tener un mol de cualquier sustancia, podemos transformar la relación vista a gramos. Si añadimos esto a las relaciones anteriores tendremos:

Lecturas	C_5H_{12}	8 O_2	5 CO_2	6 H_2O
Moléculas	1 molécula	8 moléculas	5 moléculas	6 moléculas
Moles	1 mol	8 moles	5 moles	6 moles
Gramos (moles x M)	1x72 72 g	8x32 256 g	5x44 220 g	6x18 108 g

Recuerda el **número de Avogadro** para relacionar moles con moléculas: $6.022 \cdot 10^{23}$ es el número de partículas que tenemos en un mol de cualquier sustancia. Practica con lo explicado:



Relaciones

créditos Selecciona Relación en gramos ▼ config

Si partimos de 40 g de CaF_2 calcula:

a) Masa de NaCl necesaria para que reaccione todo el CaF_2 .

Tenemos la relación:

$$\text{CaF}_2 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{NaF}$$
$$78 \text{ g} \qquad 117 \text{ g} \qquad 111 \text{ g} \qquad 84 \text{ g}$$

Cada 78 g de CaF_2 reaccionan con 117 g de NaCl .

Transformamos los gramos de CaF_2 en gramos de NaCl :

$$40 \text{ g de CaF}_2 \times \frac{117 \text{ g de NaCl}}{78 \text{ g de CaF}_2} = 60 \text{ g de NaCl necesitaremos.}$$

Ejercicio Solución

LÍQUIDOS Y GASES

Si trabajamos con líquidos o disoluciones, nos podemos encontrar que los datos o las incógnitas del problema sean volúmenes. Debemos transformarlos en gramos a partir de la densidad. Si se trata de una disolución, no debemos olvidar utilizar el tanto por ciento en masa para pasar de la cantidad de soluto a la disolución o viceversa.

Líquidos

Selecciona Problema ▼

Dada la reacción que tiene lugar en condiciones estandar (25°C y 1 atm):

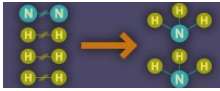
$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Reaccionan 250 ml de alcohol con suficiente oxígeno. ¿Cuántos litros de CO_2 obtendremos siendo las condiciones finales de 90°C y 836 mmHg?

Calcúlalos en estos dos casos:

a) El alcohol es puro y con una densidad de 0.8 g/mL

b) El alcohol proviene de una disolución al 95% y una densidad de 0.785 g/L



1º Bachillerato

La reacción química

Líquidos

Selecciona Líquido puro

A partir del volumen de 250 ml podemos calcular la masa:

$$d = \frac{m}{V} ; m = d \times V = 0.8 \times 250 = 200 \text{ g de alcohol}$$

Hallamos los moles de alcohol

$$n = \frac{m}{M} = \frac{200}{46} = 4.35 \text{ moles de alcohol}$$

Calculamos moles de dióxido de carbono:

$$4.35 \text{ moles de } C_2H_5OH \times \frac{6 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de alcohol}} = 26.1 \text{ moles de } CO_2$$

Ya solo nos queda aplicar la ecuación de los gases ideales

$$PV = nRT \Rightarrow 1 \times V = 26.1 \times 0.082 \times 363$$

$$V = 776.9 \text{ litros de } CO_2$$

Cuando todos sean gases, podemos encontrar una relación entre las sustancias en litros dada la proporcionalidad $V = nRT/P$, siempre y cuando todos se encuentren en las mismas condiciones.

Gases

Selecciona Problema

Dada la reacción que tiene lugar en condiciones estandar (25°C y 1 atm):

$$C_2H_5OH_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Se queman 250 ml de alcohol gaseoso con suficiente O_2 siendo las condiciones finales de 90°C y 836 mmHg:

a) ¿Cuántos litros de CO_2 se formarán?

b) ¿Qué volumen de agua obtendremos?



1º Bachillerato

La reacción química

Gases

Selecciona Dióxido de carbono

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)} + 15/2 \text{O}_{2(g)} \Rightarrow 6 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$

1 litro 7.5 litros 6 litros

Como nos indican que el agua es líquida no podemos utilizar esta relación que solo es válida para gases.

Además las condiciones iniciales y finales son diferentes.

Utilizamos la relación para transformar los litros de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en litros de CO_2 y, después, cambiaremos las condiciones.

$$0.250 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{6 \text{ litros de } \text{CO}_2}{1 \text{ litros de alcohol}} = 1.5 \text{ litros de } \text{CO}_2$$

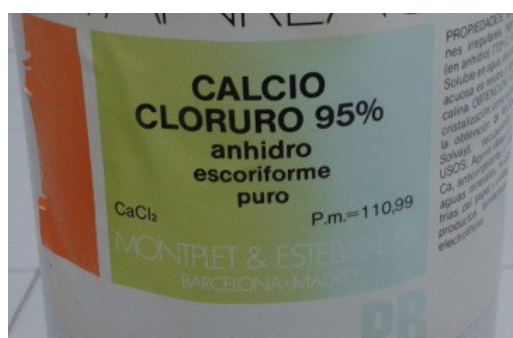
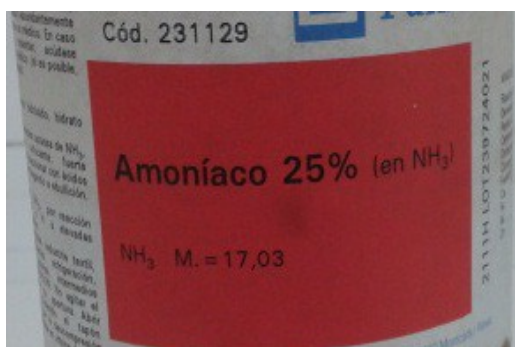
Cambiamos las condiciones siendo la cantidad de moles la misma:

Pasamos la temperatura a kelvin ($K = ^\circ\text{C} + 273$) y la presión a atmósferas ($1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$)

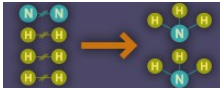
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \times 1.5}{298} = \frac{1.1 \times V}{363} \text{ De donde } V = 1.66 \text{ litros de } \text{CO}_2$$

RIQUEZA

En algunos casos nos encontraremos que alguno de los reactivos es impuro. Debemos calcular entonces el número de gramos de que disponemos en realidad.



Ten en cuenta que, si este reactivo es la incógnita, cuando por estequiometría hallemos su masa tendremos que realizar otro cálculo para determinar que cantidad de reactivo impuro necesito para tener la cantidad deseada del compuesto puro.



Partiendo del reactivo

créditos	Ejercicio	Solución	config
<p>Reaccionan 70 g de hierro con una riqueza del 85% con suficiente cloro para dar cloruro de hierro (III). Calcula los litros de cloro necesarios en condiciones normales así como la masa de cloruro obtenida.</p> <p>Empezamos, como siempre, ajustando: $2 \text{ Fe} + 3 \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ FeCl}_3$</p> <p>La masa de metal no nos sirve ya que solo una parte es realmente hierro: $70 \text{ g de metal} \times \frac{85 \text{ g de hierro}}{100 \text{ g de metal}} = 59.5 \text{ g Fe}$</p> <p>Transformamos la masa en moles de Fe y éstos en moles de Cl₂:</p> $n_{\text{Fe}} = \frac{59.5 \text{ g Fe}}{55.8 \text{ g/mol}} = 1.07 \text{ mol Fe} \times \frac{3 \text{ moles Cl}_2}{2 \text{ moles Fe}} = 1.60 \text{ moles Cl}_2$ <p>Finalmente los transformamos en litros en estas condiciones:</p> $1.60 \text{ moles Cl}_2 \times \frac{22.4 \text{ litros}}{1 \text{ mol}} = 35.84 \text{ litros de cloro en C.N.}$ <p>Hallamos la masa de FeCl₃ a partir de la de Fe:</p> $59.5 \text{ g Fe} \times \frac{2 \times 55,8 \text{ g de Fe}}{2 \times 162.3 \text{ g de FeCl}_3} = 20.46 \text{ g de FeCl}_3$			
inicio	limpiar		⏪

REACTIVO LIMITANTE

En cualquier reacción, lo normal es que los reactivos no se mezclen en **proporción estequiométrica**, que es la proporción exacta para que no sobre de ninguno de ellos. Si no tenemos esa suerte, la reacción se detendrá cuando uno se agote. A éste lo denominamos **reactivo limitante** ya que limita la reacción al no poder continuar.

Para identificar al reactivo limitante proponemos dos métodos:

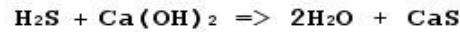
Tanteo:

Elegimos uno de los reactivos como supuesto limitante. Será el que reaccione completamente. Calculamos la cantidad necesaria del otro reactivo y comprobamos que sea menor que la masa de que disponemos. En caso de no tener suficiente, como no podemos gastar más de lo que tenemos (esto es ciencia; no hay préstamos), el reactivo limitante será el otro.



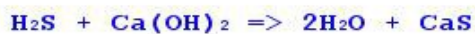
Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- Identifica el reactivo limitante
- Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobrarán



Elegimos uno de los reactivos como supuesto limitante.

Para tener más posibilidades de acierto nos podemos fijar la relación de gramos entre ellos.



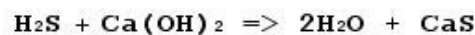
34 g de H_2S reaccionan con 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Necesitamos más $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que H_2S . Esta vez la proporción no nos ayuda ya que los datos la cumplen. Probaremos suerte con el H_2S

Pasos Elección

Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- Identifica el reactivo limitante
- Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobrarán



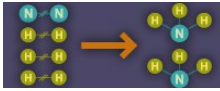
Realizamos los cálculos con el $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$41 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{34 \text{ g H}_2\text{S}}{74 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2} = 18.8 \text{ g de H}_2\text{S}$$

Para que se agoten los 41 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se gastarán: 18.8 g H_2S por lo que sobrarán $20 - 18.8 = 1.2$ g de dicho compuesto.

Si en la elección inicial hubiesemos acertado, solo nos quedaría hallar la diferencia entre gramos iniciales y gastados.

Pasos Solución



Proporción:

Calculamos la proporción en gramos o en moles en la que, según el ajuste, reaccionan los reactivos y la comparamos con la de los datos. Estudiamos de cuál deberíamos tener más cantidad para que se cumpla la relación estequiométrica y éste es el limitante.

créditos
config

Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $Ca(OH)_2$

a) Identifica el reactivo limitante.
 b) Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobran.

$$H_2S + Ca(OH)_2 \Rightarrow 2H_2O + CaS$$

La relación en que deben reaccionar es:
 34 gramos de H_2S por cada 74 gramos de $Ca(OH)_2$

Proporción del ajuste:
$$\frac{74 \text{ gramos de } Ca(OH)_2}{34 \text{ gramos de } H_2S} = 2.18$$

La proporción de los datos del problema es:

$$\frac{41 \text{ gramos de } Ca(OH)_2}{20 \text{ gramos de } H_2S} = 2.05$$

Para que la proporción fuese la estequiométrica deberíamos tener mayor cantidad de $Ca(OH)_2$.
 Por lo tanto éste es el limitante.

Será el que utilicemos para los cálculos, que se realizarán como en el ejemplo anterior.

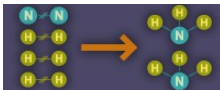
inicio
limpiar
⏪
⏩

RENDIMIENTO

No todas las reacciones se mantienen hasta que se agotan los reactivos. En muchos casos la reacción parece detenerse aún quedando reactantes. Esto se debe a que también tiene lugar la reacción contraria y ambas llegan a un equilibrio donde se obtienen productos y reactivos a la misma velocidad, de manera que ya no varían sus cantidades netas. Realmente la reacción se sigue produciendo en ambas direcciones.

Definimos **rendimiento** como el tanto por ciento de producto obtenido con respecto al máximo que podíamos esperar, el de la relación estequiométrica.

$$Rendimiento = \frac{Masa\ obtenida}{Masa\ teórica} \times 100$$



créditos config

Si reaccionan 30 g de H₂S con el suficiente NaOH
 ¿Cuántos g de Na₂S obtendremos?
 Responde de nuevo sabiendo que el rendimiento es del 72%.

Tras ajustar la reacción tenemos la relación en que reaccionan, la utilizaremos en gramos.

$$\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$$

$$34 \text{ g} \quad 2 \times 40 \text{ g} \quad 2 \times 18 \text{ g} \quad 78 \text{ g}$$

$$30 \text{ g de H}_2\text{S} \times \frac{78 \text{ g Na}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} = 68.8 \text{ g de Na}_2\text{S obtendremos}$$

Si el rendimiento es del 72% obtendremos menos:

$$68.8 \text{ g de Na}_2\text{S teóricos} \times \frac{72 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} = 49.5 \text{ g de Na}_2\text{S}$$

Se trata de aplicar el % para conocer lo que obtendremos

Selecciona Partiendo de un reactivo

Partiendo del producto

créditos Ejercicio Solución config

Reaccionan cierta cantidad de hierro con una riqueza del 85% con suficiente cloro para dar 50 g de cloruro de hierro (III).
 Calcula los gramos de hierro impuro necesarios para la reacción.

Empezamos, como siempre, ajustando: $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$

Transformamos la masa en moles de FeCl₃ y éstos en moles de Fe:

$$n_{\text{FeCl}_3} = \frac{50 \text{ g FeCl}_3}{162.3 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ moles Fe}}{2 \text{ moles FeCl}_3} = 0.31 \text{ moles de Fe}$$

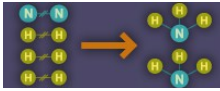
El hierro que reacciona debe ser puro.
 Hallamos la masa de Fe puro a partir de los moles de Fe:

$$0.31 \text{ moles de Fe} \times \frac{55.8 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 17.3 \text{ g de Fe puro}$$

La masa de metal impuro será mayor que la que reacciona para poder contener los gramos necesarios para la reacción.

$$17.3 \text{ g de hierro} \times \frac{100 \text{ g de metal}}{85 \text{ g de hierro}} = 20.35 \text{ g Fe impuro}$$

inicio limpiar



créditos
config

Si obtenemos 30 g de Na₂S por reacción de 50 g de NaOH con el suficiente H₂S. ¿Cuál ha sido el rendimiento?

Tras ajustar tenemos la relación en que reaccionan, la utilizaremos en gramos.

$$\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$$

$$34 \text{ g} \quad 2 \times 40 \text{ g} \quad 2 \times 18 \text{ g} \quad 78 \text{ g}$$

Calculamos la cantidad de producto que deberíamos obtener

$$50 \text{ g de NaOH} \times \frac{78 \text{ g Na}_2\text{S}}{80 \text{ g NaOH}} = 48.7 \text{ g de Na}_2\text{S} \text{ esperamos obtener}$$

Como hemos obtenido 30 g podemos calcular el rendimiento

$$\frac{30 \text{ g reales}}{48.7 \text{ g teóricos}} \times 100 = 61.5\%$$

El rendimiento de la reacción ha sido del 61.5%

Selecciona Calculando el rendimiento

DIAGRAMAS DE ENERGÍA

Una de las características de una transformación química es la variación de energía. La energía total de los productos no es idéntica a la de los reactivos. Esto se debe a que necesitamos energía para romper los enlaces de los reactivos y se obtiene otra cantidad al formarse los enlaces de los productos.

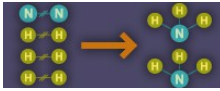
Realmente no podemos conocer cuánta energía total tiene una sustancia pero sí somos capaces de saber cuál ha sido la variación en una reacción. El estudio se suele realizar a presión constante y, en este caso, la variación de energía se denomina **variación de entalpía** que denotamos con ΔH .

Esto se entiende mucho mejor viendo los **"diagramas de energía"**. Son gráficas de la energía frente al avance de la reacción. Antes de verlas debemos conocer un par de conceptos más.

Siempre es necesaria una cierta cantidad de energía para que se produzca la reacción (recuerda que se deben romper enlaces). A esa cantidad de energía la llamamos **"energía de activación"**.

En el momento en el que se están rompiendo enlaces de los reactivos también se están formando los de los productos. Esta situación se denomina **"complejo activado"**.

A continuación podrás ver todas estas definiciones reflejadas en los diagramas de energía. Como vimos, nos encontramos con dos posibilidades: que se desprenda energía o que se absorba.

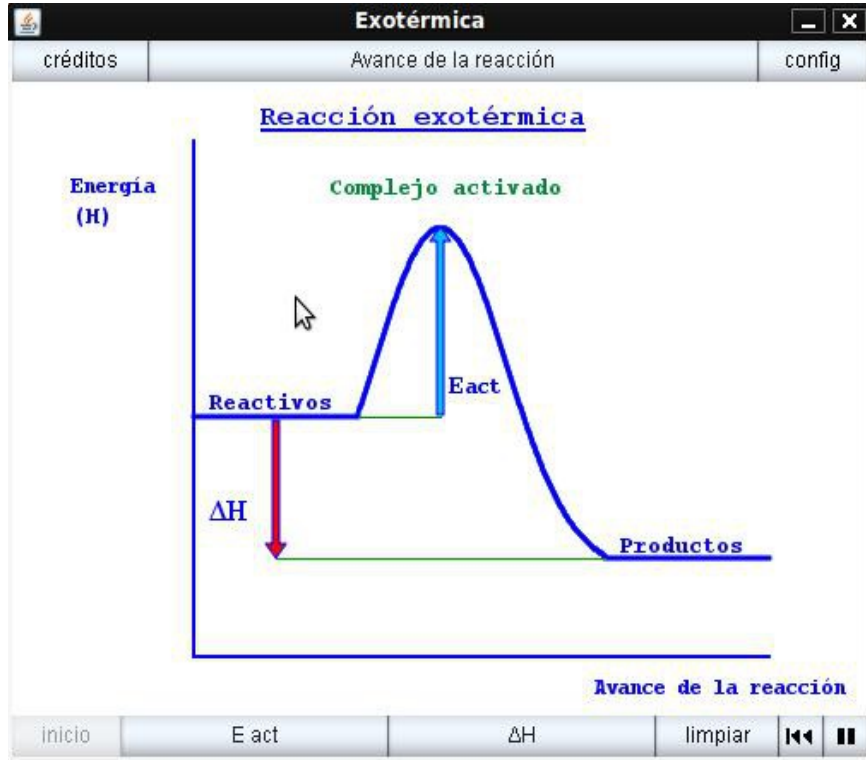


1º Bachillerato

La reacción química

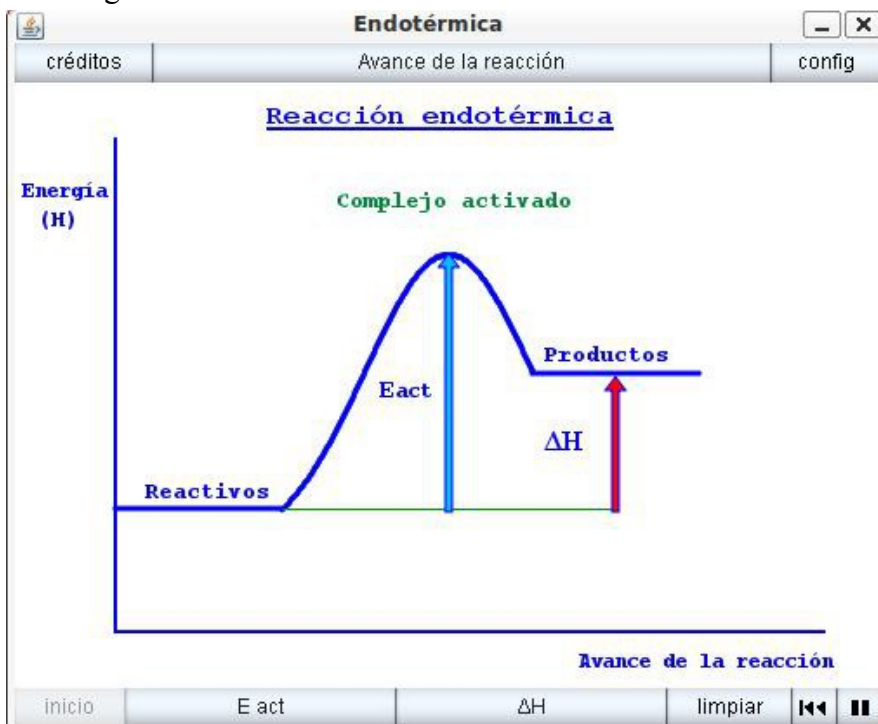
Reacciones exotérmicas

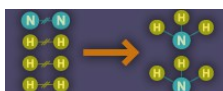
Son las que desprenden energía ya que el nivel energético total de los productos es menor que el de los reactivos.



Reacciones endotérmicas

La energía de los reactivos es menor que la de los productos por lo que se absorbe esa diferencia de energía.





CÁLCULOS ENERGÉTICOS

Como ya hemos dicho, no podemos calcular la energía total de una sustancia. Pero los científicos han conseguido tabular la energía de una serie de reacciones y han ideado un método para, a partir de éstas, calcular la energía puesta en juego en otras muchas. Este método se conoce como **Ley de Hess** (ya conoces la afición de los científicos a poner el nombre del descubridor a todo).

Para este curso será suficiente con utilizar las entalpías de formación estándar, la energía necesaria para formar un mol de sustancia a 1 atm y 25°C.

El método consiste en calcular la energía necesaria para formar los moles de productos indicados por el ajuste y restarle la que ya contenían los moles de los reactivos:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{f \text{ productos}}^0 - \sum \Delta H_{f \text{ reactivos}}^0$$

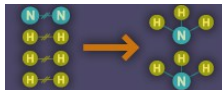
Aquí tenéis unos pocos valores:

Compuesto	ΔH^0 (KJ/mol)	Compuesto	ΔH^0 (KJ/mol)
Agua (H ₂ O)	-285.8	Propeno (C ₃ H ₆)	20.4
Dióxido de carbono (CO ₂)	-393.5	Butano (C ₄ H ₁₀)	-124.7
Monóxido de carbono (CO)	-110.5	Propano (C ₃ H ₈)	-103.8
Acetileno (C ₂ H ₂)	226.7	Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-277.6

Además debes saber que a un elemento en su estado natural más estable se le asigna un valor de 0 KJ/mol. Por ejemplo H₂, N₂, O₂, Fe o Ag.

Como puedes haber pensado, no es lo mismo que se obtenga un mol que dos, de ahí que las unidades vengan en KJ/mol. Si tenemos que hacer el cálculo de la variación de entalpía de una reacción nos la tienen que dar ajustada o, al menos, decimos qué compuesto debemos considerar como base de cálculo de forma que ajustemos la reacción para que aparezca un mol de éste (la sustancia que nombren deberá aparecer en el ajuste con un mol).

En el applet tienes un ejemplo resuelto y algunos ejercicios propuestos con ampliación en los cálculos de energías.



1º Bachillerato

La reacción química

Cálculos energéticos

créditos config

$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ **Combustión del propano**

Comenzamos ajustando la reacción para un mol de propano, ya que es la sustancia que nos nombran:

$$C_3H_8 + 10O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

El siguiente paso es calcular la variación de entalpía que aporta cada compuesto

$$C_3H_8 + 10 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$$

$$-103.8 \quad 10 \times 0 \quad 3 \times (-393.5) \quad 4 \times (-285.8)$$

El O_2 se encuentra en esta forma estable en la naturaleza

$$\Delta H_{\text{reac}} = [3 \times (-393.5) + 4 \times (-285.8)] - [-103.8 + 10 \times 0]$$

$$\Delta H_{\text{reac}} = -2251.7 - (-103.8) = -2147.9 \text{ KJ/mol}$$

Se desprenden 2147.9KJ por cada molde C_3H_8

inicio | Selecciona Ejemplo limpiar

Cálculos energéticos

créditos config

$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ **Combustión del etanol**

Ajustamos: $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

Calculamos:

$$\Delta H_{\text{reac}} = [2 \times (-393.5) + 3 \times (-285.8)] - [(-277.6) + 3 \times 0]$$

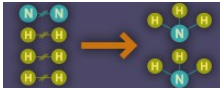
$$\Delta H_{\text{reac}} = -4005.4 + 277.6 = -3727.8 \text{ KJ/mol}$$

Supongamos que queremos saber la energía desprendida cuando se formen 50 g de agua.

$$50 \text{ g agua} \times \frac{1 \text{ mol agua}}{18 \text{ g agua}} \times \frac{1 \text{ mol etanol}}{3 \text{ moles agua}} \times \frac{-3727.8 \text{ KJ}}{1 \text{ mol etanol}} = -3451.7 \text{ KJ}$$

Cuando reaccionen 50 g de agua se desprenderán 3451.7 KJ

inicio | Selecciona Reacción 4 limpiar



VELOCIDAD

Definimos velocidad de una reacción como la variación del número de moles (más correctamente de la molaridad) de una sustancia con respecto al tiempo.

Esta magnitud tiene gran importancia, ya que una reacción puede ser muy interesante desde el punto de vista de los productos que obtenemos o de la energía que desprenda y, sin embargo, tardar años en producirse en un porcentaje aceptable.

Así, es muy importante para trabajar con reacciones conocer cómo aumentar su velocidad.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD

La velocidad de las reacciones químicas depende de varios factores. En estas páginas veremos de forma detallada cómo influyen todos ellos : temperatura, naturaleza de los reactivos, concentración, estado físico o presencia de catalizadores.

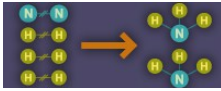
A) Temperatura:

El efecto de la temperatura está relacionado con la energía: a mayor temperatura, mayor energía media tendrán las moléculas. En realidad, a una determinada temperatura la energía de todas las moléculas no es la misma, por eso hablamos de un valor medio. La energía de las partículas responde a una distribución en la que su media es mayor conforme aumenta la temperatura. Por ello, enfocando el problema desde el punto de vista de las reacciones, compararemos la energía de las moléculas con la energía de activación. Al aumentar la temperatura, un mayor número de moléculas tendrán suficiente energía para superar el máximo de la gráfica de energía, la energía de activación, y podrán entonces romper sus enlaces para formar los productos. En resumen, a mayor temperatura, mayor número de choques efectivos.

Veamos un ejemplo:

La oxidación del magnesio se produce muy lentamente a temperatura ambiente, si la aumentamos acercando un mechero vemos como es rápida. Además, al ser una reacción exotérmica desprende calor y hace que continúe con gran velocidad.





1º Bachillerato

La reacción química

B) Concentración

Este factor es el más sencillo de comprender: cuantas más moléculas tengamos, más choques habrá y más cantidad de reactantes pasarán productos.

¿Cómo medimos esas cantidades? En química, la unidad de medida es el mol. Como la mayoría de las reacciones se dan en disolución, para comparar mejor utilizamos la molaridad (moles/litro). Esto se explica teniendo en cuenta que para el número de choques es muy importante el volumen del recipiente. Si tienes el doble de moles en un recipiente cien veces mayor los choques serán bastante menos.

En estado gaseoso utilizaremos la presión, más fácil de medir y proporcional a la molaridad. A mayor presión mayor será la velocidad. $PV=nRT$

$$P = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} RT$$

C) Naturaleza de los reactantes

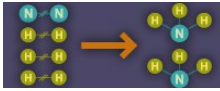
Si comparamos dos reacciones parecidas podemos encontrar grandes diferencias en sus velocidades. Estas diferencias no se deben a ningún efecto de los que hemos visto (temperatura o concentración).

Existe otro factor inherente a las sustancias que reaccionan, pues unas mezclas tienen mayor tendencia a reaccionar que otras y esto se traduce en una mayor velocidad. Lo podríamos explicar fijándonos en la energía de activación, para diferentes reactantes será distinta.

Por ejemplo, si tomamos dos trozos de distintos metales de la misma masa y a la misma temperatura y les añadimos un poco de agua, los dos se oxidarán pero las velocidades no serán iguales. Pongamos el caso del magnesio y el sodio. En el primero no se observa reacción (aunque se dé); en el segundo, se da de forma instantánea.

En las imágenes vemos durante unos segundos los dos casos :





D) **Estado físico**

Debido a que las reacciones se producen a partir de choques entre moléculas, cuanto más frecuentes sean los choques mayor será la velocidad de la reacción. Si el estado de los reactantes es gaseoso o se encuentran en disolución, los choques pueden darse por parte de todas las moléculas de que dispongamos. En el caso de los sólidos no sucede así, las partículas susceptibles de chocar serán solo las que se encuentran en la superficie del sólido, que son las únicas a las que se pueden acercar las moléculas del otro reactivo. Por ésto la velocidad depende de la superficie de contacto y aumentará con el grado de división. Será mayor cuanto menores sean los trozos del sólido debido a que para la misma masa aumenta la superficie. Si nos interesa aumentar la velocidad y hay un sólido en juego, lo mejor es machacarlo o, mejor todavía, disolverlo.

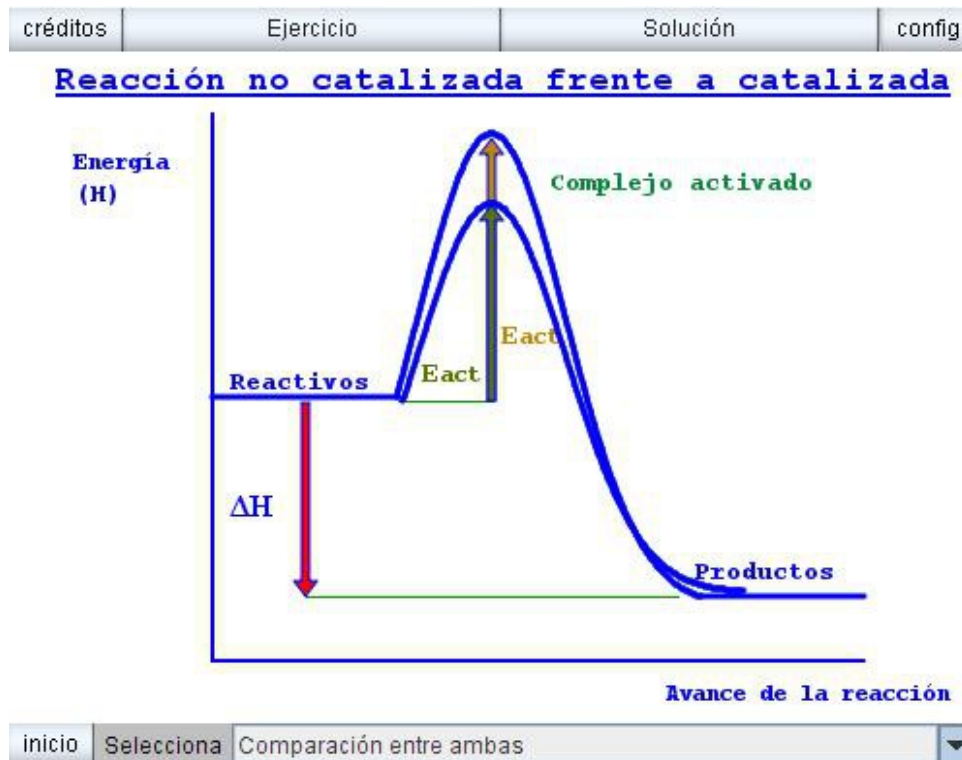
E) **Presencia de catalizadores**

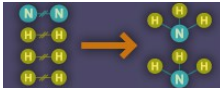
Un catalizador es una sustancia que varía la forma de producirse una reacción creando un nuevo camino para el que la velocidad es mucho mayor. Esto se debe a que la energía de activación de esta nueva reacción es bastante menor que la de la primera, que además se sigue produciendo.

Otra característica muy importante de los catalizadores es que se recuperan, no se gastan, sino que son a la vez reactivos y productos. De este modo se necesita una pequeña cantidad para aumentar muchísimo la velocidad de una reacción.

El problema es que cada reacción tiene un catalizador diferente, si es que lo tiene.

No hay una sustancia que nos sirva para todas las reacciones. Los catalizadores son específicos para cada reacción.





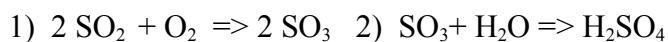
REACCIONES DE IMPORTANCIA INDUSTRIAL

En la industria encontramos ejemplos de reacciones útiles: utilizamos combustiones para generar energía eléctrica (centrales térmicas), preparamos reacciones para aprovecharlas cuando nos interese (pilas o bebidas autocalentables), fabricamos medicamentos, creamos nuevos materiales...

En lo que conocemos como industria básica se fabrican compuestos que luego serán utilizados para dar otros. Los ejemplos más conocidos son el ácido sulfúrico y el amoníaco.

Ácido sulfúrico

Se parte de azufre o sulfuro de hierro (pirita) que se oxida para dar SO_2 . En una segunda fase este SO_2 se vuelve a oxidar para dar SO_3 . Este segundo proceso es más interesante para nosotros. Se realiza a una temperatura de entre 500 y 600°C (recuerda el efecto de la temperatura en la velocidad) y en presencia de un catalizador de V_2O_5 consiguiéndose un rendimiento de hasta el 98%. Finalmente el SO_3 se mezcla con agua para dar el ácido sulfúrico.



Se utiliza para hacer fertilizantes, fabricar ácido fosfórico, pigmentos, en reacciones electrolíticas...

Amoníaco

Se produce por la reacción entre nitrógeno e hidrógeno: $2 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$

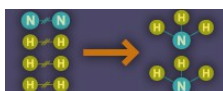
Esta reacción es exotérmica y, aunque ese desprendimiento de energía podría aumentar la velocidad, en este caso concreto perjudica al rendimiento. Se encuentra que la temperatura ideal para el proceso es de solo 400°C (baja para la industria). Se aprovecha ese calor cedido por la reacción para calentar los gases N_2 y H_2 que van a reaccionar de forma que la temperatura no siga aumentando.

Interesa una presión alta (para que haya más moléculas y se produzcan más choques) y se utiliza un catalizador de hierro.

El uso más común es en fertilizantes y productos de limpieza.

Ten cuidado, es peligroso mezclarlo con lejía ya que forma gases tóxicos.



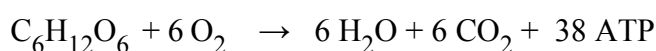


REACCIONES DE IMPORTANCIA EN LA NATURALEZA

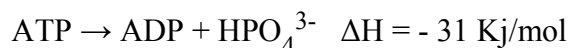
En este apartado nos centramos en algunas reacciones de los seres vivos: respiración, fermentación y fotosíntesis.

Respiración

Cuando nos referimos a la reacción química de la respiración estamos hablando de la que se produce en las células. Consiste en una oxidación exotérmica de compuestos orgánicos que proporciona energía que la célula aprovecha para realizar los procesos metabólicos. La reacción más habitual es la de glucosa:

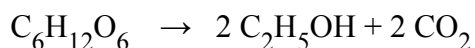


Con permiso de los biólogos, nos saltamos un montón de pasos. El ATP se forma a partir de otras moléculas (que no ponemos en la reacción, por lo que no está ajustada) aprovechando el intercambio de electrones, protones y energía del proceso de oxidación anterior. Arriba hemos indicado el final del proceso con la energía "guardada" en el ATP, adenosín trifosfato, la molécula que al transformarse en ADP (adenosín difosfato) libera la energía cuando es necesaria:



Fermentación

La fermentación es otro proceso de oxidación pero en el que no participa el oxígeno y que no llega a ser completa, no obtenemos H_2O y CO_2 . Los microorganismos responsables de esta reacción son levaduras, bacterias y mohos. Por ejemplo, las bebidas alcohólicas se fabrican con esta reacción:

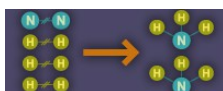


Fotosíntesis

Es el proceso que realizan las plantas para crear materia orgánica a partir de sales minerales, agua y la luz del sol. La energía solar es transformada en energía química que se acumula en las moléculas de ATP que servirán para sintetizar moléculas orgánicas. Esta reacción se produce en los cloroplastos, orgánulos que solo se encuentran en células vegetales.

Por ejemplo, se puede formar glucosa: $\text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 + \text{luz (hf)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$





ALTERACIONES MEDIOAMBIENTALES

Desde el comienzo de los tiempos el ser humano ha realizado transformaciones químicas (cocina, cerámica, medicina...) que han aumentado su calidad de vida.

Algunas de esas transformaciones químicas han alterado su entorno. Conforme los adelantos científicos (y químicos) favorecían el aumento de la población, el impacto sobre el medio ambiente ha ido creciendo. Veamos tres ejemplos:

Lluvia ácida

Las combustiones de la industria y las destinadas a producción de energía eléctrica (aquí todos tenemos parte de culpa) producen óxidos de nitrógeno y azufre que se emiten a la atmósfera. Bien por emisión directa o bien por oxidación en el aire de otras moléculas nos encontramos con las especies SO_3 y NO_2 que, al entrar en contacto con el agua, forman ácido sulfúrico y ácido nítrico respectivamente. Cuando estos ácidos caen a la superficie de la Tierra con la lluvia producen problemas en plantas, edificios, aguas...

Efecto invernadero

La atmósfera tiene una pequeña proporción de CO_2 (0.03%) pero tiene unas propiedades muy beneficiosas para la vida. Puesto que absorbe parte de la radiación emitida por la Tierra evitando que se enfríe. Este gas es el responsable de que la temperatura media de nuestro planeta se mantenga constante en unos $15^\circ C$ en lugar de los $-18^\circ C$ que tendríamos sin su presencia. Es el llamado efecto invernadero que, lejos de ser un problema, es una gran ayuda para la vida.

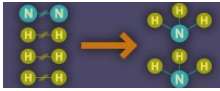
El problema es que las combustiones, otra vez, generan CO_2 y se va acumulando en la atmósfera. Al aumentar la cantidad de este gas, aumenta el efecto invernadero y se va elevando la temperatura de nuestro planeta, no mucho, $0.5^\circ C$ en el último siglo. Pero el problema va en aumento ya que cada vez emitimos más.



Agujero de capa de ozono

Otra de las sustancias beneficiosas en nuestra atmósfera es el ozono (O_3). Supone solo el 0.000004% de los gases y, sin embargo, absorbe más del 97% de la radiación ultravioleta que llega a la Tierra. La capa de ozono está entre 15 y 40 Km sobre la superficie que es donde hay una mayor concentración de este gas. Allí el ozono es beneficioso pero en la superficie es un oxidante muy potente considerado contaminante por lo que se analiza en las medidas de calidad del aire en las ciudades.

Hay pruebas de que se está creando un agujero en la capa de ozono y se sabe que los principales culpables son los CFCs (refrigerantes y propelentes). Para mitigar este efecto se llegó a un acuerdo para no utilizarlos. Sin embargo, tienen una vida bastante larga y siguen destruyendo ozono. La consecuencia directa es el aumento de las radiaciones perjudiciales que llegan a la superficie de la Tierra con el consiguiente aumento de enfermedades de la piel y las mutaciones a las que favorece esta radiación.



AUTOEVALUACIÓN

Una vez trabajados los contenidos de la unidad vamos a comprobar si los has comprendido bien con una serie de cuestiones:

- Dada la reacción: $C_2H_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_3OH(l)$
 Si reaccionan 20.0 g de C_2H_2 ¿qué masa de producto obtendremos?

 - 33.8 g
 - 20 g
 - 44 g
 - 13.84 g
- Dada la reacción: $C_2H_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_3OH(l)$
 Si disponemos de 20 g de C_2H_2 del 80% de riqueza y la reacción tiene un rendimiento del 70%. ¿Qué cantidad de C_2H_3OH obtendremos?

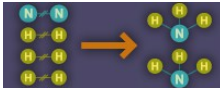
 - 23.7 g
 - 27.0 g
 - 33.8 g
 - 18.9
- Ajusta la siguiente reacción: $C_6H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

 - $C_6H_5OH + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$
 - $C_6H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
 - $C_6H_5OH + O_2 \rightarrow 6CO_2 + H_2O$
 - $C_6H_5OH + O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$
- Clasifica la siguiente reacción: $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow H_2O + Ca(NO_3)_2$

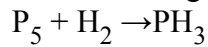
 - Ácido base y doble sustitución
 - Doble sustitución y redox
 - Doble descomposición
 - Redox y formación
- Si queremos aumentar la velocidad de una reacción tendremos que variar algunos parámetros, ¿en qué caso aumentará más?

 - Aumentar la cantidad de reactivos y disminuir la temperatura
 - Aumentar la cantidad de reactivos y aumentar la temperatura
 - Aumentar la temperatura
 - Añadir un catalizador, aumentar la cantidad de reactivos y aumentar la temperatura
- De los siguientes problemas medioambientales, selecciona aquellos en los que podrías hacer algo para que se resuelvan

 - Calentamiento global
 - Todas
 - Lluvia ácida
 - Agujero de la capa de ozono



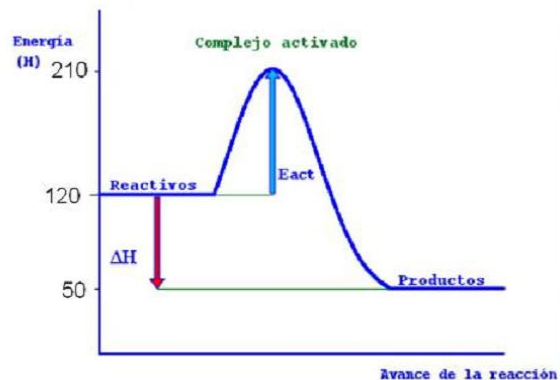
7. Clasifica la siguiente reacción según la transformación que tiene lugar:



1. Descomposición
2. Doble sustitución
3. Sustitución
4. Formación

8. Observa la gráfica e indica los valores de ΔH y E_{act} en KJ/mol

1. $\Delta H = -70$ $E_a = 90$
2. $\Delta H = 90$ $E_a = 70$
3. $\Delta H = -70$ $E_a = -90$
4. $\Delta H = 70$ $E_a = 90$



9. Calcula la variación de entalpía en KJ/mol para la reacción de obtención del $FeCl_3$: $Fe + H_2 \rightarrow FeCl_3$ Datos:

$$\Delta H_{for} FeCl_3 = -402 \text{ en KJ/mol y } \Delta H_{for} HCl = -92.2 \text{ en KJ/mol}$$

Recuerda las sustancias a las que asignábamos un valor de cero

1. -309.8
2. 125.4
3. -494.2
4. -125.4

10. Para la reacción: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

disponemos de 40 g de CH_4 y 68 g de O_2 . ¿Qué cantidad de reactivo sobrará?

1. 10 g O_2
2. 6 g CH_4
3. 17 g de CH_4
4. 23 g CH_4

11. Dada la reacción: $C_2H_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_3OH(l)$

¿Qué volumen de agua se necesita?

Dato $d = 1 \text{ Kg/L}$

1. 17.2
2. 0.014 L
3. 18 mL
4. 13.84 g