

- 1 Concepto de reacción química: reactivos y productos. Ecuaciones químicas.
- 2 Estequiometría: Cálculos con reacciones químicas.
3. Intercambios energéticos en las reacciones químicas. Entalpía de reacción.
- 4 Estudio de algunos tipos de reacciones químicas.

1. Concepto de reacción química: reactivos y productos. Ecuaciones químicas.

Constantemente observamos cómo en la naturaleza y en nuestra vida cotidiana se producen cambios. Un charco se seca, un cubito de hielo se derrite, un trozo de hierro se oxida con el tiempo, los alimentos cambian al ser cocinados, las plantas y los animales crecen, unas sustancias se mezclan con otras; podemos incluso separar mezclas de sustancias.

Hay cambios en los que las sustancias siguen siendo las mismas, sólo cambia su aspecto, o su estado de agregación. Los cambios de estado (sólido, líquido, gas), las mezclas de sustancias, o la separación de mezclas, son de este tipo. Como la sustancia sigue siendo la misma, también las moléculas son las mismas, sólo cambia la unión entre ellas. A este tipo de cambios se les llama **cambios físicos**.

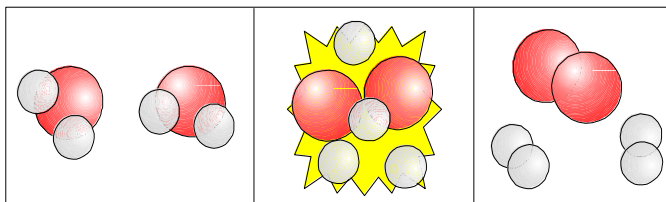
En otros cambios, sin embargo, no sólo se modifica el aspecto. Las sustancias que tenemos después del cambio son otras de las que teníamos antes de que se produjera.

Vemos que, a partir de dos sustancias, se han producido otras dos distintas. Las sustancias han cambiado, y por lo tanto también sus propiedades. A este tipo de transformación se le denomina **cambio químico**, o también **reacción química**.

En toda reacción química, a la sustancia o sustancias iniciales se les llama **reactivos**. Las sustancias nuevas que se forman, son los **productos** de la reacción. La reacción química se escribe de esta forma:

REACTIVOS → PRODUCTOS

¿Cómo puede ser posible que, a partir de unas sustancias, puedan formarse otras con propiedades muy diferentes? La razón está en las moléculas. Al formarse sustancias diferentes, las moléculas de las nuevas sustancias también deben ser diferentes a las que teníamos al principio. Las moléculas han cambiado.



¿Cómo pueden transformarse unas moléculas en otras diferentes? Pues modificando su estructura atómica. En la reacción, las moléculas de las distintas sustancias chocan unas con otras. Al chocar, los átomos se separan y posteriormente se vuelven a unir de forma diferente, dando lugar a moléculas distintas a las que teníamos al principio. Como consecuencia, las sustancias cambian y sus propiedades también.

Ecuaciones químicas:

Una reacción química se expresa mediante una ecuación química. En la ecuación aparecen:

- Fórmulas de reactivos y productos.
- Estado de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción: (s): sólido, (l): líquido, (g): gas, (ac): disolución acuosa.
- Una flecha que indica el sentido en el que se da la reacción.
- Coeficientes estequiométricos, que indican la proporción en que reaccionan o se producen las moléculas de las sustancias que intervienen en la reacción.

Ejemplo: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Ajuste de una reacción:

Ajustar la ecuación química consiste en colocar los coeficientes (n° de moléculas) necesarios para que el número total de átomos de cada elemento sea el mismo en cada miembro de la ecuación. Hay que recordar que la reacción se produce entre moléculas, no entre átomos individuales, por lo que las fórmulas químicas no podemos modificarlas, ni añadir átomos sueltos.

La forma más sencilla de ajustar una ecuación es *por tanteo*. Comenzaremos ajustando normalmente átomos de metales, o elementos que aparezcan una única vez en cada miembro de la ecuación. Continuaremos uno a uno con los siguientes

elementos, dejando como norma habitual las sustancias simples para el final (si en la reacción interviene oxígeno, casi siempre será el último elemento en ser ajustado).

Es posible que, durante el tanteo, tengamos que modificar alguno de los coeficientes que habíamos colocado previamente. Es algo normal, pero habrá que tener cuidado de hacer esa modificación en ambos miembros de la ecuación. La reacción la tendremos ajustada cuando comprobemos que existe el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados.

Puede ocurrir que aparezcan coeficientes fraccionarios (1/2, 1/3...). Ejemplo: $\frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g})$

Parece imposible que reaccione media molécula, pero pensemos que los coeficientes indican proporción entre moléculas (en realidad, reacciona un número de moléculas del orden de $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$). En el ejemplo anterior, lo que ocurre es que de hidrógeno reaccionan el triple de moléculas que de nitrógeno, y de amoníaco se forman el doble de las que han reaccionado de hidrógeno. Podemos deshacernos de las fracciones multiplicando todos los coeficientes de la ecuación por un mismo número, de forma que queden enteros.



Importante: Estamos viendo que los coeficientes nos indican proporción entre moléculas. Por lo tanto, también será una proporción entre **número de moles** de cada sustancia. **NUNCA** será una proporción entre masas (g).

Símbolos especiales: $\xrightarrow{\text{Pt}}$ Reacción que se produce en presencia de un catalizador (platino en este caso).
 (↑) Producto gaseoso que se desprende.
 (↓) Producto sólido que precipita.
 (↔) Reacción reversible.

Reacciones reversibles: equilibrio químico.

En la ecuación química, la flecha nos indica el sentido en el que se da la reacción (reactivos que se consumen, dando lugar a productos). Sin embargo, en muchas reacciones, los productos vuelven a reaccionar entre ellos para volver a dar los reactivos iniciales (la reacción se da también en el sentido inverso, aunque a un ritmo más lento). Se dice entonces que la reacción es reversible. Se usará para distinguirlas una flecha doble (↔)

El ritmo, la velocidad a la que se da la reacción, depende de la cantidad de sustancias que tengamos. Los reactivos, al irse consumiendo, reaccionan cada vez más lentamente, mientras que los productos, al volver a reaccionar en sentido inverso, cada vez lo hacen más rápidamente. Se llegará a un equilibrio cuando ambas reacciones se produzcan al mismo ritmo (las sustancias siguen reaccionando, pero ya no se observan más cambios). La situación final se denomina de equilibrio químico. No se habrá consumido completamente ninguna de las sustancias. El estudio de estas reacciones se hará en el curso próximo. Las reacciones químicas que se dan en un solo sentido se denominan *irreversibles*.

Leyes de las reacciones químicas:

En toda reacción química se cumplen las leyes ponderales que ya tratamos en el Tema 1. Las más importantes a la hora de entender la reacción química son:

Ley de conservación de la masa (Lavoisier): “En toda reacción química, la masa total permanece constante. Es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”.

Esto se explica teniendo en cuenta que en la reacción, aunque las moléculas cambien, los átomos siguen siendo los mismos, en tipo y cantidad. Sólo se han unido de forma diferente. Por lo tanto, si los átomos son los mismos, la masa tiene que permanecer constante.

Ley de las proporciones constantes (Proust): “En una reacción química, las cantidades de las sustancias que intervienen (que reaccionan o que se producen) están en una proporción fija.”

Esta ley se explica teniendo en cuenta cómo se produce la reacción. Las moléculas que intervienen lo hacen en una proporción fija, de números sencillos. Por lo tanto, en las masas de productos y reactivos también debe existir una proporción fija (aunque no sea la misma que nos indican los coeficientes, ya que la masa molecular de cada sustancia es diferente).

2. Estequiometría: Cálculos con reacciones químicas.

Por *estequiometría* entendemos el estudio de las proporciones (en masa, en moles, en volumen) existentes entre las distintas sustancias que intervienen en la reacción química. Es decir, nos permite calcular las cantidades de sustancias que reaccionan y/o se producen, a partir de unos datos iniciales.

A la hora de realizar cálculos estequiométricos, seguimos unas reglas básicas:

1. En primer lugar, escribimos la ecuación química completa debidamente ajustada (este paso es fundamental, y el que genera más fallos. Un error en la fórmula de alguna de las sustancias o en el ajuste, hará que todos los cálculos posteriores sean incorrectos).
2. Ya que los coeficientes estequiométricos de la ecuación nos indican proporción entre moles de sustancias, debemos pasar el dato inicial a moles.
3. Atendiendo al resultado que nos piden, debemos trabajar con la proporción existente entre la sustancia dato y la sustancia problema (nos la indican los coeficientes). Esto nos dará como resultado el número de moles de la sustancia problema.
4. Finalmente, ese número de moles lo pasamos a la unidad que nos esté pidiendo el problema (masa, volumen, nº de moléculas...)

Ejemplo: En la combustión del metano
 $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, calcula qué masa de H_2O se obtiene al reaccionar 10 L de metano en c.n.

1. Reacción ajustada: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

2. Dato: 10 L CH_4 c.n. 1 mol $\text{CH}_4 \rightarrow 22,4$ L CH_4 c.n.

3. Proporción entre CH_4 y H_2O 1 mol $\text{CH}_4 \rightarrow 2$ mol H_2O

4. Paso de mol a g H_2O 1 mol $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 18$ g H_2O

$$10 \text{ L } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{22,4 \text{ L } \text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} \cdot \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 16,07 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Reactivos impuros:

Algunas sustancias no se encuentran puras al cien por cien, sino que contienen impurezas; de este modo, para trabajar con ellas, necesitamos disponer de un dato adicional: **la riqueza (R)** o tanto por ciento de sustancia pura que contienen. Así por ejemplo si nos dicen que tenemos una muestra de sulfuro de plomo (II) del 70% en riqueza, hemos de considerar que por cada 100 gramos (o moles) de la muestra solo 70 gramos (o moles) corresponderán al compuesto sulfuro de plomo (II).

Reactivo limitante:

Es posible que inicialmente tengamos datos de dos o más reactivos. Lo más probable es que no se consuman ambos completamente. En cuanto uno de ellos se agote, la reacción finalizará, sobrando parte de cada uno de los otros. Ese reactivo que se agota en primer lugar se denomina **reactivo limitante**, y debemos identificarlo, ya que es con él con el que debemos trabajar, considerándolo el dato inicial.

Cuando de uno de los reactivos tenemos toda la cantidad necesaria (y de sobra) para completar la reacción (caso del oxígeno atmosférico en una combustión al aire libre, por ejemplo), se denomina **reactivo en exceso**.

Rendimiento de una reacción química:

En teoría, una reacción química irreversible se da al 100%, es decir, el reactivo limitante reacciona completamente, se agota. Sin embargo, en la práctica, es posible que parte del reactivo quede sin reaccionar. Por ejemplo, en una cocina de butano, parte del butano se escapa sin arder, o cuando uno de los reactivos es un sólido en trozos gruesos, la parte interior puede que quede sin reaccionar.

El rendimiento de la reacción nos indica qué porcentaje del reactivo es el que realmente reacciona (y, por tanto, qué porcentaje de productos se forman, respecto a la cantidad teórica).

(Nota: El rendimiento de la reacción es, lógicamente, menor que el 100%. Esto significa:

***Reactivos:** La cantidad de reactivo que reacciona (real) es siempre menor que la cantidad inicial (teórica, necesaria).*

***Productos:** La cantidad de producto obtenida (real) es siempre menor que la cantidad de producto que se obtendría teóricamente.)*

Ejercicio resuelto: A partir de la reacción: $\text{Zn (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ **Calcula:**

a) Cantidad de ZnCl_2 obtenida si reaccionan completamente 100 g Zn

En primer lugar, ajustamos la reacción: $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

$M(\text{Zn}) = 65,4 \rightarrow 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g Zn}$

Reacción: 1 mol Zn produce 1 mol ZnCl_2

$M(\text{ZnCl}_2) = 136,4 \rightarrow 1 \text{ mol ZnCl}_2 = 136,4 \text{ g ZnCl}_2$

$$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{136,4 \text{ g ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 208,56 \text{ g ZnCl}_2 \text{ se producen}$$

b) Volumen de H_2 obtenido en c.n. si reaccionan completamente 100 g Zn

$M(\text{Zn}) = 65,4 \rightarrow 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g Zn}$

Reacción: 1 mol Zn produce 1 mol H_2

1 mol H_2 en c.n. ocupa un volumen de 22,4 L

$$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ c.n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 34,25 \text{ L H}_2 \text{ se producen}$$

c) Volumen de disolución de HCl 5 M necesario para que reaccionen completamente los 100 g Zn

$M(\text{Zn}) = 65,4 \rightarrow 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g Zn}$

Reacción: 1 mol Zn reacciona con 2 mol HCl

Disolución 5 M: 5 mol HCl en 1 L disolución

$$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{5 \text{ mol HCl}} = 0,61 \text{ L disolución son necesarios}$$

d) Cantidad de zinc con riqueza del 75% necesaria para obtener 20 g ZnCl_2 .

En este caso el dato es de un producto (ZnCl_2). Nos piden la cantidad de reactivo impuro necesaria (al 75% de riqueza). Usaremos esto al final.

$M(\text{ZnCl}_2) = 136,4 \rightarrow 1 \text{ mol ZnCl}_2 = 136,4 \text{ g ZnCl}_2$

Reacción: 1 mol Zn produce 1 mol ZnCl_2

$M(\text{ZnCl}_2) = 136,4 \rightarrow 1 \text{ mol ZnCl}_2 = 136,4 \text{ g ZnCl}_2$

Riqueza 75%: de cada 100 g de Zn impuro, 75 g son de Zn.

$$20 \text{ g ZnCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{100 \text{ g Zn impuro}}{75 \text{ g Zn}} = 12,79 \text{ g Zn impuro necesitamos}$$

e) Si partimos de 200 g Zn, volumen de H_2 obtenido a 800 mmHg y 30°C suponiendo un rendimiento del 70%.

Dado que el rendimiento es del 70%, de cada 100 g Zn iniciales, sólo reaccionarán 70 g Zn en realidad.

Paso a moles: $M(\text{Zn}) = 65,4 \rightarrow 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g Zn}$

Reacción: 1 mol Zn produce 1 mol H_2

Volumen en c.n.: 1 mol H_2 en c.n. ocupa un volumen de 22,4 L

$$200 \text{ g Zn inic} \cdot \frac{70 \text{ g Zn}}{100 \text{ g Zn inic}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 2,14 \text{ mol H}_2 \text{ se producen realmente}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,14 \cdot 0,082 \cdot 300}{1,05} = 50,14 \text{ L H}_2 \text{ se producen realmente}$$

f) Cantidad en g de HCl necesaria para obtener 10 g ZnCl_2 , suponiendo un rendimiento del 70%.

Paso a moles: $M(\text{ZnCl}_2) = 136,4 \rightarrow 1 \text{ mol ZnCl}_2 = 136,4 \text{ g ZnCl}_2$

Reacción: 2 mol HCl producen 1 mol ZnCl_2

Paso de moles a g: $M(\text{HCl}) = 36,5 \rightarrow 1 \text{ mol HCl} = 36,5 \text{ g HCl}$

Dado que el rendimiento es del 70%, de cada 100 g Zn iniciales, sólo reaccionarán 70 g Zn en realidad.

$$10 \text{ g ZnCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl inic}}{70 \text{ g HCl}} = 7,65 \text{ g HCl necesarios inicialmente}$$

g) Si hacemos reaccionar 10 g Zn con 100 mL de disol 2 M HCl, razone cuál es el reactivo limitante y qué cantidad, en g, del otro reactivo queda sin reaccionar.

Tenemos dos cantidades iniciales de ambos reactivos. Debemos pasar los datos iniciales a moles, y comparar con la proporción que indica la reacción: 1 mol de Zn por cada 2 moles de HCl.

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,153 \text{ mol Zn} \quad 100 \text{ mL disol} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol}} = 0,2 \text{ mol HCl}$$

Vemos que para que se consuma todo el Zn serían necesarios 0,306 moles HCl, pero sólo hay 0,2 moles. Por lo tanto, el HCl se consumirá primero (es el reactivo limitante), y quedará parte de Zn sin reaccionar.

$$\text{Masa de Zn que reacciona: } 0,2 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 6,54 \text{ g Zn reaccionan}$$

Quedan sin reaccionar $10 \text{ g Zn} - 6,54 \text{ g Zn} = 3,46 \text{ g Zn}$ sin reaccionar.

3. Intercambios energéticos en las reacciones químicas. Entalpía de reacción.

Toda reacción química está unida a una absorción o desprendimiento de energía. Tanto las moléculas de los reactivos como las de los productos almacenan energía en los enlaces entre sus átomos. Al cambiar estos enlaces, la energía de los productos será diferente a la de los reactivos (puede ser menor o mayor).

La variación de energía (ΔE) en una reacción química se denomina **Energía de reacción**. Se calcula siempre como:

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$$

Según se absorba o se desprenda energía en la reacción, encontramos dos tipos de reacciones químicas.

Reacciones endotérmicas: La energía de los productos es mayor que la de los reactivos. $\Delta E > 0$. Se absorbe energía.

Esta energía adicional procede del medio que rodea a la reacción (bien porque la aportemos por calentamiento, luz, chispa eléctrica, etc, o porque tome directamente esa energía del medio, enfriándolo). Ejemplos de reacciones endotérmicas: cocinar los alimentos (desnaturalización de proteínas), fotosíntesis, recargar la batería del móvil.

Reacciones exotérmicas: La energía de los productos es menor que la de los reactivos. $\Delta E < 0$. Se desprende energía.

El hecho de que se desprenda energía no significa necesariamente que se produzca una llama. Para que eso ocurra, la reacción debe producirse rápidamente y producirse un gran aumento de la temperatura, para que los productos se pongan incandescentes (en eso consiste la llama).

Una reacción química puede desprender energía en forma de **calor, luz o corriente eléctrica**.

Ejemplos de reacciones exotérmicas: reacciones ácido-metal, combustiones, pilas y baterías.

Energía de activación:

El hecho de que una reacción sea exotérmica, que desprenda energía, no significa que dicha reacción se produzca espontáneamente en cuanto los reactivos entren en contacto. Por ejemplo, la combustión del butano es muy exotérmica, pero el butano no arde solo al estar en contacto con el oxígeno. Hace falta una pequeña llama, una chispa, que inicie la reacción; posteriormente, se mantiene por sí sola. Esa cantidad de energía inicial se denomina *energía de activación*.

¿Por qué es necesaria la energía de activación? Recordemos cómo es el mecanismo de una reacción química. Las moléculas de los reactivos chocan entre sí, se rompen las uniones entre los átomos, formándose un estado intermedio llamado complejo activado, y posteriormente se vuelven a formar nuevas moléculas, dando lugar a los productos.

Pues bien. Para romper los enlaces en las moléculas de los reactivos es necesario un aporte de energía (el complejo activado intermedio tiene mayor

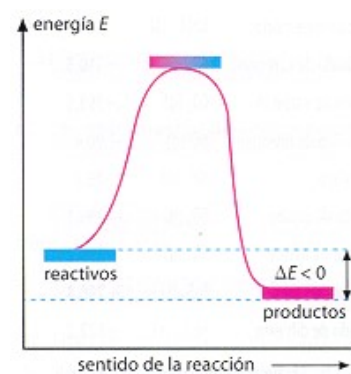
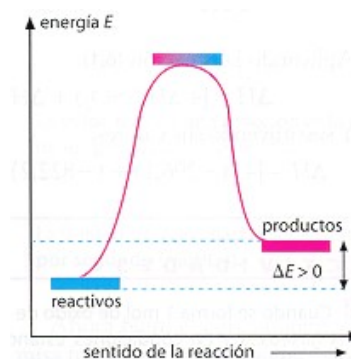


FIGURA 6.17. Perfil de una reacción exotérmica, $\Delta E < 0$.

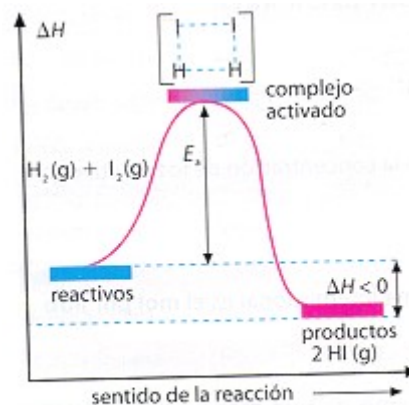


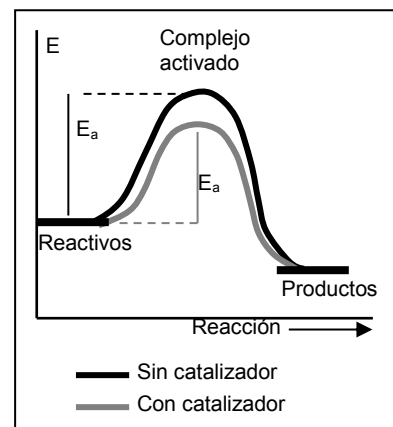
FIGURA 6.21. Perfil de la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$ a través de un complejo activado.

energía que los reactivos). Luego, los nuevos enlaces formados desprenderán energía (energía de enlace). Si esa energía desprendida es mayor que la de activación, la reacción será exotérmica. Si, por el contrario, se desprende menos de la que se ha absorbido, los productos tendrán mayor energía que los reactivos reacción endotérmica.

Existen sustancias, llamadas **catalizadores**, que en contacto con los reactivos, hacen que disminuya la energía de activación necesaria, haciendo que la reacción pueda darse con mayor rapidez. Las sustancias reaccionan, pero el catalizador no, no se gasta (no aparece en la reacción como reactivo ni como producto), sólo mejora las condiciones para que la reacción se produzca. Los catalizadores son específicos de una reacción concreta. Actualmente buena parte de la investigación química avanza en la búsqueda de catalizadores apropiados para distintas reacciones.

Ejemplos de reacciones catalizadas: procesos digestivos y del metabolismo de los seres vivos (enzimas). Obtención de derivados del petróleo. Fermentación de yogur, cerveza, bebidas alcohólicas (levaduras). Obtención de ácidos.

Los **inhibidores** son sustancias que ralentizan e incluso paralizan la reacción, bloqueando el mecanismo de formación del complejo activado. También son específicos de cada reacción.



Entalpía de reacción (ΔH):

La mayoría de las reacciones químicas que se llevan a cabo en el laboratorio se producen en recipientes abiertos, es decir, a presión constante. En esos casos el calor de reacción se mide con una magnitud llamada **entalpía (H)**. Se mide en las mismas unidades que la energía (J, kJ, cal, kcal...).

$$H = E + P \cdot V$$

Recuerda:

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} = 4180 \text{ J} = 4,18 \text{ kJ}$$

Se habla de **entalpía estándar (H°)** cuando la medimos a 1 atm y 25 °C. Es la que usaremos normalmente.

La variación de entalpía en una reacción ($\Delta H^\circ = H^\circ_{\text{productos}} - H^\circ_{\text{reactivos}}$), nos indica el calor desprendido o absorbido a presión constante.

$\Delta H^\circ > 0$: Reacción endotérmica. Calor absorbido.

$\Delta H^\circ < 0$: Reacción exotérmica. Calor desprendido.

El valor de ΔH° de una reacción se coloca a continuación de la reacción ajustada, y se refiere al calor intercambiado cuando intervienen el número de moles que aparecen en la reacción ajustada.

Por ejemplo, en la reacción de combustión del metano $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H^\circ = -802 \text{ kJ}$

Es decir, se desprenden 802 kJ por cada mol de CH_4 que reacciona, o por cada 2 moles de O_2 que reaccionan.

Ejemplos de cálculos con entalpías de reacción.

- La reacción de combustión del metano: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H^\circ = -802 \text{ kJ/mol}$

¿Qué cantidad de energía se desprende al quemar 100 g de CH_4 ?

1º Pasamos el dato a moles: $M(\text{CH}_4) = 16$. 1 mol $\text{CH}_4 = 16 \text{ g CH}_4$

2º. Entalpía de reacción: Se desprenden 802 kJ por cada mol de CH_4 que reacciona (reacción exotérmica)

$$100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{802 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_4} = 5012,5 \text{ kJ}$$

- En la reacción de electrólisis del agua $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ $\Delta H^\circ = 474,6 \text{ kJ}$

Si mediante una corriente eléctrica suministramos 200 kJ al agua.

¿Qué volumen de H_2 obtendremos, medido en c.n?

· La reacción es endotérmica ($\Delta H^\circ > 0$). Se necesitan 474,6 kJ por cada 2 mol H_2 que se producen.

· En c.n, 1 mol $\text{H}_2 \rightarrow 22,4 \text{ L H}_2$

$$200 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{474,6 \text{ kJ}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 18,88 \text{ L H}_2$$

¿Qué masa de agua reacciona?

Partiendo del mismo dato inicial (200 kJ suministrados). Ahora buscamos la proporción con el agua.

· Se necesitan 474,6 kJ por cada 2 mol H_2O que reaccionan.

· 1 mol H_2O o 18 g H_2O

$$200 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{474,6 \text{ kJ}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 15,17 \text{ g H}_2\text{O reaccionan}$$

4 Estudio de algunos tipos de reacciones químicas.

4.1 Reacciones de oxidación-combustión:

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

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

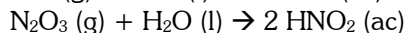
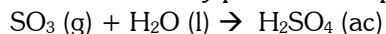
Entalpías de combustión estándar de algunas sustancias		
ΔH° (valor LHV)		
	kJ/mol	kJ/g
Hidrógeno (H ₂)	- 244	- 121
Metano (CH ₄)	- 802	- 50,1
Propano (C ₃ H ₈)	- 2044	- 46,4
Butano (C ₄ H ₁₀)	- 2659	- 45,8
Octano (C ₈ H ₁₈)	- 5075	- 44,5
Etanol (C ₂ H ₆ O)	- 1230	- 26,7
Benceno (C ₆ H ₆)	- 3133	- 40,17

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

Combustión y contaminación:

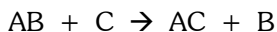
Muchas reacciones de combustión son las principales responsables de la contaminación atmosférica. La combustión de combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural), cuyos principales elementos constituyentes son carbono e hidrógeno, da lugar a CO₂ y H₂O, como vemos en la reacción del butano escrita anteriormente. El CO₂ es el principal responsable del efecto invernadero.

Además, los combustibles (especialmente el gasoil) contienen cantidades de compuestos de azufre y nitrógeno, que al quemarse dan lugar a los correspondientes óxidos (SO, SO₂, SO₃, NO, N₂O, NO₂, N₂O₃, N₂O₅), que contaminan la atmósfera, produciendo lluvia ácida y problemas respiratorios, ya que al reaccionar con el agua dan lugar a ácidos.



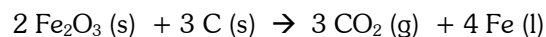
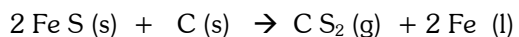
4.2 Reacciones de sustitución:

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



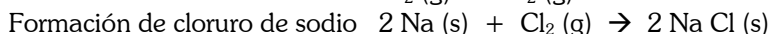
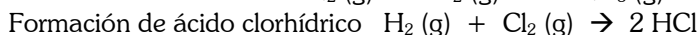
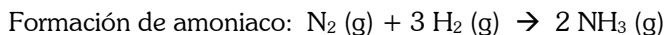
El compuesto A C es más estable (tiene menor energía) que el A B

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



4.3 Reacciones de síntesis (formación de compuestos):

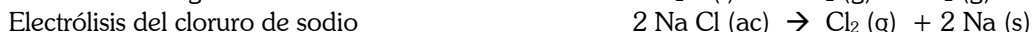
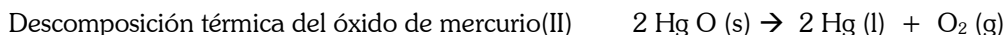
Consisten en la formación de un compuesto a partir de los elementos que lo componen en estado puro (como sustancias simples). Algunas de ellas, la formación de óxidos metálicos, ya las hemos estudiado. Otras son:



4.4 Reacciones de descomposición:

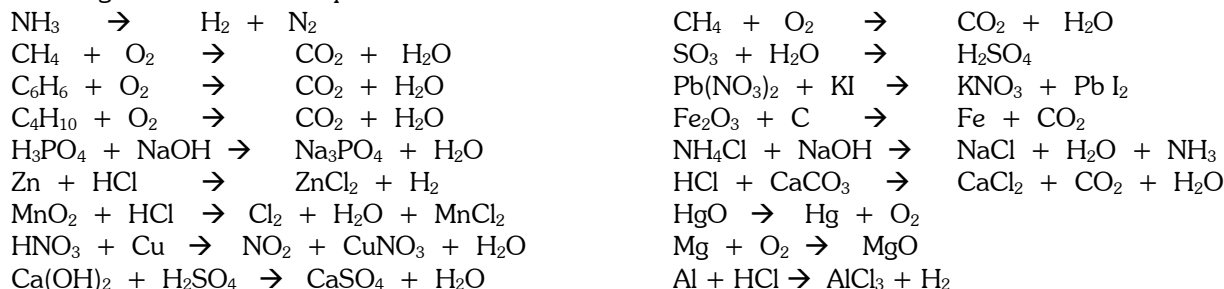
Podemos hacer reaccionar un único compuesto para descomponerlo en otros compuestos o en sustancias simples.

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



EJERCICIOS TEMA 4: REACCIONES QUÍMICAS

1. Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Reacciones de oxidación-combustión:

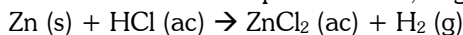
2. El butano (C_4H_{10}) reacciona, en un ambiente rico en oxígeno, produciendo dióxido de carbono y agua.



- Volumen de oxígeno necesario para que reaccionen 6 L. de butano, en c.n. (39 L.)
 - Cantidad de agua producida. (24,1 g)
 - Volumen de aire necesario, sabiendo que el porcentaje (riqueza) de oxígeno en el aire es del 21%. (185,7 L)
3. En un matraz de 1 L hay 0,05 moles de O_2 y 0,05 moles de H_2 . Si reaccionan al saltar una chispa eléctrica en su interior, se forma agua líquida. Calcular: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Cuál de los gases queda sin reaccionar y cuántos moles quedan. (0,025 moles)
 - Los moles de agua formados. (0,05 moles)
 - La presión en el interior del matraz a 0 °C una vez que se ha producido la reacción. (0,56 atm)
4. Al reaccionar sulfuro de cinc con oxígeno se obtiene óxido de cinc y se desprende dióxido de azufre gaseoso.
- $$\text{ZnS}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$$
- ¿Qué cantidad de óxido de azufre se producirá al reaccionar 50 g de sulfuro de cinc? (32,8 g)
 - ¿Qué masa de oxígeno se consumirá en la reacción? ¿Qué volumen ocupará ese oxígeno, a 600 mmHg y 30 °C? (24,6 g O_2 ; 24,2 L O_2)
5. Dadas las entalpías estándar de combustión de 1 mol de las siguientes sustancias:
 Metano (CH_4): $\Delta H^\circ = -802$ kJ/mol, octano (C_8H_{18}): $\Delta H^\circ = -5075$ kJ/mol, etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$): $\Delta H^\circ = -1230$ kJ/mol
- Escriba la reacción ajustada de cada combustión.
 - Compare la energía obtenida en la combustión de 1 kg de cada sustancia.
 - Compare la masa de CO_2 desprendida en cada caso, en la producción de 1 MJ (1000 kJ) de energía.
 (b: Metano: 50,125 MJ, Octano: 44,54 MJ, Etanol: 26,74 MJ)
 (c: Metano: 54,86 g CO_2 , Octano: 69,36 g CO_2 , Etanol: 71,54 g CO_2)

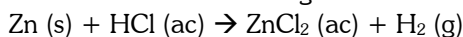
Reacciones de ácidos y bases:

6. Han reaccionado completamente 6,54 g de cinc con HCl diluido, dando ZnCl_2 e hidrógeno.



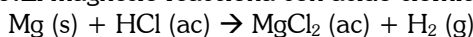
- ¿Qué volumen de hidrógeno podrá ser obtenido a 17 °C y 1 atm? (2,38 L)
 - Calcular la cantidad de ZnCl_2 obtenido en la reacción, suponiendo un rendimiento del 70%. (9,55 g)
7. Hacemos reaccionar 500 g de mármol (carbonato de calcio) con una disolución de ácido clorhídrico de concentración 30% en peso y densidad 1,15 g/cm³, produciéndose cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Reacciona todo el mármol. $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene? (112 L CO_2)
 - ¿Cuánto cloruro de calcio? (555 g)
 - ¿Qué volumen de ácido se ha consumido? (0,76 L de disolución)
8. La sosa cáustica (hidróxido de sodio) se prepara comercialmente mediante la reacción del Na_2CO_3 con cal apagada (hidróxido de calcio). En la reacción se produce hidróxido de sodio y carbonato de calcio CaCO_3 .
- $$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CaCO}_3$$
- ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato de sodio con $\text{Ca}(\text{OH})_2$? (754,72 g)
 - Si el rendimiento del proceso fuera del 80%, ¿qué cantidad de carbonato de sodio sería necesaria para obtener la misma cantidad de hidróxido de sodio? (1250 g)

9. Se hacen reaccionar 100 g de Zn con ácido clorhídrico en exceso para obtener hidrógeno y cloruro de cinc.



- ¿Qué masa de HCl reacciona? ¿Qué volumen de disolución 5 M de HCl necesitaremos? (111,6 g; 0,61 l)
- ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtiene? (208,7 g)
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en c.n., se obtiene? (34,25 l)

10. El magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar lugar a cloruro de magnesio e hidrógeno.



Calcular qué volumen de hidrógeno, medido a 750 mmHg y 27 °C, se obtendrá haciendo reaccionar 0,6 g de magnesio con 50 mL. de disolución 1,5 M de ácido clorhídrico. (0,623 L)

Reacciones de sustitución:

11. Una forma de obtener hierro puro a partir de óxido de hierro (III) es hacer reaccionar este óxido con aluminio, obteniéndose hierro y óxido de aluminio. $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$. Calcular :

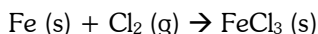
- Masa de aluminio necesaria para transformar completamente 150 g de óxido de hierro (III). (50,69 g)
- Cantidad de hierro obtenida. (105,06 g)
- Cantidad de óxido de aluminio que se produce. (95,676 g)

Reacciones de síntesis (formación de compuestos a partir de sustancias simples):

12. El cloruro de hidrógeno puede formarse según la reacción $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl}$

- Suponiendo que reaccionan completamente, ¿qué volumen en c.n. de Cl_2 reaccionará con H_2 para formar 1 mol de HCl? (11,2 L Cl_2).
- Repita la cuestión anterior suponiendo un rendimiento del 60%. (18,67 L Cl_2)
- ¿Qué masa de HCl se obtendrá a partir de 50 g Cl_2 , suponiendo un rendimiento del 60%? (30,85 g HCl)

13. En una atmósfera de cloro, un alambre de hierro puro de 0,558 g se ha transformado en cloruro de hierro (III).



- ¿Cuántos moles de cloro han reaccionado? ¿Qué volumen, en c.n., de cloro ha reaccionado?
- ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro(III) se han formado? (a: 0,015 mol., 0,336 l. ; b: 1,623 g)

14. Algunos tipos de cerillas emplean trisulfuro de tetrafósforo como material inflamable para la cabeza de la cerilla. Este compuesto se obtiene calentando azufre y fósforo, haciéndolos reaccionar. $\text{S} + \text{P} \rightarrow \text{P}_4\text{S}_3$

Sabiendo que hacemos reaccionar 25 g de fósforo y 15 g de azufre, calcular qué masa de trisulfuro de tetrafósforo podrá obtenerse. (34,36 g)

Reacciones de descomposición:

15. Calentando clorato de potasio se obtiene oxígeno y cloruro de potasio. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{KCl}$

Suponiendo un rendimiento de la reacción del 75%.

- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio son necesarios para obtener 2 litros de O_2 en c.n.? (9,73 g KClO_3)
- ¿Qué masa de KCl se produce? (4,47 g KCl)

Otras cuestiones sobre reacciones:

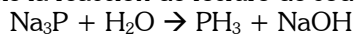
16. Al reaccionar cloruro de amonio con óxido de calcio, se produce amoníaco, cloruro de calcio y agua.



Si reaccionan 20 g de cloruro de amonio, calcular:

- Volumen de amoníaco obtenido en c.n. (8,37 l)
- Cantidad de óxido de calcio necesario, si su pureza en el frasco de laboratorio es del 80%. (13,08 g)

17. El fosfano (PH_3) es un gas venenoso (fue muy usado en la Primera Guerra Mundial en las trincheras). Se produce mediante la reacción de fosfuro de sodio con agua, produciéndose fosfano e hidróxido de sodio.

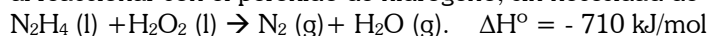


- ¿Qué cantidad de fosfano se obtendrá al juntar 150 g de fosfuro de sodio con 250 ml de agua?
- ¿Cuántos g de Na_3P serán necesarios para producir 2 L de PH_3 100 °C y 800 mmHg? (a) 51g; b) 0,068 mol)

18. El amoníaco puede obtenerse calentando cloruro de amonio con hidróxido de sodio, produciéndose, además de amoníaco, cloruro de sodio y agua. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

- ¿Cuántos g de NH_4Cl (con un 85% de riqueza) necesitamos para obtener 3 litros de amoníaco medidos a 25 °C y 1 atm? (7,73 g NH_4Cl impuro)
- ¿Cuánto cloruro de sodio se obtendrá? (7,19 g NaCl)

19. La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible de muchos cohetes, debido a la gran cantidad de energía que desprende al reaccionar con el peróxido de hidrógeno, sin necesidad de oxígeno. La reacción es:



En el depósito de combustible de un cohete se ponen 20 kg de hidracina,

- ¿Qué masa de peróxido de hidrógeno deberá transportar el cohete para garantizar el consumo de toda la hidracina?
- ¿Cuánta energía se desprenderá en la reacción? (*a: 42,5 kg H_2O_2 , b: 443,75 MJ*)

20.-Se hace reaccionar 200g de caliza ($CaCO_3$), del 60% de pureza o riqueza en carbonato de calcio, con una disolución de ácido clorhídrico del 30% (p/p) y densidad 1,15 g/mL; los productos de la reacción son dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua, la reacción transcurre a 740 mmHg y 17°C:

- Calcular la masa de cloruro de calcio obtenido. (*133,2 g $CaCl_2$*)
- Calcular el volumen de dióxido de carbono obtenido. (*29,4 L CO_2*)
- Volumen de disolución consumido en la reacción. (*0,255L disol*)

21.-Uno de los componentes principales de la gasolina es el octano, C_8H_{18} (l). Cuando este hidrocarburo se quema completamente en el aire, forma dióxido de carbono y vapor de agua. El depósito de gasolina de un automóvil tiene una capacidad aproximada de unos 60L y la densidad del octano es de 0,70 g/mL. ¿Qué volumen de aire, que contiene un 21% de oxígeno en volumen, se necesitará, a 765 mmHg y 25°C, para quemar completamente el contenido del depósito de gasolina? Supón que la gasolina está formada únicamente por octano.

(*5,32 x 10⁶ litros de aire*).