

Edición, 2024

Autor: José María de la Vega Meroño

Maquetación: Educalia Editorial

Edita: Educàlia Editorial

Imprime: Grupo digital 82, S.L.

ISBN: En trámite

Depósito legal: En trámite

Printed in Spain/Impreso en España.

Todos los derechos reservados. No está permitida la reimpresión de ninguna parte de este libro, ni de imágenes ni de texto, ni tampoco su reproducción, ni utilización, en cualquier forma o por cualquier medio, bien sea electrónico, mecánico o de otro modo, tanto conocida como los que puedan inventarse, incluyendo el fotocopiado o grabación, ni está permitido almacenarlo en un sistema de información y recuperación, sin el permiso anticipado y por escrito del editor.

Alguna de las imágenes que incluye este libro son reproducciones que se han realizado acogiendo al derecho de cita que aparece en el artículo 32 de la Ley 22/18987, del 11 de noviembre, de la Propiedad intelectual. Educàlia Editorial agradece a todas las instituciones, tanto públicas como privadas, citadas en estas páginas, su colaboración y pide disculpas por la posible omisión involuntaria de algunas de ellas.

Educàlia Editorial

Avda de les Jacarandes 2 loft 327 46100 Burjassot-València

Tel. 960 624 309 - 963 768 542 - 610 900 111

Email: educaliaeditorial@e-ducalia.com

www.e-ducalia.com

Ámbito Científico y Tecnológico

ÍNDICE DEL MÓDULO IV

Parte nº10: Estudio sistemático de las funciones polinómicas de primer y segundo grado. Estado gaseoso de la materia.

Tema-IV-1: Funciones. Función lineal. Función Cuadrática.

Tema-IV-2: La materia. Gases.

Parte nº11: Genética. salud. probabilidad.

Tema-IV-3: Genética celular.

Tema-IV-4: Salud y enfermedad.

Tema-IV-5: Probabilidad.

Parte nº12: Trigonometría. estudio de los movimientos. trabajo, energía y calor

Tema-IV-6: Trigonometría.

Tema-IV-7: Cinemática. Movimientos de interés.

Tema-IV-8: Dinámica. Fuerzas de interés.

Tema-IV-9: Trabajo, Energía y Calor.

INDICE

- 1. Índice**
- 2. El modelo atómico**
- 3. Cambios físicos y químicos en la materia**
- 4. Disoluciones.**
 - 4.1. Clasificación de las disoluciones:
 - 4.2. Expresiones cualitativas.
 - 4.3. Expresiones cuantitativas
 - 4.4. Otras propiedades de las disoluciones
- 5. Reacción química y ecuaciones químicas**
- 6. Estequiometría de la reacción química**
- 7. Ajustando ecuaciones químicas**
- 8. Relaciones estequiométricas. Número de Avogadro**
 - 8.1. Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier
- 9. Teoría Cinético-molecular**
 - 9.1 Teoría Cinética y la temperatura
 - 9.2 Teoría Cinética y presión
 - 9.3 Los estados de agregación y la Teoría Cinética
 - 9.4 La Teoría Cinética y los cambios de estado
- 10. Leyes de los gases**
 - 10.1 Ley de Avogadro
 - 10.2 Ley de Boyle
 - 10.3 Ley de Charles
 - 10.4 Ley de Gay-Lussac
 - 10.5 Ley de los gases ideales
- 11. La industria química básica**
 - 11.1 Metalurgia
 - 11.2. Ácido sulfúrico
 - 11.3. Amoníaco
 - 11.4. Química y Medioambiente
 - 11.5. Química farmacéutica
- 12. Ciclo del Carbono**

1. Índice

En este tema vamos a aprender la importancia de la química en la sociedad actual, la cual nos aporta numerosas ventajas, por cuanto es utilizada para la fabricación de distintos productos y materiales, como por ejemplo carburantes, detergentes, o plásticos, además de crear numerosos puestos de trabajo para la producción y fabricación de estos, contribuyendo a la riqueza de los países. No obstante, también aprenderemos que encontramos distintos inconvenientes derivados de estos procesos químicos industriales, destacando sobre todo aquellos que tienen un impacto negativo en el medio ambiente.

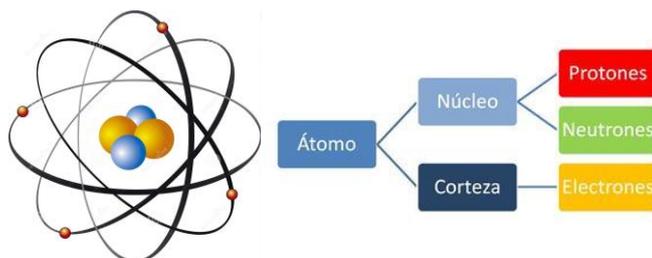
Pero no solo veremos que la química tiene un peso importante en nuestra sociedad por la acción del hombre, sino que también lo tienen procesos químicos que suceden de forma natural en nuestro medio ambiente.

2. El modelo atómico

Un **modelo atómico** es una representación ideal del átomo que permite explicar las propiedades de la materia de forma coherente con los datos obtenidos empíricamente. En principio se consideró al átomo como la porción más pequeña de la materia, una porción indivisible. Estudios posteriores descubrieron que existían partículas que tenían menos masa que el átomo, estas partículas formaban parte de todos los átomos por lo que debían ser constituyentes de este.

Así aparecieron las partículas subatómicas del átomo son:

- ✓ **Protón (p+):** Partícula de carga eléctrica positiva con una masa de 1 unidad de masa atómica (1u). Se encuentra en el núcleo.
- ✓ **Electrón (e-):** Partícula de carga eléctrica negativa y de masa muy pequeña en comparación con la del protón (1.837 veces menor). Están en la corteza del átomo.
- ✓ **Neutrón (n):** Partícula sin carga eléctrica y de masa igual a la del protón (1u). Se encuentra en el núcleo.



Todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones, mientras que los átomos de elementos diferentes tienen distinto número de protones. Al número de protones de un átomo lo llamamos número atómico y lo representamos por Z . El número atómico es, pues, una propiedad fundamental del átomo que permite identificar los elementos y ordenarlos en la tabla periódica. Por ejemplo, todos los átomos de hierro tienen 26 protones ($Z = 26$), todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones ($Z = 8$) y todos los átomos de carbono tienen 6 protones ($Z = 6$).

La masa del átomo depende de la suma del número de protones (Z) y de neutrones (N) que tenga su núcleo (la masa de los electrones es despreciable). Esta suma representa el número MÁSICO y se representa por A .

$$A = Z + N$$

3. Cambios físicos y químicos en la materia

Si doblamos o arrugamos un papel, cambia de aspecto pero sigue siendo papel. Decimos que es un cambio físico. Pero si lo quemamos, al final no queda papel: hay humo y cenizas. Es un cambio químico.

En los cambios físicos, las sustancias mantienen su naturaleza y sus propiedades esenciales, es decir, siguen siendo las mismas sustancias.

Cambios Físicos

		
La botella rota sigue siendo de vidrio.	La mantequilla, al derretirse, sigue siendo mantequilla.	El balón de fútbol en movimiento sigue siendo un balón.

En los cambios químicos, las sustancias iniciales se transforman en otras distintas, que tienen propiedades diferentes.

Cambios Químicos

		
La herrumbre que se forma en la viga es una sustancia distinta al hierro.	La ceniza que se crea en la hoguera es una sustancia distinta a la madera.	En la fotosíntesis, las plantas producen oxígeno y nutrientes a partir de sustancias distintas.

4. Disoluciones.

Una disolución es una mezcla homogénea y está formada por varios componentes: **DISOLVENTE Y SOLUTOS**.

El **DISOLVENTE** es el componente mayoritario de la disolución. No obstante, si uno de los componentes es el agua se la suele considerar como disolvente aunque no sea el componente que se encuentre en mayor proporción. También puede tomarse como disolvente, en ocasiones, aquel componente que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución. Por tanto, en una disolución solamente hay un disolvente.

Los **SOLUTOS** son todos los demás componentes de la disolución.

$$\text{DISOLUCION} = \begin{cases} \text{DISOLVENTE (uno sólo)} \\ + \\ \text{SOLUTOS (uno sólo o más de uno)} \end{cases}$$

4.1 CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES:

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas. Así tenemos:

<p>Según el estado físico de los componentes (Solutos - Disolventes)</p>	{	Sólido en Sólido (Acero)
		Líquido en Sólido (Amalgamas)
		Gas en Sólido (Hidrógeno en un metal)
	}	Sólido en Líquido (Agua de mar)
		Líquido en Líquido (Alcohol y agua)
		Gas en Líquido (Oxígeno en el agua)
	{	Sólido en Gas (Polvo en el aire)
		Líquido en Gas (Aire húmedo)
		Gas en Gas (aire)

o si nos fijamos en otra propiedad, tendremos::

<p>Según la proporción soluto - disolvente</p>	{	Expresiones cualitativas	{	Proporción relativa soluto - disolvente	{	Diluida
				Concentrada		
	}	Expresiones cuantitativas	{	Cantidad de soluto comparada con la máxima	{	Insaturada
				Saturada		
}	Expresiones cuantitativas	{	Unidades físicas	{	g/litro	
			% en peso o volumen			
}	Expresiones cuantitativas	{	Unidades químicas	{	MOLARIDAD	
			molalidad			
}	Expresiones cuantitativas	{	Unidades químicas	{	Fracción molar	

donde nos encontramos que la concentración de las disoluciones podemos expresarla de dos formas generales diferentes, que son

4.2.EXPRESIONES CUALITATIVAS.

Son aquellas en las que se indica la proporción relativa entre el soluto y **disolvente de una manera aproximada, y así, pueden ser:**

Soluciones Diluidas. Este tipo de soluciones son aquellas donde la cantidad del soluto es bastante pequeña con respecto a la cantidad de solvente presente.

A simple vista se puede apreciar cuan diluido esta una bebida mediante su color, olor y sabor. Esto sucede, por ejemplo, cuando preparamos un café, una limonada, un té, agua con azúcar, entre otros.



Solución diluida: Azúcar en café

Soluciones Concentradas. Son aquellas donde la cantidad de soluto es considerablemente grande con respecto al volumen total de la disolución. Por ejemplo, la miel es una solución concentrada.



Solución concentrada: Miel

A su vez, las soluciones concentradas se subdividen en: insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Soluciones insaturadas. Son aquellas que contienen mucho soluto disuelto sin llegar a saturarse la solución, es decir, es posible seguir añadiendo soluto y este ser disuelto.

Soluciones saturadas. Son aquellas soluciones que han alcanzado la concentración máxima, lográndose un equilibrio soluto-solvente. Por ejemplo, cuando se añade azúcar en un vaso de agua y agitamos el recipiente intentando que esta se disuelva.

Soluciones sobresaturadas. Este tipo de soluciones son aquellas donde la cantidad de soluto es mayor que en las soluciones saturadas. Si se desea disolver una solución sobresaturada, es necesario utilizar temperatura para aumentar su solubilidad, ya que son bastante inestables.



Cambios cualitativos en la concentración

4.3 EXPRESIONES CUANTITATIVAS

Son aquellas en las que se indica exactamente las cantidades de soluto y disolvente. Pueden expresarse en unidades físicas (en general utilizando unidades de masa o volumen: gramos, litros,...) o bien en unidades químicas (moles).

Antes de ver las expresiones cuantitativas, es necesario saber calcular la densidad de una disolución, la cual se hace a través de la expresión

$$d = \rho = m/V$$

d= densidad de la disolución en g/litro

m= masa de la disolución en gramos

V= volumen de la disolución en litros

Ejemplos.

1. ¿Cuál es la densidad de un material, si 30 cm³ tiene una masa de 600 g?

Solución:

De los datos del problema sabemos que:

- m = 600 g.
- V = 30 cm³

La fórmula para calcular la densidad es

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Entonces reemplazando los datos en la fórmula:

$$\text{Resultado: } \rho = 20 \text{ g/cm}^3$$

¿Cómo pasar a gramos/litro? 1 dm³=1 litro; 1000 cm³=1 dm³= 1 litro

20 g/cm³ x 1000 cm³/1 dm³= 20.000 g/dm³= 20.000 gramos/litro

2. La densidad del agua es 1.0 g/cm^3 ¿Qué volumen ocupara una masa de 3000 g?

Solución:

De los datos del problema sabemos que:

- $\rho = 1 \text{ g / cm}^3$
- $m = 3000 \text{ g}$

Despejando el volumen de la fórmula de densidad

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Sustituyendo los datos en la formula

$$V = \frac{3000 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3}$$

Resultado: $V = 3000 \text{ cm}^3 = 3 \text{ dm}^3 = 3 \text{ litros}$

Ejercicios 1-6

Las expresiones de la concentración en unidades físicas más utilizadas son:

1) GRAMOS POR LITRO en la que se expresa el número de gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$\frac{\text{GRAMOS DE SOLUTO}}{\text{LITRO DE DISOLUCION}} \left(\frac{\text{g}_s}{\text{l}_{dsi}} \right)$$

2) MOLARIDAD, que es el número de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Ejemplos:

1- Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l

SOLUCIÓN

En todos los casos hemos de Calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tenemos, expresando las de soluto en gramos y moles, las de disolvente en gramos y litros y las de disolución también en gramos y litros, así, tenemos

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	14,7 g = 14700 mg = 0,15 moles	+ 750 g	= 764,7 g = 0,7647 Kg
Volumen	----	750 ml	0,75218 l

A partir de los datos que nos dan se determina la masa de la disolución teniendo en cuenta que la masa del disolvente (agua) es de 750 ml, con lo que la masa total de la disolución es de 14,7 + 750 = 764,7 gramos de disolución.

Teniendo en cuenta este dato y la densidad de la disolución, determinamos en volumen de la misma a partir de la expresión que define la densidad:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \\ \text{Volumen} = \frac{\text{Masa}}{\text{densidad}} \end{array} \right\} V = \frac{764,7}{1,018} = \mathbf{752,18 \text{ mililitros}}$$

Y ya con todos estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

- **g/litro:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75218 l):

$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75218 \text{ l. de disolución}} = \mathbf{19,57 \frac{g_{\text{soluto}}}{\text{litros disolución}}}$$

- **MOLARIDAD:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles), que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75218 l), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75218 \text{ l. disolución}} = \mathbf{0,2 \text{ Molar}}$$

$$M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = \mathbf{0,2 \text{ Molar}}$$

Ejercicios 7-27

4.4.OTRAS PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los componentes, como es el caso del color o del sabor, mientras que en otros casos, la cantidad de soluto disuelta modifica algunas de las propiedades físicas de la disolución, dependiendo estas variaciones únicamente del número de partículas disueltas, no de la naturaleza de las mismas.

Estas propiedades son las PROPIEDADES COLIGATIVAS, las cuales son unas propiedades físicas de las disoluciones que dependen únicamente del número de partículas de soluto presentes en la disolución, y no de su naturaleza o composición química. Son 4: a) Disminución de la presión de vapor , b) Disminución de la temperatura de congelación; c) Aumento de la temperatura de ebullición y d) Presión osmótica. Veremos 2 de ellas:

Disminución del punto de congelación

Las partículas de soluto impiden que se forme fácilmente la estructura del sólido y rebajan la temperatura de congelación. Por ejemplo el agua pura congela a 0 °C y una disolución de agua y azúcar congela a algún grado bajo cero.

El descenso del punto de congelación (que coincide con el de fusión) se llama descenso crioscópico y depende del número de partículas de soluto presentes en la disolución. El anticongelante de los coches no es más que un producto que se añade al agua del circuito de refrigeración, para que rebaje la temperatura de congelación y en invierno no se corra el peligro de averías, que se producirían al formarse el hielo

Aumento del punto de ebullición

Las partículas de soluto impiden a las moléculas del disolvente salir al exterior, pues están algo unidas a ellas el efecto es el de tener que aumentar la temperatura de ebullición para que las moléculas del disolvente puedan sacudirse las partículas de soluto, abandonar el líquido y pasar al estado de vapor

El aumento del punto de ebullición, provocado por un soluto fijo (sólido, como azúcar o sal) se llama aumento ebulloscópico y depende de la cantidad de partículas de soluto presentes en la disolución.

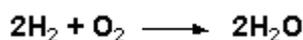
El agua pura, cuando la presión atmosférica es de 1 atm, hierve a 100 °C; en cambio si se disuelve azúcar la disolución hierve por encima de 100 °C.

Ejercicios 28

5. Reacción química y ecuaciones químicas

Una **Reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) se transforman y se forman una o más sustancias nuevas.

Las **ecuaciones químicas** son el modo de representar a las reacciones químicas. Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:

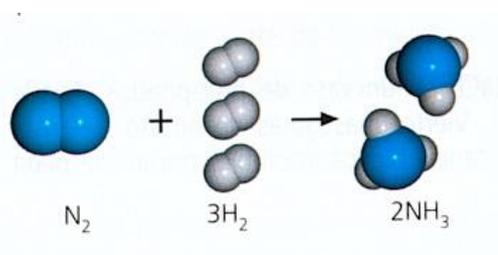
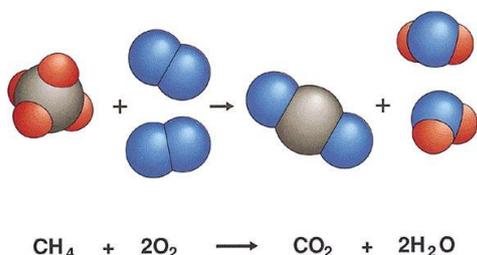


El "+" se lee como "reacciona con". La **flecha** significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas **reactivos**. A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**. Los números al lado de las formulas son los **coeficientes** (el coeficiente 1 se omite).

Interpretación de las ecuaciones químicas:

- ✓ La materia de la que se parte en la reacción son los reactivos y lo que se obtienen los productos.
- ✓ Debemos conocer el tipo de reacción que vamos a llevar a cabo.
- ✓ Saber la cantidad de reactivos necesito, y qué cantidad de productos voy a obtener.
- ✓ La ley de la conservación de la masa nos ayudará a entender el ajuste estequiométrico.

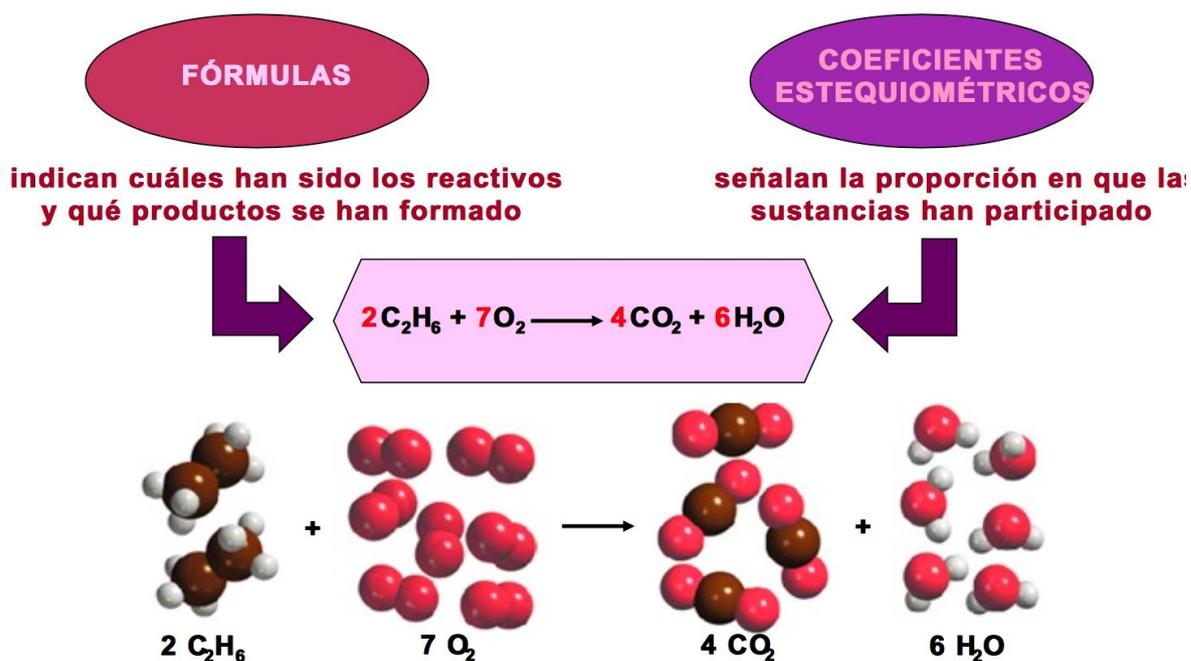


6. Estequiometría de la reacción química

Ahora estudiaremos la estequiometría, es decir la medición de los elementos. *Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.*

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la **Ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoissier**: *Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.* Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reordenación de los átomos.

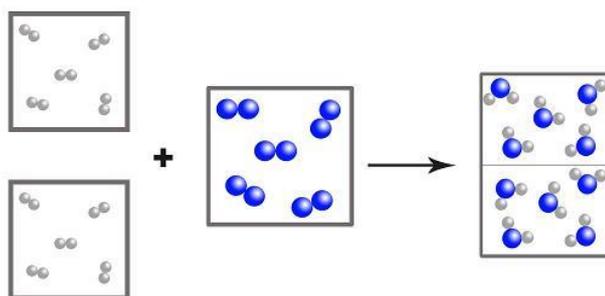
Por lo tanto **una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha**. Se dice entonces que la **ecuación está balanceada**.



7. Ajustando ecuaciones químicas

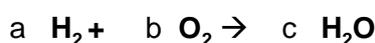
Cuando hablamos de una ecuación "ajustada", queremos decir que debe haber el *mismo número y tipo de átomos en los reactivos que en los productos*. Esto se realiza colocando números delante de las formulas de manera que a ambos lados de la flecha se tenga el mismo número y tipo de átomos. *No olvides que sólo puedes cambiar los números que se ponen delante de las fórmulas (coeficientes estequiométricos), no se pueden tocar los subíndices de las fórmulas puesto que el compuesto cambiaría al modificar los subíndices.*

Como estos coeficientes afectan al número total de átomos que interviene en la reacción, ajustar una reacción química es hacer cumplir la **ley de Lavoisier** para la reacción escrita: igual número de átomos de cada elemento en reactivos y en productos.



Vamos a aprender a utilizar el **método matemático**. Vamos a aprenderlo con un ejemplo, para ajustar la reacción $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Dicho método consiste básicamente en lo siguiente:

- a) Asigna **una letra** a cada coeficiente estequiométrico. (Conviene asignarlas por orden alfabético de izquierda a derecha)



- b) Cogemos el **primer elemento** de la izquierda y planteamos la ecuación que representa el balance de átomos de dicho elemento, sabiendo que:

Nº de átomos del elemento en la izquierda = Nº de átomos del elemento en la derecha

En el ejemplo, el primer elemento es el hidrógeno. A la izquierda tenemos hidrógeno en el compuesto H_2 por lo que multiplicamos el coeficiente del elemento en el compuesto, que es 2, por la variable que precede al compuesto, que es a. A la derecha tenemos hidrógeno en el compuesto H_2O , por lo que multiplicamos el subíndice del hidrógeno en ese compuesto, 2, por la variable que le precede, que es c. Por tanto, igualando los átomos que hay en reactivos y producto, queda:

$$\text{H: } 2 \cdot a = 2 \cdot c$$

- c) Realizamos el mismo proceso, para plantear otras ecuaciones, una por cada elemento diferente. De esta forma tendremos el balance de átomos de todos los elementos diferentes que existen en la reacción química.

En el ejemplo, solo hay otro elemento, el oxígeno. A la izquierda tenemos oxígeno en el compuesto O_2 por lo que multiplicamos el coeficiente del elemento en el compuesto, que es 2, por la variable que precede al compuesto, que es b. A la derecha tenemos oxígeno en el compuesto H_2O , por lo que multiplicamos el subíndice del oxígeno en ese compuesto, que al no tener es 1, por la variable que le precede, que es c. Por tanto, igualando los átomos que hay en reactivos y producto, queda:

$$\text{O: } 2 \cdot b = 1 \cdot c$$

En este caso, obtenemos dos ecuaciones:



- d) Asignamos el valor 1 (o cualquier otro) a la letra (incógnita) que queramos. Preferiblemente, asignamos $a=1$, y en función de ese valor, vamos resolviendo todas las ecuaciones que hagan falta hasta obtener los valores de todos los coeficientes.

Como $a=1$, sustituyendo en la ecuación del hidrógeno $2 = 2c \rightarrow c = 1$

Como $c=1$, sustituyendo en la ecuación del oxígeno $2b = 1 \rightarrow b = 1/2$

- e) Si en los resultados tenemos decimales o fracciones, debemos multiplicar todas las incógnitas por un mismo número de tal forma que desaparezcan. En concreto:

- Si solo hay un número fraccionario, o varios con el mismo denominador, debes multiplicar todos los coeficientes por el denominador de esa fracción.

$$\begin{aligned} a &= 1 \quad \times 2 \quad \rightarrow \quad 2 \\ b &= \frac{1}{2} \quad \times 2 \quad \rightarrow \quad 1 \\ c &= 1 \quad \times 2 \quad \rightarrow \quad 2 \end{aligned}$$

Por tanto, la ecuación será: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$

- Si hay varias fracciones con denominadores distintos, debes multiplicar todos los coeficientes por el mínimo común múltiplo de los denominadores de las fracciones.

Ejemplo:

Si tenemos que $a = 1$, $b = \frac{1}{2}$ y $c = \frac{1}{4}$, calculamos $m.c.m(2, 4) = 4$, y por tanto:

$$\begin{aligned} a &= 1 \times 4 = 4 \\ b &= \frac{1}{2} \times 4 = 2 \\ c &= \frac{1}{4} \times 4 = 1 \end{aligned}$$



EJEMPLO 1. Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.

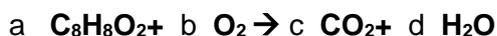


- 1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada.

Reactivos: C = 8, H = 8, O = 4 - **Productos:** C = 1, H = 2, O = 3

No está balanceada

2) Asignamos una letra a cada coeficiente.



3) Realizamos las ecuaciones. $a \text{ C}_8\text{H}_8\text{O}_2 + b \text{ O}_2 \rightarrow c \text{ CO}_2 + d \text{ H}_2\text{O}$

C: $8a = 1c$

H: $8a = 2d$

O: $2a + 2b = 2c + 1d$

4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos

Si $a = 1$ en C $\rightarrow c = 8$

Como $a = 1 \rightarrow$ en H $d = 4$

Como tenemos a, c y d, despejamos b en O.

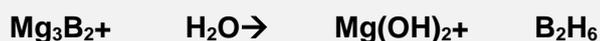
$2b = 2c + 1d - 2a \rightarrow 2b = 2 \cdot 8 + 1 \cdot 4 - 2 \cdot 1 \rightarrow$

$2b = 18 \rightarrow b = 18/2 = 9$

5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



EJEMPLO 2. Ajustar la siguiente ecuación. ¿Cuál es la suma de los coeficientes de los reactivos y productos?



1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. En los componentes entre paréntesis se multiplican los átomos de cada componente por el número que acompaña al paréntesis.

Reactivos: Mg = 3, B = 2, H = 2, O = 1 - **Productos:** Mg = 1, B = 2, H = 8, O = 2

No está balanceada

2) Asignamos una letra a cada coeficiente.

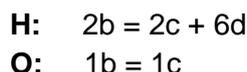


3) Realizamos las ecuaciones

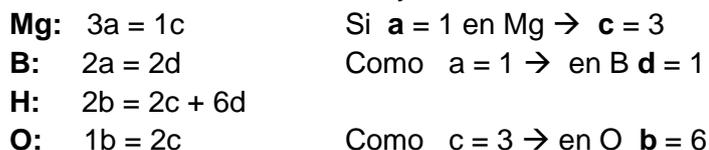


Mg: $3a = 1c$

B: $2a = 2d$



4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos



5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



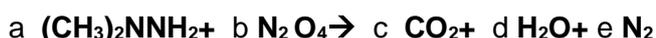
EJEMPLO 3. Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.



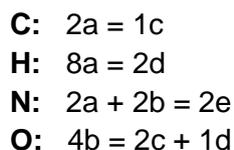
1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. En los componentes entre paréntesis se multiplican los átomos de cada componente por el número que acompaña al paréntesis.

Reactivos: C = 2, H = 8, N = 4, O = 4 - **Productos:** C = 1, H = 2, N = 2, O = 3
No está balanceada

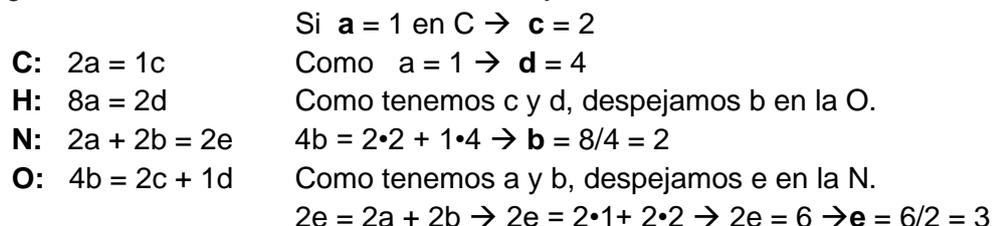
2) Asignamos una letra a cada coeficiente.



3) Realizamos las ecuaciones



4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos



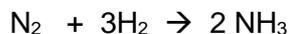
5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



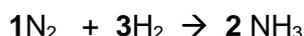
Ejercicios 42 y 43

8. Relaciones estequiométricas. Número de Avogadro

Además de conocer el número de moléculas de cada sustancia que reaccionan o se producen en el transcurso de la reacción química, es posible establecer otras interpretaciones cuantitativas a partir de la ecuación ajustada.



Esos mismos coeficientes también representan el número de moles en la reacción. Así, considerando que el mol es la magnitud del Sistema Internacional para expresar cantidad de materia, y que **1 mol de cualquier sustancia equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ (este número se conoce como número de Avogadro) partículas de la misma**, podemos escribir, observando los coeficientes estequiométricos, la siguiente interpretación cuantitativa:



1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y se obtienen 2 moles NH_3

Pero todavía queda una relación más por obtener, la relación de estequiometría en masa, quizás la más importante, pues permite realizar cálculos de cantidades reaccionantes o producidas en los procesos tanto de laboratorio como industriales. Para ello, definimos los siguientes conceptos...

- **Masa atómica (A) de los elementos:** mide la masa de un átomo, y sus unidades son las denominadas unidades de masa atómica (U.M.A. o u). Se obtienen partir de la tabla periódica:

6	± 4 2
C	
12.01	
Carbono	

Masa atómica del carbono = 12 u aprox

- **Masa molecular de una sustancia:** mide la masa de una molécula de una sustancia. Para calcularla, obtenemos los valores de las masas atómicas (A) de cada uno de los elementos, de la tabla periódica y multiplicamos dicho valor por el nº de átomos que hay en la fórmula posteriormente sumaremos todos esos resultados y obtendremos la masa molecular.

Ejemplo: Conociendo las siguientes masas atómicas: N=14; H=1. Hallar la masa molecular de NH_3 .

N → 1 átomo de N x 14 que es su masa atómica = 14

H → 3 átomos de H x 1 que es su masa atómica = 3

La masa molecular es $14 + 3 = 17$ unidades de masa atómica

- **Masa molar de una sustancia (M):** Como ya hemos visto es la masa, expresada en gramos, de un mol de una sustancia. Su valor numérico coincide con el de la masa molecular, pero cambian las unidades, que son g/mol.

Ejemplo: Conociendo las siguientes masas atómicas: N=14; H=1. Hallar la masa molar de NH₃.

N → 1 átomo de N x 14 que es su masa atómica = 14

H → 3 átomos de H x 1 que es su masa atómica = 3

La masa molecular es 14 + 3 = 17 unidades de masa atómica

La masa molar por tanto será 17 g / mol

Un mol de NH₃, por tanto, tiene una masa de 17 gramos.

En 17 g de NH₃ hay 6,022 x 10²³ moléculas de NH₃



EJEMPLO 1. Conociendo las siguientes masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16 Hallar la masa molecular y molar de: Ca CO₃.

Masa molecular = 40 + 12 + 3 · 16 = 100 u

Masa molar = 100 g/mol



EJEMPLO 2. Conociendo las siguientes masas atómicas: Fe = 56; O = 16. Hallar la masa molecular y molar de: Fe₂ O₃.

Masa molecular = 2 · 56 + 3 · 16 = 160 u

Masa molar = 160 g/mol



EJEMPLO 3. ¿Cuántos moles de H₂ SO₄ hay en 200 gramos de dicho ácido? Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32

Masa molar H₂ SO₄ : 1 · 2 + 32 · 1 + 16 · 4 = 98 g / mol

Si 98 g de sustancia _____ es la masa de 1 mol

200 g de sustancia _____ serán X moles

$$X = 200 / 98 = 2,04 \text{ moles de ácido}$$



EJEMPLO 4. ¿Cuántos moles de NaOH hay en 80 gramos de dicha sustancia? Masa molar: 40 g /mol

Si 40 g de sustancia _____ es la masa de 1 mol

80 g de sustancia _____ serán X moles

$$X = 80 / 40 = 2 \text{ moles de sosa}$$

**EJEMPLO 5. ¿Cuántos moles de CH₄ hay en 180 gramos de dicha sustancia?****Masa molar: 40 g /mol**

Si 16 g de sustancia _____ es la masa de 1 mol

180 g de sustancia _____ serán X moles

$$X = 180 / 16 = 11,25 \text{ moles de sosa CH}_4$$

Ejercicios 36-41**8.1. Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier**

Observa como si sumamos la masa total calculada para los reactivos y la calculada para los productos, obtenemos el mismo resultado:



Este hecho, que no es más que la constatación que se cumple la Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier (la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos), puede servirte para comprobar si has realizado bien los cálculos a la hora de obtener la relación de estequiometría en masa.

**EJEMPLO 1. ¿Qué frase es falsa en relación con la siguiente reacción ajustada? (Masas Atómicas: C = 12.01, H = 1.008, O = 16.00).**

- a) La reacción de 16,0g de CH₄ da 2 moles de agua.
- b) La reacción de 16,0 g de CH₄ da 36,0 g de agua.
- c) La reacción de 32,0 g de O₂ da 44,0 g de CO₂.
- d) Una molécula de CH₄ requiere 2 moléculas de oxígeno.
- e) Un mol de CH₄ da 44.0 g de CO₂.

Las respuestas son:

- a) **VERDADERA:** Un mol de CH₄ da 2 moles de agua. Un mol de CH₄ = 16,0 g.
- b) **VERDADERA:** Un mol de CH₄ da 2 moles de agua. Un mol de CH₄ = 16,0 g, y un mol de agua = 18,0 g.
- c) **FALSA:** 2 moles de O₂ dan 1 mol de CO₂. 2 moles de O₂ = 64,0 g, pero 1 mol de CO₂ = 44,0 g.
- d) **VERDADERA:** Un mol de moléculas de CH₄ reacciona con 2 moles de moléculas de oxígeno (O₂), de modo que una molécula de CH₄ reacciona con 1 molécula de oxígeno.

- e) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 1 mol de CO_2 . Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g, y un mol de $\text{CO}_2 = 44.0$ g.

Ejercicios 44-48

9. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

A lo largo de la historia del pensamiento humano se ha elaborado un modelo acerca de cómo está constituida la materia, se conoce con el nombre de **modelo Cinético Molecular**.

Esta teoría describe el comportamiento y las propiedades de la materia en base a **cuatro postulados**:

1. La materia está constituida por partículas que pueden ser átomos o moléculas cuyo tamaño y forma característicos permanecen el estado sólido, líquido o gas.
2. Estas partículas están en continuo movimiento aleatorio. En los sólidos y líquidos los movimientos están limitados por las fuerzas cohesivas, las cuales hay que vencer para fundir un sólido ó evaporar un líquido.
3. La energía depende de la temperatura. A mayor temperatura más movimiento y mayor energía cinética.
4. Las colisiones entre partículas son elásticas. En una colisión la energía cinética de una partícula se transfiere a otra sin pérdidas de la energía global.

La Teoría cinético-molecular nos describe el comportamiento y las propiedades de los gases de manera teórica. Se basa en las siguientes **generalizaciones**:

1. Todos los gases tienen átomos o moléculas en continuo movimiento rápido, rectilíneo y aleatorio.
2. Los átomos o moléculas de los gases están muy separados entre sí, y no ejercen fuerzas sobre otros átomos o moléculas salvo en las colisiones. Las colisiones entre ellos o con las paredes son igualmente elásticas.

Los gases que cumplen estas condiciones se denominan **ideales**. En realidad, estos gases no existen, pero los gases reales presentan un comportamiento similar a los ideales en condiciones de baja presión y alta temperatura. En general los gases son fácilmente compresibles y se pueden licuar por enfriamiento ó compresión.

Las propiedades y cantidades de los gases se explican en términos de presión, volumen, temperatura y número de moléculas, estos cuatro son los parámetros usados para definir la situación de un gas.

9.1 Teoría cinética y temperatura

La temperatura es una propiedad de la materia que está relacionada con la distribución de la energía calorífica entre la materia de un cuerpo. Normalmente la temperatura mide la energía cinética media de las partículas:

- A mayor energía cinética media (mayor movimiento de las partículas) mayor choque entre ellas, mayor temperatura.
- A menor energía cinética media (menor movimiento de las partículas) habrá menos choques entre ellas, menor temperatura.

9.2 Teoría cinética y presión

La presión que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene es debida a los choques que tienen lugar entre las partículas del gas y dichas paredes. La variación de la presión de un gas encerrado en un recipiente puede tener lugar por alguna de estas razones:

1. Por una variación de la temperatura manteniendo constante el volumen del recipiente que contiene el gas:

- Un aumento de la temperatura aumenta la energía cinética media de las partículas, lo que provoca una mayor velocidad de las mismas y una mayor intensidad en los choques contra las paredes: aumenta la presión del recipiente que contiene el gas.
- Un enfriamiento disminuirá la energía cinética media y las partículas chocarán con menos intensidad contra las paredes: disminuye la presión del recipiente que contiene el gas.

2. Por una variación del volumen que contiene el gas manteniendo constante la temperatura:

- Si disminuye el volumen, las partículas se concentran y chocan con más frecuencia contra las paredes del recipiente que las contiene: aumenta la presión sobre las paredes del recipiente.
- Si aumenta el volumen, las partículas se separan, tienen más volumen donde moverse y habrá menos partículas que choquen con las paredes del recipiente que contiene el gas: disminuye la presión del recipiente.

9.3 Los estados de agregación y la teoría cinética

El estado de agregación de la materia nos indica la relación existente entre las partículas que integran la sustancia. Es decir, si las partículas se van a encontrar más cerca o más lejos en determinadas condiciones de presión o temperatura.

Por lo general, un aumento de la temperatura provoca un aumento de la energía cinética media (energía debida al movimiento) de las partículas que constituyen la materia. Este aumento de la energía cinética media se manifiesta:

- En los gases por un aumento de la velocidad media con que se mueven las partículas.
- En los sólidos y líquidos por un aumento de las vibraciones respecto a las posiciones más o menos fijas que adoptan las partículas:
 - ✓ En el estado de agregación líquido el movimiento de las moléculas se halla restringido en comparación con el estado gaseoso.
 - ✓ En el estado de agregación sólido, las moléculas ocupan posiciones fijas y su movimiento se reduce a vibraciones.

Un aumento de la energía cinética media por un aumento de la temperatura dificultará que las fuerzas de cohesión que existen entre las partículas puedan mantener la estructura que tenían.

Por el contrario una disminución de la temperatura disminuye la energía cinética media de las partículas que constituyen la materia, favoreciendo las fuerzas de cohesión y una mayor estructura.

9.4 La teoría cinética y los cambios de estado

¿Cómo se produce un cambio de estado? Los cambios de estado se pueden producir de dos formas:

1. Cambiando la temperatura a la que se encuentra una sustancia:

a. Si calentamos damos energía y las partículas disminuyen sus fuerzas de cohesión, aumenta la energía de vibración y pierde fortaleza la estructura más o menos rígida que poseen. El conjunto de partículas que forman dicha sustancia se desordena: cambios de estado progresivos (fusión, vaporización, sublimación).

Mayor temperatura	→	Mayor energía de vibración de las partículas	→	Mayor movilidad de las partículas	→	Más desordenada la estructura
-------------------	---	--	---	-----------------------------------	---	-------------------------------

b. Si enfriamos quitamos energía y las partículas se mantienen más cerca, aumentan sus fuerzas de cohesión y el sistema se ordena: cambios de estado regresivos (condensación, solidificación, sublimación regresiva).

Menor temperatura	→	Menor energía de vibración de las partículas	→	Menor movilidad de las partículas	→	Más ordenada la estructura
-------------------	---	--	---	-----------------------------------	---	----------------------------

2. Cambiando la presión a la que se encuentra una sustancia:

a. Si disminuimos la presión el sistema tiende a desordenarse ya que no se favorece el acercamiento de las partículas, disminuyen las fuerzas de cohesión y se favorece un cambio de estado progresivo (fusión, vaporización, sublimación).

b. Si aumentamos la presión se favorece el acercamiento de las partículas lo que produce un aumento de las fuerzas de cohesión y una tendencia a los cambios de estado regresivos (condensación, solidificación, sublimación regresiva).

Cuando se te pregunte cómo explica la teoría cinética el cambio de estado, bien debido a la temperatura o a la presión, deberás responder utilizando la palabra partículas, la relación entre ellas y qué les ocurre:

- Un(a) aumento / disminución de la temperatura, provoca un(a) disminución / aumento de las fuerzas de cohesión al aumentar / disminuir la energía cinética media de las partículas. Al aumentar / disminuir la temperatura las partículas se alejarán / acercarán provocando un(a) disminución / aumento del orden; es decir favorecerá un cambio de estado progresivo / regresivo.
- Un(a) aumento / disminución de la presión, provoca un(a) mayor / menor acercamiento de las partículas que componen la sustancia y, por tanto, un(a) aumento / disminución del orden; es decir, favorecerá un cambio de estado regresivo / progresivo.

Ejercicio 65

10. LEYES DE LOS GASES

Los postulados de la Teoría Cinético-molecular, aplicados a los gases son los siguientes:

1. Los gases están constituidos por partículas que se mueven en línea recta y al azar.
2. Este movimiento se modifica si las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
3. El volumen de las partículas se considera despreciable comparado con el volumen del gas.
4. Entre las partículas no existen fuerzas atractivas ni repulsivas.
5. La E_c media de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Las leyes de los gases son las siguientes:

10.1 Ley de Avogadro

Esta ley, descubierta por Avogadro a principios del siglo XIX, establece la relación entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la temperatura y la presión. Recuerda que la cantidad de gas la medimos en moles.

El volumen es directamente proporcional a la cantidad de gas: si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen, si disminuimos la cantidad de gas, el volumen disminuye.

$$V = k \times n$$

donde V es el volumen que ocupa el gas, k la constante de proporcionalidad y n el número de moles de gas que tenemos.

10.2 Ley de Boyle

La ley de Boyle establece que *la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.*

Es decir, el volumen es inversamente proporcional a la presión: cuando la presión aumenta, el volumen disminuye y viceversa.

Esto se debe a que, al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo: aumenta la presión.

Lo que Boyle descubrió es que, si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor

La expresión matemática de esta ley es: $P V=k$

Es decir, el producto de la presión por el volumen es constante.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá: que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ejemplo:

4.0 L de un gas están a 600.0 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg?

Solución: Sustituimos los valores en la ecuación $P_1V_1 = P_2V_2$.

$$(600.0 \text{ mmHg}) (4.0 \text{ L}) = (800.0 \text{ mmHg}) (V_2)$$

Si despejas V_2 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 3L.

10.3 Ley de Charles

En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y observó que cuando se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

Esta ley se enuncia: *el volumen de un gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura del gas.*

Es decir, si la temperatura aumenta, el volumen que ocupa el gas aumenta y viceversa.

Esto se debe a que cuando aumentamos la temperatura del gas las moléculas se mueven con más rapidez y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente. Esto quiere decir que el número de choques por unidad de tiempo será mayor. Es decir, se producirá un aumento (por un instante) de la presión en el interior del recipiente y aumentará el volumen (el émbolo se desplazará hacia arriba hasta que la presión se iguale con la exterior).

Lo que Charles descubrió es que, si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor.

Matemáticamente podemos expresarlo así:

$$\frac{V}{T} = k$$

Es decir, el cociente entre el volumen y la temperatura es constante.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

que es otra manera de expresar la ley de Charles.

Esta ley se descubre casi ciento cuarenta años después de la de Boyle debido a que cuando Charles la enunció se encontró con el inconveniente de tener que relacionar el volumen con la temperatura Celsius ya que aún no existía la escala absoluta de temperatura. Esta ley sólo se puede utilizar con la escala de temperaturas de $^{\circ}\text{K}$.

Ejemplo:

Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 $^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 $^{\circ}\text{C}$?

Recuerda que en estos ejercicios siempre hay que usar la escala Kelvin.

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad \frac{2,5}{298\text{K}} = \frac{V_2}{283\text{K}}$$

Si despejas V_2 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 2.37 litros

10.4 Ley de Gay-Lussac

Establece la relación entre la presión y la temperatura de un gas cuando el volumen es constante.

Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800.

Nos dice que *a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura.*

Así, tenemos que si aumentamos la temperatura, aumentará la presión y viceversa.

Esto se debe a que al aumentar la temperatura las moléculas del gas se mueven más rápidamente y por tanto aumenta el número de choques contra las paredes, es decir aumenta la presión ya que el recipiente es de paredes fijas y su volumen no puede cambiar.

Gay-Lussac descubrió que, en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor:

$$\frac{P}{T} = k$$

Es decir, el cociente entre la presión y la temperatura es constante.

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

que es otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac.

Esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta. Al igual que en la ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en Kelvin.

Ejemplo:

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$\frac{970\text{mmHg}}{298\text{K}} = \frac{760\text{mmHg}}{T_2}$$

Si despejas T2 obtendrás que la nueva temperatura deberá ser 233.5 K o lo que es lo mismo -39.5 °C.

Ejercicios 49-63

10.5 Ley de los gases ideales

Las características de un gas se describen en base a n, P, T, V, como hemos visto en las leyes anteriores. Hasta ahora hemos visto cómo varía una variable en función de otra cuando se mantienen constantes las otras dos. Sin embargo, nos podemos encontrar que todas las variables cambian.

Si combinamos las leyes anteriores y reordenamos obtenemos:

$$PV = nRT$$

Que es la ley de los gases ideales en la que:

P es la presión del gas.

V es el volumen que ocupa el gas.

n es el número de moles de gas que tenemos.

R=0,082 atm*l/K mol es la constante universal que toma distintos valores en función de las unidades que utilicemos:

Ejercicios 64, 66, 6,7, 68, 69 y 70

11. La industria química básica

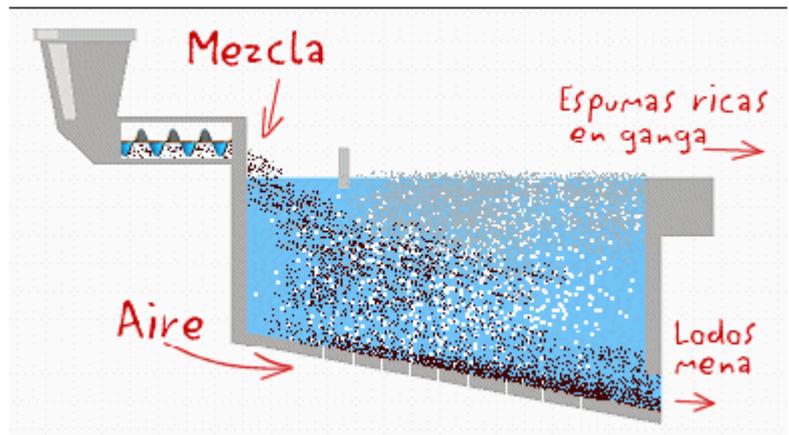
11.1 Metalurgia

No podríamos imaginar el mundo moderno sin metales, ya que entran en la composición de miles de aparatos e instrumentos que empleamos normalmente y la electricidad llega a nuestros hogares a través de ellos. De su obtención se encarga la metalurgia, que es conjunto de técnicas para la extracción, tratamiento y obtención de metales.

La metalurgia consta de dos procesos:

- Concentración:** consiste en separar el mineral rico en el metal, que se conoce como mena, del resto de minerales y rocas que lo acompañan en la mina, la gangua.

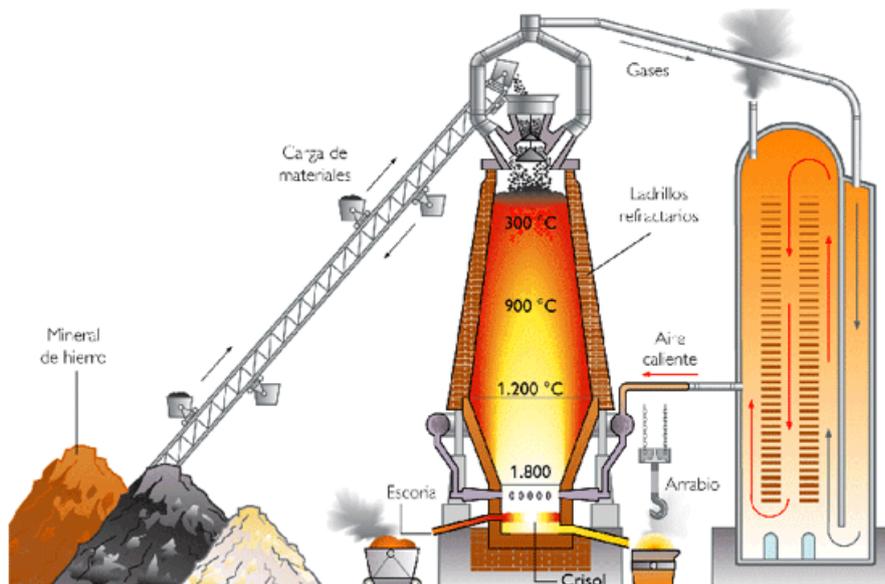
La flotación es un proceso de concentración muy empleado. Como la ganga normalmente es menos densa que la mena, se añaden detergentes al agua, consiguiendo que flote, y dejando la mena en el fondo. Después se procede al secado de la mena



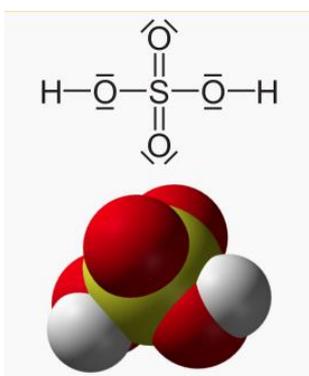
Otro ejemplo es la minería de oro. En este caso, sin la ayuda de detergentes, la ganga es arrastrada, quedando la mena (pepitas de oro) en el fondo



- b) El **refinado**: es el conjunto de procesos por el que la mena, ya separada de la ganga, es tratada para obtener el metal puro o casi puro. Existen muchos procesos para realizar esta tarea, pero el más común, para la obtención de hierro, sigue siendo el tratamiento de la mena en las fundiciones o altos hornos.



11.2. Ácido sulfúrico



- Es un ácido fuerte
- Muy corrosivo
- Líquido
- Soluble en agua
- Hierve a $340\text{ }^\circ\text{C}$
- Congela a $10.8\text{ }^\circ\text{C}$

El ácido sulfúrico es un compuesto con múltiples aplicaciones en el laboratorio y en la industria, hasta tal punto que el consumo de ácido sulfúrico puede considerarse un índice de la riqueza industrial de una nación.

En la industria se emplea para la fabricación de:

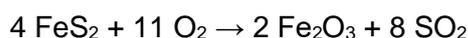
- abonos
- detergentes
- fibras sintéticas

- pinturas
- baterías de automóviles

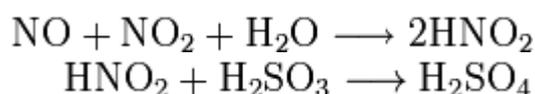
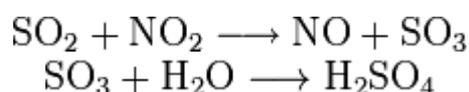
Existen dos métodos para la obtención de ácido sulfúrico, ambos parten de azufre (S₈) o pirita (Fe₂S).

Método de las cámaras de plomo.

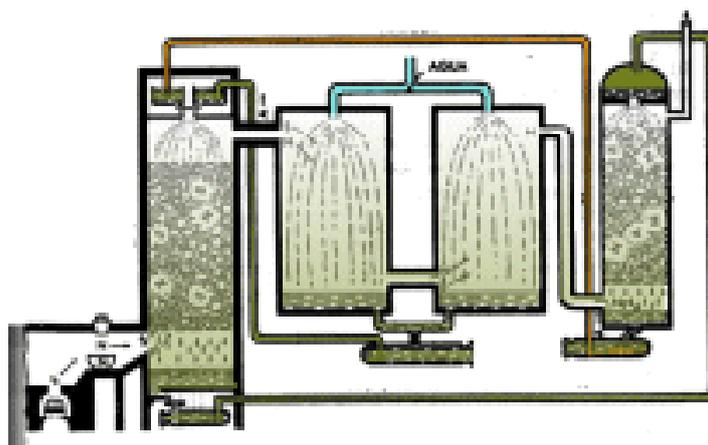
- El azufre o la pirita se queman en grandes torres de ladrillo recubiertas interiormente con plomo.



- La combustión produce dióxido de azufre que en el aire reacciona con oxígeno, óxidos de nitrógeno y vapor de agua, produciendo gotitas de ácido sulfúrico que caen al fondo de las torres.

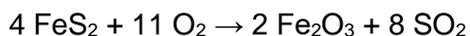


- Los óxidos de nitrógeno se recuperan de los gases y se reintroducen en las cámaras de plomo. El ácido sulfúrico así obtenido es una disolución al 65 % en agua. Este método cada vez es menos empleado.

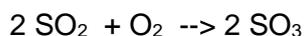


Método de contacto

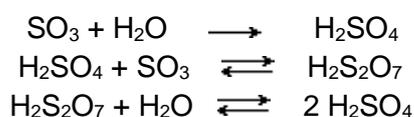
- La combustión de la pirita o el azufre en un horno produce dióxido de azufre.



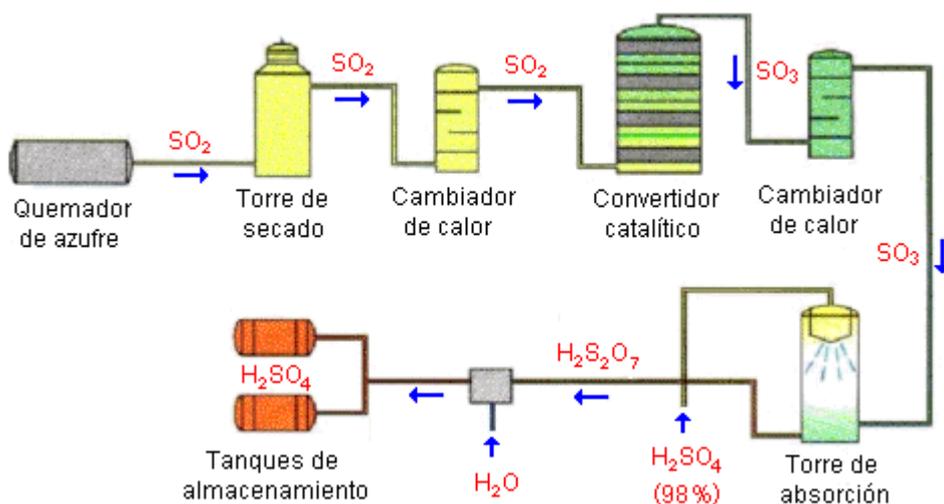
- Este dióxido de azufre se hace pasar a unas cámaras donde se oxida con aire y un catalizador a 400 °C para obtener trióxido de azufre



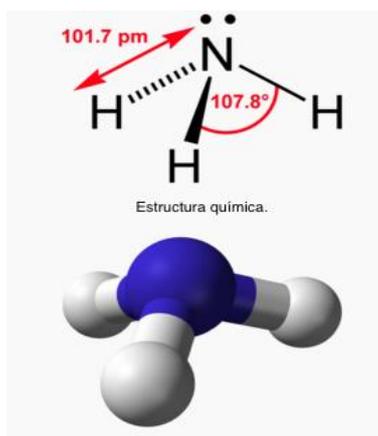
- El trióxido de azufre se disuelve en agua con ácido sulfúrico. Dependiendo de la cantidad de agua y ácido sulfúrico que se añade al trióxido de azufre se obtiene ácido sulfúrico de distinta concentración.



Este es el método más empleado en la actualidad.



11.3. Amoniaco



NH₃

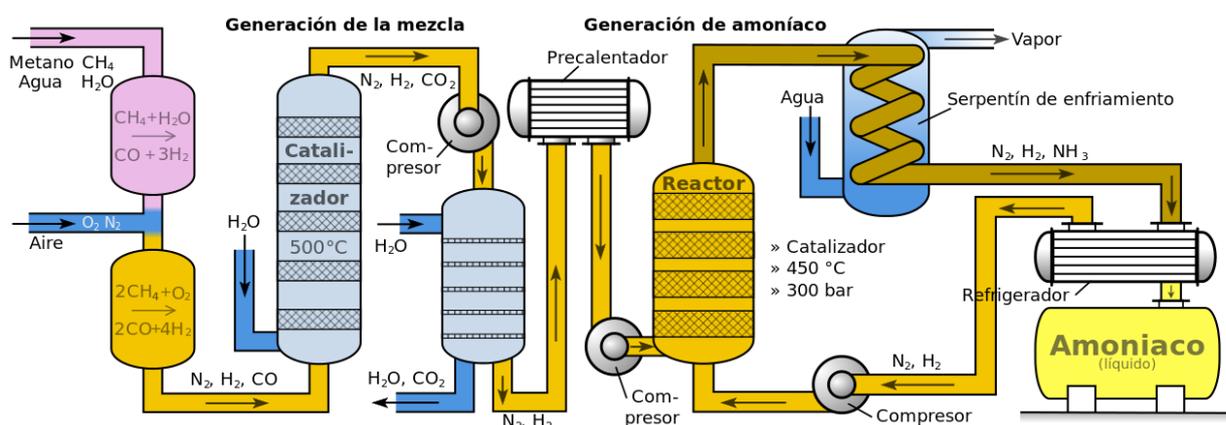
- Gas de olor picante
- Hierve a -33 °C
- Congela a -78 °C

Este compuesto, conocido en los hogares por emplearse su disolución en la limpieza doméstica, tiene distintas aplicaciones.

El amoníaco se emplea:

- como fertilizante
- para la obtención de ácido nítrico (HNO₃), junto con el ácido sulfúrico.
- fabricación de explosivos.
- Uso medicinal contra picaduras

Industrialmente el amoníaco se obtiene mediante el **método de Bosch - Haber**, en el que se mezclan nitrógeno e hidrógeno, a más de 200 atm de presión y 200 °C de temperatura, en presencia de un catalizador que contiene hierro.



11.4 Química y Medioambiente

La explotación de los recursos naturales, la obtención de energía, la transformación de las materias primas en productos elaborados, su distribución y comercialización conllevan un proceso de vertido de productos químicos al medioambiente. Y esos productos producen

contaminación. No todos los vertidos contaminantes han de ser peligrosos para el ecosistema. Así las escombreras no son tóxicas ni dañinas, aunque sí tienen un fuerte impacto visual.

Desgraciadamente la mayoría de los vertidos realizados por la industria o en los hogares contienen sustancias químicas que no son inertes, sino muy activas y, en muchos casos, venenosas. Metales pesados, plásticos, detergentes, blanqueantes, y un sin fin de sustancias son vertidas sin control al aire que respiramos, a los ríos de los que tomamos el agua para beber o a las playas en las que nos bañamos. Y no sólo los afean, muchos suponen un grave riesgo para la flora y la fauna y, directamente o a través de la cadena alimenticia, para los seres humanos.

11.5. Química farmacéutica

Los medicamentos son sustancias que se emplean para prevenir, combatir o disminuir los efectos de las enfermedades. Aunque la mayoría de los medicamentos son de origen vegetal o animal, algunos son de origen mineral e, incluso algunos de los que en principio tuvieron su origen en plantas o animales, hoy día se sintetizan por métodos químicos.

Entre los medicamentos producidos químicamente más importantes cabe destacar la aspirina, ácido acetilsalicílico, que se obtenía a partir del ácido salicílico, presente en la corteza del sauce y de efectos analgésicos y anticoagulantes muy marcados. Las propiedades preventivas de la aspirina aún se están descubriendo, siendo recomendada para la prevención de infartos, algunos tipos de cáncer y la ceguera por diabetes y cataratas.



12. Ciclo del Carbono

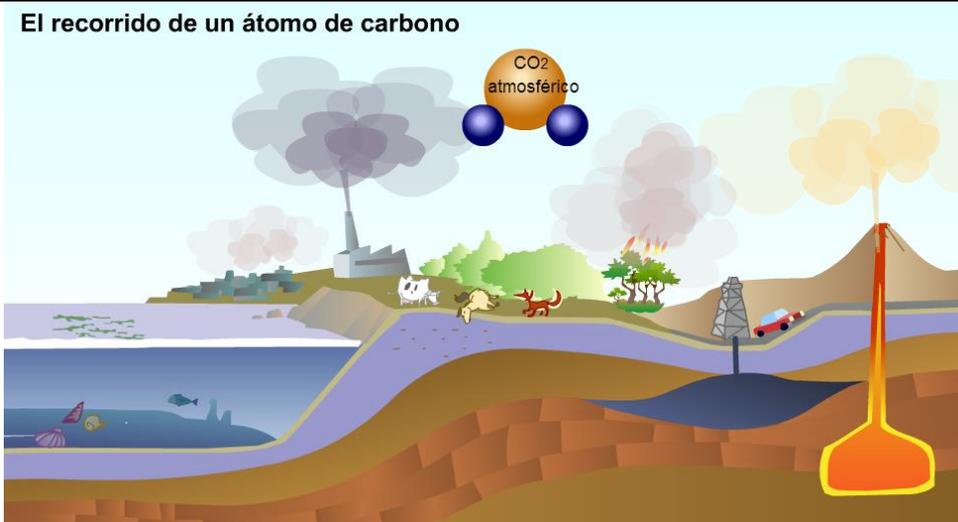
El Carbono es un elemento fundamental en la constitución de la materia orgánica. El aire atmosférico contiene sobre un 0.032% de CO_2 y en el mar hay una cantidad unas 50 veces mayor, generalmente en forma de bicarbonato.

Todos los seres vivos participan de una forma u otra en el ciclo del carbono. Los vegetales capacitados para la fotosíntesis pueden sintetizar la materia orgánica reduciendo el CO_2 , y las plantas y animales heterótrofos la degradan por oxidación y producen CO_2 . Su presencia es pues indispensable para la vida en la tierra y en los ecosistemas acuáticos y está garantizada por la constancia del ciclo del Carbono.

El ciclo del Carbono consta de dos fases: asimilación (síntesis de la materia orgánica y formación de compuestos carbonados) y desasimilación (degradación de estas sustancias en la respiración de animales y plantas heterótrofos). El ciclo del carbono explica el recorrido que va teniendo a lo largo del tiempo un átomo de este elemento, en los siguientes pasos:

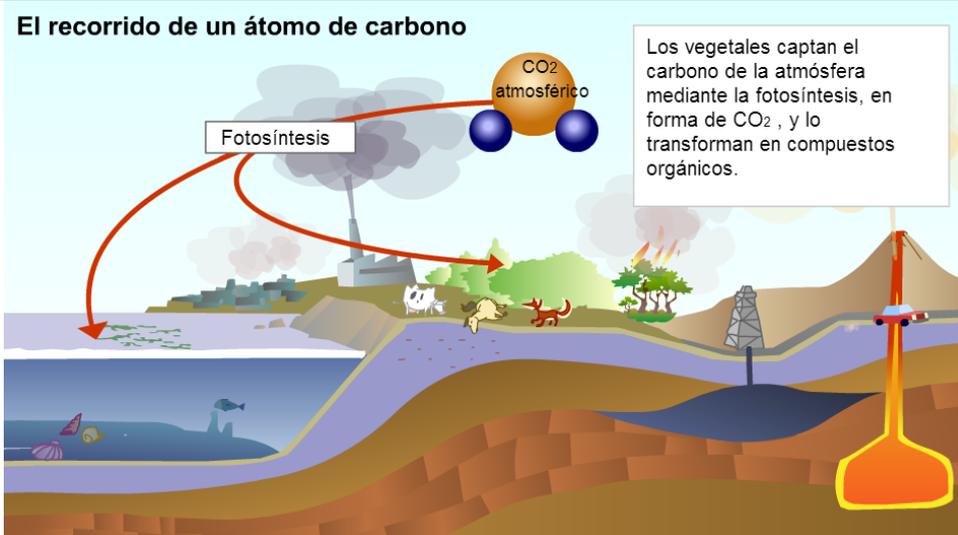
1

El átomo de C se encuentra en la atmósfera presente en el CO_2



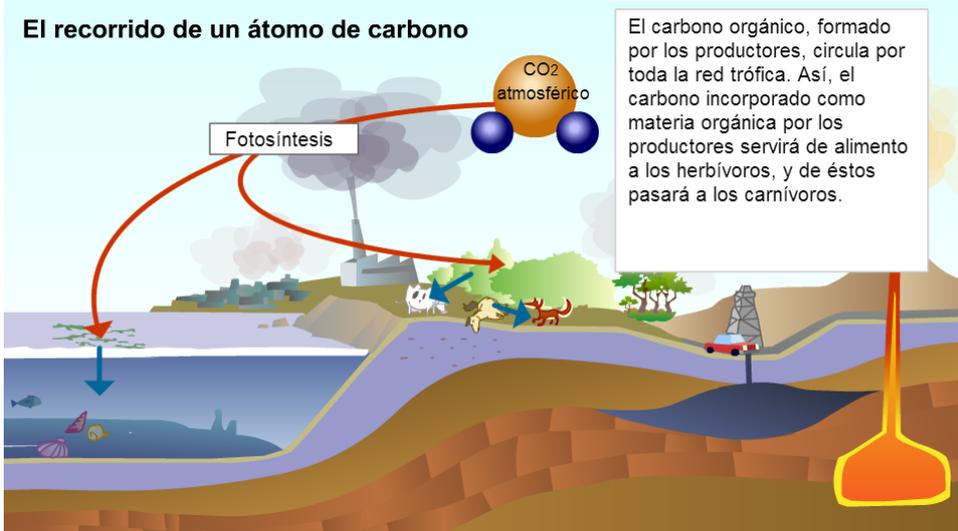
2

Los vegetales (algas y plantas) transforman el CO_2 en sustancias orgánicas, que incluyen esos átomos de C, mediante la fotosíntesis.



3

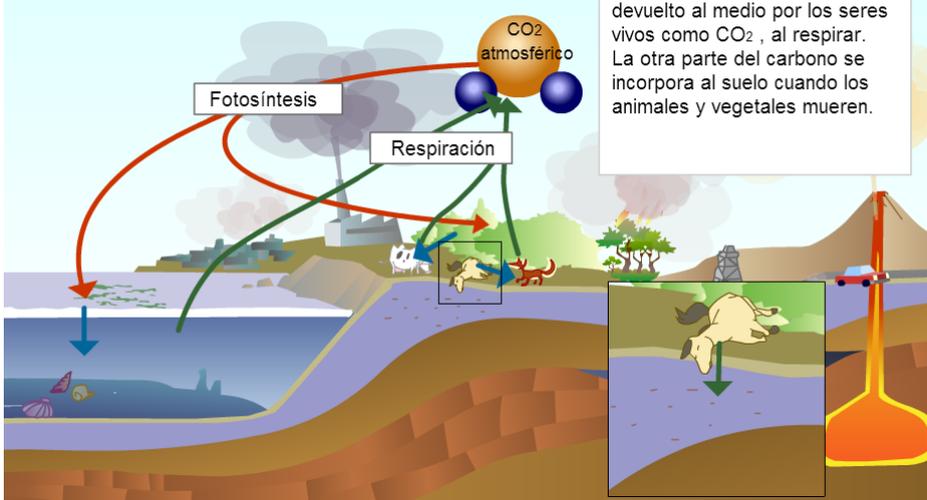
Los productores (plantas y algas), al sintetizar esos compuestos orgánicos, los introducen en toda la red trófica, ya que esa materia primero la utilizarán los herbívoros que comen esas plantas, después los carnívoros que comen a esos herbívoros, etc. De esta forma, los átomos de C van pasando de unas especies a otras.



4

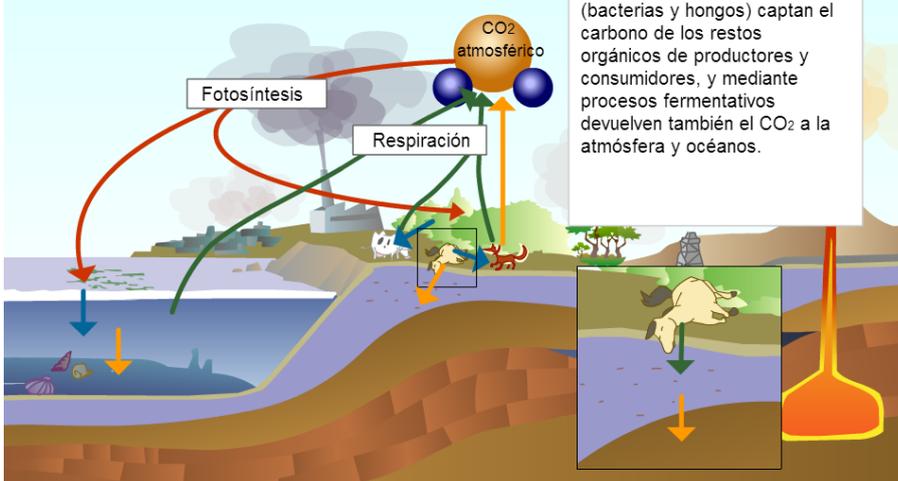
Parte del carbono que incorporan los seres vivos a través de la alimentación a su organismo, se libera en forma de CO_2 en la respiración, volviendo así estos átomos de C a su origen, es decir, el dióxido de carbono atmosférico, completando el ciclo. Otra parte queda en el organismo, y, cuando mueren esos seres, por la acción de los descomponedores, se incorporan al suelo, o bien vuelven también a la atmósfera en forma de CO_2 mediante procesos de descomposición.

El recorrido de un átomo de carbono



Una parte del carbono es devuelto al medio por los seres vivos como CO_2 , al respirar. La otra parte del carbono se incorpora al suelo cuando los animales y vegetales mueren.

El recorrido de un átomo de carbono

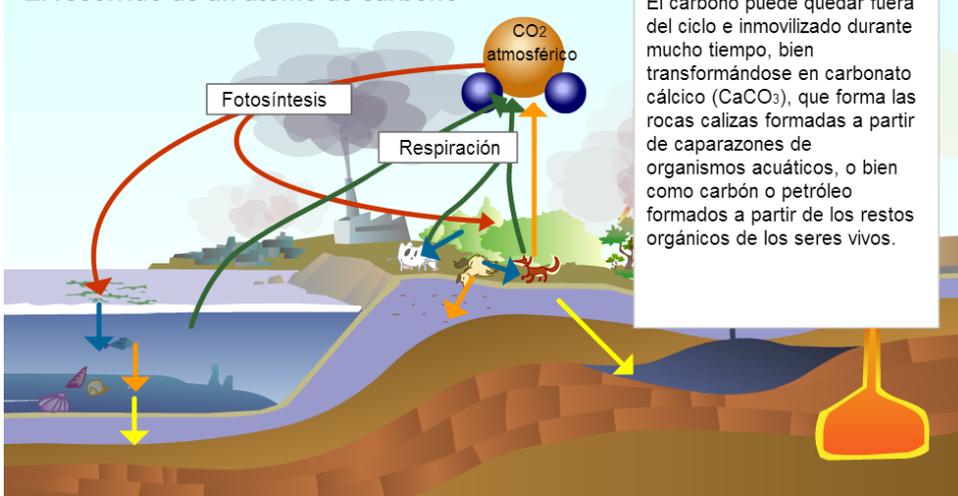


Los descomponedores (bacterias y hongos) captan el carbono de los restos orgánicos de productores y consumidores, y mediante procesos fermentativos devuelven también el CO_2 a la atmósfera y océanos.

5

El carbono puede quedar fuera del ciclo durante largos periodos de tiempo transformándose en carbonato que forma parte de las rocas calizas, o bien en reservas de carbón y petróleo. Posteriormente, por la acción humana, ese petróleo y carbón puede quemarse, produciendo en su combustión CO_2 , volviendo los átomos de carbono a la atmósfera y completando el ciclo. También los volcanes

El recorrido de un átomo de carbono

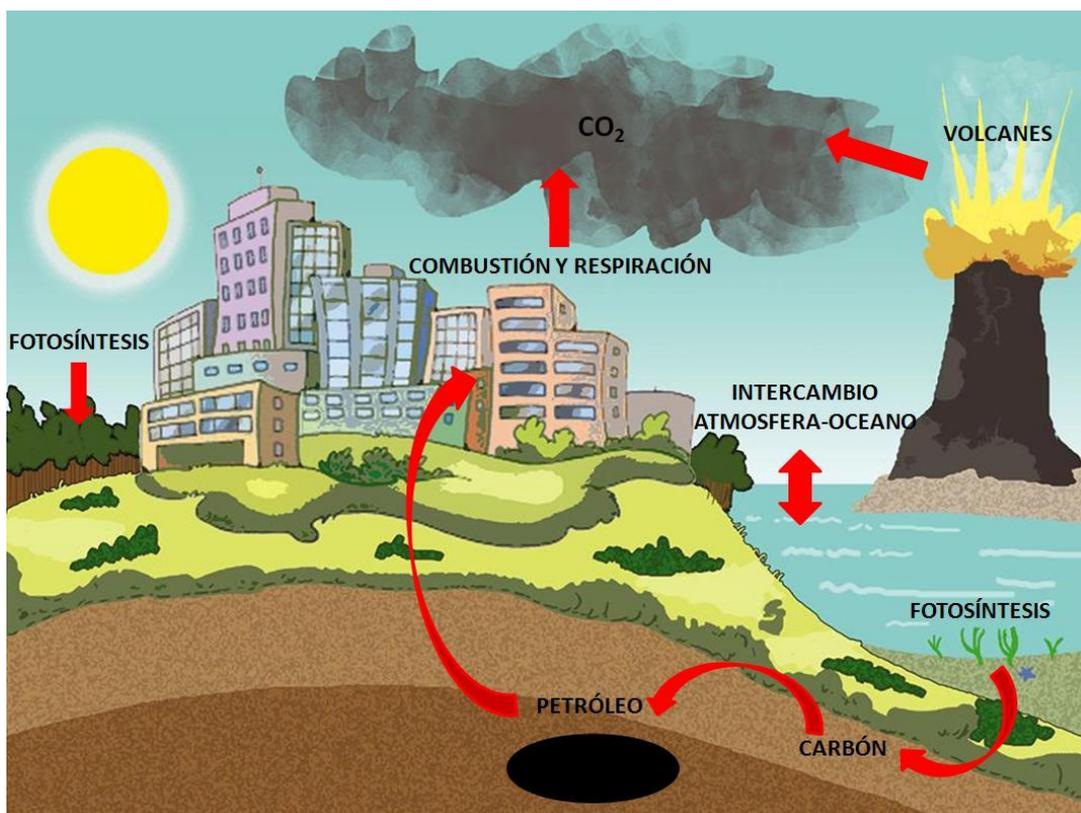
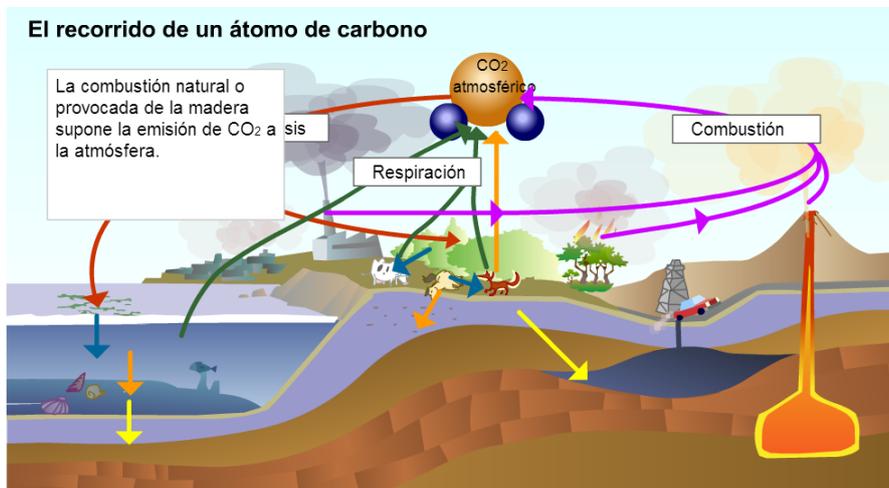


El carbono puede quedar fuera del ciclo e inmobilizado durante mucho tiempo, bien transformándose en carbonato cálcico (CaCO_3), que forma las rocas calizas formadas a partir de caparzones de organismos acuáticos, o bien como carbón o petróleo formados a partir de los restos orgánicos de los seres vivos.

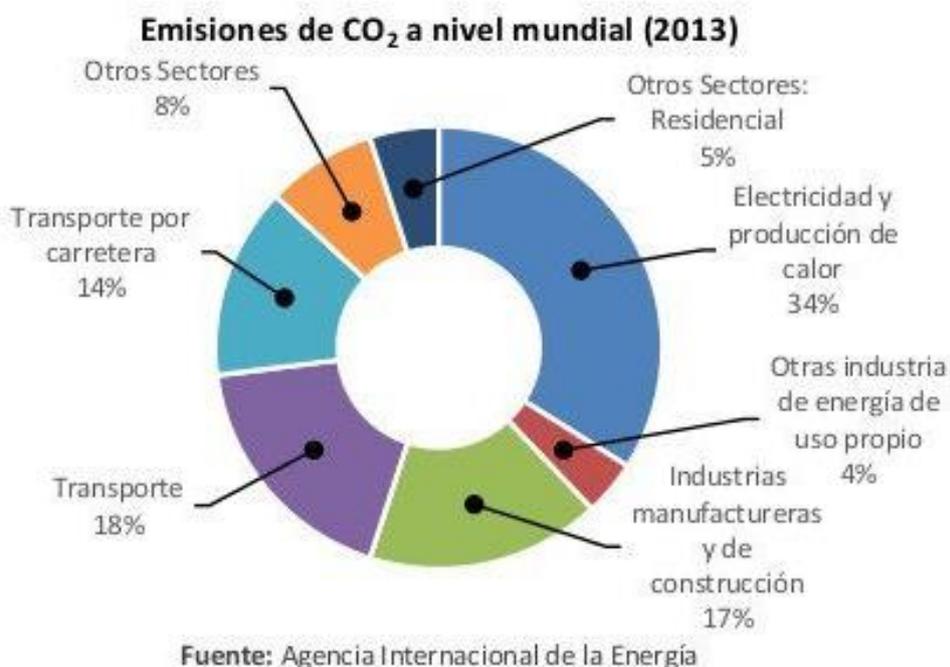
pueden liberar CO_2 en los procesos de combustión cuando entran en erupción.

6

La combustión natural o provocada de madera, provoca que el carbono de los productores, incorporado a su organismo por la fotosíntesis, también pueda volver a la atmósfera completando el ciclo.



El petróleo, carbón y la materia orgánica acumulados en el suelo son resultado de épocas en las que se ha devuelto menos CO_2 a la atmósfera del que se tomaba. Así apareció el O_2 en la atmósfera. Si hoy consumiéramos todos los combustibles fósiles almacenados, el O_2 desaparecería de la atmósfera. Como veremos el ritmo creciente al que estamos devolviendo CO_2 a la atmósfera, por la actividad humana, es motivo de preocupación para el medioambiente y el cambio climático.



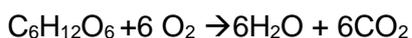
Las principales reacciones químicas que se producen en este proceso son las siguientes:

Desasimilación de CO₂

Respiración celular.

La realizan la inmensa mayoría de organismos, incluidas los humanos. Los organismos que llevan a cabo este tipo de respiración reciben el nombre de organismos aeróbicos.

Este proceso celular es realizado por el orgánulo mitocondrial (mitocondrias). Su ecuación general es la siguiente



Glucosa + Oxígeno -> Agua + Dióxido de carbono

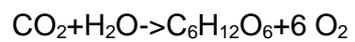
Proceso de combustión de combustibles fósiles

Todas las reacciones exotérmicas.

Combustible	Reacción
METANO	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$
METANOL	$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 4H_2O + 2CO_2$
ETANOL	$CH_3CH_2OH + 3O_2 \rightarrow 3H_2O + 2CO_2$
HEXANO	$2C_6H_{14} + 19 O_2 \rightarrow 12CO_2 + 14H_2O$
GASOLINA	$C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$

Asimilación de CO₂

Fotosíntesis



Ejercicios 29-35

Tema 2. EJERCICIOS

ACTIVIDADES SOBRE DISOLUCIONES

DENSIDADES

1. Un trozo de material tiene un volumen de 2 cm^3 si su densidad es igual 2.7 gr/cm^3 ¿Cuál es su masa?
2. Un cubo sólido mide 6.00 cm en cada lado y tiene una masa de 0.583 kg . ¿Cuál es su densidad en g/cm^3 ?
3. Calcula el volumen que ocuparían 100 gramos de alcohol etílico cuya densidad es de 789 kg/m^3 .
4. Calcula la densidad de las siguientes sustancias a partir de los siguientes datos expresando el resultado en kg/l
 - a) $m = 6300$; $V = 5 \text{ m}^3$
 - b) $m = 200 \text{ g}$; $V = 1,5 \text{ L}$
5. Se tiene un trozo de metal que para saber si es plata pura primero se pesa obteniéndose una masa de 420 g , después se sumerge en una probeta que tiene agua. Al sumergir el trozo del metal en la probeta, el nivel del agua cambia de 110 ml a 150 ml . ¿Cuál es la densidad del metal?
Nota: La densidad de la plata es de 10.5 g/ml
6. La densidad del aceite del etanol es de 0.7914 g/cm^3 , determinar su equivalente en Kg/m^3 .

CONCENTRACIONES

7. La leche tiene una densidad de $1,03 \text{ g/cm}^3$ y $2,9 \text{ g}$ de proteínas en 100 mL . Expresa la concentración de proteínas en g/L .
8. Un suero tiene una concentración de azúcar de 8 g/L y densidad = $1,08 \text{ g/mL}$.
Calcula:
 - a) Qué masa de disolución y de azúcar habrá en una botella de 250 mL ,
 - b) A un enfermo es necesario suministrarle una dosis de 17 g de azúcar al día, ¿cuántos frascos de suero necesitaremos?
9. Una lejía posee una concentración de 20 g/L en hipoclorito de sodio (NaClO) y se vende en recipientes de 5 L . Para efectuar una limpieza, llenamos un tapón (18 mL) y lo echamos en un cubo con 38 L de agua. Despreciando la variación de volumen, halla la concentración en g/L y su molaridad de la lejía en el cubo de la limpieza.

10. En 100 cm^3 de una disolución acuosa de ácido sulfúrico hay 0,49 g. de ácido sulfúrico. Determinar su concentración en g/l y molaridad.

11. Expresar la concentración del agua del mar en g/l, y molaridad, sabiendo que de 2 Kg de agua salada se han obtenido 50 g de sal (cloruro de sodio).

12. Expresar la concentración de una disolución de agua y glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en g/l, molaridad, sabiendo que en 3 litros de la disolución hay 50 gramos de glucosa.

densidad de la glucosa= $1,56 \text{ g/cm}^3$

densidad del agua= 1 kg/l

13. Determinar la cantidad de hidróxido de sodio (NaOH) que se necesita para preparar 250 ml de disolución 0,5 Molar. ¿Cuál será su concentración expresada en g/l?

14. Expresar la concentración de una disolución de ácido nítrico en g/l, y molaridad, sabiendo que en 3 litros de la misma hay 21 g de dicho ácido.

15. Para preparar una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se añaden 2,5 g de dicho ácido sobre agua, completando después con más agua hasta obtener un volumen total de 125 ml, ¿Cuál será la concentración expresada como Molaridad y g/l si su densidad es $1,012 \text{ g/ml}$?

16. Mezclamos 20 mL de ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) alcohol ($d= 0,81 \text{ g/mL}$) con 270 mL de agua. Determina:

a) la concentración de la disolución en g/L.

b) su molaridad.

c) Explica qué le sucedería a la concentración de la disolución si añadimos más agua: aumentaría, disminuiría o quedaría igual.

17. ¿Cuál es la Molaridad de una disolución de nitrato de potasio (KNO_3) si 100 ml de la misma contienen 10 g de soluto?

18. Se tienen 500 ml de una disolución de ácido nítrico (HNO_3) 0,5 Molar y se le añaden 250 ml de agua. Calcular la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad y g/litro.

19. ¿Cuál será la concentración expresada en g/l de una disolución 0,25 Molar de cloruro de calcio si su densidad es $1,02 \text{ g/ml}$? ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 750 ml de la misma?

20. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tendrá mayor de concentración molar?

1) Contiene 2,1 g de ácido nítrico en 500 ml de disolución.

2) Contiene 19,5 g de cloruro de sodio en 3 litros de disolución.

3) 35 gramos de Carbonato de calcio (CaCO_3) en 2 litros de disolución.

21. Calcula la concentración, expresándola en Molaridad y g/litro de una disolución de clorato de potasio (KClO_3) si sabemos que, al evaporar 20 ml de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de dicha sal.

22. Se tienen 500 ml de una disolución de cloruro de sodio (NaCl) 0,2 Molar y se le añade agua hasta completar un volumen total de 1 litro. Calcular la concentración de la nueva disolución. Expresarla en g/L y molaridad.

23. Una disolución contiene 15 g de cloruro de sodio (NaCl) y ocupa un volumen de 100 ml. Calcula la concentración de la disolución expresada en g/L y molaridad

b) la cantidad de soluto que es necesario disolver en agua para preparar 3,5 L de disolución de la concentración dada

24. Calcula los moles de cloruro de sodio (NaCl) que hay que pesar para preparar una disolución de 120 ml y concentración de la disolución 23 g/l.

25. Preparamos una disolución disolviendo 25 g de KCl en agua completando hasta 1 L. Si la densidad del agua es 1 g/ml, calcula la concentración del KCl en la disolución resultante:

- a) Molaridad
- b) gramos/litro

26. Una disolución de 500 cm^3 de volumen contiene disueltos 45 g de cloruro de sodio (NaCl) y 57 g de sulfato de calcio (CaSO_4):

- a) Calcula la concentración en masa (g/L) de cada soluto en la disolución anterior e interpreta el resultado obtenido.
- b) Tomamos una porción de 150 cm^3 de esta disolución. ¿Cuál es la concentración de cloruro de sodio y de sulfato de calcio en ella?
- c) Calcula la cantidad de ambas sales que habrá disueltas en los 150 cm^3 de disolución.

27. En 100 cm^3 de una disolución acuosa de Ácido clorhídrico (HCl) hay 3 g de este ácido.

a) Determinar su concentración en g/l y molaridad.

b) Completa la tabla

Densidad del ácido clorhídrico 1,12 Kg/l

Densidad del agua 1 Kg/l

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	3 g		
Volumen			100 $\text{cm}^3=0,1$ litro

28. Cómo podrías conseguir disminuir el punto de congelación o aumentar el punto de ebullición de una disolución. ¿Para qué puede servir hacer esto?

ACTIVIDADES. LA INDUSTRIA QUÍMICA BÁSICA Y EL CICLO DE CARBONO

29. ¿Cómo se obtiene el amoníaco de forma industrial?

- A) Mediante el método de Bosch – Haber
- B) Mediante el método de contacto
- C) Mediante el método de las cámaras de plomo

30. ¿Cuál es la fórmula del ácido sulfúrico?

- A) CaSO_4
- B) NH_3
- C) H_2SO_4

31. La metalurgia consta de dos fases diferenciadas. ¿Cuáles?

- A) Concentración y refinado
- B) Concentración y filtrado
- C) Decantación y filtrado

32. ¿Qué método se suele emplear para separar la mena de la ganga?

- A) Decantación
- B) Flotación
- C) Filtración

33. ¿Qué nombre químico recibe la aspirina?

34. Cuáles son las dos fases del ciclo del carbono y en que consisten.

35. Utilidad del ácido sulfúrico.

ACTIVIDADES. AJUSTANDO ECUACIONES Y RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

36. Calcula:

- a) ¿Cuántos moles de H_2SO_4 hay en 150 gramos de dicha sustancia?
- b) ¿Cuántos moles de NaOH hay en 100 gramos de dicha sustancia?
- c) ¿Cuántos moles de SO_2 hay en 90 gramos de dicha sustancia?
- d) ¿Cuántos moles de CaCO_3 hay en 200 gramos de dicha sustancia?
- e) ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 hay en 230 gramos de dicha sustancia?

37. ¿Cuántos moles de SO_2 hay en 130 gramos de dicho óxido? Masa molar: 64g/mol

38. ¿Cuántos moles son 20 gramos de cobalto? Masa atómica del Co = 58, 93.

39. Indica cuántos gramos son 5 moles de potasio (K).Masa atómica del K = 39,10

40. ¿Cuántos gramos serán 2 moles de hidróxido sódico (NaOH)?

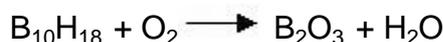
Masas atómicas: Na = 23 , O = 16, H = 1.

41. ¿Cual será la masa de un mol de agua (H₂ O)? O = 16, H = 1.

42. Balancea las siguientes ecuaciones:

- a) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
- b) $H_2O + Na \rightarrow Na(OH) + H_2$
- c) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
- d) $BaO_2 + HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2O_2$
- e) $H_2SO_4 + NaCl \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$
- f) $FeS_2 \rightarrow Fe_3S_4 + S_2$
- g) $H_2SO_4 + C \rightarrow H_2O + SO_2 + CO_2$
- h) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
- i) $NaCl \rightarrow Na + Cl_2$
- j) $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
- k) $K_2CO_3 + C \rightarrow CO + K$
- l) $Ag_2SO_4 + NaCl \rightarrow Na_2SO_4 + AgCl$
- m) $NaNO_3 + KCl \rightarrow NaCl + KNO_3$
- n) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + Fe$
- o) $Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$
- p) $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
- q) $Cr_2O_3 + Al \rightarrow Al_2O_3 + Cr$
- r) $Ag + HNO_3 \rightarrow NO + H_2O + AgNO_3$
- s) $CuFeS_2 + O_2 \rightarrow SO_2 + CuO + FeO$

43. Balancee las siguientes ecuaciones:



44. Observa la siguiente reacción química y responde las siguientes cuestiones:



- Indica qué sustancias son reactivos y qué sustancias productos.
- Calcula el peso molar de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción química.
- Ajusta la reacción química.
- Si partimos de 9 moles de FeS_2 , ¿cuántos moles de azufre (S_2) se formarán?
- ¿Cuántos gramos son los 9 moles de FeS_2 y los correspondientes de azufre del apartado anterior?

Datos: Aquí tienes los pesos atómicos necesarios para realizar el ejercicio.

$\text{Fe}=56$

$\text{S}=32$

45. Observa la siguiente reacción química y responde las siguientes cuestiones:



- Indica qué sustancias son reactivos y qué sustancias productos.
- Calcula el peso molecular de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción química.
- Ajusta la reacción química.
- Si partimos de 4 moles de Cr_2O_3 ¿cuántos moles de Cr se formarán?
- Expresa el dato anterior en gramos.

Datos: Aquí tienes los pesos atómicos necesarios para realizar el ejercicio

$\text{Cr}= 52$

$\text{O}=16$

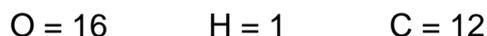
$\text{Al}=27$

46. Observa la siguiente reacción química y responde las siguientes cuestiones:



- Indica qué sustancias son reactivos y qué sustancias productos.
- Calcula la masa molecular y molar de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción química.
- Ajusta la reacción química.
- Si partimos de 6 moles de metano (CH_4), ¿cuántos moles de agua (H_2O) se formarán?
- Si partimos de 2 moles de metano, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se obtendrán?

Datos: Aquí tienes las masas atómicas necesarios para realizar el ejercicio.



47. Observa la siguiente reacción química y responde las siguientes cuestiones:



- Indica qué sustancias son reactivos y qué sustancias productos.
- Calcula la masa molar de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción química
- Ajusta la reacción química.
- Si partimos de 6 moles de ácido clorhídrico (HCl), ¿cuántos moles de la molécula de cloro (Cl₂) se formarán?
- Si partimos de 2 moles de ácido clorhídrico, ¿cuántos gramos de agua se obtendrán?

Datos: Aquí tienes los pesos atómicos necesarios para realizar el ejercicio.



48. Al reaccionar butano con oxígeno se produce dióxido de carbono y agua. Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la reacción. A continuación, completa la tabla.

	C ₄ H ₁₀	O ₂	CO ₂	H ₂ O
Moles que intervienen en la reacción				
Gramos que intervienen en la reacción (depende del número de moles)				

A la luz de los datos de la tabla anterior, ¿cuántos moles de butano hacen falta para obtener 44 gramos de dióxido de carbono?

ACTIVIDADES. LEYES DE LOS GASES Y TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

49. Para temperatura constante, la presión de un gas es:

50. A volumen constante, la presión de un gas es:

51. A presión constante, el volumen de un gas es:

52. En un recipiente de 4,5 litros de volumen, tenemos hidrógeno a 2,9 atm de presión. Si mantenemos la temperatura constante y variamos el volumen del recipiente hasta 1,9 litros ¿Cuál será la nueva presión?

53. Experimentando con gas helio a temperatura constante, obtenemos los siguientes pares de valores V(volumen) y P(presión) : Si $V=3,2$ L $P=2,0$ atm ; Si $V=6,4$ L $P= 1,0$ atm ; Si $V=8,0$ L $P=0,8$ atm. ¿Se cumple la ley de Boyle? ¿Cuál será la presión si el volumen lo hacemos 4,5 L?

54. En un recipiente cerrado (volumen constante) tenemos aire a 0°C y 0,9 atm de presión. ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ si la presión resulta ser de 2,9 atm?

55. Experimentamos con aire en un recipiente cerrado que, vamos calentando progresivamente y midiendo la presión en cada caso. En estas experiencias obtenemos los valores : A $t=-50^{\circ}\text{C}$ $P=0.40$ atm ; A $t=20^{\circ}\text{C}$ $P=0,52$ atm ; A $t=250^{\circ}\text{C}$ $P=0,94$ atm . ¿Se cumple la ley de GayLussac? ¿Cuál será la presión a $t=600^{\circ}\text{C}$?

56. En un recipiente con émbolo, calentamos gas oxígeno, de manera que la presión se mantiene constante e igual a la del exterior. Si medimos los valores de volumen para cada temperatura obtenemos los pares de valores: Si $T=273$ K $V=1,20$ L ; Si $T=373$ K $V=1,64$ L ; Si $T=573$ K $V =2,52$ L . ¿Se cumple la ley de Charles? ¿Cuál será el volumen para una temperatura de 623 K?.

57. Con una determinada cantidad de nitrógeno en un recipiente de 4,5 L de capacidad, a 600°C y con una presión de 2,9 atm, pasamos a un volumen de 4,6 L y a una temperatura de 750°C ¿Cuál será su nueva presión?

58. Un volumen de helio de 4,5 L a 2,9 atm de presión y a 750°C de temperatura, se pasa a 4,6 L de manera que su presión resulta ser de 4,2 atm ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ en estas nuevas condiciones?

59. Una cantidad fija de un gas a temperatura constante ejerce una presión de 737 mm Hg y ocupa un volumen de 20,5 L. Calcule el volumen que el gas ocupará si se aumenta la presión a 1,80 atm.

60. Se tiene un gas a 10°C en un cilindro con émbolo móvil. Suponiendo que la presión permanece constante, ¿cuál será la temperatura a la que el volumen aumentará al doble?

61. El volumen de un gas a 35°C y 1 atm. de presión es de 200 L ¿Qué volumen ocupará el gas a 65°C y a una presión de 750 mmHg?

62. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono (CO₂) a 27 °C y una presión de 9120 mm de Hg. Determinar la presión del gas (en atm) cuando se calienta a 100 °C.

63. En un recipiente con un émbolo aplicamos calor, de tal manera que la presión permanece constante ya que, el émbolo sube y baja.

Si inicialmente subimos la T^a de 10 a 50 °C con un volumen inicial de 2500cc ¿Cuál será el volumen final?

64. ¿Cuántos moles contiene un gas en CNPT si ocupa un volumen de 336 L?

Datos:

CNPT: T°= 0°C y P = 1 atm

T1= 0°C + 273 = 273K

P1 = 1 atm

65. Realiza un esquema resumen de la teoría cinético-molecular

66. ¿Qué volumen ocupan 100 g. de oxígeno a 30 °C y 2 atmosfera de presión? .

O₂=32g/mol

R=0,082 atm·L/mol·K

67. Un recipiente cerrado de 2 l. contiene oxígeno a 200°C y 2 atm. Calcula los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

P. molar.(O₂)=32 gr/mol

68. Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO₂ o SO₃. Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a 27°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

P. a.(S)=32.P. a.(O)=16.

69. Un recipiente de 4,0 L contiene 7,0 gramos de un gas a 1,2 atm de presión y 303 K de temperatura. Determina la masa molar del gas.

70. Una cantidad fija de un gas a temperatura constante ejerce una presión de 737 mm Hg y ocupa un volumen de 20,5 L. Calcula el volumen que el gas ocupará si se aumenta la presión a 1,80 atm.

PROYECTO PARA EL TALLER

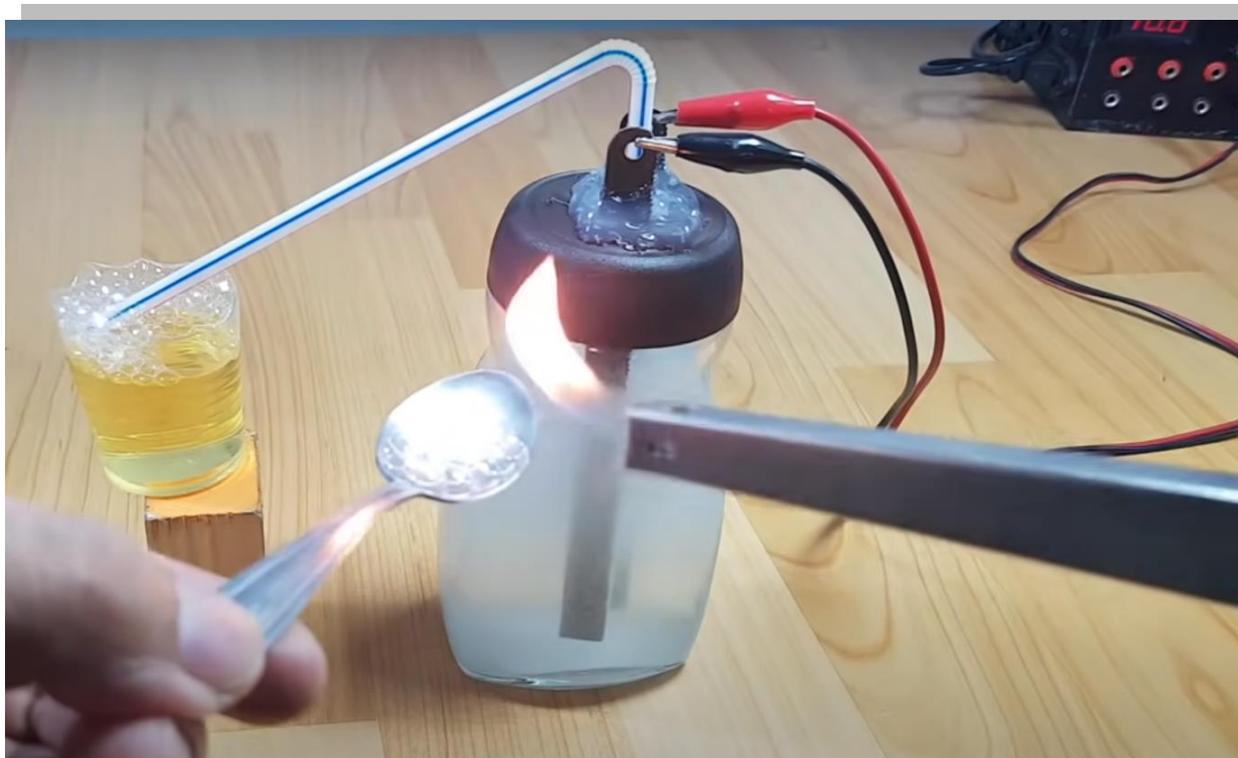
Vamos a construir un generador de hidrógeno el taller, para ello observa el siguiente vídeo que atiende a la reacción:

<https://www.youtube.com/watch?v=GF6XUet5VGE>



Necesitaremos los siguientes materiales y herramientas:

- 1 Fuente de alimentación
- 2 Cables cocodrilo
- 1 Bote de plástico
- 1 Pistola de silicona y barras de silicona.
- 2 Varillas de metal
- 1 Cucharada sopera de bicarbonato.
- 1/2 litro de agua
- 1 vaso de plástico
- 1 pajita de plástico
- 1 Cucharada sopera de lavavajillas



ANEXO – TABLA PERIÓDICA

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 1.0079 H HIDRÓGENO	2 4.0026 He HELIO																	
2	3 6.941 Li LITO	4 9.0122 Be BERILIO	5 10.811 B BORO	6 12.011 C CARBONO	7 14.007 N NITRÓGENO	8 15.999 O OXÍGENO	9 18.998 F FLÚOR	10 20.180 Ne NEÓN											
3	11 22.990 Na SODIO	12 24.305 Mg MAGNESIO	13 26.982 Al ALUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FÓSFORO	16 32.065 S AZUFRE	17 35.453 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGÓN											
4	19 39.098 K POTASIO	20 40.078 Ca CALCIO	21 44.956 Sc ESCANADIO	22 47.867 Ti TITANIO	23 50.942 V VANADIO	24 51.996 Cr CROMO	25 54.938 Mn MANGANESO	26 55.845 Fe HIERRO	27 58.933 Co COBALTO	28 58.693 Ni NIQUEL	29 63.546 Cu COBRE	30 65.38 Zn CINCO	31 69.723 Ga GALIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.96 Se SELENIO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr KRIPTÓN	
5	37 85.468 Rb RUBIDIO	38 87.62 Sr ESTRONCIO	39 88.906 Y YTRIO	40 91.224 Zr CIRCONIO	41 92.906 Nb NIÓBIO	42 95.96 Mo MOLIBDENO	43 (98) Tc TECNICIO	44 101.07 Ru RUTENIO	45 102.91 Rh RODIO	46 106.42 Pd PALADIO	47 107.87 Ag PLATA	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn ESTAÑO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELURO	53 126.90 I YODO	54 131.29 Xe XENÓN	
6	55 132.91 Cs CESIO	56 137.33 Ba BARIO	57-71 La-Lu Lantánidos	72 178.49 Zr HAFNIO	73 180.95 Ta TANTALO	74 183.84 W WOLFRAMIO	75 186.21 Re RENIUM	76 190.23 Os OSMIO	77 192.22 Ir IRIDIO	78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALIO	82 207.2 Pb PLOMO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADÓN	
7	87 (223) Fr FRANCIO	88 (226) Ra RADIO	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 (267) Rf RUTHERFORDIO	105 (268) Db DUBNIO	106 (271) Sg SEABORGIO	107 (272) Bh BOHRIO	108 (277) Hs HASSIO	109 (276) Mt MEITNERIO	110 (281) Ds DARINSTADTIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COPERNICIO	113 (...) Uut UNUNTRIO	114 (287) Fl FLEROVIO	115 (...) Uup UNUNPENTIO	116 (291) Lv LIVERMORIO	117 (...) Uus UNUNSEPTIO	118 (...) Uuo UNUNOCTIO	

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

GRUPO IUPAC

NÚMERO ATÓMICO

SÍMBOLO

NOMBRE DEL ELEMENTO

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

Ne - gaseoso Fe - sólido
Hg - líquido Tc - sintético

Metales (rojo) Semimetales (verde) No metales (azul)
Metales alcalinos (naranja) Anfígenos (amarillo)
Metales alcalinoteros (verde) Halógenos (rojo)
Elementos de transición (naranja) Gases nobles (verde)

Lantánidos (rojo) Actínidos (verde)

Copyright © 2012 Eni Generali

LANTÁNIDOS

57 138.91 La LANTANO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb YTERBIO	71 174.97 Lu LUTECIO
89 (227) Ac ACTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTACTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NEPTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENCIO

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.



Educàlia editorial

Edificio **CREA** · Avda. de las Jacarandas nº 2 - loft 327
46100 Burjassot - Valencia
Tels. 960 624 309 - 963 76 85 42 - 610 900 111

email: educaliaeditorial@e-ducalia.com

www.e-ducalia.com