

Tema 1. Aspectos cuantitativos de la Química

El estudio de la naturaleza de las sustancias se abordó a finales del siglo XVIII y se desarrolló en la primera mitad del XIX, estudiando de forma sistemática y cuantitativa tanto procesos físicos (expansión de un gas) como químicos (reacción de metales con oxígeno). A partir de los resultados obtenidos, se elaboró un modelo que podía explicar las observaciones realizadas y que daba una visión conjunta de la estructura de las sustancias.

De esta forma, se puede llegar a entender la razón de las propiedades de las sustancias, e incluso existe la posibilidad de diseñar y obtener sustancias que tengan unas propiedades determinadas que resulten interesantes (desarrollo de nuevos materiales como el goretex, el kevlar, la fibra de carbono, etc).

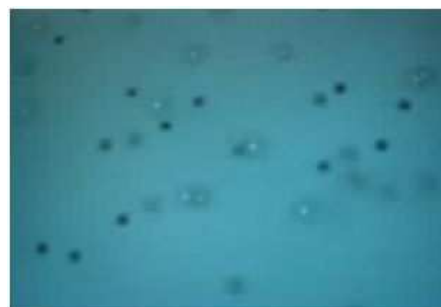
¿Qué llegarías a ver si observases una sustancia como un cristal de sal común (sal gema) con un microscopio suficientemente potente? ¿Verías algo parecido a esto, típico modelo utilizado para representar la estructura de las sustancias? ¿Es cierto que la materia está formada por partículas?



El modelo de partículas de la materia

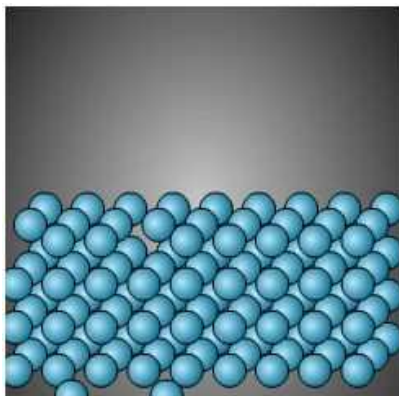
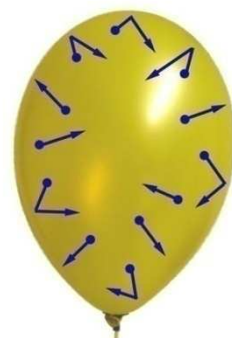
La idea de que la materia está formada por partículas muy pequeñas es consecuencia de la simple observación experimental: como un trozo de hierro se puede pulverizar y obtener así trozos de hierro más pequeños, es posible imaginar que, por sucesivas divisiones, puedes llegar a tener un trozo extraordinariamente pequeño, pero que sigue siendo de hierro; es decir, una **partícula** de hierro.

Esas partículas que constituyen la materia se mueven desordenadamente, tal y como descubrió Brown en 1827, por lo que su movimiento se llama **browniano**. Existen muchas pruebas de que ese planteamiento es correcto, observables sobre todo en sustancias gaseosas o líquidas. En el vídeo se ven partículas en el humo de un cigarrillo.



- La materia está formada por partículas, muy pequeñas e iguales entre sí para cada sustancia.
- Hay grandes espacios vacíos entre ellas, por el que se mueven desordenadamente, con velocidades que dependen del estado físico (mayores en el gaseoso y pequeñas en el sólido).

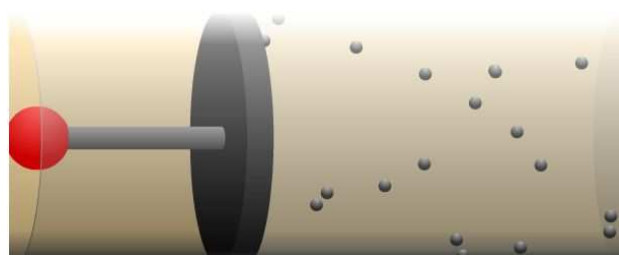
- La temperatura es la manifestación macroscópica del movimiento de las partículas: al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad de las partículas.
- El choque de las partículas de un gas con las paredes del recipiente que las contiene es la causa de la presión generada. Si las partículas son grandes su velocidad es menor, y si son pequeñas, mayor.



Fíjate en el modelo de cambios de estado del agua de la simulación. Observa la diferente movilidad de las partículas en cada estado, y en que en el sólido el reposo no es absoluto, sino que las partículas oscilan alrededor de una posición de equilibrio.

En el simulador siguiente se representan las partículas de un gas en un recipiente, y puedes cambiar el volumen, la temperatura y el número de partículas para ver cómo varía el número de choques por unidad de tiempo con la pared derecha, que es una medida de la presión generada por el gas en el recipiente.

¿Cómo afecta cada una de esas magnitudes a la presión del gas? No tienes más que observar lo que sucede y tener en cuenta el modelo de partículas de la materia.



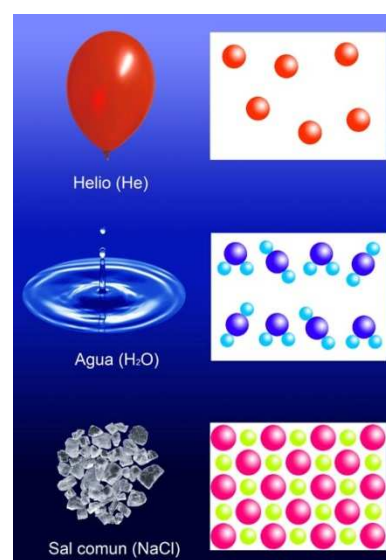
Explicación de hechos experimentales

Utilizando este modelo tan sencillo es posible explicar una gran cantidad de fenómenos que suceden en nuestro entorno.

Fíjate en la imagen de la derecha: el helio es un gas, y sus partículas están muy alejadas entre sí. Por tanto, la densidad del helio, como la de todos los gases, es baja.

El agua es líquida, y las partículas de agua están bastante más cerca entre sí, por lo que la densidad de los líquidos es mucho mayor que la de los gases.

Por último, las partículas que forman el cloruro de sodio, sólido, se encuentran muy cerca entre sí, por lo que la densidad es la mayor. Metales como el iridio o el platino tienen densidades del orden de 22 g/cm^3 , mientras que la del agua es de 1 g/cm^3 , y la del aire es de 0.0013 g/cm^3 .



¿Cómo se producen los cambios de estado? Al comunicar energía en forma de calor a un sólido, las partículas se mueven más deprisa, con lo que se alejan entre ellas y van venciendo las fuerzas que las mantienen cerca en el estado sólido. Llega un momento en que el estado físico es el líquido. Algo similar sucede al pasar los líquidos al estado gaseoso, como has podido ver antes.

1. Leyes ponderales de las reacciones químicas

Cuando varias sustancias se ponen en contacto y se observa que disminuye la cantidad de unas sustancias (**reactivos**), mientras que aumenta la de otras (**productos**), se dice que se ha producido una **reacción química**. Es decir, hay una **transformación de unas sustancias en otras**, que puede llegar a resultar sorprendente: a partir de un sólido y una disolución se produce gas, a partir de dos disoluciones se forma un sólido, etc.

Sin embargo, en los **procesos físicos** no hay cambio en la naturaleza de las sustancias, aunque pueda variar alguna de sus propiedades, como, por ejemplo, su temperatura o su energía.

A finales del siglo XVIII y principios del XIX se establecieron tres relaciones experimentales midiendo las masas de sustancias elementales que se combinaban para formar sustancias compuestas: **las leyes ponderales**.

La conservación de la masa

A finales del siglo XVIII, el trabajo experimental de Lavoisier, que explicaba la naturaleza de la materia sobre la base de datos obtenidos en el laboratorio, terminó con mil años de alquimia en busca de la piedra filosofal y la transmutación de los metales en oro.



En 1789 **Lavoisier**, el padre de la Química moderna, publicó su "*Tratado elemental de Química*", en el que detalló que había medido las masas de las sustancias que intervenían en una reacción química, y comprobado que aunque cambiaba la masa de cada una de ellas, la masa total no lo hacía, permaneciendo constante. Es decir, **la masa que desaparece de reactivos es la misma que se forma de productos**. Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1789)

Cuando se produce una reacción química, la masa que se forma de productos es la misma masa que desaparece de reactivos: las sustancias se transforman unas en otras, pero la masa total no cambia.

1.1 Proporciones constantes

Entre 1794 y 1804, Proust comprobó que cuando dos sustancias se combinan entre sí para formar una tercera, **la proporción de combinación en masas entre ellas siempre tiene el mismo valor**.

La composición centesimal de las sustancias

Como los elementos se combinan en una proporción constante, la composición de cada sustancia es fija, y el porcentaje en masa que hay en ella de cada elemento (su **composición centesimal**) también.

Por tanto, si en dos sustancias formadas por los mismos elementos la composición centesimal es diferente, las sustancias son distintas (no tienes más que pensar en los hidrocarburos, de los que se conocen miles, formados todos por carbono e hidrógeno).

1.2 Proporciones múltiples

Dalton realizó medidas experimentales con elementos que reaccionaban entre sí formando distintas sustancias. Por ejemplo, hay dos óxidos de hierro diferentes, varios óxidos de nitrógeno, miles de hidrocarburos, etc.

Como se trataba de sustancias diferentes, su composición centesimal era distinta. Lo que investigó Dalton es si había alguna relación entre las masas de los elementos que se combinaban en cada una de esas sustancias.

Ley de las proporciones múltiples

En 1803 Dalton demostró experimentalmente que cuando dos sustancias simples se combinan para originar diferentes compuestos, con una masa fija de una de ellas se combinan masas diferentes de la otra, pero que están en una relación de números enteros sencillos (1 a 1, 1 a 2, 2 a 1, 1 a 3, 2 a 3, etc).

2. Teoría atómica de Dalton

Dalton retomó el concepto de átomo de la Grecia clásica e hizo una serie de suposiciones sobre la estructura y composición de la materia con el fin de explicar las leyes ponderales.

La teoría atómica de Dalton, publicada en 1808, propone que:

- Las sustancias están formadas por partículas indivisibles y muy pequeñas llamadas **átomos**.
- Todos **los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí**; en particular, tienen la misma masa.

ELEMENTS	
Hydrogen 1	Strontian 46
Azote 5	Baytes 68
Carbon 5	Iron 50
Oxygen 7	Zinc 56
Phosphorus 9	Copper 56
Sulphur 13	Lead 90
Magnesia 20	Silver 190
Lime 24	Gold 190
Soda 28	Platina 190
Potash 42	Mercury 167

- Los átomos se unen entre sí, formando **sustancias simples** si se unen átomos iguales o **compuestas** si se unen átomos distintos, pero siempre en una proporción fija para cada sustancia.

- **En las reacciones químicas los átomos no cambian**: simplemente, se unen de forma diferente en los reactivos y en los productos, pero el número de cada tipo de átomos no se modifica.

Dalton representó cada tipo de átomos por un símbolo gráfico, como se ve en la imagen. Posteriormente, se les ha ido dando un símbolo formado por una o dos letras, mayúscula la primera, relacionado con las iniciales de su nombre, a veces latino (Fe de ferrum, Ag de argentum).

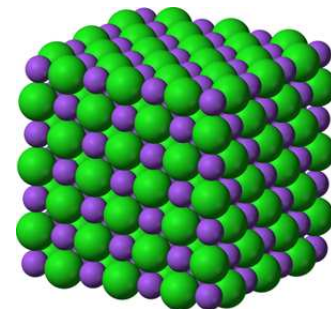
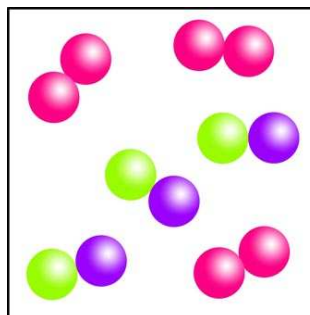
Elementos y sustancias simples

No es lo mismo elemento que sustancia simple: un elemento es un tipo de átomos, caracterizado por tener un número determinado de protones en el núcleo (un átomo es de cloro por tener 17 protones en el núcleo). Pero los átomos de un elemento pueden unirse entre sí dando lugar a diferentes sustancias simples: por ejemplo, el grafito y el diamante están formados exclusivamente por átomos de carbono, aunque las propiedades de esas sustancias son muy diferentes, y lo mismo sucede con el oxígeno del aire (O_2) y el ozono (O_3), formados por átomos de oxígeno.

Tipos de partículas

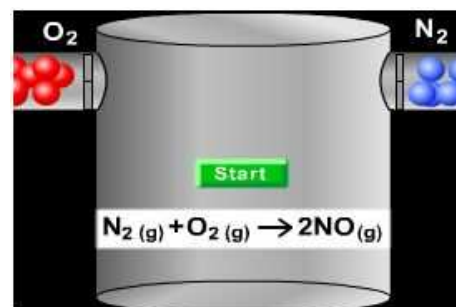
Hay tres tipos de partículas:

- **Átomos** libres (He) o formando estructuras gigantes (Fe).
- **Moléculas** (H₂O).
- **Iones** (Na⁺, Cl⁻, SO₄²⁻) que forman estructuras gigantes.



Interpretación de las leyes ponderales

Observa la animación siguiente. Fíjate en que se mezclan dos gases, formados por partículas biatómicas de dos átomos de oxígeno (O₂) o de nitrógeno (N₂). Cuando se produce la reacción de formación de NO, se rompen uniones entre átomos de oxígeno por un lado y de nitrógeno por otro, formándose uniones entre ellos para obtener el nuevo gas.



Como puedes ver, el número total de átomos no cambia desde la situación inicial a la final: simplemente, están unidos de una forma diferente. Por tanto, la masa total tampoco varía, y se cumple **la ley de conservación de la masa**. En este caso, sobra nitrógeno, que es el reactivo en exceso.

Fíjate también en que siempre se une un átomo de nitrógeno con uno de oxígeno para formar este óxido de nitrógeno, con lo que la fórmula del óxido es NO; por tanto, la proporción de combinación en masa corresponderá siempre al cociente entre las masas de ambos átomos. En resumen, **la proporción de combinación es constante**.

Sin embargo, el nitrógeno puede unirse con el oxígeno para formar diferentes óxidos; por ejemplo, NO y NO₂. La proporción de combinación es diferente en ambos casos, ya que hay el doble de oxígeno en el segundo que en el primero para la misma cantidad de nitrógeno, de acuerdo con **la ley de las proporciones múltiples**.

3. Leyes de los gases

Para definir el estado de un gas es necesario conocer una serie de magnitudes, llamadas **variables de estado**:

- Volumen del recipiente en el que se encuentra el gas.
- Temperatura a la que está el gas.
- Presión generada por el gas.
- Cantidad de gas.

Estas magnitudes se suelen medir en unidades que no son del Sistema Internacional, pero cuyo valor es más sencillo de manejar a escala de laboratorio. Por ejemplo, es más fácil decir que la

presión es de 1 atm (atmósfera) que de 101325 Pa (Pascales) o que 760 mm de mercurio, cantidades que son equivalentes. En resumen, se miden en:

Volumen	L (litros)
Temperatura	K (Kelvin)
Presión	atm (atmósferas)
Cantidad de sustancia n	(mol)



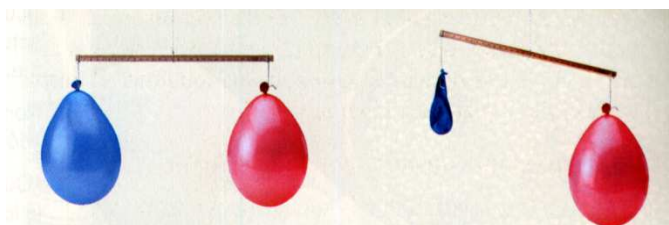
Entre la segunda mitad del siglo XVIII y comienzos del XIX se observó experimentalmente que esas magnitudes dependen unas de otras, y se establecieron relaciones numéricas entre ellas, dando lugar a relaciones funcionales llamadas **leyes de los gases**.

El estado gaseoso

El estado gaseoso es el más sencillo de estudiar, porque **todos los gases tienen prácticamente las mismas propiedades físicas**, mientras que en sólidos y líquidos las diferencias pueden ser muy apreciables (hay sólidos duros como el diamante y blandos como la cera, y líquidos muy volátiles como la acetona o poco volátiles como el agua).

Los gases son sustancias que ocupan totalmente el recipiente que los contiene, que se mezclan fácilmente, **se pueden expandir y comprimir** con facilidad, y generan una presión que depende de la cantidad de gas que hay en el recipiente (además de su volumen y de la temperatura a la que se encuentren).

Los gases son **muy poco densos**, por lo que puede parecer que no tienen peso. Hay muchos métodos para comprobar que los gases pesan. En la imagen tienes uno de ellos: al pinchar el globo y escapar el gas que contiene, su peso disminuye y la barra se desequilibra hacia el otro lado.



El comportamiento de los gases

Para describir el comportamiento macroscópico de los gases se acepta que:

- Se desprecian las interacciones entre las partículas de gas, y su volumen se considera despreciable frente al del recipiente. Un gas que cumple estas condiciones se llama **ideal**.
- Las **partículas del gas se mueven desordenadamente**, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
- La presión de los gases viene originada por los choques de las partículas con las paredes del recipiente que las contiene, y depende de la fuerza de choque y de la superficie interior del recipiente ($P = F/S$). En consecuencia, **cuanto mayor sea la intensidad de los choques y menor el volumen del recipiente, mayor será la presión**.

- Al **calentar el gas**, aumentando su temperatura, **las partículas se mueven más deprisa**, chocando con más intensidad y separándose más entre ellas después del choque.
- Cuanto **mayor sea la cantidad de gas** contenida en un recipiente, **mayor es la presión generada**, ya que hay más partículas, y por lo tanto más choques entre ellas y con las paredes del recipiente.
- La **presión no depende del tipo de gas**: gases diferentes a la misma temperatura y en el mismo volumen generan la misma presión si la cantidad de partículas de cada uno es la misma (las partículas grandes se mueven despacio y las pequeñas deprisa).

¿Grado centígrado y grado Kelvin?

Una escala de temperaturas es centígrada si está dividida en 100 grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua. La escala Celsius, diseñada por Anders Celsius en 1742, es centígrada, pero también lo es la escala Kelvin, establecida en 1848 y basada en la escala Celsius, con la que se relaciona mediante la equivalencia $0\text{ }^{\circ}\text{C}=273,16\text{ K}$.

Se debe denominar **grado Celsius** ($^{\circ}\text{C}$), aunque coloquialmente se sigue utilizando la expresión "grados centígrados", ya que las dos escalas son centígradas.

El **Kelvin** (no el grado Kelvin) es la unidad de temperatura del Sistema Internacional, y presenta la ventaja de que no hay temperaturas negativas y de que hay un cero de temperatura (0 K).

3.1 Ley de Boyle

Relación presión - volumen a temperatura constante

La propuso Boyle en 1662, e indica que cuando se aumenta la presión sobre un gas a temperatura constante y sin cambiar la cantidad de gas, el volumen que ocupa el gas disminuye de forma inversamente proporcional a la presión ejercida (que la presión sea doble significa que el volumen pasa a ser la mitad).

Se explicita como **$PV = \text{cte}$** , o bien **$P_iV_i = P_fV_f$** , donde i se refiere a la situación inicial del gas y f a la final.

En la imagen hay una jeringa que tiene la punta cerrada con pegamento. Al empujar el émbolo, cada vez resulta más difícil comprimir, y en el momento en que se suelta, vuelve a la situación inicial. Analizando el proceso, al aumentar la presión se produce una disminución de volumen, de acuerdo con la ley de Boyle.



3.2 Leyes de Charles y de Gay-Lussac

En 1787, Charles estudió experimentalmente la relación entre la temperatura a la que se encuentra un gas y el volumen que ocupa, observando que si una masa fija de gas se calienta a presión constante, su volumen aumenta proporcionalmente a la temperatura en Kelvin.

Si observas la imagen, verás la diferencia entre el aire a temperatura ambiente (izquierda) y el aire caliente (derecha): en el segundo caso, el volumen ocupado es mayor. Si se deja enfriar hasta la temperatura inicial, el globo también vuelve a tener el tamaño inicial.



Esta ley se suele explicitar como $V/T = \text{cte}$ o bien $V_i/T_i = V_f/T_f$.

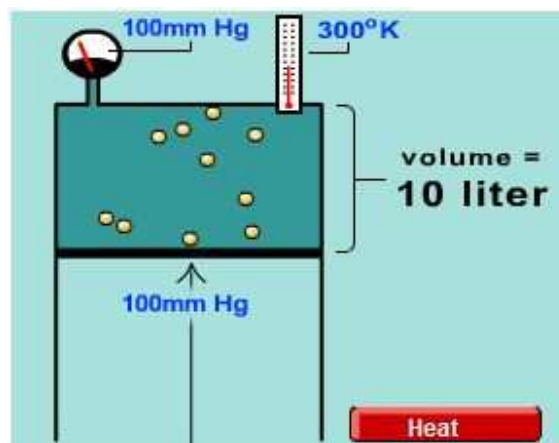
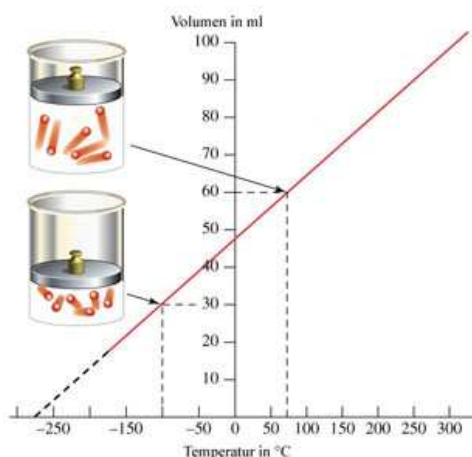
De la misma forma, al enfriar el gas su volumen disminuye. Bajando la temperatura hasta donde resulta posible y extrapolando la recta resultante, se observa que el gas ocuparía un volumen cero a $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$, que es 0 K, la menor temperatura que se puede alcanzar.

En 1802, Gay-Lussac estudió experimentalmente el comportamiento de los gases cuando se calentaba una masa fija de gas en un recipiente de volumen constante. Observó que al aumentar la temperatura, la presión también lo hacía de forma proporcional.

Esta ley se suele explicitar como $P/T = \text{cte}$ o bien $P_i/T_i = P_f/T_f$

De la misma forma que antes, extrapolando la recta resultante en la zona de bajas temperaturas, se obtiene que la presión se anularía a -273°C (0 K).

Observa en la animación los valores de la presión y la temperatura y pulsa la tecla para calentar. Si el recipiente tiene un volumen fijo, las partículas del gas aumentan su energía cinética, por lo que chocan más veces por unidad de tiempo con las paredes del recipiente, al moverse más deprisa, y lo hacen con más intensidad. Por tanto, la presión aumenta. Además, al llegar a una temperatura doble, también se duplica la presión, como se deduce de la ley de Gay-Lussac.



3.3 Síntesis de las leyes

Las tres leyes referidas a un único gas (Boyle, Charles y Gay-Lussac) se pueden resumir en una única ecuación matemática:

$PV/T = cte$ (que depende de la cantidad de gas)

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

Fíjate en que si mantienes constante la temperatura T , la ecuación general se reduce a $PV = cte$, ya que al ser $T_i = T_f$ puedes simplificar la igualdad. Es decir, se obtiene la ley de Boyle. Evidentemente, la constante de esta ley de Boyle es distinta de la constante de la ecuación general.

De forma similar, manteniendo constante la presión o el volumen, obtendrás las leyes de Charles y de Gay-Lussac.

Fíjate en que **las constantes de las leyes dependen de la cantidad de gas que hay en el recipiente** y su valor es diferente en cada ley.

Mezclas de gases

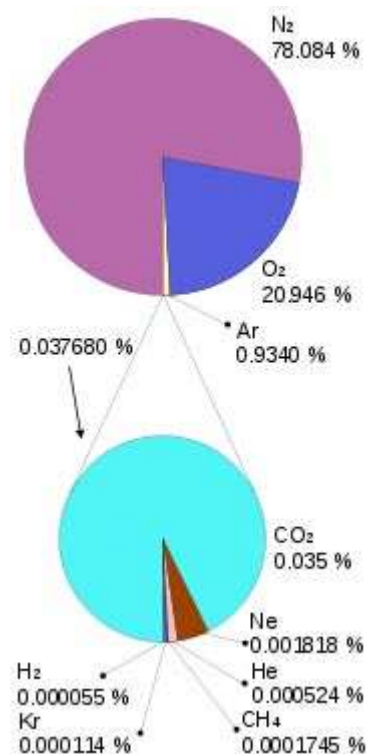
Cuando hay varios gases en un recipiente, se encuentran formando una mezcla homogénea, y no es posible diferenciar unos de otros, pero se comportan como si cada uno de ellos estuviera solo en el recipiente.

Es el caso del aire, que tiene un 78% en volumen de nitrógeno y casi un 21% de oxígeno, junto a porcentajes muy pequeños de dióxido de carbono, vapor de agua, gases nobles, etc.

En las mezclas de gases, las partículas más grandes se mueven más despacio y las pequeñas más deprisa, pero su energía cinética es la misma: lo importante es el número de partículas, independientemente de cuáles sean.

Por tanto, la presión de la mezcla depende del número total de partículas, que es la suma de las partículas que hay de cada tipo en una mezcla, como se indica en la **ley de Dalton**.

En 1803, Dalton enunció una ley referida a las mezclas de gases: cuando hay varios gases en un mismo recipiente, la presión total producida por la mezcla es la suma de las presiones que cada uno de los gases generaría si estuviera solo en el recipiente. Es decir, la presión total es la suma de las presiones parciales.



$$P = \sum P_i$$

3.4 Hipótesis de Avogadro

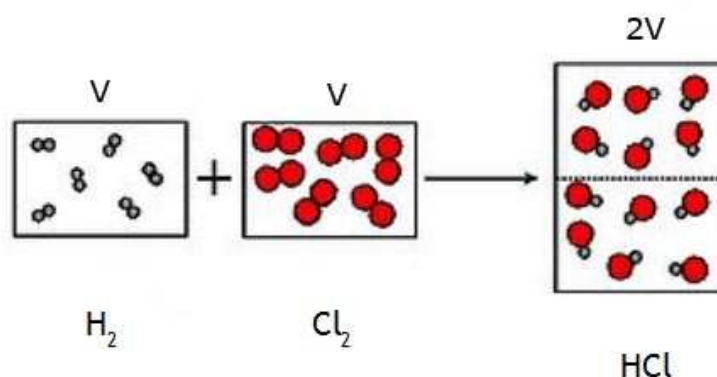
En 1805, **Gay-Lussac** observó que se cumplía una relación de combinación que también era constante, pero que se daba exclusivamente entre gases: los volúmenes que reaccionan de dos gases que están a las mismas condiciones de presión y temperatura lo hacen en una relación de números enteros sencillos.

Por ejemplo, cuando el hidrógeno reacciona con cloro, lo hacen volúmenes iguales para dar un volumen doble. Y si reacciona un volumen V de oxígeno lo hace con un volumen $2V$ de hidrógeno para dar un volumen $2V$ de agua.

Para explicar estos hechos experimentales, **Avogadro** supuso que volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas: es un planteamiento que utiliza el modelo de partículas de la materia.

El concepto de molécula

Además, Avogadro introdujo el concepto de molécula. Observa el diagrama de partículas siguiente, que corresponde a la reacción entre hidrógeno y cloro para dar ácido clorhídrico.



Si el cloro y el hidrógeno fuesen monoatómicos, se formaría el mismo volumen de ácido clorhídrico que el que había reaccionado de cada gas. La única forma de explicar que el volumen formado sea doble es suponer que ambos reactivos están formados por partículas que tienen dos átomos iguales, por **moléculas** biatómicas.

4. La cantidad de sustancia

Al trabajar con una sustancia cualquiera, habitualmente necesitamos medir una determinada cantidad para disolverla, hacerla reaccionar, etc. En el caso de sólidos, lo más sencillo es pesarlos, mientras que en el caso de líquidos o disoluciones es habitual medir volúmenes. Si se trata de gases, se miden volúmenes en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Es decir, desde el punto de vista práctico se trabaja con magnitudes a **escala macroscópica**: masas y volúmenes.

Por otro lado, el modelo de materia que has visto utiliza partículas extraordinariamente pequeñas, que sirven para explicar tanto procesos físicos como reacciones químicas. Por ejemplo, decimos con naturalidad que "una partícula de la sustancia X reacciona con dos partículas de la sustancia Y". Para interpretar lo que sucede en los procesos se trabaja a **escala microscópica**, a escala de partículas.

¿Cuántos átomos de cobre hay en el trozo de cobre nativo que se ve en la imagen? Puedes medir la masa de cobre, pero ¿puedes contar el número de átomos? El problema es que **no es posible contar partículas**: el tamaño de los átomos es del orden del amstrong (10^{-10} metros, de forma que diez mil millones de átomos en fila alcanzarían un metro).

¿Cuántos átomos de cobre hay?



Se define la magnitud **cantidad de sustancia** para poder relacionar masas o volúmenes de sustancias, que se pueden medir a escala macroscópica, con el número de partículas que hay en esa cantidad. Eso es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas y que, debido a su tamaño extraordinariamente pequeño, no es posible contar.

La cantidad de sustancia

Su unidad es el **mol**, que se define como "**la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0.012 kg de carbono-12**" (IUPAC 1967, BOE de 3-11-1989). El término entidad elemental se refiere a partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones.

La **magnitud cantidad de sustancia** se simboliza por **n**, mientras que su **unidad mol** no tiene abreviatura, y se escribe mol. De esta forma, se escribe **n(agua)= 2 mol**, que significa que la **cantidad de sustancia de agua es de 2 mol** (ó 2 moles).

¿Para qué se utiliza la cantidad de sustancia?

Para relacionar la masa o el volumen de sustancia, que se pueden medir experimentalmente, con el número de partículas que hay en ellas, cuya medida es imposible, pero que es fundamental para entender cómo se producen las reacciones químicas.

masa o volumen \leftrightarrow **cantidad de sustancia** \leftrightarrow número de partículas

El número de Avogadro

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro, N_A** , y es **6,023 10^{23} partículas por mol**. ¿Por qué se ha elegido ese valor y no otro más sencillo, como 10^{20} por ejemplo?



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

La **masa relativa** de una partícula indica cuántas veces es mayor su masa que la que se toma como referencia (la doceavaparte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono). Es el dato que aparece en la tabla periódica para los átomos, y que se usa para determinar la masa de partículas poliatómicas.

Por ejemplo, $m_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ significa que una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la masa unidad. Mientras no se sepa cuál es el valor de esa masa unidad, no hay forma de saber la masa de la molécula de agua, que se indica como 18 u, donde u es la masa real de la unidad de masa atómica.

Pero como la masa unidad es de $1,667 \cdot 10^{-24}$ g, la **masa real** de la molécula de agua es de $18 \cdot 1,667 \cdot 10^{-24}$ g. Este número no tiene ninguna utilidad en Química desde el punto de vista práctico, porque no se puede disponer de moléculas de agua aisladas.

Si en un vaso echas el número de Avogadro de moléculas de agua, ¿qué masa de agua tienes? Evidentemente, será la **masa molar**, es decir, la masa de una molécula multiplicada por el número de moléculas que hay en un mol de sustancia:

$$18 \cdot 1,669 \cdot 10^{-24} \text{ g/molécula} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 18 \text{ g/mol}$$

Fíjate en que el resultado numérico es 18. Es decir, el número de la masa relativa se mantiene en la masa real y en la masa molar, aunque tiene significados diferentes en los tres casos.

$$m_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

¿Por qué el número de Avogadro es $6,023 \cdot 10^{23}$?

Para mantener el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol (masa molar, M), aunque el significado de las tres magnitudes es diferente.

Su valor, $6,023 \cdot 10^{23}$, es exactamente el inverso de la unidad de masa atómica, $1,669 \cdot 10^{-24}$ g.

Errores terminológicos

Fíjate en las expresiones siguientes, porque **son incorrectas**:

$$1 \text{ mol } (\text{O}_2) = 32 \text{ g} \quad 1 \text{ mol } (\text{O}_2) = N_A \text{ moléculas}$$

¡Estás igualando magnitudes diferentes: cantidad de sustancia con masa o con número de partículas! Eso sí, te estás refiriendo en todos los casos a la misma cantidad de oxígeno.

Las expresiones siguientes **son correctas**:

$$n(\text{O}_2) = 1 \text{ mol} \quad m(\text{O}_2) = 32 \text{ g} \quad N(\text{O}_2) = N_A \text{ moléculas}$$

¿El número de moles?

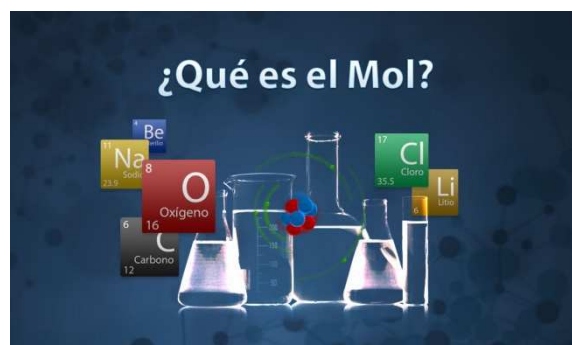
De esta forma, se puede decir **$n(\text{agua}) = 2 \text{ mol}$** , que significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol** (ó 2 moles).

Es incorrecto decir que el número de moles es 2. Por ejemplo, cuando se mide la longitud de una mesa se escribe $l(\text{mesa}) = 1,5 \text{ m}$, que significa que la longitud de la mesa es de 1,5 m, no que el número de metros de la mesa sea 1,5. Sin embargo, es extraordinariamente frecuente encontrar la expresión "el número de moles es" en lugar de "la cantidad de sustancia es".

La masa molar y la masa de una partícula

La **masa molar** de una sustancia (**M**) es la masa en gramos que tiene un mol de esa sustancia. **Se mide en g/mol.**

Es muy fácil saber su valor, ya que **M coincide numéricamente con la masa relativa de la partícula**, aunque tiene un significado diferente: si la masa relativa del CO_2 es 44, su masa molar **M** es 44 g/mol.



Y como en un mol de cualquier sustancia hay el número de Avogadro de partículas, N_A , que tienen una masa de **M** (masa molar), es sencillo calcular la masa de una partícula de la sustancia: no tienes más que hacer el cociente entre la masa total y el número de partículas por mol.

Para calcular masas y números de partículas

$$n = \frac{m}{M} ; N = n N_A$$

n =cantidad de sustancia

m =masa de sustancia

M =masa molar

N =número de partículas

N_A =número de Avogadro

Debes tener mucho cuidado a la hora de aplicar estas fórmulas, porque si no tienes las ideas claras, puedes confundirte fácilmente: fíjate en que los símbolos de las magnitudes son letras *ene* y *eme*, mayúsculas o minúsculas, y hasta con subíndices.

Es **más recomendable utilizar proporciones o factores de conversión** para determinar las magnitudes que necesites. En todo caso, y dado que deberás calcular con mucha frecuencia la cantidad de sustancia sabiendo la masa o al revés, la primera fórmula te puede resultar útil.

5. Ecuación de los gases ideales

La constante de la ecuación de los gases $PV/T = \text{cte}$ es nR , donde n es la cantidad de sustancia de gas y R la constante de los gases, que es $8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ si las unidades son las del Sistema Internacional (S.I.) -presión en pascas (Pa ó N/m^2) y volumen en m^3 - y $0,082 \text{ atm.L.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ si la presión se mide en atmósferas (atm) y el volumen en litros (L), que es lo más habitual.

De esta forma, la ecuación de los gases ideales se suele escribir como **PV=nRT**.

Si la cantidad de sustancia es de un mol y las condiciones son las llamadas normales (P=1 atm y T=273 K), el volumen que ocupa un mol de gas (su volumen molar) es de aproximadamente 22,4 L/mol.

Cantidad de sustancia, masa, partículas y volumen en condiciones normales

Un mol de cualquier sustancia tiene una masa de **M gramos** (M es la masa molar en g/mol), contiene **N_A partículas** (N_A es el número de Avogadro) y, si es un gas, ocupa **22,4 L en condiciones normales**.

Los gases reales

Todos los planteamientos del modelo de los gases se basan en que las partículas que los forman son muy pequeñas en comparación con el tamaño del recipiente que las contiene y en que entre ellas no hay fuerzas atractivas. Los gases que siguen la ecuación de los gases (PV=nRT) se llaman gases ideales.

Pero hay casos en que no se sigue la ecuación anterior, por lo que se dice que se trata de un gas real y la ecuación hay que modificarla introduciendo factores de corrección para llegar a la **ecuación de los gases reales o de Van der Waals**.

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

No van a surgir casos en que tratemos con gases reales, pero son muy habituales: piensa en un gas que se comprime a alta presión, tanto que sus moléculas llegan a estar tan cerca que interactúan entre ellas e incluso el gas puede licuar, como sucede con los gases combustibles que se venden licuados en bombonas.

Presiones parciales y fracción molar

Según el principio de Avogadro, la presión solamente depende de la cantidad de sustancia de gas, pero no de qué gas se trata, y es proporcional a la cantidad de sustancia que hay de ese gas en un recipiente de volumen V a una temperatura T, de acuerdo con la ecuación de los gases.

¿Y si en el recipiente hay dos o más gases? Ya has visto que la presión total en la mezcla es la suma de las presiones parciales, y puedes calcular cada una de ellas aplicando la ecuación de los gases a cada uno de los gases de la mezcla.

También puedes utilizar el principio de Avogadro: si en una mezcla de dos gases A y B hay n_A moles de A y n_B moles de B, que generan respectivamente unas presiones parciales de P_A y P_B, la cantidad total de sustancia y la presión total son, respectivamente, n = n_A + n_B y P = P_A + P_B.

Como n_A moles de A generan una presión P_A y los n moles totales generan una presión P, en recipientes del mismo volumen y temperatura:

$$\frac{p_A}{n_A} = \frac{P}{n}; \quad P_A = \frac{n_A}{n} P = X_A P$$

donde X_A es la fracción molar del gas A en la mezcla.

Presión parcial de un gas en una mezcla

Se puede calcular aplicando la ecuación de los gases como si el gas estuviera solo en el recipiente, o bien mediante la fracción molar y la presión total.

$$P_A = \frac{n_A}{n} P = X_A P$$

5.1 Determinación de masas molares

La determinación de masas molares es muy importante porque permite identificar sustancias, ya que a cada una, con una fórmula concreta, le corresponde una masa molar: el agua es H_2O y su masa molar es de 18 g/mol, mientras que el agua oxigenada es H_2O_2 y su masa molar es 34 g/mol.

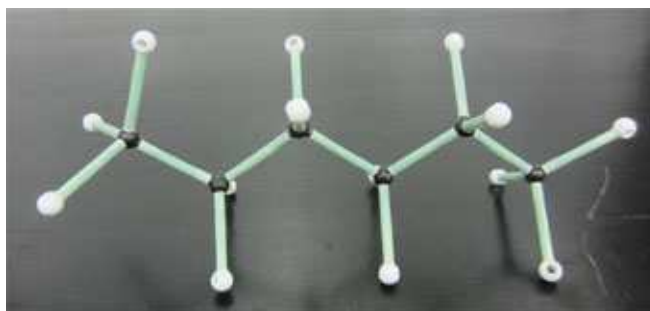
Además de utilizando métodos específicos (espectrometría de masas, crioscopia), se pueden determinar masas molares de gases utilizando la ecuación de los gases:

$$PV = nRT; \quad PV = \frac{m}{M} RT; \quad M = \frac{mRT}{PV} = \frac{dRT}{P}$$

siendo d la densidad del gas (m/V).

5.2 Determinación de las fórmulas de las sustancias

En primer lugar, hay que determinar la **proporción de átomos de cada tipo en el compuesto**; es decir, la **fórmula empírica**. Por ejemplo, $(C_xH_yO_z)_n$ significa que en la sustancia hay x átomos de C por cada y átomos de H por cada z átomos de O. Si es una molécula, su fórmula será $C_xH_yO_z$, $C_{2x}H_{2y}O_{2z}$, $C_{3x}H_{3y}O_{3z}$, etc, ya que en todos esos casos la proporción es la misma. Para concretar la fórmula molecular habrá que saber también la masa relativa o la molar.



Para determinar la fórmula empírica se necesita saber la masa de cada elemento que hay en una cantidad determinada de compuesto, que se da directamente o se puede obtener a partir de otros datos. También se puede facilitar la composición centesimal, ya que indica la masa de cada elemento que hay en 100 g de compuesto.

Para pasar del nivel experimental (masas de cada elemento) al atómico (número de átomos de cada tipo), se calcula la cantidad de sustancia de cada elemento.

masa -----> cantidad de sustancia -----> número de átomos

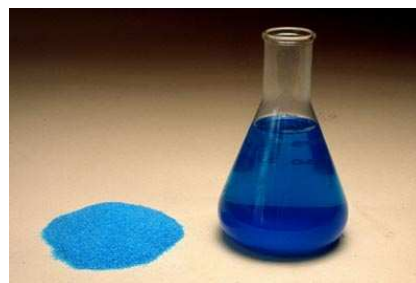
Las proporciones de combinación en masas o cantidades de sustancia se indican con dos puntos (:). Se deben escribir con suficiente número de cifras significativas (tres al menos).

Como la proporción de átomos en el compuesto ha de ser necesariamente de números enteros (no hay fracciones de átomo), es necesario hacer la transformación correspondiente. Para ello, se divide cada número de la proporción por el más pequeño de ellos, y se transforma el resultado a proporción de números enteros.

6. Disoluciones

La mayoría de las sustancias que se utilizan en la vida diaria están en disolución o se disuelven antes de usarlas (limpiador amoniacal, que es disolución de amoníaco en agua, o azúcar, que disolvemos para que endulce el café).

Además de sólidos como el azúcar o gases como el amoníaco, también hay líquidos disueltos, como es el caso del etanol en las bebidas alcohólicas.



En todos los casos, el disolvente más utilizado es el agua, pero no es el único, ya que hay sustancias que no se disuelven en ella. En este tema solamente vas a tener en cuenta el caso del agua, aunque todas las consideraciones que se hagan son válidas para cualquier otro disolvente.

Una disolución es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias; es decir, no se pueden distinguir las sustancias que forman la mezcla.

En sentido estricto, el aire es una disolución (mezcla homogénea de varios gases) y las aleaciones metálicas también. Sin embargo, son más importantes las disoluciones en fase líquida, tanto en la vida diaria como en el laboratorio y la industria.

La sustancia que se encuentra en mayor proporción es el **disolvente**, agua habitualmente. La sustancia que se disuelve se llama **soluto**, y puede ser sólida (sal común), líquida (alcohol) o gaseosa (ácido clorhídrico).

El proceso de disolución es un proceso físico ya que si se calienta la disolución se separan disolvente y soluto: si es un gas, sale el gas de la disolución; si es un líquido, se evapora antes el líquido más volátil (destilación), y si es un sólido, queda como residuo seco tras evaporarse el disolvente.

Una disolución se dice que está **diluida** cuando hay una cantidad pequeña de soluto en una cantidad determinada de disolvente; si la cantidad disuelta es grande, se dice que está **concentrada**, y si ya no se puede disolver más sustancia, se dice que está **saturada**.

Se llama **solubilidad** de una sustancia a la cantidad máxima de sustancia que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente para una temperatura dada. Por ejemplo, la solubilidad de la sal común es de 370 gramos por litro de agua, a una temperatura de 20 °C.

¿Qué diferencia hay a simple vista entre el agua de mar (agua con sales disueltas) y el agua pura (agua destilada, que no tiene ninguna sustancia disuelta)?: ninguna, ya que es una mezcla homogénea y no tiene color. Sin embargo, hay diferencias: el agua de mar tiene sabor salado, su densidad es mayor, al calentarla y evaporar el agua se obtiene un residuo seco debido a las sustancias disueltas,

Si además la sustancia disuelta es coloreada, como es el caso del sulfato de cobre, de color azul, la disolución también se colorea, y con mayor intensidad cuanto más sustancia hay disuelta y más concentrada está la disolución.



6.1 Medidas de composición

La composición de las disoluciones se expresa como una proporción entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad de disolución formada o la cantidad de disolvente utilizado.

Evidentemente, se obtienen disoluciones idénticas disolviendo 10 g de sal común en 100 mL de agua que 20 g en 200 mL, ya que la proporción es la misma, y las dos disoluciones formadas tendrán las mismas propiedades.



Gramos por litro

Mide la masa de soluto disuelta por litro de disolvente o de disolución (esto último es lo más habitual).

Porcentaje en masa (%)

Mide el porcentaje en masa de soluto respecto de la disolución formada.

$$\frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolucion}}} \cdot 100$$

Porcentaje en volumen (%)

Se utiliza cuando el soluto es líquido, caso de las bebidas alcohólicas (etanol) o del vinagre (ácido acético). Se habla de grado alcohólico o de grado de acidez, respectivamente, y también se indica como ‰.

Fíjate en que las botellas de cerveza indican 5º, las de vino 12 ó 13º, las de vinagre 6º, etc.

6.2 Concentración de las disoluciones

La concentración se mide en **moles de soluto por litro de disolución (mol/L)**. Esta medida tiene el nombre tradicional de molaridad o concentración molar. La IUPAC aconseja no utilizar términos relacionados con molar, porque indican "por mol", y no tiene ese significado en este contexto, aunque se sigue utilizando con mucha frecuencia.



$$c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V}$$

Como mide la cantidad de sustancia de soluto por litro de disolución, se determina fácilmente sabiendo la composición en g/L: para pasar la masa a cantidad de sustancia no hay más que dividir por la masa molar del soluto. De esta forma, se dice que una disolución de hidróxido de sodio tiene una concentración de 0.5 mol/L, que significa que hay disueltos 0,5 moles de NaOH en cada litro de disolución. Se sigue diciendo con mucha frecuencia que es 0,5 molar (0,5 M), pero es una terminología que está desaconsejada.

Medidas de composición

El numerador indica cantidad de soluto, y el denominador, de disolución.

Medida de composición	Expresión
Masa por unidad de volumen	m_s/V_d
Porcentaje en masa	$m_s/m_d \cdot 100$
Porcentaje en volumen	$V_s/V_d \cdot 100$
Concentración	n_s/V_d

Calcular la concentración de una disolución

Si te fijas en el ejercicio anterior, verás que se puede generalizar la siguiente

$$c = \frac{d\%}{M}$$

fórmula, ya que se trata de un cálculo muy habitual en Química, donde d es la densidad de la disolución en g/L, % el porcentaje en masa de soluto y M la masa molar del soluto.

6.3 Preparación de disoluciones

¿Qué debes hacer para preparar una disolución con la composición que te interese?

Vas a ver el procedimiento para preparar 250 mL de disolución de NaCl (sal común) de concentración 0.4 mol/L. En el vídeo tienes detallados los pasos fundamentales.



1. **Prepara el material necesario:** balanza, vidrio de reloj, espátula, vaso de precipitados, varilla, matraz aforado, frasco lavador con agua y sustancia a disolver (NaCl en este caso).

2. Haz los **cálculos oportunos para saber la masa de NaCl que hay que pesar:**

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} \Rightarrow m = cVM = 0,4 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 5,85 \text{ g}$$

La balanza utilizada llega a medir 0.1 g, por lo que la pesada es de 5.9 g.

3. Coloca el **vidrio de reloj en la balanza y tálalo** (la balanza marca 0, con lo que se descuenta el peso del vidrio).

4. **Añade sal común** con la espátula hasta que la balanza marque 5.9 g.

5. Pasa el **sólido a un vaso de precipitados**. Arrastra los últimos granos de sal con el frasco lavador, añadiendo un poco de agua sobre el vidrio.

6. Añade más agua al vaso de precipitados y **agita hasta que se disuelva todo el sólido**.

7. Pasa con cuidado **la disolución al matraz aforado**. Aprovechando el pico del frasco lavador, aclara dos o tres veces el vaso con el frasco lavador y añade el agua al matraz.

8. Completa con **agua hasta el aforo**, marca situada en el cuello del matraz que indica hasta dónde debe haber líquido para alcanzar la capacidad del matraz. Se suele hacer con un cuentagotas, o con el frasco lavador si se tiene una cierta costumbre. Esta técnica se llama enrasar.

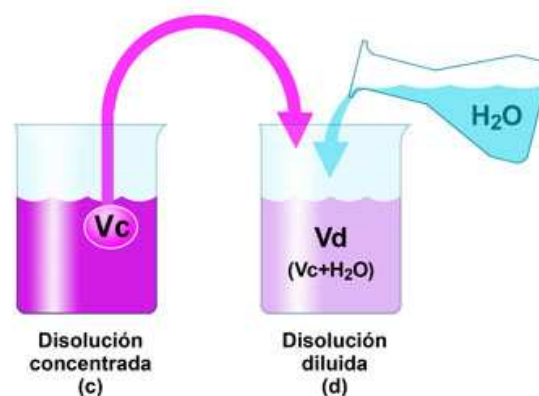
9. Tapar y **dar la vuelta al matraz** varias veces para homogeneizar la disolución.

Por último, conviene etiquetar el matraz con la sustancia y su concentración o se almacena en un frasco de vidrio, también etiquetado.

Dilución de disoluciones

Si al cocinar un caldo te sale muy salado y lo quieres con sabor más suave ¿qué puedes hacer? Y si el color de una pintura es demasiado intenso y quieres rebajarlo ¿qué haces? Muy sencillo: añades agua, con lo que obtienes una disolución más diluida, con menor sabor o color.

En el laboratorio se dispone de un HCl concentrado, aproximadamente 12 mol/L. Sin embargo, como reactivo se suele utilizar en concentraciones de 1 mol/L o menores. ¿Qué debes hacer para preparar la disolución que necesitas?



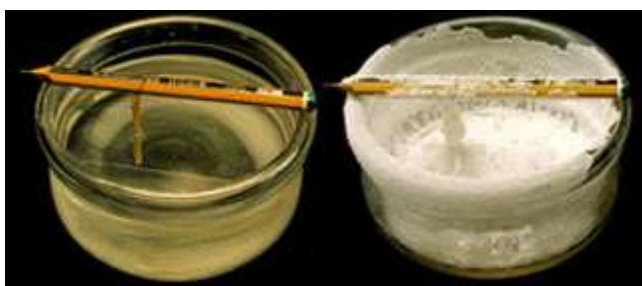
Si te fijas en el dibujo, verás que se trata de tomar un volumen V_c de la disolución concentrada, de concentración C_c , y añadir un volumen de agua, V_{agua} (es decir, $C_c > C_d$). El volumen de la disolución diluida es la suma de los volúmenes mezclados ($V_d = V_c + V_{\text{agua}}$).

Pero la cantidad de sustancia de soluto en el volumen V_c de disolución concentrada es la misma que en el volumen V_d de disolución diluida, ya que se añade solamente agua; es decir, $n_c = n_d$. Escribiendo las cantidades de sustancia en función de la concentración y del volumen, se tiene la expresión final, que es la que se utiliza habitualmente:

$$C_c \cdot V_c = C_d \cdot V_d$$

Date cuenta de que debes saber tres de las cuatro magnitudes para poder calcular la que te falte.

En la imagen anterior puedes ver que si la disolución inicial está coloreada, la diluida tiene un color más claro. Fíjate ahora en las imágenes siguientes, que corresponden a un proceso de dilución real.



¿Y qué sucede cuando concentras una disolución? La forma más práctica es eliminar disolvente. Observa lo que le sucede a una disolución de sal común en agua cuando se evapora a sequedad: precipita el cloruro de sodio sólido que había disuelto.

Mezclas de disoluciones

Si mezclas disoluciones de la misma concentración, la concentración de la mezcla permanecerá constante, ya que la mezcla no la ha modificado.

Al diluir una disolución, un volumen determinado de disolución se mezcla con agua, con lo que la concentración disminuye. Pero ¿qué sucede cuando se mezclan dos disoluciones de la misma sustancia con concentraciones diferentes?

Fíjate en la imagen, con dos disoluciones de la misma sustancia pero de diferente concentración: el color es más intenso cuanto más concentrada está la disolución. Al mezclar ambas disoluciones, el color será intermedio: si mezclas disoluciones de concentraciones diferentes, la concentración cambiará, siendo intermedia con respecto a las de las disoluciones mezcladas.



En el caso particular de que los volúmenes mezclados sean iguales, la concentración será exactamente la media: la disolución resultante de mezclar 50 mL de HCl 0,1 mol/L con 50 mL de HCl 0,3 mol/L tiene una concentración de 0,2 mol/L.

6.4 Solubilidad y temperatura

Observa la imagen. Verás que, en general, la solubilidad de los sólidos mejora al calentar la disolución: en algunas sustancias como el nitrato de potasio aumenta muy apreciablemente, mientras que en otras, como el cloruro de sodio, el aumento es pequeño.

De todos modos, el margen de cambio de temperatura es pequeño, entre 0 y 100 °C, que es el intervalo en el que es líquida el agua.

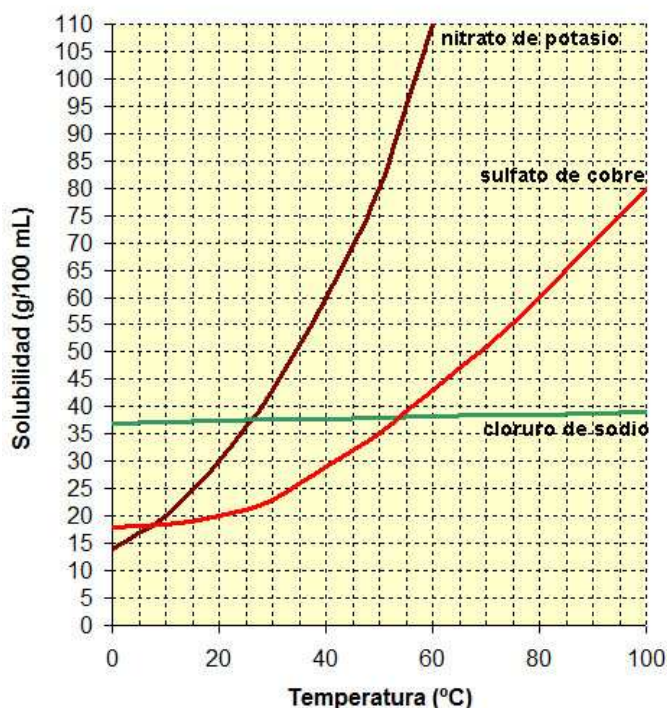
Recristalizaciones

Si una disolución se enfría, al disminuir la solubilidad aparece soluto sólido, que precipita en el fondo del recipiente o sobre núcleos de cristalización.



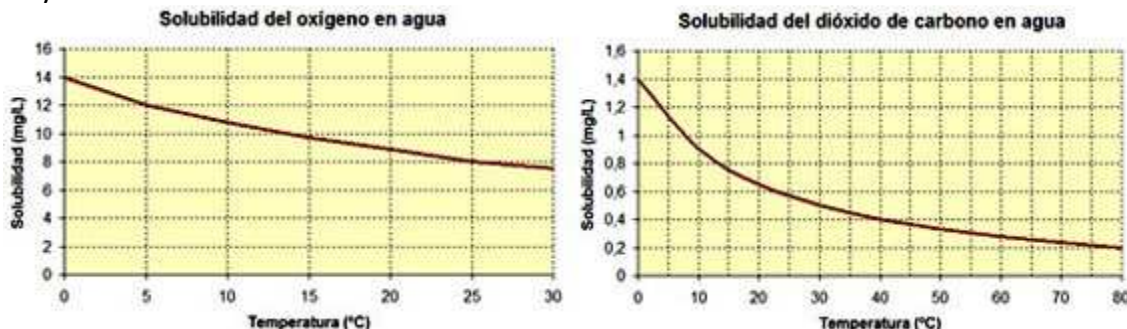
Lo mismo sucede si se deja evaporar el disolvente, ya que entonces se disuelve también menos soluto.

Solubilidad en agua



Solubilidad de gases

Fíjate en las gráficas siguientes: los gases se disuelven menos conforme la temperatura del agua es mayor.



6.5 Propiedades de las disoluciones

Las propiedades de las disoluciones difieren en general de las del disolvente o del soluto por separado.

Volumen de exceso

Cuando se mezclan dos líquidos, el volumen de la mezcla suele ser menor que el de los dos líquidos por separado. Por ejemplo, si se mezclan 50 mL de agua con 50 mL de etanol en una probeta de 100 mL, se observa que el volumen de la mezcla es de unos 97 mL.

Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico

El punto de congelación de las disoluciones acuosas es menor que el del agua, y el ebullición es mayor.

Utiliza la simulación siguiente para comprobar ambos extremos: el descenso crioscópico y el aumento ebulloscópico. Fíjate que en el agua es apreciablemente mayor el segundo efecto.

Realiza la siguiente actividad en tu casa: pon agua del grifo en dos vasos hasta la mitad; a uno de ellos le añades sal y agitas hasta que se disuelva. Colócalos en un congelador y observa cuál se hiel antes o si se hielan ambos (dependerá de la temperatura mínima que alcance el congelador). Observarás que se congela antes el agua sin sal.

Este hecho tiene una aplicación práctica muy conocida: en invierno se echa sal en las carreteras para evitar que se formen capas de hielo. Con el mismo fin, los anticongelantes de los circuitos de refrigeración de los coches tienen etilenglicol (un tipo de alcohol) disuelto en agua.

Densidad

La densidad de las disoluciones es mayor que la del agua, ya que la densidad de los solutos también es mayor en prácticamente todos los casos.

Fíjate en la imagen. Coloca un huevo en un vaso con agua, y verás que se hunde, ya que el agua es menos densa que él. Pero si añades sal, al disolverse aumenta la densidad de la disolución, y el huevo llega a flotar.



¿Has oído hablar de la salinidad del Mar Muerto, en Oriente Próximo? Es tan grande que se flota en él, y resulta muy difícil intentar sumergirse.



Ósmosis

Cuando se ponen en contacto dos disoluciones de diferente concentración separadas por una membrana semipermeable, las partículas de agua, que son las más pequeñas, pasan a través de los poros de la membrana desde la disolución más diluida a la más concentrada, hasta que las dos disoluciones tienen la misma concentración. Este fenómeno se llama ósmosis y se da en procesos como la absorción de agua por las plantas. También tiene lugar en las células, como puedes ver en la animación.



Tabla Periódica de los Elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	V A	VIA	VIIA	VIIIA		
1 H Hidrógeno 1.00784	2 He Helio 4.002602	3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012182	5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.0107	7 N Nitrógeno 14.00674	8 O Oxígeno 15.9994	9 F Fluor 18.9984032	10 Ne Neón 20.1797	11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	13 Al Aluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973761	16 S Azufre 32.065	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948	
19 K Potasio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.887	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganeso 54.938049	26 Fe Hierro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsénico 74.92150	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.798	
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.90585	40 Zr Circonio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Teluro 127.60	53 I Yodo 126.90447	54 Xe Xenón 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tántalo 180.9479	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.3833	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radón (222)	
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hasio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (286)	117 Uus Ununseptio (289)	118 Uuo Ununoctio (289)	
109 Ac Actinio (227)	110 Th Torio 232.0381	111 Pa Protactinio 231.03688	112 U Uranio 238.02891	113 Np Neptunio (237)	114 Pu Plutonio (244)	115 Am Americio (243)	116 Cm Curio (247)	117 Bk Berkelio (247)	118 Cf Californio (251)	119 Es Einsteinio (252)	120 Fm Fermio (257)	121 Md Mendelevio (288)	122 No Nobelio (289)	123 Lr Lawrencio (262)	124 Rf Rutherfordio (261)	125 Db Dubnio (262)	126 Sg Seaborgio (266)	127 Bh Bohrio (264)

c Alkalinos
Br Alcalinotérreos
H Metales de transición
Tc Lantánidos
c Actínidos
Br Metales del bloque p
H No metales
Tc Gases nobles
c Solid
Br Liquid
H Gas
Tc Synthetic

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael DeLuca (michael@uayah.com) http://www.uayah.com/periodic

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.