

LA MATERIA: UNA INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA (SÍNTESIS DEL TEMA)

Juan Francisco González Hernández

Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema introductorio a la Química.

Índice

1. ESTADOS DE AGREGACIÓN	3
1.1. Consideraciones generales	3
1.2. Estados de agregación usuales: propiedades	3
2. CAMBIOS DE ESTADO Y ENERGÍA	5
3. TEMPERATURA Y TEORÍA CINÉTICA	8
3.1. Postulados de la Teoría Cinética	8
3.2. Teoría Cinética: consecuencias	9
4. TEORÍA CINÉTICA Y LEYES PONDERALES DE LOS GASES	11
4.1. Ley de Boyle-Mariotte	11
4.2. Ley de Charles	12
4.3. Ley de Gay-Lussac	12
4.4. Ley combinada de los gases	13
5. CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA	13
6. SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS	14

7. SEPARACIÓN DE MEZCLAS: TÉCNICAS	19
7.1. Separación de compuestos en componentes	19
7.2. Separación de mezclas en componentes	20
7.2.1. Separación de mezclas heterogéneas	20
7.2.2. Separación de mezclas homogéneas	21
A. EJERCICIOS RESUELTOS	22
A.1. Ley de Boyle	22
A.2. Ley de Gay-Lussac	22
A.3. Ley de Charles	23
A.4. Ley combinada	23
A.5. Densidad nº1	23
A.6. Densidad nº2	24
B. SOBRE EL EXAMEN Y SU PUNTUACIÓN	25
C. FORMULARIO	26
C.1. Densidad	26
C.2. Leyes ponderales	26
C.3. Esquema de métodos de separación	27
C.4. Miscelánea	27

1. ESTADOS DE AGREGACIÓN

1.1. Consideraciones generales

La materia se puede presentar, principalmente¹, en tres estados de agregación: sólido, líquido y gas².

La materia presenta dos propiedades que permite caracterizar los diferentes estados de agregación existentes:

- **Densidad.** Es una magnitud que mide el volumen que ocupa la cantidad de materia. Su ecuación matemática es:

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

y en donde m es la masa (en kg) y V es el volumen (en m^3). Ocasionalmente se mide el volumen en litros (l), y se puede relacionar la capacidad con el volumen mediante la relación $1l = 1dm^3$.

- **Capacidad de difusión.** Es una propiedad que mide si dos o más sustancias, puestas en contacto, tienden a mezclarse.

Además, los fluidos (como los líquidos y gases) presentan la propiedad de **efusión**. La **efusión** es el proceso mediante el cual las moléculas pueden fluir a través de un agujero sin colisiones entre dichas moléculas.

1.2. Estados de agregación usuales: propiedades

Los tres estados más comunes de la materia presentan las siguientes propiedades:

- **ESTADO SÓLIDO**

Los cuerpos materiales en estado sólido (mármol, hierro, diamante, madera, . . .) presentan las siguientes propiedades:

¹Existen otros estados de agregación menos convencionales. A temperatura ambiente también existen el estado de *crystal líquido*, el estado de *sólido amorfo* o el estado *magnéticamente ordenado* de materiales ferromagnéticos y “antiferromagnéticos”. A temperaturas muy altas existen el estado de *plasma* o gas ionizado, y el estado de *plasma de quark-gluón*. A muy baja temperatura existen el estado *condensado de Bose-Einstein*, el estado *superconductor*, el estado *superfluido* o el estado *condensado fermiónico*. Y aún podrían existir otros estados de la materia en situaciones de extremas de densidad, denominados generalmente *materia degenerada*, pero que no conocemos aún.

²A líquidos y gases, debido a la propiedad que tienen de *fluir*, se les llama generalmente **fluidos**. **Fluir** es la propiedad que poseen líquidos y gases de adaptarse a la *forma* del recipiente que los contiene.

1. *Son rígidos y difícilmente deformables*, porque las fuerzas entre sus partículas es tan fuerte que impide muchísimo su desplazamiento. Sólo pueden desplazarse mediante “vibraciones” o “pequeños desplazamientos” en torno a posiciones de equilibrio.
2. *Su volumen es casi constante, y no se pueden comprimir*, porque hay muy poco espacio libre entre las partículas y es muy difícil que puedan juntarse más.
3. *Se dilatan al calentarse un poco*, porque al suministrar energía en forma de calor aumenta la vibración de las partículas, y, por lo tanto, el sólido ocupa algo más de volumen.
4. *Son densos en general, y su capacidad de difusión y de efusión es muy pequeña(o nula) y despreciable.*

■ ESTADO LÍQUIDO

Los cuerpos materiales en estado líquido (agua, etanol, aceite,...) presentan las siguientes propiedades:

1. *Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene*, porque la fuerza de las partículas es débil, de modo que “resbalan” entre ellas según la forma del contenedor.
2. *Su volumen es casi constante, y apenas se comprimen*, porque no tienen apenas espacio entre sus partículas, aunque se comprimen algo debido a que pueden “resbalar” unas partículas y otras entre sí. Las partículas o moléculas no están en una posición fija y se mueven.
3. *Se dilatan mucho al calentarse*, porque la energía suministrada en forma de calor hace que las partículas aumenten su movimiento y ocupen aún más espacio, debilitando la fuerza de atracción entre las moléculas.
4. *La densidad de los líquidos es en general inferior a la de los sólidos, pero su capacidad de difusión y efusión es mucho mayor que éstos.*

■ ESTADO GASEOSO

Los cuerpos materiales en estado gaseoso (dióxido de carbono, oxígeno, ozono, nitrógeno molecular, helio, ...) presentan las siguiente propiedades:

1. *Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene*, ocupando, a diferencia de los líquidos, todo el espacio disponible, porque la fuerza de cohesión entre las partículas es tan débil que cada partícula se mueve de forma independiente, muy rápido y al azar.

2. *Su volumen **no** es constante y se pueden comprimir fácilmente*, porque hay mucho espacio vacío entre las partículas y pueden juntarse más, reduciendo el volumen si comprimimos el gas, aumentando si descomprimos el gas.
3. *Si se calientan se dilatan mucho*, porque al suministrar energía en forma de calor aumentamos la velocidad de las partículas que forman el gas. Si es mayor la temperatura de un gas, con mayor velocidad se moverán las partículas.
4. *La densidad de los gases es en general muy baja, pero su capacidad de difusión y efusión mucho mayor que líquidos o sólidos.*

2. CAMBIOS DE ESTADO Y ENERGÍA

Las magnitudes físicas que determinan que la materia se encuentre en un determinado estado de agregación son la *presión* y la *temperatura*. Por lo tanto, un cambio en alguna de ellas puede, en principio, provocar un cambio de estado.

La **presión**, desde un punto de vista macroscópico o externo, mide la fuerza ejercida por unidad de área o superficie. Matemáticamente:

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie}} \longleftrightarrow P = \frac{F}{S}$$

Sus unidades en el Sistema Internacional (S.I.) son el pascal (Pa). Sin embargo, el pascal es una unidad poco útil en situaciones típicas, por lo que usan otras unidades de presión en Química y Física. Las unidades más comunes son el centímetro de mercurio (**cm Hg**), el milímetro de mercurio (**mm Hg**), la atmósfera (**atm**) y el bar (**b**) o su múltiplo el milibar (**mb**). También hay otras unidades ya casi en desuso como el torricelli³ (**torr**). Las equivalencias entre alguna de estas unidades son las siguientes:

$$1 Pa = 10^{-5} \text{bar} = 0,00001 \text{bar} = 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{atm} = 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{mmHg}$$

$$1 \text{b} = 1000 \text{mb} = 10^5 Pa = 0,98692 \text{atm}$$

$$1 \text{atm} = 1013 \text{mb} = 101325 Pa = 760 \text{torr} \approx 760 \text{mmHg}$$

³Aunque *no* son exactamente lo mismo, consideraremos equivalentes los torricellis a los mmHg. Es decir, 1torr =1 mmHg.

La **temperatura**, **T**, es una *propiedad general* de los cuerpos que se mide con “termómetros”. La escala habitual de temperatura es el celsius ($^{\circ}\text{C}$), aunque en algunos países se usan el fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$), especialmente los de ámbito e influencia anglosajona (Estados Unidos, Australia, Reino Unido, . . .). La relación entre ambas escalas se encuentra en el formulario de estos apuntes.

Sin embargo, la *temperatura de fusión* o *de ebullición* son propiedades específicas de una sustancia, es decir, características de la mismas, a presión constante.

Los tres estados normales de la materia (al igual que otros menos convencionales) pueden cambiar de estado entre sí, *si modificamos la temperatura, la presión o ambas a la vez*. Estos cambios de estado son:

- **Cambios de estado progresivos.** Aquellos que se producen por absorción de energía, y son favorecidos al aumentar la temperatura, o disminuir la presión.
 1. *Fusión*: cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a líquido.
 2. *Vaporización*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a gas.

Si la vaporización se realiza de forma lenta en la superficie de un líquido a cualquier temperatura se llama **evaporación**.

Si se realiza de forma tumultuosa o abrupta, en toda la masa del líquido, a una temperatura característica según la sustancia, se llama **ebullición**.

3. *Sublimación*: cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a gas.

A presión atmosférica normal o estándar sólo subliman unas pocas sustancias como el yodo o la naftalina. A menor presión subliman más sustancias y, en el vacío, toda sustancia puede sublimar.

- **Cambios de estado regresivos.** Aquellos que se producen por desprendimiento de energía, y se ven favorecidos al disminuir la temperatura, o aumentar la presión.
 1. *Solidificación*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a sólido.

2. *Condensación a líquido*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a líquido.
3. *Sublimación regresiva o condensación a sólido*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a sólido.

Aclaraciones importantes:

La *temperatura de fusión*, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de solidificación*.

La *temperatura de vaporización* se llama normalmente *temperatura de ebullición*, o de cambio de líquido a gas, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de condensación* o *temperatura de licuación*.

La *temperatura de sublimación*, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de sublimación regresiva*.

Durante un cambio de estado, es *muy importante* notar que la temperatura se mantiene **¡constante!**, solamente se produce una transferencia de energía en forma de *calor*, absorbido o cedido al entorno de la sustancia.

El calor necesario para que una sustancia cambie de estado se denomina, como hemos visto ya, **calor latente**, se representa por **L**, tiene unidades de $\frac{J}{kg}$ y tiene por fórmula

$$Q = mL$$

Para que una determinada cantidad de materia cambie de estado es necesario el aporte de una cantidad de energía (el calor latente). Desde un punto de vista energético, los cambios de estado pueden clasificarse en:

1. **Endotérmicos**. Son aquellos que *necesitan un aporte de calor para que ocurran*, es decir, son cambios de estado en los que **la sustancia absorbe calor**. Ejemplo: un cubito de hielo, que absorbe calor para fundirse, y, seguidamente, si seguimos aportando calor, para evaporarse en vapor de agua.
2. **Exotérmicos**. Son aquellos que *se producen desprendiéndose calor* en el proceso, es decir, son cambios de estado en los que **la sustancia cede calor al entorno**. Ejemplo: vapor de agua a hielo, pasando previamente por fase líquida.

Sin pérdida de generalidad, los cambios de estado progresivos son endotérmicos, mientras que los cambios de estado regresivos son exotérmicos.

3. TEMPERATURA Y TEORÍA CINÉTICA

3.1. Postulados de la Teoría Cinética

☺ Teoría cinética: energía interna y temperatura

La temperatura es una medida de la energía interna de un cuerpo.

La energía interna es una magnitud que suma tanto las energías cinéticas como potenciales de un cuerpo. Para un caso sencillo, podemos simplificar a la llamada Teoría Cinética. Aplicaremos la Teoría Cinética a un modelo simple de un gas.

Para explicar el comportamiento de los gases, y de las sustancias en diferente estado de agregación, se elaboró en el siglo XIX la denominada **Teoría Cinética**, en especial impulsada por los físicos Clausius, Maxwell y Boltzmann, y que también se llamó cinético-atómica o cinético-molecular por otros autores. Esta teoría está basada en una serie de hipótesis o postulados.

☺ Teoría Cinética: Principios

1. Principio corpuscular:

“Todos los gases están constituidos por un gran número, enorme, de partículas⁴ (átomos o moléculas)” .

2. Principio de dilución:

“El volumen que ocupan las partículas comparado con el volumen del recipiente que las contiene es muy pequeño”.

Esto significa que el gas está muy diluido en el recipiente y que entre partícula y partícula sólo existe espacio “vacío”.

⁴Originariamente se pensaba que nunca se podrían ver al microscopio. Sin embargo, el denominado *movimiento browniano* generado por el movimiento aleatorio de “granos” o “polvo” en suspensión en un fluido, constituyó finalmente una prueba irrefutable de la Teoría Cinética y, en último lugar, de los átomos. Hoy existen métodos diversos para “ver” a las moléculas o partículas cuya existencia proclama la Teoría Cinética.

3. Principio del caos molecular o “Stoßzahlansatz”:

“Las partículas que forman el gas chocan o colisionan aleatoriamente entre sí, de forma *caótica* (desordenada o azarosamente), y contra las paredes del recipiente que las contiene”.

En los choques o colisiones entre partículas y contra las paredes del recipiente *no se pierde energía*, y las velocidades de las partículas son *independientes* de la posición que ocupan en el recipiente y de la velocidad que posean cada partícula por separado (es decir, no hay relación alguna entre las velocidades de cada partícula, ni con la posición que ocupan en el espacio del recipiente).

4. Principio dinámico de cohesión-dispersión:

“El movimiento en zig-zag de las partículas, llamado *movimiento térmico*, está causado por fuerzas”.

Estas fuerzas son de dos tipos distintos, pero de igual origen:

- **Fuerzas de atracción o cohesión.** Son las que tienden a unir a las partículas. Su origen es **electrostático** y *cuántico*.
- **Fuerzas de repulsión o dispersión.** Son las que tienden a separar a las partículas. Su origen es también **electrostático** y *cuántico*.

3.2. Teoría Cinética: consecuencias

La Teoría Cinética lleva a una interpretación novedosa y “microscópica” de los conceptos “macroscópicos” de temperatura, presión y cambios de estado.

Teoría Cinética: consecuencias

1^a. La temperatura es una medida proporcional a la energía cinética media de las partículas

Como la energía cinética, que se mide como cualquier forma de energía en julios (J), es en términos mecánicos

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

la consecuencia de este postulado es la definición de temperatura *absoluta* por comparación con la energía cinética media de las partículas⁵

$$\langle \mathbf{E}_c \rangle = \text{constante} \cdot T = \frac{3}{2} k_B \cdot T$$

en donde T está medida en la llamada escala absoluta. Se define, así, la **escala absoluta** de *temperatura* o **escala Kelvin** en función de la “agitación térmica” o “movimiento térmico” de las partículas según la Teoría Cinética. Las unidades de esta escala son el grado kelvin, o simplemente **kelvin**, y se simboliza por **K**. Nótese que no se le pone el círculo de grado como en la escala Celsius o la Fahrenheit.

El **cero absoluto** de temperatura se define como aquella temperatura en la que el movimiento de las partículas se ha detenido y la energía cinética es cero⁶.

La relación entre la escala Celsius y la escala Kelvin de temperatura viene dada por una ecuación sencilla por todos conocida:

$$\mathbf{T(K)} = \mathbf{T(^{\circ}C)} + \mathbf{273} \quad \mathbf{0 K = -273^{\circ}C}$$

2^a. La presión es consecuencia de los choques de las partículas en el recipiente.

De hecho, la presión es siempre el cociente entre una fuerza ejercida sobre una superficie, en este caso la fuerza la ejercen las partículas y la superficie es la del contenedor o recipiente del gas. De esta forma:

- Si *disminuye* el volumen, a temperatura constante, *aumenta* la frecuencia de choques y *aumenta* la presión.
- Si *aumenta* el volumen, a temperatura constante, *disminuye* la frecuencia de choques y *disminuye* la presión.

⁵El factor de proporcionalidad se llama constante de Boltzman, y aparece también en otra fórmula de la Física Estadística que se encuentra en la lápida del científico que le da nombre y quien la calculó, $S = k_B \ln(W)$. En unidades del Sistema Internacional, $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} JK^{-1}$.

⁶Realmente, el cero absoluto es inalcanzable, por mucho que nos gusten los dibujos animados o cómics de *Los Caballeros del Zodíaco*, y ataques como el Polvo de Diamantes, debido a los fundamentos de la Teoría Cuántica. Una definición más precisa de “cero absoluto” sería la de aquella temperatura a la cual la energía cinética media de las partículas alcanza un valor mínimo.

- Si *disminuye* la temperatura, a volumen constante, *disminuyen* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *disminuye* la presión.
- Si *aumenta* la temperatura, a volumen constante, *aumentan* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *aumenta* la presión.

3ª. Al *aumentar* la temperatura, se favorecen los *cambios de estado progresivos*.

La razón es que al *aumentar* la energía cinética media, las partículas tienen *mayor movilidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas hace que **pierdan** *rigidez y cohesión*.

4ª. Al *aumentar* la presión, se favorecen los *cambios de estado regresivos*.

La razón es que al *aumentar* la presión se está aumentando la fuerza con la que se mantienen cohesionadas o unidas las partículas, que tienen *mayor acercamiento o proximidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas será **mayor** al aumentar el número de choques.

4. TEORÍA CINÉTICA Y LEYES PONDERALES DE LOS GASES

4.1. Ley de Boyle-Mariotte

- **Ley de Boyle-Mariotte:**
“A temperatura constante, el producto de presión y volumen de un gas es constante.”

Esto significa que si la temperatura se mantiene constante en un gas, su presión y volumen son *inversamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \longleftrightarrow P_1V_1 = P_2V_2$$

Experimentalmente, esta ley se comprueba manteniendo constante la temperatura de un gas en un recipiente, variando la presión mediante la adición de mercurio con un determinado dispositivo o mecanismo, de forma que podamos medir los valores de presión del gas observando la diferencia entre niveles de mercurio en distintas situaciones.

4.2. Ley de Charles

- **Ley de Charles:**

“A presión constante, el cociente entre volumen y temperatura de un gas es constante.”

Esto significa que si la presión se mantiene constante en un gas, su volumen y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$P=\text{constante} \leftrightarrow \frac{V}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Experimentalmente, esta ley se comprueba manteniendo constante la presión de un gas, aumentando o disminuyendo su temperatura con algún dispositivo calorífico o energético. Además, el recipiente consta de un sistema que le permite variar su volumen y medir la expansión o contracción del gas (que como sabemos ocupará todo el espacio disponible). Se observa así que a cada valor de la temperatura le corresponde un determinado volumen, indicado por nuestro sistema empírico.

4.3. Ley de Gay-Lussac

- **Ley de Gay-Lussac:**

“A volumen constante, el cociente entre presión y temperatura de un gas es constante.”

Esto significa que si el volumen se mantiene constante en un gas, su presión y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$V=\text{constante} \leftrightarrow \frac{P}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Experimentalmente, esta ley se mide manteniendo el gas a volumen constante, y acoplado un aparato que mida el nivel de presión del gas a diferentes temperaturas, que también puede ser la adición de una columna y recipiente de mercurio. Para cada temperatura del gas, tendremos un valor de la presión, indicado por la diferencia de niveles de mercurio.

4.4. Ley combinada de los gases

- **Ley general o combinada de los gases:**

“En cualquier gas, el producto de la presión por el volumen, dividido por su temperatura, es constante.”

Matemáticamente, esto significa que aunque varíen la presión, volumen y temperatura de un gas, una *combinación* adecuada de estas tres magnitudes se mantiene *constante*. Matemáticamente, la ley combinada dice que:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

5. CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA

La materia presenta una serie de propiedades características, tanto de tipo físico como de tipo químico, que *dependen* de cada sustancia y permiten identificarla. Así, podemos diferenciar entre:

- **Propiedades físicas.** Son aquellas propiedades cuya medición no varía la composición de la materia. Ejemplos: color, tamaño masa, dureza, estado de agregación, temperatura, volumen, densidad, punto de fusión,...
- **Propiedades químicas.** Son aquellas propiedades que varían cuando una sustancia se transforma en otra diferente. Ejemplo: acidez, sabor, estado de oxidación, toxicidad,...

Como consecuencia de todo lo que venimos estudiando, es evidente que la materia puede transformarse físicamente o químicamente. La distinción entre dichas transformaciones es la siguiente:

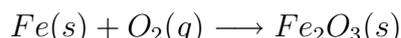
- Transformación física es todo cambio que no altera la composición de una sustancia. Una transformación física es siempre reversible y, entonces, se puede volver al estado inicial de la sustancia. Ejemplos: solidificación del agua, congelación del metano.
- Transformación química es todo cambio que altera la composición de una sustancia. Se llaman también reacciones químicas y se representan por ecuaciones químicas. La experiencia demuestra que existen reacciones químicas irreversibles ⁷. Ejemplo: la oxidación del hierro, en estado puro, por el oxígeno, para producir óxido de hierro (III). La definición de reacción química es muy importante, y merece ser destacada, y bien aprendida:

Reacción química

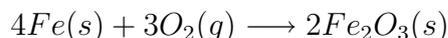
♥ Una reacción química es un cambio o transformación química en donde aparecen sustancias nuevas, llamadas *productos*, a partir de sustancias preexistentes, denominadas *reactivos*.

Reacción química: *Reactivos* \longrightarrow *Productos*

Así, para la reacción química que poníamos como ejemplo, tenemos que



O, equivalentemente, si “ajustamos” la reacción, de forma que haya el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y productos



6. SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

En secciones anteriores vimos que la materia se puede presentar en diferentes estados de agregación o fases (gaseosa, líquida, sólida, . . .), según las propiedades físicas y químicas que nos señalaba la Teoría Cinética.

⁷Al menos, en el estado actual de nuestro conocimiento.

Existe otra manera diferente de clasificar las diferentes formas en las que puede presentarse la materia, que son las siguientes *categorías*:

▪ **Sustancias puras** 😊.

Son aquellas sustancias que poseen:

1º. Una *composición química fija o concreta*.

2º. Un *conjunto de propiedades físicas y químicas únicas e inseparables* que las *distingue* de otras sustancias.

Las sustancias puras, además, pueden ser de dos tipos también:

• **Elementos** 😊.

Un elemento es una *sustancia pura* que **no puede subdividirse** en *dos o más* sustancias puras por *medios físicos o químicos convencionales*.

Hay, en el momento de escribir estos apuntes, un total 117 elementos⁸ conocidos, de los cuales 92 existen en la naturaleza de nuestro planeta, la Tierra.

Muchos elementos nos resultan familiares y los vemos a diario. El carbón es *carbono* casi puro, los cables eléctricos y las tuberías suelen estar hechos de *cobre*, el *oro* empleado en joyería. Otros elementos como el *aluminio* se usan en muchos utensilios domésticos o la construcción.

En Química, un elemento *se identifica* por su **símbolo**. Este consiste en una o dos letras, normalmente basadas en el nombre del elemento. Así, el símbolo para el carbono es **C** y para el azufre es **S**. A veces el símbolo proviene del nombre en latín del elemento o de uno de sus compuestos. Los elementos cobre y azufre, que se conocen desde la antigüedad, y tienen los símbolos **Cu** (del latín, *cuprum*) y **S** (del latín, *sulphur*).

⁸¿Qué quiere decir esto? Hoy día, sabemos que los elementos se corresponden con los tipos de átomos, si no contamos los *isótopos* de un mismo elemento como algo “distinto”. Estos átomos, a su vez, se pueden subdividir en partes o partículas con experimentos a “alta energía”, pero esto no es un proceso físico o químico normal en la Naturaleza porque sólo ocurre en aceleradores, en estrellas, o en sitios recónditos del Cosmos. La Física de Altas Energías, que incluye la Física Atómica, la Física Nuclear y la de Partículas, estudia este tipo de procesos que son capaces de subdividir más aún a la materia en condiciones de *elevada energía*, y sus especiales propiedades. Aprenderemos más sobre los átomos y su complejidad en la próxima lección.

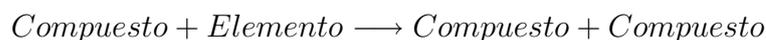
Curiosidad muy interesante: varios de los elementos que son más conocidos, en realidad son *bastante escasos*. La abundancia relativa de los diferentes elementos y compuestos depende de muchos factores externos⁹. Por ejemplo el mercurio, **Hg** (del griego latinizado, *Hydrargyrum*, “plata líquida”), que se conoce desde el año 500 a.C., aunque su abundancia es sólo del 0,00001 % . Se obtiene fácilmente calentando el cinabrio, que es un mineral de color rojo. Por el contrario, el aluminio, con una abundancia del 8,23 %, fue una curiosidad química hasta mediados del siglo pasado. Se encuentra de forma combinada en la arcilla y las rocas, de donde es muy difícil de extraer.

- **Compuestos.** 😊.

Un compuesto es una *sustancia pura* que *está formado* por **más de un elemento**, que aparecen en una proporción *en masa* fija para un mismo compuesto.

Ejemplos: El agua, H_2O , es un compuesto formado por hidrógeno, **H**, y oxígeno, **O**. El metano, CH_4 , y acetileno, C_2H_2 , son compuestos que contienen carbono e hidrógeno en diferentes proporciones. Una muestra de agua pura contiene exactamente 11,9 % de hidrógeno y 88,81 % de oxígeno.

Si tenemos un elemento y un compuesto, son posibles las siguientes reacciones químicas:



En cambio, no son posibles las transformaciones químicas siguientes:

⁹No sabemos cuántos elementos existen todavía, podrían ser infinitos aunque no parece probable. Igualmente, y aunque hay restricciones, el número de compuestos químicos existentes o posibles parece ser muy grande...¿Infinito? No parece probable, aunque el mismo Sherlock Holmes señalaba que al final lo imposible, por improbable que parezca, debe ser la verdad.

Elemento + Elemento → Elemento

Elemento → Compuesto

■ **Mezclas** 😊.

Son las sustancias *combinadas* de *dos o más sustancias puras* de forma que cada una *conserva* su **identidad química**.

Las mezclas son de dos clases también. Y se clasifican según ***el tamaño de las partículas que la componen***, de forma que distinguimos entre:

- **Homogéneas**. Pueden ser de 3 tipos: **disoluciones, coloides y suspensiones** 😊.

Las mezclas homogéneas o uniformes *son* aquellas en las que la composición es la misma en toda la muestra. En cuanto a los tipos de cada mezcla homogénea son:

- **Disolución** es un conjunto de partículas dispersas de un tamaño menor que $10^{-9}m$, que resultan invisibles con los instrumentos y usualmente transparentes a la luz. Consiste, además, de un *disolvente*, normalmente la sustancia presente en mayor cantidad, y uno o más solutos que aportan las partículas (moléculas o átomos).

Los tipos de disoluciones se resumen en el siguiente esquema (en **negrita el disolvente**, *letra curvada el soluto*):

<i>Disoluciones</i>	{	Sólido / <i>Sólido</i> , aleaciones(alloy). Ej.: latón (cobre y cinc;Cu,Zn)
		Sólido / <i>Líquido</i> . Ej.: amalgamas
		Sólido / <i>Gas</i> . Ej.: hidrógeno en platino
		Líquido / <i>Gas</i> . Ej.: agua carbonatada
		Líquido / <i>Líquido</i> . Ej.: etanol
		Líquido / <i>Sólido</i> . Ej.: azúcar en agua
		Gas / <i>Gas</i> . Ej.: el aire
		Gas / <i>Líquido</i> . Ej.: vapor de agua en aire(niebla)
Gas / <i>Sólido</i> . Ej.: naftaleno		

Además, según la proporción de soluto y disolvente en la disolución, las disoluciones pueden ser:

1. **Diluidas**, si la proporción de soluto respecto al disolvente es muy baja.
2. **Concentrada**, si la cantidad de soluto disuelta en el disolvente es relativamente baja o elevada, pero inferior a la proporción denominada de saturación.
3. **Saturada**, si la disolución es incapaz de incorporar más soluto a la misma.

La Teoría Cinética explica la existencia de las disoluciones (y también de forma similar de las suspensiones y coloides) por dos causas principales:

1. Se produce un cambio en la estructura del sólido, debido a que sus partículas son atraídas y repelidas por las diferentes partículas o moléculas del líquido.
2. Las partículas “desplazadas” del sólido se acomodan o sitúan en los huecos y espacios vacíos que dejan las partículas del líquido.

Nota MUY importante: en general, en Química-Física, para simplificar los cálculos, se suele suponer que los volúmenes son aditivos o extensivos, es decir, el volumen final de la disolución se suele calcular sumando los volúmenes del soluto y del disolvente. Esto, según sugiere la Teoría Cinética, no es así, porque los diferentes espacios existentes entre las partículas se reajustan y cambian en el proceso de disolución. Como conclusión, aunque supondremos que es válido que $V_{disolución} = V_{soluto} + V_{disolvente}$, esta relación *no* es exacta a la realidad, sino, en el mejor de los casos, una *buena aproximación*.

- **Coloide** es un conjunto de partículas dispersas, de un tamaño comprendido entre 10^{-6} y 10^{-9} metros, y cuyas partículas resultan visibles con ultramicroscopios o iluminación lateral, siendo translúcidas a la luz. También tienen un disolvente como las disoluciones, y por ejemplo, serían coloides las tintas de imprenta.
- **Suspensión** es un conjunto de partículas dispersas, de un tamaño mayor que 10^{-6} metros, y cuyas partículas resultan visibles mediante un microscopio ordinario o a simple vista. Son turbias a la vista y un ejemplo de ellas serían partículas de polvo en el aire, o la pulpa de limón en un zumo.

En las mezclas homogéneas, es importante la aparición de una nue-

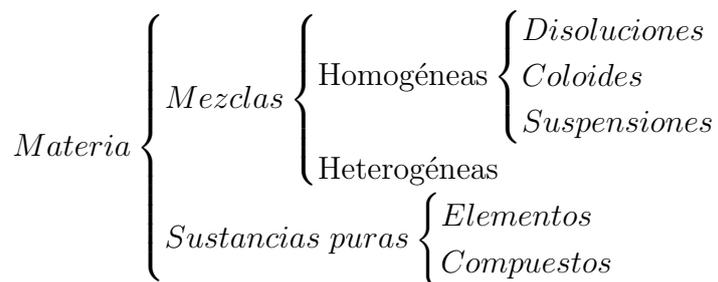
va propiedad de la materia: la **solubilidad**. Todas las sustancias, de hecho, no sólo las disoluciones o resto de mezclas homogéneas presentan esta propiedad que *indica* **la máxima cantidad de una sustancia dada que puede disolverse en una determinada cantidad en un disolvente dado, a una temperatura fija especificada**. De forma general, las sustancias, relativas a un determinado disolvente, se clasifican en muy solubles, solubles, ligeramente solubles o insolubles.

- **Heterogéneas** 😊.

Las mezclas **heterogéneas** son aquellas en las que la *composición* de la muestra *varía* de un punto a otro **de forma no uniforme**.

Muchas rocas y minerales pertenecen a esta categoría. En un trozo de granito se pueden distinguir varios componentes, que se diferencian entre ellos por el color.

Como resumen de esta parte tenemos el siguiente esquema:



7. SEPARACIÓN DE MEZCLAS: TÉCNICAS

Una vez que hemos llegado a *conocer* los diferentes tipos de sustancias, podemos intentar plantearnos la cuestión siguiente: ¿cómo podemos dividir o separar una mezcla o compuesto en sus diferentes constituyentes o partes? La respuesta *depende* de lo que vayamos a separar.

7.1. Separación de compuestos en componentes

Para separar de un compuesto los elementos que lo forman, hay principalmente los siguientes métodos:

1. **Descomposición térmica.** La aplicación de energía en forma de calor permite separar muchos elementos de sus compuestos. Ejemplo: al calentar la malaquita, o carbonato de cobre(III), cuya fórmula química sería $Cu_2(CO_3)_3$, en un tubo de ensayo, se libera gas y queda un residuo que no es el carbonato inicial.
2. **Electrólisis.** La aplicación de una corriente eléctrica a través de una sustancia compuesta previamente diluida, permite descomponer algunas sustancias. Por ejemplo, es el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Conclusión: para descomponer compuestos los principales métodos son el calor y la electrólisis (aplicación de una corriente eléctrica).

7.2. Separación de mezclas en componentes

Aquí, el procedimiento de separación dependerá de si la mezcla es homogénea, o disolución o bien es heterogénea. Analizamos estos casos a continuación:

7.2.1. Separación de mezclas heterogéneas

Se distinguen los siguientes métodos:

1. **Filtración.** Se usa un tamiz o material filtrante, que separa sólidos de líquidos. En Biología, la labor filtrante la realizan las membranas celulares.
2. **Sedimentación.** Aprovecha la gravedad, y los diferentes pesos específicos de las sustancias, para separar componentes.
3. **Centrifugación.** Aumentando la velocidad en una centrifugadora, los materiales según su tipo se separan en sus componentes. Un ejemplo de este proceso es cómo funciona y limpia una lavadora.
4. **Disolución selectiva.** Disolviendo un sólido con un líquido, podemos separar de él sus componentes solubles. Un ejemplo sencillo es la criba que se usaba para buscar oro en el antiguo Oeste americano.
5. **Magnetización selectiva.** Puede usarse para separar sustancias que sean atraídas magnéticamente por un imán, de las que no lo son. Un ejemplo: sulfato de cobre, con limaduras de hierro y arena.

6. **Flotación.** Procedimiento consistente en la separación de sólidos molidos, debido a las diferentes propiedades superficiales. Añadiendo un disolvente sobre el sólido, e insuflando aire, las partículas que tienda a mojarse se hundirán, mientras que las que no se mojen, flotarán sobre la superficie líquida. Este procedimiento es muy usado en la industria minera para separar la mena, parte útil y predominante de un mineral, de la ganga, parte que normalmente posee escaso interés industrial o económico que acompaña a la susodicha mena.

7.2.2. Separación de mezclas homogéneas

Aquí los métodos pueden ser los siguientes:

1. **Evaporación.** Permite separar sólidos disueltos en líquidos. Depende de la temperatura y presión ambientales, y de cuánto de rápido se produce. Si ocurre deprisa, se forman cristales pequeños; si ocurre de forma lenta, se generan cristales grandes con las componentes depositadas en dichos cristales.
2. **Destilación.** Permite separar líquidos de diferente temperatura de ebullición. El proceso consiste en la vaporización del líquido que hierve antes, y su posterior licuación. También permite separar gases en ciertas condiciones.
3. **Cristalización.** Permite separar solutos disueltos de tipo sólido en el seno de una disolución. Se coloca la disolución en un recipiente denominado cristizador, y se deja evaporar espontáneamente el disolvente. De esta forma, se van depositando cristales de soluto en el recipiente. También puede acelerarse la evaporación mediante la aplicación de calor, lo que redundaría en la vaporización del antedicho disolvente.
4. **Cromatografía.** Consiste en la separación de componentes en fase líquida (en algunos casos gaseosa) gracias a la diferente velocidad de difusión en una superficie porosa, como papel, tiza u otra sustancia semi-impermeable.
5. **Extracción.** Es un proceso que consiste en separar el soluto de una disolución mediante otro disolvente. Este disolvente debe cumplir dos requisitos: ser inmiscible con el disolvente usado en la disolución y el soluto debe ser disuelto más fácilmente en el nuevo disolvente.

A. EJERCICIOS RESUELTOS

A.1. Ley de Boyle

Una muestra de un gas ocupa un volumen de 10 litros a una presión de 1.5 atmósferas. ¿Cuál será el volumen si se comprime hasta alcanzarse la presión de 5 atmósferas? Solución:

Usando la ley de Boyle

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

y sustituyendo $V_1 = 10L, P_1 = 1,5atm$ y $P_2 = 5atm$ se tiene que

$$1,5 \cdot 10 = 5V_2$$

de donde despejando se obtiene que $V_2 = 3L$. Es importante notar, que en la ley de Boyle la presión y volumen inicial DEBEN ESTAR en las mismas unidades que la presión o volumen final. Es decir, si metemos la presión 1 en atmósferas o la unidad que sea, la presión 2 debe tener esas mismas unidades. E igual ocurre con el volumen. No es necesario operar en el Sistema Internacional a no ser que se especifique lo contrario por necesidad.

A.2. Ley de Gay-Lussac

Un gas a presión de 5 atmósferas se encuentra a una temperatura de 20 grados celsius. ¿Cuál será la presión a 200 grados celsius si no cambia el volumen? Solución:

Usando la Ley de Charles

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

y sustituyendo $P_1 = 5atm, T_1 = 273K$ y $T_2 = 473K$ se tiene que

$$\frac{5}{273} = \frac{P_2}{473}$$

de donde se obtiene despejando que $P_2 = 8,07atm$. Obsérvese que **es necesario pasar los grados celsius a kelvin para obtener un resultado correcto.**

A.3. Ley de Charles

Un gas ocupa un volumen de 20 L a una temperatura de 40 grados celsius. ¿Cuál será el volumen a 100 grados celsius si no varía la presión? Solución:

Usando la ley de Gay-Lussac

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

y sustituyendo $V_1 = 20L, T_1 = 313K$ y $T_2 = 373K$ se tiene que

$$\frac{20}{313} = \frac{V_2}{373}$$

de donde se obtiene despejando que $V_2 = 23,8L$. Obsérvese que **es necesario pasar los grados celsius a kelvin para obtener un resultado correcto**.

A.4. Ley combinada

Un gas se encuentra a presión de 4 atm, una temperatura de 25 grados celsius y ocupa un volumen de 15 litros. ¿Cuánto valdrá la temperatura de ese gas medida a 8 atm de presión si ocupa un volumen de 50 litros a esta nueva temperatura? Solución:

Usando la ley combinada de los gases

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

y sustituyendo $P_1 = 4atm, T_1 = 298K, V_1 = 15L, P_2 = 8atm$ y $V_2 = 50L$ se tiene que

$$\frac{4 \cdot 15}{298} = \frac{8 \cdot 50}{T_2}$$

de donde se obtiene despejando que $T_2 = 1987K$. Obsérvese que **es necesario pasar los grados celsius a kelvin para obtener un resultado correcto**.

A.5. Densidad n°1

El oro es un metal cuya densidad vale $19,3gcm^{-3}$. Un lingote de oro es un prisma de dimensiones 4, 6 y 2 cm (ancho, largo y alto, respectivamente). Calcula la masa del lingote de oro. Solución:

Primero calculamos el volumen total del lingote, que sale $V = 48\text{cm}^3$. Aplicando la fórmula de la densidad, se tiene que la masa es $m = d \cdot V$. Sustituyendo los valores del ejercicio obtenemos una masa del lingote de 926 gramos.

A.6. Densidad n°2

El aire es una mezcla de varios gases, aunque vamos a considerar la aproximación de que esté hecho exclusivamente de oxígeno y nitrógeno. Así, un volumen arbitrario de aire posee un 21 por ciento de oxígeno y un 79 por ciento de nitrógeno. Si la densidad del oxígeno a una atmósfera de presión y 0 grados celsius es de $1,429\text{gL}^{-1}$, y la del nitrógeno es $1,251\text{gL}^{-1}$, calcule la densidad media del aire. Solución:

Para un volumen de un litro, tenemos que las cantidades de oxígeno y nitrógeno son 1,429 y 1,251 gramos, respectivamente. Pero como la proporción de cada uno es de 0,21 y de 0,79 se tiene que la masa total será:

$$M = 0,21 \cdot 1,429 + 0,79 \cdot 1,251 = 1,29\text{g} \approx 1,3\text{g}$$

Dividiendo esta masa total, entre el volumen que hemos supuesto de un litro tenemos que la densidad media del aire será:

$$1,29\text{gL}^{-1} \approx 1,3\text{gL}^{-1}$$

B. SOBRE EL EXAMEN Y SU PUN- TUACIÓN

El examen y el método de calificación: Consiste de 3 partes no “largas”.

Una parte de formulación, que vale 2 puntos. Consiste en nombrar o formular 8 compuestos por cada una de las 3 formulaciones: Stock, sistemática y tradicional.

Una parte de electricidad y circuitos consistente en la resolución de 2 ejercicios relativo al tema de corriente eléctrica.

Finalmente, hay una parte del examen de Química, que corresponde a los presentes apuntes. Serán 16 preguntas en total de carácter teórico o MUY brevemente práctico (aplicando alguna fórmula, por lo que hace falta la calculadora), con 5 opciones cada una. No restará si hay fallo, pero se considerará fallo el caso de que haya una marcación poco clara, doble o múltiple, o ausencia de la misma, dicha pregunta no puntuará.

Recomendaciones para el examen: repasar lo hecho en clase, leer y estudiar estos apuntes, e intentar hacer los ejercicios mencionados y propuestos. Hay que tener siempre cuidado con los conceptos y unidades usados, así como la teoría o principios aplicados.

C. FORMULARIO

C.1. Densidad

Densidad 😊

$$d = \frac{m}{V} \quad d_{\text{agua}} = 1 \frac{kg}{dm^3} = 1 \frac{g}{cm^3} = 1000 \frac{kg}{m^3} = 1000 \frac{g}{dm^3}$$

C.2. Leyes ponderales

Ley de Boyle-Mariotte 😊

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \longleftrightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ley de Charles 😊

$$P = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

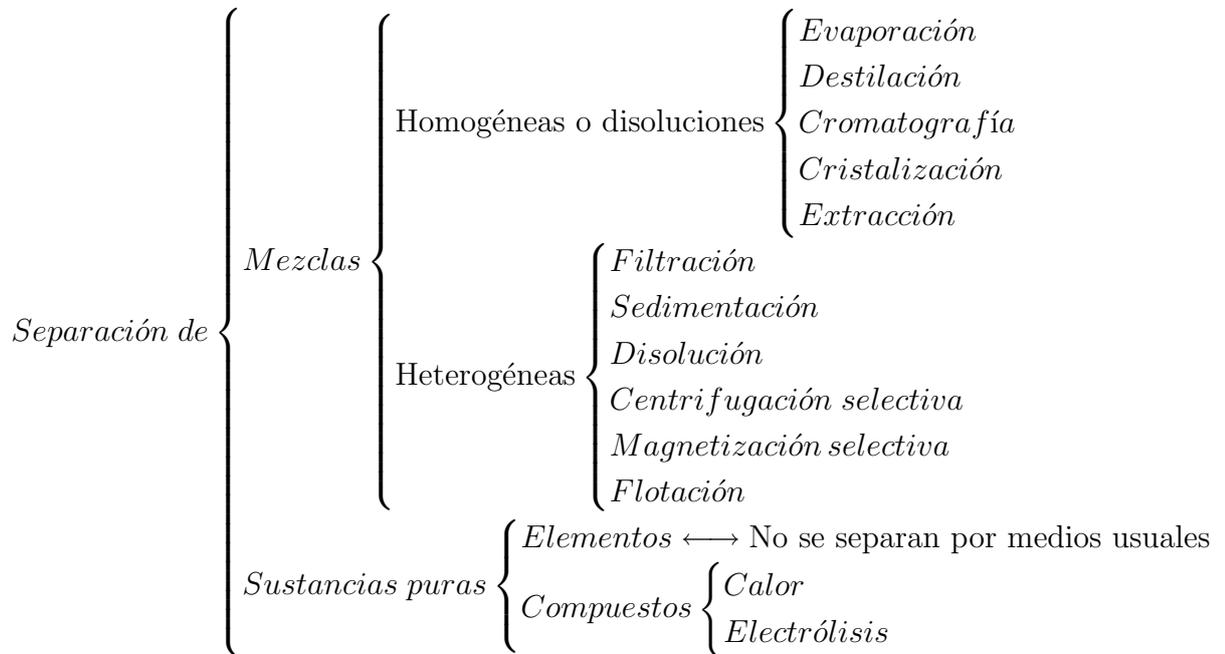
Ley de Gay-Lussac 😊

$$V = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley general o combinada de los gases 😊

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

C.3. Esquema de métodos de separación



C.4. Miscelánea

Relación capacidad-volumen y unidades de presión ☺

$$\boxed{1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3}$$

Factores de conversión para la presión ☺

$$\boxed{1 \text{ Pa} = 10^{-5} \text{ bar} = 0,00001 \text{ bar} = 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ mmHg}}$$

$$\boxed{1 \text{ b} = 1000 \text{ mb} = 10^5 \text{ Pa} = 0,98692 \text{ atm}}$$

$$\boxed{1 \text{ atm} = 1013 \text{ mb} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ torr} \approx 760 \text{ mmHg}}$$

Cambios de escalas de temperatura ☺

$$\boxed{T(K) = T(^{\circ}C) + 273}$$

$$\boxed{T(^{\circ}C) = \frac{5}{9} (T(^{\circ}F) - 32)}$$

También puede usarse la relación entre los termómetros de Fahrenheit y Celsius:

$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180}$$