

TEMA 1.- DIVERSIDAD Y UNIDAD DE ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1 INTRODUCCIÓN

La Química es la rama de la Ciencia relacionada con el estudio de la materia y los cambios que pueda experimentar. El origen de la materia que compone todo lo que nos rodea, y a nosotros mismos, está en las estrellas que es donde se han generado los elementos químicos.

Por materia entendemos todo aquello que tiene masa y ocupa espacio. La materia, o los materiales, presenta dos tipos de propiedades específicas:

Propiedades físicas: aquellas características que observamos y podemos medir sin modificar la naturaleza de la sustancia. Ejemplo: tres propiedades físicas del oro son el color amarillo, que conduce la electricidad y que funde a 1063°C.

Recuerda que entre todas las **propiedades físicas**, existen tres que se denominan **características** por ser las que nos permiten diferenciar unas sustancias de otras: **densidad**, **punto de fusión** y **punto de ebullición**.

Propiedades químicas: son aquellas características que se observan en los fenómenos en los que se modifica la naturaleza de la sustancia. Por ejemplo, se observa que el gas natural, constituido por metano principalmente, arde para producir los compuestos dióxido de carbono y agua, acompañada de desprendimiento de energía. La propiedad química de combustión del metano es una reacción química con el oxígeno, y se observa cambiando la identidad del metano que se transforma en nuevas sustancias.

Cada sustancia tiene una serie de propiedades físicas y químicas que la caracterizan y nos sirven para identificarla o diferenciarla de otras sustancias.

2 LA TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Como has estudiado en cursos más elementales, existen numerosas evidencias de que la materia está formada por partículas diminutas, ultramicroscópicas. Así, a lo largo del siglo XIX se descubrió cómo una disolución con granos de polen presentaba una extraña agitación de dichos granos a la que se conoce como movimiento Browniano. También es conocida la propiedad de difusión que se presenta en gases y líquidos. Para explicar éstos y otros fenómenos se postuló la teoría cinético-molecular (TCM) que supone a la materia constituida, independientemente del estado en que se encuentre, de partículas diminutas e indivisibles en continuo movimiento. Además, a mayor temperatura la agitación atómico-molecular aumenta.

Recuerda que la TCM es una teoría muy útil y potente que nos permite explicar fenómenos físicos como los cambios de estado y las dilataciones o propiedades como la fluidez, difusión, etc.

3 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

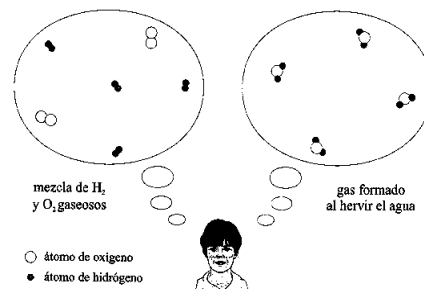
Podemos considerar dos tipos de materia:

a) Sustancias puras: es un tipo sencillo de materia, constituido por partículas idénticas, ya sean átomos moléculas o iones. Ejemplos: oxígeno (O_2), hierro (Fe), agua (H_2O), sal común (NaCl), amoníaco (NH_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4), etc. Como recordarás y como puedes observar en los ejemplos anteriores, existen dos tipos de sustancias puras:

T **Elementos**: sustancias formadas por un solo tipo de átomos.

T y **compuestos** formados por dos o más elementos (tipos de átomos diferentes). Pueden descomponerse en elementos utilizando técnicas químicas. Por ejemplo el agua es un compuesto de hidrógeno y oxígeno y pueden descomponerse en éstos elementos mediante electrólisis.

DIFERENCIA ATÓMICO-MOLECULAR ENTRE UNA MEZCLA DE SUSTANCIAS Y UNA SUSTANCIA COMPUESTO



b) Mezclas: materia constituida por más de una sustancia. Por tanto podemos extraer las distintas sustancias que componen la mezcla aprovechando sus diferentes propiedades físicas. Por ejemplo: el agua de mar que está formada por agua y sal. Podríamos separar las sales del agua evaporando.

No debes confundir mezcla con compuesto. Recuerda que las mezclas, a diferencia de los compuestos, son de *composición variable* y *pueden separarse con relativa facilidad por técnicas físicas* (filtración, destilación, decantación, cristalización, centrifugación, cromatografía, etc) mientras que los compuestos tienen una composición definida y aunque pueden descomponerse en elementos, dicha descomposición no se consigue por procesos físicos como calentar o filtrar sino mediante reacciones químicas, es decir con más dificultad.

La mezclas se clasifican en:

T **Heterogéneas**: Compuestas de dos o más componentes en dos o mas fases distintas. Ejemplos: mezcla de sal- arena, el detergente en polvo, etc

T **Homogéneas**: Compuestas de dos o más componentes en una sola fase. Por ejemplo: el agua de mar o el aire, donde los componentes no pueden distinguirse ni con ayuda de microscopio.

T **Coloides**: Son mezclas a medio camino entre las dos anteriores. Pueden distinguirse de las disoluciones, con las que es fácil confundirlas, porque no dejan pasar la luz. Se caracterizan por la existencia de dos fases, una continua, normalmente fluida, y otra dispersa en forma de partículas por lo general sólidas, de tamaño mesoscópico (a medio camino entre los mundos macroscópico y microscópico). Es decir, son partículas que no son apreciables a simple vista, pero son mucho mayores que cualquier molécula. Un ejemplo de coloide (emulsión coloidal), es la leche. La leche, al microscopio, se aprecia como una mezcla de agregados de moléculas grasas flotando en una fase líquida.

4 EL ÁTOMO.

La entidad más sencilla y más importante en Química es el átomo. Podemos definir el átomo como *la partícula más sencilla de un elemento que tiene las propiedades químicas de ese elemento*. Un elemento es una sustancia que está formada por un solo tipo de átomos.



BOHR, Niels (1885-1962)

A finales del siglo XIX, Thomson descubriría el electrón. Más tarde se descubrió el protón y finalmente, ya en 1932, se descubrió la "última" partícula fundamental del átomo: el neutrón. Así, la comunidad científica desterraba la idea de Dalton, según la cual el átomo era la partícula última de materia ya que existen partículas más pequeñas en su interior.

Rutherford en 1911 demostró al mundo que los átomos estaban fundamentalmente huecos. Años después, Bohr propone su modelo atómico que se adecuaba a los hechos experimentales observados. Durante el curso presente utilizaremos una versión actualizada de dicho modelo como base de trabajo: Supondremos al átomo constituido por *núcleo* positivo en donde se encuentran *protones* y *neutrones*. Por tanto el núcleo contiene la práctica

totalidad de la masa del átomo. Alrededor del núcleo, girando en órbitas esféricas, se encuentran los electrones, distribuidos en niveles energéticos, del siguiente modo:

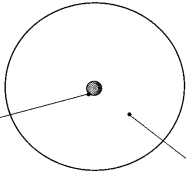
nivel 1 (capa K): caben hasta 2 electrones
 nivel 2 (capa L): caben hasta 8 electrones
 nivel 3 (capa M): caben hasta 18 electrones

Hay que tener en cuenta que el orden de llenado es un proceso peculiar porque en el nivel más externo nunca hay más de 8 electrones. Por ejemplo, antes de terminar de llenarse el nivel 3 (M), se inicia el llenado del 4º(N).

En el siguiente esquema se repasan los conceptos más importantes, estudiados en 3º de ESO, relacionados con la estructura del átomo:

Estructura atómica

El átomo está constituido por una parte central llamada núcleo que está rodeada de una capa externa donde se encuentran los electrones.



EL NÚCLEO

- Es muy *pequeño*: menos del 0,1 % del volumen total.
- Muy *masivo*: contiene el 99,9 % de la materia, por tanto, *muy* denso.

Contiene partículas denominadas:

protones: (masa relativa, 1 unidad; carga relativa, +1 unidad)

y **neutrones:** (masa relativa, 1 unidad; carga 0).

Número atómico
 El número atómico de un elemento es el número de protones en los núcleos de los átomos de ese elemento.

Número másico
 El número másico de un átomo es la suma de los protones y neutrones en su núcleo.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico.

LA CORTEZA

- Constituye el 99,9% del volumen del átomo.
- No contiene casi ninguna masa (sobre un 0,1 %), por lo que principalmente es espacio vacío.
- Está cargado *negativamente*.

Contiene unas partículas denominadas **electrones**.

El electrón tiene una masa muy pequeña - alrededor de 1 840 veces menor que la de un protón o un neutrón.

El electrón está cargado negativamente con una carga relativa de -1 unidad. La carga de un electrón equilibra la carga de un protón.

Capas
 Los electrones se distribuyen en unas zonas en torno al núcleo que se denominan capas.

Las capas se enumeran empezando por el centro y hacia el exterior.

El máximo número de electrones en cada capa es diferente:

- la *primera* capa puede alojar hasta **2**
- la *segunda* capa puede alojar hasta **8**
- la *tercera* capa puede alojar hasta **8**

ISÓTOPOS

El número de neutrones en los átomos de un elemento puede variar.

Los átomos con el mismo número atómico pero distinto número másico se denominan **isótopos**.

ej. hay tres isótopos del hidrógeno

protio
representado por ${}^1_1\text{H}$

deuterio
representado por ${}^2_1\text{H}$

tritio
representado por ${}^3_1\text{H}$

En el núcleo:

- = protón
- = neutrón

Cuando escribas el símbolo de un isótopo, escribe el número másico en la parte superior y el número atómico en la inferior, a la izquierda del símbolo del elemento.

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

La energía de los electrones en cada capa aumenta a medida que aumenta la distancia al núcleo. Por tanto, los electrones de la capa interna poseen menos energía que aquéllos en las capas externas. En cada átomo los electrones se distribuyen en las capas de menor energía, por lo que las capas internas siempre son las primeras en llenarse.

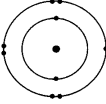
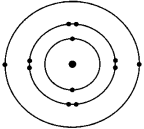
La estructura electrónica (**configuración electrónica**) de un átomo describe la disposición de los electrones en torno al núcleo. Puede mostrarse bien utilizando un diagrama o bien una lista de números.

Se determina del siguiente modo:

- Mira el número atómico: éste te da el número de protones. En el átomo neutro, el número de electrones es el mismo que el número de protones.
- Comienza a rellenar capas hasta que hayas colocado el número correcto de electrones.

ej. **flúor, número atómico 9**
 por tanto, 2 electrones en la primera capa y 7 electrones en la segunda se escribe **2.7** y se representa:

ej. **magnesio, número atómico 12**
 por tanto, 2 electrones en la primera capa, 8 electrones en la segunda y 2 electrones en la tercera se escribe **2.8.2** y se representa:

5 ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA.

Si nos entretenemos en obtener las configuraciones electrónicas de todos los elementos, rápidamente se observan muchas regularidades. Por ejemplo, todos los elementos situados en un grupo poseen una configuración electrónica gemela, es decir, tienen los mismos electrones en el último nivel. Los electrones situados en la última capa, llamada **capa de valencia**, son los más importantes pues determinan la tendencia química y valencias de los elementos.

La clasificación periódica de los elementos es de gran importancia ya que a través de ella es más fácil justificar y predecir las propiedades químicas de los elementos.

La estructura atómica y la tabla periódica

La disposición de los electrones en un átomo —la estructura electrónica o configuración electrónica— está relacionada con la posición de dicho elemento en la tabla periódica. En el diagrama de abajo, se muestran las estructuras electrónicas de las tres primeras filas de elementos.

Primer período
1 capa de electrones

Segundo período
2 capas de electrones

Tercer período
3 capas de electrones

Al movernos a lo largo de un período, los átomos de cada elemento poseen sucesivamente un electrón externo más.

La estructura electrónica del átomo de un elemento determina su posición en la tabla periódica. Por ejemplo, el azufre,

- está en el tercer período porque tiene tres capas de electrones;
- está en el grupo seis porque tiene seis electrones externos.

Así la estructura del azufre es: 2, 8, 6, ← Grupo 16

↑ tres capas

DOS CLASES DE ÁTOMOS

Átomos metálicos

Los átomos de elementos metálicos son más grandes y atraen a los electrones externos débilmente.
ej. átomo de sodio

Átomos no metálicos

Los átomos de los elementos no metálicos son más pequeños y atraen con más fuerza a los electrones externos.
ej. átomo de cloro.

Gracias a la memorización del sistema periódico podemos racionalizar muchos de los aprendizajes de un curso básico de química. A continuación, en la siguiente página, tienes el sistema periódico de los elementos con indicación de la propiedades físicas más importantes de cada elemento.

6 ENLACE QUÍMICO.

En general, los átomos se unen para formar las sustancias que conocemos, aunque existen elementos (los gases nobles) que no se combinan con otros presentándose como átomos aislados en la naturaleza.

¿Por qué se unen los átomos? Las teorías más sencillas para explicar la unión química entre átomos (enlace), parten del hecho observado de que existen seis elementos cuyos átomos son excepcionalmente estables desde el punto de vista de reactividad (*los gases nobles, también denominados por este motivo inertes*).

Al realizar la estructura electrónica de los gases nobles, observamos que todos poseen 8 electrones en su última capa (capa de valencia), con excepción del helio que con sólo 2 electrones consigue llenar su primer nivel electrónico.

Parece lógico admitir si un átomo dado consigue 8 electrones en su capa de valencia alcanzará una situación de estabilidad similar a la de los gases nobles. Por consiguiente el resto de los átomos reaccionan químicamente porque tienen tendencia a adquirir, ceder o compartir electrones con otros átomos para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano. A eso lo denominamos **regla del octeto**.

Cada elemento químico tendrá un comportamiento químico determinado por el número de electrones necesarios para alcanzar una configuración estable.

“ Los átomos se combinan con otros átomos para completar su capa de valencia ”

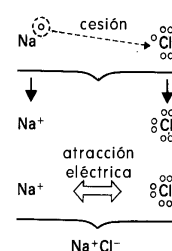
De ese modo, los no metales se caracterizan por poseer muchos electrones en su capa de valencia, por lo que tendrán tendencia a captar electrones. Los metales, sin embargo, poseen pocos electrones en su capa de valencia, de ahí que tienen ‘facilidad’ para ceder electrones. La fuerza o tendencia de un átomo para “tirar” de los electrones exteriores se denomina electronegatividad. Así, decimos que los no metales son elementos electronegativos mientras que los metales son poco electronegativos. De ese modo el elemento más electronegativo es el Flúor (el más no metálico) y el menos electronegativo el Francio (el más metálico).

Llamamos valencia iónica al número de electrones que un átomo pierde o gana para formar un ión estable. Así el cloro, con 7 electrones en su capa de valencia, presenta valencia iónica -1 ya que tiende a coger un electrón para transformarse en Cl^- (cloruro). El Sodio, sin embargo, con 1 solo electrón en su última capa tiende a ceder dicho electrón, de modo que tiene valencia iónica +1 y tendencia a transformarse en Na^+ .

Los átomos al unirse entre si pueden hacerlo, como ya estudiamos el curso pasado, mediante tres mecanismos, de modo que existen tres tipos de enlaces químicos:

“ Enlace iónico: se produce cuando un elemento metálico y otro no metálico se unen, de modo que existe una transferencia de electrones del primero al segundo, produciéndose iones. La naturaleza del enlace es eléctrica ya que es *la atracción entre cargas positivas y negativas la que mantiene unidas a las partículas que forman la sustancia*.

Ejemplo: el sodio y el cloro reaccionan para dar lugar al compuesto iónico cloruro de sodio. Lo que ocurre es que cada átomo de sodio (metálico) cede un electrón a otro átomo de cloro. Debido a la transferencia de ese electrón, el sodio queda cargado positivamente (Na^+) mientras que el cloro queda como cloruro (Cl^-). Por tanto, cationes y aniones se aglutinan quedando atrapados en una red cristalina por fuerzas electrostáticas.



A continuación recordamos, resumidamente, las principales propiedades de los compuestos iónicos:

T Todos son sólidos a temperatura ordinaria y presentan elevados puntos de fusión y ebullición, debido a la fuerza del enlace

T Son duros, ya que para rayarlos hay que romper enlaces muy fuertes, pero a la vez son frágiles ya que un golpe hace que se enfrenten iones del mismo signo y se repelan.

T Son muy solubles en agua y disolventes polares.

T En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, debido a que cada ión se encuentra atrapado en la red cristalina y no puede moverse, pero disueltos en agua o fundidos son muy buenos conductores.

" Enlace Metálico: Los átomos metálicos se unen formando también redes cristalinas en las que los átomos metálicos permanecen fuertemente unidos. Sin embargo ahora no se produce transferencia de electrones por ser todos los átomos iguales y tampoco se trata de enlaces covalentes ya que cada átomo metálico se rodea de ocho o doce átomos, según el tipo de red que forme.

Lo que ocurre en éste caso es que cada átomo de metal, se desprende de entre uno y tres electrones, quedando todos cargados positivamente pero rodeados de una "nube o mar de electrones" que contrarrestan la repulsión entre cationes.

Las propiedades más importantes son:

T Todas las sustancias metálicas son sólidas a temperatura ambiente, con excepción del mercurio. Los puntos de fusión son, en general, altos.

T Todos presentan un brillo característico: brillo metálico.

T Son buenos conductores de la corriente eléctrica y el calor.

T Son dúctiles (pueden estirarse en hilos) y maleables (pueden moldearse y extenderse en láminas).

T Algunos metales, al ser iluminados emiten electrones: efecto fotoeléctrico.

Podemos alterar las propiedades de los metales si mezclamos el metal con uno o más elementos. A dichas mezclas se las denomina Aleaciones La adición de un elemento altera la estructura cristalina, por lo que las distintas capas de átomos ya no pueden deslizarse con tanta facilidad como lo hacen en el metal puro. Por eso las aleaciones suelen ser más fuertes y duras que los metales puros. Entre las aleaciones más importantes podemos señalar:

* Latón: mezcla de Cobre y Zinc (hasta un 40 %)

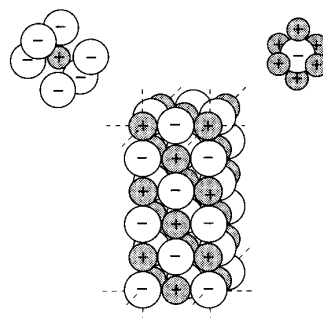
* Bronce: mezcla de cobre y estaño. Por ejemplo, las aleaciones utilizadas para construcción de cañones tienen Cobre + 10% de Sn + 2% de Zn que actúa como desoxidante. El bronce es muy resistente al desgaste.

* Acero: es una mezcla de hierro + 0,05% de C + 0,5% de Mn. El manganeso se adiciona para que se combine con el azufre que suele impurificar el hierro, para formar MnS en lugar de FeS que causa fragilidad al acero.

* Acero inoxidable: Además de lo anterior incluye un mínimo del 12% en cromo.

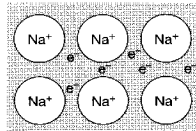
LA ESTRUCTURA DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Los iones de carga opuesta se agrupan formando una red. Cuando dibujes una red iónica, no dibujes líneas entre los iones: éstas se utilizan para representar enlaces covalentes. Recuerda que casi siempre los iones positivos son más pequeños que los negativos.



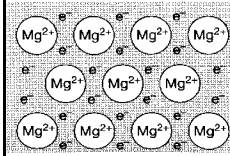
GRUPO 1

Los metales del grupo 1 se presentan enlazados metálicamente en redes atómicas. El electrón externo de cada átomo está deslocalizado.



GRUPO 2

Los metales del grupo 2 se presentan enlazados metálicamente en redes atómicas. Dos electrones de cada átomo están deslocalizados. La carga doble de los iones atrae a los electrones más de lo que puede hacerlo una carga simple. Por tanto, los metales del Grupo 2 son más fuertes que los metales del Grupo 1.



* **Estelita**: es una aleación de cobalto con hasta un 30% de cromo, 18% de wolframio y 2,5% de carbono. Se utiliza para la construcción de válvulas y utensilios de corte.

* **Vitalio**: aleación de Cobalto más un 20% de cromo. Se utiliza para materiales que han de soportar grandes temperaturas.

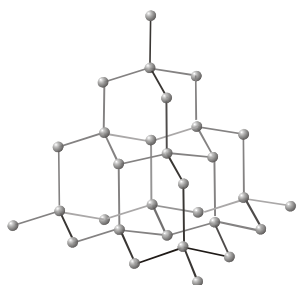
" **Enlace covalente**: Cuando se unen elementos no metálicos, ambos con tendencia a captar electrones, no puede darse la transferencia electrónica que ocurre en el enlace iónico ni tampoco la situación del enlace metálico. En éste caso los elementos se unen compartiendo pares de electrones (página 173 de tu libro).

En la inmensa mayoría de los casos, el enlace covalente suele conducir a la formación de grupos cerrados de átomos que forman moléculas. Cada molécula es una identidad física diferenciada, de modo que no se constituye una estructura cristalina como ocurre en el caso de las sustancias iónica y metálicas. Las sustancias covalentes moleculares pueden ser de dos tipos: apolares y polares.

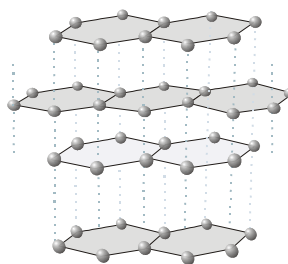
Las sustancias covalentes apolares son aquellas en las que los electrones compartidos quedan distribuidos simétricamente entre los átomos que comparten (Cl_2 , N_2 , PCl_3 , CH_4 ...) debido a que los átomos son de igual o similar electronegatividad. Suelen ser gaseosas a temperatura ambiente.

Las sustancias covalentes polares son aquellas en las que los electrones compartidos están distribuidos de forma asimétrica por ser alguno de los átomos más electronegativo que el otro, como ocurre en el H_2O , HCl , H_2S , CO ... en cuyo caso las moléculas se atraen entre sí por existir dipolos eléctricos. En estos casos las sustancias pueden ser líquidas como ocurre con el agua o gaseosas con un punto de ebullición menos elevados que las apolares.

Pero las sustancias covalentes también pueden ser cristalinas, como ocurre en el caso del grafito, el diamante o la sílice. En este caso, en lugar de producirse enlaces entre grupos cerrados de átomos se produce un encadenamiento de un átomo con sus vecinos. La fuerza del enlace covalente, que es direccional a diferencia del iónico o metálica, convierte a estas sustancias en las más duras de la naturaleza. A continuación tienes la estructura del diamante y el grafito.



Diamante: su estructura es consecuencia de la disposición tetraédrica del carbono



Grafito: los átomos se disponen en láminas, formando hexágonos

7 ESTRUCTURAS DE LEWIS.

Como hemos visto, los gases nobles son los más estables de todos los elementos. Ellos tienen una configuración electrónica caracterizada por tener la última capa completa, alcanzando la estabilidad. El resto de los átomos no tienen su última capa completa y por ello tienen tendencia a ceder o ganar determinado número de electrones para conseguirlo. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen configuraciones electrónicas semejantes, y por consiguiente presentan comportamientos químicos similares.

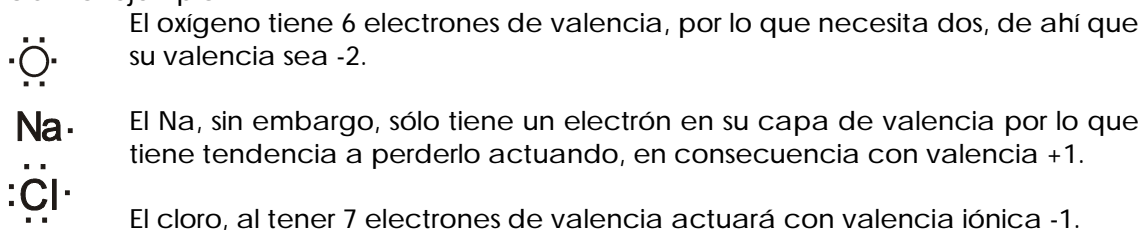


LEWIS, Gilbert N. (1875-1946)

Las reacciones químicas son una consecuencia de la tendencia de los átomos de alcanzar una configuración electrónica estable. Esta estabilidad suele conseguirse cuando tienen OCHO ELECTRONES en su última capa electrónica (regla del octeto). La última capa se llama capa de valencia porque según su composición el elemento tenderá a intercambiar (ceder o captar) un número de electrones con otros átomos, lo que determina su valencia química.

Es simple comprender, así, que los metales y los no metales reaccionan con facilidad ya que mientras los primeros tienden a ceder los últimos tienden a captar electrones. Por ello, cuando metal y no metal reaccionan se forman iones y con ello sólidos iónicos.

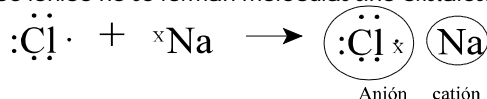
Para justificar la existencia de determinados compuestos, es útil representar a los átomos rodeados por puntos o aspas, que representan los electrones que tienen en la capa de valencia. Por ejemplo:



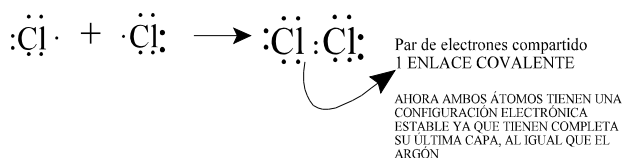
Ejemplo1: ¿Qué compuesto formarán los elementos Na y Cl?

El sodio cede un electrón al cloro, completando ambos átomos su capa de valencia. Tras la cesión electrónica uno queda cargado positivamente y otro negativamente con lo que quedan unidos por fuerza eléctrica. Esto se conoce como enlace iónico.

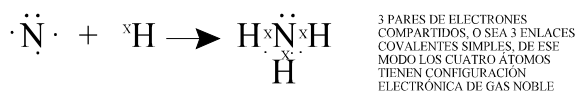
En realidad no habrá un solo cloro y sodio, sino muchísimos. Lo que ocurrirá es que se formará un agregado de iones Cl^- y Na^+ en posiciones alternas constituyendo una red cristalina. Por la propia característica del enlace iónico no se forman moléculas sino cristales.



En otros casos, los elementos tienen la misma tendencia, con lo que la cesión de electrones no se da. Esto ocurre siempre que se unen átomos no metálicos. En éste caso, los dos átomos se aproximan lo suficiente hasta que solapan sus cortezas electrónicas estableciéndose una situación de compartición de electrones. Cada átomo aporta un electrón para compartir con el otro átomo. Este tipo de unión se denomina enlace covalente.

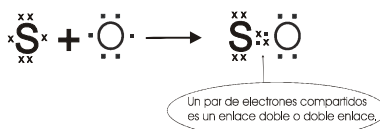


Otro caso, si tenemos átomos de N y de H, estos se agrupan formando un compuesto de fórmula NH_3 , 3H por cada N y no otro número. Justifiquémoslo con la estructura de Lewis.



Cada par de electrones compartido es un enlace covalente. En algunos casos puede ser necesario que un átomo comparta con otro dos o incluso tres electrones, dándose entonces enlaces dobles o triples. Un caso de sustancia con enlace doble es la molécula de oxígeno y de enlace triple la molécula de nitrógeno.

Cuando se unen dos elementos que requieren más electrones (por ejemplo O y S) los átomos pueden compartir más de un par de electrones con el otro. Así se producen el DOBLE y el TRIPLE ENLACE covalente.



N Ejercicio 1: Justifica, mediante estructuras de Lewis, las moléculas: O₂, N₂, HCl, CO₂

UN ENLACE COVALENTE CONSISTE, POR TANTO, EN UN PAR DE ELECTRONES COMPARTIDOS, UN ENLACE DOBLE SERÁN DOS PARES DE ELECTRONES COMPARTIDOS Y UN ENLACE TRIPLE TRES PARES DE ELECTRONES COMPARTIDOS. LÓGICAMENTE EL ENLACE TRIPLE ES MÁS FUERTE QUE EL DOBLE, Y ÉSTE MÁS FUERTE QUE EL SIMPLE.

8 MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR RELATIVA.

Como sabes, la masa de un átomo es tan extraordinariamente pequeña, que para medirla se utiliza una unidad denominada "unidad de masa atómica" simbolizada como u. Se define la unidad de masa atómica, como la doceava parte de la masa del isótopo 12 de Carbono.

Por tanto la masa de un átomo medida por comparación con la del isótopo de C-12, se denomina masa atómica (y se representa como A_r). Así al decir que la masa atómica del oxígeno es 16 (que escribimos: A_r(O)= 16 u), estamos diciendo que un átomo de oxígeno tiene 16 veces más masa que la doceava parte del átomo de carbono-12.

Recuerda que cada elemento está constituido por distintos isótopos, y que la masa que se recoge en la tabla periódica es la media ponderada de las masas de todos los isótopos del elemento. Esa es la razón de que todas la masas atómicas sean decimales.

La *masa molecular relativa* (M_r) de una sustancia es, por lógica, la suma de las masas atómicas de los átomos que aparecen en la fórmula de la sustancia. Por ejemplo la masa molecular relativa del ácido sulfúrico es:

Dado que: A_r(H)= 1 u; A_r(S)= 32 u; A_r(O)= 16 u

M_r (H₂SO₄)= 2·1 u + 32 u + 4·16 u = 98 u

eso significa que una molécula de ácido sulfúrico tiene una masa 98 veces superior a la de la doceava parte del isótopo C-12.

9 EL CONCEPTO DE MOL.

Recordarás que una de las magnitudes fundamentales del S.I. es el mol. El mol es la unidad química por excelencia, y por tanto un concepto clave en química. Se utiliza con dos significados:

1º Es un número extraordinariamente grande: **6,023 · 10²³** (el número de Avogadro). Desde esta perspectiva, el mol es un múltiplo en el mismo sentido que lo son la docena o la centena. Podemos hablar de un mol de partículas (electrones, iones, átomos o moléculas) o de un mol de pepinos o de coches (aunque sería bastante absurdo).

2º Un mol de una sustancia equivale a una masa en gramos que coincide numéricamente con la masa molecular de la sustancia. Por ejemplo la masa molecular del agua es:

$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1u + 1 \cdot 16u = 18u$. \Rightarrow Por tanto, si tomamos 18 gramos de agua (18 mL) tendríamos un mol de moléculas de agua, es decir $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

De la misma manera, un mol de átomos de hierro ($6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro) serían 55,8 gramos; y un mol oxígeno (O_2) tiene una masa de 32 gramos, y contendrán $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno (que serían, $2 \times 6,023 \cdot 10^{23} = 1,205 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno)¹.

Un mol de agua son 18 gramos, mientras que un mol de ácido sulfúrico son 98 gramos, y un mol de cloruro sódico 65,3 gramos (compruébalo con ayuda de la tabla periódica). Por tanto, *el mol representa una masa distinta para cada sustancia pero corresponde siempre a la misma cantidad de partículas... seiscientos dos mil trescientos trillones ($6,023 \cdot 10^{23}$).*

L Piensa en una docena de huevos y una docena de melones; ambos son el mismo número pero no pesan lo mismo ¿no?

10 MASA MOLAR.

Como resulta evidente, la masa molar es la masa de un mol de átomos o moléculas. Se representa por el símbolo M y se mide en g/mol.

La masa molar de una sustancia coincide con la masa molecular relativa expresada en gramos, y corresponde con $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos o moléculas) de dicha sustancia.

Por ejemplo, la masa molar del ácido nítrico es: $M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ g/mol}$

Lo que significa, que un mol de ácido nítrico ($6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas) tienen una masa de 63 gramos, o viceversa (que 63 gramos de ácido nítrico son un mol).

11 COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO.

Cualquier compuesto químico es una sustancia pura que puede descomponerse en los elementos que la constituyen. Por ejemplo, el agua es un compuesto binario de hidrógeno y oxígeno. Esto significa que si tomamos una cierta cantidad de agua podríamos obtener de ella ambos elementos (hidrógeno y oxígeno)... pero la cuestión es ¿qué masa de cada uno?

Puede que la fórmula, H_2O , te lleve a creer que se obtendría el doble de masa de hidrógeno que de oxígeno, pero no es así. Recuerda que los átomos de oxígeno, aunque menos numerosos en el agua (la mitad que de hidrógeno) son mucho más pesados. El razonamiento correcto es recurrir a la proporción en masa que cada elemento constituye. De las 18 u que pesa una molécula de agua, el oxígeno representa 16u y el hidrógeno sólo 2 u.

La composición centesimal se calcularía así:

$$\%H = \frac{2u}{18u} \cdot 100; 11,1\%$$

$$\%O = \frac{16u}{18u} \cdot 100; 88,9\%$$

Esto significa que si descomponemos, por medios químicos (reacción de electrolisis) 100 g de H_2O , se descompondrían en 88,9 g de oxígeno y 11,1 g de hidrógeno.

N Ejercicio 2: Calcula la masa molecular y molar, así como la composición centesimal del ácido sulfúrico y del metano. Explica el significado de cada cosa.

¹ Observa que es importante especificar de qué es el mol que cogemos.

12 ECUACIONES DE LOS GASES.

El curso pasado vimos que al someter un gas a distintos procesos (isotermos, isóbaros o isócoros), cambian sus variables de estado desde una situación inicial (P_0, V_0, T_0) a otra final (P_1, V_1, T_1). La relación entre la situación inicial y final viene regida por la ecuación de estado de los gases perfectos que dice que:

$$\frac{P \cdot V}{T} = cte$$

aunque suele expresarse más comúnmente como:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} \quad [1.1]$$



Pero esa expresión, de gran interés en el estudio de las transformaciones gaseosas, no recoge el parámetro cantidad de sustancia o número de partículas que, obviamente será un factor determinante en la presión y el volumen que ocupa un gas. Partiendo de la ecuación anterior puede llegarse a una ecuación que si lo incluye: se conoce como *ecuación o ley fundamental de los gases ideales* que dice:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

donde:
[1.2]

P = presión del gas en atmósferas²

V = volumen del gas en litros.

n = moles de gas.

R = 0,082 atm·l/(K·mol) constante de los gases.

T = temperatura absoluta (en Kelvin)

Partiendo de la expresión [1.2] es posible demostrar la hipótesis de Avogadro según la cual dos volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, poseen el mismo número de moléculas. En realidad, *1 mol de cualquier gas (¡ajo, de cualquier gas!) ocupa 22,4 L en condiciones normales (0°C y 1 atm de presión).*

N Ejercicio 3: Si tenemos 20 litros de gas encerrado en un recipiente hermético y rígido a 25°C y 3 atmósferas y los calentamos hasta 100°C ¿qué presión final tendrá?

N Ejercicio 4: Calcula el número de partículas que hay en una botella de 2 l vacía (llena de aire) si la temperatura es 32°C y un barómetro marca una presión atmosférica de 720 mmHg.

N Ejercicio 5: - Calcula el volumen que ocupan 10 g de oxígeno a 2,00 atmósferas y 30°C?

13 DISOLUCIONES.

13.1.- Definición de disolución. Tipos de disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea, de dos o más sustancias, de tal modo que no pueden apreciarse las partículas que la constituyen, ni con microscopio.

En toda disolución hay, al menos, un componente principal o mayoritario llamado disolvente o agente dispersante, y otro al que se le llama soluto. Las moléculas del soluto se interponen entre las moléculas de disolvente.

Tanto disolvente como soluto o la propia disolución pueden presentarse en los tres estados físicos de modo que existen disoluciones sólidas líquidas y gaseosas. Normalmente, la disolución suele presentar el mismo estado físico que el disolvente.

²La unidad de presión en S.I. es el Pascal (Pa), que equivale al efecto producido por una fuerza de un Newton actuando sobre una superficie de 1 m² (1 Pa = 1 N/m²). No obstante, para medir la presión de líquidos y gases suelen emplearse otras unidades como la atmósfera, el milímetro de mercurio o el bar:

1 atm = 760 mmHg = 101325 Pa

1 bar = 1,01325 atm = 100 000 Pa

| Soluto | Disolvente | Ejemplo de disolución |
|---------|------------|--|
| Sólido | Sólido | Aleaciones (bronce, acero, latón, etc.) |
| Líquido | Sólido | Amalgamas (Hg+metal) |
| Gas | Sólido | hidrógeno en Pd o Pt |
| Sólido | Líquido | Azúcar en agua, sal en agua, etc.. |
| Líquido | Líquido | Alcohol en agua, vino, gasolina, aceite de oliva |
| Gas | Líquido | Agua carbónica, cerveza, etc |
| Sólido | Gas | Humo (en realidad se trata de una suspensión) |
| Líquido | Gas | Aerosoles, nubes (también son suspensiones) |
| Gas | Gas | Aire, gas natural. |

13.2.- Disoluciones y sustancias puras:

Es muy común confundir una disolución con una sustancia, de hecho por su aspecto homogéneo no se aprecia que realmente es una mezcla de varias sustancias. Y aún es más común confundir disolución con compuesto. Recuerda que un compuesto no es una mezcla, de hecho tiene fórmula, y eso significa que todas sus partículas son iguales (p. ej el agua formada por moléculas H_2O), mientras que en una mezcla habrá al menos dos sustancias y, por consiguiente, al menos dos tipos de moléculas diferentes (p. ej en el agua de mar: H_2O , NaCl y otras sales)... lo que ocurre es que en las mezclas homogéneas (disoluciones) no se aprecia la existencia de varias sustancias.

En la siguiente tabla, mostramos algunas diferencias notables entre compuestos y disoluciones:

| Compuesto (Sustancia pura) | Disolución |
|--|---|
| Es una única sustancia, y por tanto posee fórmula química.(ej: el agua es H_2O) | Hay varias sustancias mezcladas. (agua con sal o aire... por tanto no poseen una fórmula) |
| La composición es constante En el agua hay 1 parte de H por cada 8 de O | La composición puede variar La proporción de sal en agua se elige. |
| Posee propiedades características invariables, como un punto de ebullición, índice de refracción, calor específico, etc... | La propiedades varían con la composición El P.E., índice de refracción, sabor, etc. dependen de la cantidad de sal en la disolución. |
| Si la sustancia es un compuesto, hay que recurrir a procedimientos químicos para separar los componentes. Por ejemplo electrólisis en el agua. | Sus componentes pueden separarse por procedimientos físicos. Cristalización, ebullición, etc. |

13.3.- Solubilidad y saturación

Se denomina solubilidad a la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en 100 gramos de disolvente a una temperatura dada. Por ejemplo, si decimos que la solubilidad del azúcar en agua a $25^\circ C$ es 2, significa que por cada 100 gramos de agua a $25^\circ C$ pueden disolverse hasta 2 gramos.

De manera informal o cualitativa, llamamos disolución diluida a aquella que contiene poca cantidad de soluto disuelto frente a la de disolvente. Si aumentamos la cantidad de soluto obtendremos una disolución concentrada. Y si seguimos añadiendo soluto hasta que llegue un momento en que no se disuelve más y quede "poso" abajo, hemos llegado al punto de saturación, se dice que la disolución es o está saturada.

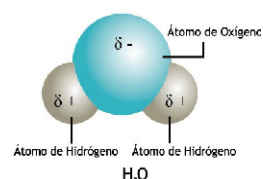
Como sabemos, aumentando la temperatura la solubilidad aumenta (en general para todos los sólidos y líquidos) pero no en el caso de los gases disueltos en un líquido.

Puede conseguirse una disolución con una concentración por encima de la saturación si calentamos el disolvente y disolvemos el soluto hasta alcanzar la saturación, luego dejamos enfriar y el soluto queda disuelto por encima de su solubilidad. Se dice que la disolución está sobresaturada. Esta situación puede permanecer durante horas e incluso días, aunque finalmente suele terminar precipitando el exceso de soluto.

13.4.- El agua (disolvente "universal").

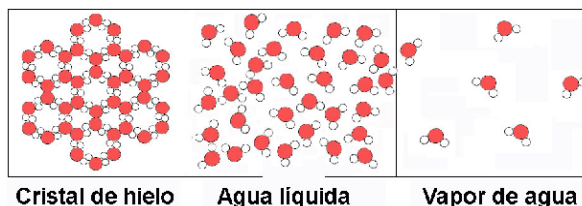
Una de las características o propiedades más importantes del agua es su poder como disolvente polar. Es decir, es capaz de disolver a todas las sustancias iónicas (sales) y a sustancias moleculares polares. No puede disolver a sustancias que no presenten dipolos eléctricos, esto es apolares, ya que no puede interactuar con ellas.

Para comprender esto hemos de saber que el agua está compuesta por dos elementos, oxígeno e hidrógeno. El oxígeno es mucho más electronegativo que los dos átomos de hidrógeno a los que está unido. Por tanto, el par de electrones de cada enlace O-H está desplazado hacia el átomo de oxígeno (más electronegativo). Eso es lo que se conoce como un dipolo. Observa la ilustración.



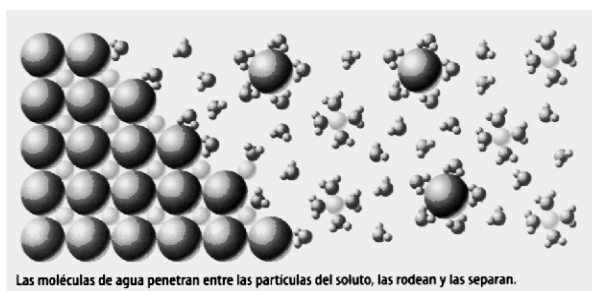
El oxígeno tiene una densidad de carga negativa y el hidrógeno una densidad de carga positiva. Eso hace que las moléculas de agua se unan, unas a otras, en la forma que se observa: 'los átomos de hidrógeno son atraídos eléctricamente por átomos de oxígeno de la molécula contigua y viceversa'. Ese carácter polar es el responsable de que el agua sea líquida a temperatura ambiente y no gaseosa como lo son los hidruros del mismo grupo (H_2S ; H_2Se , H_2Te)

En la siguiente ilustración, se muestra la disposición de las moléculas de agua en los tres estados, como consecuencia de la interacción entre los dipolos de la misma. Obsérvese cómo en el hielo aparecen multitud de huecos a consecuencia de las estructuras hexagonales que forman las moléculas.



¿Cómo disuelve el agua a las sales y otras sustancias?

Puede entenderse rápidamente observando con detalle el siguiente dibujo que explica cómo el agua disuelve a una sustancia iónica (sólido cristalino) como el cloruro de sodio. Las moléculas de agua atacan a los cationes Na^+ (más pequeños) a través de su extremo negativo, átomo de oxígeno, y a los aniones Cl^- por el extremo de los hidrógenos. La suma de atracciones eléctricas de varias moléculas consigue extraer a los iones que quedan disueltos, rodeados por moléculas de agua que los mantienen en disolución.



13.5.- Modos de expresar la concentración de una disolución.

Existen varias formas de expresar la concentración de una disolución. Todas indican la relación entre el soluto disuelto respecto al total de la disolución o la cantidad de disolvente.

Las formas que utilizaremos éste curso son las mismas que estudiamos en tercero y una nueva, en realidad la más importante, la molaridad. A continuación se recogen las fórmulas para calcular:

| | |
|------------------------------|---|
| Masa por unidad de volumen: | $c(\text{g/l}) = \text{gramos soluto/litros disolución}$ |
| Tanto por ciento en masa: | $\% = (\text{gramos soluto/gramos disolución}) \times 100$ |
| Tanto por ciento en volumen: | $\% = (\text{volumen de soluto/volumen disolución}) \times 100$ |
| Molaridad: | $M = \text{moles soluto/litros disolución}$ |
| Molalidad: | $m = \text{moles soluto/Kg disolvente}$ |

[1.3]

Las más utilizadas son g/l y Molaridad. El % en volumen suele utilizarse para disoluciones líquido-líquido y gas-gas. La molalidad se trabaja cuando se estudian propiedades coligativas de las disoluciones, tema que dejaremos para el próximo curso.

Ejemplo 1.- Se prepara una disolución añadiendo 125 ml de agua sobre 12 gramos de ZnCl_2 . ¿Cuál es su concentración en % en masa?

$$\% \text{masa} = \frac{12\text{g}}{125\text{g}} \cdot 100 = 9,6\%$$

que significa que en cada 100 gramos de disolución hay disueltos 9,6 gramos de cloruro de sodio y el resto (91,4) es agua.

Ejemplo 2.- Se prepara una disolución de cloruro de sodio pesando 10 g de sal y añadiendo agua hasta 250 cm^3 . Calcula su concentración en gramos/litro y la molaridad.

a) Cálculo de la concentración en g/l :

$$c = \frac{10\text{g}}{0,25\text{l}} = 40\%$$

esto significa que dicha disolución es equivalente a una disolución preparada disolviendo 40 g hasta un litro.

b) Cálculo de la molaridad :

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Por tanto, como tenemos 10 gramos serán : moles NaCl} = \frac{10\text{g}}{58,5\text{g/mol}} = 0,17\text{mol}$$

$$\text{y, por consiguiente la molaridad será : } M = \frac{0,17\text{mol}}{0,25\text{L}} = 0,28\frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ o bien : } 0,28 \text{ M}$$

N Ejercicio 6: Una olla exprés está hecha de acero inoxidable, que es una aleación de hierro con un 2,0 % de carbono. ¿Qué masa de cada material tendrá una olla de 3,2 kg?

N Ejercicio 7: Se toman 195 cm^3 de agua, medidos con una probeta, y se le agregan 15,00 g de cloruro de sodio. Se agita bien y obtenemos una disolución cuyo volumen final es de 200 cm^3 . Responde:

- ¿Por qué el volumen final es de tan sólo 200 cm^3 y no de 210 cm^3 ?
- Calcula el porcentaje en masa de cada componente,
- la concentración en gramos por litro de sal,
- la molaridad de la disolución,
- y la densidad de la disolución.

N Ejercicio 8: Se prepara una disolución de H_2SO_4 a partir de 95,94 g de agua y 10,66 g de sulfúrico. El volumen de la disolución resultante es de $100,00 \text{ cm}^3$. Calcula la molaridad, % en masa y g/l del ácido en dicha disolución.

y llevado por la idea de que es conveniente redondear los resultados, indica que son 0,4 moles. Determina el error absoluto y relativo que comete y saca alguna conclusión.

14.- ¿Cuántas moléculas hay en 10 gramos de ácido sulfúrico? ¿Cuántos átomos de cada clase hay?

15.- Calcula las moléculas de agua que hay en una gota de niebla de 0,5 mm de diámetro, sabiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 .

16.- Las minas de lápiz están hechas de grafito, que es una de las formas en que puede encontrarse el carbón. Calcula el número de átomos de carbono que contendrá una mina cilíndrica de 8,0 cm de alto y 0,50 mm de diámetro, sabiendo que la densidad del grafito es $2,27 \text{ g/cm}^3$.

PROBLEMAS DE GASES

17.- Suponiendo que un neumático tiene una presión de 2,5 atm a 15°C , calcula a qué presión se encontrará después de un viaje si se calienta hasta 60°C y suponiendo que el neumático no se dilata. (Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{K}\cdot\text{mol}$)

18.- Repite el ejercicio 10, pero suponiendo que el volumen del neumático aumentase un 2% como consecuencia del viaje.

19.- Documentate, buscando en enciclopedias, textos o internet, para definir qué se entiende por proceso: a) isócoro ; b) isóbaro ; c) isoterma.

20.- Utiliza la ecuación de los gases perfectos para predecir qué ocurrirá a un gas:
a) si tanto la presión como la temperatura se duplican.
b) Si reducimos el volumen a $1/3$ del inicial y calentamos aumentando duplicando la temperatura..

21.- Si aumentamos tanto la temperatura como el volumen de un gas un 50% ¿Qué ocurrirá con la presión? Intenta razonarlo y luego demuéstalo.

22.- Comprueba que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa 22,4 L utilizando la ecuación fundamental de los gases ideales.

23.- Si el manómetro de una botella de oxígeno de 16 l marca una presión de 12 atmósferas a la temperatura ambiente (20°C), ¿qué masa de oxígeno contiene?

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES.

24.- Explica, intentando ser muy preciso... ¿Qué significa que una disolución sea 2 molar?

25.- ¿Cuándo decimos que está saturada una disolución? ¿Saturada es sinónimo de muy concentrada?

26.- Busca en tu texto, en algún diccionario o enciclopedia y explica el significado de:
a) Solubilidad. b) Disolución diluida. c) Disolución concentrada.

27.- ¿Cuántos moles de soluto contiene una disolución 1 M? ¡jojo, no piques!

28.- ¿Qué masa de azúcar contiene una disolución de 750 cm^3 cuya concentración es $1,2 \text{ g/l}$?

29.- Si tenemos una disolución de H_2SO_4 , de concentración 2 M, responde:
a) ¿Cuántas moléculas de ácido sulfúrico hay en 1 litro de dicha disolución?
b) ¿Y qué masa de ácido habrá en 150 cm^3 de dicha disolución?

- 3.- El alcohol comercial, de uso clínico, es una disolución de etanol en agua de 96° de concentración. Eso significa que el 96% de la disolución es alcohol y el resto agua. Calcula los gramos de alcohol y de agua que habrá en 1 litro de alcohol comercial si la densidad de éste es 0,98 g/ml. (Sol: 941 g de alcohol y 39 g de agua)
- 4.- Calcula la concentración en g/l y molaridad del alcohol comercial sabiendo que la fórmula del etanol es C_2H_5OH . (Pista: para resolver el ejercicio parte de que tomas 1 litro de alcohol 96% en masa) (Sol: 941g/l y 20,5 M)
- 5.- Si tomas 50 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico 2 molar y le echas 100 cm^3 de agua ¿cuál será la concentración ahora? ¿y si le hubieses añadido 100 cm^3 de ácido clorhídrico 1M? (Sol: 0,67 M y 1,33 M)
- 6.- El ácido clorhídrico lo encontramos en los laboratorios en botellas cuya etiqueta nos indica un 37,5% HCl y $d=1,19\text{ g/cm}^3$. Explica el significado de ese etiquetado. Calcula la molaridad de dicha disolución.
- 7.- Un tanque hermético e indeformable que contiene gas en su interior está a la intemperie. Hacemos una lectura de datos de modo que cuando la temperatura ambiente es 2°C el manómetro indica una presión en el interior del tanque de 3,4 atmósferas. Si posteriormente volvemos a leer el manómetro y éste indica 5 atmósferas ¿cuál es la temperatura ambiental ahora?
- 8.- En una industria química existen enormes depósitos que contienen oxígeno gaseoso. Sabiendo que la capacidad de los depósitos es de 10.000 litros y que a 20°C la presión interna es de 8 atmósferas, calcula:
- ¿Cuántos kilogramos de gas encierra cada depósito?
 - ¿Cuál es la densidad del gas?
- 9.- A un neumático de coche le caben 12 litros de aire a una presión de 2,2 atm de presión cuando la temperatura es de 25°C . Calcula cuántas moléculas de aire hay dentro del neumático en esas condiciones. Dato: $R=0,082\text{ atm}\cdot\text{l}/(\text{K}\cdot\text{mol})$
- 10.- Calcula el número de moléculas de aire que habrá en una habitación de 4,00 m de largo, 3,00 de ancho y 2,75 de alto, sabiendo que la presión atmosférica es de 740 mmHg y la temperatura ambiente es 20°C .