

Instituto Politécnico

Universidad Nacional de Rosario Universidad Nacional de

Ingreso Carreras Terciarias

2016

Química

Masterización: RECURSOS PEDAGÓGICOS



Dpto. de Química



Unidad 1. Sistemas Materiales.

1.1 Materia y Energía

El universo, es decir, todo lo que nos rodea y nos constituye está formado por *materia* y *energía*. El aire, el suelo, la luz, el calor, son formas de materia o energía.

A partir de la observación, primer paso para estudiar el mundo que nos rodea, notaremos la presencia de objetos que denominamos *cuerpos*. Son cuerpos, por ejemplo, un trozo de carbón, una lámpara, el agua contenida en una jarra, el gas que llena un globo, etc.

Aunque los cuerpos existentes son diferentes e incontables, un examen más profundo nos mostrará algunos rasgos comunes, por ejemplo:

- ✓ tienen *masa*, es decir que, colocados en una balanza en equilibrio, la desequilibran;
- ✓ son *impenetrables*, pues dos cuerpos no pueden ocupar el mismo espacio en el mismo momento;
- ✓ ocupan un lugar en el espacio, es decir tienen *volumen*;
- ✓ son parte del universo observable, entidades físicas que tienen energía y son capaces de interactuar con los aparatos de medida, es decir, *son observables*.

 **Materia:** es todo lo que posee masa y por lo tanto ocupa un lugar en el espacio.

La razón por la que tienen estas características se debe a que todos los cuerpos poseen un componente común que se llama *materia*. Los cuerpos son entonces objetos materiales.

Pero sin duda también notaremos que la materia que forma un vaso no es la misma que la que constituye la tela de nuestra ropa. Hay diferentes clases de materia que se distinguen entre sí por una serie de características, por ejemplo: el color, la textura, el olor, el estado de físico, etc. Cada una de las clases particulares de materia es una *sustancia*. Son sustancias: el vidrio, la madera, el algodón, el alcohol. Las características especiales que muestran y distinguen a cada una de ellas son las *propiedades de esa sustancia*.

En cuanto a la energía, adopta diversas formas y sufre diversas transformaciones; así, la energía lumínica irradiada por el sol se transforma en energía química que se almacena en los vegetales a partir del proceso de fotosíntesis; esta energía química se convierte en calor y luz (energía radiante) cuando, por ejemplo, un trozo de madera se quema. La energía contenida en los combustibles (componentes de origen orgánico, entre ellos fósiles vegetales) es usada en un automotor para desplazarse a partir de su combustión.

 **Energía** es la capacidad de cuerpos y sistemas para realizar un trabajo.

En 1905, Albert Einstein, estableció que la materia y la energía son manifestaciones distintas de una misma entidad física, las dos caras de una misma moneda. La materia puede convertirse en energía, y viceversa, de acuerdo con la siguiente equivalencia:

$$E = m_0 \times c^2 \quad (1.1)$$

donde E es la cantidad de energía equivalente al producto entre una masa m_0 , y c^2 , el cuadrado de la velocidad de la luz en el vacío (aproximadamente 300.000 km/s).



1.2 Propiedades básicas de la materia.

Una *propiedad de la materia* es una cualidad propia de la misma que puede ser apreciada por los sentidos (directamente o no); el color, la temperatura, el volumen, la textura son propiedades de la materia. Podemos clasificarlas en dos grandes grupos:

Extensivas	Intensivas
Son aquellas que varían con la cantidad de materia o, lo que es lo mismo, depende de la masa.	Son aquellas que no varían con la cantidad de materia considerada.
<i>Ejemplos: Es claro que 1 Kg de hierro ocupa mayor volumen que 1 g del mismo. El peso, la superficie, la capacidad calorífica son también propiedades extensivas.</i>	<i>Ejemplos: El sabor que posee un vaso con agua es el mismo que el de una jarra llena de ella. Otras propiedades intensivas son el color (y demás propiedades organolépticas), el punto de ebullición, el punto de fusión, la densidad, etc.</i>

 Es importante que comprendamos correctamente estas propiedades pues serán usadas en todo el curso de nivelación.

1.3 Densidad y Peso específico.

Teniendo en cuenta el cuadro anterior, el volumen y la masa son propiedades extensivas. Sin embargo, podemos vincularlas en una nueva magnitud de manera de independizarlas de la cantidad de materia: surge así el concepto de *densidad*.

La densidad (ρ) de una muestra de materia se define como la cantidad de masa (m) por unidad de volumen (V). En fórmula:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (1.2)$$

Frecuentemente se usa como unidad el g/mL .

Sin en vez de emplear masa (m) se emplea peso (el peso P de una muestra de materia es la fuerza con que la tierra lo atrae hacia ella) se define análogamente el peso específico (δ):

$$\delta = \frac{P}{V} \quad (1.3)$$

Siendo la unidad usual \tilde{g}/mL .

Así, la ρ del agua es $1 g/mL$ a $4^\circ C$ y $1013 hPa$ (es importantes aclarar estos datos pues el volumen varía con la temperatura y la presión), lo que significa que $1 g$ de agua ocupa un volumen de $1 mL$ o, a la inversa, que un mililitro de agua pesa (masa) 1 gramo.

¿Cómo podemos calcular las densidades de las sustancias? Basta conocer la masa de ellas y el volumen que ocupan:

Se tiene que un cuerpo de Fe (hierro) de masa igual a $250 g$ ocupa un volumen de $31,75 cm^3$ a $20^\circ C$ y $1013 hPa$. ¿Cuál será su ρ , es decir, qué masa estará presente en $1 cm^3$?

$$\begin{aligned} 31,75 cm^3 Fe &\rightarrow 250 g \\ 1,00 cm^3 Fe &\rightarrow x \quad x = 7,874 g \Rightarrow \rho_{Fe} = \mathbf{7,87 g/cm^3} \end{aligned}$$

O directamente como $\rho = m/v$:

$$\rho = \frac{250 g}{31,75 cm^3} = 7,87 g cm^{-3}$$

 Recordemos que:
 $1 mL \cong 1 cm^3$



Problema resuelto:

La densidad del ácido acético es $\rho = 1,05 \text{ g/ml}$. Calcular la altura del nivel de 138 g del ácido en un frasco cilíndrico de 5 cm de diámetro (de base).

Paso 1: Debemos calcular el volumen que ocupa:

 El ácido acético es uno de los componentes que se encuentra en el vinagre.

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$
$$V = \frac{138 \text{ g}}{1,05 \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = 131 \text{ ml} = 131 \text{ cm}^3$$

Paso 2: Calculamos la altura (h)

$$S_{\text{base}} = \pi \times \frac{D^2}{4} = 3,1416 \times \frac{(5 \text{ cm})^2}{4}$$
$$S_{\text{base}} = 19,6 \text{ cm}^2$$
$$\text{Vol}_{\text{cilindro}} = S_{\text{base}} \times h \Rightarrow h = \frac{\text{Vol}_{\text{cilindro}}}{S_{\text{base}}}$$
$$h = \frac{131 \text{ cm}^3}{19,6 \text{ cm}^2} = 6,7 \text{ cm}$$

1.4 Discontinuidad de la materia.

"¿Quién no ha visto alguna vez una playa desde lejos? Sin duda parece un todo sólido, una extensión de materia compacta y homogénea.

 Texto extraído de: "Átomos" Isaac Asimov. Editorial Molino. 1984.

Sin embargo, a medida que nos acercamos a ella, vemos que en realidad está formada por innumerables y pequeños granos de arena. Podemos tomar un puñado de esta arena y dejar que se deslice entre los dedos. Al final, la mayor parte habrá escapado de nuestras manos, pero siempre quedará algún pequeño grano adherido a la piel.

¿Es este minúsculo grano la menor partícula de arena que pueda haber? Supongamos que colocamos este minúsculo grano sobre la superficie de una roca dura y lo golpeamos con un martillo. ¿Se rompería en fragmentos aún más pequeños? ¿Podríamos repetir la operación indefinidamente y obtener partículas más pequeñas cada vez?

O imaginemos que tomamos una hoja de papel y la cortamos por la mitad. A continuación volvemos a cortar una de las mitades obtenidas, y así sucesivamente. ¿Podremos seguir realizando esta operación en forma indefinida?"

"Hace unos 2500 años, hacia el 450 AC, un sabio griego ... se interrogó sobre estas cuestiones. Su nombre era Demócrito"

"Cuando Demócrito murió en el año 370 AC dejó tras de sí unas 72 obras en las que exponía sus teorías sobre el universo. En una de ellas manifestaba su convicción de que todo está formado por diminutas partículas, demasiado pequeñas para ser fragmentadas o divididas.

Demócrito dio a tales partículas el nombre de 'átomo', término griego que significa 'lo que no puede ser dividido'.

Este sabio griego consideró que el universo estaba formado por distintas clases de átomos. Entre un átomo y otro no habría nada. Cada una de estas partículas por separado era demasiado pequeña para poder distinguirla, pero agrupadas en diferentes combinaciones, constituí-



an todos los objetos que perciben nuestros sentidos"

"... un químico inglés, Robert Boyle (1627 - 1691), [fue] el primer científico que realizó experimentos que parecieron demostrar la existencia de los átomos."

"Una esponja puede comprimirse hasta ocupar un espacio muy reducido. Lo mismo sucede con un trozo de pan. Esto se debe a que tanto la esponja y el pan contienen una serie de pequeños agujeros o huecos en su seno. Cuando se hace presión sobre la esponja, se expulsa el aire contenido en dichos huecos y disminuye la distancia entre las distintas partes sólidas de aquélla..."

"El hecho de poder comprimir el aire, tal como Boyle experimentó, significa que también este gas tiene huecos en su seno, de forma que, al ejercer una presión sobre él, tales huecos desaparecen y la materia de que se compone el aire se aproxima."

Boyle concluyó que el aire está formado por diminutas partículas, las cuales están separadas entre sí por espacios vacíos, sin materia alguna. Cuando el aire se comprimía, las partículas se aproximaban entre sí; esta explicación podía hacerse extensiva a todos los gases.

De hecho, también puede aplicarse a los líquidos y sólidos."

"En 1811, un físico Italiano, Amadeo Avogadro, afirmó que estas partículas podían ser átomos individuales o agregados de átomos denominados moléculas"

Desde la Antigüedad se ha discutido acerca de la constitución de la materia, en especial si ella debe ser considerada infinitamente divisible o bien si ese proceso de división presenta un límite. En la actualidad se acepta que tal límite existe, es decir que la materia es *discontinua*. *Entre partícula y partícula existe espacio vacío*. Todo cuerpo se considera formado por pequeñísimas partículas, algunas de ellas denominadas moléculas, las que a su vez constan de partículas menores llamadas átomos. Los átomos no son cuerpos sólidos ni densos. La única región del átomo realmente densa es el núcleo cuyo tamaño es tan pequeño que son necesarios unos 10.000 núcleos dispuestos uno a continuación del otro para igualar el tamaño de un átomo. A pesar de ello en el núcleo se condensa prácticamente la totalidad de la masa atómica. Alrededor de cada núcleo se mueven los electrones cuya masa es muy exigua y que se disponen entorno al núcleo en un espacio vacío denominado orbitales. Cuando dos átomos se encuentran el orbital más externo de uno entra en contacto con el de otro. Podríamos comparar a los orbitales con barreras que impiden que los átomos se interpenetren. El Sol es una gran bola de gas incandescente de cerca de 1.400.000 Km de diámetro. Si comprimieramos los electrones y protones anulando el espacio entre ellos, de manera que estuvieran en contacto entre sí, tendríamos una estrella de apenas 6 Km de diámetro y con la masa original.

1.5 Átomos, Moléculas e Iones.

La materia está formada por partículas, es decir, es discontinua. En el capítulo anterior nos habíamos preguntado hasta cuándo podríamos dividir un grano de arena. Pensemos ahora en otro ejemplo.

Tomamos un recipiente con agua y analizamos sus propiedades intensivas; las tabulamos. Paso seguido, dividimos el contenido de agua en dos recipientes, analizamos y comparamos dichas propiedades: los resultados coinciden. Volvemos a repartir el líquido en recipientes más pequeños y así sucesivamente hasta encontrarnos con una gota de

 El concepto de partícula es impreciso, no debe pensarse en ningún momento como una "pelota", sino simplemente un cuerpo dotado de masa y del que se hace abstracción del tamaño y de la forma.



agua, es decir, unos 0,05 mL de volumen. ¿Tendrá esa pequeña porción de líquido las mismas propiedades intensivas -densidad, punto de ebullición-, que el volumen original? Tras nuevo análisis comprobamos que sí, que efectivamente las propiedades se mantienen. ¿Podremos seguir subdividiendo? ¿Hasta qué punto? Hasta toparnos con una **molécula** de agua la que, como todos sabemos, está constituida por dos **átomos** de hidrógeno y uno de oxígeno. ¿Qué ocurriría si tratáramos de romper tal molécula, subdividiéndola en esas partículas más pequeñas que la componen, los átomos? Verificamos que las propiedades intensivas que caracterizan a la sustancia agua ya no se conservan: no es más agua

O sea, sin definir todavía, reconocemos que la materia está formada por un conglomerado de partículas con diferentes grados de agrupación o de complejidad. A ciertos tipos de agrupaciones se las denominan **moléculas**, las cuales a su vez poseen agrupaciones de partículas más pequeñas llamadas **átomos**; y a su vez éstos son agrupaciones de partículas elementales aún más pequeñas, denominadas partículas **subatómicas**, y los físicos han seguido encontrando partículas más pequeñas y no se está muy seguro si hay un fin. Pero no nos compliquemos la existencia, quedémonos con las primeras agrupaciones.

! Sí está interesado en saber más sobre partículas elementales puede visitar en Internet la Enciclopedia Libre "Wikipedia"

Ahora sí, conceptualicemos:

Átomo: Es la menor porción de materia capaz de combinarse.

El átomo es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad y sus propiedades y que no es posible dividirlo por procesos químicos.

Molécula: Es un conjunto neutro de átomos que se comporta como una unidad; es la menor porción de materia que conserva la composición.

! Una **sustancia** se la puede definir como parte de materia que comparte determinadas propiedades intensivas.

Los átomos presentes en la molécula, están interaccionando entre ellos por fuerzas intensas que los obligan a mantenerse unidos, si algún proceso químico rompe estos "enlaces" la molécula se "destruye" y se transforma en otra molécula o quizás en sistemas de alta complejidad (no moléculas) que se irán estudiando a medida que profundicemos en la materia.

Debemos tener claro el concepto que no todo lo que nos rodea está formado por moléculas. Es más, no todas las sustancias están formadas por moléculas. Ciertas sustancias están solo constituidas por átomos (de una o más clase), como por ejemplo los metales y las aleaciones; otras sustancias por átomos ionizados, por ejemplo las sales, como la sal de mesa, y otras sustancias o compuestos por mezclas de átomos neutros con átomos ionizados formando estructuras muy complejas que para nada pueden ser considerados moléculas.

! Los **átomos ionizados**, o simplemente los **iones** serán discutidos más en detalle en los capítulos de configuración electrónica.

1.6 Estados de Agregación de la Materia.

La materia está condicionada a los cambios de temperatura, presión y volumen, modificando sus estados de agregación, o sea, modifica ciertas propiedades intensivas: los átomos, moléculas o iones se desordenan (u ordenan), las partículas que conforman al cuerpo se aceleran (o desaceleran), cambian sus distancias intermoleculares o interatómicas, etc. O sea, cambia su comportamiento micro y macroscópico.

En química destacamos tres estados fundamentales: *sólido, líquido y gaseoso*, los que se denominan *estados de agregación o estados físicos*. Cada estado en particular resulta de la acción de dos tipos de fuerzas intermoleculares: de atracción y de repulsión. Estas fuerzas actúan simultáneamente y con sentido contrario sobre las moléculas de un cuerpo, las que se encuentran en constante movimiento.



Las fuerzas de atracción, llamadas también fuerzas de Van Der Waalls, tienden a unir a las partículas de tal manera que ocupen el menor espacio posible, mientras que las fuerzas de repulsión tienden a separarlas. De la intensidad de estos dos tipos de fuerza depende los estados físicos de la materia.

Estados de agregación

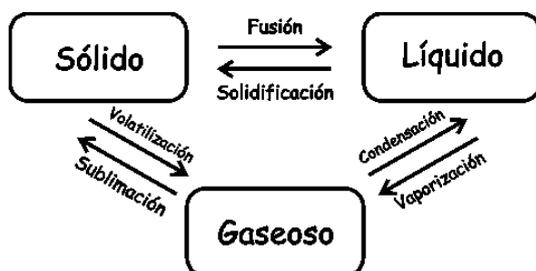
Sólido	Líquido	Gaseoso
Entre sus partículas predomina las fuerzas de atracción	Las fuerzas de atracción y de repulsión están equilibradas.	Predominan las fuerzas de repulsión.
Mínimo espacio intermolecular	Espacio intermolecular mayor	Gran espacio intermolecular
Sus partículas pueden hallarse en un estado de ordenación regular; se caracterizan por un movimiento vibratorio.	No se hallan en estado de ordenación regular y poseen un movimiento constante.	Sus partículas tienen mucha movilidad y lo hacen en espacio mucho mayor con respecto a su propio volumen.
Se caracterizan por poseer moléculas, átomos o iones con baja energía cinética.	Se caracterizan por poseer moléculas, átomos o iones con media a alta energía cinética.	Se caracterizan por poseer moléculas, átomos o iones con muy alta energía cinética.
El estado sólido verdadero se halla asociado a una forma cristalina definida	No posee forma propia, adopta la del recipiente que lo contiene, pero sí un volumen definido	No tienen forma propia ni ocupan un volumen definido.
El volumen del sólido cambia poco con la presión: <i>no son compresibles</i> .	El volumen de los líquidos cambia poco con la presión: <i>no son compresibles</i>	Son fácilmente compresibles.
No fluyen.	Fluyen con facilidad.	Fluyen con mucha facilidad, expandiéndose rápidamente, ocupando el mayor volumen posible.

⚠ Los estados de agregación no son solamente tres, formalmente se consideran cinco, que ordenados según el aumento de la temperatura: condensado de Bose-Einstein, sólido, líquido, gaseoso y plasma. El primero se produce a muy bajas temperaturas y el último a muy altas, siendo de poca utilidad conceptual para los objetivos de este curso de ingreso.

Si desea conocer más sobre el tema recomendamos visitar en la web la enciclopedia libre "Wikipedia".

1.7 Cambios de estado.

Uno de los efectos del calor son los cambios de estado de los cuerpos. Así, por ejemplo, si se calienta agua se la puede transformar en vapor; si se la enfría se la puede convertir en hielo. Los cambios de estado que pueden producirse son:



Fusión: Es el pasaje del estado sólido al líquido. A una determinada temperatura (temperatura de fusión), las fuerzas de atracción de las moléculas disminuye y el cuerpo sólido pasa al estado líquido.

Solidificación: Es el pasaje del estado líquido al sólido. Con la disminución de la

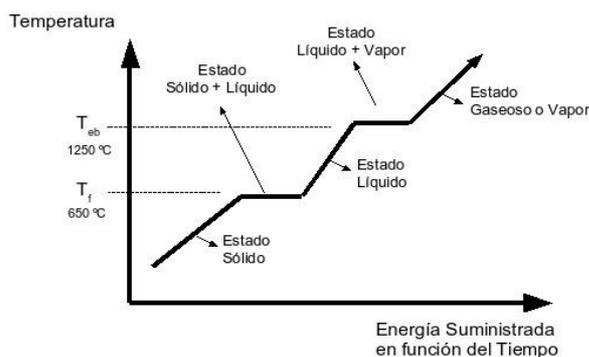
temperatura la movilidad de las moléculas disminuye también y aumenta la atracción entre ellas.

Vaporización: Es el pasaje del estado líquido al gaseoso. Cuando se produce en toda la masa del líquido se denomina *ebullición*, que ocurre por aumento de la temperatura o disminución de la presión. La vaporización que sólo tiene lugar en la superficie del líquido, y que se produce a cualquier temperatura, se llama *evaporación*. El agua contenida en una recipiente se evapora a temperatura ambiente, pero solo hierve (ebulle) si dicha temperatura se eleva a 100 °C (punto de ebullición del agua a 1013 hPa de presión).

Licuação o condensación: Es el pasaje del estado gaseoso al líquido. Se produce por disminución de temperatura o aumento de presión, o bien cuando se modifican simultáneamente ambos factores.

Sublimación: Es un proceso doble que consiste en el pasaje del estado sólido al gaseoso o del gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido. Ej: por acción del calor el yodo se transforma en vapor, que al chocar contra una superficie fría se transforma nuevamente al estado sólido. El alcanfor, la naftalina, el hielo seco (dióxido de carbono sólido) también pueden sublimar.

⚠ Esta es una propiedad muy importante de las **sustancias** puras. Su asimilación es fundamental para la comprensión de temas futuros.



Calentar un sólido es entregarles energía a sus moléculas (o átomos); así la energía promedio de éstas (su temperatura) aumenta. Pero el aumento tiene un límite: cuando la energía media de sus moléculas alcanza un cierto valor (la temperatura de fusión), la energía calórica que se les entrega se gasta en romper los vínculos entre molécula y molécula que mantienen en estado sólido al

cuerpo, y éste comienza a fundirse. Si se continúa entregándole calor, éste se emplea en deshacer vínculos y fundir el material, pero no en aumentar la temperatura: se entrega calor sin poder calentar. Esta es la propiedad del proceso de fusión (o del inverso, la solidificación) que se caracteriza por su temperatura fija, y tiene un valor específico para cada sustancia.

Cuando va a "helar" en el campo y la temperatura ambiente baja y llega a 0 °C, la presencia de agua en el suelo y la consiguiente formación de hielo impide que la tierra y las plantas pasen rápidamente a temperaturas por debajo de 0 °C. En efecto: el aire va quitando calor, pero durante el proceso de formación de hielo la temperatura no desciende, una vez ya formado el hielo, un descenso de temperatura del aire provoca un descenso de temperatura de la tierra, pero antes, no.

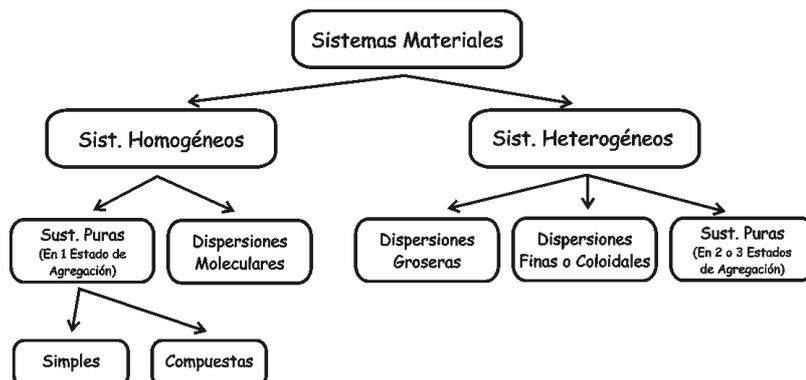
1.8 Sistemas Materiales.

Tenemos un recipiente con agua y alcohol, y analizamos su punto de ebullición y su sabor o elegimos una muestra de agua de río para examinar sus componentes. ¿Qué ocurre si deseamos conocer la luminosidad de una estrella y las sustancias que la forman? Evidentemente no podremos colocarla en un tubo de ensayo pero sí aislarla imaginariamente del resto del universo. En suma, como buenos químicos que somos, aislamos una porción de materia de la infinita variedad que nos ofrece la naturaleza, la sometemos a ensayos, observamos sus propiedades. Hemos circunscripto del universo un sistema material para estudiarlo. Entonces:

Llamamos sistema material a toda porción del universo que se aísla, real o imaginariamente, para su estudio.

Son ejemplos de sistemas materiales: un vaso con leche, un vaso con leche con gordura y con azúcar, gas en el interior de un neumático, ese gas junto al neumático, un trozo de chapa de una puerta, o la puerta misma, la sangre o una célula, un recipiente con agua de estanque, todo el estanque, una estrella, una galaxia entera.

Se los clasifica en dos grandes grupos: *homogéneos* y *heterogéneos*.



⚠ En la naturaleza hay muy pocos sistemas homogéneos, los sistemas más comunes son las dispersiones.

Si analizamos las propiedades intensivas de una muestra de agua pura (punto de ebullición, de fusión, densidad) veremos que ellas permanecen constantes para cualquier porción de agua que se considere. Lo mismo sucede, por ejemplo, con el cloruro de sodio (sal de mesa). Si ahora disolvemos cierta cantidad de sal en agua, podemos comprobar que también en este caso las propiedades intensivas de la solución formada son análogas para todos los puntos de su masa. Decimos, entonces, que el agua pura y la solución de sal en agua constituyen sistemas homogéneos.

Sistema homogéneo es aquel que presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.

Todo sistema homogéneo se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, con microscopio y, aún, al ultramicroscopio (ni siquiera con estos instrumentos es posible distinguir la sal del agua, ya que el sistema se presenta como un todo homogéneo).

Dentro de los sistemas homogéneos pueden distinguirse las soluciones (dispersiones moleculares) y las sustancias puras (siempre que se hallen en 1 estado de agregación).

Una sustancia pura es un sistema homogéneo de composición definida (invariable) a partir del cual no es posible obtener otra sustancia por medio de métodos de fraccionamiento.

Podemos discriminar sustancias puras simples las que están constituidas por átomos de un único elemento y no pueden descomponerse químicamente en otras (por ejemplo oxígeno -O₂-, nitrógeno -N₂-, hierro -Fe-, oro -Au-, grafito -C-) y sustancias puras compuestas cuando están formada por al menos átomos de dos elementos distintos y que pueden descomponerse químicamente, dando lugar a otras (agua -H₂O-, dióxido de carbono -CO₂-, cloruro de sodio -NaCl-, azúcar -C₆O₆H₁₂-).

Las soluciones en cambio son sistemas homogéneos constituido por dos o más sustancias puras, de composición variable. Es muy común que algunos autores consideren las soluciones como el límite de una dispersión de sustancias con un tamaño de sus partículas extremadamente chico en comparación al resto de las dispersiones, por tal motivo las denominan dispersiones moleculares.

Pueden fraccionarse por medio de la destilación y la cristalización. Dichos componentes, a su vez pueden presentarse en proporciones diversas (ejemplo: por destilación podemos fraccionar una solución de agua con sal de mesa disuelta en ella y obtener agua pura por un lado y sal común por el otro).

Ahora bien, si analizamos un sistema constituido por agua y nafta, comprobare-

mos que no posee homogeneidad, ya que puede discriminarse a simple vista la zona ocupada por un líquido y la que ocupa el otro: la nafta se presenta como una capa definida por encima del agua. También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas (por ejemplo, la densidad) no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el agua a otro ocupado por la nafta. El agua y la nafta forman un sistema heterogéneo.

Sistema heterogéneo es aquel que presenta distintas propiedades intensivas en por lo menos dos de sus puntos.

En ellos pueden observarse superficies de separación; son medios discontinuos ya sea a simple vista, con microscopio o ultramicroscopio. En sistemas heterogéneos las superficies de discontinuidad limitan fases.

⚠ A la superficie de discontinuidad que limita entre dos fases se la denomina **interfase**.

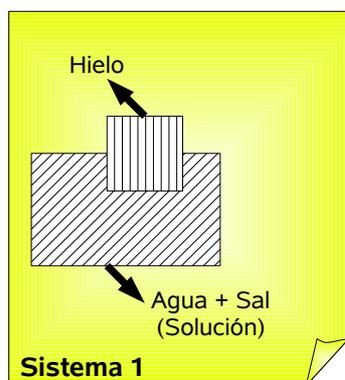
Se denomina fase a cada uno de los sistemas homogéneos en que puede considerarse dividido un sistema heterogéneo.

Y denominaremos componente a cada una de las sustancias que conforma al sistema material.

Por ejemplo agua y aceite son dos fases al igual que hielo y agua. Sin embargo, en el primer ejemplo se observan dos componentes (agua y aceite), mientras que en el segundo solo uno (agua).

Problemas Resuelto: Determinar número de fases y componentes de los siguientes sistemas materiales: Sistema 1) Agua, sal de mesa, hielo; Sistema 2) Limadura de hierro, alcohol etílico, agua; Sistema 3) Agua, hielo, vapor de agua, azúcar.

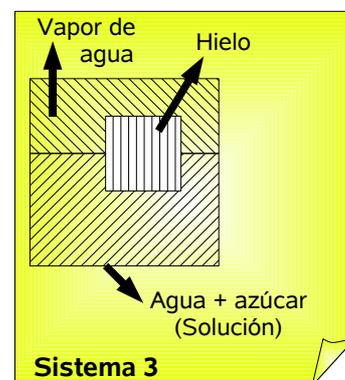
⚠ Un detalle importante a destacar es que no debe confundirse fase con estados de agregación, tener dos estados de agregación seguro genera dos fases, pero tener dos fases no significa tener dos estados de agregación.



2 Fases: 1 líquida, 1 sólida.
2 Componentes: Agua y Sal.



2 Fases: 1 líquida, 1 sólida.
3 Componentes: Hierro, alcohol y agua.



3 Fases: 1 sólida, 1 líquida, 1 gaseosa.
2 Componentes: Agua y azúcar.

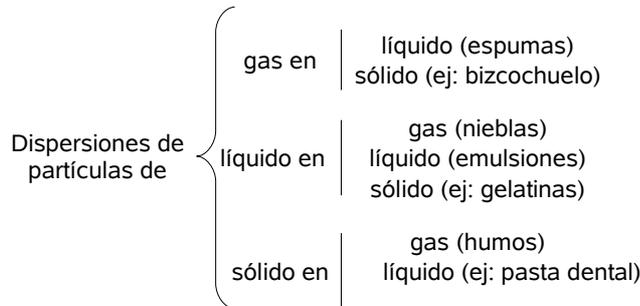
Dentro de los sistemas heterogéneos se encuentran las dispersiones groseras, las finas (emulsiones, suspensiones o coloides), y las sustancias puras en más de un estado de agregación.

Si intentamos clasificar a los sistemas anteriores nos daríamos cuenta que estamos en presencia de sistemas heterogéneos, particularmente en dispersiones groseras, pues los tamaños de las fases son grandes y fácilmente distinguibles (ver más adelante)

Si observamos una muestra de agua del río Paraná notamos que se trata de un sistema heterogéneo formado por agua y partículas finamente divididas de arcilla *disper-*



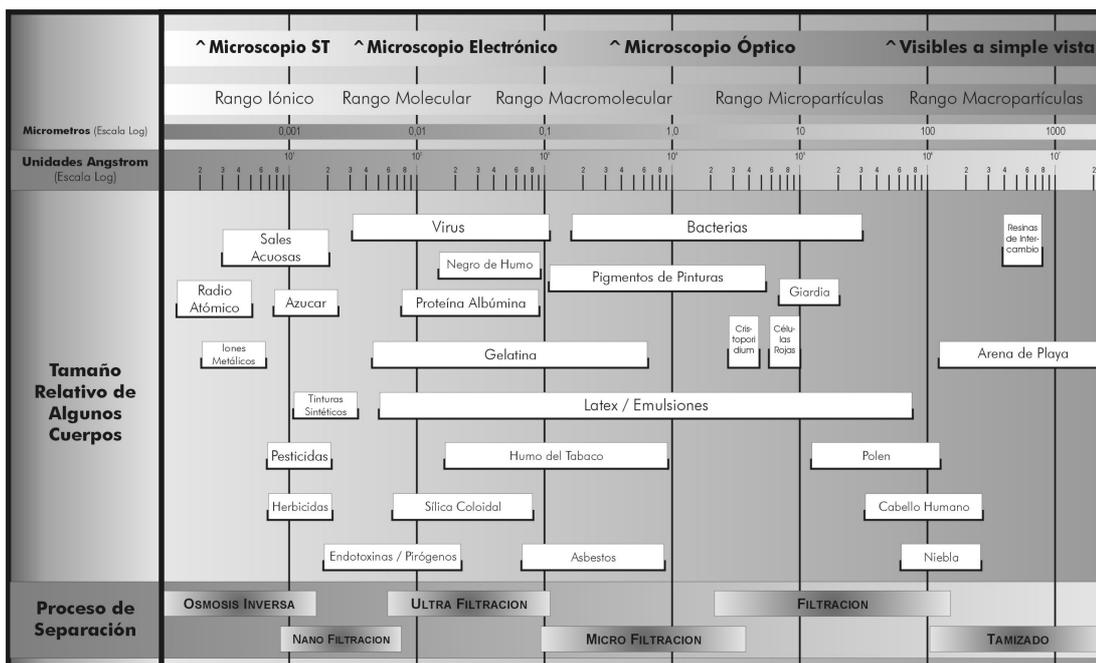
sas en ellas; al analizar la conformación del humo, observamos que se trata de pequeñísimas partículas sólidas (carbono por ejemplo) suspendidas en el aire. Este tipo de sistemas se denomina *sistemas dispersos* o *dispersiones* en los que una fase contiene a otra distribuida en ella, en forma de partículas muy pequeñas. La fase que se encuentra dividida (arcilla, carbono) se llama fase dispersa o interna; la otra es la fase dispersante o externa (agua, aire). Tanto la fase dispersa como la dispersante pueden presentar cualquiera de los estados de agregación (exceptuando gas en gas), por lo tanto existen ocho casos posibles:



Si las dimensiones de las partículas en la fase interna es inferior de los 50 μm (o sea: $50 \cdot 10^{-6} \text{ m}$) se comienza a hablar de *dispersiones finas* en donde éstas partículas dispersas no son visibles a simple vista pero sí lo son usando un microscopio. Un caso particular se denominan *emulsión* en que ambas fases son líquidas, por ejemplo el látex. Si la fase dispersa es sólida el sistema suele denominarse *suspensión*, tal es el caso de la tinta china o del agua el río. El término de *dispersiones coloidales* se comienza a utilizar cuando las dimensiones de las partículas es inferior a los 500 nm ($500 \cdot 10^{-9} \text{ m}$). Si las dimensiones de estas partículas resulta ser inferior de los 5 nm ($5 \cdot 10^{-9} \text{ m}$) ya pertenece al rango molecular y por eso se lo denominan *dispersiones moleculares* o *soluciones verdaderas*.

⚠ Como buen ejercicio, trate de buscar ejemplos de dispersiones groseras y finas en su vida cotidiana.

Cuando la fase dispersa comienza a tener dimensiones de décimas de milímetros, la cual es observable a simple vista, el sistema pasa a denominarse dispersiones groseras. Son ejemplos de estas mezclas: cal y arena, azufre con limaduras de hierro, relleno de empanadas (de atún, de carne, de verdura), etc.





Cuando un rayo de luz se hace incidir sobre una dispersión fina y se lo observa en forma lateral puede apreciarse un fenómeno de difusión de la luz llamado efecto Tyndall, con el cual se pueden distinguir estas dispersiones de una solución verdadera. Son ejemplos la gelatina y la clara de huevo.

Las propiedades de los sistemas dispersos y su estabilidad depende del tamaño de las partículas dispersas. Si estas son muy grandes, los sistemas dispersos son muy inestables, y en poco tiempo se produce la separación de las fases.

Las dispersiones son importantes ya que una innumerable cantidad de reacciones se producen sobre estos sistemas, el intercambio de nutrientes que realiza una raíz con el suelo, la capacidad de sumidero del suelo frente al agregado de un contaminante, los procesos de eliminación de arsénico en aguas subterráneas por procesos físico-químicos, etc.

1.9 Separación de Componentes en Sistemas Materiales.

Antes de describir los distintos métodos de separación de fases de un sistema material conviene distinguir las características de los fenómenos físicos y químicos.

La formación de escarcha, la formación de virutas en el devastado de una pieza de metal, la cocción de una torta, la combustión de la nafta o de una hoja de papel, la propagación de una melodía emitida por un parlante de 100 W PMPO, son *fenómenos*.

Fenómeno es todo cambio que presentan los cuerpos en sus propiedades o en sus relaciones.

Un fenómeno que ocurre en un cuerpo sin que modifique la cualidad de sus composición es un fenómeno físico. La dilatación (y contracción) de un riel de vía del ferrocarril, el agua que ebulle o solidifica, la traslación de la Tierra alrededor del Sol son ejemplos de *fenómenos físicos*.

Ahora bien, el proceso de fotosíntesis en el que la planta transforma dióxido de carbono y agua en glucosa, o la oxidación de una ventana de hierro en la que se transforma el oxígeno del aire y el hierro en óxido férrico, son procesos en donde hay variación en la calidad de las sustancias iniciales con la consecuente formación de otras sustancias distintas. A estos cambios los denominamos *fenómenos químicos*.

Teniendo en cuenta estas distinciones pasemos a describir los diversos métodos utilizados en la separación de sistemas materiales. Ante todo se llama *separación de fases* al *proceso físico* por el cual de un sistema heterogéneo se separan los diversos sistemas homogéneos o fases que lo componen. Se emplean diversos métodos cuyas características dependen del estado físico que presentan las fases. Algunos de ellos son los que describiremos a continuación.

Tamización: Este método se emplea cuando el sistema heterogéneo está formado por fase sólida cuyas partículas tienen una apreciable diferencia de tamaño. Por ejemplo, para separar la arena del canto rodado se utiliza un tamiz o malla metálica. Las partículas de mayor tamaño (canto rodado) quedan sobre el tamiz, y las partículas más pequeñas lo atraviesan.

Levigación: Mediante la levigación se separan sistemas heterogéneos por fases sólidas de distinta densidad. Por ejemplo, para separar el oro de las arenas auríferas se hace pasar el sistema por una corriente de agua que arrastra el componente menos denso (arena) y deja el más denso (oro).

Flotación: Con este método se separan sistemas heterogéneos formados por sólidos



dos de distintas densidad, tales como arena y partículas de corcho. Si se sumerge el sistema en un líquido de densidad intermedia (agua, por ejemplo) la fase menos densa flota (corcho), mientras que la más densa (arena) se deposita en el fondo del recipiente.

Filtración: Permite separar una fase sólida dispersa en un medio líquido, tal como talco en agua. Como material filtrante suele emplearse papel de filtro, pero también se utiliza arena, algodón, carbón. Se hace pasar el sistema a través del filtro en el que las partículas dispersas (talco) quedan retenidas y el agua pasa a través del mismo.

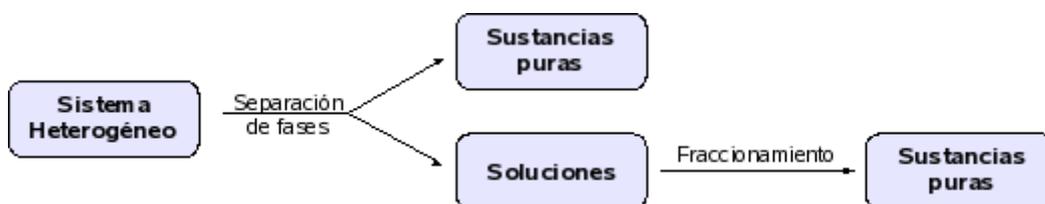
Decantación: Se emplea para separar las fases de un sistema heterogéneo formado por líquidos no miscibles, es decir no solubles entre sí, de distinta densidad, como por ejemplo el agua y el aceite. Si se deja el sistema en reposo por la diferencia de densidad se separan ambas fases; el aceite (menos denso) sobrenada y el agua (más densa) se deposita en el fondo del recipiente.

Centrifugación: Se emplea para acelerar el proceso de decantación, sometiendo el sistema a una rotación. La fuerza centrífuga que actúa sobre las fases permite la separación de las mismas con mayor rapidez. Por ejemplo, se utiliza la centrifugación para separar la crema de la leche.

Disolución: Se aplica cuando una de las fases es soluble en un determinado solvente, mientras que la otra no lo es. Un sistema formado por arena y sal puede ser separado introduciéndolo en un recipiente que contiene agua; luego de agitar para permitir la disolución de la sal, se somete a filtración separándose así la arena del agua salada. A su vez, se separa el agua de la sal por *evaporación* del disolvente.

1.10 Fraccionamiento de Fases.

Como resultado de la aplicación de los métodos que acabamos de estudiar, el sistema heterogéneo habrá quedado dividido en fases, es decir, en sistemas homogéneos. Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si un sistema homogéneo puede, a su vez, dividirse en partes más sencillas. Por ejemplo, podemos considerar separar la urea del alcohol etílico (alcohol de farmacia) a partir de una solución formada por ellos. Se dice, entonces, que la fase debe ser fraccionada. Los métodos de fraccionamiento de fases son la destilación y la cristalización. En general, se utiliza la destilación cuando se desea recuperar el solvente, y la cristalización cuando interesa el soluto únicamente (y si este es un sólido cristalino).



Destilación Simple: Puede emplearse para el ejemplo citado, para separar un líquido de las sales disueltas en él; en general para separar dos sustancias que posean puntos de ebullición bastante diferenciados. El fundamento es muy sencillo. Si la solución es llevada a la temperatura de ebullición el alcohol etílico (como ejemplo de solvente) se vaporiza separándose de la urea (por ejemplo) disuelta en él, un componente menos volátil que el solvente. Al condensar los vapores del alcohol lo obtenemos nuevamente en estado líquido.

Destilación fraccionada: Se emplea para separar líquidos miscibles que tengan punto de ebullición muy cercanos. No es conveniente la utilización de la destilación simple



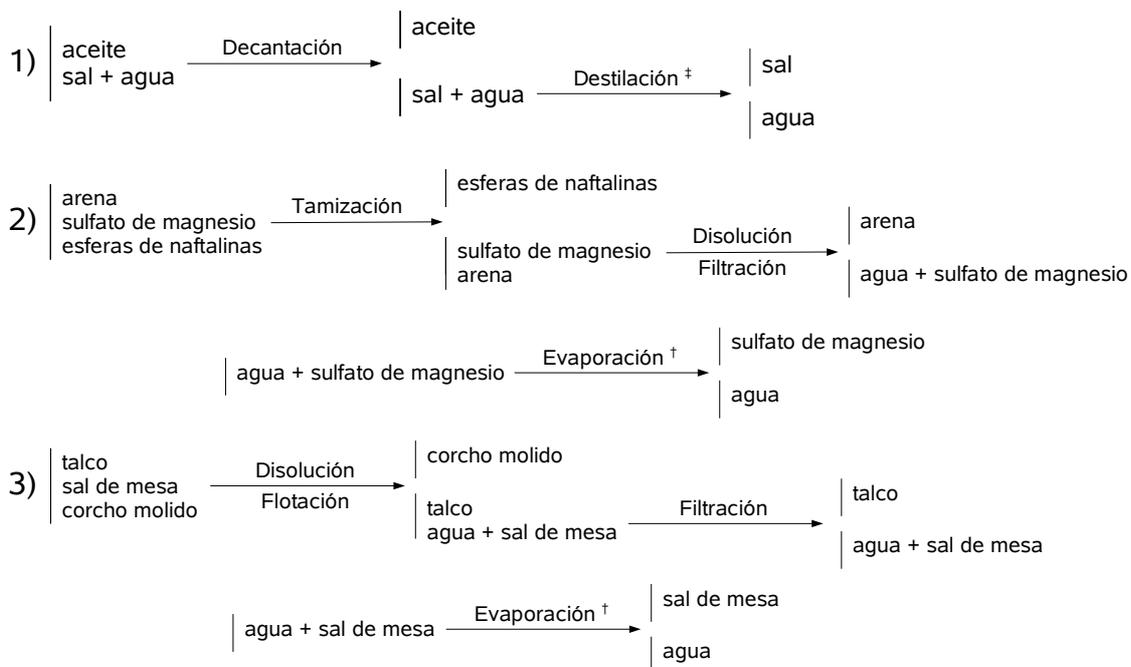
en estos casos pues los vapores de los componentes más volátiles, de menor punto de ebullición, arrastran consigo a los de aquellos componentes menos volátiles, de mayor punto de ebullición, y éstos a su vez retienen a los primeros. El fraccionamiento resulta, por lo tanto, insatisfactorio. La principal diferencia que existe entre ambos tipos de destilación es el sometimiento a reflujo de las sustancias intervinientes en la destilación fraccionada.

Cristalización: Es otro método de fraccionamiento que se emplea para obtener un sólido disuelto en un líquido, siempre que aquél tenga la propiedad de cristalizar. Por evaporación del disolvente se separa el sólido cristalino.

Ejemplo: Proponer métodos para separar los componentes de los siguientes materiales:

- 1) sal, agua, aceite
- 2) arena, sulfato de magnesio, esferas de naftalina
- 3) talco, sal, corcho molido

Resolución:



Nota: en (†) se utiliza evaporación porque el agua (que no formaba parte del sistema material inicial) no importa recuperarla, a diferencia de (‡) donde aplicamos destilación simple.



Ejercitación de Sistemas Materiales:

1. Nombre cuerpos iguales formados por distintas sustancias.
2. ¿Cuál es la diferencia entre átomo y molécula?
3. Represente el proceso de enfriamiento gradual de un vapor hasta su estado sólido en un gráfico de temperatura en función del tiempo.
4. Dé ejemplos cotidianos de un sistema homogéneo y de otro heterogéneo.
5. Proponga un sistema homogéneo de más de un componente.
6. Proponga un sistema heterogéneo de varios componentes.
7. Proponga un sistema heterogéneo de un componente.
8. Analice el número de fases y componentes en los siguientes sistemas:
 - (a) aleación de estaño y plomo (usada para soldar)
 - (b) agua, azúcar y azufre
 - (c) vinagre, aceite y sal
 - (d) niebla
9. ¿Puede separarse un sistema homogéneo? ¿Siempre?
10. ¿Qué criterio experimental usaría para reconocer una sustancia pura compuesta de una solución?
11. ¿Qué criterio experimental usaría para reconocer una dispersión coloidal de una solución?
12. Proponga:
 - (a) Un sistema homogéneo de tres componentes.
 - (b) Un sistema trifásico de dos componentes.
13. Indique el número de fases y nombre cada componente en:
 - (a) 10 g óxido de magnesio
 - (b) Tres trozos de cobre
 - (c) Tres trozos de cobre, dos trozos de cinc, 1 trozo de hielo
 - (d) Tres trozos de cobre, dos trozos de cinc, hielo y vapor de agua.
 - (e) 1 L de Nafta y 2 L queroseno
14. A simple vista un sistema parece homogéneo. Cuando se determina su temperatura de fusión, en la parte superiores es veinte grados Celsius inferior al resto del sistema. ¿Es realmente homogéneo?
15. ¿Qué proceso usaría para separar las siguientes mezclas?
 - (a) Sal y nafta.
 - (b) Polietileno expandido (Telgopor®), limaduras de hierro, sulfato de cobre.
 - (c) Agua, alcohol etílico, azufre en polvo.
16. Dadas las siguientes secuencias de procedimientos de separación proponga un sistema material separables por tales secuencias.
 - (a) Filtración, destilación.
 - (b) Tamización, disolución, filtración, evaporación.
 - (c) Decantación, destilación.
17. De las siguientes afirmaciones indicar cuáles son falsas. Justificar la respuesta.



- (a) Un sistema que a simple vista está formado por un solo tipo de partículas es homogéneo.
 - (b) Si el sistema tiene una sola sustancia siempre es homogéneo.
 - (c) Cuando se produce el cambio de estado la temperatura permanece constante.
 - (d) Las sustancias puras al estado sólido son menos densas que al estado líquido.
 - (e) Dada una sustancia pura su densidad disminuye conforme aumenta la temperatura.
 - (f) 50,74 g de ácido clorhídrico que ocupan un volumen de 43 mL no tienen la misma densidad que 31,86 g del mismo ácido que ocupan 27 mL. (siempre a temperatura y presión constante)
 - (g) Los sólidos son muy poco compresibles pues la materia en ellos es continua.
 - (h) Existen sustancias que pueden pasar del estado sólido al estado gaseoso sin hacerlo previamente por el estado líquido.
18. Dado cuatro cubos de distintos materiales, todos de aristas iguales y todos pintados de blanco. Proponga un procedimiento para identificar cada material, sin quitarles la pintura.
19. Sabiendo que la densidad del mercurio es $\rho = 13,6 \text{ g/mL}$:
- (a) Calcular el volumen y la masa de mercurio necesario para llenar un prisma de base cuadrada de 50 cm de lado y 30 cm de altura.
 - (b) Calcular la altura del nivel de 1 Kg de mercurio en un frasco de 2 cm de diámetro.
 - (c) Repetir los cálculos de (a) y (b) para el agua ($\rho = 1 \text{ g/mL}$)
20. Señalar, entre las propiedades de las sustancias que se enumeran, las extensivas y las intensivas:
- (a) Peso
 - (b) Olor
 - (c) Masa
 - (d) Punto de fusión
 - (e) Volumen
 - (f) Peso específico
 - (g) Sabor
 - (h) Punto de ebullición
 - (i) Color
21. Clasifique los siguientes procesos como fenómenos físicos y químicos:
- (a) Secado de una prenda.
 - (b) Combustión de leña.
 - (c) Fotosíntesis.
 - (d) Compresión de un gas.
 - (e) Picado de un vino.
 - (f) Formación de rocío.
22. ¿Las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas? justifica en cada caso tu respuesta a partir de la teoría de partículas.
- (a) Las partículas que forman un líquido están atraídas muy débilmente. Por ello cuando se derrama un vaso con agua, esta se expande aumentando considerablemente su volumen.
 - (b) Cuando un gas se expande mantiene constante su densidad pues esta propiedad es extensiva.



- (c) Los sólidos no son fácilmente compresibles.
(d) Los líquidos no son fácilmente compresibles.

23. Las densidades del magnesio y del hierro son de $1,74 \text{ g cm}^{-3}$ y $7,87 \text{ g cm}^{-3}$. En una caja cúbica de 25 cm de lado, ¿qué podrá guardarse: 15 Kg de láminas de magnesio o 40 Kg de láminas de hierro? Escribe los cálculos en tu hoja. Justifica la respuesta.

24. Clasifique los siguientes sistemas:

- (a) Agua de río
(b) Agua destilada
(c) Agua con colorante.
(d) Agua de mar.
(e) Agua potable.
(f) Hielo
(g) Vinagre
(h) Leche

25. Dadas las siguientes sustancias y sus propiedades:

Sustancia	Propiedades						
	Densidad (g mL ⁻¹)	P _f (°C)	P _{eb} (°C)	Solubilidad en W	Solubilidad en X	Solubilidad en U	Otras
T	7,87	1538	2861	inmiscible	inmiscible	inmiscible	ferromagnético
U	0,68	-23	83	inmiscible	miscible	-	incoloro
X	0,88	-10	79	inmiscible	-	miscible	volátil
W	0,78	-7	95	-	inmiscible	inmiscible	inflamable
Z	2,97	420	981	inmiscible	inmiscible	miscible	blanco

Realiza o responde:

- (a) Un bosquejo de como cambia la temperatura de la sustancia Z a medida que se la calienta desde la temperatura ambiente. Indique correctamente los ejes con sus unidades (en caso de ser necesario) y cualquier referencia adicional importante para la comprensión del mismo. Justifique el porque de cada etapa.
- (b) Se tiene una mezcla de: 30 g de T con 15 g de Z. ¿Pueden separarse por levigación aplicando una corriente de X?
- (c) Se tiene una mezcla de 300 g de U, 200 g de X y 350 g de W. ¿Pueden ser separados por decantación?
- (d) Se tiene una mezcla de: 100 g de T, 250 g de U y 75 g de Z. Proponga un método de separación.
- (e) ¿Qué dos sustancias podrían ser separadas por filtración? Enumere todos los pares posibles. (Considere que está trabajando a temperatura ambiente, unos 20 °C)

26. Observe los datos que aparecen en la tabla:

Sustancia	Propiedades			
	Densidad (g mL ⁻¹)	P _f (°C)	P _{eb} (°C)	Otras
p-diclorobenceno (C ₆ H ₄ Cl ₂)	1,46	53	173	Componente habitual de desodorante de inodoros. Sublima entre 30 y 50 °C. Soluble en benceno, cloroformo. Insoluble en agua.
Benceno (C ₆ H ₆)	0,9	6	80	Solvente común de compuestos orgánicos. Este hidrocarburo inflamable, no se disuelve en agua pero sí en cloroformo.
Magnetita (Fe ₃ O ₄)	5,18	Descompone a 1538		Conocido como imán natural, este sólido negro es muy insoluble tanto en solventes polares como no polares.
Cloruro de calcio (CaCl ₂)	2,5	772	1600	Sal usada para descongelar los caminos nevados. Soluble en agua y alcohol pero no en cloroformo ni benceno.



(a) Complete el siguiente cuadro, teniendo en cuenta que:

- *al completar las fases, se debe indicar la cantidad y el estado de agregación de cada una.*
- *al completar los componentes, se debe indicar la cantidad y el nombre de cada uno.*

	Sistema Material formado por:	Fases	Componentes	Tipo de sistema
I	10g de magnetita			
II	10g de diclorobenceno cambiando de estado a 40°C			
III	8g de cloruro de calcio, 30ml de agua, 35ml de benceno			
IV	3 cristales de cloruro de calcio, 10g de cloruro de calcio pulverizado			
V	5g de diclorobenceno, 30ml de benceno			

(b) Proponga métodos de separación de los siguientes sistemas formados:

- 10 g de cloruro de calcio; 30 mL de agua y 45 mL de benceno.
- 10 g de cloruro de calcio, 45 g de diclorobenceno y 30 mL de benceno.

(c) Proponga tres métodos diferentes para separar: magnetita y diclorobenceno.





Unidad 2. Estructura Atómica.

2.1 Introducción

i Texto extraído de:
"Átomos" Isaac
Asimov. Editorial Moli-
no. 1984.

"Demócrito había pensado que los átomos no podían dividirse y que eran los cuerpos más pequeños del universo. Dalton partió también de estos dos supuestos básicos y, a lo largo del siglo XIX, los químicos tuvieron por un hecho indiscutible que los átomos eran las partículas más pequeñas del universo. Se los imaginaban como diminutas esferas sólidas, compactas y lisas, que no podían alterarse o dividirse. Posteriormente, a finales del siglo XIX, se descubrió que esto no era así: El átomo se componía a su vez de distintas partículas, denominadas *partículas subatómicas* una de las cuales era el electrón, de gran importancia y cuya masa era $1/1837$ de la del átomo del hidrógeno, que es el átomo más ligero que existe. En la actualidad, se sabe también que los átomos constan de un núcleo o región central, donde se concentra la casi totalidad de la masa atómica y alrededor del cual giran o vibran los electrones."

Como ya estudiamos en la unidad anterior, la materia está formada por partículas, es decir, es discontinua. Dichas partículas se denominan átomos o moléculas (dependiendo de la sustancia en estudio); estos átomos a su vez son un conglomerado de partículas elementales más pequeñas de nominadas partículas subatómicas.

Nos centraremos ahora en estudiar la disposición de estas partículas en el átomo y sus propiedades como se manifiestan macroscópicamente.

2.2 Estructura Atómica

Veamos sucintamente cómo están constituidos los átomos. Estos están formados por varias partículas que llamaremos subatómicas de las cuales principalmente citaremos tres: *protones*, *neutrones* y *electrones*, con características específicas.

Los *protones* y *neutrones* se encuentran dentro del *núcleo*; y los *electrones* están alrededor del mismo, dentro de una cierta zona del espacio extra nuclear llamada *nube electrónica*. El núcleo es de pequeño tamaño comparado con el del átomo; su diámetro es aproximadamente igual a 10^{-14} m mientras que el diámetro total de átomo es igual a 10^{-10} m, es decir que el diámetro total del átomo es 10.000 veces mayor que el de su núcleo. Valga un ejemplo: es como si se colocara un "Disco Compacto" -CD- en el centro de un estadio de Fútbol.

En el siguiente cuadro resumimos las características fundamentales de las tres partículas subatómicas:

	Protón	Neutrón	Electrón
<i>Símbolo</i>	p^+	n^0	e^-
<i>Masa (u^*)</i>	1,007	1,009	$5,486 \cdot 10^{-4}$
<i>Carga Eléctrica</i>	+1	0 (neutro)	-1
<i>Distribución en el átomo</i>	Núcleo	Núcleo	Extra nuclear

* Unidad de masa atómica (también uma), definida como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12; es decir $1,66053 \cdot 10^{-27}$ Kg. Debe interpretarse sencillamente como una unidad de masa, magnitud acorde en proporción a las partículas que se están estudiando.

Se puede observar la siguiente relación entre las masas: $masa(p^+) = 1837 masa(e^-)$

Vamos a definir algunos conceptos relativos a la estructura atómica:

Número másico (A): Es la suma del número de protones y neutrones presentes en el átomo.

Número atómico (Z): Es el número de protones que posee el átomo.

! Un átomo en su estado fundamental es eléctricamente neutro. O sea, la cantidad de cargas positivas es igual al de sus cargas negativas, por eso su cantidad de protones es igual a de electrones.



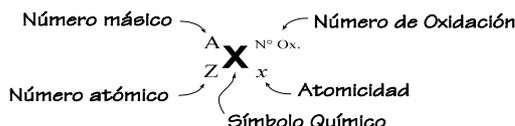
El número atómico es el que regula la clase de átomo y a grandes rasgos sus propiedades físicas, y los electrones son los que regulan sus actividades químicas.

Cada clase de átomos constituye un grupo denominado *elementos químicos*, por que son la base sobre las que se forman todas las sustancias químicas. Así, lo que diferencia un elemento de otro es su número atómico, es decir, el número de protones.

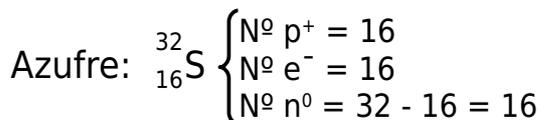
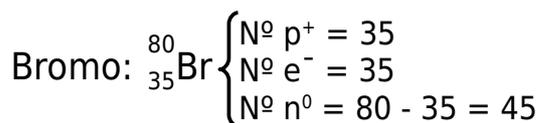
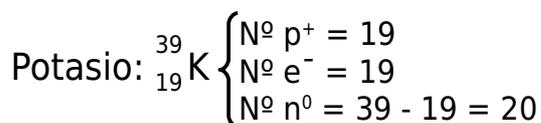
Teniendo en cuenta las definiciones de Número másico y número atómico surge que:

$$\text{Número de neutrones} = A - Z$$

Con un ejemplo vemos como se distribuyen estos datos para un átomo dado.



Ejemplos:



⚠ Respecto a la atomicidad y al número de oxidación mencionados serán discutidos en detalle en la siguiente unidad.

Completar:

	p ⁺	e ⁻	n ^o	A	Z
I	15		15		
II		33		75	
III				200	80
IV		20	20		
V			12	23	
VI			28		24
VII			29		24
VIII	33			76	

Una vez completado el cuadro, buscar los elementos correspondientes en la tabla periódica y nombrarlos.

Definimos **masa atómica** a la suma de las masa de los protones, electrones y neutrones que constituye un átomo dado, y su unidad es la UMA, o simplemente *u*. Sin embargo, de la tabla de la página anterior se desprende que la masa de los electrones es mínima respecto a la de las otras partículas subatómicas; necesitaríamos la masa de 1837 electrones para igualar la masa de un protón o de un neutrón, y en un elemento los electrones no superan la centena, por lo que se desprecian.

Un detalle importante de aclarar es que la masa atómica es numéricamente similar al número másico pero a diferencia de aquella, éste es un número entero y adimensional, y quizás lo más importante: proviene de una definición completamente diferente.



De esto se desprenden tres conceptos: *isotopos*, *mezcla isotópica natural* y *masa media*.

Isotopos: Son átomos de un mismo elemento que difieren en su número de neutrones.

Mezcla isotópica natural: Es el conjunto de los isotopos de un elemento presente en la naturaleza.

Masa media: Es el promedio (suma ponderada) de las masas de los isotopos del elemento, presentes en la mezcla isotópica natural.

El hidrógeno presenta tres isótopos que se los denomina hidrógeno, deuterio y tritio y se los simboliza: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{D}$, ${}^3_1\text{T}$, respectivamente. El cloro presenta dos isótopos: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ que se encuentra en un 75,4 % y ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ en un 24,6 %; lo que significa que de cada 1.000 átomos de cloro 754 corresponden al primer isótopo y 246 al segundo. Para obtener la masa media se procede de la siguiente manera:

Como ya aclaramos oportunamente, la masa atómica puede considerarse numéricamente igual a su número másico, o sea, el ${}^{35}\text{Cl}$ tiene un $A = 35$ entonces $PA({}^{35}\text{Cl}) \sim 35$ u; luego:

$$\text{Masa de los 754 átomos} = 754 \times 35 \text{ u} = 26.390 \text{ u}$$

$$\text{Masa de los 246 átomos} = 246 \times 37 \text{ u} = 9.102 \text{ u}$$

$$\text{Masa de los 1.000 átomos} = 26.390 \text{ u} + 9.102 \text{ u} = 35.492 \text{ u}$$

$$\text{Masa media} = 35.492 \text{ u} / 1.000 = 35,49 \text{ u}$$

Luego, la masa media del cloro es $35,49 \text{ u}$

Otra forma de calcular la masa media directamente sería:

$$M_{\frac{1}{2}}(\text{Cl}) = \frac{75,4}{100} \times 35 \text{ u} + \frac{24,6}{100} \times 37 \text{ u} = 0,754 \times 35 \text{ u} + 0,246 \times 37 \text{ u}$$
$$M_{\frac{1}{2}}(\text{Cl}) = 35,49 \text{ u}$$

Ejercicio:

Dados los porcentajes de los isotopos, hallar la masa atómica de los siguientes elementos:

1) ${}^{85}_{37}\text{L}$ 75 %; ${}^{87}_{37}\text{L}$ 25 %

2) ${}^{16}_8\text{J}$ 99,76 %; ${}^{17}_8\text{J}$ 0,04 %; ${}^{18}_8\text{J}$ 0,20 %

2.3 Distribución electrónica.

 Principio es aquel que se da por válido sin necesidad de demostración.

En 1927, W. Heisenberg enunció el principio de indeterminación o de incertidumbre, según el cual: *No es posible conocer, de forma precisa, simultáneamente el momento lineal de una partícula y su posición.* Este principio es producto del error inherente a la misma naturaleza del proceso de medición. Como consecuencia de la indeterminación experimental, se deduce la imposibilidad de conocer exactamente la posición de los electrones en el átomo por lo cual se debe tener en cuenta únicamente *la probabilidad de encontrar al electrón en una zona determinada del espacio extranuclear.*

En 1926 salió a luz la teoría conocida como mecánica cuántica, cuyo desarrollo, en la forma más útil para los químicos, se debió a Erwin Schrödinger. Desarrolló expresiones



matemáticas para describir el movimiento de un electrón en función de su energía. Estas expresiones matemáticas se conocen como ecuaciones de ondas, puesto que se basan en el concepto de que el electrón no solo presenta propiedades de partícula sino también de onda.

Una ecuación de onda tiene muchas soluciones, llamadas funciones de onda, y cada una de ellas corresponde a un nivel de energía diferente para el electrón. Sólo es posible obtener soluciones aproximadas, aún así, la mecánica cuántica es aceptada hoy en día para lograr una comprensión de la estructura atómica y molecular.

Una ecuación de onda no puede indicarnos exactamente el lugar en que se encuentra el electrón en un instante particular, o cuán rápido se está moviendo; ni nos permite dibujar una órbita precisa entorno al núcleo. En cambio, nos revela la probabilidad de encontrar al electrón en cualquier lugar particular.

Se definen, entonces, los *orbitales atómicos* como las *regiones del espacio, situadas alrededor del núcleo atómico, en las cuales la probabilidad de encontrar un electrón es máxima* (generalmente se fijan valores comprendidos entre los 90% y 99%).

Hay distintos tipos de orbitales, de tamaños y formas diferentes, puestos en torno al núcleo de modo específico. El tipo particular de orbital que ocupe un electrón depende de su energía. Nos interesan especialmente las formas de estos orbitales y sus arreglos entre sí, puesto que puede considerarse que determinan el arreglo espacial de los átomos de una molécula e, incluso, ayudan a determinar su comportamiento químico.

Es conveniente visualizar cómo se difunde un electrón para formar una nube, la que podemos imaginar como una especie de fotografía borrosa del electrón en rápido movimiento. La forma de esta nube es la forma del orbital. La nube no es uniforme, sino que es más densa en aquellas regiones en las cuales las probabilidades de hallar el electrón son máximas, o sea, en aquellas regiones en donde la carga negativa promedio, o densidad electrónica, es máxima.

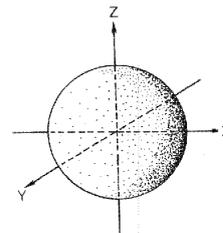
Estos orbitales tienen una geometría determinada y pueden describirse matemáticamente mediante una función de probabilidad adecuada (Teoría Cuántica).

E. Schrödinger estableció la ecuación general relativa a la propagación de las ondas que se hallan asociadas al movimiento del electrón, en tal ecuación se relaciona la energía del sistema constituido por el electrón con las propiedades ondulatorias de dicha partícula en movimiento. Esta ecuación es de tipo diferencial y para su resolución es necesario poseer unos sólidos conocimientos matemáticos. A pesar de ello, resulta de interés el comentario sobre algunas conclusiones cualitativas que pueden derivarse de las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger:

- Desde el punto de vista matemático, los orbitales atómicos pueden considerarse como la representación gráfica tridimensional de las diversas soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger.
- Se introducen restricciones cuánticas en el sentido de que sólo pueden existir ciertos niveles y subniveles energéticos estacionarios permitidos.
- En cada uno de los niveles existen, como máximo, la misma cantidad de subniveles atómicos, los cuáles se denominan de igual manera que los orbitales atómicos que los constituyen. Dichos tipos de orbitales y subniveles reciben los nombres de *s*, *p*, *d*, *f*, etc.
- La forma geométrica y orientación de los orbitales atómicos puede deducirse matemáticamente a partir de las soluciones de la ecuación de ondas: el *s* semeja una esfera y exis-

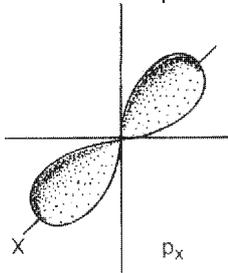
⚠ Cabe aclarar que la ecuación de Schrödinger sólo tiene solución exacta para el átomo de hidrógeno. Del resto de los elementos sólo se obtienen aproximaciones.

⚠ Geometría del Orbital s



te sólo uno por nivel; los p tienen forma de huso y pueden encontrarse tres por nivel; los orbitales d y f poseen una geometría compleja y se agrupan de a cinco los primeros y de a siete los segundos por nivel.

⚠ Geometría de un orbital p .

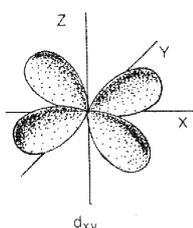


Para la identificación de los distintos estados energéticos (o configuracionales) que presentan los electrones puede resolverse mediante la asignación de una serie de cuatro factores numéricos, denominados números cuánticos, cuyo significado discutiremos a continuación.

Número cuántico principal: se simboliza por n , y puede tomar valores enteros a partir de 1 (1, 2, 3, ..., 4), indica el número de orden de la capa o nivel energético en donde se encuentra el electrón (el valor $n = 1$ corresponde al nivel más cercano al núcleo)

Número cuántico secundario: se simboliza por l , y puede tomar valores comprendidos entre 0 y $n-1$. Hay que tener en cuenta que (desde el punto de vista energético) cada nivel está constituido por un número determinado de subniveles con un contenido energético relativamente similar, y que el contenido energético de un nivel resulta del promedio ponderado de las energías de los subniveles en que está estructurado dicho nivel. Cada nivel presenta un número de subniveles igual al valor del número cuántico principal del nivel. Así pues, el primer nivel constará únicamente de un solo subnivel. El segundo constará de dos subniveles y así sucesivamente. El número cuántico secundario l indica a qué subnivel pertenece un electrón. Cada uno de estos subniveles a su vez está formado por diversos orbitales atómicos que representan estados de energía idénticos.

⚠ Geometría de un orbital d_{xy} .



Número cuántico magnético: se representa por m , y toma valores enteros entre $-l$ y $+l$ (incluyendo el 0), es decir, que para cada valor de l , m puede tomar $2l+1$ valores distintos. Dicho número cuántico sirve para concretar en que orbital, dentro de un determinado subnivel, está ubicado el electrón. De lo expuesto puede deducirse el número de orbitales de cada uno de los subniveles de un átomo (subnivel s 6 1 orbital, subnivel p 6 3 orbitales, subnivel d 6 5 orbitales, subnivel f 6 7 orbitales). Cada orbital podría contener como máximo 2 electrones, como se verá en 2.4, por lo tanto para poderlos diferenciar específicamente entre sí será necesario emplear un cuarto número cuántico.

Número cuántico de spin: se simboliza por m_s , y puede tener valores de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Señala el sentido de autorrotación del electrón en un determinado orbital. Hay que hacer constar que cuando se presentan dos electrones en un mismo orbital, estos electrones presentarán sentidos de autorrotación contrarios, por lo que se dice que dichos elementos están *apareados*.

El siguiente cuadro indica la capacidad de niveles y subniveles para acomodar electrones.

Nº Nivel	Subniveles	e ⁻ máx. por subnivel	e ⁻ máx. por nivel
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

Veamos cuáles son las formas de algunos de los orbitales atómicos. El orbital correspondiente al nivel energético más bajo es el $1s$, y es una esfera cuyo centro coincide con el núcleo del átomo. La probabilidad de encontrar el electrón decrece muy rápidamente



te más allá de cierta distancia del núcleo, de modo que la distribución de carga está bastante bien representada por la nube electrónica de la figura que se muestra al margen.

En el nivel energético siguiente se encuentra el orbital $2s$, el cual también es una esfera con su centro en el núcleo atómico y su radio es mayor que el $1s$: la energía mayor (estabilidad menor) se debe a la mayor distancia promedio entre el electrón y el núcleo, con la consiguiente disminución de la atracción electrostática. (véase por ejemplo la representación del átomo de litio -más abajo-)

A continuación se encuentran tres orbitales de igual energía, llamados orbitales $2p$. Cada orbital $2p$ tiene forma de huso y consiste de dos lóbulos entre los cuales se sitúa el núcleo atómico. Se distribuyen respecto de tres ejes ortogonales. Se diferencian por los símbolos $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ en los que x , y y z se refieren arbitrariamente a los ejes pues los orbitales son equienérgicos.

De mayor contenido energético son los orbitales d y f , de forma particulares como lo muestran las figuras al margen de la página 19, los cuales no serán tratados ya que exceden los objetivos del curso.

2.4 Determinación de la estructura electrónica de los átomos.

Para poder asignar la estructura electrónica correcta, se considerará teniendo en cuenta la distribución energética de los subniveles, el hecho de fácil interpretación física, de que *los distintos subniveles irán siendo ocupados por los electrones en orden creciente de contenido energético en relación al átomo.*

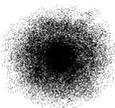
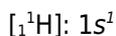
Las reglas para ubicar los electrones dentro de los orbitales son:

1) Principio de mínima energía: Los electrones van entrando al orbital de más baja energía que se encuentra libre.

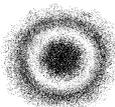
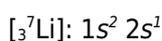
2) Principio de exclusión de Pauli: No puede haber más de dos electrones como máximo en cada orbital.

3) Regla de Hund de máxima multiplicidad: Los electrones van entrando de a uno a los orbitales de un mismo nivel hasta ocuparlos todos, recién ahí comienzan a aparearse.

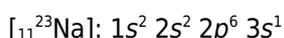
Como ejemplo de aplicación de lo anterior describiremos la estructura electrónica del átomo de hidrógeno, litio y sodio.



Representación de su nube electrónica.



Representación de su nube electrónica.





El sodio posee 11 electrones (pues $Z = 11$) cuya distribución será: en primer lugar los dos primeros se habrán situado en el primer subnivel $1s$ (que como todos los subniveles de tipo s podrá contener un máximo de 2 electrones), esto se indica como $1s^2$. Los dos siguientes electrones, siguiendo el orden de contenido energético de los subniveles, se habrán colocado llenando el subnivel $2s$, se anota $2s^2$. Los seis siguientes electrones se habrán situado en el subnivel $2p$ (el cuál admite como máximo 6 electrones), se anota $2p^6$. En este punto, como puede deducirse del cómputo de los electrones ya ubicados, se dispone de 10 electrones en sus correspondientes subniveles. El único electrón restante habrá de situarse necesariamente en el siguiente subnivel, $3s$, aunque dicho subnivel quedara solo parcialmente ocupado (el electrón está desapareado), esto se indica como $3s^1$.

¿Qué ocurre si queremos seguir agregando electrones? Como ya se ha aclarado en los párrafos anteriores por las distintas reglas de llenado (principio de mínima energía, Puali, Hund, etc.), y por la naturaleza de la ecuación de onda, se observa que la densidad electrónica cerca del núcleo es mayor para un orbital $2s$ que para un $2p$. Debido a esto decimos que un electrón $2s$ "penetra" más cerca del núcleo que un electrón $2p$. En el átomo de litio, un electrón en un orbital $2s$ penetra la nube electrónica de los electrones $1s$ y percibe más de la carga positiva del núcleo que un electrón en un orbital $2p$, menos penetrante, que percibe una carga nuclear apantallada por los electrones $1s$. Por tanto, el electrón $2s$ es atraído más fuertemente, es más difícil arrancarlo del átomo (ionizarlo) y está en un estado más estable (de menor energía) que un electrón en un orbital $2p$.

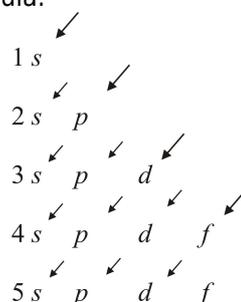
Debido al efecto de penetración y apantallamiento, parte, aunque no toda, de la degeneración de la energía orbital que existía en el átomo de hidrógeno desaparece. Los tres orbitales $2p$ tienen el mismo poder de penetración, y consiguientemente la misma energía, en los átomos polieletrónicos.

En general, para cualquier número cuántico principal n dado, los orbitales s son de menor energía que los p , y éstos menores que los orbitales d , etc. ya que el poder de penetración varía como sigue:

$$\text{Máxima penetración} = s > p > d > f > g \dots$$

Luego por eso, el aumento en la cantidad de electrones provoca que la energía de los orbitales se crucen: por ejemplo, $4s$ llega a ser inferior que $3d$ debido al alto poder penetrante del orbital s , a pesar que, de acuerdo con el número cuántico principal, $3d$ debería ser de energía mas baja.

Para que resulte fácil la determinación de la configuración electrónica, puede utilizarse el siguiente gráfico como guía:





Ejercicio:

Dado los siguientes elementos: ${}_8\text{O}$ ${}_{18}\text{Ar}$ ${}_{47}\text{Ag}$

- escriba sus configuraciones electrónicas.
- indique cuantos electrones desapareados poseen.
- marque el o los electrones de mayor energía.

2.5 La Tabla periódica de los elementos.

Conforme el avance de la ciencia y al descubrimiento de los elementos y su comportamiento, se han ideado diversos sistemas de ordenación de los mismos de modo que presentaran una regularidad en las propiedades.

En la bibliografía pueden encontrarse distintos modelos de tablas en el plano y tridimensionales y su uso depende del área de estudio o de las necesidades particulares, los químicos generalmente agrupamos los elementos de tal forma que puedan apreciarse fácilmente los grupos de comportamiento químico parecido.

En la Tabla Periódica los elementos químicos se disponen en orden creciente de números atómicos, quedando por una parte, distribuidos en una misma columna (o *grupo*) los elementos que representan propiedades químicas análogas, mientras que por otra, los elementos que se encuentran en la misma fila (o *período*) poseen unas propiedades que varían de una forma más o menos regular.

En la Tabla Periódica los elementos conocidos actualmente están distribuidos en 7 períodos, de longitud desigual, y en 18 grupos, así mismo desiguales, con dos apéndices de 14 casillas que se representan en la parte baja de la tabla. Cada una de los grupos tiene un código identificativo característico que figura en su cabecera. Su denominación depende del sistema adoptado; la IUPAC los numera en forma decimal del 1 al 18 mientras que los sistemas americano y europeo apela a los números romanos en dos series (A y B) del I al VIII. Nosotros empleamos o el sistema americano en el que la serie A designa los *elementos representativos* y la serie B a los de *transición*; o bien el sistema IUPAC.

Algunos grupos tiene una designación específica:

<i>IA</i> : familia de los metales alcalinos (excepto H)	(según IUPAC: grupo 1)
<i>IIA</i> : familia de los metales alcalino-térreos	(según IUPAC: grupo 2)
<i>VIA</i> : familia de los anfígenos	(según IUPAC: grupo 16)
<i>VIIA</i> : familia de elementos halógenos	(según IUPAC: grupo 17)
<i>VIIIA</i> o <i>O</i> : familia de los gases nobles	(según IUPAC: grupo 18)
<i>IIIB</i> - <i>IIB</i> : familia de los metales de transición	(según IUPAC: grupo 3 al 12)

Como puede observarse, en el primer período de la Tabla Periódica, hay dos elementos: H y He. En los períodos segundo y tercero, hay ocho elementos en cada uno de ellos, mientras que en el cuarto y quinto, hay 18 elementos. El sexto período tiene 32 elementos (ténganse en cuenta que después del lantano [${}_{57}\text{La}$] se presentan, en un apéndice anexo el sexto período, 14 elementos correspondientes a la serie de los lantánidos). En el séptimo período, que está incompleto, se encuentran 29 elementos de los cuales 14 forman parte de la denominada serie de los actínidos.

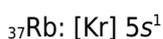
También puede observarse en la Tabla Periódica la presencia de una línea diagonal quebrada marcada con trazo más fuerte, que constituye una divisoria tal que los elementos situados a la *derecha* de dicha línea se denominan *no metales*, mientras que el *resto*

 Conviene para la adquisición de estos conceptos la utilización continua de la Tabla Periódica de los Elementos. Sin embargo no podrá recurrirse a ella en el examen de ingreso.



de los elementos, que constituye la gran mayoría, reciben el nombre de *metales*. Al respecto, cabe señalar que la frontera entre metales y no metales no es en realidad tan nítida; los elementos adyacentes a ella poseen propiedades con características intermedias entre las de los metales y las de los no metales.

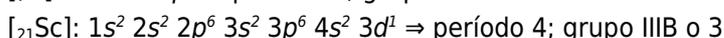
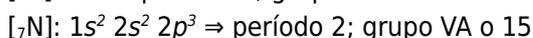
Al observar la Tabla Periódica se ponen de manifiesto cuatro zonas bien diferenciadas: 2 grupos a la izquierda (IA y IIA o 1 y 2), 6 grupos a la derecha (IIIA-O o 13-18), 10 grupos en el centro (metales de transición) y 2 apéndices con 14 elementos cada uno de ellos (lantánidos y actínidos). Los números señalados (2, 6, 10, 14) coinciden plenamente con los correspondientes números máximos de electrones que pueden ubicarse en los subniveles de tipo *s*, *p*, *d*, *f*, respectivamente. Esto podría indicar una cierta relación entre las configuraciones de los elementos y la periodicidad de la Tabla Periódica (y en definitiva con la propia estructura de dicha tabla). Una confirmación a todo esto puede conseguirse asignando a cada elemento de un mismo grupo de la Tabla Periódica, su configuración electrónica. Por ejemplo, los metales alcalinos (grupo IA o 1):



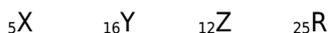
Todos ellos presentan un rasgo común: tienen un único electrón en el último nivel, es decir, su configuración electrónica finaliza en ns^1 . También puede detectarse que el número cuántico indicador del último nivel de los metales alcalinos coincide con el número de período de la Tabla Periódica. Este hecho se verifica en los otros grupos de la Tabla Periódica.

Como conclusión puede decirse que el contenido de electrones en el último subnivel de la estructura electrónica de un elemento, permite determinar la posición de dicho elemento en la Tabla Periódica y al revés, conociendo la posición de dicho elemento en la Tabla Periódica, automáticamente podrá deducirse su estructura electrónica.

Ejemplo:



Ejercicio 2.5.1: Determinar grupo y período de los siguientes elementos (sin recurrir a la tabla periódica)



Ejercicio 2.5.2: Determinar la configuración electrónica de los elementos de grupo y período siguiente:

Q (Período 3; Grupo IIIA)

M (Período 2; Grupo VIIA)

E (Período 3; Grupo IA)



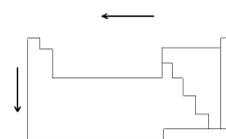
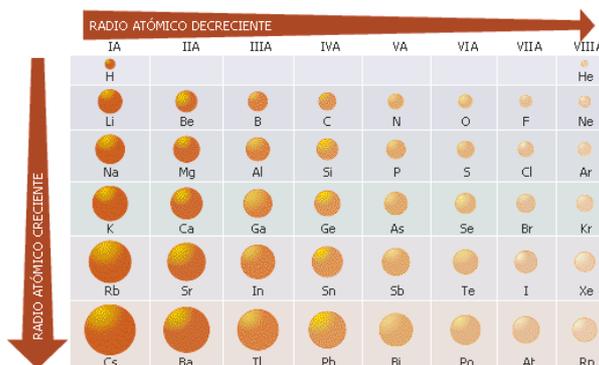
2.6 Propiedades periódicas.

Se denominan así a un conjunto de propiedades físico-químicas que varían de una forma gradual y característica en función de la posición de los elementos en la Tabla Periódica. Estas propiedades son, entre otras, radio atómico, volumen atómico, potencial de ionización, electroafinidad, electronegatividad, etc.

En el desarrollo del curso sólo nos centraremos en estudiar las siguientes propiedades: Radio Atómico, Potencial de Ionización y Electronegatividad.

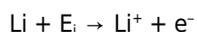
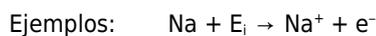
Radio atómico: *el radio atómico efectivo de un elemento puede definirse como la mitad de la distancia que separa los núcleos de dos átomos de dicho elemento.* Estos radios atómicos efectivos tienden a disminuir al recorrer un período de izquierda a derecha y tienden a aumentar en los grupos al recorrerlos de arriba hacia abajo.

La disminución en un período se debe a que los electrones que se añaden en los distintos elementos se adscriben a subniveles en cuyos orbitales los electrones «recién llegados» presentan órbitas de tamaño semejante, además al acrecentarse el número atómico aumenta también la carga nuclear, y por lo tanto, se produce una mayor atracción entre los electrones y el núcleo. El incremento en el grupo puede explicarse teniendo en cuenta que a medida que bajamos en un mismo grupo, tenemos elementos con niveles electrónicos cada vez más externos y, por consiguiente, órbitas cada vez mayores, de tal manera que el aumento de la posible atracción entre electrones y núcleo debido al aumento de la carga nuclear, no puede contrarrestar el crecimiento del tamaño del átomo.

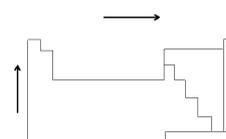


Variación periódica del radio atómico.

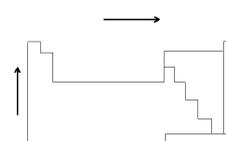
Potencial de ionización: Existen diversos potenciales de ionización sucesivos de los átomos de un elemento. Así, *el primer potencial de ionización se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a los átomos neutros de un elemento en estado gaseoso y provocar su transformación en cationes unipositivos.*



Electronegatividad: *se define como la capacidad o tendencia que tiene un átomo para atraer hacia sí electrones que intervienen en una unión química (enlace químico) con otro átomo.* Esta propiedad aumenta en un período y disminuye en un grupo. Este concepto será ampliado en el capítulo siguiente.



Variación periódica del potencial de ionización.



Variación periódica de la electronegatividad.

2.7 Relaciones entre las propiedades periódicas.

Para finalizar, se pueden observar que las propiedades periódicas están relacionadas entre sí, y se las puede comparar de preferencia con el radio atómico, que es la propiedad más intuitiva de razonar.



Como tendencia general, cuanto mayor es el radio atómico, menos atraídos estarán los electrones externos por el núcleo, y habrá que suministrar menos energía para poder "arrancarlos" y por tanto, menor el valor correspondiente al Potencial de Ionización.

A medida que disminuye el radio atómico, mayor es la capacidad que posee el núcleo para atraer y retener electrones compartidos en una unión química; por lo tanto la electronegatividad aumenta de forma inversa del radio atómico, o sea, se acrecienta en razón al período y disminuye conforme avanzamos en un grupo.

Esta tendencias están íntimamente relacionadas con la carga nuclear, y la configuración electrónica.

En secciones anteriores estudiamos el efecto protector de los electrones cercanos al núcleo sobre los electrones de los niveles externos en los átomos polieletrónicos. La presencia de electrones protectores reduce la atracción electrostática entre los protones del núcleo, que tienen la carga positiva, y los electrones externos. Además, las fuerza de repulsión entre los electrones externos e internos compensan o disminuyen la acción del núcleo.

O sea, que los externos no "reciban" la misma fuerza de atracción electrostática por acción de los electrones internos es conocido como **efecto pantalla**. Y este apantallamiento depende de la capacidad penetrante del orbital que contienen a esos electrones internos. Siendo los de mayor efectos los *s*, seguidos por los *p*, etc.

Luego los electrones periféricos se comportaran como si el núcleo ejerciera una fuerza con una carga nuclear menor a la real, de aquí nace el concepto de **carga nuclear efectiva**.

Una forma de ilustrar la protección de los electrones es considerar la energía que se requiere para quitar los dos electrones del átomo de helio. Las mediciones muestran que se requiere para el primero 2373 kJ/mol, mientras que para el segundo 5251 kJ/mol. La razón de que se necesite mucha más energía para quitar el segundo electrón de un mismo subnivel de energía es que cuando sólo está presente un electrón no existe un efecto pantalla contra la carga nuclear +2.

Resumiendo: Las fuerzas de atracción electrostáticas que ejerce el núcleo sobre los electrones periféricos disminuye a medida que avanzamos en un grupo pues los electrones que van ingresando se ubican en niveles superiores. Avanzando en un período, las fuerzas de atracción aumentan debido a que los electrones en los distintos elementos se adscriben a subniveles en cuyos orbitales los electrones "recién llegados" sufren poco cambio en el efecto pantalla recibido, además al aumentar el número atómico aumenta también la carga nuclear y, por lo tanto, la carga nuclear efectiva aumenta.



Ejercitación Estructura atómica:

1. Calcule la masa del átomo de bromo considerando las tres partículas subatómicas; repita la operación despreciando los electrones. Compare.
2. Calcule la masa molecular de las siguientes sustancias
 - (a) Sulfato de Calcio (CaSO_4)
 - (b) Alcohol Etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
 - (c) Bromuro de Potasio (KBr)
 - (d) ácido Sulfúrico (H_2SO_4)
 - (e) Sulfato Cúprico pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
 - (f) Fosfato de Calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$)
 - (g) Benceno (C_6H_6)
 - (h) Peróxido de Hidrógeno (H_2O_2)
 - (i) Sulfato amónico ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)
 - (j) Carbonato de Magnesio (MgCO_3)
 - (k) Hidróxido de Aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$)
 - (l) Hidróxido de Sodio (NaOH)
 - (m) nitrato amónico (NH_4NO_3)
 - (n) hidróxido de aluminio [$\text{Al}(\text{OH})_3$]
 - (o) periodato férrico [$\text{Fe}(\text{IO}_4)_3$]
 - (p) piroarseniato ácido cobaltoso [$\text{Co}_3(\text{HAS}_2\text{O}_7)_2$]
3. ¿Qué término es más correcto: Peso atómico o Masa atómica?
4. ¿Pueden existir átomos de un mismo elemento con distinto número atómico?
5. El radio de un átomo dado es 100.000 veces mayor que su núcleo. Si un átomo pudiera amplificarse de manera que el radio de su núcleo midiera 2 cm, ¿cuál sería el radio del átomo (en metros)?
6. ¿Cuál es la masa en gramos de 13,2 uma?
7. ¿Cuántas uma existen en 8,4 g?
8. Los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones y, por ende, todos los átomos de un elemento dado tienen igual...
9. ¿Qué diferencia hay entre el número másico y la masa atómica?
10. ¿Qué diferencia hay entre el número másico y el número atómico?
11. Si restamos el número atómico del número másico de un átomo, ¿qué obtenemos?
12. Complete la siguiente tabla:

Z	A	nº	p ⁺	e ⁻	elemento
35	81				
		62			Pd
	23			11	
77		115			
	151				Eu
		6		6	
		12			Mg
	144		60		
64		94			
	37				Cl



13. ¿Cuáles conjuntos de valores son posibles? ¿Por qué no son posibles los demás?

	A	Z	neutrones	protones
A	19	42	23	19
B	235	92	143	92
C	53	131	79	131
D	32	15	15	15
E	14	7	7	7
F	40	18	40	18

14. ¿Por qué el conocimiento del número atómico permite deducir el número de electrones presentes en un átomo?

15. ¿Cuál es el número másico de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones? ¿Y el de dos átomos?

16. Dado cada uno de los siguientes postulados originales de Dalton, analice si cada uno sigue siendo verdadero con base en nuestras ideas actuales acerca de la teoría atómica:

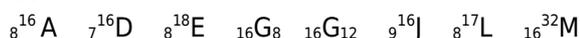
- Toda la materia se compone de átomos. Estos objetos indivisibles e indestructibles son las partículas químicas definitivas.
- Todos los átomos de un elemento son idénticos, tanto en masa como en sus propiedades. Los átomos de elementos diferentes tienen diferentes masas y diferentes propiedades.
- Los compuestos se forman por la combinación de dos o más clases de átomos diferentes. Los átomos se combinan en proporciones de números enteros pequeños, por ejemplo, un átomo de A con un átomo de B, o dos átomos de A con un átomo de B.
- Los átomos son las unidades del cambio químico. Una reacción química implica sólo la combinación, separación, o reacomodo de átomos; pero los átomos no se crean, destruyen, dividen en partes ni se convierten en otras clases de átomos durante una reacción química.

17. Analice la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número másico.
- Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico.
- átomos de elementos diferentes tienen número atómico diferente.
- Los elementos en la tabla periódica están ordenados según su masa atómica.
- Número másico y masa atómica son conceptos equivalentes.
- átomos de elementos diferentes tienen siempre un número de neutrones diferentes.
- Los alótropos del oxígeno tienen diferente atomicidad.
- Los alótropos del oxígeno tienen iguales propiedades porque están formados por un mismo elemento.

18. ¿Cuáles de los siguientes símbolos proporciona mayor información sobre el comportamiento químico del átomo: ^{23}X ó $_{11}\text{X}$?

19. Dados los siguientes átomos indique el número de partículas subatómicas que los constituyen, escriba el nombre del elemento que representan, localice alótropos e isótopos:

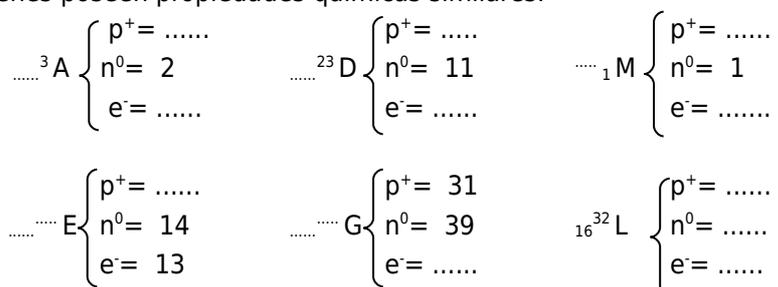




20. ¿Cuáles de los siguientes son isótopos del elemento X, cuyo número atómico es 9:
 $^{18}_9X$, $^{20}_9X$, 9_4X , $^{15}_9X$?
21. El cobalto tiene tres isótopos radiactivos que se emplean en estudios médicos. Los átomos de esos isótopos tienen 30, 31 y 33 neutrones, respectivamente. Dé el símbolo para cada uno de los isótopos.
22. Analice la veracidad de la siguiente afirmación:
(a) Los átomos del mismo elemento siempre tienen el mismo número másico pero átomos del mismo elemento pueden tener diferentes números atómicos debido a la presencia de isótopos.
(b) El ^{14}N y el ^{15}N son alótropos porque son formas del mismo elemento.
23. Dada la abundancia relativa de los isótopos, halle el peso atómico los siguientes elementos:

Elemento	Isótopos	Masa Isotópica	Abundancia relativa (%)	Peso Atómico
magnesio	^{24}Mg	23,985 u	78,99	
	^{25}Mg	24,985 u	10,00	
	^{26}Mg	25,983 u	11,01	
galio	^{69}Ga	68,926 u	60,10	
	^{71}Ga	70,925 u	39,90	
argón	^{36}Ar	35,968 u	0,337	
	^{38}Ar	37,963 u	0,063	
	^{40}Ar	39,962 u	99,600	

24. El potasio tiene 3 isótopos estables 39, 40 y 41, pero el 40 tiene una abundancia natural muy baja. ¿Cuál de los otros es el más abundante?
25. Si el peso atómico del carbono es 12,01, ¿la mayoría de los átomos de carbono tienen masa 12,01?
26. Dados los siguientes átomos completar los datos faltantes, reconocer los isótopos y quienes poseen propiedades químicas similares:



27. Con respecto a la tabla periódica, ¿Con qué coincide el número cuántico principal?
28. ¿Con qué coincide el número de electrones de la capa electrónica externa?
29. ¿Cuáles de los siguientes orbitales tienen sentido y cuáles no. de acuerdo con la mecánica ondulatoria? Explicar la respuesta.



30. ¿Qué es más energético un orbital 1s o un 2p?



31. Los orbitales de un mismo subnivel, ¿son equienegéticos?
32. Ordene el siguiente grupo de orbitales según energía decreciente.
 $3s \ 2s \ 2p \ 1s \ 3p \ 4s \ 3d$
33. Explique qué significa electrón desapareado y electrones apareados.
34. Dado los siguientes elementos indicar:
 ${}_1\text{H} \quad {}_9\text{F} \quad {}_{12}\text{Mg} \quad {}_{17}\text{Cl} \quad {}_{20}\text{Ca}$
(a) N° de niveles ocupados por electrones.
(b) N° de electrones ocupados en cada nivel
35. Escriba la configuración electrónica de:
(a) metales alcalinos
(b) metales alcalinos térreos
(c) halógenos
(d) gases nobles
36. Dado los siguientes elementos:
 ${}_6\text{C} \quad {}_{16}\text{S} \quad {}_{13}\text{Al} \quad {}_{14}\text{Si} \quad {}_2\text{He} \quad {}_4\text{Be} \quad {}_{23}\text{V} \quad {}_{48}\text{Cd} \quad {}_{60}\text{Nd} \quad {}_{10}\text{Ne} \quad {}_{21}\text{Sc}$
(a) escriba sus configuraciones electrónicas
(b) indique cuantos electrones desapareados poseen
(c) marque el o los electrones de mayor energía
37. ¿Cómo son las estructuras electrónicas de un átomo y su isótopo?
38. ¿Cómo es el número de electrones de una catión respecto del átomo que deriva?
39. Realice la configuración electrónica de los siguientes iones.
 $\text{Cl}^- \quad \text{O}^{2-} \quad \text{Na}^+ \quad \text{Mg}^{2+}$
40. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos y, en base a ellas, determine el grupo y el período al que pertenecen:
 ${}_5\text{X} \quad {}_{17}\text{Y} \quad {}_{7}\text{Z} \quad {}_{2}\text{M} \quad {}_{17}\text{R} \quad {}_{40}\text{O} \quad {}_{80}\text{P} \quad {}_{58}\text{Q}$
41. Algunas de las siguientes configuraciones electrónicas de elementos en estado basal son incorrectas. En esos casos, señale qué principio no se ha cumplido (Principio de Exclusión de Pauli, Principio de Mínima Energía, Regla de Máxima Multiplicidad).
(a) X: $1s^2 \ 2s^2 \ 3s^2 \ 3p^5$
(b) Y: $1s^2 \ 2s^1$
(c) Q: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 3d^1$
(d) T: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{11}$
(e) R: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p_x^1 \ 3p_y^1 \ 3p_z^2$
(f) M: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p_x^2 \ 3p_y^1$
42. Entre los siguientes átomos determine aquellos con comportamiento químico similar.
 ${}_8\text{X} \quad {}_{12}\text{Y} \quad {}_{17}\text{Z} \quad {}_3\text{M} \quad {}_{17}\text{L}$
43. Sin utilizar la tabla periódica determine el número atómico de los siguientes elementos sabiendo que:
(a) El electrón externo de R es $5s^1$.
(b) Los electrones externos de L son $3s^2 \ 3p^6$.
(c) Los electrones externos de T son $4s^2 \ 3d^{10}$.
(d) M se encuentra en el grupo IVA, período 3.
(e) T se encuentra en el grupo IVB, período 4.



- (f) J se encuentra en el grupo 9, período 5.
(g) D se encuentra en el grupo 15, período 5.
(h) O es un elemento halógeno del quinto período.
(i) Q es un metal alcalino del cuarto período.
44. Sin utilizar la tabla periódica responda las siguientes consignas:
- (a) ¿Cuál es el número atómico de un metal alcalinotérreo del período 3?
(b) El elemento X pertenece al grupo de ${}_9Y$ y se encuentra en el período de ${}_{11}R$. Indique su ubicación en la tabla periódica y determina su número atómico.
(c) El elemento G pertenece al grupo de ${}_2M$ y se encuentra en el período de ${}_{14}L$. Si posee 21 neutrones, ¿cuál es su número másico?
(d) D tiene en el último nivel dos electrones más que T. T es el elemento representativo posterior a ${}_{12}J$. ¿A qué grupo y período pertenece D?
(e) El primer elemento halógeno se encuentra en el período de ${}_3W$. ¿Cuál es su número atómico?
(f) ¿Cuál es la configuración electrónica del gas noble A que se encuentra en el mismo período que el primer metal alcalinotérreo G que aparece en la tabla periódica?
45. Dados:
- $${}_{\dots}{}^{14}A \begin{cases} p^+ = \dots\dots \\ n^0 = 7 \\ e^- = \dots\dots \end{cases} \quad \dots{}^{23}D \begin{cases} p^+ = \dots\dots \\ n^0 = 12 \\ e^- = \dots\dots \end{cases}$$
- (a) ¿Quién tenderá a ceder electrones en una combinación química? ¿Por qué?
(b) ¿Quién tenderá a adoptar la configuración de ${}_{10}Ne$?
(c) ¿Quién tenderá a adoptar la configuración de ${}_{18}Ar$?
46. Marcar el elemento de mayor radio atómico dentro de cada par. Justifique.
- (a) P, K
(b) Ca, O
(c) Cl, Br
(d) Na, Cs
47. Ordene por electronegatividad decreciente los conjuntos de elementos:
- (a) B, F, Na
(b) Ca, Be
(c) Al, K, Li
(d) Ca, F, O
48. Sin un átomo tiene potencial de ionización muy bajo, ¿tenderá a aceptar o a ceder electrones? ¿Por qué?
49. ${}_{10}J$ es el elemento inmediato anterior de T en la Tabla Periódica. Sin embargo, J tiene un radio atómico de 71 pm mientras que T tiene un RA = 186 pm. ¿Por qué se da esta diferencia tan grande en las propiedades de los dos elementos que se encuentran consecutivos en la Tabla Periódica?
50. La electronegatividad de A es mucho mayor que la de B. ¿Cómo será el radio atómico? ¿Y el potencial de ionización? Justifique.
51. La electronegatividad de C es mucho menor que la de D y ambos se encuentran en el mismo período. ¿Cómo es, comparativamente, su radio atómico? ¿Por qué?



52. Sin recurrir a la tabla periódica determinar entre los siguientes átomos el de mayor electronegatividad. *Justificar.*
- (a) ${}_8X_{16}Y$
 - (b) ${}_9L_{11}M$
 - (c) ${}_{11}M_{5}R$
53. Ordenar los siguientes átomos según potencial de ionización creciente (Justificar su elección):
- ${}_6^{12}A$ ${}_{13}^{27}B$ ${}_6^{13}C$ ${}_{12}^{24}D$
54. Nombre el elemento que corresponde a cada una de las características siguientes:
- (a) El metal alcalinotérreo de mayor radio atómico.
 - (b) El metal alcalino de menor energía de ionización.
 - (c) El halógeno de mayor energía de ionización.
 - (d) El gas noble de mayor radio atómico.
55. ¿Cuál de los siguientes grupos de elementos está ordenado correctamente de menor a mayor energía de ionización?
- (a) $C < Si < Na < Ne$
 - (b) $Ne < Si < C < Na$
 - (c) $Na < Si < C < Ne$
 - (d) $Ne < C < Si < Na$
56. La energía requerida para arrancar el electrón más externo del átomo Sr es 548 kJ/mol; la eliminación del segundo electrón requiere casi el doble de energía, 1058 kJ/mol. Por otra parte, la primera energía de ionización de Rb es 402 kJ/mol, y la eliminación del segundo electrón requiere una energía siete veces superior, 2640 kJ/mol. Sugerir una razón cualitativa que justifique estas observaciones.
57. En general, el radio atómico y la energía de ionización tienen tendencias periódicas opuestas, ¿por qué?
58. Explique la escasa variación de los radios atómicos de los elementos de transición del mismo período.
59. Escriba la configuración electrónica del producto de la primera ionización del halógeno más pequeño.
60. Escriba la configuración electrónica del producto de la segunda ionización del tercer metal alcalino.





UNIDAD 3. Uniones y Funciones Químicas.

3.1 Introducción

El número de elementos químicos conocidos es insignificante si se compara con los millones de sustancias que pueden encontrarse en la naturaleza o se pueden obtener artificialmente. Pero las diferentes sustancias están constituidas por átomos de alguno o algunos de los elementos químicos (iguales o diferentes entre sí). Ahora surge un nuevo interrogante: ¿Cómo se hallan unidos a las partículas que conforman los cuerpos entre sí?, o sea, ¿cómo se hallan unidos los átomos entre sí o dentro de las moléculas? ¿Qué fuerza es la que, a pesar de los movimientos que tienen las moléculas, hace que los átomos sigan unidos unos a otros?

La fuerza que mantiene unidos los átomos en los compuestos se llama unión o enlace químico.

En un enlace químico intervienen los electrones del último nivel energético, debiendo existir orbitales vacíos o con un solo electrón.

La cantidad de electrones periféricos del último nivel principal que cede, acepta o comparte un átomo cuando se combina se llama valencia.

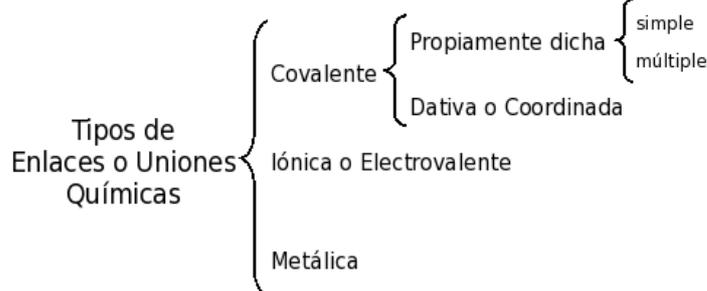
¿Por qué se combinan los átomos? La escasa actividad química de los gases nobles, indica la extrema estabilidad estructural de estos átomos y es lógico por lo tanto, atribuir la combinación química a la tendencia de los otros átomos a tomar la configuración del gas noble más cercano, con su grupo exterior de ocho electrones. Luego podemos reconocer:

Problema: Los átomos de H, Li y Be, ¿qué configuración electrónica tenderán a adoptar?

Regla del octeto: Se logra una estabilidad particular cuando en una molécula, la capa de valencia de cada átomo (excepto el hidrógeno, litio, berilio) contiene ocho electrones.

Entonces, a partir de combinarse, cediendo, aceptando o compartiendo sus electrones de valencia, los átomos buscan su estabilidad estructural.

La unión química se realiza por distintos mecanismos, según las propiedades de los elementos a combinarse, lo que da lugar a distintos tipos de enlace:



3.2 Enlace iónico

Cuando la diferencia en la electronegatividad de los átomos es grande, los electrones serán transferidos de un átomo a otro, formándose un anión y un catión que, por atracción electrostática, darán lugar a un enlace iónico.

Veamos un ejemplo. Los metales alcalinos por tener baja electronegatividad, transfieren fácilmente un electrón de su capa de valencia, y adquieren una carga positiva y la configuración del gas noble que los antecede en la tabla periódica.

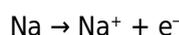




Tabla 3.1	Atomo (Na ⁰)	Catión (Na ⁺)	Gas Noble más Cercano (Ne)
Configuración electrónica	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶
Electrones en el último nivel	1	8	8

En cambio, los no metales, elementos de electronegatividad elevada, tienden a aceptar electrones. Así, los halógenos, que tienen en su nivel de valencia siete electrones, aceptando un electrón adquieren carga negativa y la estructura del gas noble del mismo período.

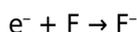
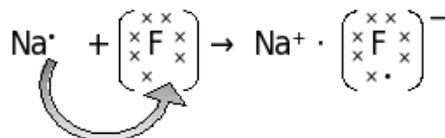


Tabla 3.2	Atomo (F)	Anión (F ⁻)	Gas Noble más Cercano (Ne)
Conf. electrónica	1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶
Electrones en el último nivel	7	8	8

Para describir enlaces se utilizan las estructuras de Lewis. En ellas sólo se representan los electrones de valencia de cada átomo. Para mayor claridad en la representación, los electrones que originalmente pertenecen a diferentes átomos, se representan con signos diferentes, pero no debe interpretarse que haya alguna diferencia entre ellos.

La atracción electrostática entre estos iones con carga opuesta (Na⁺, F⁻) mantiene el compuesto estable.



3.3 Enlace Covalente. Teoría de los Orbitales Moleculares.

Cuando el enlace se establece entre elementos de igual o semejante electronegatividad, el octeto se completa por compartiendo pares de electrones. Este tipo de unión se llama covalente.

Según la teoría de orbitales moleculares (OM), los enlaces covalentes de las moléculas se forman por solapamiento de orbitales atómicos, de manera que los nuevos orbitales moleculares pertenecen a la molécula entera y no a un átomo sólo. Tal y como se verá más adelante, la geometría de una molécula depende de cada uno de los orbitales atómicos que participan en el solapamiento.

Para comprender mejor esta teoría describiremos el enlace en una molécula de H₂.

En esta molécula el orbital 1s de uno de los átomos de hidrógeno se solapa con el orbital 1s del otro hidrógeno formándose un orbital molecular.

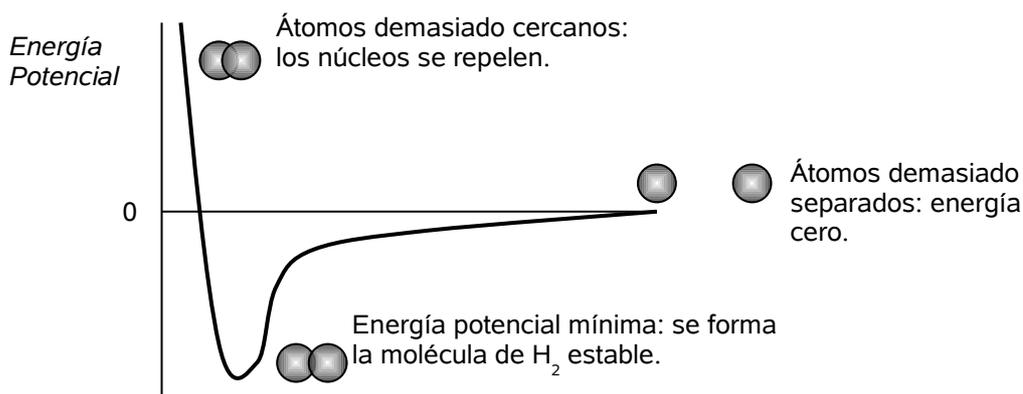
La densidad electrónica del OM es mayor en la región de solapamiento. El enlace que se forma cuando dos orbitales s solapan se denomina enlace sigma (σ). Los electrones en un enlace σ_{1s-1s} se encuentran simétricamente distribuidos alrededor de un eje internuclear.

Durante la formación del enlace, los dos orbitales se acercan uno a otro y comien-

zan a solapar, liberándose energía a medida que el electrón de cada átomo es atraído por la carga positiva del núcleo del otro átomo. Cuanto mayor sea el solapamiento, mayor será el desprendimiento de energía y, por tanto, menor será la energía del Orbital Molecular (OM).

Si el proceso de aproximación de los átomos continúa, los núcleos atómicos pueden llegar a repelerse mutuamente, lo cual hace que la energía del sistema aumente. Esto significa que la máxima estabilidad (mínima energía) se alcanza cuando los núcleos se encuentran a una distancia determinada.

Esta distancia es lo que se conoce con el nombre de longitud de enlace del nuevo enlace covalente.



Según la teoría de Orbitales Moleculares (OM) el número de éstos es igual al número de orbitales atómicos (OA) que se solapan.

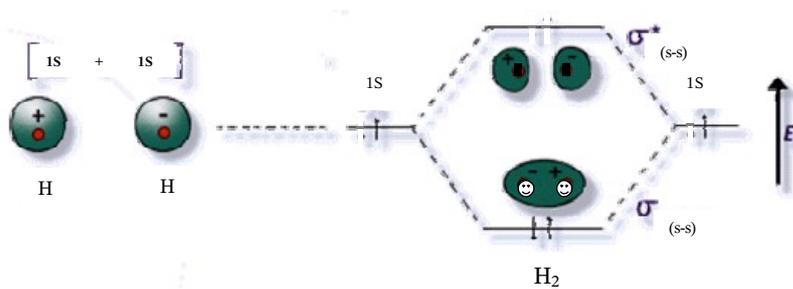
En el caso de la molécula de hidrógeno se solapan dos OA y por tanto se formarán dos nuevos OM.

El OM de menor energía contiene a los dos electrones y mantiene a los dos átomos unidos, por lo que se denomina OM enlazante. Este orbital aparece cuando los dos OA están en fase (recuérdense las propiedades ondulatorias de los electrones).

El otro OM de la molécula de hidrógeno se forma cuando los dos OA que solapan no están en fase. Cuando esto ocurre los OA se cancelan mutuamente y se forma un nodo entre los dos núcleos. Este OM se denomina antienlazante y su energía es superior a la suma de las energías de los OA separados.

Siguiendo el principio de Aufbau y el de Pauli, los dos electrones que forman el enlace covalente de la molécula de hidrógeno ocupan completamente el OM menos energético, dando lugar a un enlace covalente y por tanto a una molécula estable.

En la siguiente figura se describen los OM de la molécula de hidrógeno y sus niveles relativos de energía:





3.3.1. Covalencia propiamente dicha.

Es la que se establece entre dos elementos cuando los electrones de enlace son aportados en igual número por los átomos.

Ejemplo: $F-F$

El Flúor tiene siete electrones en su capa de valencia. Es posible combinar los dos átomos de Flúor, de tal manera que ambos completen su octeto compartiendo un par electrónico. Cada átomo contribuye al par con un electrón. Este es un caso de covalencia simple.

Si los elementos comparten dos pares de electrones, estamos frente a un caso de covalencia doble (ej: la molécula de oxígeno se representa como $O=O$)

En la covalencia triple, se comparten tres pares de electrones (ej.: el nitrógeno puede representarse $N\equiv N$)

3.3.2. Covalencia coordinada.

Es la que se establece entre dos elementos cuando el par de electrones a compartir, los aporta uno solo de los átomos que participan en la unión. Se presenta mediante una flecha dirigida hacia el átomo que no aporta electrones.

Ejemplo: $O=Se\rightarrow O$

El selenio tiene seis electrones, se combina con un átomo de oxígeno mediante una covalencia propiamente dicha, completando su octeto. Con el otro átomo de oxígeno, lo hace por la unión coordinada; el par electrónico de esta unión lo proporciona el selenio y lo comparten los dos elementos.

3.4 Electronegatividad y polarización del enlace.

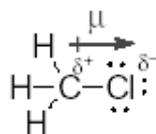
Cuando dos átomos comparten por igual los dos electrones del enlace covalente se dice que el enlace es **no polar**, como el enlace de la molécula de hidrógeno o el enlace carbono-carbono del etano.

La mayor parte de los enlaces covalentes están formados por dos átomos diferentes, de manera que los electrones del enlace son atraídos con mayor intensidad por uno de los dos átomos que forman el enlace.

Cuando esto ocurre el enlace covalente se denomina **enlace polar**.

Por ejemplo, cuando el carbono se enlaza al cloro el par de electrones del enlace se encuentra atraído con más intensidad por el átomo de cloro, de manera que sobre el átomo de carbono aparece una pequeña carga parcial positiva y sobre el átomo de cloro aparece una cantidad igual de carga negativa.

En la siguiente figura se indica el enlace covalente polar C-Cl de la molécula de clorometano.



Clorometano



La polaridad del enlace se indica con una flecha que dirige su punta hacia el extremo negativo del enlace polar y un signo más en el extremo positivo del enlace.

La polaridad del enlace se mide mediante su **momento dipolar** (μ) que se define como la cantidad de diferencia de carga multiplicada por la longitud del enlace.

El símbolo $\delta+$ quiere decir una pequeña cantidad de carga positiva y el símbolo $\delta-$ quiere decir una pequeña cantidad de carga negativa.

A fin de predecir si un enlace covalente va a ser polar se recurre a la comparación de las electronegatividades de los átomos que forman el enlace. La **electronegatividad** se define como la tendencia del núcleo atómico a la atracción de electrones cuando forma un enlace.

Linus Pauling desarrolló una escala de electronegatividades relativas para la mayoría de los átomos.

En el Sistema Periódico la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y disminuye al bajar en una columna, por lo que el flúor es el elemento más electronegativo.

A continuación, se da una tabla de electronegatividades para los principales átomos de interés en Química Orgánica.

H							
2,2							
Li	Be	B	C	N	O	F	
1,0	1,6	1,8	2,5	3,0	3,4	4,0	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
0,9	1,3	1,6	1,9	2,2	2,6	3,2	
							Br
							3,0
							I
							2,7

En un enlace covalente el átomo con mayor electronegatividad es el extremo negativo del dipolo, tal y como se indica en las siguientes estructuras.

3.5 Funciones Químicas Inorgánicas

 **Número de oxidación:** Es un número que indica cuantos electrones cede o capta, tiene tendencia a ganar o a perder, un elemento cuando forma parte de una unión química. Si recibe electrones tendrá signo negativo, si los cede tendrá signo positivo.

Se denominan funciones químicas a los grupos de familias de compuestos que presentan similares propiedades químicas. Se caracterizan por poseer átomos o agrupaciones de átomos con números de oxidación particulares.

Se las clasifican:



En este curso solo desarrollaremos un estudio en profundidad de dos funciones químicas inorgánicas: Óxidos e Hidruros.

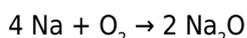


3.5.1. Óxidos

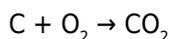
Son compuestos binarios formados por un elemento y el oxígeno. Responde a la siguiente fórmula general: E_2O_n , donde E es el elemento, O el oxígeno, y n el número de oxidación del elemento.

Los óxidos se clasifican en:

a) óxidos básicos: Son compuestos binarios formados por un metal y el oxígeno. Presentan en su estructura uniones iónicas



b) óxidos ácidos: son compuestos binarios formados por un no metal y el oxígeno. Presenta en su estructura uniones covalentes.



c) óxidos anfóteros: son óxidos formados generalmente por un metal y el oxígeno y tienen la característica de comportarse como básicos o ácidos según el medio en que actúen. Ejemplos: ZnO , Al_2O_3

Existen tres formas de nombrar a los óxidos (sin hacer distinciones entre óxidos ácidos u óxidos básicos).

1. Una de ellas consiste en colocar la palabra **óxido** precedida del prefijo latino (*mono*, *di*, *tri*, etc.) que indica el número de átomos de oxígeno presente en la molécula, a continuación del nombre del elemento precedido también del prefijo correspondiente. Entre ambos términos se coloca la preposición **de**.

Veamos algunos ejemplos: Na_2O Monóxido de disodio
1 átomo de oxígeno 2 átomos de sodio

Como el átomo de sodio posee valencia única no es necesario colocar los prefijos y directamente puede ser nombrado: **óxido de sodio**.

NO_2 Dióxido de nitrógeno
2 átomos de oxígeno

En general, cuando del elemento hay presente un solo átomo no es necesario el prefijo *mono*.

Otros ejemplos serían:

N_2O	monóxido de dinitrógeno
CO_2	dióxido de carbono
SO_3	trióxido de azufre
Al_2O_3	óxido de aluminio
FeO	monóxido de hierro
Fe_2O_3	trióxido de dihierro

2. Numeral de Stocks: esta nomenclatura consiste en colocar la palabra **óxido** seguida de la conjunción **de** y finalmente el nombre del elemento, indicando entre paréntesis la valencia del mismo en números romanos. Cuando este posee valencia única puede ser omitida.



CO	óxido de carbono (II)
CO ₂	óxido de carbono (IV)
AlO ₃	óxido de aluminio
P ₂ O ₅	óxido de fósforo (V)
FeO	óxido de hierro (II)
Fe ₂ O ₃	óxido de hierro (III)

3. Una tercer manera de nombrar los óxidos consiste en colocar la palabra **óxido** seguida de la raíz del nombre del elemento al que se le agregan los siguientes prefijos y sufijos:

- Cuando la valencia es única se coloca el sufijo **ico**.

 Cabe aclarar que en algunos casos se utiliza la raíz latina del elemento.

K ₂ O	óxido potásico
Al ₂ O ₃	óxido aluminico
Ag ₂ O	óxido argéntico

- Si posee 2 valencias se utiliza el sufijo **oso** para la valencia menor e **ico** para la mayor.

valencia II	NiO	óxido níqueloso
valencia III	Ni ₂ O ₃	óxido níquelico
valencia II	CoO	óxido cobaltoso
valencia III	Co ₂ O ₃	óxido cobáltico
valencia II	FeO	óxido ferroso
valencia III	Fe ₂ O ₃	óxido férrico
valencia II	PbO	óxido plumboso
valencia IV	PbO ₂	óxido plúmbico
valencia I	Cu ₂ O	óxido cuproso
valencia II	CuO	óxido cúprico
valencia IV	SO ₂	óxido sulfuroso
valencia VI	SO ₃	óxido sulfúrico

- Si posee 3 valencias se procede: el sufijo **oso** para la valencia menor, **ico** para la intermedia y para la mayor el prefijo **per** y el sufijo **ico**.

valencia II	CrO	óxido cromoso
valencia III	Cr ₂ O ₃	óxido crómico
valencia VI	CrO ₃	óxido <i>per</i> crómico

- Si posee 4 valencias distintas (es el caso de los halógenos excepto el flúor) se procede:

valencia I	Cl ₂ O	óxido <i>hipo</i> cloroso
valencia III	Cl ₂ O ₃	óxido cloroso
valencia V	Cl ₂ O ₅	óxido clórico
valencia VII	Cl ₂ O ₇	óxido <i>per</i> clórico

 Para los hidruros metálicos debemos distinguir que es el hidrógeno el que posee el número de oxidación -1, en cambio los otros es el No Metal el que posee este número de oxidación.

3.5.2. Hidruros

Son compuestos binarios formados por un elemento y el hidrógeno. Responde a la siguiente fórmula general: H_nE, donde E es el elemento, H hidrógeno y *n* el número de oxidación del elemento. Ejemplos: NH₃, HCl, HBr.



Debemos distinguir hidruros metálicos de los no metálicos.

Hidruros metálicos: Se coloca la palabra **hidruro** seguido de la conjunción **de** y el nombre del metal.

NaH *hidruro* de sodio
LiH *hidruro* de litio
MgH₂ *hidruro* de magnesio

Hidruros no metálicos: Se coloca la raíz del elemento con el sufijo **uro** seguido de las palabras **de hidrógeno**.

HCl *cloruro* de hidrógeno
HBr *bromuro* de hidrógeno
H₂S *sulfuro* de hidrógeno

Aclaración: algunos hidruros no metálicos poseen nombres específicos, como por ejemplo:

NH₃: *amoníaco*; PH₃: *fosfina*; AsH₃: *arsina*

 Nótese que se han invertido la forma de escritura de los hidruros metálicos de los no metálicos, en los primeros el hidrógeno se coloca después y en los segundos delante.

3.6 Funciones Químicas Orgánicas

Antes de adentrarnos en las funciones químicas orgánicas es importante remarcar la diferencia entre «inorgánico» y «orgánico»; estos nombres engañosos son una reliquia de los tiempos en que los compuestos químicos se dividían según su procedencia: los compuestos inorgánicos eran aquellos que procedían de los minerales, y los orgánicos, los que se obtenían de fuentes vegetales y animales, o sea, de materiales producidos por organismos vivos. De hecho, hasta aproximadamente 1850 muchos químicos creían que los compuestos orgánicos debían tener su origen en organismos vivos y en consecuencia, jamás podrían ser sintetizados a partir de sustancias inorgánicas.

Los compuestos de fuentes orgánicas tenían en común lo siguiente: todos contenían el elemento carbono. Aun después de haber quedado establecido que estos compuestos no tenían necesariamente que proceder de fuentes vivas, ya que podían hacerse en el laboratorio, resultó conveniente mantener el nombre orgánico para describir éstos y otros compuestos similares, persistiendo hasta la fecha esta división.

¿Qué tiene de especial el carbono para formar tantos compuestos? Los átomos de carbono pueden unirse entre sí hasta grados imposibles para los átomos de cualquier otro elemento. Pueden formar cadenas de miles de átomos o anillos de todos los tamaños, estas cadenas y anillos pueden tener ramificaciones y uniones cruzadas. A los carbonos de estas cadenas y anillos se unen otros átomos; principalmente de hidrógeno, pero también de flúor, cloro, bromo, yodo, oxígeno, nitrógeno, azufre, fósforo y muchos otros.

Cada ordenamiento atómico corresponde a un compuesto distinto, y cada compuesto tiene su conjunto de características químicas y físicas.

La química orgánica es un campo inmensamente importante para la tecnología: es la química de los colorantes y las drogas, del papel y las tintas, de las pinturas y los plásticos, de la gasolina y de los neumáticos, es la química de nuestros alimentos y de nuestro vestuario.

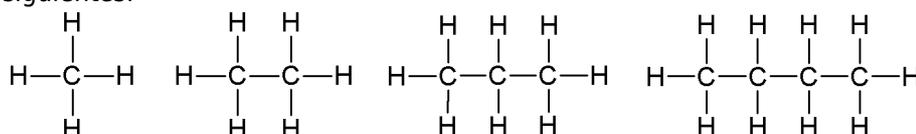


3.6.1. Hidrocarburos

Ciertos compuestos orgánicos sólo contienen dos elementos, hidrógeno y carbono, por lo que se conocen como **hidrocarburos**. Partiendo de su estructura, se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los primeros se subdividen en familias: alcanos, alquenos, alquinos y sus análogos cíclicos (cicloalcanos, etc.)

3.6.2. Alcanos

Los alcanos son compuestos con fórmula molecular C_nH_{2n+2} . El hidrocarburo más simple es el metano CH_4 ($n=1$). Los hidrocarburos de cadena lineal se denominan hidrocarburos normales. Los cuatro primeros miembros de la familia de hidrocarburos lineales son los siguientes:



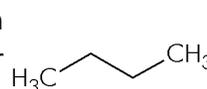
Metano

Etano

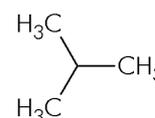
Propano

Butano

Existe un único hidrocarburo con la fórmula molecular CH_4 , uno sólo con la fórmula molecular C_2H_6 (el etano), uno sólo con la fórmula molecular C_3H_8 (el propano), pero sin embargo existen dos alcanos con la fórmula molecular C_4H_{10} .



Butano



2-metilpropano

Dos compuestos químicos diferentes con la misma fórmula molecular se denominan **isómeros**. El número de alcanos isoméricos aumenta al aumentar número de átomos de carbono. En la tabla se indican los puntos de fusión y de ebullición, así como el número de isómeros de algunos alcanos de cadena lineal.

Hidrocarburos normales (cadena lineal)

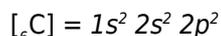
Nº de carbonos	Fórmula	Nombre	Nº total de isómeros	P _{eb} (°C)	P _f (°C)
1	CH_4	metano	1	-162	-183
2	C_2H_6	etano	1	-89	-172
3	C_3H_8	propano	1	-42	-187
4	C_4H_{10}	butano	2	0	-138
5	C_5H_{12}	pentano	3	36	-130
6	C_6H_{14}	hexano	5	69	-95
7	C_7H_{16}	heptano	9	98	-91
8	C_8H_{18}	octano	18	126	-57
9	C_9H_{20}	nonano	35	151	-54
10	$C_{10}H_{22}$	decano	75	174	-30
11	$C_{11}H_{24}$	undecano		196	-26
12	$C_{12}H_{26}$	dodecano		216	-10
20	$C_{20}H_{42}$	eicosano	366.319	334	+36
30	$C_{30}H_{62}$	tricosano	$4,11 \times 10^9$	446	+66



3.6.3. Estructura

El alcano más simple es el metano CH_4 . Desde el siglo pasado se había demostrado mediante hechos experimentales que la estructura del metano tenía una forma tetraédrica. Sin embargo, la justificación de esta estructura no pudo hallarse hasta el desarrollo de la teoría mecanocuántica entre los años 1920 y 1930.

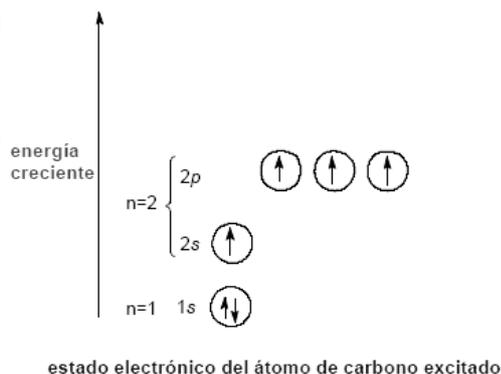
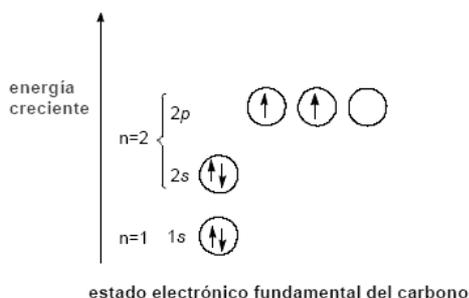
Un átomo de carbono en su estado fundamental tiene dos electrones desapareados:



También se lo representa según la gráfica de la derecha.

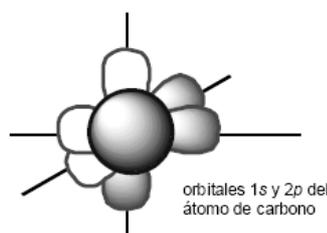
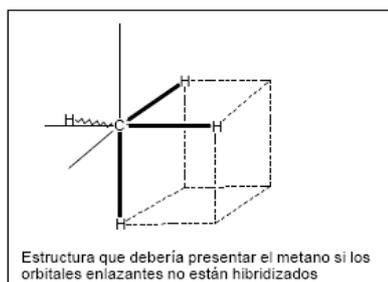
Se debería esperar que en lugar de formar CH_4 , el carbono se uniera sólo a dos átomos de hidrógeno y formara CH_2 , dejando vacío un orbital $2p$. El CH_2 es una especie química conocida, llamada **carbeno**, pero es una sustancia muy reactiva y de tiempo de vida media muy corto. Por adición de 96 kcal/mol de energía a un átomo de carbono, uno de los electrones $2s$ puede promocionarse hasta alcanzar el orbital vacío $2p$, dando lugar a la configuración electrónica indicada en el gráfico inferior.

Al promocionar un electrón desde el orbital $2s$ al $2p$ el átomo de carbono tiene disponibles cuatro electrones para formar cuatro enlaces covalentes y de esta forma puede conseguir la configuración electrónica de gas noble.



La formación de un enlace covalente produce un descenso de energía en el sistema. Por ejemplo, la formación de un enlace C-H produce un descenso de energía de 87 kcal/mol. Por tanto la formación de dos enlaces covalentes más en el átomo de carbono provoca un descenso de 174 kcal/mol de energía que compensa sobradamente los 96 kcal/mol que se requieren para promover al átomo de carbono desde el estado fundamental al estado excitado.

Este razonamiento explica por qué el átomo de carbono tiende a ser tetravalente en lugar de divalente. Sin embargo, no explica la forma tetraédrica de la molécula de metano. Si admitimos que el átomo de carbono en la molécula de metano participa con el orbital $2s$ y los tres orbitales $2p$, hay que concluir que se formarían tres enlaces covalentes por solapamiento $\text{C}_{2p}-\text{H}_{1s}$, y el cuarto enlace covalente se formaría por solapamiento $\text{C}_{2s}-\text{H}_{1s}$. Esto significaría que tres de los ángulos H-C-H serían de 90° , y los otros quedarían indeterminados.



El sistema de un orbital $2s$ y tres orbitales $2p$, mutuamente perpendiculares, es una solución satisfactoria aproximada para la ecuación de Schrödinger para la capa $n=2$, pero pueden formularse combinaciones lineales de estos cuatro orbitales que también sean soluciones satisfactorias para la ecuación de Schrödinger. Matemáticamente está permitido combinar los orbitales $2s$ y $2p$ de cualquier modo, con la condición de que en la formación de los cuatro orbitales nuevos se empleen exactamente un orbital s y tres p . Una forma de llevar a cabo tal combinación consiste en formar cuatro orbitales nuevos, cada uno de los cuales tiene $\frac{1}{4}$ de carácter s y $\frac{3}{4}$ de carácter p . Los cuatro orbitales híbridos son entonces equivalentes entre sí y, teniendo en cuenta que contienen triple carácter p que s , se les denomina híbridos sp^3 .

El contorno de densidad electrónica de un orbital sp^3 presenta dos lóbulos, como un orbital p , pero en este caso los lóbulos son bastante desiguales en tamaño.

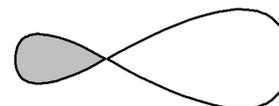
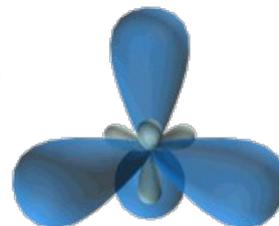


Diagrama de contorno de densidad electrónica de un orbital híbrido sp^3 .

Para formar un enlace fuerte es necesario que los electrones estén situados entre los núcleos de los átomos. Un orbital sp^3 puede situar mucha más densidad electrónica, en una dirección determinada, que la que sitúa un orbital s o un orbital p . Por consiguiente, un enlace covalente que se forme con la participación de un orbital sp^3 del átomo de carbono será más fuerte que un enlace covalente en el que participe un orbital p o un orbital s .

La energía de un enlace covalente que se forma mediante el solapamiento entre el orbital híbrido sp^3 del carbono y el orbital $1s$ del hidrógeno es de 103 kcal/mol, mientras que los enlaces covalentes correspondientes $C_{2p}-H_{1s}$ y $C_{2s}-H_{1s}$ tienen una energía de 60 kcal/mol y 80 kcal/mol.

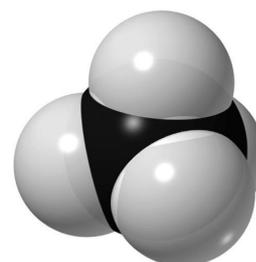
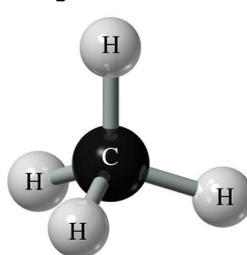
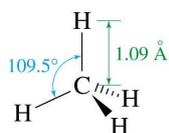
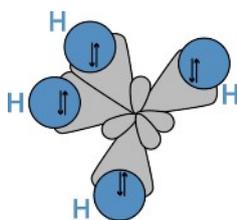
Los cuatro orbitales híbridos sp^3 del carbono se sitúan en direcciones tales que forman entre ellos ángulos de 109.5° , como si se dirigieran hacia los vértices de un tetraedro regular.



Los orbitales híbridos sp^3 dan la mejor explicación para la formación de enlaces en los hidrocarburos saturados porque el átomo de carbono tiene la misma energía, tanto si está hibridizado como si no lo está, pero la configuración hibridizada puede formar enlaces más fuertes.

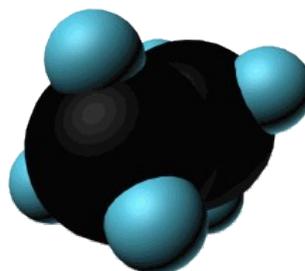
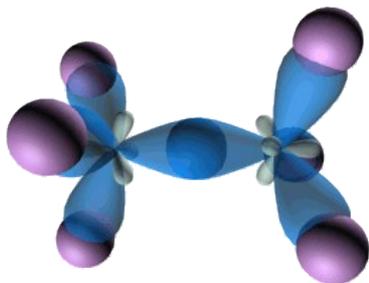
La geometría tetraédrica tiene una ventaja adicional puesto que permite que los núcleos de hidrógeno estén lo más alejados posible entre sí para una longitud de enlace C-H. Y puesto que estos núcleos están todos cargados positivamente, cuanto más alejados estén, en igualdad de otras condiciones, menor será la energía del sistema.

La molécula del metano es un tetraedro perfecto con ángulos de enlace de $109,5^\circ$. La distancia de enlace C-H es de 1.09 Å. La hibridación sp^3 en el átomo de carbono explica la estructura del metano. Cada enlace C-H se forma por solapamiento de un orbital sp^3 del carbono con un orbital $1s$ del hidrógeno.

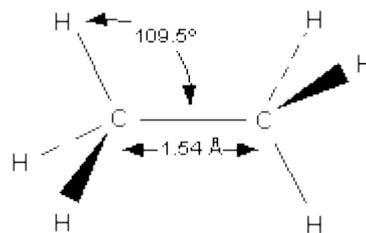
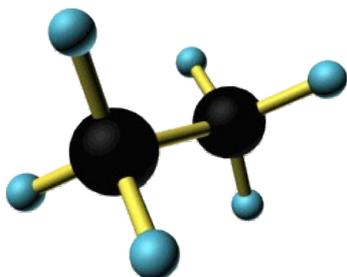




El etano $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ está compuesto por dos grupos metilo. Cada átomo de carbono presenta una hibridación sp^3 y se une a los átomos de hidrógeno mediante un enlace σ formado por solapamiento del orbital $1s$ del hidrógeno con un orbital sp^3 del carbono. Además, existe un enlace $\sigma_{\text{C-C}}$ formado por el solapamiento de un orbital sp^3 de un carbono con el otro orbital sp^3 del otro átomo de carbono. Los dos grupos metilo no están fijos en una posición determinada, sino que pueden girar con relativa libertad alrededor del enlace sigma que mantiene unidos a los dos átomos de carbono.



El enlace σ mantiene el solapamiento lineal cuando giran los átomos de carbono.





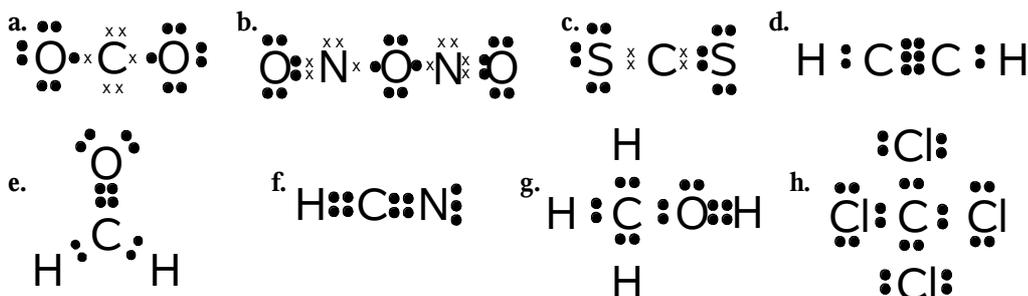
Ejercitación: Uniones químicas

1. Realice:
 - (a) La configuración electrónica del átomo de potasio (K). ¿Qué sucede cuando este átomo pierde un electrón? ¿La partícula formada es más o menos estable que el átomo inicial?. Justifique
 - (b) La configuración electrónica del átomo de azufre (S). ¿Qué sucede cuando este átomo gana electrones? ¿La partícula formada es más o menos estable que el átomo inicial? Justifique.
 - (c) La estructura electrónica (Lewis) de los átomos y de las partículas formadas.
 - (d) Indique qué fuerza de atracción se establece entre las partículas.
 - (e) ¿Qué tipo de compuesto se ha formado? Escriba su fórmula y estructura de Lewis.
 - (f) Escriba los números de oxidación de cada átomo antes y después de formar el compuesto.
2. Escriba la configuración electrónica de un átomo de hidrógeno (H) y otra del átomo de cloro (Cl).
 - (a) ¿Cuando se combinen tenderán a transferirse o compartir electrones? Escriba la estructura de Lewis y la fórmula de la molécula formada.
 - (b) ¿Qué tipo de compuesto se ha formado? Este tipo de enlace es más fuerte o más débil que el formado en el ejercicio 1)
 - (c) ¿Las fuerzas de atracción entre moléculas es fuerte o débil con respecto a la que mantiene unido a los iones?
3. El concepto de molécula ¿Se puede aplicar a cualquier compuesto? Justifique
4. Usando los datos de la tabla periódica justifique a partir de las configuraciones electrónicas del hidrógeno y oxígeno cómo se forma la molécula de agua. Escriba su fórmula y estructura de Lewis.
5. Escriba las fórmulas de los siguientes óxidos:
 - (a) Oxido férrico
 - (b) Heptóxido de dicloro
 - (c) Oxido de potasio
 - (d) Monóxido de calcio
 - (e) Pentóxido de difósforo
 - (f) Trióxido de dibromo
 - (g) Oxido de magnesio
 - (h) Oxido de cobre (II)
 - i. Proponga otras formas de nombrar a éstos óxidos.
 - ii. Clasifiquelos en ácidos y básicos.
 - iii. Escriba sus estructuras de Lewis.
 - iv. Escriba las ecuaciones de origen de dichos óxidos.
6. Escriba los nombres de los siguientes óxidos
 - (a) Rb_2O
 - (b) FeO
 - (c) Al_2O_3
 - (d) Mn_2O_7
 - (e) SO_3
 - (f) I_2O



7. Escribe la configuración electrónica del átomo de carbono en estado fundamental.
(a) En ese estado, ¿cuántos enlaces covalentes simples podría formar? ¿Por qué?
(b) Entonces, ¿cómo se explica la formación de enlaces en moléculas del tipo CH_4 o $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$?
8. Coloca Verdadero o Falso. Justifica tu respuesta.
(a) La hibridación del átomo de carbono es un proceso que:
i. Siempre origina cuatro orbitales híbridos.
ii. Siempre origina orbitales híbridos equienergéticos.
iii. Siempre origina orbitales atómicos puros.
(b) Es característico de la hibridación sp^3 del C:
i. Que los orbitales híbridos poseen un 50% de carácter s y 50% de carácter p .
ii. La orientación trigonal plana de los orbitales híbridos.
iii. La orientación tetraédrica de los orbitales híbridos.
iv. La formación de cuatro orbitales atómicos de simetría esférica.

9. Analizar las siguientes estructuras de Lewis. Rehacer las incorrectas. Rehacer todas empleando guiones. Escribir la fórmula molecular.



10. Explica por qué las siguientes estructuras de Lewis del amoníaco (NH_3), del dióxido de carbono (CO_2) y del fluoruro de magnesio son incorrectas:
(a) $\text{H}-\text{N}-\text{H}-\text{H}$
(b) $\text{Mg}-\text{F}$
(c) $\text{C}^{4+} 2[\text{O}]^{2-}$
11. El hidrógeno gaseoso tiene la masa molecular más pequeña de cualquier elemento, y el hidruro de litio (LiH) tiene la masa más pequeña de cualquier compuesto. Tanto el H como el Li están en el grupo IA. Sin embargo, el H_2 es un gas a temperatura ambiente, es prácticamente insoluble en agua, es un aislante eléctrico y arde fácilmente en el aire. El LiH es un sólido, reacciona con agua para formar H_2 y cuando está fundido conduce la electricidad. ¿Por qué son tan diferentes las propiedades de dos sustancias que, en escala atómica, podrían parecer tan similares?
12. El compuesto QR_2 conduce la corriente eléctrica en estado líquido pero no en estado sólido, y funde a 950°C . **Q** es un metal alcalino térreo del tercer período y **R** un gas sumamente tóxico del segundo.
(a) ¿En qué grupo se encuentra el elemento **R**?
(b) ¿Cuál de los elementos, al combinarse, adopta la configuración electrónica del $_{10}\text{Ne}$? ¿Y del $_{18}\text{Ar}$? Justifica ambas respuestas.
13. Cuando **G** y **L** reaccionan, forman un compuesto iónico G_2L que se utiliza en la fabricación de tinturas, y para la depilación de cueros. **G** es un metal alcalino y **L** un sólido, y



ambos pertenecen al tercer período de la tabla periódica.

- (a) ¿Cuántos electrones cede cada átomo **G**?
- (b) ¿Cuántos electrones acepta cada átomo **L**?
- (c) Uno de ellos, al combinarse adopta la configuración electrónica del gas noble $_{10}\text{Ne}$ y el otro, del gas noble $_{18}\text{Ar}$. Identifica cada uno de ellos.

14. Realizar la fórmula o dar el nombre (según corresponda) de los siguientes compuestos, indicando el tipo de función que representan. Realizar su estructura de Lewis.

- (a) Monóxido de cobre
- (b) Monóxido de mercurio
- (c) Trióxido de dicloro
- (d) Trióxido de dicromo
- (e) Trióxido de dibromo
- (f) Dióxido de plomo
- (g) Dióxido de silicio
- (h) Monóxido de potasio
- (i) Tetróxido de dinitrógeno
- (j) Dióxido de azufre
- (k) Cloruro de hidrógeno
- (l) Monóxido de cobre
- (m) HI
- (n) CaO
- (o) B_2O_3
- (p) Cl_2O_7
- (q) AlH_3
- (r) Br_2O
- (s) KH
- (t) H_3N
- (u) SrO
- (v) Sc_2O_3
- (w) HF
- (x) FeO
- (y) H_4C

15. Determine el número de oxidación de los elementos combinados en las siguientes sustancias:

- (a) HClO
- (b) Fe_2O_3
- (c) $\text{H}_3\text{C-I}$
- (d) SO_2