

INGRESO MEDICINA 2026

FACULTAD DE CIENCIAS MÉDICAS

Universidad Nacional de Santiago del Estero



Debido a que el tiempo de cursado es reducido, seremos concisos en los temas a desarrollar. Este cuadernillo, contiene una compilación bibliográfica de material teórico que deberás estudiar en casa y numerosos ejercicios, que sugerimos intentes resolverlos para poder avanzar rápidamente y hacer las consultas pertinentes durante las clases programadas. Esperamos que en esta nueva etapa que comienzas, lo hagas con dedicación, constancia en el estudio y esfuerzo diario, claves fundamentales para lograr el éxito.

Equipo docente

PROGRAMA MÓDULO DE QUÍMICA

Unidad 1: Introducción al Estudio de la Química Aplicada a la Ciencia de la Salud **5**

Composición general del cuerpo humano. Elementos primarios, secundarios, oligoelementos. Agua. Distribución.

Unidad 2: Materia **14**

Materia y energía. Propiedades de la materia: físicas y químicas, extensivas e intensivas. Estados de la materia. Cambios de estado. Sistemas materiales. Clasificación: heterogéneos y homogéneos. Propiedades. Métodos de separación.

Unidad 3: Estructura Atómica **32**

Evolución del modelo atómico. Modelo atómico de Thompson. Modelo atómico de Rutherford. Modelo atómico de Bohr. Principio de incertidumbre. Estructura del átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Radioactividad. Números cuánticos. Configuración electrónica. Principio de edificación progresiva o regla de Aufbau. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund.

Unidad 4: Tabla Periódica **56**

Tabla periódica de los elementos. Características. Propiedades periódicas: radio atómico, carácter metálico, potencial o energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.

Unidad 5: Enlace Químico **69**

Conceptos: moléculas. Valencia. Electronegatividad y número de oxidación. Regla del octeto electrónico. Símbolo de Lewis. Resonancia. Enlaces atómicos (Intramoleculares) geometrías moleculares. Momento dipolar. Enlaces intermoleculares.

Unidad 6: Reacciones Químicas **91**

Reacciones y ecuaciones químicas. Tipos de reacciones químicas. Formación y nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos: óxidos ácidos, óxidos básicos, hidróxidos, oxácidos, hidrácidos, sales, hidruros. Reacciones de óxido-reducción. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. Principio de le Châtelier.

Unidad 7: Estequiometría	121
Estequiometría. Leyes ponderables de las combinaciones químicas. Leyes volumétricas. Cálculo mediante el uso de ecuaciones químicas. Reactivo limitante. Rendimiento de la reacción.	
Unidad 8: Soluciones	132
Concepto. Solute y solvente. Clasificación. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Proceso de disolución. Factores que afectan la solubilidad. Unidades de concentración.	
Unidad 9: Gases	150
Ley de Boyle - Mariotte. Leyes de Charles - Gay – Lussac. Ecuación general y ecuación de estado de los gases ideales.	
Unidad 10: Propiedades Coligativas	156
Disminución de la presión de vapor. Elevación del punto de ebullición. Disminución del punto de congelación. Presión Osmótica.	
Unidad 11: Equilibrio Acido-Base	166
Introducción. Ácidos fuertes y débiles. Bases fuertes y débiles. Disociación del agua. pH y pOH. Constante de disociación ácida y básica. Ácidos polipróticos. Sales de hidrólisis. Buffers. Ecuación de Henderson-Haselbach.	
Unidad 12: Cinética Química	186
Velocidad de reacción. Factores que afectan la velocidad de reacción. Orden de reacción. Energía de activación. Ecuación de Arrhenius. Catálisis. Mecanismos de reacción.	
Unidad 13: Química Orgánica	205
Introducción. Configuración electrónica del carbono. Hibridación de orbitales. Hidrocarburos alifáticos: Alcanos. Alquenos. Alquinos. Hidrocarburos aromáticos. Funciones orgánicas oxigenadas: alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres. Funciones orgánicas nitrogenadas: aminas y amidas. Nomenclatura. Isomería: plana o estructural, espacial o estereoisomería. Principales propiedades físicas y químicas de cada familia.	

Unidad 1: Introducción al Estudio de la Química

INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA APLICADA A LAS CIENCIAS DE LA SALUD. COMPOSICIÓN GENERAL DEL CUERPO HUMANO. ELEMENTOS PRIMARIOS, SECUNDARIOS, OLIGOELEMENTOS. AGUA. DISTRIBUCIÓN.

INTRODUCCIÓN

La Química es una ciencia fundamental para comprender cómo está compuesto el organismo humano, su entorno y todas las transformaciones que en estos ocurren. Podemos definir a la QUÍMICA como la:

Ciencia que estudia la materia, sus propiedades, estructura, transformaciones y leyes que rigen dichas transformaciones.

El cuerpo humano y su entorno están compuestos por materia, es decir, estructuras que ocupan un lugar en el espacio y tienen masa. En los próximos capítulos estudiaremos con más detalle algunos de estos conceptos. Nuestro cuerpo está compuesto por moléculas formadas por elementos químicos que integran la tabla periódica. Este nivel de complejidad es estudiado por la Medicina, y se denomina *Molecular*. Estos compuestos químicos interactúan entre sí, formando moléculas más complejas por ejemplo, macromoléculas (grandes moléculas formadas por la unión de otras más pequeñas denominadas monómeros, y que estudiarán en el Módulo de Biología) como los lípidos,

hidratos de carbono, proteínas, ácidos nucleicos, en una serie de reacciones químicas, que en su conjunto reciben el nombre de **metabolismo**. Específicamente las reacciones que forman compuestos se denominan **anabólicas**. Cuando estos compuestos se rompen o degradan, debido a un envejecimiento de los mismos o bien porque las células del organismo necesitan energía, los mismos son degradados por medio de reacciones químicas denominadas **catabólicas**. Es importante tener en cuenta que la mayoría de estas reacciones de formación/degradación se llevan a cabo en medio acuoso; el agua representa aproximadamente el 65% del peso total de una persona.

Estas macromoléculas (y otras más simples) se unen entre sí, e interactúan formando estructuras más complejas. Algunos ejemplos son las membranas celulares (formadas por lípidos, proteínas e hidratos de carbono), citoesqueleto (proteínas), núcleo celular (ácidos nucleicos, proteínas, lípidos, etc.) ribosomas (ácidos nucleicos y proteínas), espacio extracelular (proteínas, hidratos de carbono, lípidos). Las células en conjunto con otras estructuras del espacio extracelular finalizan formando tejidos. Estas estructuras pueden ser visualizadas por el ojo humano a través de microscopios. Este nivel de organización o complejidad se denomina *Microscópico*. Existen diferentes tejidos con diferentes funciones, los músculos denominados estriados tienen una función de sostén y movilidad, muy diferente a la sangre que también se la considera un tejido con múltiples funciones como es la de transportar oxígeno, dióxido de carbono, nutrientes, etc.

Diferentes tejidos forman órganos y sistemas. Este nivel de complejidad es el *Macroscópico* que estudia la anatomía, como los huesos, músculos, articulaciones, órganos, etc. Este nivel suele ser el que el médico puede ver a simple vista en un encuentro con su paciente, o bien con la ayuda de equipamientos de diagnóstico por imágenes (radiografía, tomografía computada, resonancia magnética, etc.).

Composición General del Cuerpo Humano

A lo largo de este módulo estudiaremos los diferentes elementos que forman la tabla periódica. Es importante remarcar que de todos los elementos solo una pequeña porción de ellos, a los cuales se los denomina elementos *biógenos*, participan en la composición del cuerpo humano (incluyendo a los demás organismos vivos).

La masa corporal total del cuerpo humano está formada por unos veinte elementos, de los cuales los más abundantes son el oxígeno (O), carbono (C), hidrógeno (H) y nitrógeno (N), que representan alrededor del 96% de la masa corporal total. La mayoría pertenecen a los primeros cuatro periodos de la tabla, y salvo el oxígeno, los demás no son los más predominantes sobre la corteza de la tierra, indicando lo complejo del inicio de la vida.

Al final del módulo estudiaremos al átomo de carbono y su capacidad única de generar compuestos diferentes a partir de uniones químicas y conformaciones espaciales diferentes.

Desde un punto de vista cuantitativo (y no de importancia, ya que todos son necesarios para mantener un buen funcionamiento del organismo) los elementos biológicos que forma el cuerpo humano se pueden clasificar en:

Primarios: El 98% de la masa corporal está formada por oxígeno (O), carbono (C), hidrógeno (H) y nitrógeno (N). Se agrega también a este grupo el calcio (Ca) y el fósforo (P).

De estos elementos surgen moléculas como el agua (hidrógeno y oxígeno) que es la sustancia más abundante en el cuerpo humano, la hidroxiapatita (fosfato de calcio) principal componente mineral de los huesos, las macromoléculas fundamentales para la vida mencionadas anteriormente, etc.

Elementos primarios			
oxígeno	65,0%	nitrógeno	3,0%
carbono	18,5%	calcio	1,5%
hidrógeno	10,0%	fósforo	1,0%

Secundarios: Estos se encuentran en proporciones menores a los anteriores. Tenemos al potasio (en su forma K^+ representa el principal catión del espacio intracelular), el azufre (S, componente de proteínas y otras moléculas de importancia biológica), el sodio (en su forma Na^+ es el principal catión extracelular), cloro (Cl), magnesio (Mg, cofactor de enzimas o catalizadores biológicos de reacciones en el organismo), hierro (Fe, componente de la proteína denominada hemoglobina, entre otras).

Elementos secundarios			
potasio	0,30%	cloro	0,15%
azufre	0,25%	magnesio	0,05%
sodio	0,20%	hierro	0,005%

Oligoelementos: Denominados micronutrientes ya que ingresan en pequeñas cantidades con los alimentos. Su presencia es fundamental, como ejemplo tenemos al yodo (I, forma parte de la hormona tiroidea producida en las glándulas tiroides), el flúor (F), cobre (Cu), manganeso (Mn), cinc (Zn), molibdeno (Mo), selenio (Se), etc., necesarios para que se realicen reacciones químicas en nuestro cuerpo, o bien formando moléculas de cadena respiratoria mitocondrial, o en sistemas antioxidantes.

Oligoelementos			
flúor	0,001%	cinc	vestigios
cobre	0,0002%	cobalto	vestigios
iodo	0,00004%	molibdeno	vestigios
manganeso	0,00003%	selenio	vestigios

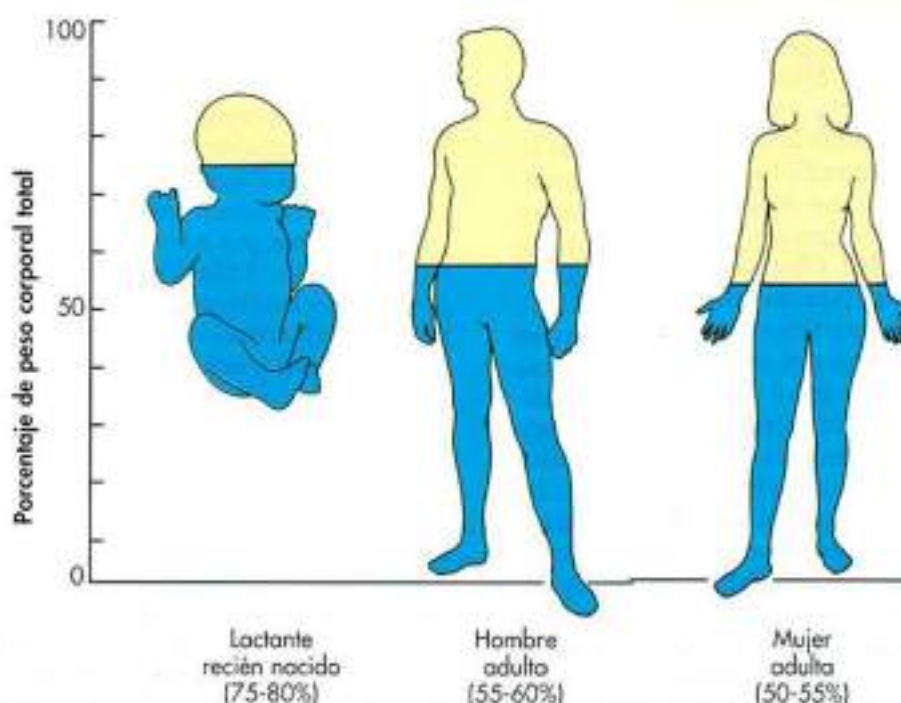
Todos estos elementos químicos se encuentran formando diferentes compuestos inorgánicos y orgánicos. Entre los compuestos inorgánicos, el agua es importante por la cantidad en la que se encuentra presente y las numerosas funciones que desempeña. En segundo lugar de importancia, se hallan los minerales que participan en la formación de tejidos duros (huesos y dientes). El resto de los componentes inorgánicos, en su mayor parte, está disuelto en los líquidos corporales y protoplasmas celulares. Los compuestos orgánicos representan la mayor parte de los sólidos del organismo. A este grupo de sustancias pertenecen las proteínas y ácidos nucleicos, de gran jerarquía funcional. Otras sustancias de importancia metabólica y estructural son los hidratos de carbono y lípidos, que constituyen el material de reserva energética del organismo. Otras moléculas que desempeñan importantes funciones son las vitaminas, algunas hormonas y pigmentos. La siguiente tabla indica la composición porcentual aproximada de algunos tejidos humanos y tiene por objeto dar una idea de la participación de cada molécula en la constitución de los tejidos.

	Musculo	Hueso	Cerebro	Hígado
Agua	75	22	77	70
Glúcidos	1	Escaso	0,1	5
Lípidos	3	Escaso	12	9
Proteínas	18	30	8	15
Otras sustancias orgánicas	1	Escaso	1,5	1
Otras sustancias inorgánicas	1	45	1	Escaso

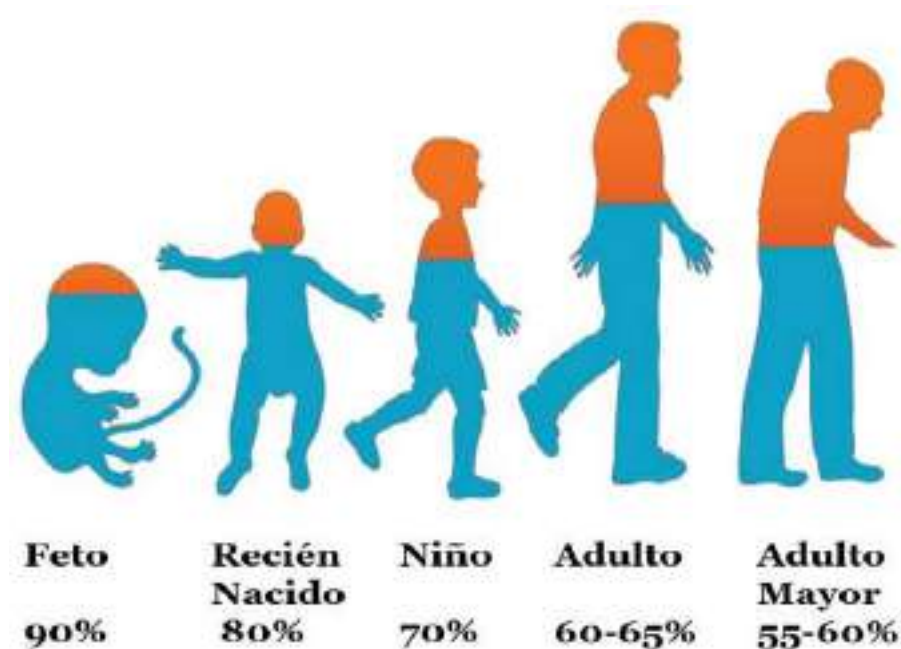
Agua

El agua es el principal componente del cuerpo humano. La misma representa aproximadamente el 65% del peso total y se distribuye por los diferentes espacios según lo indica la tabla siguiente:

	Agua Total	Espacios	
Hombre (adulto)	60%	Líquido Intracelular (LIC) 45%	
		Líquido Extracelular (LEC) 15%	Líquido Intersticial 10%
			Líquido Intravascular 5%
Mujer (adulto)	55%	Líquido Intracelular (LIC) 40%	
		Líquido Extracelular (LEC) 15%	Líquido Intersticial 10%
			Líquido Intravascular 5%
Lactante	77%	Líquido Intracelular (LIC) 48%	
		Líquido Extracelular (LEC) 29%	Líquido Intersticial 24%
			Líquido Intravascular 5%



Es importante tener en cuenta que, según la edad de la persona, el porcentaje de agua puede variar, siendo mayor en los recién nacidos que en los adultos mayores. Este dato es muy importante, ya que cuando una persona no ingiere una cantidad determinada de agua se puede desarrollar un cuadro denominado deshidratación. Basado en esto último, se puede concluir que en porcentaje en peso no será lo mismo una deshidratación en un niño que en un adulto mayor.

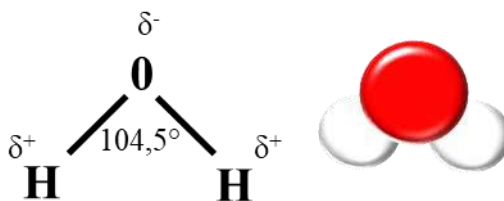


Si comparamos el agua con otros compuestos de masa molecular similar (por ejemplo, CO_2), observamos que la misma posee propiedades excepcionales. La temperatura de fusión (pasaje del estado sólido al líquido) es de 0°C y la de ebullición (pasaje del estado líquido al gaseoso) es de 100°C , valores notablemente elevados (punto de fusión del CO_2 es de -78°C y el de ebullición es de -57°C).

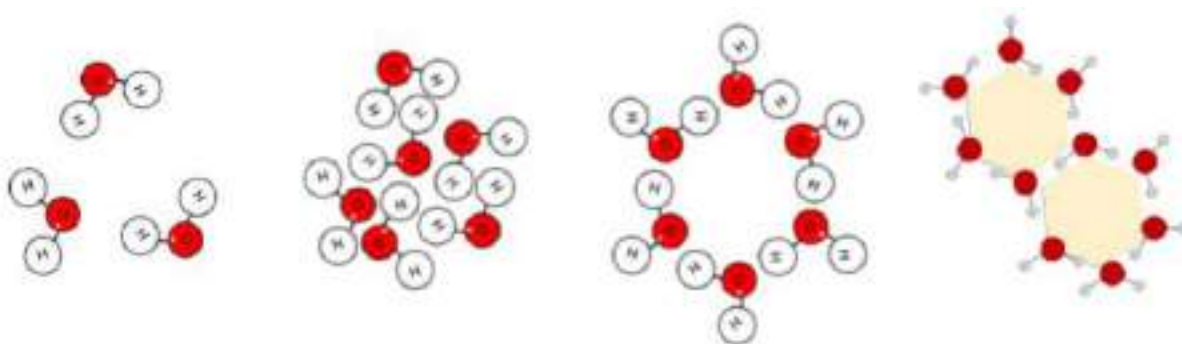
Estas características extraordinarias del agua se deben a su estructura molecular. El oxígeno está unido a los dos átomos de hidrógeno mediante un tipo de enlace denominado covalente simple (que veremos en los próximos capítulos). En los enlaces interfieren los electrones (que poseen carga negativa) del último orbital de los elementos o capa de valencia; estos pueden ser cedidos (enlaces iónicos) o compartidos (como el caso de los enlaces covalentes).

El oxígeno posee mayor capacidad para atraer los electrones de hidrógeno (es más electronegativo), esto genera una carga parcial electronegativa en la zona del oxígeno y una carga parcial electropositiva alrededor de los hidrógenos generando una molécula polar con dos enlaces covalentes polares y dos pares de electrones libres.

Estos dos enlaces que forman el H_2O , no están en una misma línea, sino que forman un ángulo de $104,5^\circ$ entre sí, como se muestra en la figura.

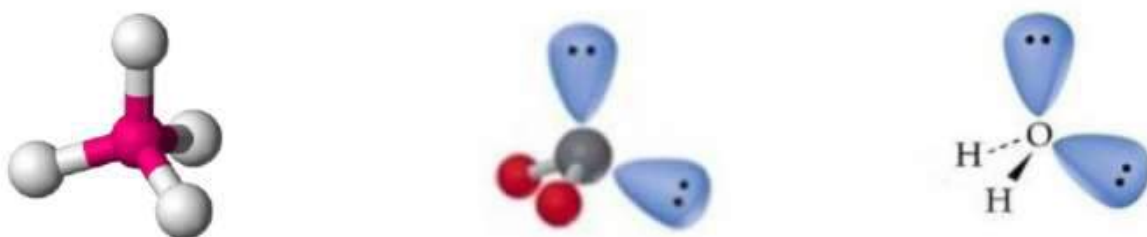


La polaridad de las moléculas de agua permite la atracción electrostática entre ellas, donde la densidad de carga positiva de los hidrógenos (δ^+) atrae la carga parcial negativa del oxígeno (δ^-) generándose un *enlace por puente de hidrógeno*. Este enlace entre moléculas (intermolecular) es débil individualmente, pero si sumamos todos los enlaces que se forman en una determinada masa de agua, los mismos otorgan las características excepcionales del agua. Es por esto que se debe ceder una gran cantidad de energía para que el agua pase al estado gaseoso o líquido, ya que se deben romper los enlaces puente de hidrógeno. En el agua sólida (hielo) las moléculas se disponen de forma ordenada en una red cristalina con más espacios vacíos que el agua líquida, en donde las moléculas no asociadas a puentes de hidrógeno pierden el orden formando una red dinámica que explica los valores elevados del calor de vaporización y punto de ebullición. Este tipo de unión explica la elevada tensión superficial y alta viscosidad del agua en comparación con otros líquidos orgánicos.



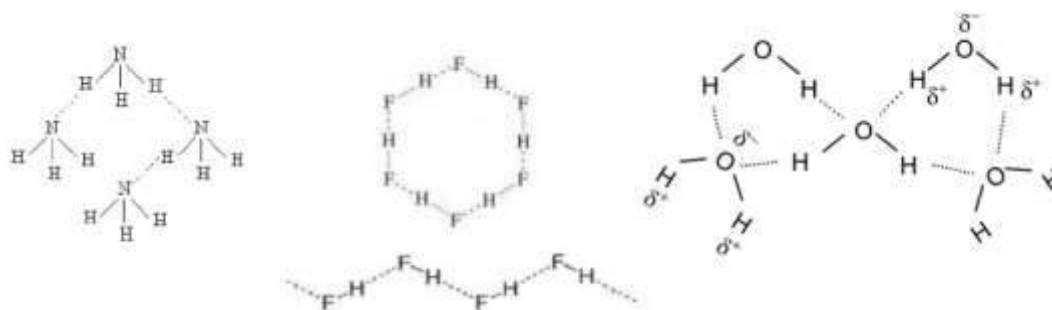
Estructura del agua en estado gaseoso, líquido y sólido.

La forma geométrica de la molécula de agua es un tetraedro, con el átomo de oxígeno en el centro, los enlaces O-H hacia los vértices del tetraedro y el par de electrones libres o no compartidos del oxígeno se encuentran orientados hacia los otros dos vértices del tetraedro. Esta disposición tetraédrica, permite que cada molécula de agua forme puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas.



Estructura tetraédrica del agua y disposición de enlaces y pares de electrones libres.

Estos enlaces no son propios del agua, cualquier molécula formada por hidrógeno y otro elemento muy electronegativo como el nitrógeno, flúor y oxígeno, puede generarlo. Este tipo de unión permite la interacción de las moléculas.



Enlace por puente de hidrogeno con el nitrógeno, flúor y oxígeno.

La polaridad del agua también ayuda a comprender su capacidad como solvente. La misma interacciona con numerosos compuestos y permite disolverlos en su seno. No profundizaremos más por ahora, ya que en otros capítulos estudiaremos la capacidad solvente del agua y otras características.

Unidad 2: Materia

INTRODUCCIÓN. MATERIA Y ENERGÍA. PROPIEDADES DE LA MATERIA: FÍSICAS Y QUÍMICAS, EXTENSIVAS E INTENSIVAS. ESTADOS DE LA MATERIA. CAMBIOS DE ESTADO. SISTEMAS MATERIALES. CLASIFICACIÓN: HETEROGÉNEOS Y HOMOGÉNEOS. PROPIEDADES. MÉTODOS DE SEPARACIÓN.

Como podemos observar la química centra su estudio en la materia, por lo tanto, definamos **MATERIA**:

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y posee masa.

La variable que designa la cantidad de materia de un cuerpo es la **masa**, cuya unidad en el SI (Sistema Internacional de Medidas, ver anexo) es el Kg. Es importante no confundirla con el **PESO**, que es una medida de fuerza:

Es la fuerza con que un objeto es atraído por la tierra.

$$P = m \cdot g$$

$g = 9,8 \text{ m} \cdot \text{seg}^{-2}$, es la aceleración de la gravedad.

Vemos que el peso y masa no son sinónimos, el peso es directamente proporcional a la masa del cuerpo que se estudie, y a la aceleración de la gravedad.

La fuerza de atracción de la tierra es diferente a la de otros planetas del universo, la masa por el contrario es **invariable**.

ENERGÍA

La energía se conoce y reconoce por sus efectos. Daremos como concepto general el siguiente:

Capacidad para realizar trabajo.

Sabemos que existen distintos tipos de energía, como la energía potencial, cinética, térmica, química, etc. Estas pueden intercambiarse, y según la Ley de Conservación de la Energía:

La energía total del universo permanece constante.

Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa:

$$E = m \cdot c^2$$

Donde m corresponde a masa, siendo c la velocidad de la luz en el vacío (300.000 km/seg). Esta expresión nos dice que la materia y la energía son **intercambiables**.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Según la cantidad de materia tenemos:

- **Propiedades Extensivas:** son aquellas propiedades que **dependen** de la cantidad (“extensión”) de materia.
Por ejemplo: la masa, el peso, el volumen, etc.

- **Propiedades Intensivas:** son aquellas propiedades que **no dependen** de la cantidad (“extensión”) de materia.

Por ejemplo: la densidad, el peso específico, la temperatura, la dureza, capacidad de un compuesto de producir dióxido de carbono y agua, etc.

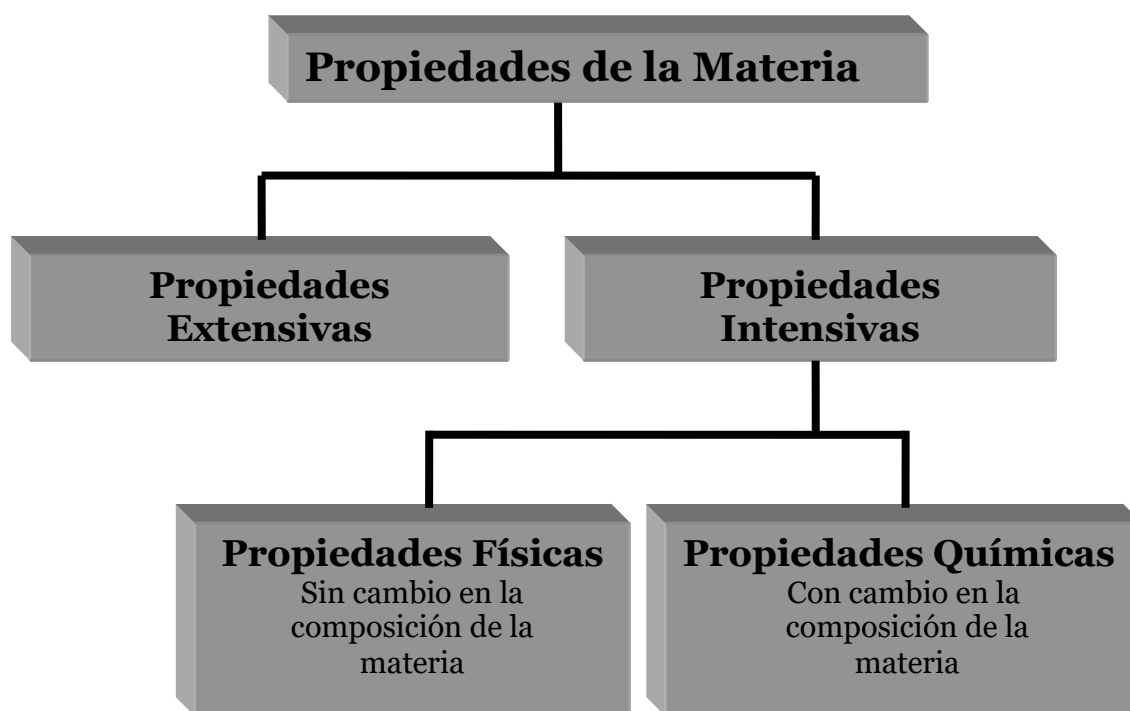
A su vez podemos dividir a las propiedades de la materia en:

- **Propiedades Físicas:** son aquellas que pueden ser medidas u observadas sin modificar la composición y la identidad de la sustancia analizada.

Por ejemplo: la dureza, el punto de ebullición, el punto de fusión, la densidad, etc.

- **Propiedades Químicas:** son aquellas que solamente pueden ser observadas a través de reacciones químicas. Una reacción química es un proceso en el cual al menos una sustancia cambia su composición e identidad.

Por ejemplo: un material combustible tiene la capacidad de producir dióxido de carbono y agua, la capacidad de generar y entregar calor.



ESTADOS DE LA MATERIA

Se reconocen tres **Estados Físicos** o **Estados de Agregación** de la **Materia**. Estos son:

- **SÓLIDO**
- **LÍQUIDO**
- **GASEOSO**

Estado sólido: La mayor proximidad entre las moléculas, átomos o iones que componen un sólido caracteriza a este estado. Estas partículas pueden encontrarse altamente ordenadas en el espacio conformando una red cristalina. Sus movimientos se limitan a vibraciones en torno a los vértices de la red en donde se hallan situadas. Los sólidos poseen forma definida y volumen propio.

Estado líquido: Las partículas constituyentes de un líquido se encuentran más separadas que en el estado sólido (en el orden de magnitud de un diámetro molecular), pero no tanto como en el caso de los gases. Las fuerzas de atracción

no son muy intensas, como ocurre en un sólido, por ello éstas pueden deslizarse unas sobre otras, otorgando la capacidad de fluidez. Esto también explica el hecho de que los líquidos no posean forma propia y se adapten a la del recipiente que los contiene, pero si volumen propio. Los líquidos son muy difíciles de comprimir porque sus moléculas están muy cerca unas de otras.

Estado gaseoso: La distancia media entre las partículas constituyentes de un gas es igual o mayor a diez veces el tamaño de la molécula.

Las fuerzas de atracción son prácticamente nulas y las de repulsión muy grandes, esto lleva a que un gas sea altamente expandible, adquiera la forma y el volumen del recipiente que lo contiene. De esto también se desprende la capacidad de fluir y alta compresibilidad, con el aumento de la presión.

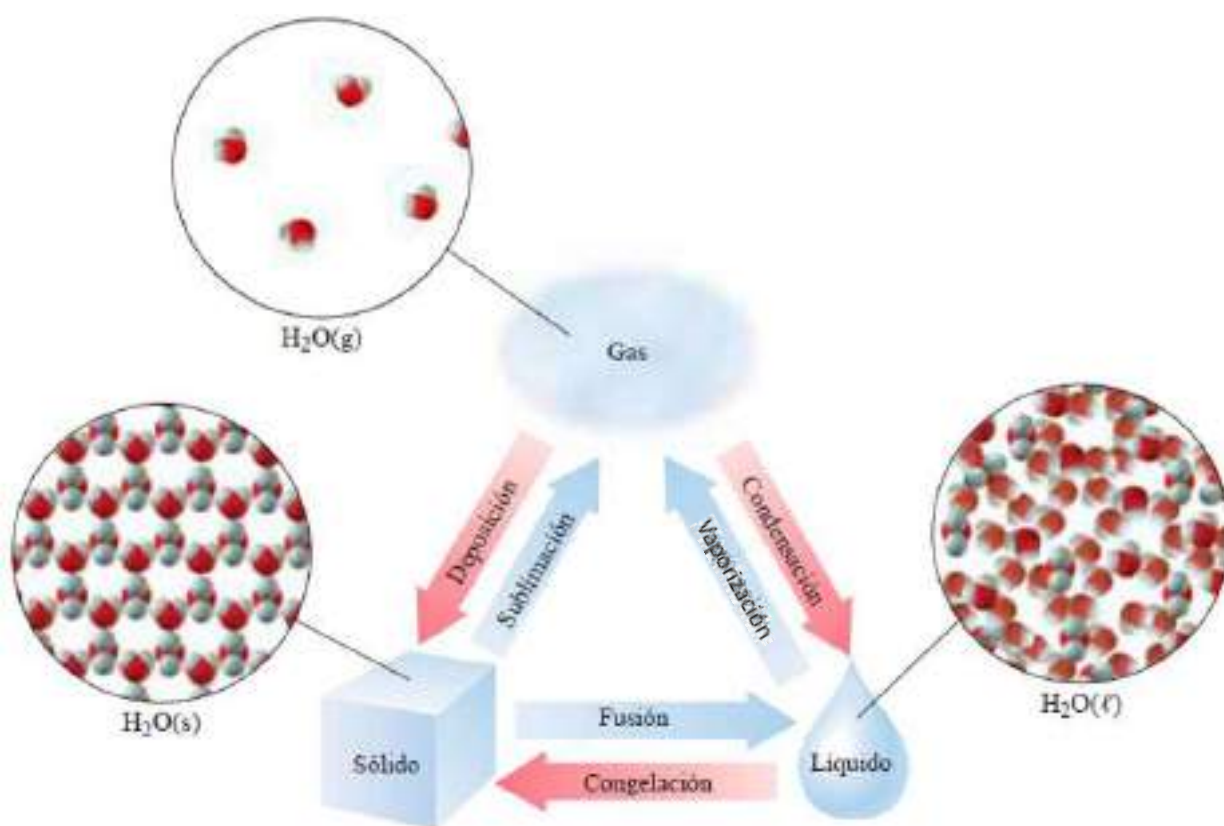
Si miramos a un gas desde un modelo de partículas, estas se encuentran moviéndose a altísimas velocidades por todo el espacio disponible, chocando más frecuentemente con las paredes del recipiente que las contiene, que con ellas mismas. Esto se evidencia con la presión que generan. Al entregar energía al sistema (como puede ser en forma de calor), las mismas aumentan el número de colisiones contra la pared que las contiene, elevando la presión.

Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Rigidez	Rígido	Fluye y toma la forma del recipiente	Llena por completo cualquier recipiente
Expansión por calentamiento	Ligera	Ligera	Se expande indefinidamente
Compresibilidad	Ligera	Ligera	Se comprime con facilidad

Nota: Bajo ciertas condiciones especiales, la materia se puede comportar de manera diferente a las expuestas. Definiendo otros estados posibles, uno de ellos es conocido como **plasma**. Este se caracteriza, por ser un gas ionizado, donde los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas, pero compuesto por electrones,

cationes y neutrones, todos ellos separados entre sí, y libres, esto explica la excelente capacidad de este estado de conducir la electricidad. Un ejemplo es el Sol o la lámpara fluorescente, donde su componente principal, el vapor de mercurio se encuentra en este estado.

CAMBIOS DE ESTADO



Cambios físicos de la materia.

FUENTE: Química. Whitten, K., Davis, R., Larry Peck, M., Stanley, G. 10^{ma} Edición.

- **Fusión:** es el cambio de sólido a líquido. Por ejemplo, es lo que ocurre cuando el hielo pasa al estado líquido, agua.

- **Congelación o solidificación:** Es el proceso inverso, por ejemplo, el agua al congelarse.

- **Condensación o licuación:** Ocurre cuando se condensa vapor y pasa al estado líquido.

- **Vaporización:** Es cuando un líquido se transforma en vapor. este fenómeno puede ocurrir por dos procesos diferentes:



1. **Evaporación:** Es un fenómeno que ocurre desde la superficie del líquido y a cualquier temperatura. En un líquido a una determinada temperatura las moléculas tienen una energía cinética promedio, pero algunas tienen más que otras. Las que tienen mayor energía se mueven a mayor velocidad, y si alcanzan la superficie, pueden llegar a escapar del líquido.

2. **Ebullición:** Ocurre a una determinada temperatura para cada sustancia en particular, dependiendo además de la presión a la que se encuentre. El fenómeno ocurre en todo el seno del líquido, y se produce cuando la presión de vapor del mismo, iguala a la presión exterior.

- **Sublimación:** Ocurre cuando un sólido pasa directamente al estado gaseoso. Ejemplos: la naftalina, el hielo seco (dióxido de carbono), yodo sólido.

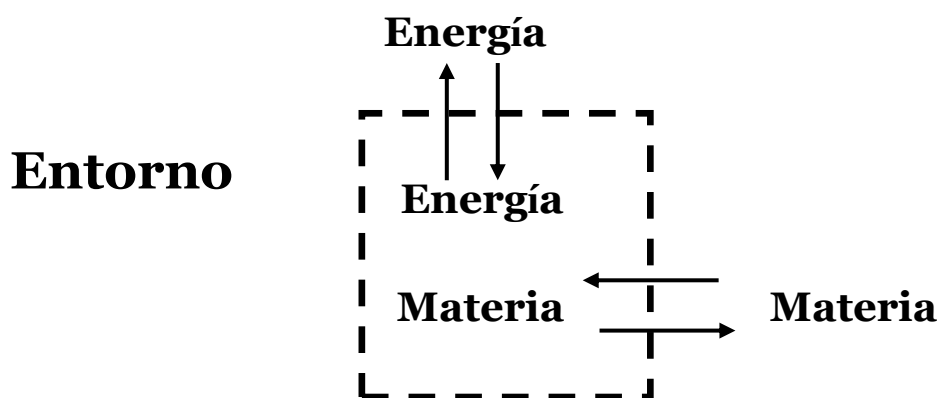
- **Deposición o sublimación inversa:** Es el proceso inverso a la sublimación, en el caso del yodo, al enfriarse el gas vuelve al estado sólido, también ocurre en la producción de hielo seco.

SISTEMAS MATERIALES

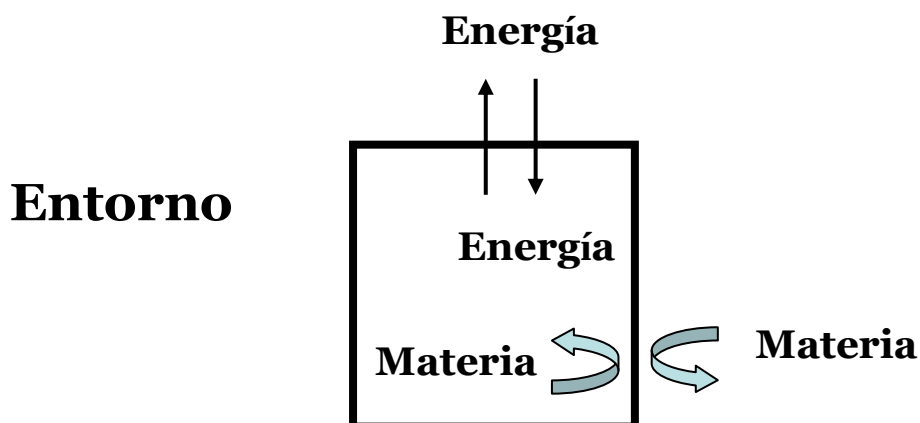
Porción limitada de materia que se separa del universo, real o imaginariamente, para su estudio.

Se los puede clasificar en:

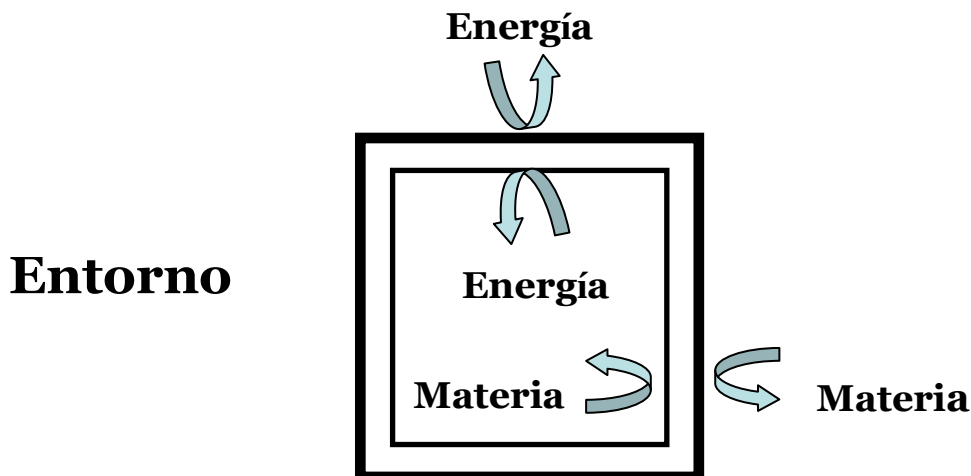
- **Abiertos:** aquellos donde hay transferencia de masa y energía entre el sistema y el medio. Ejemplo: agua hirviendo en una pava, cuerpo humano.



- **Cerrados:** aquellos donde sólo hay intercambio de energía entre el sistema y el medio. Ejemplo: agua hirviendo en un recipiente sellado herméticamente.



- **Aislados:** aquellos donde no hay intercambio ni de masa ni de energía, entre el sistema y el medio. Ejemplo: vaso térmico o termo, utilizado para conservar líquidos a temperatura constante.

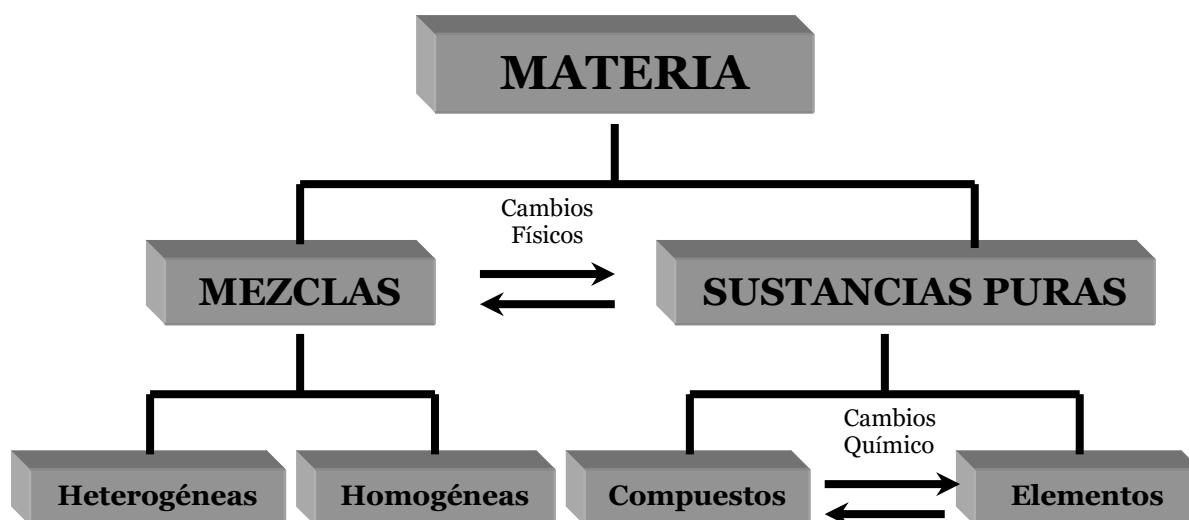


Otra forma de clasificación de los sistemas materiales es teniendo en cuenta un criterio **macroscópico**:

- **Sistemas Homogéneos.**
- **Sistemas Heterogéneos.**

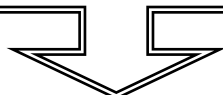
Sistemas Homogéneos: son aquellos formados por una sola parte o fase. Por ejemplo, un vaso con agua, un trozo de hierro, el aire de un globo, etc. Una misma fase tiene iguales propiedades intensivas en todos sus puntos.

Sistemas Heterogéneos: aquellos formados por más de una parte o fase, o bien por más de un sistema homogéneo. Por ejemplo: agua y aceite, la soda de un sifón, agua con tierra, etc. Cada fase conserva sus características particulares, pero el sistema considerado como un todo, presenta propiedades diferentes según la fase o parte que se estudie.



- **Sustancia Pura:** es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades características. No puede ser fraccionada por los métodos fisicoquímicos comunes.

- **Mezcla:** es una combinación de dos o más sustancias en la cual las mismas conservan sus propiedades características.



- **Mezcla homogénea:** está formada por una sola fase, también son llamadas soluciones.
- **Mezcla heterogénea:** formada por más de una fase.

- **Elemento:** es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos.

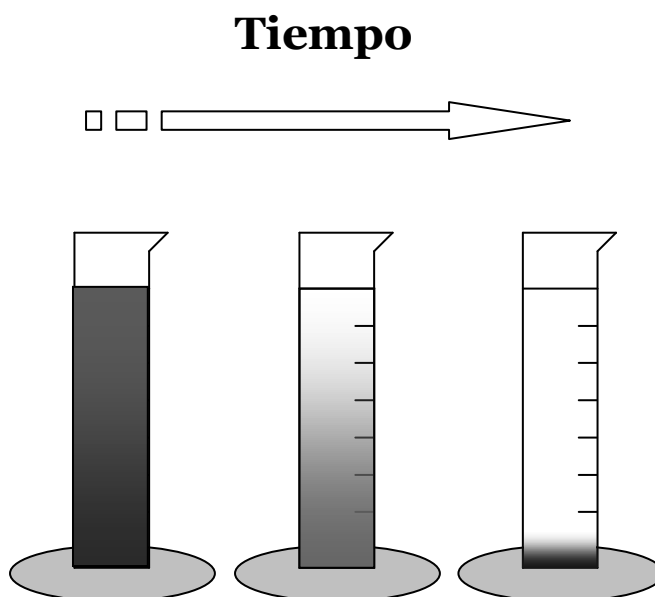
- **Compuesto:** es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas.

SEPARACIÓN DE SISTEMAS MATERIALES

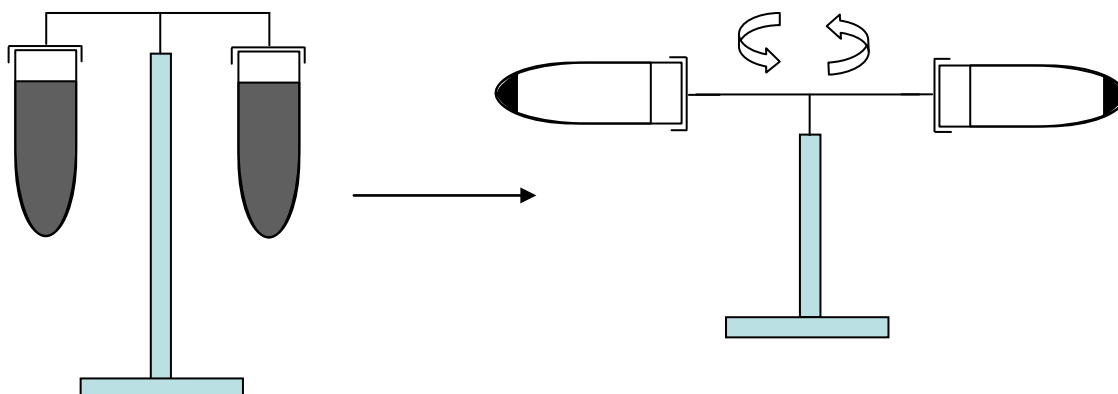
Sistemas heterogéneos

Como hemos destacado, los sistemas heterogéneos están formados por dos o más fases que varían en composición, estructura y/o propiedades. Estas características diferenciales son las que se tienen en cuenta, a la hora de elegir un método adecuado de separación, mencionaremos algunos ejemplos:

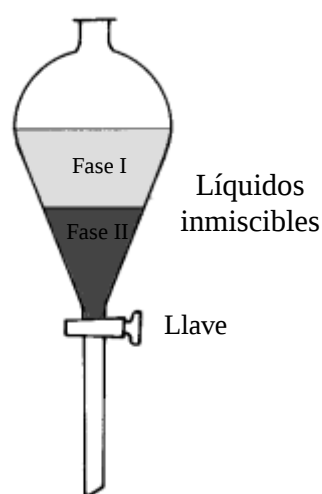
- **Sedimentación:** Este método permite separar sistemas donde existen líquidos y sólidos. La acción de la gravedad hace que los sólidos queden en el fondo y la fase líquida arriba. Esta última, se puede separar mediante succión, dejando el sólido en el fondo del recipiente utilizado. Ejemplo: agua y arena.



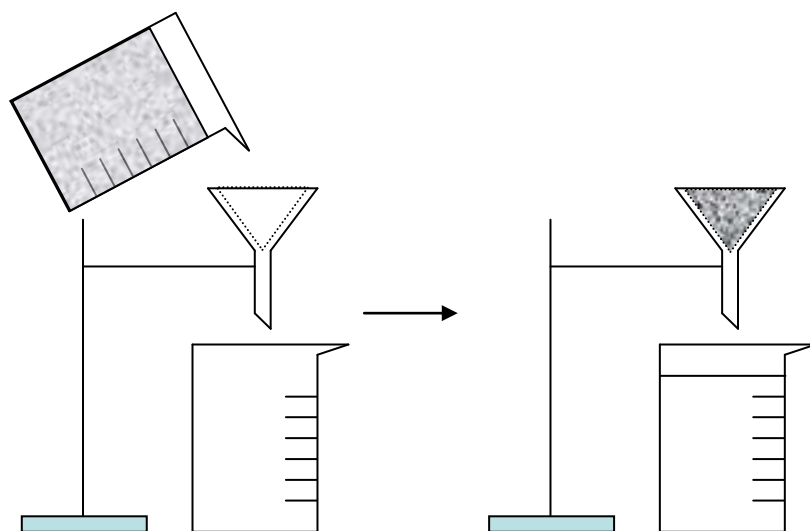
- **Centrifugación:** El proceso de sedimentación se puede acelerar mediante aparatos llamados centrífugas, que mediante fuerza centrífuga producen la separación de la fase sólida, de la líquida.



- **Decantación:** Este método permite separar sistemas líquido-líquido inmiscibles, aprovechando la diferencia de densidad de los mismos. Se puede utilizar para esto una ampolla o embudo de decantación que posee una llave, denominada robinete, que deja salir uno de los líquidos y puede ser cerrada cuando este sale, separando ambas fases. Ejemplo: mezcla de agua y aceite.



- **Filtración:** Permite separar sistemas donde tenemos una fase líquida, en cuyo interior se encuentran partículas sólidas en suspensión. Mediante el pasaje del sistema por un papel de filtro, con un poro de diámetro menor al de las partículas, se separan ambas fases.



- **Tamización:** Si tenemos una mezcla sólida, compuesta por partículas de diferentes tamaños, la hacemos pasar por un tamiz, que es una malla con poros de un diámetro particular, dejando en la misma las partículas de mayor tamaño, pasando las de menor tamaño.
- **Flotación:** Si tenemos como en el caso anterior una mezcla sólida, pero una de las partículas posee una densidad menor, al agregar un líquido adecuado se producirá la flotación de estas últimas y la sedimentación de las partículas más pesadas.
- **Disolución:** Si tenemos una mezcla de sólidos y alguna es soluble en algún solvente, se agrega este, produciendo la disolución y separación de esta partícula, del resto. Ejemplo: el oro se solubiliza en mercurio, en algunas minas de oro se agrega este metal líquido para disolver el oro, y después recuperarlo como amalgama mercurio-oro, separando el oro por evaporación del mercurio.

- **Levigación:** Este método separa por una corriente de un líquido, partículas sólidas de diferente densidad. Las más livianas se van con la corriente del líquido y las pesadas quedan. Este método se lo utiliza también para extraer oro.
- **Separación Magnética:** si uno de los componentes de una mezcla es hierro, mediante un imán podemos separarlo del resto de los componentes.

Sistemas homogéneos

En este caso tendremos que realizar procedimientos de fraccionamiento que nos van a permitir obtener las sustancias que componen el sistema.

- **Destilación:** Esta técnica se basa en la diferencia de los puntos de ebullición que poseen los compuestos del sistema. Esto se realiza en un aparato llamado destilador, que básicamente entrega calor al sistema produciendo primero la evaporación del compuesto de menor punto de ebullición, condensándolo posteriormente y separándolo del resto de los componentes.
- **Cromatografía:** En esta técnica existen dos partes, una llamada estacionaria y otra móvil. El sistema se encuentra en la parte o fase móvil, que al interactuar de alguna forma (existen varias alternativas) con la estacionaria, separa los componentes.
- **Cristalización fraccionada:** Este método se basa en la diferencia de solubilidad de distintos compuestos, en un mismo solvente. Cuando se calienta el sistema, se disuelven todos los componentes de la mezcla, se deja enfriar, los compuestos menos solubles en el solvente precipitarán primero y los más solubles lo harán a temperaturas más bajas, por poseer una solubilidad menor, separando dichos compuestos.

Ejercitación

1. Tengo un sistema formado por cuatro sustancias sólidas: A, B, C y D, indicar que métodos utilizaría para separarla si:
 - a) La sustancia A es el único soluble en agua.
 - b) La sustancia B es menos densa que el agua.
 - c) La sustancia C es magnética.
 - d) La sustancia D es soluble en un solvente orgánico.

2. Una sal “A” posee una solubilidad de 12g cada 100 de agua, a una temperatura de 20 °C. A 90° C la misma es de 67 g cada 100g de agua. Responder verdadero o falso suponiendo que se agregan 54 g de la sal “A” a 100 g de agua:
 - a) A 20 °C tengo una mezcla heterogénea.
 - b) A 90 °C tengo un sistema homogéneo.
 - c) A 20 °C tengo un sistema formado por una fase líquida y otra sólida.
 - d) Si a 20 °C filtro el sistema y me quedo con la fase líquida tengo una solución saturada.
 - e) A 90 °C tengo un sistema con una fase líquida y otra sólida.
 - f) A 20 °C tengo 42 g de sal en el fondo del recipiente y el resto disuelta.

3. Una mezcla A, es separada por método de filtración en las sustancias B y C. La sustancia B es un sólido que no puede ser descompuesto en otras sustancias. La sustancia C por método de destilación se separa en las sustancias D y E. La sustancia E no puede ser descompuesta en otras sustancias, la sustancia D por combustión genera agua y dióxido de carbono. Teniendo en cuenta estos métodos utilizados responder:
 - a) La sustancia A es un compuesto, la sustancia B y C son elementos, la sustancia E y D son mezclas.

- b) La sustancia A es una mezcla homogénea, la sustancia B y E son elementos, la sustancia C es una mezcla heterogénea. La sustancia D es un compuesto.
 - c) La sustancia A y D son compuestos, la sustancia B y E son elementos, la sustancia C es una mezcla.
 - d) La sustancia A es una mezcla heterogénea, la sustancia B y E son elementos, la sustancia C es una mezcla homogénea. La sustancia D es un compuesto.
 - e) La sustancia A es una solución, la sustancia B y C son compuestos y las sustancias D y E elementos.
- 4.Cuál de las siguientes afirmaciones **no es correcta** con respecto al concepto de elemento:
- a) Puede existir en los tres estados de agregación.
 - b) No puede ser descompuesto en sustancias más simples por métodos químicos.
 - c) Su composición no varía.
 - d) Puede ser descompuesto en sustancias más simples por métodos físicos.
 - e) Es una sustancia pura.
5. Señalar la afirmación **correcta**.
- a) Los constituyentes de una mezcla, se encuentran siempre en la misma proporción.
 - b) En las sustancias puras, la temperatura de cambio de estado se mantiene constante mientras que en las disoluciones no se mantiene constante.
 - c) En las mezclas, la temperatura de cambio de estado se mantiene constante mientras que en las sustancias puras no se mantiene constante.
 - d) Los medios físicos, producen alteración de las sustancias que queremos separar en una mezcla.
 - e) En una mezcla, la densidad de la misma es igual a la densidad de cada uno de sus componentes.

6. Indicar cuáles son sustancias compuestas y cuales sustancias simples o elementales:

- | | |
|--------------------------------|---------------------------|
| a) Hidróxido de calcio. | g) Óxido de cinc. |
| b) Cloruro de potasio. | h) Cobre. |
| c) Ácido sulfúrico. | i) Nitrógeno. |
| d) Sulfato de sodio. | j) Amoníaco. |
| e) Cloro. | k) Agua oxigenada. |
| f) Manganeseo. | l) Mercurio. |

7. Cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuales sustancias puras:

- a)** Agua y alcohol.
- b)** Óxido de magnesio.
- c)** Vino filtrado.
- d)** Mercurio.
- e)** Agua corriente filtrada.
- f)** Aire.
- g)** Agua de mar.

8. Indicar cuales afirmaciones son falsas o verdaderas justificando la elección.
- 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, es homogéneo.
 - c) El agua y el azúcar siempre forman un sistema homogéneo.
 - d) Una solución está formada por una sola sustancia.
 - e) Sistema cerrado es un líquido colocado en un termo tapado.
 - f) Pueden existir sistemas heterogéneos formados por una sola sustancia.
 - g) Un sistema formado únicamente por gases es homogéneo.
 - h) Una sustancia pura compuesta, tiene un solo tipo de moléculas.
 - i) Las sustancias puras, no pueden tener átomos diferentes.
 - j) Las sustancias simples, pueden fraccionarse por destilación.
 - k) Una sustancia pura compuesta, tiene dos o más tipos de átomos.
 - l) Los sistemas homogéneos líquidos, están formados por un sólo componente.
- 9.Cuál de las siguientes afirmaciones es **correcta** para las sustancias gaseosas:
- a) Tienen forma y volumen propio.
 - b) Tienen densidades mayores que las de los líquidos.
 - c) No difunden entre sí.
 - d) Son prácticamente incompresibles.
 - e) Ninguna de las anteriores.
- 10.Cuál de las siguientes afirmaciones referentes a los líquidos es **correcta**:
- a) Tienen forma y volumen propio.
 - b) Tienen densidades menores que los gases.
 - c) Difunden entre sí más rápidamente que los gases.
 - d) Son más compresibles que los sólidos.
 - e) Ninguna de las anteriores.

Unidad 3: Estructura Atómica

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO. MODELO ATÓMICO DE THOMPSON. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD. MODELO ATÓMICO DE BOHR. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO. NÚMERO ATÓMICO. NÚMERO MÁSIICO. ISÓTOPOS. RADIOACTIVIDAD. NÚMEROS CUÁNTICOS. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN PROGRESIVA O REGLA DE AUFBAU. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI. REGLA DE HUND.

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO

Durante muchos años los filósofos griegos creían que la materia estaba constituida por cuatro elementos de la naturaleza: agua, tierra, fuego y aire; posteriormente Demócrito, otro filósofo griego, planteó que la materia estaba constituida por pequeñas partículas que denominó átomos, palabra que significa "sin división", ya que consideraba que estas estructuras eran únicas e indivisible. Pensaba que los átomos tendrían formas y tamaños distintos (esféricos, cilíndricos, irregulares, etc.).

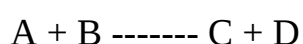
Posteriormente transcurre un largo período en la historia de la Química, la Alquimia, donde la preocupación primordial era tratar de convertir los metales conocidos en oro. Hacia el 1800, el profesor inglés John **Dalton** retomó la idea del átomo que postuló el filósofo Demócrito y basándose en experimentos científicos escribió varios trabajos referidos a la materia y a su composición:

- Todo elemento está compuesto de partículas indivisibles, extremadamente pequeñas denominadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales.
- Los átomos de elementos diferentes tienen propiedades diferentes, incluso masas diferentes.
- Los átomos no son ni creados ni destruidos en las reacciones químicas.
- Los compuestos están constituidos por átomos de más de un elemento que se combinan.
- En un compuesto dado el número relativo de una clase de átomos es constante.

A partir de estos postulados se obtuvieron las leyes de la materia:

Ley de conservación de la materia (Ley de conservación de la masa): La masa de la materia obtenida después de una reacción química, es igual a la cantidad de materia presente al inicio de dicha reacción.

Ejemplo:



Si la masa de A es de 25g y la de B 30g, entonces la suma de las masas de los productos C y D deberá ser igual a 55g.

Ley de composición constante: En un compuesto determinado el número relativo y la clase de átomos que lo componen son constantes.

Ejemplo:

La molécula de agua, H₂O, está compuesta por 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno. Por lo tanto, cualquier muestra de agua estará formada por 2 partes de átomos de H y 1 parte de átomos de O.

Ley de proporciones múltiples: Las masas de los elementos que forman un compuesto determinado mantienen una relación expresada por números enteros pequeños.

Ejemplo:

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la relación entre sus masas, difiere entre un compuesto y otro. Es el caso del agua y el peróxido de hidrógeno. El agua posee dos H y un O (H_2O), mientras que el peróxido posee dos H y dos O (H_2O_2). Por lo tanto, como la masa del H = 1g y la del O = 16g, la relación entre la masa de O sobre la masa de H para el agua será igual a $16/2 = 8$, mientras que para el H_2O_2 $32/2 = 16$. De esta manera podemos concluir que la relación entre las cantidades de O de los dos compuestos es igual a $16/8 = 2/1 \Rightarrow 2:1$, lo cual quiere decir que el peróxido de hidrógeno siempre tendrá el doble de átomos de oxígeno que el agua.

MODELOS ATOMICOS

Modelo atómico de Thompson

En 1897 Joseph John Thompson mediante una serie de experimentos con gases encerrados en tubos de vidrio sellados al vacío, cuyos extremos estaban conectados a un electrodo positivo y otro negativo, descubrió que se desprendía una radiación que iba desde el electrodo negativo (cátodo), hasta el positivo (ánodo) (Figura 3.1).

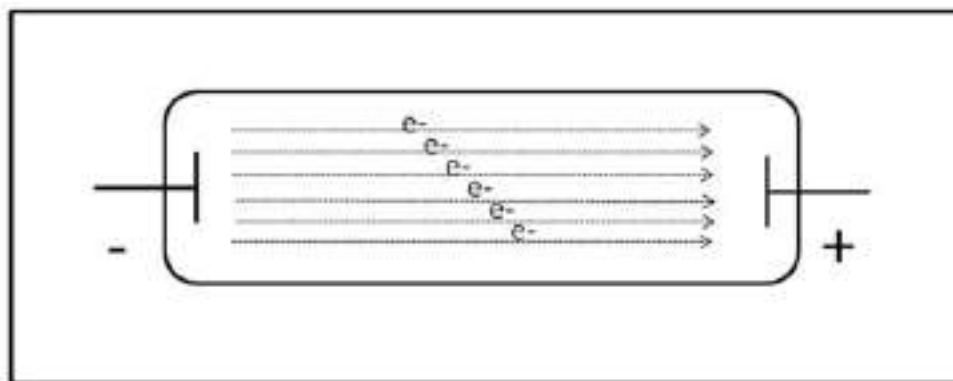


Figura 3.1: Rayos catódicos observados en el experimento de Thompson.

Denominó a esta radiación “rayos catódicos”, y consideró que estaba formada por pequeñas partículas que provenían de los átomos que componían las moléculas de los gases, las cuales denominó electrones. Además, determinó que la relación carga-masa para estas partículas era de 1.76×10^{-8} coulombs por gramo. Tal descubrimiento modificó el modelo atómico de Dalton, que lo consideraba indivisible. Thompson supuso al átomo, como una esfera homogénea e indivisible cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los electrones (Figura 3.2).

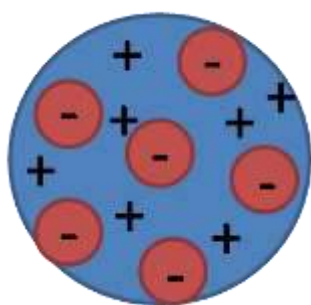


Figura 3.2: Modelo atómico de Thompson.

Años más tarde, en 1909, Robert **Millikan** diseñó un experimento utilizando pequeñas gotitas de aceite atomizadas dentro de un recipiente sellado, el cual tenía un orificio acoplado a un microscopio. Dentro del compartimento, en la base del mismo, se encontraba una placa metálica conectada a un electrodo negativo y en la parte superior se hallaba otra placa metálica conectada a un electrodo positivo. Las gotas de aceite atomizadas eran irradiadas por haces de electrones y posteriormente caían atraídas por la gravedad a través de un orificio en la placa superior (Figura 3.3). Cuando la fuente de voltaje se encendía, las gotas cargadas mostraban diferente comportamiento de acuerdo a su masa y su carga. De esta manera Millikan descifró la carga del electrón, 1.60×10^{-19} coulombs y utilizando la relación carga-masa de Thompson averiguó la masa del electrón, 9.10×10^{-28} g.

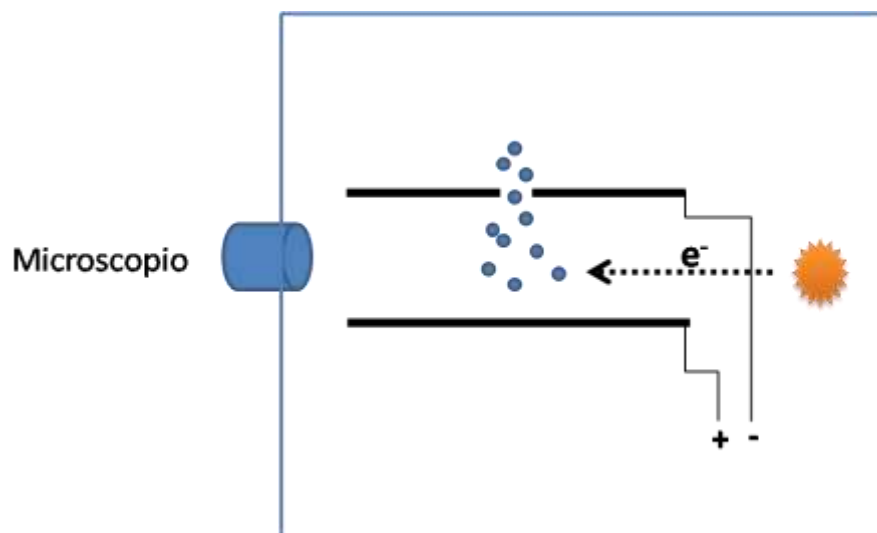
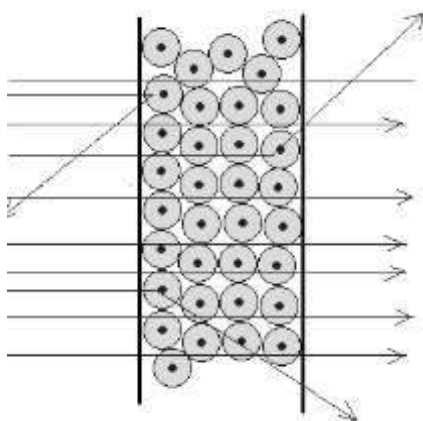


Figura 3.3: Experimento de Millikan

Modelo atómico de Rutherford

Posteriormente otro físico inglés, Ernest Rutherford, realizó una serie de experimentos. Hizo incidir sobre una lámina finísima de oro, un delgado haz de partículas cargadas positivamente, de masa mucho mayor que el electrón y dotadas de energía cinética alta. Después del choque observó distintos comportamientos:

- La mayoría atravesaban la lámina sin desviarse.
- Algunas se desviaban.
- Muy pocas retrocedían.



Esta experiencia implicaba:

- Que los átomos estaban casi vacíos, pues la mayoría de las partículas las atravesaban.
- Que hay una zona cargada positivamente, ya que algunas partículas retrocedían o se desviaban. Esta zona debe estar muy concentrada ya que es mayor el número de desviaciones que de choques.

Esto llevó a proponer en 1911 un nuevo modelo atómico, en el que se afirmaba que los átomos estaban constituidos por 2 zonas bien diferenciadas (Figura 3.4):

- Una de carga positiva, con el 99,9% de la masa muy concentrada y por lo tanto de gran densidad a la que llamó núcleo.
- Otra rodeando al núcleo, a la que llamó corteza, donde estaban los electrones con carga negativa girando alrededor del núcleo.

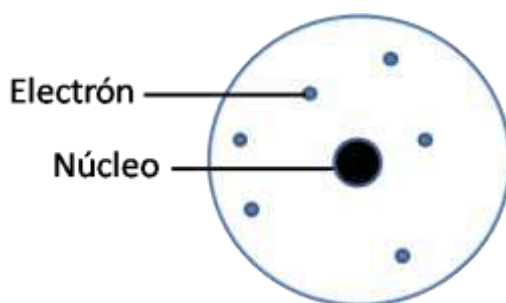


Figura 3.4: Modelo atómico de Rutherford

Sin embargo, el modelo de Rutherford presentaba fallos:

Según la teoría clásica de electromagnetismo, una partícula eléctrica acelerada emite energía y el electrón girando en torno al núcleo está sometido a una aceleración centrípeta, por lo que irradiaría energía, perdería velocidad y, por fin, caería al núcleo desestabilizando el átomo. Pero como el átomo de hecho es estable, las cosas no pueden ocurrir según el modelo de Rutherford.

Los experimentos de Rutherford llevaron al descubrimiento de los protones y del núcleo atómico, además descubrió que un protón tiene la misma cantidad de carga que un electrón, pero de signo positivo y una masa igual a 1836 veces la masa del electrón.

Modelo atómico de Bohr

Para salvar los inconvenientes del modelo anterior, Niels Bohr estableció una serie de postulados que constituyen el modelo atómico de Bohr (Figura 3.5):

- Admitió que hay ciertas órbitas fijas en las cuales los electrones pueden girar alrededor del núcleo.
- Introduce un número “ n ”, llamado número cuántico principal, que da nombre a las distintas órbitas del átomo.
- El electrón, cuando emite energía cae de una órbita, a otra más próxima al núcleo. Lo contrario ocurre si capta energía.

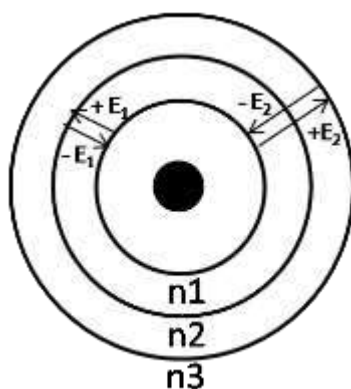


Figura 3.5: Modelo atómico de Bohr.

Cuando a un átomo se le suministra energía y los electrones saltan a niveles más energéticos, como todo sistema tiende a tener la menor energía posible, el átomo es inestable y los electrones desplazados vuelven a ocupar en un tiempo breve el lugar de menor energía, llamados niveles energéticos fundamentales. Llamamos electrones excitados a aquellos que se encuentran en un nivel de energía superior al normal.

La diferencia de energía entre cada nivel electrónico es equivalente a un “**quantum**”, una cantidad de energía de valor constante, es decir que, si un electrón quiere desplazarse hacia el siguiente nivel de mayor energía, deberá absorber una cantidad equivalente a un “quantum”, paquete de energía de valor constante, y para volver a su estado anterior deberá liberar la misma cantidad de energía.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

En 1927 Werner Heisenberg enunció una teoría según la cual no podía ser conocida con exactitud la posición y la cantidad de movimiento de un electrón.

Este principio tiene su origen en la mecánica cuántica según la cual el mismo hecho de medir la velocidad o la posición de un electrón implica una imprecisión en la medida.

Si nosotros deseáramos observar un electrón deberíamos iluminarlo, la energía emitida por la fuente de iluminación haría incidencia sobre el electrón iluminado causando que la velocidad y posición del mismo cambien.

DUALIDAD ONDA- PARTÍCULA

Inicialmente Pitágoras (500. A de C) decía que la luz estaba formada por partículas que emergían en línea recta desde el cuerpo luminoso que las emitía y eran captadas al colisionar con nuestros ojos.

Más tarde, Aristóteles planteó que la luz se propagaba en forma de onda, similarmente a como el sonido se propagaba por el espacio y llegaba al oído para ser captado.

Newton (1642-1727), se opuso tenazmente a esta teoría ondulatoria y fue partidario de la teoría corpuscular, ya que para él la teoría corpuscular explicaba el fenómeno de reflexión de la luz, donde las partículas que formaban el haz de luz colisionaban con una superficie brillante y desviaban su trayecto.

Se permaneció así, con un doble carácter corpuscular y ondulatorio, que prevalecía uno sobre otro, según qué fenómeno se tratase, hasta que en 1923 Luis de Broigle estableció el concepto de la dualidad onda-partícula. Según Broigle, el fotón puede ser considerado como una partícula que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética.

De esta manera se arribó al concepto actual que establece que cualquier haz de radiación está compuesto por partículas y ondas completamente asociadas entre sí.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Núcleo atómico

Tiene un tamaño diminuto respecto al volumen del átomo.

Por ejemplo para el átomo de aluminio (Al):

$$\frac{V_{\text{átomo}}}{V_{\text{núcleo}}} = 3,38 \times 10^{15}$$

Con Rutherford sólo se sabía que tenía carga eléctrica positiva. Hoy en día se sabe que, con la excepción del átomo de hidrógeno (que sólo tiene un protón), los núcleos atómicos contienen una mezcla de protones y neutrones, colectivamente llamados como nucleones. El protón tiene la misma carga que el electrón, pero positiva. El neutrón es de tamaño similar, pero eléctricamente neutro. Ambos tienen una masa de 1 u.m.a.. Los protones y los neutrones en el núcleo atómico se mantienen unidos por la acción de la fuerza nuclear, que supera a la fuerza de repulsión electromagnética mucho más débil, que actúa entre los protones de carga positiva.

La corteza del átomo está formada por unas partículas llamadas electrones y de masa 1/1836 uma, por lo que al ser tan pequeña se desprecia. Como el átomo es neutro, debe haber el mismo número de electrones que de protones.

Al número de protones se le llama **Z** o **número atómico**, y se corresponde con el número de orden en el sistema periódico.

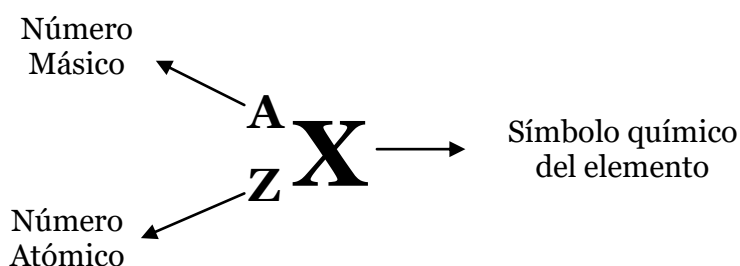
Como el átomo es eléctricamente neutro debe haber el mismo número de protones que de electrones.

Al número de neutrones se lo denomina **N**.

El **número másico (A)** de un átomo será la suma de los protones y de los neutrones (ya que la del electrón por ser muy pequeña se desprecia).

$$A = N + Z$$

Los átomos se representan así:



Puede que nos encontremos el número atómico y la masa cambiada, pero siempre sabremos cual es uno y cual es otro, porque la masa atómica siempre será mayor que el número atómico. Ejemplo:



Para un mismo elemento químico, el número de protones que tienen sus átomos en sus núcleos es el mismo, pero no el de neutrones, el cual puede variar.

ISOTOPOS

Se llaman Isótopos a los átomos de un mismo elemento químico que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico.

Ejemplo:

Isótopos del Hidrógeno: ${}^1_1\text{H}$ (protio), ${}^2_1\text{H}$ (deuterio), ${}^3_1\text{H}$ (tritio)

Todos los átomos de un mismo elemento químico siempre tienen igual número de protones en sus núcleos, pero pueden tener distinto número de neutrones, y por lo tanto diferentes masas atómicas.

Los isótopos son los responsables de que la masa de los elementos químicos no sea un número entero, ya que la masa que presentan las tablas periódicas es un promedio de las masas de los diferentes isótopos de cada elemento según su abundancia en nuestro planeta.

Por ejemplo, el uranio (U) presenta los siguientes isótopos en la naturaleza:

$^{238}_{92}\text{U}$, abundancia 99,2742%; $^{235}_{92}\text{U}$, abundancia 0,7204% y $^{234}_{92}\text{U}$ 0,0054%.

La masa del uranio será igual a la suma de los pesos atómicos de cada isotopo multiplicados por sus abundancias relativas:

$$\text{Masa U} = \frac{(238 \times 99,2742) + (235 \times 0,7204) + (234 \times 0,0054)}{100} = \mathbf{237,9782}$$

Los átomos son neutros, pues el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas, es decir, el número de electrones es igual al número de protones.

Puede ocurrir que el átomo pierda o gane electrones (nunca que pierda o gane protones pues esto acarrearía la transformación de ese átomo en otro átomo de un elemento químico diferente), adquiriendo carga eléctrica neta y dando lugar a un ión:

➤ Si pierde electrones, adquiere carga eléctrica positiva y el ión se llama **cación**.

➤ Si gana electrones, adquiere carga eléctrica negativa y el ión se llama **anión**.

RADIOACTIVIDAD

Radioactividad es la propiedad que presentan los núcleos atómicos de ciertos isótopos de modificar espontáneamente su constitución, emitiendo simultáneamente una radiación característica.

La radioactividad puede ser:

- **Radioactividad natural:** Es la que manifiestan los isótopos que se encuentran en la naturaleza.
- **Radiactividad artificial o inducida:** Es la que ha sido provocada por transformaciones nucleares artificiales.

Radiactividad natural

En 1896 Becquerel descubrió que ciertas sales de uranio emitían radiaciones espontáneamente, al observar que velaban las placas fotográficas envueltas en papel negro.

Hizo ensayos con el mineral en caliente, en frío, pulverizado, disuelto en ácidos y la intensidad de la misteriosa radiación era siempre la misma. Por tanto, esta nueva propiedad de la materia, que recibió el nombre de radiactividad, no dependía de la forma física o química en la que se encontraban los átomos del cuerpo radiactivo, sino que era una propiedad que radicaba en el interior mismo del átomo.

El estudio del nuevo fenómeno y su desarrollo posterior se debe casi exclusivamente a los esposos Curie, quienes encontraron otras sustancias radiactivas como el torio, polonio y radio. La intensidad de la radiación emitida era proporcional a la cantidad de uranio presente, por lo que dedujo Marie Curie que la radiactividad era una propiedad atómica.

El fenómeno de la radiactividad se origina exclusivamente en el núcleo de los átomos radiactivos. Y la causa que lo origina se cree que es debida a la interacción neutrón-protón del mismo.

Al estudiar la radiación emitida por el radio, se comprobó que era compleja, pues al aplicarle un campo magnético parte de ella se desviaba de su trayectoria y otra parte no.

Se comprobó que dicha radiación consta de 3 partes (Figura 3.6):

- **Radiación α :** Identificada con núcleos de Helio (${}^4_2\text{He}$), constituidos por dos protones y dos neutrones. Por tanto, poseen dos cargas positivas y son desviadas por campos eléctricos y magnéticos. Es poco penetrante, aunque muy ionizante.
- **Radiación β :** Son electrones resultantes de la desintegración de los neutrones del núcleo: $\text{Neutrón} \rightarrow \text{protón} + \text{electrón} + \text{neutrino}$
Debido a su carga es desviada por campos eléctricos y magnéticos. Es más penetrante, aunque su poder de ionización no es tan elevado como el de la radiación α .
- **Radiación γ :** No es corpuscular como las 2 anteriores, sino de naturaleza electromagnética. Al no tener carga, los campos eléctricos y magnéticos no la afectan. Es la más penetrante, y muy peligrosa.

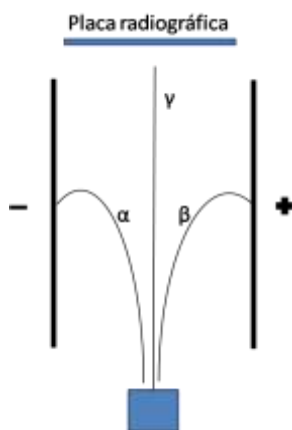


Figura 3.6: Tipos de radiaciones.

El estudio de la radiactividad y las leyes de desintegración radiactiva, descritas por Soddy y Fajans, son:

- Cuando un átomo radiactivo emite una partícula α , la masa del átomo resultante disminuye en 4 unidades y el número atómico en 2.
- Cuando un átomo radiactivo emite una partícula β , la masa del átomo resultante no varía y su número atómico aumenta en una unidad.
- Cuando un núcleo excitado emite una radiación γ no varía ni su masa ni su número atómico, sólo pierde una cantidad de energía $h\nu$.

Las dos primeras leyes nos indican que cuando un átomo emite una radiación α o β se transforma en otro átomo, de un elemento diferente. Este nuevo elemento puede ser radiactivo, transformándose en otro, y así sucesivamente, dando lugar a las llamadas series radiactivas.

Radiactividad artificial

Se produce la radiactividad inducida cuando se bombardean ciertos núcleos estables con partículas apropiadas.

Si la energía de estas partículas tiene un valor adecuado, penetran dentro del núcleo bombardeado y formando un nuevo núcleo que, en caso de ser inestable, se desintegra después radiactivamente.

La radioactividad fue descubierta por los esposos Curie, bombardeando núcleos de boro y aluminio con partículas α . Observaron que las sustancias bombardeadas emitían radiaciones, después esto permitió, un mayor conocimiento de la estructura del núcleo atómico y de las partículas subatómicas.

NÚMEROS CUÁNTICOS

La situación de los electrones, su nivel de energía y otras características se expresan mediante los números cuánticos. Estos números cuánticos, que se fueron introduciendo como postulados, a partir de las modificaciones introducidas en el modelo de Böhr, para explicar los fenómenos experimentales, se pueden deducir teóricamente al resolver la ecuación de onda de Shrödinger.

Cada electrón dentro de un átomo viene identificado por 4 números cuánticos:

- Número cuántico principal.
- Número cuántico secundario o del momento angular.
- Número cuántico magnético.
- Numero cuántico de spin.

Número cuántico principal “n”

Representa el principal nivel de energía E con respecto al núcleo. Puede tomar valores enteros de 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, etc. Cuanto más grande es este número mayor es la energía del electrón que se encuentra en él y mayor la distancia entre este y el núcleo (en consecuencia, el orbital es más grande y menos estable).

Los electrones se disponen siguiendo un orden de energía creciente, van ocupando el nivel más cercano al núcleo y solo se ubican en el nivel inmediato superior cuando llenaron totalmente el nivel donde se encuentran.

Para determinar cuántos electrones puede recibir cada nivel se utiliza la fórmula $2 \times n^2$:

Nivel n	Cantidad de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32
5	50

Número cuántico secundario o del momento angular “l”

Representa el subnivel de energía y la “forma” de los orbitales. Los valores de este dependen del valor del número cuántico principal. Para un determinado valor de n , l tiene todos los valores enteros posibles desde 0 hasta $n-1$.

Los valores se los suele indicar con letras:

Subnivel	Número máximo de electrones
<i>s</i>	2
<i>p</i>	6
<i>d</i>	10
<i>f</i>	14

Para $n=1 \Rightarrow l=0$ (s)

$$\begin{array}{lll} n=2 & \begin{cases} l=0 \text{ (s)} \\ l=1 \text{ (p)} \end{cases} & n=3 \quad \begin{cases} l=0 \text{ (s)} \\ l=1 \text{ (p)} \\ l=2 \text{ (d)} \end{cases} & n=4 \quad \begin{cases} l=0 \text{ (s)} \\ l=1 \text{ (p)} \\ l=2 \text{ (d)} \\ l=3 \text{ (f)} \end{cases} \end{array}$$

Número cuántico magnético “m”

Describe la orientación espacial de los electrones de un mismo subnivel. Dentro de un mismo subnivel, el valor de este número depende del valor del número cuántico del momento angular.

Cada valor de m es un orbital. En cada orbital caben como máximo 2 electrones.

Numero cuántico de spin

Al estar el electrón cargado eléctricamente y girar sobre si mismo este genera un campo magnético el cual puede poseer dos valores $+1/2$ o $-1/2$, según sea el sentido de la rotación del electrón.

Orbitales Atómicos

Cabe aclarar que los orbitales atómicos no poseen una forma definida, pero para una mejor comprensión del tema y especialmente cuando se estudie enlace químico se representa una aproximación geométrica de la forma de los mismos:

Orbitales s

La representación de la forma de los orbitales ayuda a tener una idea de la región por donde es más posible encontrar a un electrón en un determinado momento. Todos los orbitales *s* tienen forma esférica (Figura 3.7), pero su tamaño aumenta a medida que aumenta el número cuántico principal:

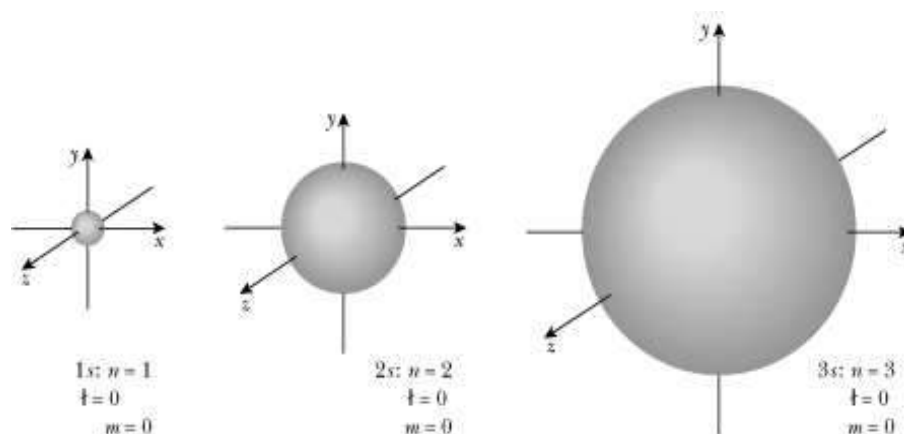


Figura 3.7: Orbitales *s*.

Orbitales *p*

Estos orbitales comienzan con el número cuántico principal $n=2$, teniendo en este caso:

$$2p_x \quad 2p_y \quad 2p_z$$

Estos tres orbitales *p* poseen el mismo tamaño, forma y energía, pero se diferencian en su orientación (Figura 3.8), indicados con el subíndice debajo de la letra *p*.

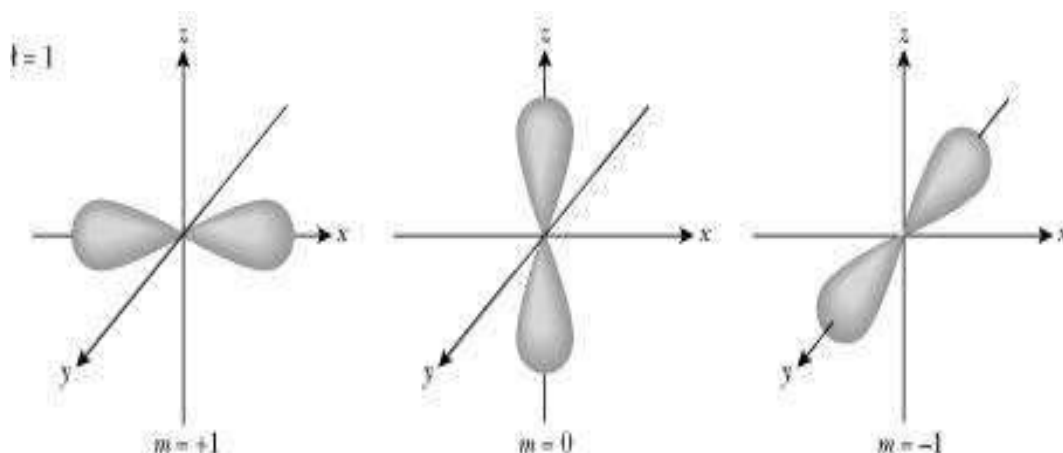


Figura 3.8: Orbitales *p*.

Orbitales d y otros de mayor energía

Estos orbitales poseen formas más complejas que no viene al caso describir (Figura 3.9):

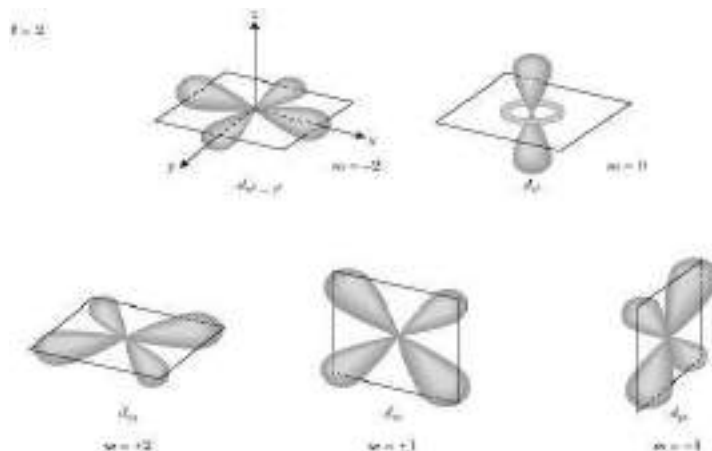
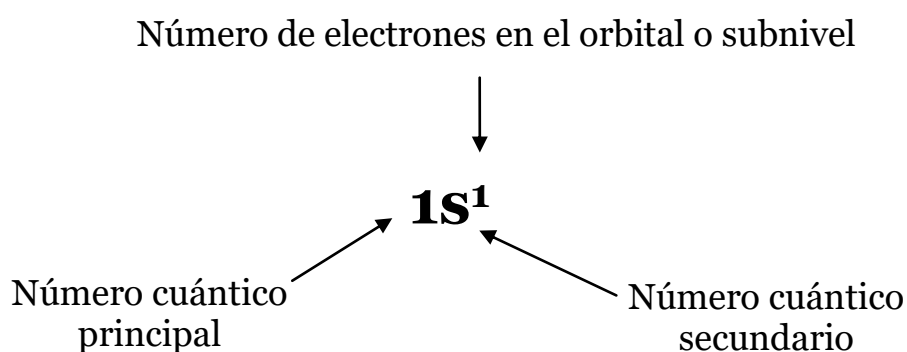


Figura 3.9: Orbitales d.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Para comprender el comportamiento electrónico de los átomos es necesario conocer como los electrones del mismo se distribuyen en los orbitales atómicos. Los cuatro números cuánticos descriptos, sirven para identificar por completo un electrón determinado en un orbital de cualquier átomo.

Una forma simple de mostrar la configuración electrónica de un átomo es:



Una forma resumida de mostrar la configuración electrónica de un elemento, especialmente cuando este posee muchos electrones, es anteponer entre corchetes el símbolo del gas noble que le precede en la tabla periódica, y agregar

mediante la forma explicada anteriormente los electrones que faltan, hasta llegar al elemento en estudio. Ejemplo con el elemento sodio (Na):

Forma completa: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Forma resumida: $[\text{Ne}] 3s^1$

Otra alternativa es mediante las cajas cuánticas que muestra, además, el espín del electrón:



Debemos seguir las siguientes reglas para la correcta expresión de la configuración electrónica de un elemento:

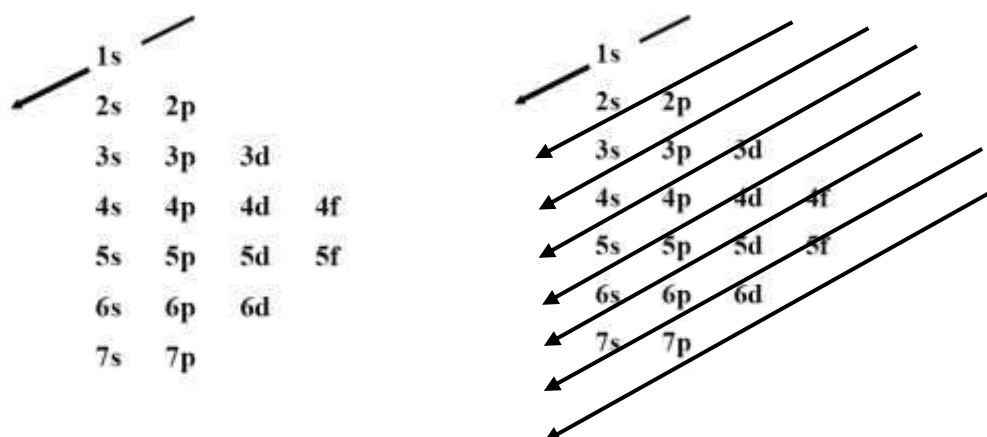
Principio de Construcción Progresiva o Regla de Aufbau

Los electrones van formando los orbitales atómicos de menor a mayor contenido de energía.

La energía de los orbitales aumenta aproximadamente de la siguiente forma:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f$$

Una forma práctica de determinar el orden energético de los orbitales, sin tener que aprendérselos de memoria consiste en, escribir los niveles y subniveles de la siguiente forma y posteriormente comenzar a trazar diagonales de la siguiente manera:



Siguiendo la dirección de las flechas tendremos organizados los orbitales en orden creciente de energía.

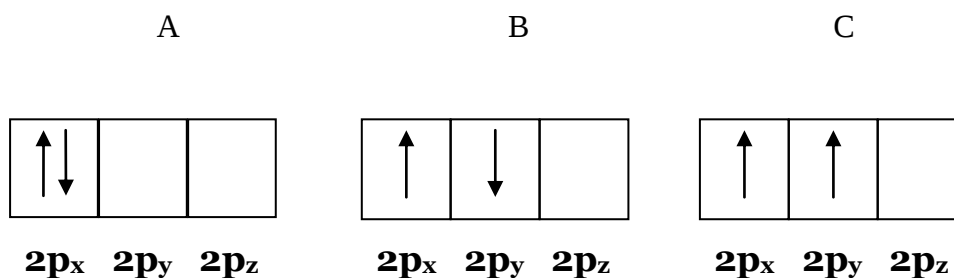
Principio de Exclusión de Pauli

No es posible que dos electrones de un mismo átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos.

Regla de Hund

La distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos (en el mismo sentido).

Tomemos como ejemplo el carbono ($Z=6$), los electrones en los orbitales p siguiendo el principio de exclusión de Pauli pueden tomar cualquiera de las siguientes distribuciones:



Pero según la Regla de Hund la más estable de las tres distribuciones será la C, el hecho que los electrones estén más dispersos hace que esta configuración sea más estable, comparando con la distribución A.

Ejercitación

1. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos de los elementos de $Z = 3; 11; 19; 37; 55$. ¿Observa alguna semejanza entre ellas?

2. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos de los elementos de $Z = 12; 20; 38; 56$. ¿Observa alguna semejanza entre ellas?

3. Señala las afirmaciones **correctas**:

- a) Rutherford descubrió que el átomo era prácticamente hueco.
 - b) Rutherford descubrió que casi toda la masa del átomo se encontraba alrededor de un núcleo muy pequeño y hueco.
 - c) Rutherford descubrió la existencia de neutrones.
 - d) Rutherford descubrió la existencia de electrones.
4. Tenemos dos isótopos de un mismo elemento. El primero tiene de número másico 35 y el segundo de número másico 37. El primero es neutro. El segundo es un anión con carga -1 que tiene 18 electrones. Rellena el número de partículas de cada isótopo:

a) Isótopo primero: (1)_____ protones, (2)_____ electrones, (3)_____ neutrones.

b) Isótopo segundo: (4)_____ protones, (5)_____ electrones, (6)_____ neutrones.

Si el número atómico es 17:

- a) El átomo tendrá _____ electrones si el átomo es neutro.
- b) El átomo tendrá _____ electrones si el átomo tiene de carga +2.
- c) El átomo tendrá _____ electrones si el átomo tiene de carga -2.

5. Completa lo que falta:

- a) Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es _____.
- b) Si un átomo tiene de carga -2 y contiene 15 electrones, su número atómico es _____.
- c) Si un átomo es neutro y contiene 35 electrones, su número atómico es _____.

6. El hierro tiene de número atómico 26 y de número másico 55. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones _____.
- b) Número de electrones _____.
- c) Número de neutrones _____.

7. El Cs (cesio) tiene $Z=55$ y $A=132$. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones _____.
- b) Número de electrones _____.
- c) Número de neutrones _____.

8. Tenemos el elemento Pt. Completar:

- a) $Z =$ _____.
- b) $A =$ _____.
- c) Número de protones: _____.
- d) Número de electrones: _____.
- e) Número de neutrones: _____.

9. Tenemos el siguiente ión I^{1-} . Completar:

- a) $Z =$ _____.
- b) $A =$ _____.
- c) Número de protones: _____.
- d) Número de electrones: _____.
- e) Número de neutrones: _____.

10. Tenemos el siguiente ión P^{3-} . Completar:

- a) $Z =$ _____.
- b) $A =$ _____.
- c) Número de protones: _____.
- d) Número de electrones: _____.
- e) Número de neutrones: _____.

11. El número atómico (Z) de un elemento indica el número de protones y el número másico (A) indica la suma de protones y neutrones que se encuentran en un núcleo de un átomo. En general, un elemento también se puede representar X como:

$$\begin{array}{c} A \\ Z \end{array} X$$

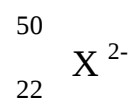
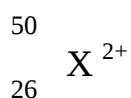
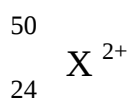
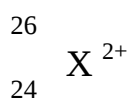
De acuerdo a esto, indique cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes elementos:

$\begin{array}{c} 28 \\ 13 \end{array} Al$	$\begin{array}{c} 32 \\ 16 \end{array} S$	$\begin{array}{c} 64 \\ 29 \end{array} Cu$	$\begin{array}{c} 235 \\ 92 \end{array} U$	$\begin{array}{c} 80 \\ 35 \end{array} Br$
--	---	--	--	--

12. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene 4 neutrones más que el elemento Li?:

$\begin{array}{c} 11 \\ 5 \end{array} B$	$\begin{array}{c} 14 \\ 7 \end{array} N$	$\begin{array}{c} 16 \\ 8 \end{array} O$	$\begin{array}{c} 19 \\ 9 \end{array} F$	$\begin{array}{c} 26 \\ 13 \end{array} Al$
--	--	--	--	--

13. ¿Cuál de los siguientes símbolos representa a la partícula que contiene 24 protones, 26 neutrones y 22 electrones?:



14. Considere tres átomos que contienen la siguiente relación de partículas fundamentales:

X: 14 p⁺, 15 n^o y 14 e⁻

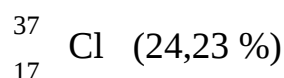
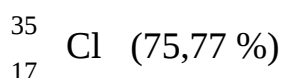
Y: 14 p⁺, 16 n^o y 14 e⁻

Z: 15 p⁺, 14 n^o y 15 e⁻

De acuerdo a esto, indique cual aseveración es (son) correcta(s):

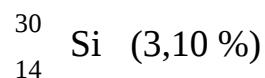
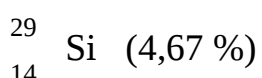
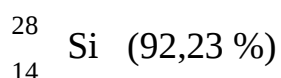
- I. Los elementos Y y Z son isótopos
- II. X y Z tienen la misma masa atómica
- III. X y Z corresponden a un mismo elemento
- IV. Y y X corresponden a un mismo elemento
- V. X, Y y Z son isótopos

15. El elemento cloro (Cl), existe en la naturaleza con dos isótopos con las siguientes abundancias:



Calcule el peso atómico ponderado del cloro.

16. El silicio se presenta en la naturaleza con tres isótopos con las siguientes abundancias:



Calcule el peso atómico del silicio.

Unidad 4: Tabla Periódica

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS. CARACTERÍSTICAS. PROPIEDADES PERIÓDICAS: RADIO ATÓMICO, CARÁCTER METÁLICO, POTENCIAL O ENERGÍA DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA, ELECTRONEGATIVIDAD.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Gran parte de las propiedades químicas de los elementos dependen de sus configuraciones electrónicas. Es por esto, que elementos con configuraciones electrónicas semejantes poseen propiedades físicas y químicas similares.

Estas tendencias observables, permitieron a los químicos del siglo XIX ordenar a los elementos, sin conocer las configuraciones electrónicas y demás partículas subatómicas.

Dos químicos idearon una forma de organizar los elementos que hasta ese momento se conocían, y que fue la base, de nuestra actual tabla periódica de los elementos. Estos fueron, el químico ruso Dimitri Mendeliev y el químico alemán Lothar Meyer que, de manera independiente, ordenaron los elementos basados en sus masas atómicas, la repetición periódica y regular sus propiedades físico-químicas. Actualmente la organización de la tabla periódica, no se basa en las masas atómicas de los elementos, sino, en el número atómico de cada elemento. La Ley periódica postula:

“Las propiedades de los elementos químicos son funciones periódicas de sus números atómicos”

CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

A las columnas de la tabla periódica se las conoce como **Grupos o Familias** identificados con números y letras (A y B). La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomienda enumerar las columnas con números que van desde el 1 hasta el 18, en el esquema se representan las dos formas. Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica del último nivel, por lo tanto, presentan la misma valencia química.

A las filas horizontales de la Tabla Periódica se las conoce como **Períodos**. Los elementos que componen una misma fila tienen el mismo número de orbitales.

	1 1A													13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1		2 2A																	
2																			
3			3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B							
4																			
5																			
6																			
7																			

El bloque A, contiene elementos en los que se están ocupando orbitales **s** y **p**. En los grupos B, hay uno o dos electrones en el orbital **s** del nivel de energía más alto ocupado, y están siendo ocupados los orbitales **d** de un nivel de energía menor.

1s			1s
2s		2p	
3s		3p	
4s	3d	4p	
5s	4d	5p	
6s	5d	6p	
7s	6d		
4f			
5f			

- Los elementos que van desde el grupo 1A hasta el 7A se los denomina REPRESENTATIVOS.
- Los elementos que van desde el grupo 1B hasta 8B se denominan de TRANSICION.
- Las dos filas debajo de la tabla pertenecen a los elementos de TRANSICION INTERNA.
A la primera fila también se la denomina LANTANIDOS, ya que, deberían según la ley periódica ubicarse a continuación del lantano (La). La segunda fila se la denomina la de los ACTINIDOS, ya que, deberían ubicarse a continuación del actinio.
- La última columna (8A) pertenece al grupo de los gases nobles, los cuales tienen su último nivel de energía lleno (Regla del octeto) y por ello son prácticamente no-reactivos.

	1 1A																	18 8A	
1	1 H	2 2A																	2 He
2	3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B		13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd		49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg		81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn		113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



Elementos Representativos: Metales alcalinos, Metales alcalinos terreos, Boroides, Carbonoides, Nitrogenoides, Oxigenoides, Fluoroides o Halogenos.



Elementos de Transición



Gases Nobles, inertes o raros



Elementos de Transición interna: Lantánidos



Elementos de Transición interna: Actínidos

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

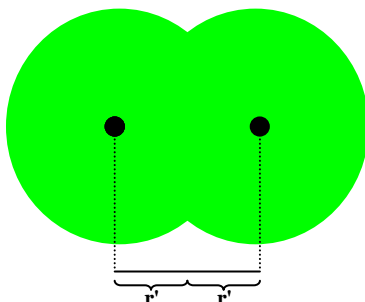
Hay una serie de propiedades en los elementos, que varían de manera periódica al ir aumentando el número atómico:

- Radio atómico.
- Radio iónico.
- Carácter metálico.
- Afinidad electrónica.
- Potencial o Energía de ionización.
- Electronegatividad.

Radio atómico

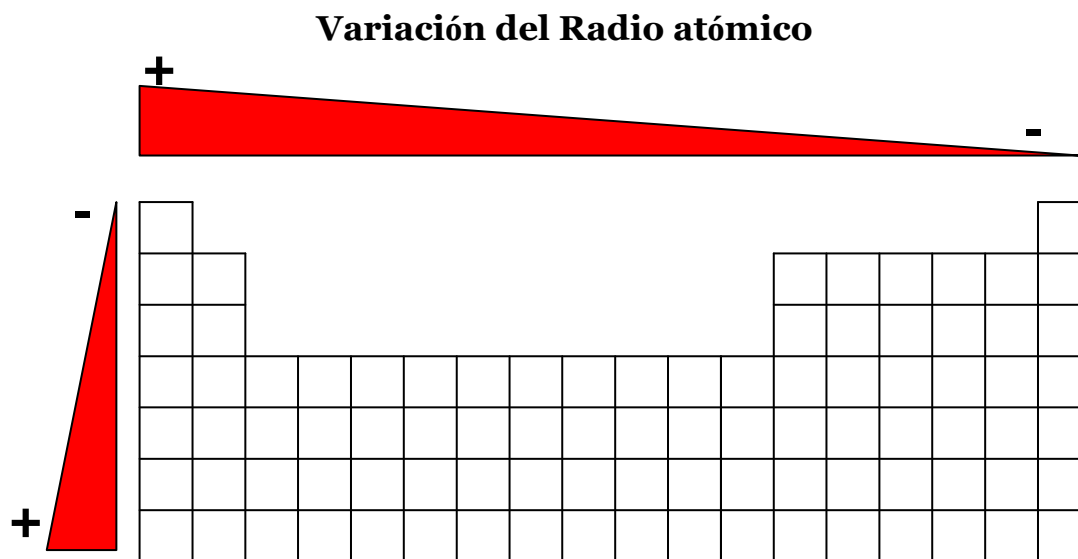
Según la teórica cuántica, no se puede determinar cuál es el límite externo de la nube electrónica que se encuentra alrededor del núcleo de un átomo, es por esto que se define al radio atómico como la:

Mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes, o bien, entre dos átomos iguales en un enlace químico.



En un mismo periodo disminuye al aumentar la **carga nuclear efectiva**, es decir, hacia la derecha, debido a que los electrones de la última capa estarán más fuertemente atraídos.

En un grupo, lógicamente al aumentar el periodo, existen más capas de electrones.



Radio iónico

Es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

Los cationes son menores que los átomos neutros, por la mayor carga nuclear efectiva (menor apantallamiento o repulsión electrónica). Cuanto mayor sea la carga, menor será el ión.

Los aniones son mayores que los átomos neutros, por la disminución de la carga nuclear efectiva (mayor apantallamiento o repulsión electrónica). Cuanto mayor sea la carga, mayor será el ión.

En general, entre los iones con igual número de electrones (**isoelectrónicos**) tiene mayor radio el de menor número atómico, pues la fuerza atractiva del núcleo es menor al ser menor su carga.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A ○ H	VIIIA ○ He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

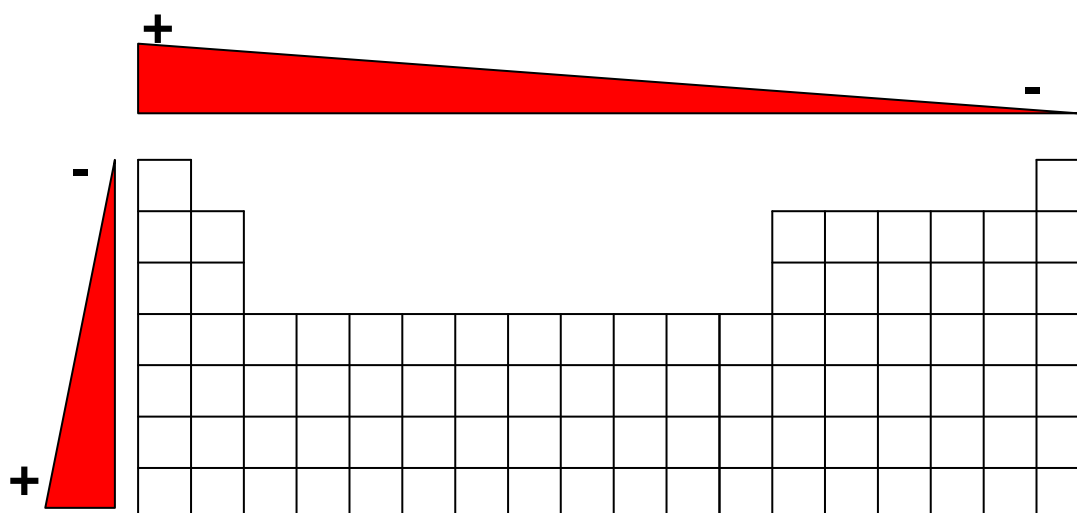
Carácter metálico

Los elementos pueden ser clasificados en:

- Metales
- Semimetales o metaloides
- No metales

La buena conductividad eléctrica que caracteriza a los metales es debida a los pocos electrones que presentan en la capa externa y que son fácilmente liberados. Los no metales por el contrario presentan mayor cantidad de electrones en su último nivel, ya que no son liberados con facilidad.

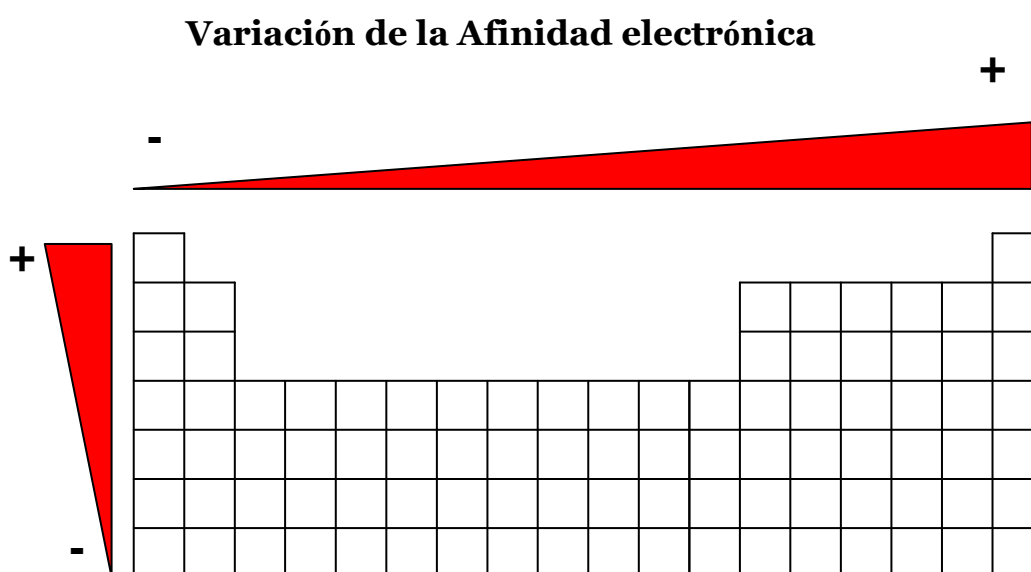
Variación del Carácter metálico



Al aumentar el número de niveles de energía, los electrones de la última capa se alejan del núcleo, y por lo tanto pueden liberarse con mayor facilidad.

Afinidad electrónica

Cantidad de energía que se absorbe cuando se añade un electrón a un átomo aislado en estado gaseoso, para formar un anión.

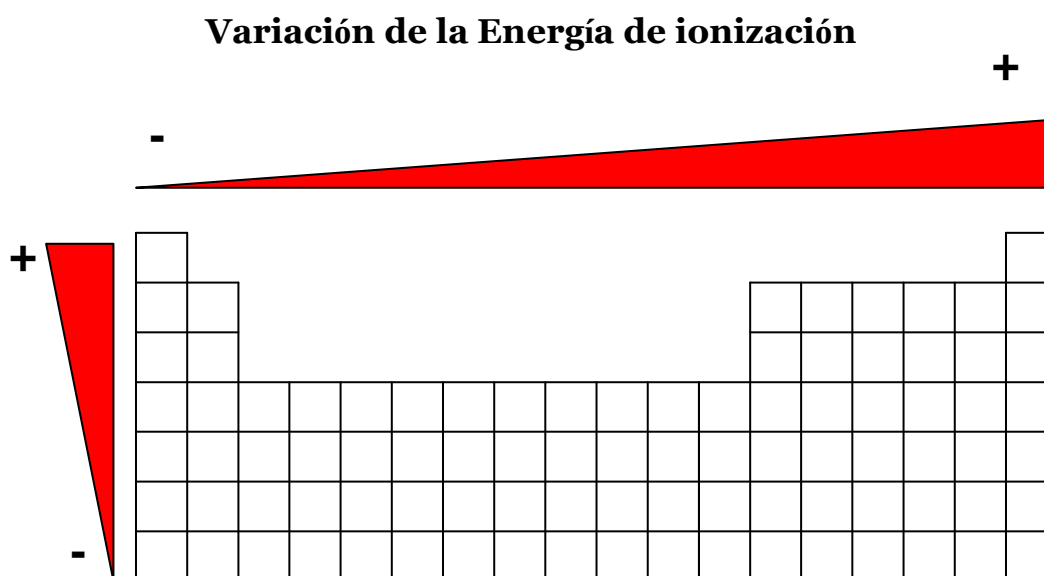


Potencial o Energía de ionización

Cantidad mínima de energía (expresada en KJ/mol) que se necesita para quitar un electrón de un átomo gaseoso aislado y formar un catión.

Átomos con más de un electrón poseen más de una energía de ionización. Cuando se quita un electrón el núcleo atrae con mayor fuerza el resto de los electrones, necesitando más energía para extraer más electrones, por ello, la energía de ionización va aumentando a medida que quitamos más electrones.

La ionización es siempre un proceso endotérmico, por convención, la energía absorbida por los átomos durante el proceso tiene un valor positivo.



Electronegatividad

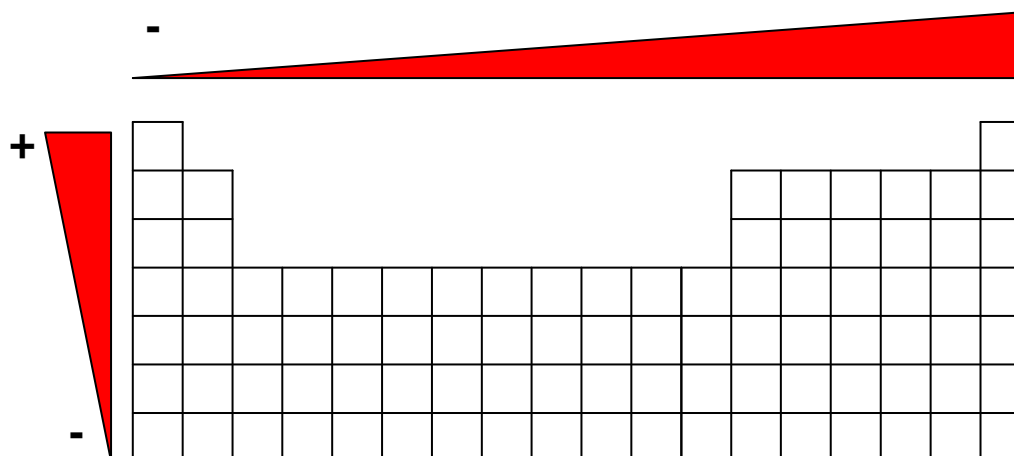
Tendencia relativa de un átomo para atraer electrones cuando está químicamente combinado con otro.

La electronegatividad se expresa mediante la Escala de Pauling. El elemento más electronegativo es el flúor con un valor relativo de 4, es decir cuando se encuentre combinado químicamente, tendrá más tendencia a atraer los electrones de los otros elementos con los que este combinado.

Elementos muy electronegativos, como los no metales tienden a ganar electrones formando aniones. Por el contrario elementos poco electronegativos tienden a perder electrones.

El conocimiento de los valores de electronegatividades permite predecir cual será el enlace que formarán, si estos reaccionan, por ejemplo elementos con valores opuestos extremos, tienden a formar enlaces iónicos, donde el menos electronegativo, cede sus electrones al elemento electronegativo. Elementos con valores similares, formarán enlaces covalentes, es decir compartirán los electrones de enlace.

+

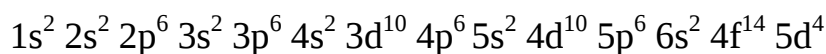


8A

1	H 2.1	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te2 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

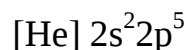
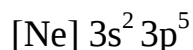
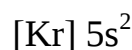
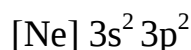
Ejercitación

1. A qué periodo pertenece un elemento que posee la configuración:

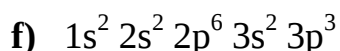
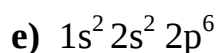
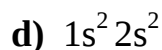
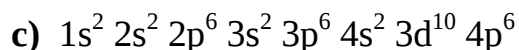
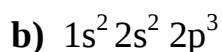
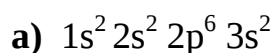


Determinar si se trata de un elemento representativo, de un elemento de transición o de un elemento de transición interna.

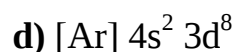
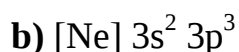
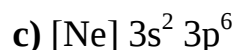
2. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas indicar, el número atómico de cada elemento, así como el periodo y el grupo al que pertenecen cada uno:



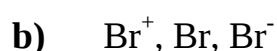
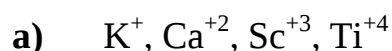
3. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que representen átomos con propiedades químicas semejantes:



4. Especifique el grupo de la tabla periódica, en el que se encuentra cada uno de los siguientes elementos:



5. Comparar el tamaño de las siguientes especies:



6. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de radio atómico: Ar, Al, Mg y P.
7. Ordena en sentido creciente de radios atómicos los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:
- a) $1s^2$
 - b) $1s^2 2s^1$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^1$
8. Los iones Cl^- y K^+ son isoelectrónicos; sin embargo, el tamaño del ión cloruro es mayor que el del ión potasio, ¿Por qué?
9. Indique en cada uno de los siguientes pares cuál de las dos especies tiene mayor radio:
- a) N^{3-} o F^-
 - b) Cl^- o S^{2-}
 - c) Fe^{2+} o Fe^{3+}
 - d) Cu^+ o Cu^{2+}
 - e) Cl o Cl^-
 - f) Mg^{2+} o Al^{3+}
 - g) Au^+ o Au^{3+}
10. Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí? C, Cl^- , Mn^{+2} , Br^- , Ar, Zn, Fe^{+3} , Ge^{+2} .
11. Ordenar los siguientes átomos según orden creciente de sus valores de electronegatividad: Na, F, Zn, Mg, Cl.
12. El número atómico de los elementos **A**, **B**, **C**, **D** y **E** es, respectivamente, 12, 9, 35, 36 y 55 determinar si son verdaderas o falsas las afirmaciones:
- a) La energía de ionización de **B**, es mayor que la de **A**.
 - b) **D**, es un gas noble y **E** es un alcalino-térreo.
 - c) La afinidad electrónica de **B**, es mayor que la de **A**.
 - d) El radio atómico de **C**, es mayor que el de **B**.

13. Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, indicar:

- a) Configuración electrónica.
- b) El de mayor afinidad electrónica.
- c) El de menor potencial de ionización.

14. Dados los elementos A (Z=13) B (Z=9) C (Z=19):

- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
- c) Justifique como varía la energía de ionización a lo largo de un periodo.

15. Indica en cada caso el elemento que corresponde a la característica reseñada:

- a) Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
- b) Es el alcalino de mayor tamaño.
- c) Es el elemento del grupo del nitrógeno, con mayor energía de ionización.
- d) Es el elemento cuyo ión positivo posee la configuración $[\text{Kr}] 4d^9$.

16. Dados los elementos A y B de números atómicos 19 y 35 respectivamente:

- a) Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- b) Indique su ubicación en el sistema periódico.
- c) Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos.

17. El potencial de ionización se define como la energía que se debe suministrar, a un elemento en estado gaseoso y neutro, para quitarle un electrón. Indique cual de los elementos, que a continuación se mencionan tiene el menor potencial de ionización:

- I. K (Z=19) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4s^1$
- II. S (Z=16) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- III. Si (Z=14) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- IV. Al (Z=13) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
- V. Na (Z=11) : $[\text{Ne}] 3s^1$

Unidad 5: Enlace Químico

CONCEPTOS: MOLÉCULAS. VALENCIA. ELECTRONEGATIVIDAD Y NÚMERO DE OXIDACIÓN. REGLA DEL OCTETO ELECTRÓNICO. SÍMBOLO DE LEWIS. RESONANCIA. ENLACES ATÓMICOS: INTRAMOLECULARES E INTERMOLECULARES. GEOMETRÍAS MOLECULARES. MOMENTO DIPOLAR.

MOLÉCULAS

Estructuras químicas formadas por la combinación de dos o más átomos, mediante enlaces interatómicos. Son la base estructural de todas las sustancias, y les otorgan sus propiedades físico-químicas.

Los elementos químicos tienden a formar enlaces para estabilizarse energéticamente, de esta manera actúan cediendo, tomando o compartiendo electrones, para que su nivel de valencia quede completo.

Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles.

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen ocho electrones en su último nivel. Esta configuración electrónica es extremadamente estable y a ella se debe su poca reactividad.

VALENCIA

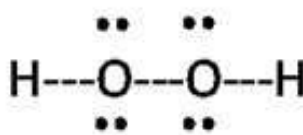
En la mayoría de los átomos, muchos de los electrones son atraídos con tanta fuerza por sus propios núcleos, que no pueden interaccionar de forma apreciable con otros núcleos. Sólo los electrones del 'exterior' de un átomo pueden interaccionar con dos o más núcleos. A éstos se les llama **electrones de valencia**. El número de electrones de valencia de un átomo es igual al número de su familia (o grupo) en la tabla periódica, usando sólo la antigua numeración romana. Así, tenemos un electrón de valencia para los elementos de los grupos 1 (o IA) y 11 (o IB); dos electrones de valencia para los elementos de los grupos 2 (o IIA) y 12 (o IIB), y cuatro para los elementos de los grupos 4 (o IVB) y 14 (o IVA). Todos los átomos de los gases nobles excepto el helio (o sea: neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen ocho electrones de valencia. Los elementos de las familias (grupos) cercanas a los gases nobles, tienden a reaccionar para adquirir la configuración de ocho electrones de valencia de los gases nobles. Esto se conoce como la **Regla del octeto de Lewis**, que fue enunciada por el químico estadounidense Gilbert N. Lewis.

El helio es el único que tiene una configuración de dos electrones de valencia. Los elementos cercanos al helio tienden a adquirir una configuración de valencia de dos: el hidrógeno ganando un electrón, el litio perdiéndolo, y el berilio perdiendo dos electrones. El hidrógeno suele compartir su único electrón con un electrón de otro átomo formando un enlace simple, como en el cloruro de hidrógeno, $\text{HCl}_{(g)}$. El cloro, que originalmente tiene siete electrones de valencia, pasa a tener ocho. Estas estructuras de Lewis muestran la configuración de ocho electrones de valencia de los gases nobles para cada átomo. Probablemente el 80% de los compuestos covalentes pueden ser representados razonablemente por las estructuras electrónicas de Lewis. El resto, en especial aquellos que contienen elementos de la parte central de la tabla periódica, no puede ser descrito normalmente en términos de estructuras de gases nobles.

ELECTRONEGATIVIDAD Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

Consideremos el ejemplo del HCl. El H es el menos electronegativo de los dos átomos, y contribuye con un electrón para formar la unión, su número de oxidación es +1. El cloro es el átomo más electronegativo de los dos y toma un electrón para formar la molécula, su número de oxidación es -1.

En el ejemplo del SO₂ el azufre es el menos electronegativo y contribuye con 4 electrones para formar las uniones, su número de oxidación es +4. El oxígeno es el más electronegativo y si bien contribuye con dos electrones para formar el doble enlace covalente, estos se encuentran más cerca de él que del S. Su número de oxidación es -2, ya que cada oxígeno atrae un par de electrones del azufre. El (los) enlace (s) entre átomos idénticos (**unión covalente pura**) no contribuye al número de oxidación de los mismos, porque el(los) par(es) están igualmente compartidos. Por ejemplo en las moléculas homonucleares: H₂, Cl₂, N₂, el número de oxidación es cero. En las moléculas heteronucleares Ej.: H₂O₂ (Peróxido de hidrógeno), el número de oxidación del H es +1 y el del oxígeno -1, ya que el enlace entre oxígenos no contribuye al número de oxidación.



En los compuestos covalentes heteronucleares, el **número de oxidación** de cada elemento se refiere al número de cargas que tendría un átomo en una molécula, si los electrones fueran transferidos completamente en la dirección indicada por la diferencia de electronegatividades.

REGLA DEL OCTETO ELECTRÓNICO

Podemos explicar la unión de los átomos al formar enlaces, porque con ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de Regla del Octeto y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

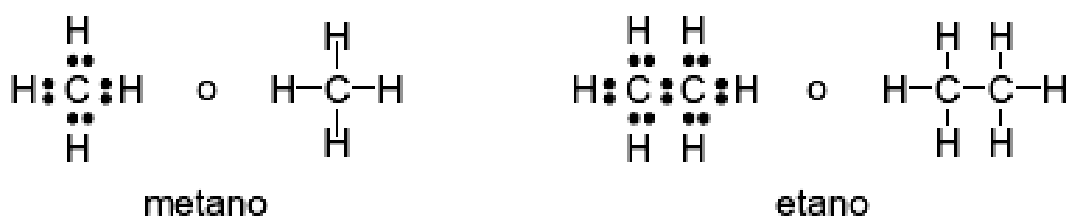
SÍMBOLO DE LEWIS

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ella, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

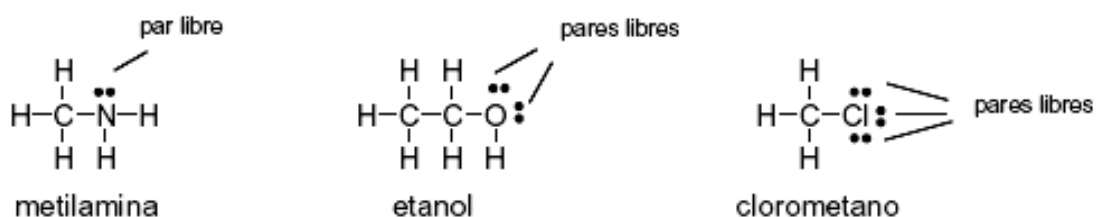
Reglas para dibujar las estructuras de Lewis:

1. Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. En el caso de un anión, sumar un electrón por cada carga negativa. En el caso de un catión, restar un electrón por cada carga positiva.
2. Escribir los símbolos de los átomos para indicar cuales están unidos y conectarlos por un enlace sencillo (guión que representa dos electrones).
3. Completar los octetos de los átomos unidos al átomo central, que generalmente es el átomo con la menor atomicidad en la fórmula molecular (recordar que el hidrógeno se completa con sólo dos electrones y nunca es el átomo central).
4. Colocar los electrones que sobren en el átomo central.
5. Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto completo, probar con enlaces múltiples.

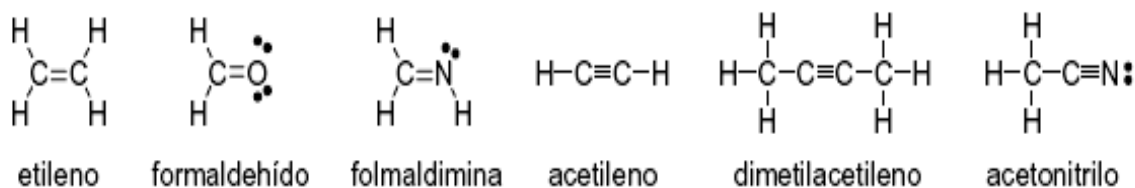
Los átomos individuales se combinarán tendiendo a tener completa la última capa de electrones, es decir a adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo (2 electrones el hidrógeno y 8 electrones los elementos de la segunda fila de la tabla periódica). Para conseguir que se cumpla la regla puede ser necesario utilizar enlaces múltiples. Por ejemplo, en el metano, el carbono contribuye con 4 electrones de valencia y cada hidrógeno con 1. Los 8 electrones rodean al átomo de carbono para dar un octeto, y cada hidrógeno comparte un par de electrones, adquiriendo la estructura del helio (gas noble más próximo). De forma análoga, en el etano, los 14 electrones de valencia se distribuyen de manera que cada C está rodeado de 8 electrones y cada hidrógeno de 2.



En muchos casos existen electrones no-enlazantes (no compartidos) en la capa de valencia. Un par de electrones no-enlazantes se llama también **par libre o solitario**. Los átomos de oxígeno, nitrógeno y los halógenos tienen normalmente electrones no enlazantes en sus compuestos estables. Estos pares libres tienen, generalmente, importancia en la reactividad de las moléculas. Frecuentemente, los químicos orgánicos dibujan las estructuras moleculares omitiendo los pares no-enlazantes; estas no son verdaderas estructuras de Lewis, y debe asumirse el número correcto de electrones no-enlazantes (que no se han representado).



Algunos casos en los que deben dibujarse enlaces múltiples (dobles o triples) para satisfacer la Regla del octeto se muestran a continuación:

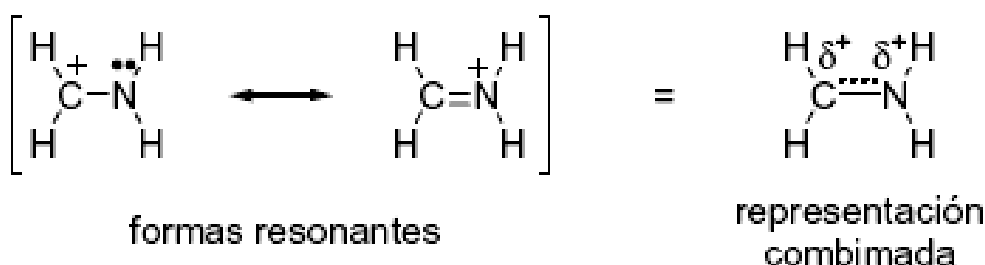


Normalmente, en moléculas orgánicas neutras, el carbono forma 4 enlaces, el nitrógeno 3, el oxígeno 2, el hidrógeno y los halógenos 1. El número de enlaces (sencillos o combinados en forma de enlaces dobles o triples) que normalmente forma un elemento es su valencia. Así, el carbono es tetravalente, el nitrógeno trivalente, el oxígeno divalente, el hidrógeno y los halógenos monovalentes.

RESONANCIA

Una extensión interesante de la estructura de Lewis, llamada resonancia, se encuentra por ejemplo en los iones nitrato, NO_3^- . Cada N tiene originalmente cinco electrones de valencia, cada O tiene seis, y uno más por la carga negativa, suman un total de 24 ($5 + (3 \times 6) + 1$) electrones para cuatro átomos. Esto proporciona un promedio de seis electrones por átomo, por tanto, si se aplica la regla del octeto de Lewis, debe producirse un enlace covalente. Se sabe que el átomo de nitrógeno ocupa una posición central, rodeado por los tres átomos de oxígeno, lo que proporcionaría una estructura de Lewis aceptable, excepto porque existen tres estructuras posibles. En realidad, sólo se observa una estructura. Cada estructura de resonancia de Lewis sugiere que debe haber dos enlaces simples y uno doble. Sin embargo, los experimentos han demostrado que los enlaces son idénticos en todos los sentidos, con propiedades intermedias entre las observadas para los enlaces simples y los dobles en otros compuestos. La teoría moderna sugiere que una estructura de electrones compartidos localizados, tipo Lewis, proporcionaría la forma y simetría general de la

molécula más un grupo de electrones deslocalizados (representados por puntos) que son compartidos por toda la molécula.



ENLACES INTRAMOLECULARES

Son los enlaces presentes entre dos o más átomos para formar moléculas de diferentes características. Estos enlaces varían en su tipo e intensidad de acuerdo a las propiedades físicas de los elementos. En general los átomos de los elementos tienden interaccionar formando enlaces químicos para poder estabilizarse energéticamente, esto lo logran completando el nivel de valencia con ocho electrones. De esta manera ceden, toman o comparten uno o más electrones con otros elementos para formar diferentes tipos de enlaces.

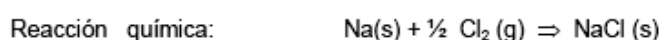
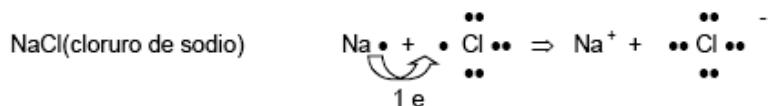
Los enlaces atómicos pueden clasificarse en iónico, covalente (polar, no polar o apolar, dativo o coordinado) y metálico.

• ENLACE IÓNICO

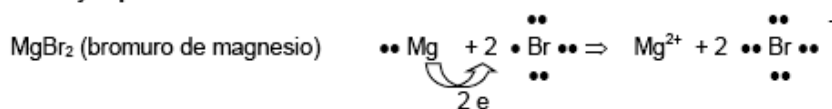
Este enlace se produce entre un elemento muy electronegativo y otro electropositivo, generalmente un no metal y un metal. El metal le cede completamente uno o más electrones al no metal, de manera tal que ambos logran obtener un octeto completo en su nivel de valencia. Las estructuras que se obtienen se denominan iones ya que poseen carga eléctrica neta.

Por ejemplo veremos la formación del NaCl. El Na, elemento electropositivo, tiende a ceder un electrón quedando con la configuración del gas noble más próximo a él, el Ne. El sodio (Na) se transforma en el catión sodio (Na^+). Por su

parte el cloro, elemento electronegativo, recibe el electrón que cede el sodio, completa su octeto electrónico y toma la estructura externa del Ar, transformándose en el anión cloruro (Cl^-).



Otro ejemplo:



• ENLACE COVALENTE

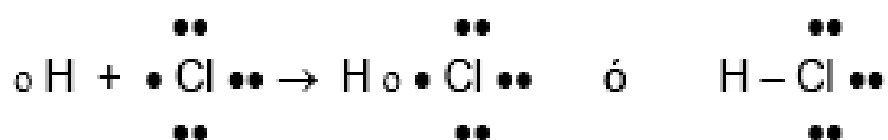
El enlace covalente ocurre entre elementos que no pueden ceder o tomar electrones para formar el octeto completo, pero si pueden compartirlos con otros elementos de manera que ambos puedan estabilizarse. Los átomos de elementos con diferencias grandes de electronegatividad, tienden a formar enlaces iónicos, dado que los elementos menos electronegativos donan su(s) electrón(es) al átomo del elemento de mayor electronegatividad. Los átomos de elementos con electronegatividades similares tienden a formar entre sí enlaces covalentes no polares y polares.

o ENLACE COVALENTE POLAR

Un enlace covalente polar ocurre cuando los elementos que comparten uno o más electrones poseen diferente electronegatividad. Debido a esto los electrones compartidos se encuentran más cercanos al elemento más electronegativo de

todos, formando en el un polo negativo, mientras que el resto de la molécula adquiere una carga relativa positiva. No se debe confundir carga relativa con carga neta, en el enlace covalente polar no hay cargas eléctricas expuestas, como en los iones, sino densidades de carga diferentes en un elemento y el otro. En general ocurre entre dos elementos no metálicos.

En este tipo de unión química las moléculas presentan una distribución no uniforme de carga eléctrica. Como ejemplo analicemos el caso del cloruro de hidrógeno:



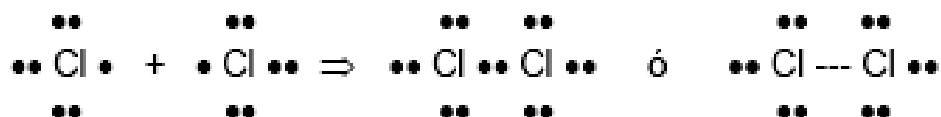
Los dos átomos comparten un par de electrones, pero como sus electronegatividades son diferentes (Cl: 3; H: 2,1) el par electrónico es desigualmente atraído y se encuentra más próximo al cloro que al hidrógeno.

o ENLACE COVALENTE NO POLAR O APOLAR

El enlace covalente no polar ocurre entre dos elementos que poseen el mismo valor de electronegatividad, de esta manera los electrones son compartidos por igual y no se forman densidades de carga en los extremos de las moléculas. Tal es el caso de la molécula de H₂. Por tratarse de una molécula formada por átomos iguales, no es posible pensar que un átomo transfiera un electrón a otro; en este caso los átomos comparten un par de electrones formado por el aporte de un electrón de cada uno de los átomos. Adquieren de tal manera la estructura del gas noble más próximo al hidrógeno: el helio.



Nótese que el par de electrones compartidos se representa por una línea. Del mismo modo dos átomos de cloro forman una unión covalente. Cada átomo comparte un par de electrones para completar el octeto electrónico:



Adviértase que algunos electrones de valencia no intervienen en la formación del enlace covalente; éstos reciben el nombre de electrones no enlazados o pares libres, de esta forma en el ejemplo anterior cada cloro tiene tres pares de electrones libres.

Los electrones compartidos se presentan siempre de a pares, pero los átomos pueden compartir uno o más pares de electrones. Los átomos de la molécula de oxígeno comparten dos pares de electrones (doble enlace) y los de la molécula de nitrógeno comparten tres pares de electrones (triple enlace).

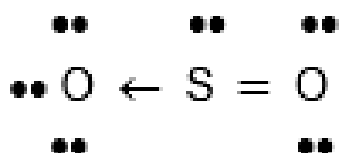


Cuando los átomos que constituyen las moléculas son iguales, como en los casos que hemos considerado, los pares de electrones compartidos se encuentran a igual distancia de los núcleos y la molécula presenta una distribución uniforme de carga eléctrica.

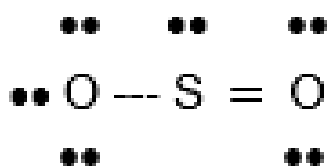
o COVALENTE DATIVO O COORDINADO

El enlace covalente dativo ocurre entre un elemento dador, que comparte un par de electrones, con otro aceptor, que no aporta electrones al enlace. Esto ocurre con algunos elementos que poseen un par de electrones que no participan en otro enlace.

Hay una variedad de unión covalente en la cual el par de electrones que se comparte es aportado por uno de los átomos. Se llama unión covalente dativa o coordinada. Ej: SO₂



la flecha indica el enlace dativo y señala el elemento más electronegativo. La tendencia actual es no diferenciar los electrones por símbolos distintos ni diferenciar el enlace dativo por lo que la siguiente representación es la usada:



En general la diferencia de electronegatividades entre átomos que forman un (os) enlace(s) nos darán la pauta si el compuesto resultante de esa(s) unión(es) es iónico o covalente. Si la diferencia de electronegatividades es mayor o igual que 1,7 el compuesto resultante será iónico. Si es menor será covalente. Estas tendencias se resumen en el siguiente cuadro.

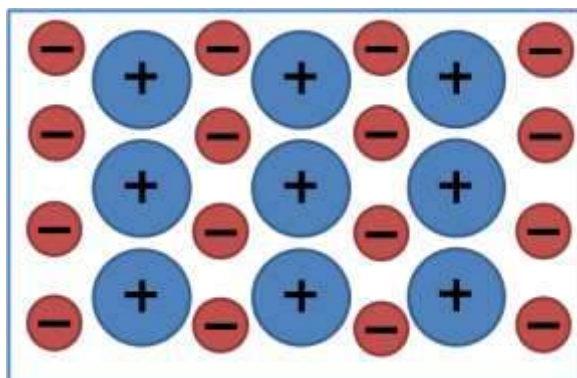
Enlace	Diferencia de electronegatividades	Lo forman
Iónico	$\geq 1,7$	- Metales con no metales
Covalente	$< 1,7$	- No metales entre sí - H con no metales

• ENLACE METÁLICO

El enlace metálico ocurre entre elementos de baja electronegatividad, y es propio de los metales. Los átomos metálicos están muy unidos formando acúmulos de gran cantidad de ellos, los electrones enlazantes son relativamente libres y se desplazan alrededor de todos los elementos que conforman el sistema. Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, etc) se ha

elaborado un modelo de enlace metálico conocido como modelo de la nube o del mar de electrones.

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} . Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.



ENLACES INTERMOLECULARES

El enlace intermolecular es la unión resultante de las fuerzas de carácter electrostático que se establecen entre las moléculas, y que consigue mantenerlas unidas en una red cristalina.

Aunque hay diferentes tipos de fuerzas intermoleculares, tal como se muestra a continuación, todas ellas tienen mucha menor fortaleza que un enlace iónico o covalente.

Tipos de enlaces intermoleculares: iónico (ión – ión, ión – dipolo) y covalente (dipolo – dipolo, fuerzas de London y puente de hidrógeno).

- **ENLACE IÓNICO**

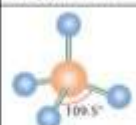
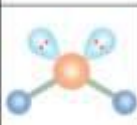
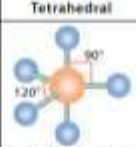
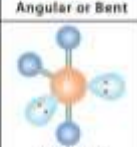
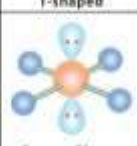
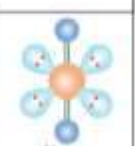
Este tipo de enlace ocurre entre moléculas que tienen cargas expuestas, iones, o entre iones y otra molécula que sea polar sin tener cargas expuestas.

o ION – ION

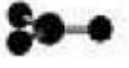
En esta interacción participan moléculas constituidas por iones, los cuales se asocian porque poseen cargas expuestas con signos opuestos. Las estructuras obtenidas son sistemas muy ordenados en los cuales se intercalan las moléculas con carga positiva y aquellas con carga negativa.

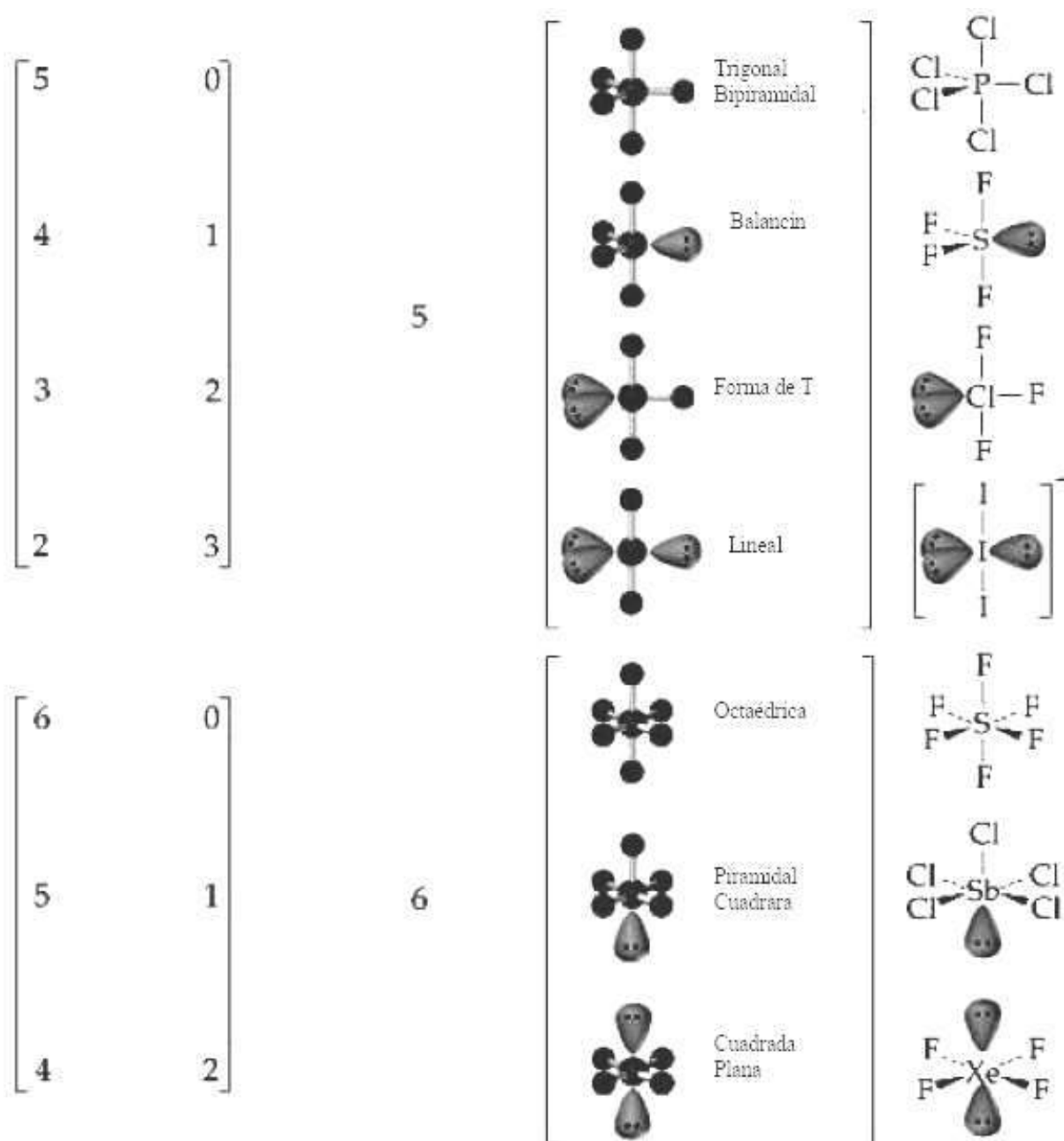
o ION – DIPOLO

Este tipo de interacción se da entre moléculas iónicas y moléculas que poseen polaridad en su estructura. Estas últimas presentan enlaces interatómicos de tipo covalente polar, pero deben tener una estructura asimétrica para tener polaridad molecular. Estos factores dependen de la disposición de los electrones en torno al átomo central de la molécula, el cual se puede analizar mediante un modelo conocido como Modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (Modelo de RPECV). Este modelo plantea que los pares electrónicos del nivel de valencia del átomo central de la molécula tienden a disponerse geométricamente de manera tal de disminuir las repulsiones entre sí. De esta manera, y dependiendo de si los pares de electrones son enlazantes o no, se obtienen diferentes estructuras moleculares.

Steric Number	Lone Pairs = 0	Lone Pairs = 1	Lone Pairs = 2	Lone Pairs = 3	Lone Pairs = 4
2	 Linear				
3	 Trigonal Planar	 Angular or Bent			
4	 Tetrahedral	 Trigonal Pyramidal	 Angular or Bent		
5	 Trigonal Bipyramidal	 Seesaw	 T-shaped	 Linear	
6	 Octahedral	 Square Pyramidal	 Square Planar	 T-shaped	 Linear

Geometrías moleculares

Nº de enlaces	Nº pares solitarios	Nº direcciones	Geometría	Ejemplo
2	0	2	 Lineal	<chem>O=C=O</chem>
$\begin{bmatrix} 3 \\ 2 \end{bmatrix}$	0	3	 Trigonal Plana	<chem>H2C=O</chem>
	1		 Angular	<chem>SO2</chem>
$\begin{bmatrix} 4 \\ 3 \\ 2 \end{bmatrix}$	0	4	 Tetraédrica	<chem>CH4</chem>
	1		 Trigonal Piramidal	<chem>NH3</chem>
	2		 Angular	<chem>H2O</chem>



Guía para la aplicación del modelo de RPECV

- Se escribe la estructura de Lewis de la molécula, considerando únicamente los pares de electrones que rodean al átomo central (esto es, el átomo que está enlazado a más de un átomo).
- Se cuenta el número total de pares de electrones que rodean al átomo central (esto es, pares enlazantes y pares libres). Una buena aproximación es considerar los dobles y triples enlaces como si fueran sencillos.

- Se usan las tablas anteriores para predecir la geometría molecular (lineal, triangular, tetraédrica, bipiramide trigonal, octaédrica).
- En la predicción de ángulos de enlace, obsérvese que un par libre repele a otro par libre o a un par enlazante más fuertemente que lo que un par enlazante podría hacer con otro par enlazante.

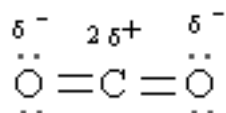
Momento Dipolar

El momento dipolar, μ , es una medida cuantitativa del grado de separación de cargas en una molécula. La polaridad de un enlace, por ejemplo, en HCl, se caracteriza por una separación de cargas eléctricas. Esto se puede representar indicando las cargas parciales δ^+ y δ^- en los átomos. Cualquier molécula que tiene una separación neta de carga, como el HCl, tiene un momento dipolar distinto de cero y por lo tanto es una molécula polar.

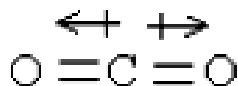
$$(\mu = Q.d)$$



Se puede relacionar la presencia o ausencia de un momento dipolar en una molécula con su geometría molecular. Por ejemplo, la molécula de CO_2 . Cada enlace carbono - oxígeno, tiene una polaridad en la cual el átomo de oxígeno más electronegativo tiene una carga negativa parcial.

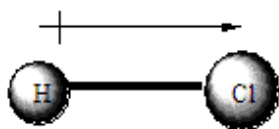


Se representa la contribución al momento dipolar de cada enlace (enlace dipolo) por una flecha con un signo positivo en un extremo, $\overset{+}{\longleftrightarrow}$. La flecha del momento bipolar apunta desde la carga parcial positiva hacia la carga parcial negativa. Así, se puede describir la fórmula para el CO_2 como:

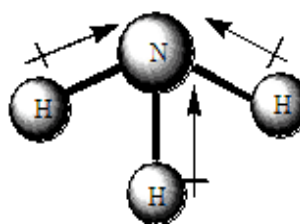


Cada enlace dipolo, como una fuerza, es una cantidad vectorial; esto es, tiene magnitud y dirección. Como las fuerzas, dos enlaces dipolo de magnitud igual pero de dirección opuesta se cancelan entre sí. Debido a que los dos enlaces carbono – oxígeno en CO_2 son iguales, pero en direcciones opuestas, dan un momento dipolar neto de cero para la molécula.

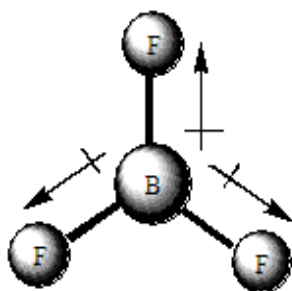
EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES



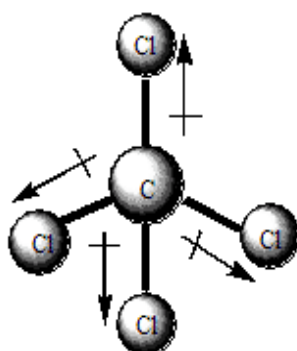
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Ácido Clorhídrico



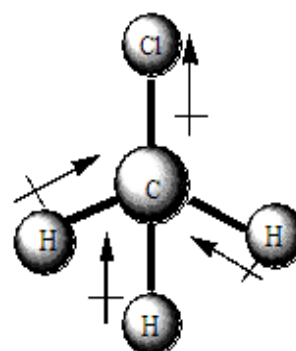
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Amoníaco



Molécula No polar
Trifloruro de boro



Molécula No polar
Tetracloruro de carbono



Molécula Polar
Cloroformo

• ENLACE COVALENTE

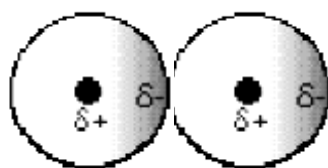
Este tipo de enlace ocurre entre moléculas que tienen baja intensidad de las fuerzas de atracción intermolecular entre las moléculas en comparación con los enlaces covalentes dentro de la molécula. Las fuerzas de atracción entre las moléculas se debe principalmente a las fuerzas:

o DIPOLO – DIPOLO

Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos formados por moléculas covalentes polares debido a la atracción entre los átomos con densidad de carga positiva de una molécula y los átomos con densidad negativa de otra molécula. Cuanto mayor sea el momento dipolar de la molécula mayor es la fuerza atractiva.

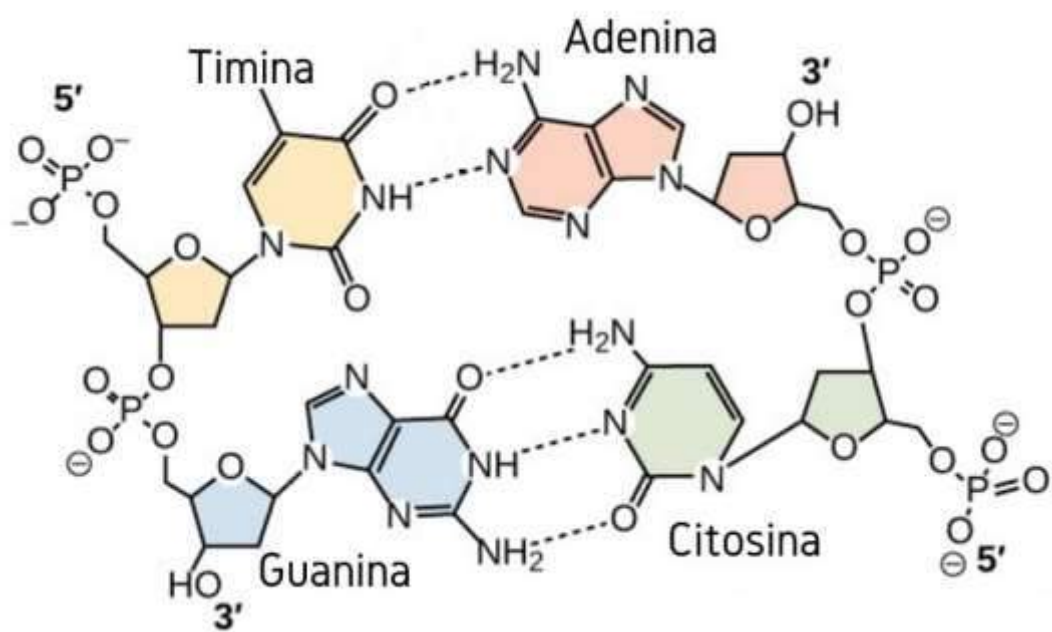
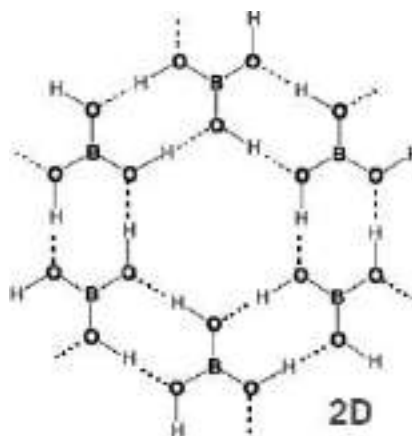
o FUERZAS DE LONDON

Son fuerzas de atracción débiles que solo son importantes a una distancia extremadamente corta y aparecen entre moléculas no polarizadas. En un momento dado la molécula no polar puede provocar un momento dipolar inducido instantáneo en átomos o moléculas vecinas. La distribución de carga cambia rápidamente, pero el momento dipolar promedio es nulo, de esta forma puede haber pequeñas fuerzas atractivas.



o PUENTE DE HIDRÓGENO

Se presenta en moléculas covalentes polares. Tiene lugar entre un átomo de hidrógeno y un átomo de pequeño tamaño altamente electronegativo como: F, O o N. La atracción se da entre los átomos de hidrógenos con densidad de carga positiva y los átomos de otra molécula con densidad de carga negativa. Estas fuerzas son más fuertes que las interacciones anteriores, lo que se traduce en que las sustancias con enlaces de hidrógeno tienen puntos de fusión y ebullición anormalmente elevados.



Ejercitación

1. Indicar el número de electrones de valencia (último nivel) de los siguientes átomos: Li, Mg, N, C, B, Br, Ar. Realizar su representación de Lewis.
2. En base a la teoría del octeto de Lewis justificar la formación de los iones K^+ , Al^{3+} y Cl^- . Comparar dichos iones con la estructura del gas noble más cercano.
3. Dadas las uniones: C – N, C – H, S – O, N – H, O – H.

Subrayar en cada una de ellas el átomo más electronegativo.

4. ¿Cuál es el elemento con número de oxidación positivo en los siguientes compuestos?

FeO, H₂O, LiH, Cl₂O, HCl

5. Indicar si los siguientes compuestos son iónicos o covalentes:

a) NaCl b) Cl₂O c) HCl d) H₂O e) CH₄
f) NH₃ g) Cl₂ h) CO i) CaF₂

6. Indicar con una cruz la(s) respuesta(s) **correcta(s)**: En un enlace covalente:

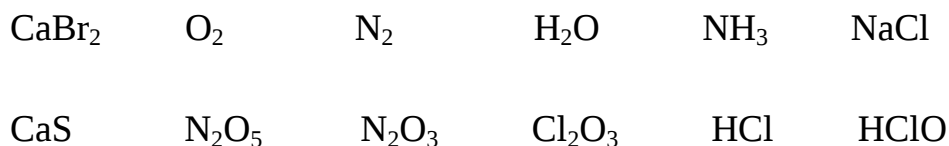
- Los átomos comparten electrones.
- Uno de los átomos pierde electrones.
- Uno de los átomos gana por lo menos un electrón.

7. Indicar con una cruz la(s) respuesta(s) **correcta(s)**:

En un enlace iónico:

- Los átomos comparten electrones.
- Uno de los átomos pierde electrones.
- Uno de los átomos gana por lo menos un electrón.

8. Clasificar los siguientes enlaces como iónicos o covalentes:



9. Representar la estructura de Lewis de los compuestos del punto anterior.

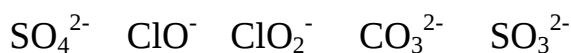
10. a) Indicar el número de oxidación de cada uno de los elementos en los compuestos del problema 10.

b) Para cada uno de los compuestos hacer la sumatoria de los números de oxidación de los elementos, considerando la atomicidad correspondiente.

11. Representar la estructura de Lewis de los siguientes iones y moléculas:



12. a) Indicar el número de oxidación de cada uno de los elementos en los siguientes iones:



b) Representar la estructura de Lewis de los iones del inciso **a)**

13. ¿Qué fórmula corresponde al compuesto que se forma cuando cada uno de los siguientes elementos reacciona con el oxígeno? Cu(I); Cu(II); Fe(III); S(IV).

14. ¿Qué fórmula corresponde al compuesto que se forma cuando cada uno de los siguientes elementos reacciona con el hidrógeno: Na(I); Cl(I); I(I); S(II)?

15. a) ¿Cuál es el número de oxidación de los iones Li⁺ y Cl⁻?

b) ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se obtiene cuando estos iones reaccionan entre sí?

16. a) ¿Cuál es el número de oxidación de los iones Al^{3+} y Cl^{-} ?

b) ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se obtiene cuando estos iones reaccionan entre sí?

17. Se dispone de los elementos **A** ($Z=12$) y **B** ($Z=17$). De acuerdo a esto se puede afirmar que:

- I.** Ambos pertenecen al tercer período.
- II.** La fórmula más probable de los dos es **AB_2** .
- III.** El enlace es esencialmente polar.
- IV.** El elemento **A** tiene mayor radio atómico que **B**.

Unidad 6: Reacciones Químicas

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS. FORMACIÓN Y NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS: ÓXIDOS ÁCIDOS, ÓXIDOS BÁSICOS, HIDRÓXIDOS, OXOÁCIDOS, HIDRÁCIDOS, SALES, HIDRUROS. REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN. EQUILIBRIO QUÍMICO. LEY DE ACCIÓN DE MASAS. PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER.

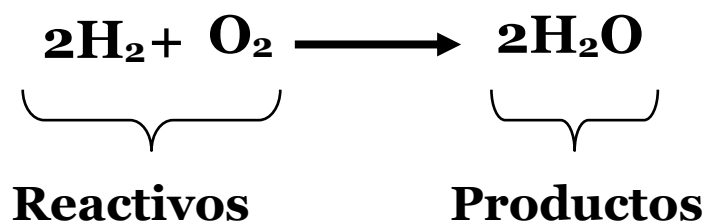
REACCIÓN QUÍMICA

Proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas.

ECUACIÓN QUÍMICA

*Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**.*

En una ecuación química tenemos los **reactivos**, que son las sustancias iniciales, y los **productos**, que son las sustancias formadas como resultado de la reacción química. Ambos miembros se separan por una flecha que indica la dirección de la reacción.



Una ecuación química debe contener:

- Todos los reactivos.
- Todos los productos.
- El estado físico de las sustancias:

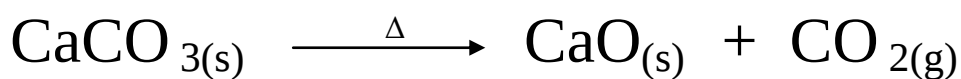
(s) sólido

(l) líquido

(g) gas

(ac) indica especie en solución acuosa

- Las condiciones de la reacción:



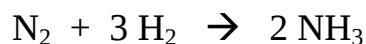
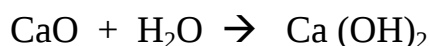
Δ = calor

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

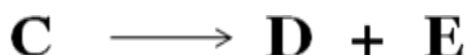
- **Reacciones de Síntesis:** Sustancias simples se unen para formar compuestos más complejos:



Ejemplo:



- **Reacciones Descomposición:** Un compuesto se fragmenta en elementos o compuestos más sencillos:



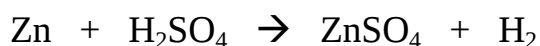
Ejemplo:



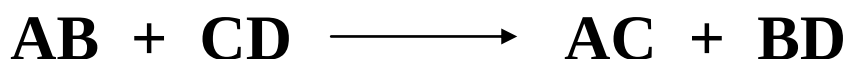
- **Reacciones de Desplazamiento:** Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.



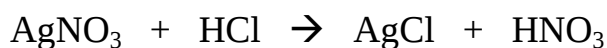
Ejemplo:



- **Reacciones de Doble Desplazamiento:** Son aquellas, en las que los compuestos intercambian entre sí algún elemento químico, transformándose en otros dos compuestos distintos:



Ejemplo:



BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Según la ley de la conservación de la masa los átomos ni se crean, ni se destruyen, durante una reacción química. Por lo tanto, una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está balanceada.

Formas de balancear una reacción química:

Método Iterativo (también conocido como **método de prueba y error**)

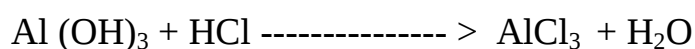
Para aplicar este método debemos seguir algunas reglas prácticas:

I) Comenzar con el elemento que sólo aparece una vez en reactantes y en productos.

II) Dar preferencia al elemento que posee un mayor subíndice.

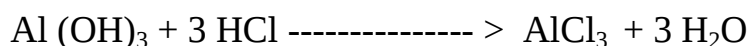
Ejemplo:

La siguiente reacción se produce cuando se ingieren ciertos antiácidos de uso medicinal para disminuir la sensación de acidez:



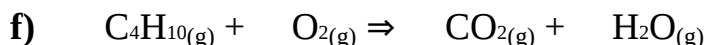
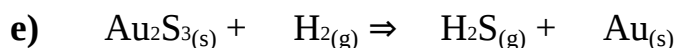
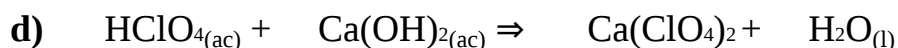
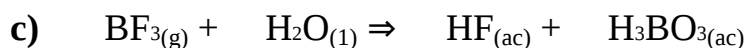
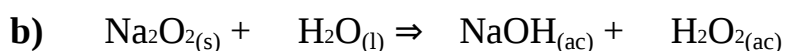
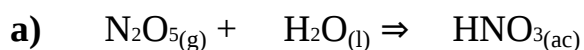
Siguiendo la regla I, el cloro, aluminio y oxígeno aparecen una sola vez a cada lado de la ecuación. Según la regla II, el elemento que posee mayor subíndice es el cloro cuando forma el cloruro de aluminio, por lo tanto, el coeficiente estequiométrico del lado derecho, será 3.

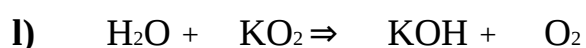
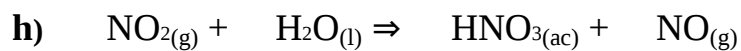
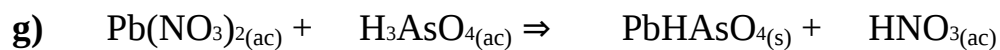
Por último nos falta balancear los hidrógenos y los oxígenos, mediante el agregado de un 3, al agua que se encuentra a la izquierda, dejamos balanceada la ecuación química.



Balancear las siguientes ecuaciones químicas:

METAL y/o NO METAL, hidrógeno y quedan igualados los oxígeno





FORMACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS

ÓXIDOS

Óxidos Básicos



Óxidos Ácidos



- ✓ **Nomenclatura por Atomicidad:** El número de átomos se expresa por medio de los prefijos **mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta**, que corresponden a uno, dos, tres, cuatro, cinco, seis y siete, seguido de la palabra **óxido** y el nombre del elemento con el prefijo correspondiente.

Cu_2O	MONÓXIDO DE COBRE
CuO	MONÓXIDO DE COBRE
FeO	MONÓXIDO DE HIERRO
Fe_2O_3	TRIÓXIDO DE HIERRO
CO_2	DIÓXIDO DE CARBONO
N_2O_3	TRIÓXIDO DE NITRÓGENO

- ✓ **Nomenclatura de Stock:** a continuación del nombre **óxido** se escribe el nombre del **elemento** y entre paréntesis, con número romano, el estado de oxidación con el que está formando el compuesto.

Cu_2O	ÓXIDO DE COBRE (I)
CuO	ÓXIDO DE COBRE (II)
FeO	ÓXIDO DE HIERRO (II)
Fe_2O_3	ÓXIDO DE HIERRO (III)
Cl_2O	ÓXIDO DE CLORO (I)
Cl_2O_3	ÓXIDO DE CLORO (III)
Cl_2O_5	ÓXIDO DE CLORO (V)
Cl_2O_7	ÓXIDO DE CLORO (VII)

- ✓ **Nomenclatura Tradicional:** a continuación del nombre óxido se escribe la **raíz del nombre del elemento** con los sufijos **hipo...oso**, **...oso**, **...ico** o **per...ico**; del menor al mayor estado de oxidación, respectivamente.

Cuando el elemento tiene **cuatro** estados de oxidación:

- Primer estado de oxidación (el menor): Prefijo **hipo** + nombre del elemento+sufijo **oso**.
- Segundo estado de oxidación: Nombre del elemento + sufijo **oso**.
- Tercer estado de oxidación: Nombre del elemento + sufijo **ico**.

- Cuarto estado de oxidación (el mayor): Prefijo **per** + nombre del elemento+sufijo **ico**.

Cl_2O ÓXIDO HIPOCLOROSO

Cl_2O_3 ÓXIDO CLOROSO

Cl_2O_5 ÓXIDO CLÓRICO

Cl_2O_7 ÓXIDO PERCLÓRICO

Cuando el elemento tiene **tres** estados de oxidación:

- Primer estado de oxidación (el menor): Prefijo **hipo** + nombre del elemento + sufijo **oso**.
- Segundo estado de oxidación: Nombre del elemento + sufijo **oso**.
- Tercer estado de oxidación (el mayor): Nombre del elemento + sufijo **ico**.

SO ÓXIDO HIPOSULFUROSO

SO_2 ÓXIDO SULFUROSO

SO_3 ÓXIDO SULFÚRICO

Cuando el elemento tiene **dos** estados de oxidación:

- Primer estado de oxidación (el menor): Nombre del elemento + sufijo **oso**.
- Segundo estado de oxidación (el mayor): Nombre del elemento + sufijo **ico**.

Cu_2O ÓXIDO CUPROSO

CuO ÓXIDO CÚPRICO

FeO ÓXIDO FERROSO

Fe_2O_3 ÓXIDO FÉRRICO

Cuando el elemento posee **un** sólo estado de oxidación se nombra al elemento + sufijo **ico** o simplemente se nombra al elemento.

Na_2O ÓXIDO SÓDICO

Li_2O ÓXIDO LÍTICO

HIDRÓXIDOS



Estos compuestos poseen el anión OH^-

Se antepone la palabra hidróxido y a continuación se escribe el catión, siguiendo con las mismas reglas indicadas anteriormente para la **nomenclatura por atomicidad, de Stock y tradicional**.

Na OH MONOHIDRÓXIDO DE SODIO
 HIDRÓXIDO DE SODIO (I)
 HIDRÓXIDO SÓDICO

Fe (OH)_2 DIHIDRÓXIDO DE HIERRO
 HIDRÓXIDO DE HIERRO (II)
 HIDRÓXIDO FERROSO

Fe (OH)_3 TRIHIDRÓXIDO DE HIERRO
 HIDRÓXIDO DE HIERRO (III)
 HIDRÓXIDO FÉRRICO

HIDRUROS NO METÁLICOS E HIDRÁCIDOS



Escribir primero el símbolo del **hidrógeno**, luego el símbolo del **anión** y colocar el subíndice del hidrógeno de forma tal que se cumpla el **principio de electroneutralidad**. Ejemplos: HF, H₂S

- ✓ **Nomenclatura de Stock:** Se coloca el nombre del **anión** monoatómico con sufijo **uro**, seguido de la palabra **hidrógeno** y separado por la preposición “de”. Estos compuestos se encuentran en estado gaseoso.

HF	FLUORURO DE HIDRÓGENO
HCl	CLORURO DE HIDRÓGENO
HBr	BROMURO DE HIDRÓGENO
HI	IODURO DE HIDRÓGENO
H ₂ S	SULFURO DE HIDRÓGENO

- ✓ **Nomenclatura de su disolución acuosa:** Estos compuestos en solución acuosa se denominan **hidrácidos**. Se nombran con la palabra **ácido**, seguida de la **raíz del nombre del elemento del anión monoatómico** y la terminación **hídrico**, según el ácido.

HF	ÁCIDO FLUORHÍDRICO
HCl	ÁCIDO CLORHÍDRICO
HBr	ÁCIDO BROMHÍDRICO
HI	ÁCIDO IODHÍDRICO
H ₂ S	ÁCIDO SULFHÍDRICO

- ✓ Además de los compuestos antes mencionados, existen otros que tienen **nombres triviales** y han sido aceptados por la IUPAC.

BH ₃	Borano	PH ₃	Fosfina
CH ₄	Metano	AsH ₃	Arsina
SiH ₄	Silano	SbH ₃	Estibina
H ₂ O	Agua	NH ₃	Amoníaco

HIDRUROS METÁLICOS



Escribir primero el símbolo del **catión** (metal), luego el símbolo del **hidrógeno**. Se antepone la palabra **hidruro** y a continuación se escribe el **catión**, siguiendo con las mismas reglas indicadas anteriormente para la **nomencultura de atomicidad, de Stock y tradicional**.

NaH	MONOHIDRURO DE SODIO
	HIDRURO DE SODIO (I)
	HIDRURO SÓDICO

CaH ₂	DIHIDRURO DE CALCIO
	HIDRURO DE CALCIO (II)
	HIDRURO CÁLCICO

FeH ₂	DIHIDRURO DE HIERRO
	HIDRURO DE HIERRO (II)
	HIDRURO FERROSO

PbH_4	TETRAHIDRURO DE PLOMO
	HIDRURO DE PLOMO (IV)
	HIDRURO PLÚMBICO

OXOÁCIDOS

Compuestos formados por hidrógeno, no metal y oxígeno.



Estos compuestos liberan cationes H^+ en solución acuosa confiriéndole al medio propiedades ácidas.

- ✓ **Nomenclatura tradicional:** Se antepone la palabra **ácido** seguido del nombre del **no metal**, con un prefijo y/o un sufijo según el estado de oxidación del mismo.

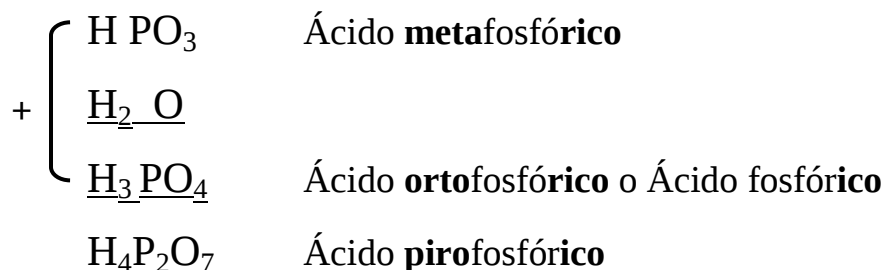
HBrO	Ácido hipobromoso
HBrO_2	Ácido bromoso
HBrO_3	Ácido brómico
HBrO_4	Ácido perbrómico

H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso
H_2SO_3	Ácido sulfuroso
H_2SO_4	Ácido sulfúrico

OXOÁCIDOS ESPECIALES

Algunos oxoácidos, reaccionan con moléculas de agua generando una serie de ácidos. Estos, se forman con el **fósforo**, **antimonio** y **arsénico** que tienen números de oxidación **3** (sufijo **oso**) y con **5** (sufijo **ico**).

Usaremos el fósforo con número de oxidación 5:



RESUMEN DE ANIONES

F^-	fluoruro	ClO_4^-	perclorato
Cl^-	cloruro	ClO_3^-	clorato
Br^-	bromuro	ClO_2^-	clorito
I^-	ioduro	ClO^-	hipoclorito
CN^-	cianuro	HCO_3^-	carbonato ácido o bicarbonato
S^{2-}	sulfuro	SCN^-	tiocianato
H^+	hidruro	MnO_4^-	permanganato
O^{2-}	óxido	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dicromato
SO_4^{2-}	sulfato	NH_4^+	amonio
SO_3^{2-}	sulfito	CO_3^{2-}	carbonato

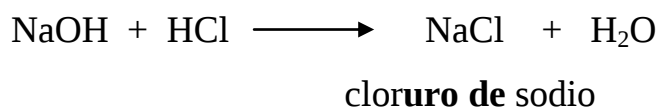
SALES BINARIAS

Sales neutras



Ejemplos:

Para nombrar la sal, se coloca la raíz del no metal con la terminación “**uro**” seguido del nombre del metal.

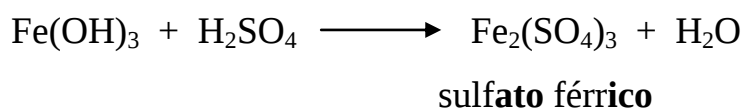


SALES TERNARIAS

Estas sales se pueden clasificar en neutras, ácidas, básicas y mixtas.

Sales neutras

Para nombrar la sal, se colocar la raíz del nombre del ácido, cambiar los sufijos “oso” por “**ito**” e “ico” por “**ato**”, manteniendo los prefijos. Colocar “de” y el nombre del metal.



Sales ácidas

Se forman por la reacción de un hidróxido y un ácido, pero a diferencia de en las sales neutras solo se produce un reemplazo parcial de los protones (H^+) del ácido por cationes metálicos. Es necesario que los ácidos tengan más de un hidrógeno para formar estas sales (polipróticos).

En la nomenclatura de sales, se utilizan los prefijos “**bi**” o se intercala la palabra “**ácido**” para un hidrógeno y “**diácido**” para dos hidrógenos.

$Mg HPO_4$	fosfato ácido de magnesio o fosfato biácido de magnesio
KH_2PO_3	fosfito biácido de potasio
$Pb(H_2AsO_4)_2$	arseniato biácido plumboso

Sales básicas

En ocasiones, los aniones oxhidrilo de un hidróxido son reemplazados parcialmente por los aniones ácidos.

$MgCl(OH)$	hidroxocloruro de magnesio
$ZnI(OH)$	hidroxiioduro de zinc
$PbNO_3(OH)$	hidroxonitrato de plomo (II)

Sales mixtas

En ocasiones, los cationes hidrogeno del ácido son sustituidos por los cationes metálicos diferentes.

$NaKCO_3$	carbonato doble de sodio y potasio
$LiNaSO_4$	sulfato de litio y sodio

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

Las reacciones químicas de óxido - reducción (reacciones redox) son aquellas en las cuales se produce una transferencia de electrones. Son reacciones donde se producen cambios en el n° de oxidación de algunas especies.

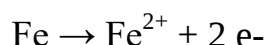
Oxidación es un proceso en el cual una especie química pierde electrones, aumentando el n° de oxidación.

Reducción, es un proceso en el cual una especie química gana electrones, disminuyendo el n° de oxidación.

Para que una sustancia se oxide (pierda electrones) es necesario que se halle en contacto con otra que se reduzca (gane electrones), es decir, que la oxidación y la reducción deben ocurrir simultáneamente y el número total de electrones cedido debe ser igual al ganado.

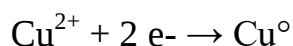
Ej: si en una solución acuosa de CuSO_4 se introduce un trozo de Fe, éste se recubre de una capa de cobre metálico, y la solución de CuSO_4 se va decolorando gradualmente.

El Fe pasa de hierro metálico a ión hierro (II), proceso en el cual cada átomo de Fe cede dos electrones:

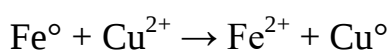


El Fe, que es la sustancia que cede electrones, es la sustancia que se **oxida** y es el **agente reductor**.

El ión cobre se separa de la solución como cobre metálico, proceso en el cual cada ión cobre gana dos electrones:



El Cu^{2+} es la especie química que acepta electrones, por lo tanto se **reduce** y es el **agente oxidante**. Sumando ambas ecuaciones:

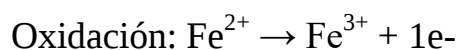
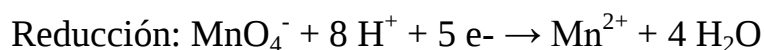


Tenemos la reacción de reducción – oxidación o redox.

➤ **Agente Reductor:** es la especie química (átomo o grupo de átomos o ión) que al reaccionar cede electrones, es la especie que se oxida.

➤ **Agente Oxidante:** es la especie química (átomo o grupo de átomos o ión) que al reaccionar gana electrones, es la especie que se reduce.

En la reacción de oxidación del ión ferroso y el permanganato de potasio en medio ácido, se tienen las siguientes semirreacciones o hemirreacciones:



Cuando reacciona un mol de MnO_4^- se ganan 5 moles de electrones, entonces en 1 mol de MnO_4^- hay 5 equivalentes redox.

Cuando reacciona 1 mol de Fe^{2+} se liberan 1 mol de electrones, resulta que en 1 mol de Fe^{2+} hay 1 equivalente redox.

El número de electrones participantes en cada una de estas etapas es el mismo, ya que los electrones que cede el reductor son captados por el oxidante.

Una de las ventajas de descomponer la reacción de óxido-reducción en las semirreacciones de oxidación y de reducción es para balancear la ecuación química. Para lo cual existen dos métodos:

Método del N° de oxidación

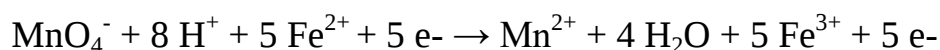
- 1) Escribir la ecuación sin balancear.
- 2) Asignar los números de oxidación a todos los elementos de la reacción y verificar de que manera cambian durante el proceso.
- 3) Elegir coeficientes que igualen el incremento en el número de oxidación de las sustancias que se oxidan con la disminución del número de oxidación de las sustancias que se reducen.
- 4) Balancear los elementos restantes.

Método del ión-electrón

- 1) Escribir la reacción no balanceada.
- 2) Dividir la reacción general en dos hemirreacciones balanceadas, una para la oxidación y otra para la reducción.
- 3) Balancear los elementos a un lado y otro de las hemirreacciones, incluyendo el O y H.
- 4) Balancear los átomos de O agregando moléculas de agua en el lado opuesto de la reacción y luego balancear los átomos de H agregando H^+ .
- 5) Balancear las cargas de las hemirreacciones agregando electrones del lado donde se encuentren la mayor cantidad de cargas positivas.
- 6) Multiplicar ambas hemirreacciones por coeficientes que permitan igualar la cantidad de electrones cedidos y ganados.
- 7) Sumar las dos hemirreacciones y simplificar cuando los componentes se repitan a un lado y otro de la reacción final.

Reducción: $(MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O) \cdot 1$

Oxidación: $(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1 e^-) \cdot 5$



Generalmente, cuando un elemento determinado se combina a través de una reacción química, el número de electrones que está asociado a él, puede ser mayor o menor que su número atómico característico. De aquí nace el concepto de **estado de oxidación o número de oxidación**.

Lo que simplemente significa, el número de electrones en exceso o de déficit que se le asigna a un elemento con respecto a su número atómico, cuando forma parte de un compuesto o está en forma de ión, siguiendo ciertas **reglas**:

1. En los elementos libres o compuestos formados por un mismo tipo de átomos, el número de oxidación de todos ellos es cero.

Por ejemplo: Na, H_2 , S_8 , P_4 . Todos ellos tienen N° de oxidación = 0.

2. Si el número de electrones asignado a un elemento es mayor que su número atómico, se le confiere una carga formal negativa. Por el contrario, si el número de electrones asignado es menor que su número atómico, se le otorga una carga formal positiva.

Basado en el ejemplo anterior:

H^+ $Z = 1$; 1 protón y 0 electrón N° Oxid. = +1

Na^+ $Z = 11$; 11 protones y 10 electrones N° Oxid. = +1

I^- $Z = 53$; 53 protones y 54 electrones N° Oxid. = -1

3. En los iones simples (constituidos por un sólo tipo de átomos), el N° de oxidación es igual a la carga del ión.

Por ejemplo:

Al^{+++} su N° de oxidación es +3

Fe^{++} su N° de oxidación es +2

Fe^{+++} su N° de oxidación es +3

4. El N° de oxidación del oxígeno es generalmente -2, cuando forma parte de un compuesto; **excepto** en los siguientes casos:

- Cuando forma parte de compuestos llamados peróxidos, donde hay enlace O-O. En este caso el N° de oxidación asignado para el oxígeno es -1.
- Cuando el oxígeno se combina con flúor (elemento más electronegativo que el oxígeno), el N° de oxidación asignado para el oxígeno es +2.

5. El N° de oxidación asignado para el hidrógeno es +1 en la mayoría de los compuestos. La única excepción es en los hidruros, donde el hidrógeno se une a elementos menos electronegativos que él.

Por ejemplo: hidruro de sodio (NaH), en estos casos el N° de oxidación asignado para el hidrógeno es -1.

6. Los N° de oxidación de los diferentes elementos que conforman una molécula deben coincidir con la carga total de esa molécula. Es decir, la suma de los N° de oxidación de los diferentes átomos que la constituye debe ser igual a la carga total de la molécula. De aquí podemos deducir lo siguiente:

- En las moléculas neutras, la suma de los N° de oxidación de los átomos que la forman debe ser igual a cero.

Por ejemplo, H_2O , el N° de oxidación del H es +1, como hay dos H, contribuye a la molécula con carga +2. El N° de oxidación del O es -2 y la molécula contiene sólo un O; por lo tanto la suma de $+2 + (-2) = 0$, que corresponde a la carga de una molécula neutra.

- En los iones que están formados por más de un tipo de elemento, la suma de los N° de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga que posee el ión.

Por ejemplo, el ión dicromato, cuya fórmula es $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$. Los 7 oxígenos contribuyen con una carga aparente de -14, luego el Cr debe aportar con una carga aparente de +12, como los átomos de Cr son 2, cada uno tendrá un N° de oxidación de +6: Sea Cr = x

$$\begin{array}{rcl} & 2x - 14 = -2 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}: & 2x = +12 \\ & x = +6 \end{array}$$

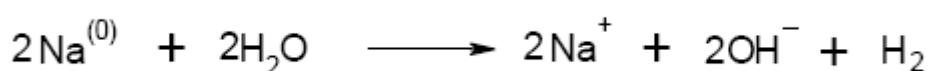
En muchos casos el valor del N° de oxidación corresponde a la valencia de un elemento, pero son conceptos diferentes.

Valencia de un elemento es el número de enlaces simples que puede formar un átomo; o bien, el número de átomos de hidrógeno con que puede combinarse; es un número absoluto, no hay un signo asociado a él. Ver Tabla 6.1.

En cambio, el **número de oxidación** representa la carga aparente que tiene un átomo en un compuesto dado, y corresponde a un mayor o menor número de

electrones asociado a él, según las reglas mencionadas anteriormente. Este número puede ser positivo o negativo, dependiendo de la electronegatividad del átomo en particular. Por ejemplo, H_2O , la valencia del oxígeno es 2 y su N° de oxidación es -2 ; En el óxido de flúor, F_2O , la valencia del oxígeno es 2 y su N° de oxidación es $+2$, porque el flúor es más electronegativo que el oxígeno, entonces se le asigna 1 electrón más a cada flúor con respecto a su N° atómico y el oxígeno queda deficiente de esos 2 electrones.

El átomo de sodio (Na, cuyo valor de $Z = 11$) es neutro y tiene un electrón (1 e^-) en su último orbital (estado inicial). Cuando reacciona con agua (H_2O) para formar hidróxido de sodio (NaOH) e hidrógeno molecular (H_2), pierde este electrón y se transforma en ión sodio (Na^+), que corresponde al estado final según la siguiente ecuación:



La pérdida de 1 e^- se llama oxidación. Una semirreacción de oxidación está siempre acompañada por una disminución en el N° de electrones del elemento que está siendo oxidado. La disminución del N° de electrones asociado con ese átomo, trae como consecuencia un aumento del N° de oxidación (es más positivo).

Los electrones cedidos por los dos átomos de Na se combinan con dos moléculas de H_2O para formar una molécula de H_2 gas y dos iones OH^- . La ganancia de electrones por los hidrógenos del agua se llama reducción. Una semirreacción de reducción está siempre acompañada por un aumento del N° de electrones asociados con el elemento que está siendo reducido. Hay disminución del N° de oxidación.

Los electrones en una reacción de este tipo son captados por las especies químicas que se reducen a la misma velocidad con que son cedidos por las especies que se oxidan: es decir, cuando ocurre una oxidación, hay siempre una

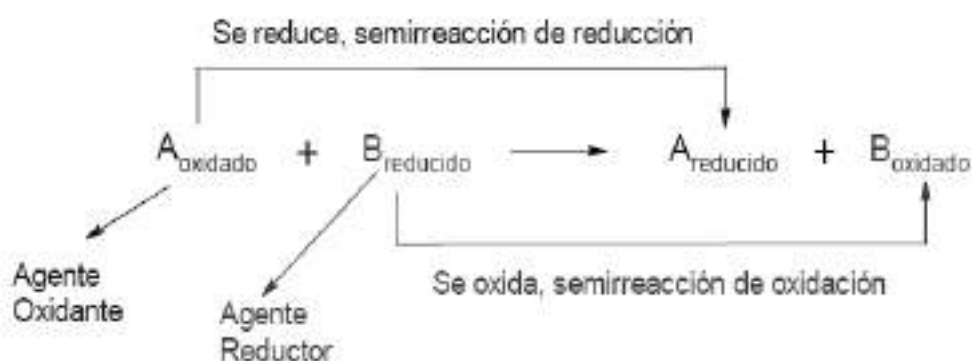
reducción. Estos son sistemas acoplados, en que ambos procesos se realizan simultáneamente.

El compuesto que contiene el elemento que capta los electrones y, por lo tanto, su N° de oxidación disminuye; es decir, se reduce se llama agente oxidante. En este ejemplo es el H_2O .

El compuesto que contiene el elemento que cede los electrones; por consiguiente, su N° de oxidación aumenta; es decir se oxida se llama agente reductor. En este ejemplo es Na° .

Agentes Oxidantes: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 , HNO_3 , H_2O_2 , O_2 , Cl_2 , I_2

Agentes Reductores: H_2S , H_2 , Na° , Mg° , SO_2 , H_2SO_3



Toda reacción redox puede dividirse en dos etapas: una etapa de oxidación y una etapa de reducción. Para nuestro ejemplo será:

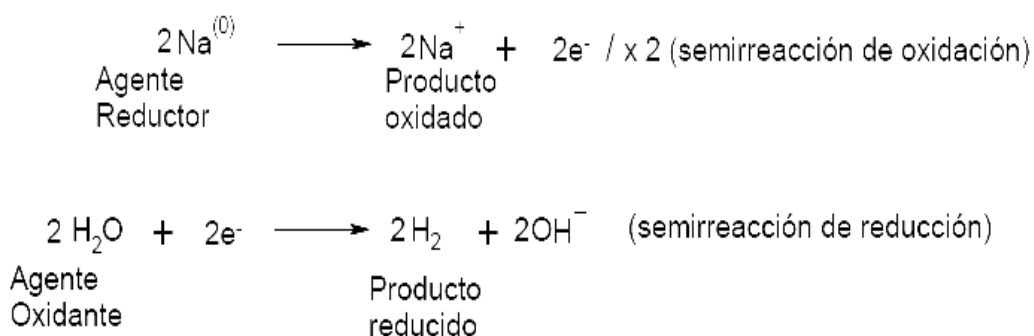


Tabla 6.1. Números de valencia de algunos de los elementos más usados.

Nombre	Nº oxidación
Hidrógeno	1
Flúor	
Litio	
Sodio	
Potasio	
Rubidio	
Cesio	
Francio	
Plata	
Oxígeno	2
Berilio	
Magnesio	
Bario	
Calcio	
Bario	
Estroncio	
Cinc	
Cadmio	
Aluminio	3
Boro	
Silicio	4
Oro	1 y 3

Nombre	Nº oxidación
Cobre	1 y 2
Mercurio	
Hierro	2 y 3
Cobalto	
Níquel	
Manganeso	
Estaño	2 y 4
Plomo	
Platino	
Carbono	
Fósforo	3 y 5
Arsénico	
Antimonio	
Bismuto	
Nitrógeno	
Cloro	1, 3, 5 y 7
Bromo	
Yodo	
Azufre	2, 4 y 6
Cromo	2, 3 y 6
Manganeso	2, 4, 6 y 7
Uranio	3, 4, 5 y 6

Ejercicios

1. Las reacciones químicas que implican transferencias de electrones entre reactivos se denominan:
 - a) Reacciones redox.
 - b) Reacciones electrónicas.
 - c) Reacciones de transferencia electrónica.
 - d) Reacciones de oxidación-reducción.
2. Una oxidación tiene lugar cuando (2 **correctas**):
 - a) Se ganan electrones.
 - b) Se pierden electrones.
 - c) El estado de oxidación del átomo aumenta (se hace más positivo).
 - d) El estado de oxidación del átomo disminuye (se hace más negativo).
3. Una reducción tiene lugar cuando (2 **correctas**):
 - a) Se ganan electrones.
 - b) Se pierden electrones.
 - c) El estado de oxidación del átomo aumenta (se hace más positivo).
 - d) El estado de oxidación del átomo disminuye (se hace más negativo).
4. Un agente oxidante (2 **correctas**):
 - a) Toma electrones de otra sustancia.
 - b) Da electrones a otra sustancia.
 - c) Se oxida.
 - d) Se reduce.
5. Un agente reductor (2 **correctas**):
 - a) Toma electrones de otra sustancia.
 - b) Da electrones a otra sustancia.
 - c) Se oxida.
 - d) Se reduce.

6. En una reacción redox (2 **correctas**):
- a) El agente oxidante es la sustancia que se reduce.
 - b) El agente oxidante es la sustancia que se oxida.
 - c) El agente reductor es la sustancia que se reduce.
 - d) El agente reductor es la sustancia que se oxida.
7. ¿Qué relación existe entre el número de electrones implicados en una oxidación y el número de electrones implicados la reducción simultánea?
- a) Ninguna.
 - b) Los dos números son siempre iguales.
 - c) El número implicado en la reacción de oxidación siempre es mayor que en la reducción.
 - d) El número implicado en la reacción de oxidación siempre es menor que en la reducción.
8. El número de oxidación de un elemento es:
- a) Su número de grupo.
 - b) El número total de sus electrones de valencia.
 - c) 0
 - d) 1
9. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es:
- a) Siempre cero.
 - b) Siempre -1.
 - c) Siempre +1.
 - d) Puede ser cualquier número.
- 10.Cuál es el número de oxidación del bromo en KBrO_3 :
- a) -1
 - b) -5
 - c) +5
 - d) +7

11. Cuáles son los números de oxidación del H, O, y P, respectivamente, en H_3PO_4 :

- | | |
|----------------------|----------------------|
| a) -1, -2, +7 | c) +1, -2, +5 |
| b) +1, -1, +5 | d) +1, -2, +3 |

12. En la reacción $2 \text{HNO}_2 + 2 \text{HI} \rightarrow 2 \text{NO} + \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, de los reactivos, que átomos son oxidados y reducidos respectivamente:

- | | |
|----------------|----------------|
| a) O, I | c) N, I |
| b) I, N | d) N, O |

13. De las siguientes cuál (cuáles) es (son) reacciones redox:

- a)** H_2 a 2H^+
- b)** 2O^- a O_2^{2-}
- c)** $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$ a 2HCl
- d)** $\text{HCl} + \text{NaBr}$ a $\text{HBr} + \text{NaCl}$

14. De las siguientes reacciones ¿cuáles son reacciones redox?:

- a)** $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ a H_2SO_3
- b)** $\text{N}_2 + \text{O}_2$ a 2NO
- c)** $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$ a 2HCl
- d)** $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2$ a $2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

15. Indica si las siguientes ecuaciones balanceadas implican procesos redox. De ser así, identificar los elementos que sufren cambios en sus estados de oxidación:

- a)** $2 \text{OH}^-_{(\text{ac})} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{ac})} \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-}_{(\text{ac})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- b)** $3 \text{NO}_2_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2 \text{HNO}_3_{(\text{l})} + \text{NO}_{(\text{g})}$
- c)** $\text{PBr}_3^{(\text{l})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3_{(\text{ac})} + 3 \text{HBr}_{(\text{ac})}$
- d)** $2 \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{ac})} + 2 \text{NaBr}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Br}_2_{(\text{l})} + \text{SO}_2_{(\text{g})} + \text{Na}_2\text{SO}_4_{(\text{ac})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

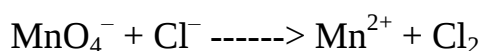
16. ¿En cuál de estas transformaciones el cromo se reduce?

- a. $\text{CrO}_3 \longrightarrow \text{CrOF}_3$
- b. $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$
- c. $2 [\text{CrO}_4]^{2-} \longrightarrow [\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$
- d. $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow [\text{CrO}_4]^{2-}$

17. ¿En cuál de estas transformaciones el nitrógeno se reduce?

- e. $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
- f. $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{NO}_2$
- g. $2 \text{NO} \longrightarrow \text{N}_2\text{O}$
- h. $\text{NO}_2^- \longrightarrow \text{NO}^-$
- i. $2 \text{NO} \longrightarrow \text{N}_2\text{O}$

18. La reacción redox (no balanceada) que sigue ocurre en una solución ácida:



¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera para esta reacción?:

- a) Cl_2 es el agente reductor
- b) MnO_4^- se oxida
- c) Cl^- es el agente reductor
- d) Cl^- se reduce
- e) El número de oxidación de Mn se incrementa en 3 unidades

19. Para las reacciones redox balanceadas que se muestran a continuación, identificar al agente oxidante y al agente reductor:

- a) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
- b) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

EQUILIBRIO QUÍMICO

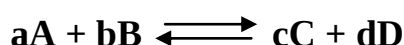
Un gran número de reacciones químicas son reversibles. Al comienzo de las mismas los reactivos se convierten en productos, tan pronto como se forman estos últimos comienza el proceso inverso, es decir los productos (ahora reactivos) forman moléculas de reactivos (ahora productos) hasta llegar a un equilibrio dinámico donde las cantidades de ambos componentes de la reacción permanece constante.

Entonces el equilibrio químico se alcanza cuando:

“Las velocidades de las reacciones directas e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes”

Si bien en el estado de equilibrio no se observan cambios visibles del sistema, a nivel molecular existe una gran actividad debido a la que las moléculas de reactivo forman moléculas de producto, y estas a su vez reaccionan para dar moléculas de reactivos.

Este proceso puede representarse con la siguiente reacción reversible:



Donde a, b, c, y d son los coeficientes estequiométricos de los reactivos y productos.

Si realizamos la relación:

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

Obtenemos una constante de equilibrio, K_c , a una temperatura determinada.

Esta ecuación es la expresión de la ley de acción de masa propuesta por el Noruego Cato Guldberg y Peter Waage en 1864 que dice:

En una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, la relación (división) entre las concentraciones de los productos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos sobre las concentraciones de los reactivos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos da como resultado un valor constante llamado constante de equilibrio.

Si $K < 1$, se favorece la formación de reactivos.

Si $K > 1$, se favorece la formación de productos.

PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

"Si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio"

El coeficiente de reacción, Q , permite predecir la dirección del desplazamiento cuando se modifican variables y alteran el estado de equilibrio, K_c . Estas son:

Cambios en la concentración

Si se agrega más A o B (reactivos), entonces $Q < K_c$, la reacción directa ocurre con más rapidez hasta restablecer el equilibrio. Es decir, a mayor concentración en los reactivos, el equilibrio tiende a desplazarse hacia los productos (el equilibrio se va hacia la derecha).

Si se agrega más C o D (productos), entonces $Q > K_c$, la reacción inversa tiene lugar con mayor rapidez hasta restablecer el equilibrio. Es decir, a mayor concentración en los productos, el equilibrio tiende a desplazarse hacia los reactivos para compensar la reacción (el equilibrio se va hacia la izquierda).

Cambios de presión o volumen (en reacciones en las que intervienen gases)

Los cambios de presión afectan poco la concentración de sólidos y líquidos debido a que casi no se comprimen. Sin embargo, hay cambios significativos cuando se trata de gases. Los cambios de presión provocan cambios en la concentración de reactivos o productos que se encuentran en fase gaseosa. Por lo tanto, estos cambios afectan el valor de Q en reacciones en la que la cantidad de moles de reactivos gaseosos difiere de la cantidad de moles de productos gaseosos. De acuerdo con la Ley general de los gases:

$$PV = nRT \quad \text{o} \quad P = \frac{n}{V} RT \quad \begin{array}{l} n, R \text{ y } T \text{ son constantes} \\ n / V \text{ representa la concentración} \end{array}$$

Si el volumen que ocupa un gas disminuye, la presión parcial aumenta y la concentración aumenta: $Q > K_c$ y la dirección del desplazamiento es hacia donde es menor la cantidad de moles del gas.

Si el volumen que ocupa un gas aumenta, la presión parcial disminuye y la concentración disminuye: $Q < K_c$ y la dirección del desplazamiento es hacia donde es mayor la cantidad de moles del gas.

Cambios de temperatura

En la temperatura se debe de considerar su entalpía (ΔH):

En una **reacción exotérmica** en equilibrio, se emite calor y ΔH es negativo.

El calor se produce en la reacción directa, se incrementa la temperatura agregando calor al sistema, lo cual favorece la reacción hacia la izquierda para eliminar el calor que se está agregando. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda (mayor formación de reactivos).

En una **reacción endotérmica** en equilibrio, se absorbe calor y ΔH es positivo.

Un incremento de temperatura favorece la reacción hacia la derecha (formación de productos) y una disminución de la misma favorece la reacción hacia la izquierda (mayor formación de reactivos).

Llamaremos **Q** a la nueva situación después que modificamos algunas de las variables antes enumeradas, entonces si:

Q < K La reacción directa predomina hasta que se alcanza el equilibrio.
La reacción se desplazará hacia la derecha hasta que $Q = K$.

Q = K El sistema está en equilibrio.

Q > K La reacción inversa predomina hasta que se alcanza el equilibrio.
La reacción se desplazará hacia la izquierda hasta que $Q = K$.

Unidad 7: Estequiometría

ESTEQUIOMETRÍA. LEYES PONDERALES DE LAS
COMBINACIONES QUÍMICAS. LEYES VOLUMÉTRICAS.
CÁLCULOS MEDIANTE EL USO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, es decir, la relación entre los reactantes y los productos.

Recordar que para cualquier cálculo estequiométrico es necesario que la ecuación química se encuentre correctamente balanceada, por ello recomendamos repasar los conceptos de ecuación química y balanceo de las mismas, antes de realizar los ejercicios propuestos en el presente capítulo.

Repasaremos algunos conceptos de combinaciones químicas:

LEYES PONDERALES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

Ley de la conservación de la masa o de LAVOISIER

La suma de las masas de las sustancias reaccionantes, es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes de la reacción, o también llamados productos.

Ley de las proporciones constantes o de PROUST

Cuando dos o más elementos (o compuestos) se unen para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción fija en relación a sus pesos.

Ley de las proporciones múltiples o de DALTON

Las cantidades de un mismo elemento, que se combinan con una cantidad fija de otro, para formar varios compuestos, están en la relación de números enteros sencillos.

MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

u.m.a. (unidad de masa atómica): Es la masa de la doceava parte del átomo de carbono.

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad 1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas elementales}$$

Masa atómica: Es la masa de un átomo, medido en **u.m.a.**

Masa molecular: Es la masa de una molécula, medida en **u.m.a.**

Masa molar: Es la cantidad de masa de un elemento que contiene el NA (ver más adelante Número de Avogadro) de átomos. Es la masa atómica expresada en gramos.

Masa de un mol de moléculas o Mol: Es la cantidad de sustancia que contiene el NA de moléculas. Es la masa molecular expresada en gramos.

LEYES VOLUMÉTRICAS

Ley de AVOGADRO: Volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Número o constante de Avogadro (NA): Es el número de moléculas de cualquier gas contenidas en 22,4 L a 0 °C y a 1 atmósfera de presión.

$$NA = 6,02 \times 10^{23}$$

Ejercicios

1. ¿Cuál es la masa de una molécula de agua?
2. Ordenar de mayor a menor el número de moléculas que contienen:
 - a) $1,24 \times 10^{24}$ moléculas de oxígeno.
 - b) 32 g de H_2O .
 - c) 67,2 litros de nitrógeno 0°C y a 1 atm.
 - d) 14 g de NH_3 .
 - e) 1,7 moles de cloro.
3. ¿Cuántos átomos de hierro poseen 72 mg de hierro?
4. Un gramo de un compuesto químico posee $3,34 \times 10^{22}$ moléculas ¿Cuál es la masa molecular del compuesto?

REACTIVO LIMITANTE

No siempre que se realice una reacción química en un laboratorio se partirá de las cantidades estequiométricas exactas, muchas veces tenemos mayor cantidad de algunos de los reactivos.

Reactivo limitante se llama a la sustancia que está en menor proporción molar respecto a la relación estequiométrica, es decir el reactivo que se consume primero.

*LOS CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS SIEMPRE SE REALIZAN
TOMANDO COMO REFERENCIA EL REACTIVO LIMITANTE, QUE AL
CONSUMIRSE COMPLETAMENTE IMPIDE QUE LA REACCIÓN QUÍMICA
SIGA TRANSCURRIENDO*

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Rendimiento teórico: *cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante, es decir es el rendimiento máximo.*

Rendimiento real: *cantidad de producto que se obtiene en una reacción. Es menor que el rendimiento teórico.*

Rendimiento porcentual: *proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico.*

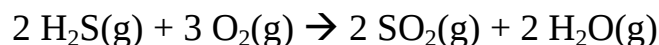
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento de la reacción}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Porcentaje de pureza: *Es el porcentaje de un compuesto o elemento específico en una muestra impura.*

Es prácticamente imposible tener una sustancia que sea absolutamente pura, aún los mejores reactivos tienen impurezas. En los reactivos que se venden comercialmente están especificadas, no solamente la cantidad de impurezas sino cuales son las mismas. La pureza de los reactivos se da como porcentaje, si se dice que un reactivo tiene 90 % de pureza, eso significa que por cada 100 g que se tomen habrá sólo 90 g que corresponden al reactivo y 10 g son de impurezas. No se puede hacer un cálculo estequiométrico con un reactivo que esté impuro, porque estaríamos haciendo el cálculo como si todo lo que agregamos, fuera reactivo puro, cuando en realidad no lo es.

Ejercicios

1. A partir de la siguiente ecuación:



Calcule:

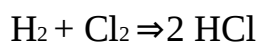
- Los moles de O_2 necesarios para reaccionar con 0,72 moles de H_2S .
 - Los litros (en CNPT) de SO_2 producidos a partir de 0,72 moles H_2S .
 - Los gramos de H_2O obtenidos a partir de 0,72 moles H_2S .
2. A partir de la descomposición de la piedra caliza (CaCO_3)



Calcular:

- ¿Cuántos gramos de CaCO_3 serán necesarios para obtener 4,2 moles de óxido de calcio?
 - ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos en CNPT, se desprenden en esta reacción?
3. Calcular el nº de átomos y moles que hay en:
- 87,30 g de K
 - 785,4 mg de Cu
 - 65,98 g de Cl_2 .
4. Calcular los gramos que hay en 0,7 moles de Ca y en 7 milimoles de Cu.
5. Si se agregan 678 mM de aluminio a un recipiente con ácido clorhídrico (suponer exceso) ¿cuántos moles de sal se forman? ¿cuántos gramos de hidrógeno gaseoso? ¿cuántos átomos de H?
6. Calcular el nº de moles y de átomos que hay en:
- 54 mg de H_2
 - 19,97 g de Na
 - 41,76 mg de Br_2

7. Al reaccionar ácido clorhídrico con hidróxido de aluminio, indicar:
- ¿Cuántos gramos de ácido se necesitan para neutralizar 13 moles de hidróxido de aluminio?
 - ¿Cuántos gramos de cloruro de aluminio se obtienen?
 - ¿Cuántas de moléculas de agua se obtienen?
8. El cloro gaseoso desplazará al ión bromuro de una disolución acuosa de bromuro potásico para formar cloruro de potasio acuoso y bromo acuoso. Escribir la ecuación química para esta reacción. ¿Qué masa de bromo y cloruro de potasio será producida si sufre la reacción 4,6 L de cloro?
9. Dejamos reaccionar completamente 97,0 g de propano, C_3H_8 , con exceso de oxígeno, O_2 , para formar CO_2 y agua. Escribir la ecuación balanceada para esta reacción. ¿Qué masa y volumen de oxígeno reaccionará?
10. Hallar la masa de cloro que se combinará con 31,4 L de hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno.



11. El ácido fluorhídrico, HF (ac) se lo suele utilizar para el grabado del vidrio, ya que ataca los silicatos que lo componen:



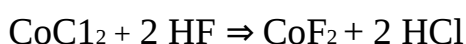
- ¿Cuántos moles de HF se requieren para disolver 5,7 moles de silicato de sodio Na_2SiO_3 en esta reacción?
 - ¿Cuántos gramos de NaF se forman cuando 2,8 moles de HF reaccionan de este modo?
 - ¿Cuántos gramos de Na_2SiO_3 se pueden disolver con 13 g de HF?
12. El sulfuro de cinc sólido reacciona con ácido clorhídrico para formar una mezcla de cloruro de cinc acuoso y sulfuro de hidrógeno, H_2S . Escribir la

ecuación química para esta reacción. ¿Qué masa de sulfuro de cinc se necesita para reaccionar con $6,69 \times 10^{22}$ moléculas de HCl?

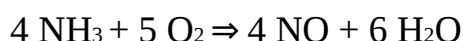
13. La fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, produce alcohol etílico, C_2H_5OH , y CO_2 :



- ¿Cuántos moles de CO_2 se producen cuando 120 milimoles de $C_6H_{12}O_6$ reaccionan de esta manera?
 - ¿Cuántos gramos de $C_6H_{12}O_6$ se necesitan para formar $2,41 \times 10^{24}$ moléculas de C_2H_5OH ?
 - ¿Cuántos litros de CO_2 se forman cuando se producen $9,63 \times 10^{23}$ moléculas de C_2H_5OH ?
14. ¿Qué masas de cloruro de cobalto (II) y fluoruro de hidrógeno se necesitan para preparar 4,7 moles de fluoruro de cobalto (II), según la siguiente reacción?



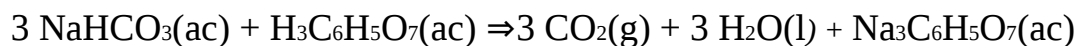
15. Considerar la reacción:



Por cada 201,6 L de NH_3

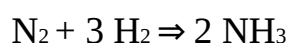
- ¿cuántos moles de O_2 se necesitan?
 - ¿cuántos moles de NO se producen?
 - ¿cuántos moles de H_2O se producen?
16. Si se combinan 1,06 moles de $FeCl_3$ con 0,624 moles de Na_2CO_3 ¿Cuál es el número máximo de moles de $Fe_2(CO_3)_3$ que se pueden formar?

17. La efervescencia que se produce cuando una tableta de un antiácido se disuelve en agua, se debe a la reacción entre el bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , y el ácido cítrico, $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$:

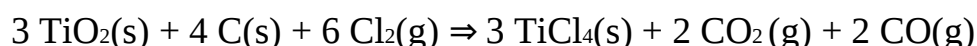


¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando reaccionan 810 g de NaHCO_3 con 589 g de ácido?

18. ¿Cuántos gramos de NH_3 pueden prepararse, a partir de 85,5 gramos de N_2 y 17,3 gramos de H_2 ?

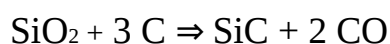


19. El titanio, el cual se utiliza para fabricar motores y estructuras de aeroplanos, se puede obtener a partir del dióxido de titanio por el proceso siguiente:



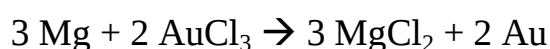
Se agregan: 4,15 g de TiO_2 , 5,67 g de C y 6,78 g de Cl. Suponga que la reacción procede hasta ser completa como se ha escrito. ¿Cuántos gramos de tetracloruro de titanio se producen?

20. El carburo de silicio, un abrasivo, se hace por reacción de dióxido de silicio con grafito:



Mezclamos 377 g de SiO_2 y 255 g de C. ¿Si la reacción procede en todo lo posible, qué reactivo quedará sin reaccionar? ¿Cuánto quedará de él?

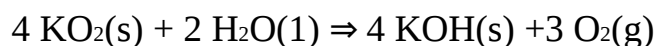
21. Se hacen reaccionar 2,3 g de Mg con 5 g de cloruro áurico:



a. ¿Qué masa de Au se obtiene?

b. ¿Qué masa del reactivo excedente queda sin reaccionar?

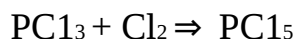
22. El superóxido de potasio, KO_2 , se emplea en máscaras de respiración para generar oxígeno.



Si se mezclan 0,15 mol de KO_2 y 0,10 mol de H_2O , ¿cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos litros de oxígeno se pueden producir?

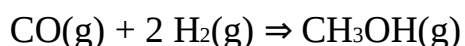
23. El contenido de hemoglobina en la sangre es aproximadamente 15,5 g/100 mL de sangre. Si la masa molar de la hemoglobina es 64,5 g/mol, y hay 4 átomos de hierro en una molécula de hemoglobina. ¿Cuántos átomos de hierro hay en los 6 L, aproximadamente, de sangre de un adulto?

24. El porcentaje de rendimiento para la reacción:



Es del 91,5 %. ¿Qué masa de PCl_5 se obtendrá si reacciona 56,7 g de PCl_3 con exceso de cloro?

25. El metanol, CH_3OH , se prepara industrialmente a partir de una reacción catalítica en fase gaseosa:



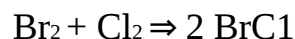
En una prueba en el laboratorio, se mezclaron 35,4 g de CO y 10,2 g de H_2 .

¿Cuántos gramos de metanol se pudieron producir en una reacción completa?

¿Cuál reactivo queda sin consumir al final de la reacción?

¿Cuántos gramos de él quedan?

26. El porcentaje de rendimiento para la siguiente reacción realizada en disolución en tetracloruro de carbono es 73,0 %:



a. ¿Qué cantidad de moles de BrCl se formaría de la reacción de 0,025 moles de Br_2 con 0,033 moles de Cl_2 ?

b. ¿Qué cantidad de Cl_2 queda sin cambios?

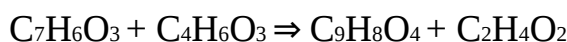
27. Se parte de 25 g de hierro (pureza 60 %) y de 45 g de ácido sulfúrico (pureza 91 %) para obtener sulfato ferroso e hidrógeno.

a) ¿Qué masas de hierro y de ácido sulfúrico reaccionan?

b) ¿Qué reactivo está en exceso?

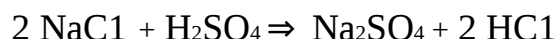
c) ¿Qué masa de hidrógeno se obtiene?

28. La aspirina (ácido acetilsalicílico) se prepara por calentamiento del ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, con anhídrido acético, $C_4H_6O_3$. El otro producto es ácido acético, $C_2H_4O_2$.

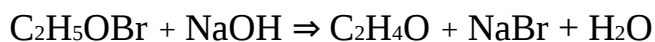


¿Cuál es el rendimiento teórico (en gramos) de aspirina ($C_9H_8O_4$), cuando se calientan 7898 mg de ácido salicílico con 17689 mg de anhídrido acético? Si el rendimiento real de aspirina es 8970 mg. ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

29. ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 se podrían producir a partir de 333 g de NaCl con un 91,7 % de pureza?



30. El óxido de etileno, C_2H_4O , utilizado para esterilizar material de laboratorio, se sintetiza con un rendimiento del 81,8 % por reacción de la etilenbromhidrina, C_2H_5OBr , con hidróxido sódico:



Si partimos de 789 g de etilenbromhidrina ¿cuál será la producción de óxido de etileno, si el rendimiento de la reacción es del 85,1 %?

31. El nitrato de plata sólido sufre descomposición térmica para formar plata metálica, dióxido de nitrógeno y oxígeno. Escribir la ecuación química para esta reacción. De la descomposición de una muestra de 0,722 g de AgNO_3 se obtuvo una muestra de 0,443 g de plata metálica. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

32. Calcular la cantidad de gramos de caliza (CaCO_3 impuro), cuya riqueza en carbonato de calcio es del 76,2 % que se necesita para obtener; por reacción con un exceso de HCl , 45,7 L de CO_2 en CNPT. Escribir y balancear la ecuación química correspondiente.

33. Una muestra de 234 mg de Cu se disolvió en H_2SO_4 . La reacción es:



La solución obtenida se evaporó a sequedad. Se obtuvieron así 543 mg de CuSO_4 . ¿Cuál es el % de rendimiento del proceso?

34. Calcular cuántos litros de hidrógeno gas, medidos a 298 K y 725 mm de Hg de presión, habrá que combinar con nitrógeno para obtener 30 g de amoníaco.

35. Calcula la masa de ácido clorhídrico necesaria para reaccionar totalmente con 40 g de cinc. Determinar el volumen de hidrógeno, medido a 20 °C y 825 mm de Hg de presión, que se desprenderá.

Unidad 8: Soluciones

CONCEPTO. SOLUTO Y SOLVENTE. CLASIFICACIÓN. SOLUCIONES NO SATURADAS, SATURADAS Y SOBRESATURADAS. PROCESO DE DISOLUCIÓN. FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN.

CONCEPTO

Una solución o disolución es un sistema homogéneo (constituido por una sola fase) formado por dos o más sustancias que no reaccionan entre sí.

SOLUTO Y SOLVENTE

Se suele distinguir dos partes constituyentes de las disoluciones: el soluto y el solvente. En general se denomina solvente a la sustancia que se encuentra en mayor proporción y es la que permite la disolución de o de los solutos, que son los compuestos en menor proporción. El agua es considerada como el solvente universal, y por lo tanto las soluciones acuosas son las más conocidas.

CLASIFICACIÓN

Existen diferentes criterios para clasificar a las soluciones:

➤ ***Según su capacidad para disolver un soluto:***

- **Solución Saturada:** es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto, que una determinada cantidad de disolvente puede disolver a una temperatura específica.
- **Solución no Saturada:** es aquella que posee una menor cantidad de soluto, que la necesaria para llegar a su punto de saturación.
- **Solución Sobre Saturada:** es aquella que contiene más soluto, que el que puede existir en una solución saturada. Son extremadamente inestables, pequeñas vibraciones o un pequeño aumento de soluto, desencadena el proceso de cristalización, donde se produce la precipitación de la cantidad de soluto en exceso.

➤ ***Según su estado de agregación
(Solute-Solvente)***

Sólido en Sólido. Ej. Acero.
Sólido en Líquido. Ej. Agua con sal.
Sólido en Gas. Ej. Polvo en el aire.
Líquido en Líquido. Ej. Alcohol y agua.
Líquido en Sólido. Ej. Amalgamas.
Líquido en Gas. Ej. Aire húmedo.
Gas en Sólido. Ej. Hidrógeno en platino.
Gas en Líquido. Ej. Nitrógeno en agua.
Gas en Gas. Ej. Aire.

➤ *Según las características de disociación del soluto:*

- **Electrolíticas:**

Son soluciones de compuestos iónicos o polares en disolventes polares.

Los solutos se disocian en disolución para formar iones.

Pueden disociarse completamente (electrolitos fuertes).

Pueden disociarse parcialmente (electrolitos débiles).

Son disoluciones que conducen la electricidad.

- **No electrolíticas o Moleculares:**

Son disoluciones de compuestos covalentes en disolventes no polares.

Los solutos no se disocian.

Son disoluciones que no conducen la electricidad.

➤ *Según el tamaño de las partículas del soluto:*

- Soluciones Verdaderas, < 10 amstrong
- Soluciones Coloidales, 10-10000 amstrong.
- Dispersiones Groseras, > 10000 amstrong.

Las **disoluciones verdaderas** son transparentes, las partículas de soluto no son visibles, atraviesan filtros y membranas. No precipitan si se las deja en reposo.

Las **dispersiones groseras o suspensiones** son turbias, las partículas de soluto pueden ser visibles a simple vista y no atraviesan filtros ni membranas y tienden a sedimentar si se dejan reposar un tiempo.

Las **disoluciones coloidales o coloides** son a menudo opacas, aunque pueden ser transparentes. Las partículas pueden ser visualizadas solo con ultramicroscopios, éstas atraviesan los filtros comunes, pero no las membranas y no sedimentan si se las deja reposar. Las partículas presentan movimientos caóticos, irregulares en zig-zag llamado movimiento Browniano. Además, presentan efecto Tyndall que se evidencia cuando se ilumina a un coloide con un haz de luz, visualizándose como pequeños puntos luminosos.

Las partículas coloidales, también llamadas micelas o fase dispersa, pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos como así también, el disolvente o fase dispersante.

Veamos algunos ejemplos:

Disolvente o fase dispersante	Soluto o fase dispersa	Tipo de coloide	Ejemplo
Sólida	Sólida	Sol sólido	Perla
Sólida	Líquida	Emulsión sólida	Manteca
Sólida	Gaseosa	Espuma sólida	Malvavisco
Líquida	Líquida	Emulsión	Mayonesa
Líquida	Sólida	Sol	Soluc. de almidón
Líquida	Gaseosa	Espuma	Crema batida
Gaseosa	Líquida	Aerosol	Niebla
Gaseosa	Sólida	Humo	Smog

PROCESO DE DISOLUCIÓN

Durante el proceso de disolución, las partículas de soluto se dispersan en el disolvente, ocupando posiciones que estaban ocupadas por moléculas del disolvente.

La facilidad con que las moléculas del soluto reemplazan a las de solvente, depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

- Interacción Disolvente-Solvente.
- Interacción Soluto-Soluto.
- Interacción Disolvente-Soluto.

Muchas veces se dice que lo semejante disuelve a lo semejante. Cuando intentamos disolver un compuesto apolar en agua (que es polar), tenemos que las interacciones soluto-soluto son relativamente débiles y las solvente-solvente mayores que las atracciones soluto-solvente, por lo tanto, la solubilidad es nula o

escasa. Si por el contrario utilizamos un solvente apolar, las atracciones solvente - solvente son más débiles permitiendo el proceso de disolución con mayor facilidad.

Se suele describir al proceso de disolución en tres etapas:

1. Separación de las moléculas del solvente.
2. Separación de las moléculas del soluto.
3. Mezcla de las moléculas de solvente y soluto.

Este proceso puede ser endotérmico o exotérmico:

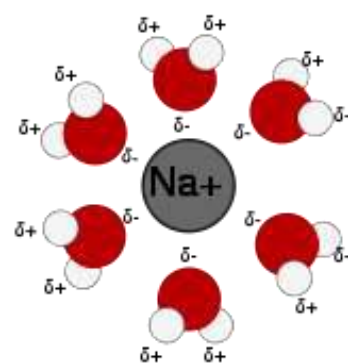
- Si la atracción soluto-solvente es mayor que la atracción solvente-solvente y que la atracción soluto-soluto, el proceso será favorable o exotérmico.
- Si la atracción soluto-solvente es más débil que las atracciones solvente-solvente y soluto-soluto, el proceso de disolución será endotérmico.

Otro punto a tener en cuenta durante el proceso de disolución es el orden de las moléculas. En estado puro las moléculas de soluto y solvente presentan un orden más o menos regular en el espacio tridimensional. Cuando se mezclan, aumenta el desorden molecular que favorece la solubilidad de la sustancia, incluso si el proceso es endotérmico.

Proceso de Solvatación

El agua es una molécula polar que posee un polo positivo y uno negativo. Cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se disuelve en agua se rompe la red tridimensional de iones del compuesto (soluto), es decir aumenta el desorden molecular. Se dice que los iones Na^+ se “solvatan”, en este caso toma

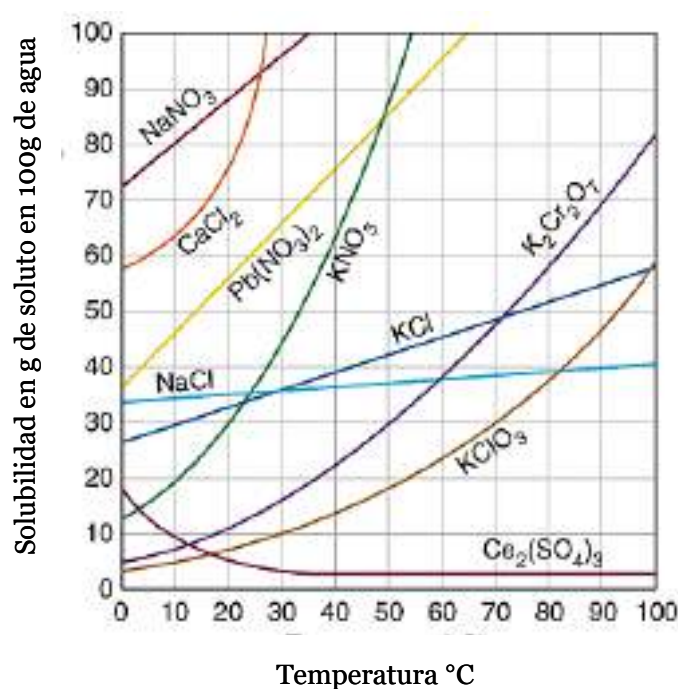
el nombre de hidratación, donde moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia el catión lo rodean por completo. De igual manera ocurre con el ión Cl^- , pero en este caso, las moléculas de agua interaccionan con su polo positivo. La hidratación (solvatación) ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes se combinen con los aniones.



FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Temperatura

Consideremos el caso de la solubilidad de los sólidos en líquidos. En la mayoría de los casos la solubilidad de los sólidos aumenta con la elevación de la temperatura, no hay una correlación clara entre lo que describimos anteriormente con respecto a la entalpía del proceso (proceso endo o exotérmico) y la variación de la solubilidad con la temperatura. En general el efecto de la temperatura sobre la solubilidad debe determinarse experimentalmente.

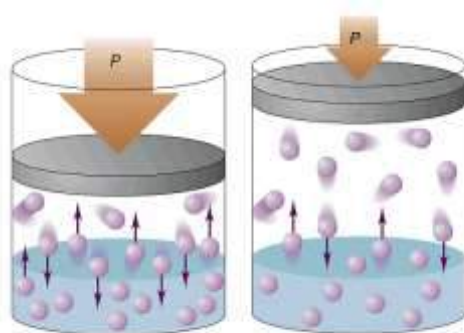


En el caso de los gases la solubilidad de estos, a medida que aumenta la temperatura, en general disminuye. Un ejemplo cotidiano de esto lo vemos cuando hervimos agua, donde vemos que a medida que la temperatura aumenta comienzan a desprenderse burbujas de aire que se encontraban disueltas en esta.

Presión

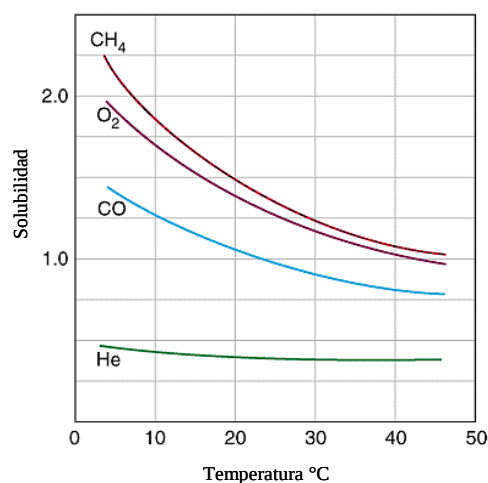
Esta variable prácticamente no tiene influencia en la solubilidad de líquidos y sólidos.

Por el contrario, poseen gran influencia sobre la solubilidad de los gases. La relación cuantitativa está dada por la ley de Henry que establece que la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución.



Un ejemplo cotidiano donde observamos este fenómeno es cuando destapamos una botella de gaseosa, al realizar esto disminuimos la presión interna de la botella liberando una gran cantidad de burbujas debido a que el gas disminuye su solubilidad.

Cuando un buzo se encuentra a altas profundidades, debido a las altas presiones existentes posee una mayor cantidad de aire disuelto en su sangre. Si este regresa a la superficie bruscamente, el aire disuelto en exceso se desprende (ya que la presión es más baja) en forma de burbujas, pudiendo generar una embolia gaseosa.



UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

- **Unidades de concentración físicas (expresiones porcentuales)**

Expresan la cantidad de soluto en masa o volumen en relación a 100 partes de solución:

Porcentaje peso en peso (%P/P):

$$\%P/P = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$$

Porcentaje peso en volumen (%P/V):

$$\%P/V = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Porcentaje volumen en volumen (%V/V):

$$\%V/V = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

- **Unidades de concentración químicas**

Molaridad (M): Indica el número de moles de soluto disueltos por cada litro de solución.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Un litro de solución (L)}}$$

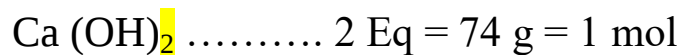
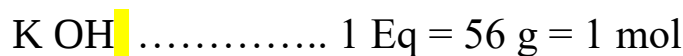
Normalidad (N): Indica el número de equivalentes de soluto (ácido, base o sal) disueltos por cada litro de solución.

$$N = \frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{Un litro de solución (L)}}$$

Los **equivalentes en gramos de un ácido** corresponden a la cantidad de protones que tiene un ácido. Por ejemplo:



Los **equivalentes en gramos de una base** corresponden a la cantidad de oxhidrilos que tiene una base. Por ejemplo:



Los **equivalentes en gramos de una sal** corresponden al producto entre los subíndices. Por ejemplo:



Molalidad (m): Indica el número de moles de soluto disuelto en cada kilogramo de solvente:

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Masa del solvente (Kg)}}$$

- **Otras unidades de concentración**

Gramos por litro: Indica la masa en gramos disuelta por cada litro de solución. Tiene la ventaja de ser una concentración expresada en unidades directamente medibles:

$$\text{g/L} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Un litro de solución}}$$

Densidad (ρ): Indica la masa en gramos de una solución por cada mililitro de solución.

$$\text{g/mL} = \frac{\text{Gramos de solución}}{\text{Un mililitro de solución}}$$

Fracción Molar (X): es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes.

$$X = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{N}^\circ \text{ total de moles}}$$

Partes por millón (p.p.m.): Se utiliza para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas. Indica el número de partes de soluto que hay en cada millón de disolución: es decir, los **miligramos de soluto que hay en cada kilogramo de solución** (generalmente suele referirse solamente a relaciones entre masas).

Ejercitación

1. ¿Después de precipitar el exceso de soluto de una solución que inicialmente era sobresaturada, y separar las fases por filtración, la fase líquida que queda, que tipo de solución es?
2. La solubilidad de una determinada sal es de 32g cada 100 g de agua, a una temperatura de 20° C. La solubilidad de la misma se eleva a 54 g cada 100 g de agua si la temperatura es de 80° C. Responder verdadero o falso, suponiendo que se agregó 43 g de la misma sal a 100 g de agua:
 - a) A 20° C tengo una solución sobresaturada.
 - b) A 80° C tengo una solución saturada.
 - c) A 20° C tengo una solución insaturada.
 - d) A 80° C tengo una solución insaturada.
 - e) A 20 ° C tengo una solución saturada.
 - f) A 80° C tengo una solución sobresaturada.
3. ¿En cuál de los siguientes disolventes será más soluble el I₂? ¿En cuál será más soluble el CaCl₂?
 - a) H₂O
 - b) CCl₄
4. ¿En qué caso el solvente disolverá al soluto?

a) KCl en H ₂ O.	d) H ₂ SO ₄ en H ₂ O.
b) Octano en H ₂ O.	e) Ácido Palmítico en H ₂ O.
c) CCl ₄ en hexano.	
5. La Urea (PM: 60) es un compuesto orgánico producido por el organismo humano a partir de la degradación de los aminoácidos, constituyentes de las proteínas. Se determina la concentración de urea en sangre de una persona, resultando un valor de 0,042 % P/V, determinar la concentración en g/L y molaridad.

6. ¿Cuál es el % P/P de perclorato de potasio en una disolución que contiene 27,0 g de perclorato potasio en 345,0 g de agua?
7. Se tienen 287 g de una disolución de NaCl al 16.45 % P/P. La disolución tiene una densidad de 1.41 g/mL. Calcular:
- a) Molaridad
 - b) Molalidad
 - c) % P/V
 - d) Volumen de la disolución
8. ¿En cuál de las siguientes disoluciones hay mayor cantidad de ácido clorhídrico?
- a) 375 mL de una disolución 2,5 M.
 - b) 123 mL de una disolución al 31% P/P y $d = 1,14$ g/mL.
9. Si la concentración media de iones K^+ en el suero sanguíneo es de 194 mg/L, la molaridad de dicho ión K^+ será:
- a) 0,5
 - b) 0,05
 - c) 0,005
 - d) 19,5
10. Un comprimido de aspirina que pesa 0,65 g contiene 570 mg de ácido acetil salicílico (AAS) y el resto excipientes. Calcular el contenido en AAS en %P/P.
11. La glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es un compuesto orgánico perteneciente al grupo de los hidratos de carbono, es una de las principales moléculas utilizadas por el organismo humano como fuente de energía. La concentración normal en ayunas en sangre varía entre 0,7 y 1,1 g/L. Suponiendo que una persona posee en ayunas 0,8g/L de glucosa y después de dos horas del almuerzo se eleva a 1,3 g/L, calcular la molaridad de ambas concentraciones.

12. ¿Cuántos moles de soluto hay en:
- a) 4850 mL de disolución 2 mM de ácido sulfúrico.
 - b) 275 mL de disolución 0.4 M en hidróxido de sodio?
13. Hemos preparado una disolución de cloruro de magnesio (MgCl_2) en agua disolviendo 23 g de cloruro de magnesio en 95 g de agua, de forma que una vez completamente disuelta ocupa un volumen de 127mL:
- a) Calcular la concentración en % P/P y en g/L.
 - b) ¿Qué concentración tendrán 15mL de esa disolución?
 - c) Si evaporamos toda el agua que hay en los 15 mL de disolución, ¿cuántos gramos cloruro de magnesio se recupera?
14. Se mezclan 500 mL de disolución 2M de sulfito de sodio con 200 mL de disolución 5 M del mismo soluto y 300 mL de agua. Calcule la molaridad.
15. Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 76,3 g en 3500 mL disolución. ¿Qué cantidad de la misma, en gramos, se necesita para preparar 350 mL de una disolución 0,07M?
16. Calcular la molaridad y % P/V de una solución de cloruro de potasio que se preparó con 500mL de una solución madre de concentración 2,9 M, más un 1litro de agua destilada conformando un volumen final de 1,5 L.
17. Se quiere preparar 6 litros de una disolución de Na_2SO_4 al 35% P/P y una densidad de 1,14 g/mL a 20°C.
- a) ¿Qué volumen de agua (densidad 1g/mL) y qué masa de sulfato de sodio se debe mezclar?
 - b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución preparada?
 - c) ¿En cuántos mL de la disolución hay 0,0075 moles de Na_2SO_4 ?

18. Se disuelven 8,25 gramos de cloruro magnesio, 2,72 gramos de sulfato de calcio y 5,35 gramos de sulfato magnesio en agua, hasta obtener un volumen total de disolución de 500 mL. Suponiendo que todas las sales se disocian totalmente. ¿Cuál sería la concentración molar de cada uno de los iones en la disolución final?
19. Calcule el volumen de H_2SO_4 que se necesita para preparar 456 mL de una disolución 1,5M. Considere que el H_2SO_4 tiene una densidad de 1.39 g/mL y 91% de pureza.
20. En los siguientes enunciados indique con una F si la oración es falsa y con una V si es verdadera. Justifique su respuesta.
- a) Si se tiene una solución con una concentración 34% P/P, eso quiere decir que se tuvo que disolver una masa de 34 g del soluto en 100 mL del disolvente (suponga que el disolvente es agua) _____
 - b) Si se pesaron 0.89 g de NaCl y se disolvieron en 100 mL de agua, la concentración de la disolución es de 0.89% P/V _____
 - c) Se pesaron 14.8 g de acetato de sodio y se disolvieron en 125 mL de agua, por lo tanto, tenemos una concentración de 11.84% V/V y de 10.59% P/V _____
 - d) Se disolvieron 25 mL de un soluto que tiene una densidad de 1.25 g/mL en 200 mL de agua. La concentración es de 11.11% V/V _____
21. Se mezclan 625 g de una disolución de HCl al 14 % P/P con 100 g de una disolución de HCl al 35% P/P. Hallar la concentración de la nueva disolución en % P/P.
22. Se disuelven en agua, 314 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hasta lograr 1 litro de disolución cuya densidad es 1.4 g/cm³. Calcular %P/P, molaridad y molalidad.

23. Una solución de ácido clorhídrico posee una concentración de 35.9 %P/P y tiene una densidad de 1.19 g/mL. Averiguar el volumen de esta primera disolución, necesaria para preparar 3000 cm³ de una disolución 3,4 M.
24. Se disuelven 12 g de hidróxido de sodio en 62g de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es 1.09 g/mL, hallar:
- a) % P/V.
 - b) Molaridad.
 - c) Molalidad.
25. ¿Qué volumen de agua habrá que añadir a 200 mL de una solución de ácido sulfúrico al 38 %P/P y densidad 1.27 g/mL, para obtener una disolución 1.7M?
26. ¿Cuál es la molaridad de la disolución obtenida al mezclar 31 mL de una solución 0,72 M de cloruro de sodio y agua, hasta un volumen final de 100mL?
27. Una disolución preparada con 64 g de yoduro potásico (KI) y agua hasta obtener un volumen de 500 mL, tiene una densidad de 1,12 g/mL. Calcular:
- %P/P.
 - Molaridad.
 - Molalidad.
28. La clorofila contiene un 2.72 % P/P de Mg. Suponiendo que hay un átomo de magnesio por molécula de clorofila. ¿Cuál es la masa molecular de la clorofila?
29. ¿Qué cantidad de fósforo contiene el esqueleto humano, sabiendo que por término medio pesa 11 kg, y que su contenido en fosfato de calcio es 58%P/P?.

30. Se preparan las disoluciones “A” y “B”.

Para la solución “A” se utilizan 8,34 gramos de metanol en un kilogramo de agua y para la solución “B” se utilizan 8.34 gramos de metanol en un kilogramo de tetracloruro de carbono. A 20°C la densidad de la disolución “B” es mayor que la densidad de la disolución “A”.

¿Cuáles de las siguientes afirmaciones relativas a estas disoluciones son ciertas? Efectúa los cálculos necesarios e indica cuales de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- a) Las disoluciones “A” y “B” tienen la misma molaridad.
- b) Ambas disoluciones tienen el mismo valor de molalidad.
- c) Las fracciones molares del metanol en “A” y “B” son iguales.
- d) El % peso en peso de metanol es igual en “A” que en “B”.

31. Se disuelven 4579 mg de nitrato de sodio en agua hasta llegar a 750 mL de disolución. La densidad de esta disolución es igual a 1.16 g/mL. Determine la concentración:

- a) %P/P
- b) Molar
- c) Molal

32. Para preparar una solución A se pesa 3,7 g de MgCl_2 y se completa con agua hasta un volumen final de 50 mL.

Para preparar la solución B se toman 15 mL de la solución A y se llevan a un volumen final de 25mL.

Para preparar la disolución C se toman 12 mL de la disolución B y se llevan a un volumen final de 50mL.

Calcule la concentración molar de las soluciones A, B y C.

33. Una disolución de H_2SO_4 que contiene 473 g de H_2SO_4 por cada litro de disolución tiene una densidad de 1.41 g/mL. Calcule:
- a) Molaridad
 - b) Molalidad
 - c) ¿Qué volumen de la disolución anterior se debe tomar para preparar 100 mL de una disolución 0,1M?
34. Dos soluciones acuosas “A” y “B” de clorato de potasio tienen una concentración diferente.
- a) ¿Cuántos gramos de clorato de potasio puro hay en 546 mL de la disolución “A”? Se sabe que la densidad de esta solución es 1,67g/mL y 27 % P/P.
 - b) ¿Cuál es la densidad, % P/P y molaridad de la disolución “B”? Se sabe que 400 mL de esa disolución tienen una masa de 504 gramos y que por cada kilogramo de disolvente hay 2.61 moles de clorato de potasio.
35. Tenemos una solución formada por 12 gramos de etanol (46g/mol) en 78 gr de metanol (32g/mol). Calcular: % P/P, fracción molar y molalidad del soluto.
36. Partimos de 400 gramos de una solución 27 % P/P que después de enfriarla cristaliza una parte, de modo que la nueva solución posee una concentración de 13 % P/P. ¿Qué masa de soluto cristalizó?
37. En un matraz aforado de 250 mL se mezclan 150 mL de disolución NaOH de concentración 80 g/L con 100 mL de disolución de NaOH 6 M. Calcular la concentración, expresada en g/L y molaridad, de la disolución obtenida.
38. Queremos obtener una disolución 0,08 M de ácido fosfórico, y la que tenemos en el laboratorio es 0,32 M. Si partimos de 50 cc de la disolución del laboratorio, ¿hasta qué volumen debemos diluirla?

39. Disponemos de 25 mL de HNO_3 , 16 M. Si se diluyen hasta que ocupen 0,4 litros, ¿qué molaridad tendrá la nueva disolución?
40. Se disuelven 20,0 g de cloruro de calcio en agua hasta completar medio litro de disolución. Calcular su Molaridad. Se toman 50 mL de la disolución anterior y se le añade más agua hasta completar 200 mL. ¿Cuál será la Molaridad de la nueva disolución?
41. Se prepara 1 L de una disolución que contiene varias sales, resultando las concentraciones siguientes: cloruro de potasio 0,10M; cloruro de magnesio 0,20M; cloruro de cromo (III) 0,050M e hipoclorito de sodio 0,10M. ¿Cuál será la concentración de ión cloruro en moles/L?. Todas las sales se encuentran disociadas al 100%.
42. Un vinagre tiene 6.02 % P/P de ácido acético $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. ¿Cuántos gramos de ácido acético hay en una botella de vinagre de 500 mL? Densidad de 1.03 g/mL.
43. ¿Cuántos gramos de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ serán necesarios para preparar 100 mL de una disolución acuosa que contenga 50 mg del ión $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ por mL?
44. Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz:
- 0,435 g
 - $1,55 \cdot 10^{-3}$ moles.
 - 30 mL de una disolución 0,011 M en esta sustancia.
 - 50 mL de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto.

Suponiendo que el volumen final de disolución es de 80 mL y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g / mL. Calcula:

- a) La molaridad de la disolución resultante.
- b) La molalidad de la misma.

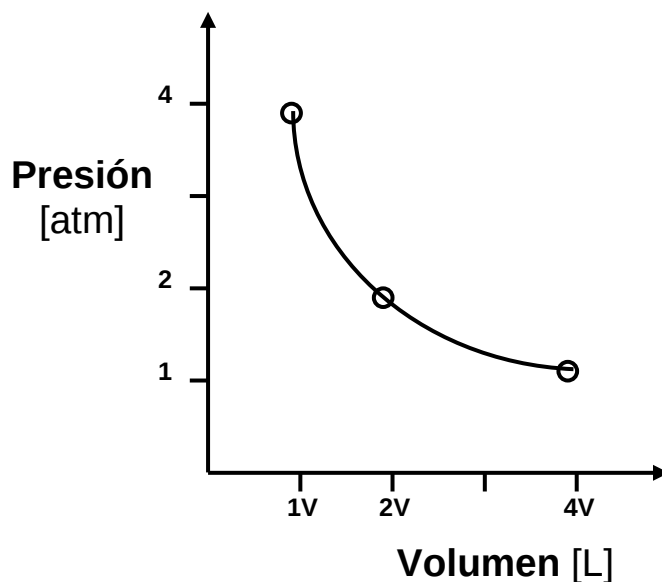
Unidad 9: Gases

LEY DE BOYLE - MARIOTTE. LEYES DE CHARLES - GAY – LUSSAC. ECUACIÓN GENERAL Y ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES.

GASES. SUS LEYES

Ley de BOYLE - MARIOTTE. Relación entre P y V

A temperatura constante, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión a que es sometido.



Esta ley se puede expresar como:

$$P \cdot V = cte$$

o también como:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte$$

Esto ocurre siempre que la temperatura y el número de moles sean constantes, siendo P_1 y V_1 la presión y el volumen en las condiciones 1, mientras que P_2 y V_2 son la presión y el volumen en las condiciones 2.

Ejercicios

Las presiones de los gases se pueden expresar en unidades de mm de Hg, atm, torr y kPa.

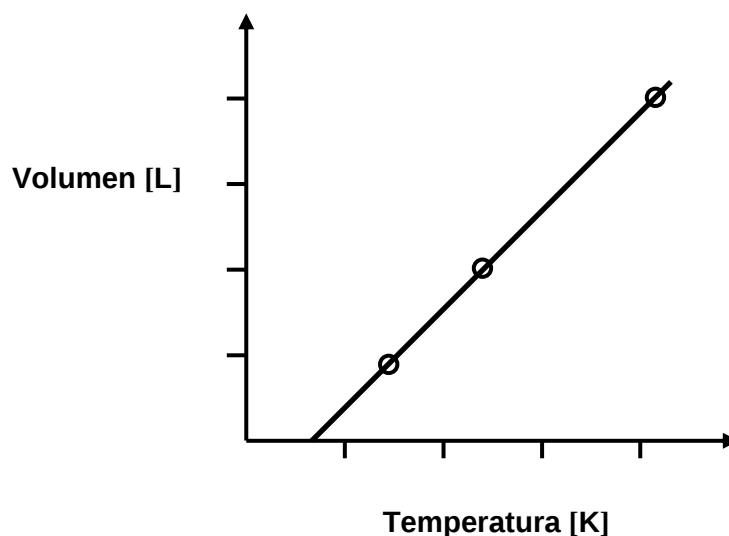
Atmósfera	Pascal	Bar	milibar	mmHg=torr
1	101300	1,013	1013	760

1. Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 45 L a la presión de 2,7 atm. ¿Qué volumen ocupará si la presión pasa a ser de 7 atm?
2. Determina a qué presión debe someterse un gas que ocupa 56 L a 2 atm si queremos que tenga un volumen de 10 L sin variar la temperatura.
3. Suponga que un buzo recolecta muestras en un lecho submarino a una profundidad de 12 m y exhala una burbuja cuyo volumen es de 10 mL. Si la presión a esa profundidad es de 2,2 atm, ¿Cuál será el volumen de esa burbuja cuando llega a la superficie del mar? (Suponga que en el recorrido la T permanece constante).
4. Se desea comprimir 15 L de oxígeno, a temperatura ambiente y una presión de 30 kPa, hasta un volumen de 500 mL. ¿Qué presión en atmósferas hay que aplicar?
5. Un tubo de acero contiene 5 L de helio a la presión de 20 atm. ¿Cuántos globos podrían inflarse si su capacidad es 3 L a 1,3 atm?

Leyes de CHARLES - GAY - LUSSAC. Relación T - V y T - P

Relación entre T y V

A presión constante, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la que se encuentra.



$$V = cte \cdot T$$

también:

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

Relación entre P y T

A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la cual se encuentra.

$$P = cte \cdot T$$

También

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

Nota: Esta ley explica por qué se debe medir la presión de los neumáticos apenas el vehículo comienza a circular, ya que después de un largo recorrido la temperatura de las ruedas se eleva, aumentando la presión.

Ejercicios

1. Un globo se infla con He hasta un volumen de 3,7 L a 19 °C. Si se saca el globo a la calle en un día frío ($T = -2\text{ °C}$), ¿qué volumen tendrá el globo en esas condiciones?
2. Al calentar un recipiente que estaba a 80 °C, la presión del gas que contiene pasa de 1,5 a 6,7 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?
3. Se tiene 34 L de un gas a 100 °C, si se triplica la temperatura a 300 °C:
 - a) ¿Cuál será su nuevo volumen?
 - b) ¿Y si se eleva a 450 °C?
4. Cuando se expone un envase de aerosol al fuego se corre el peligro de explosión. Si una lata de desodorante a presión, se encuentra a 3,5 atm a 22 °C y se arroja al fuego donde el envase llega a una temperatura de 402 °C, ¿Cuál será la presión de la lata a esta temperatura? El límite de tolerancia de presión de la lata es de 5500 mm Hg ¿Que probabilidad hay de que explote?

ECUACIÓN GENERAL O COMBINADA DE LOS GASES

Si en un proceso varían la P y el V, manteniendo la T constante, y seguidamente varían la T y el V, quedando la P constante, la aplicación sucesiva de las leyes de Boyle-Mariotte y de Charles-Gay-Lussac proporciona la expresión:

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

Denominada ecuación general de los gases ideales, aplicable a procesos en los que varían simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura.

En condiciones normales (1 atm y 273 K), un mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L.

Así resulta que:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ l/mol}}{273,16 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} = R$$

Este valor es válido en cualquier condición, aunque se haya deducido en el caso de condiciones normales. Se acostumbra representar por **R** y se conoce como **constante de los gases ideales**.

ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Para 1 mol de gas, se puede escribir:

$$\mathbf{P \cdot V = R \cdot T}$$

en general, para un número *n* de moles:

$$\boxed{P \quad V \quad = \quad n \quad R \quad T}$$

Que se conoce como ecuación de estado de los gases ideales.

Ejercicios

1. Calcular el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 4,1 L a 25 °C y 736 mm de Hg de presión.
2. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 7,8 L a 25 °C y 745 mm de Hg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales?

3. Determinar el número de moles de amoníaco (NH_3), que contiene 100 g de este gas y su volumen en condiciones normales.
4. Si se tienen 24 L de gas a una presión de 3 atm y a una temperatura de 367°C . ¿A cuántos moles corresponden?
5. Una cierta masa de gas ocupa 6,4 L a 1 atm de presión y 32°C . ¿Cuál será el volumen que ocupará la misma cantidad de gas a 2 atm y 327°C ?
6. Un recipiente de 40 mL contiene N_2 a 32°C y 0,9 atm; otro de 50 mL contiene He a 25°C y 0,4 atm. Determinar el número de moles, de moléculas y de átomos de cada recipiente.
7. Calcula la masa molecular de un gas, sabiendo que 454 g del mismo ocupan, a 40°C y 3040 mm Hg de presión, un volumen de 6,1 L.
8. Un matraz de 14 L, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de oxígeno gaseoso. Si la temperatura es 34°C y la presión 751 mmHg. ¿Cuántas moléculas de O_2 contiene el matraz?
9. Un gas ocupa 67 mL a la presión de 912 mmHg y a la temperatura de 300 K. ¿Qué presión ejercerá cuando su volumen sea de 12 mL y la temperatura 227°C ?
10. Un día frío, una persona aspira 450 mL de aire a -10°C y 756 mmHg. ¿Qué volumen ocupará este aire en los pulmones, donde la temperatura es de 37°C y la presión de 752 mmHg?
11. ¿Cuántos átomos poseen 96 L de oxígeno a 0°C y a 1 atm?

Unidad 9: Propiedades coligativas

DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR. ELEVACIÓN DEL PUNTO DE EBULLICIÓN. DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN. PRESIÓN OSMÓTICA.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Propiedades de las soluciones que dependen solo del número de partículas de soluto y no de la naturaleza de las mismas

Es decir, importa la cantidad de partículas y no si estas son átomos, iones o moléculas. Las propiedades coligativas son:

- Disminución de la presión de vapor.
- Elevación del punto de ebullición.
- Disminución del punto de congelación.
- Presión Osmótica.

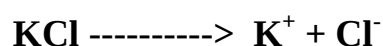
Para el caso de las soluciones no electrolíticas (para los problemas no tendremos en cuenta esto) la concentración de las soluciones tratadas y estudiadas tiene un valor $< 0,2 \text{ M}$, ya que, a valores mayores, intervienen otros tipos de interacciones entre las partículas, que modifican la tendencia esperada.

Tener presente que las soluciones electrolíticas tienen la particularidad de hidrolizarse en solución acuosa.

La disociación de electrolitos en iones tiene una influencia directa en las propiedades de las disoluciones, que están determinadas por el número de

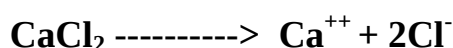
partículas presentes. Por ejemplo, la disminución del punto de congelación de una solución de NaCl, es alrededor de dos veces la de una disolución no electrolítica que contenga azúcar o urea como soluto, dado que cada mol de NaCl produce 2 moles de partículas en la disolución. Lo mismo ocurre en relación con el aumento ebulloscópico y la presión osmótica.

Si tomamos como ejemplo al cloruro de potasio, KCl, este en solución acuosa se hidroliza de la siguiente manera:



Cada molécula de esta sal actuará como dos partículas, concepto fundamental para entender propiedades coligativas de soluciones electrolíticas.

El cloruro de calcio CaCl_2 , se hidroliza en:



es decir que una molécula genera tres partículas.

El número de partículas generadas en la disolución es ***i*** y se denomina ***factor de van't Hoff***.

Así, ***i*** debe ser **1** para todos los **no electrolitos**. Para electrolitos fuertes como NaCl y KNO_3 , ***i*** debe ser **2** (da dos iones), y para electrolitos como Na_2SO_4 y MgCl_2 , ***i*** debe ser **3** (da tres iones).

Disminución de la presión de vapor

Antes que nada, vamos a definir presión de vapor:

Presión ejercida por las partículas de un líquido o sólido que pasan al estado gaseoso sobre la superficie libre del mismo.

De aquí se deduce que, si un líquido o sólido es no volátil, tendrá una presión de vapor igual a cero.

La presión de vapor de un solvente puro es siempre mayor que la de una solución del mismo.

Esta relación puede ser expresada mediante la ley de Raoult que establece:

*La **presión de vapor** de una solución (**P**) es igual a la presión de vapor del solvente puro (**P°**) multiplicado por la fracción molar (**X_{solvente}**) del solvente en la solución.*

$$P = X_{\text{solvente}} \cdot P^{\circ}$$

Otra forma de expresar la presión de vapor es:

$$\Delta P = X_{\text{solute}} \cdot P^{\circ}$$

Siendo:

$$\Delta P = P^{\circ} - P$$

En un solvente puro las partículas se encuentran más ordenadas, comparado con una solución del mismo, por esto las partículas tienden a pasar más fácilmente al estado gaseoso en el solvente puro, que cuando se encuentra interaccionando con las partículas del soluto.

Elevación del Punto de Ebullición

La ebullición es un fenómeno fácilmente observable en la vida cotidiana y lo definimos como:

Temperatura en la cual la presión de vapor de un solvente o bien de una solución se iguala a la presión atmosférica.

La temperatura de ebullición de una solución es mayor que la temperatura de ebullición del solvente puro:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m \cdot i$$

- m es la molalidad. Se expresa en moles de soluto por kilogramo de disolvente (mol/kg).
- ΔT_e es el aumento del punto de ebullición y es igual a $T_{\text{solución}} - T^\circ$

donde $T_{\text{solución}}$ es el punto de ebullición de la solución y T° del disolvente puro.

- K_e es una constante de ebullición del disolvente. Su valor, cuando el solvente es agua es 0,52 °C kg/mol.
- i es el *factor de van't Hoff*.

Disminución del Punto de Congelación

La temperatura de fusión de una solución es menor que la temperatura de fusión del solvente puro:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \cdot i$$

- m es la molalidad. Se expresa en moles de soluto por kilogramo de disolvente (mol/kg).
- ΔT_c es el descenso del punto de congelación y es igual a $T^\circ - T_{\text{solución}}$ donde $T_{\text{solución}}$ es el punto de congelación de la solución y T° es el punto de congelación del disolvente puro.
- K_c es una constante de congelación del disolvente. Su valor, cuando el solvente es agua es 1,86 °C kg/mol.
- i es el *factor de van't Hoff*.

Aplicaciones de esta propiedad la encontramos en la vida cotidiana, al utilizar los anticongelantes en los motores de automóviles. Se utilizan alcoholes que

generan una solución con el agua del radiador, disminuyendo la posibilidad de congelamiento de la misma en días de mucho frío. Otra aplicación es en el descongelamiento de calles y rutas en lugares donde se acumula mucha nieve, mediante la dispersión de una sal como el cloruro de calcio que al mezclarse con el agua congelada disminuye el punto de congelación, produciendo el pasaje de hielo a líquido.

Presión Osmótica

Esta propiedad es una de las más utilizadas en procesos biológicos. Definimos **ósmosis** como:

Paso selectivo de moléculas del disolvente a través de una membrana porosa desde una solución diluida hacia una de mayor concentración.

Esta membrana semipermeable permite el libre pasaje de las partículas de solvente pero no del soluto.

La **presión osmótica** es la presión necesaria para detener la osmosis.

$$\pi = M R T i$$

- ***n*** es el número de moles de partículas en la solución.
- ***R*** es la constante universal de los gases, donde $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/K.mol}$
- ***T*** es la temperatura en grados kelvin.
- ***i*** es el *factor de van't Hoff*.

Teniendo en cuenta que n/V representa la molaridad (**M**) de la solución obtenemos:

$$\pi = \frac{n}{V} R T i$$

Se puede calcular la masa molecular con la siguiente ecuación, derivada de la anterior:

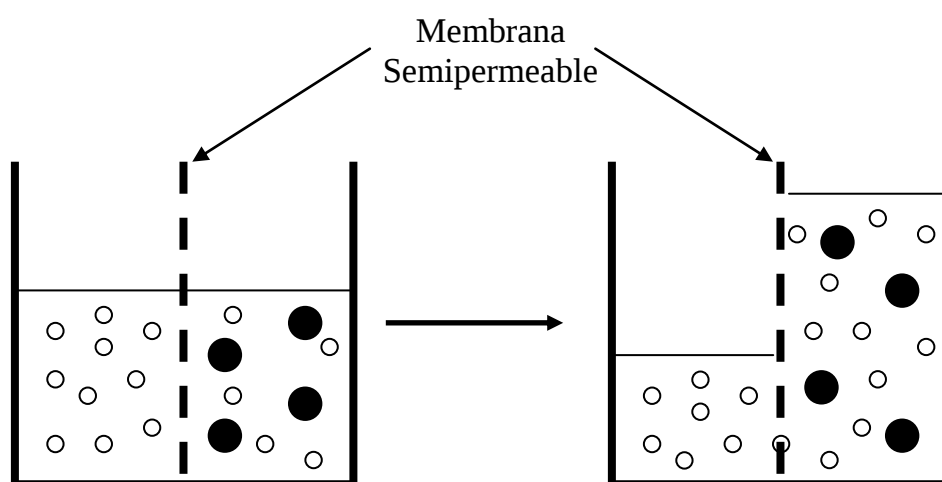
$$\pi = \frac{m}{PM} R T i$$

V

$$PM = \frac{m}{\pi \cdot V} R T \cdot i$$

$\pi \cdot V$

Al igual que en la ley de los gases ideales, la presión osmótica no depende de la carga de las partículas.



En el caso de las células la membrana plasmática cumple la función de membrana semipermeable, seleccionando que partículas pasan y cuales no, según ciertas propiedades que estudiaremos en detalle más adelante durante el primer año de la carrera.

Algunos conceptos importantes que derivan de esta propiedad son los siguientes:

Soluciones Isotónicas: cuando dos o más soluciones tienen la misma presión osmótica.

Solución Hipotónica: cuando una solución determinada posee menos presión osmótica comparada con otra.

Solución Hipertónica: cuando esta tiene mayor presión osmótica comparada con otra.

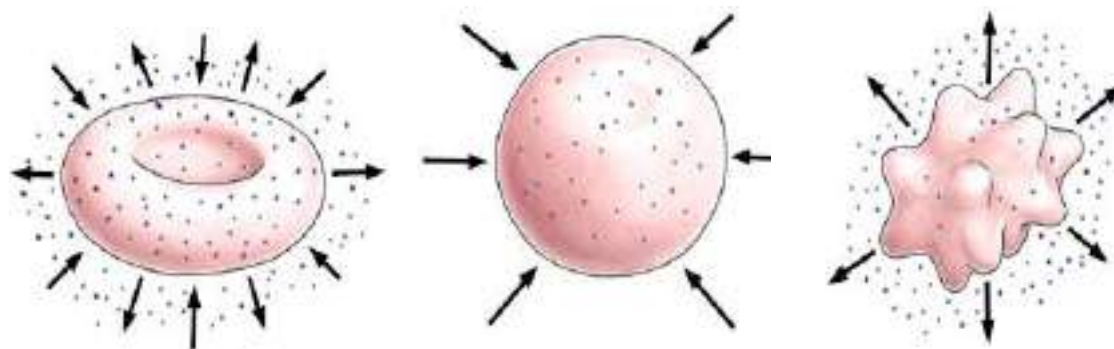
Existen numerosos ejemplos que utilizan esta propiedad:

En la conservación de dulces, la alta concentración de azúcar hace que cualquier bacteria sea destruida, ya que el agua tiende a salir (solvente) de la célula produciendo la contracción y destrucción de la misma (algo similar ocurre con la conservación por salado).

La circulación de savia en las plantas se produce por ósmosis, las hojas al transpirar y perder agua concentran los solutos (comparado con las raíces) haciendo que para intentar llegar a un equilibrio, el agua del suelo suba hasta lo más alto de las plantas generando la circulación.

Ejercitación

1. Según estos dibujos de glóbulos rojos que sucede y proponga explicaciones para estos fenómenos:



2. Se tienen disoluciones acuosas separadas de 0,10 M de las sales siguientes: KNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. ¿En cuál de ellas esperarías encontrar la mayor concentración de partículas?
3. Acomode las siguientes disoluciones en orden creciente de punto de congelación:
- | | |
|---------------------------------|--|
| | 0,22 m MgCl_2 |
| 0,11 m Na_3PO_4 | 0,15 m $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa) |
| 0,37 m NaCl | 0,15 m Na_2SO_4 |
4. ¿Cuáles son los puntos de congelación y de ebullición de las siguientes disoluciones?
- a) 37,3 g de Na_2SO_4 en 112 g de agua.
- b) 11,2 g de urea (H_2NCONH_2) en 78 g de agua.
5. Se disuelven 2 g de una sustancia en 150g de benceno, obteniéndose una disolución que congela a $4,8^\circ\text{C}$. Calcular la masa molecular de dicha sustancia, sabiendo que el benceno congela a $5,44^\circ\text{C}$. (constante crioscópica del benceno = $5,18^\circ\text{C}/\text{m}$).

6. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100 g de sacarosa (masa molar = 342) a 1000 g de agua. La presión de vapor de agua pura a 25 °C es 23,69 mmHg.
7. Se prepara una disolución disolviendo 3,75 g de un soluto no volátil en 108,7g de acetona. La disolución hirvió a 56,58 °C. El punto de ebullición de la acetona es de 55,95 °C y $K_e=1,71$ °C/m. Calcula el peso molecular del soluto.
8. Si se disuelven 1,56 g de yodo en 76,8 g de éter, la temperatura de ebullición se eleva 0,34°C. Calcular la masa atómica del yodo (constante ebulloscópica del éter= 2,11°C/m)
9. Una disolución cuyo comportamiento se supone ideal tiene un punto de ebullición de 100,37° C. Sabemos además, que los valores de K_e y K_f son respectivamente 0,52 y 1,86 °C/m. ¿Cuál será su punto de congelación?
 - a) + 1,32 °C
 - b) - 1,32 °C
 - c) + 0,37 °C
 - d) - 0,37 °C
10. Se prepara una solución disolviendo 7,64 gramos de azúcar normal (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$), en 34 gramos de agua. Calcule el punto de congelación y de ebullición de la solución.
11. ¿Cuántos gramos de glucosa $C_6H_{12}O_6$, se requieren para disminuir a -52 °C, la temperatura de congelación de 345 g de H_2O ? ¿Cuál será el punto de ebullición de esta solución?
12. ¿Cuántos litros del anticongelante etilenglicol $[CH_2(OH)CH_2(OH)]$ se tendrían que agregar al radiador de un automóvil que contienen 7200 mL de agua, si la temperatura invernal más baja en la región es -15°C. Calcule el punto de ebullición de esta mezcla agua-etilenglicol. La densidad del etilenglicol es 1,11 g/mL.

13. Calcule la elevación del punto de ebullición y el descenso crioscópico de una solución compuesta por 23g CaCl_2 en 277 g de agua.
14. Para establecer el valor de la constante crioscópica molal de un disolvente orgánico X, se efectuó una serie de determinaciones de temperaturas de congelación de soluciones. En un ensayo, 2,205 g de naftaleno (C_{10}H_8) disueltos en 80,0 g de dicho disolvente originaron un descenso crioscópico de $0,970^\circ\text{C}$. Calcular el valor hallado para dicha constante.
15. La presión osmótica de una disolución acuosa que contiene 2,5 g/l de un alcohol es de 46,2 cm de Hg a 0°C . Calcular la masa molecular de ese alcohol y el valor de la presión osmótica a 30°C .
16. Calcular la masa de cloruro de calcio anhidro, que debe disolverse por metro cúbico de agua para obtener una solución que congele a -4°C . Se supone disociación electrolítica total y comportamiento ideal.
17. Una solución compuesta de 1200 g de agua contiene disueltos 4,6 g de urea (CON_2H_4), 12 g de cloruro de sodio y 3,8 g de sulfato de potasio. Calcular la temperatura de ebullición de esa solución, suponiendo totalmente disociadas las dos sales presentes.
18. Se prepara una muestra de 50 mL de una solución acuosa que contiene 1,08g de una proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una presión osmótica de 5,85 mmHg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?
19. La presión osmótica de una disolución acuosa de un soluto no electrolito no volátil es de 1,49 atm a 0°C . ¿Cuál es la molaridad de la solución?
20. La presión de vapor del benceno (C_6H_6) a 25°C es 93,76 mmHg. Determine la presión de vapor de una solución preparada disolviendo 56,4 g de un soluto no volátil ($\text{C}_{20}\text{H}_{42}$) en un kilogramo de benceno.

Unidad 11: Equilibrio Acido-Base

INTRODUCCIÓN. ÁCIDOS FUERTES Y DÉBILES. BASES FUERTES Y DÉBILES. DISOCIACIÓN DEL AGUA. pH Y pOH. K_{DIS} ÁCIDA Y K_{DIS} BÁSICA. SALES DE HIDRÓLISIS. BUFFERS.

INTRODUCCIÓN

Los ácidos y las bases son sustancias que participan en una variedad de procesos biológicos, relacionados con el mantenimiento de la homeostasis de los seres vivos. El concepto de acidez y basicidad se aplica a innumerables aspectos de la vida cotidiana y tienen especial relevancia en la medicina, la industria y las ciencias biológicas.

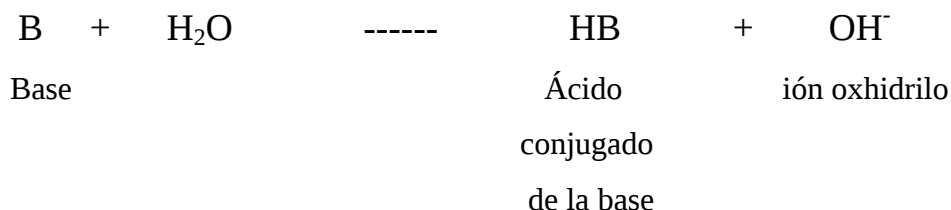
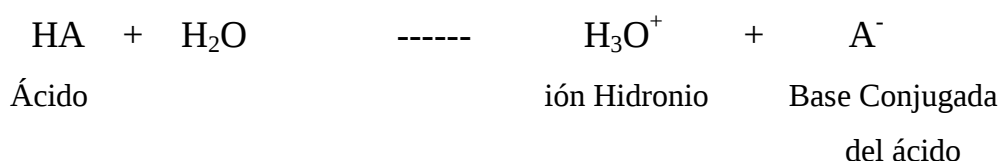
A continuación, se explicarán los conceptos básicos del equilibrio acido-base en medio acuoso.

Los ácidos y bases son electrolitos, es decir, son sustancias que al mezclarse con el agua se disocian formando iones. Si su disociación es completa se los denomina “electrolitos fuertes” y si sólo se disocian parcialmente se los llama “electrolitos débiles”.

Definiciones de Ácido y Base:

- Según Arrhenius un **ácido** es toda sustancia capaz de **liberar protones** al medio y una **base** toda sustancia capaz de **liberar oxhidrilos**.
- Según Bronsted-Lowry un **ácido** es una sustancia capaz de **liberar protones al medio** y una **base** es toda sustancia capaz de **captar protones**.
- Según Lewis un **ácido** es una sustancia capaz de **ganar un par de electrones** y una **base** es una sustancia capaz de **ceder un par electrones**.

En el siguiente ejemplo se esquematiza la reacción de disociación de un ácido y una base en medio acuoso:



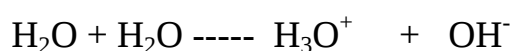
Cuando un **3cido** se disocia en medio acuoso genera liberaci3n de protones, y forma una **base conjugada**, cuando una **base** se disocia en medio acuoso, libera oxhidrilos y genera un **3cido conjugado**.

Las reacciones 3cido-base presentan una constante de equilibrio de la reacci3n como todo proceso qu3mico, esta constante se denomina constante de disociaci3n 3cida (K_a) o b3sica (K_b) seg3n corresponda, y va a determinar si se trata de 3cidos y bases fuertes o d3biles. Por ejemplo, la expresi3n de la K_{dis} para las reacciones anteriores es la siguiente:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-] \qquad K_b = [\text{HB}] [\text{OH}^-]$$

DISOCIACI3N DEL AGUA Y CONCEPTO DE pH

El agua es una sustancia **anfipr3tica**, capaz de actuar como 3cido y como base al mismo tiempo, liberando protones y oxhidrilos. En el proceso denominado autoionizaci3n, dos mol3culas de agua reaccionan generando la hidr3lisis de una de ellas y la posterior formaci3n de un i3n oxhidrilo y un i3n hidronio:



Esta reacción de disociación posee una constante de equilibrio que se denomina K_w y que se expresa de la siguiente manera:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

Recuerde que en las expresiones para las constantes de equilibrio no se colocan los términos que representan líquidos y sólidos puros, y en el caso de las soluciones acuosas la concentración del agua es muy elevada y se mantiene constante a lo largo del proceso de disociación, razón por la cual no se la incluye en la expresión de K_w .

En condiciones normales de presión y temperatura, es decir a 1 atmósfera y 25 °C respectivamente, el valor de K_w es igual a 1×10^{-14}

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Esto se aplica para cualquier reacción de disociación en medio acuoso. En el equilibrio, la concentración de protones es igual a la de oxhidrilos, por lo tanto su valor despejado de K_w es de $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ y $[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$.

Por convención, para obtener valores más fáciles de manejar se aplica $-\text{Log}$ a cada término de la ecuación, esto se simboliza matemáticamente con la letra p ($p = -\text{Log}$).

$$pK_w = -\log K_w = -\log (1 \times 10^{-14}) = 14$$

$$pK_w = p[H_3O^+] + p[OH^-] = p(1 \times 10^{-7}) + p(1 \times 10^{-7}) = 7 + 7 = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

Los términos $p[H_3O^+]$ y $p[OH^-]$ generalmente se simbolizan como pH y pOH respectivamente y son indicadores de la acidez y basicidad de una solución acuosa.

Su escala varía entre 0 y 14, ya que el valor límite para este solvente es de 14 según lo calculado a partir de K_w . Cuando la concentración de protones y

oxhidrilos se encuentra igualada, el pH y pOH de la solución toman un valor de 7, ya que representa el resultado del $-\log$ de 1×10^{-7} ; a estas soluciones se las denomina “**neutras**”.

Como se menciono anteriormente, el aumento de la concentración de H^+ produce un aumento de la acidez de la solución, pero se evidencia con un descenso del valor de pH. Esto se debe a que cuando aplicamos $-\log$ de un número mayor obtenemos como resultado un valor mucho menor. Por ejemplo:

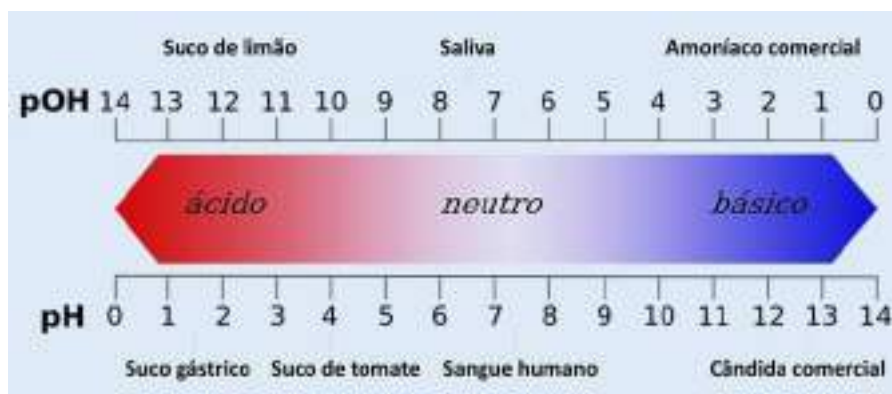
$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \quad pH = 7 \quad pOH = 7$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} \quad pH = 2 \quad pOH = 12$$

Como observamos anteriormente la suma del valor de pH y pOH siempre debe dar como resultado 14 cuando trabajemos con soluciones acuosas.

Entonces podemos decir que toda solución cuyo pH sea menor a 7 será ácida y toda aquella cuyo pH sea mayor a 7 será básica. A la inversa ocurre con el valor de pOH, cuando es mayor a 7 la solución es ácida y cuando es menor a 7 la solución es básica.

Observe en la siguiente tabla que cuando aumenta la concentración de protones y disminuye la de oxhidrilos, el valor de pH disminuye y el pOH aumenta generando una solución ácida. Al contrario, cuando la concentración de protones disminuye y aumenta la de oxhidrilos, el pH aumenta y el pOH disminuye formando una solución básica. Cuando ambas concentraciones son iguales, el valor de pH es igual al de pOH y por lo tanto la solución es neutra.



Valores de pH y pOH

PODER DE DISOCIACIÓN DE LOS ÁCIDOS Y BASES

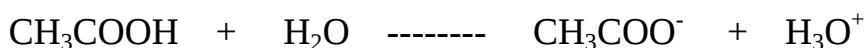
Como ya explicamos anteriormente los ácidos y bases son electrolitos que se disocian en soluciones acuosas. Esta disociación puede ser parcial o completa, según se trate de electrolitos débiles o fuertes respectivamente. Los ácidos y bases que se disocian completamente poseen constantes de disociación (K_a o K_b) mayores a 10 y se denominan ácidos y bases fuertes.

Los ácidos y bases que poseen K_a o K_b menores a 1, solo se disocian parcialmente y se denominan ácidos y bases débiles.

Los valores de K_a y K_b se determinan experimentalmente y se encuentran tabulados en los libros y compendios de química. Existe una relación entre la K_a de un ácido y la K_b de su base conjugada, y viceversa, la K_b de una base y la K_a de su ácido conjugado.

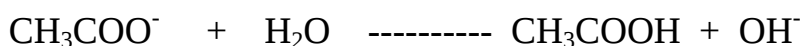
$$K_w = K_a \times K_b \quad \text{donde} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Por ejemplo, la K_a para la reacción de disociación del ácido acético en agua, se expresa de la siguiente manera:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

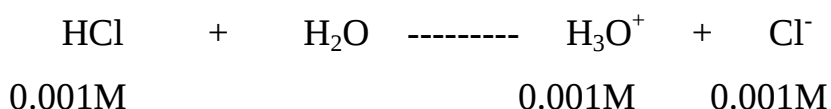
El acetato es la base conjugada del ácido acético y por lo tanto puede reaccionar con las moléculas de agua liberando OH^- , y su constante puede obtenerse a partir de K_w y de la K_a del ácido acético.



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

Calculo de pH para ácidos y bases fuertes

Cuando colocamos un ácido fuerte en agua se disocia completamente liberando protones y la base conjugada del ácido. Esto quiere decir que la concentración de protones liberados es igual a la concentración inicial del ácido. Por ejemplo, la concentración de H^+ para una solución de ácido clorhídrico 0.001M es igual a 0.001M, ya que el ácido se disocia completamente:



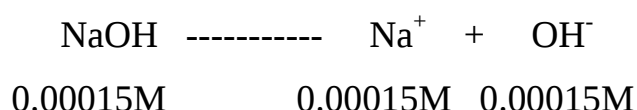
Por lo tanto, el valor de pH para esta solución será:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 0.001$$

$$pH = 3$$

Esto se aplica también a las bases fuertes, por ejemplo en la disociación del hidróxido de sodio en una solución de concentración inicial 0.00015M.



El valor de pH podemos calcularlo de la siguiente manera:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 0.00015$$

$$pOH = 3,82$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 3.82$$

$$pH = 10.18$$

También existe otra forma para calcular el valor de pH a partir de la concentración inicial de una base fuerte:

$$[\text{OH}^-] = 0.00015 \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.00015 \text{ M}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.67 \times 10^{-11} \text{ M}$$

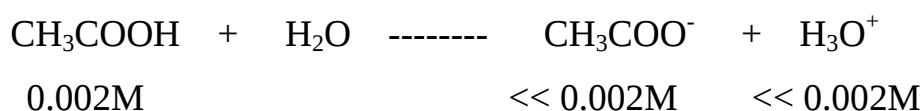
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 6.67 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = 10.18$$

Cálculo de pH para ácidos y bases débiles

Los ácidos débiles se disocian parcialmente en agua, por lo tanto, la concentración de protones es mucho menor a la concentración inicial del ácido, el valor de la misma puede calcularse a partir de la K_a . Por ejemplo, el cálculo del valor de pH para una solución de ácido acético de concentración inicial 0.002M se realiza de la siguiente manera:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Como $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ entonces podemos reemplazar términos en la ecuación anterior:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a [CH_3COOH] = [H_3O^+]^2$$

$$\sqrt{K_a [CH_3COOH]} = [H_3O^+]$$

Por lo tanto, el pH de la solución de ácido acético será:

$$[H_3O^+] = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.002 \text{ M}}$$

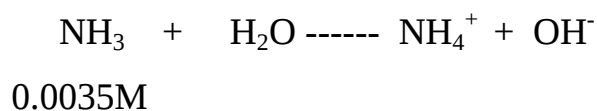
$$[H_3O^+] = 1.90 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$\text{pH} = -\log 1.90 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.72$$

De la misma manera se aplica esta ecuación matemática para el cálculo de pH de soluciones de bases débiles. Por ejemplo, para una solución acuosa de amoníaco de concentración inicial 0.0035M que produce la hidrólisis básica del agua, liberando oxhidrilos y formando el ión amonio (ácido conjugado)



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Como $[NH_4^+] = [OH^-]$ entonces podemos reemplazar términos en la ecuación anterior:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b [\text{NH}_3] = [\text{OH}^-]^2$$

$$\sqrt{K_b [\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-]$$

Por lo tanto, el pH de la solución será:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.0035 \text{ M}}$$

$$[\text{OH}^-] = 2.51 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 2.51 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3.60$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

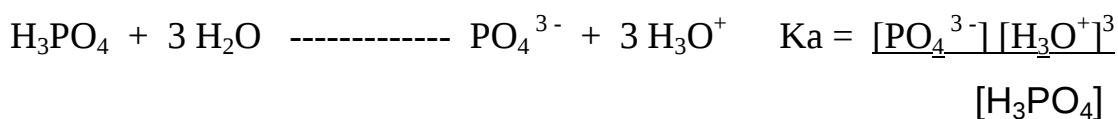
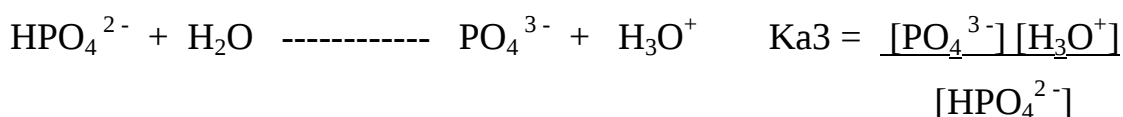
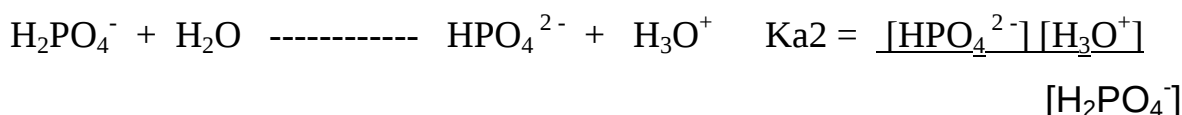
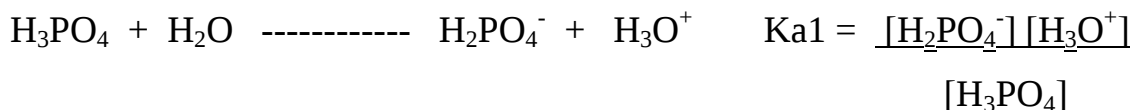
$$\text{pH} = 14 - 3.60$$

$$\text{pH} = 10.40$$

ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

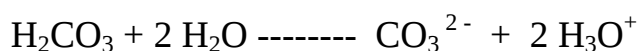
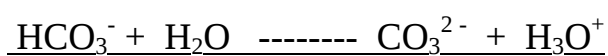
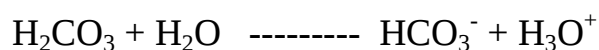
Algunos ácidos poseen más de un protón en sus moléculas, por ejemplo, el ácido ortofosfórico, el ácido carbónico y el ácido sulfúrico, estos se denominan “**ácidos polipróticos**”. Estos compuestos son electrolitos y en contacto con el agua, se disocian liberando de a uno sus protones, es decir, todos los protones son liberados en diferentes pasos de la disociación del ácido, estos pasos o etapas se denominan hemirreacciones. La suma de las hemirreacciones da como resultado la reacción global de disociación del ácido y el producto de cada una

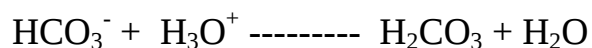
de sus K_a da como resultado la K_{dis} final. En el siguiente ejemplo se esquematiza las diferentes etapas de disociación del ácido ortofosfórico con las respectivas expresiones de sus K_{dis} .



En general, la primera reacción de disociación de los ácidos polipróticos posee una K_{dis} mayor a las posteriores reacciones de disociación, por lo tanto, el carácter ácido, disminuye en los derivados que poseen menor cantidad de protones.

Los metabolitos intermedios de los ácidos polipróticos, pueden actuar como ácidos y bases al mismo tiempo, por lo tanto, se los denominan **anfolitos** o **sustancias anfipróticas**. Por ejemplo, el ión bicarbonato derivado de la disociación del ácido carbónico puede reaccionar ante el agregado de un ácido o una base fuerte.





HIDRÓLISIS SALINA

Las soluciones formadas por la disolución de ciertas sales en agua poseen un valor de pH determinado dependiente del tipo de sal. Esto se debe a que las sales son electrolitos y al tomar contacto con el agua, se disocian formando iones, estos iones tienen la posibilidad de reaccionar con las moléculas de agua, que se encuentran en exceso en la solución, produciendo la liberación de oxhidrilos y protones.

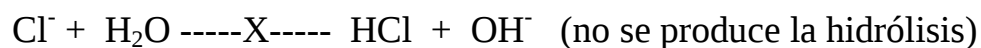
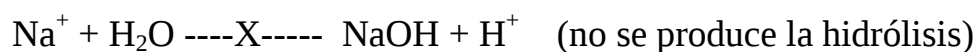
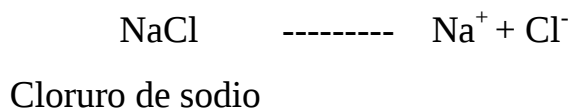
Como sabemos las sales provienen de la combinación de un ácido y una base, por lo tanto, están conformados por la base conjugada de un ácido y el ácido conjugado de una base. A continuación, se ejemplifica la formación de cloruro de sodio (sal de mesa) a partir del ácido clorhídrico e hidróxido de sodio.



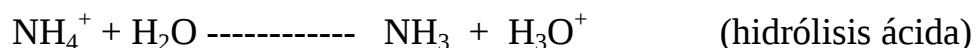
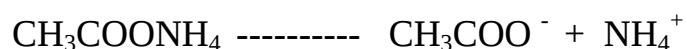
Donde Na^+ es el ácido conjugado del NaOH y Cl^- es la base conjugada del HCl. De esta manera la hidrólisis producida por las sales y el pH de las soluciones salinas dependerá del origen químico de sus moléculas. En general los iones que derivan de ácidos o bases fuertes se comportan como ácidos y bases débiles, es decir no pueden producir hidrólisis, mientras que los iones provenientes de ácidos y bases débiles actúan con la suficiente fuerza como para producir hidrólisis.

Ejemplos

Sales provenientes de Ácidos o Bases fuertes



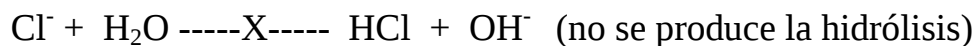
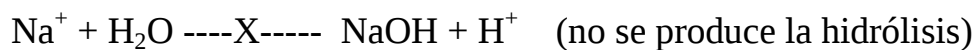
Sales provenientes de ácidos y bases débiles



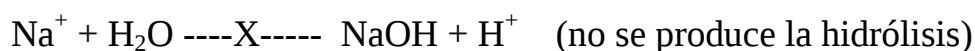
Cálculo de pH para soluciones salinas

1. Sales provenientes de la combinación de un **ácido y una base fuerte**

Las sales provenientes de ácidos y bases fuertes están constituidas por bases y ácidos conjugados débiles por lo que no producen hidrólisis. El pH de una solución formada por estas sales será neutro (pH = 7).



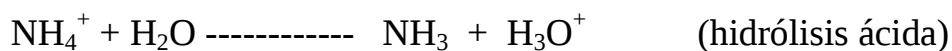
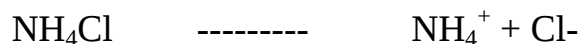
2. Sales provenientes de la combinación de un **ácido débil** y una **base fuerte**:



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{SAL}]}$$

Recuerde que $K_b = \frac{K_w}{K_a}$

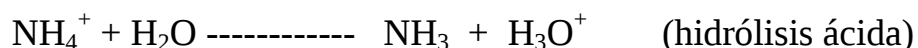
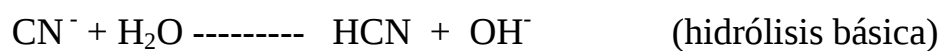
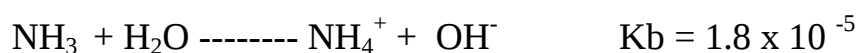
3. Sales provenientes de la combinación de un **ácido fuerte** y una **base débil**:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a [\text{SAL}]}$$

Recuerde que $K_a = \frac{K_w}{K_b}$

4. Sales provenientes de la combinación de un **ácido débil** y una **base débil** (sales mixtas):



En este caso se considera el ión que tenga la K_{dis} mayor, de esta manera se puede determinar si la solución será ácida o básica. En el caso del ejemplo anterior la K_b es mayor a la K_a , por lo tanto, la solución tendrá un $\text{pH} > 7$, será básica.

Cuando la $K_a = K_b$ entonces la solución salina tendrá un pH neutro.

En general la expresión para el cálculo de pH en las sales mixtas es la siguiente:

$$\text{pH} = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$$

Por lo tanto, el valor de pH para el ejemplo anterior será:

$$K_{a1} = 4.9 \times 10^{-10}$$

$$K_{a2} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

$$pH = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$$

$$pH = \frac{p(4.9 \times 10^{-10}) + p(5.55 \times 10^{-10})}{2}$$

$$pH = \frac{9.31 + 9.26}{2}$$

$$pH = 9.28$$

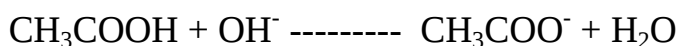
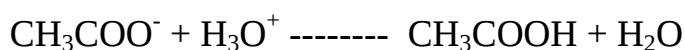
Soluciones Amortiguadoras de pH

Las **soluciones amortiguadoras** de pH o **soluciones “Buffers”**, son aquellas capaces de resistir cambios bruscos de pH ante el agregado de ácidos o bases en el seno de las mismas.

Existen tres tipos de soluciones amortiguadoras de pH, las formadas por un ácido débil y su sal, las obtenidas a partir de una base débil y su sal y las formadas por anfóteros. En general las soluciones amortiguadoras contienen uno o más componentes capaces de reaccionar con los OH^- y H^+ de las bases y ácidos agregados, de esta manera evitan que se produzcan grandes variaciones de pH.

1. Un ácido débil y su sal

Este sistema actúa de manera tal que cuando ingresan OH^- al medio, el ácido débil reacciona protonándolos para formar agua, y si se agrega H^+ la base conjugada del ácido (sal) reacciona neutralizando esos protones para también obtener agua. Un ejemplo de este caso lo representan el ácido acético y su sal el acetato de sodio. Recuerde que los electrolitos se disocian en soluciones acuosas:



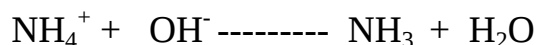
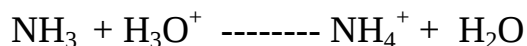
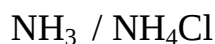
Obsérvese que cuando uno de los componentes del buffer reacciona se obtiene como producto el otro componente, es decir se auto-regeneran.

Trabajando con las constantes de disociación del ácido y su sal obtenemos una expresión para el cálculo de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, y así de esta manera podemos calcular el pH de la solución.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{sal}]}$$

2. Una base débil y su sal

En este caso la base débil es la encargada de regular el ingreso de protones a la solución, mientras que el ácido conjugado (sal) neutraliza los oxhidrilos. Un ejemplo lo representa el amoníaco y la sal de su ácido conjugado, el cloruro de amonio.



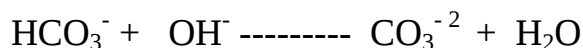
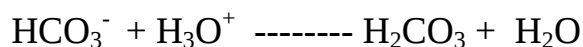
La fórmula para el cálculo de la $[\text{OH}^-]$ es la siguiente:

$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{Base}]}{[\text{sal}]}$
--

3. Los anfolitos

Los anfolitos pueden ser derivados de ácidos polipróticos o aminoácidos.

Esta sustancia puede actuar como ácido y como base al mismo tiempo, por lo tanto, tiene la capacidad de amortiguar cambios de pH producidos por el agregado de bases y ácidos fuertes a la solución. El ión bicarbonato es un ejemplo:



El cálculo de pH para este tipo de “Buffer” es igual al de los ácidos polipróticos, utilizando los valores de las Kdis involucradas.

$\text{pH} = \frac{\text{pKa1} + \text{pKa2}}{2}$

ECUACIÓN DE HENDERSON-HASELBACH

Aplicando – Log a las fórmulas anteriormente utilizadas para el cálculo de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ obtenemos una ecuación que nos permite calcular directamente el valor de pH y pOH de las soluciones amortiguadora. Esta se denomina “ecuación de Henderson-Haselbach”

$$pH = pK_a + \log \frac{[sal]}{[Ácido]}$$

o

$$pOH = pK_b + \log \frac{[sal]}{[Base]}$$

Si observamos esta ecuación podemos deducir que el pH de la solución amortiguadora depende de la K_{dis} , y de la relación entre las concentraciones del ácido o la base, y sus respectivas sales. Cuando la concentración del ácido o base es igual a la de su sal, el resultado del cociente es 1, cuando aplicamos log 1 el resultado es 0, por lo tanto, en este caso el pH es igual al pK_a o el pOH es igual al pK_b . Estos se denominan “buffers equimolares”, y poseen la mayor capacidad amortiguadora.

En general, mientras más concentrado sea un buffer y más equimolar las concentraciones de sus componentes, mayor será su capacidad reguladora de pH.

$$[sal] = [Ácido] \Rightarrow pH = pK_a$$

$$[sal] = [Base] \Rightarrow pOH = pK_b$$

Ejercicios

1. La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución es 0.04 M. ¿Cuál es su pH y su pOH?
2. ¿Cuál es el pH de una disolución cuya $[\text{OH}^-]$ vale $2,25 \times 10^{-3}$ M?
3. Tenemos una disolución 0,01 M de ácido acético CH_3COOH . Calcular el pH de la misma, sabiendo que K_a vale 1.8×10^{-5} .
4. ¿Cuál será el pH de una disolución 0,25M de NH_3 , si $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$?
5. **a)** Calcular los g de KOH que hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución de pH = 9,5.
b) Calcular los g de HCl que hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución de pH = 3,5.
6. Calcula el pH de la mezcla obtenida al agregar 15 mL de hidróxido de bario 0,1M a 50 mL de hidróxido de calcio 0,15M.
7. **a)** ¿Cuál será el pH de una disolución reguladora que contenga 0,4 moles de CH_3COOH y 0,5 moles de CH_3COONa por litro ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)?
b) Si a 1 litro de la disolución anterior le añadimos 30 mL de ácido clorhídrico 0,1M. ¿Cuál será el nuevo pH?
c) Si a 1 litro de la disolución inicial añadimos 30 mL de hidróxido sódico 0,1M. ¿Cuál será el nuevo pH?
8. Se disuelven 2g de NH_4NO_3 en 100 mL de NH_3 0,1M. Calcula su pH ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).

9. Calcular el volumen de disolución 0,1M de CH_3COONa que hay que agregar a una disolución 0,1M de CH_3COOH para que el pH resulte igual a 4. El volumen final de la mezcla es de 1 litro.
($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$).
10. Calcula el volumen de disolución 0,1M de hidróxido sódico que habrá que añadir a 500 mL de CH_3COOH 0,2M para obtener un pH 3,5 ($K_a = 1.75 \times 10^{-5}$)
11. ¿Cuál será el pH de una disolución de CH_3COONa 0,5M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)?
12. A 200 mL de CH_3COOH 0,5M le añadimos 50 mL de hidróxido sódico 1M. ¿Cuál será el pH de la mezcla resultante? $K_a = 2 \times 10^{-4}$
13. Calcular el peso de HCl necesario para neutralizar 150 mL de disolución 0,1M de KOH.
14. ¿Cuántos g de KOH puro gastaremos en la neutralización de 15g de HBr?
15. Tenemos 25 mL de HCl 0,1M. ¿Cuál será su pH?
A este volumen le añadimos:
- 10 mL de NaOH 0,1M;
- otros 15 mL de NaOH 0,1M
- Finalmente otros 25 mL.
Calcular el pH de la disolución después de cada adición.
16. ¿Cuál es el pH de una disolución obtenida al añadir 50 mL de HCl 0,1M a 25 mL de una disolución 0,2M de NaOH? ¿Y si se añadiesen 40 mL de HCl 0,2M? ¿Y si se añadiesen 40 mL de HCl 0,1M?

Unidad 12: Cinética Química

VELOCIDAD DE REACCIÓN. ORDEN DE REACCIÓN. FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN. ENERGÍA DE ACTIVACIÓN. CATÁLISIS. MECANISMOS DE REACCIÓN.

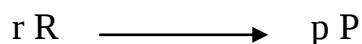
VELOCIDAD DE REACCIÓN

El área de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas se denomina “**Cinética química**”.

La velocidad de una reacción química puede definirse como la variación de la concentración de los reactivos o de los productos en un determinado periodo de tiempo.

Es decir, se puede expresar la velocidad de una reacción como la disminución de la concentración de un reactivo en función del tiempo o el aumento de la concentración de un producto en función del tiempo.

Si esquematizamos una reacción simple, donde R representa al reactivo, P al producto, r y p a sus respectivos coeficientes estequiométricos:



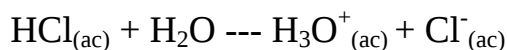
obtenemos las siguientes expresiones para la velocidad de reacción:

$$\text{Velocidad} = - \frac{\Delta[R]}{r \Delta t} = \frac{\Delta[P]}{p \Delta t}$$

Donde $\Delta[R]$ y $\Delta[P]$, representan la diferencia entre la concentración final e inicial del reactivo y producto respectivamente, y Δt representa la variación de tiempo, es decir:

$$\text{Velocidad} = - \frac{([R]_{\text{final}} - [R]_{\text{inicial}})}{r \ (t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}})} = \frac{([P]_{\text{final}} - [P]_{\text{inicial}})}{p \ (t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}})}$$

Por ejemplo, en la reacción de disociación del ácido clorhídrico en agua:



La velocidad de reacción se puede expresar en función de la desaparición de reactivo:

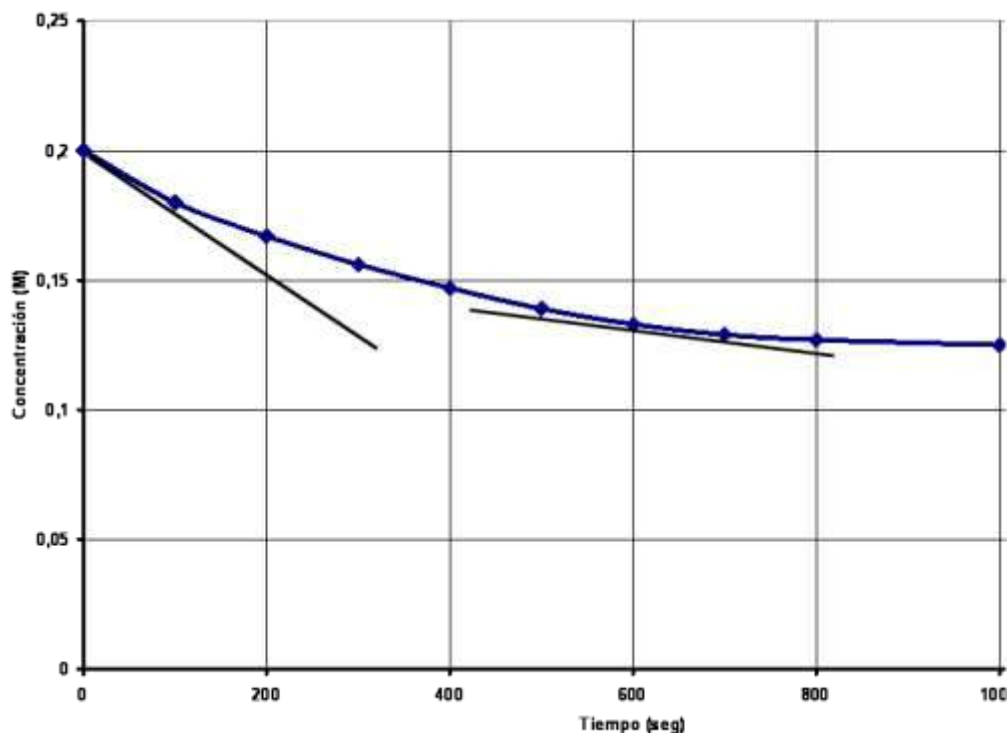
$$V = - \frac{\Delta [\text{HCl}_{(\text{ac})}]}{\Delta t} = - \frac{([\text{HCl}_{(\text{ac})}]_{\text{final}} - [\text{HCl}_{(\text{ac})}]_{\text{inicial}})}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$

El signo negativo que precede la reacción anterior se coloca para que la ecuación arroje un resultado positivo, ya que la diferencia entre la concentración final e inicial de los reactivos genera un resultado negativo, y la magnitud de la velocidad de reacción debe ser positiva.

La **velocidad promedio** es aquella que corresponde a velocidad calculada para un intervalo de tiempo determinado (tabla 9.1). La **velocidad instantánea**, en cambio, representa la velocidad en un momento determinado del tiempo (un instante), esta se obtiene a partir de la línea tangente al punto de interés en la curva de la gráfica de velocidad (Figura 9.1).

Tabla 9.1: Ejemplo para el cálculo de la velocidad promedio para una reacción de disociación del HCl.

Tiempo (s)	[HCl _(ac)] (M)	Velocidad promedio (M/s)
0	0.2000	
		2.0×10^{-4}
100	0.1800	
		1.3×10^{-4}
200	0.1670	
		1.1×10^{-4}
300	0.1560	
		9.0×10^{-5}
400	0.1470	
		8.0×10^{-5}
500	0.1390	
		6.0×10^{-5}
600	0.1330	
		4.0×10^{-5}
700	0.1290	
		2.0×10^{-5}
800	0.1270	



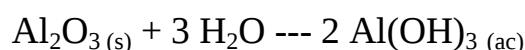
También puede expresarse la velocidad de reacción como, la velocidad de aparición de producto, en este caso, el resultado de la diferencia será positivo debido a que la concentración final de producto es mayor a la inicial.

$$V = \frac{\Delta [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}]}{\Delta t} = \frac{([\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}]_{\text{final}} - [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}]_{\text{inicial}})}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$

En una reacción química la cantidad de producto aumenta a medida que disminuye la cantidad de reactivo, por lo tanto, en un momento determinado del proceso las concentraciones de ambos se igualan, en ese instante la velocidad de desaparición de reactivo es igual a la velocidad de aparición de producto. Entonces podemos obtener una ecuación que exprese la velocidad de reacción en función de la concentración de reactivos y productos.

$$V = - \frac{\Delta [\text{HCl}_{(\text{ac})}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}]}{\Delta t}$$

Debemos tener en cuenta que la estequiometría de la reacción afecta directamente a la velocidad, por lo tanto, las ecuaciones para el cálculo de la velocidad de reacción deben ser equilibradas con los coeficientes estequiométricos correspondientes. Por ejemplo, en la reacción de formación del hidróxido de aluminio, una molécula de óxido de aluminio reacciona para obtener dos moléculas de hidróxido de aluminio, por lo tanto, la velocidad de aparición del Al(OH)_3 es igual al doble de la velocidad de desaparición del Al_2O_3 .



$$V = - 2 \frac{\Delta [\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{Al(OH)}_{3(ac)}]}{\Delta t}$$

Factores que afectan la velocidad de reacción:

- A.** Concentración de los reactivos
- B.** Naturaleza de los reactivos
- C.** Temperatura
- D.** Catálisis

A. Variación de la velocidad de reacción con la concentración de los reactivos

La velocidad de reacción disminuye a medida que la concentración de reactivos disminuye y viceversa, aumenta cuando se incrementa la concentración de los mismos.

Esto puede comprobarse en las gráficas de velocidad de reacción (Figura 9.2), donde la pendiente de la curva disminuye a medida que descendemos hacia valores de menor concentración de reactivos.

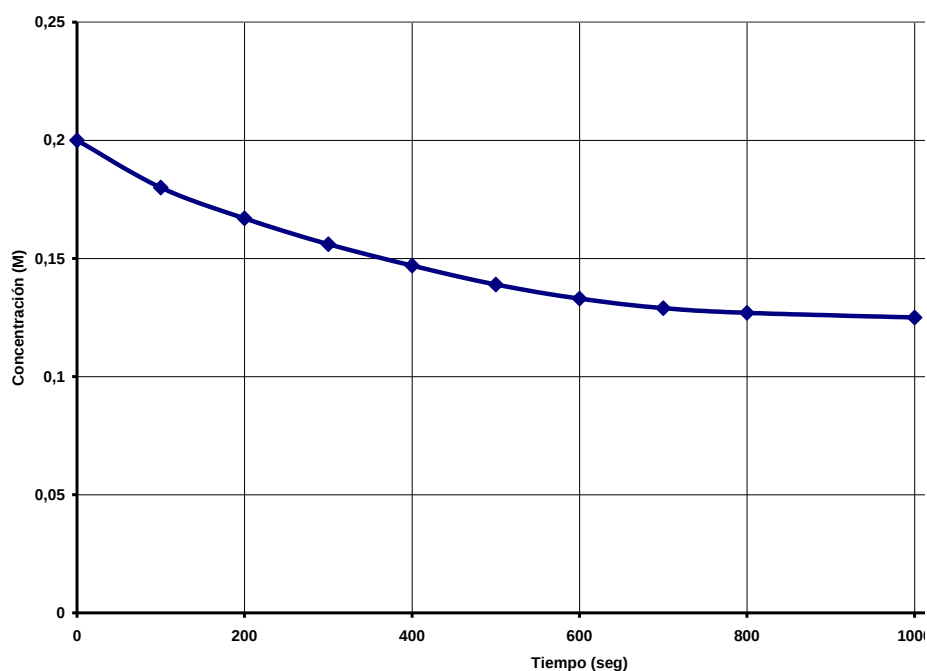


Figura 9.2: Curva de velocidad de reacción

Una forma de estudiar la dependencia de la velocidad con la concentración es a través de experimentos donde se varía la concentración inicial de los reactivos y se mide la velocidad de reacción. Por ejemplo, utilizando la reacción de formación del hipoclorito de sodio, vamos variando las concentraciones iniciales de cada reactivo para observar los cambios en la velocidad de reacción. Es fundamental que la variación de la concentración se realice de a un solo reactivo por vez, mientras la concentración de los otros reactivos se mantiene constante, de esta manera puede analizarse por separado el efecto de cada componente sobre la velocidad de la reacción.

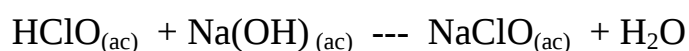


Tabla 9.2: Cambios en la velocidad de reacción en relación a la concentración de los diferentes reactivos.

Numero de experimento	Concentración Inicial de $\text{HClO}_{(\text{ac})}$ (M)	Concentración Inicial de $\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}$ (M)	Velocidad inicial (M/s)
1	0.200	0.010	5.4×10^{-7}
2	0.200	0.020	10.8×10^{-7}
3	0.400	0.010	10.8×10^{-7}

Como se observa en la Tabla 9.2, cuando duplicamos la concentración inicial de $\text{HClO}_{(\text{ac})}$ y mantenemos constante la concentración de $\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}$, la velocidad inicial de la reacción se duplica. De la misma forma, cuando se duplica la concentración de $\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}$ sin variar la concentración de $\text{HClO}_{(\text{ac})}$, la velocidad aumenta de manera proporcional. De los resultados de estos experimentos podemos concluir que la velocidad de esta reacción depende de la concentración de ambos reactivos elevada, a la primera potencia, ya que al duplicar las concentraciones la velocidad se duplicó en forma proporcional. Esta dependencia con la concentración se puede expresar de la siguiente forma:

$$\text{Velocidad} = k [\text{HClO}_{(\text{ac})}] [\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}]$$

Donde k es una constante de proporcionalidad denominada “**constante de velocidad**” y sus unidades son $\text{M}^{-1} \text{s}^{-1}$. Esta ecuación se denomina “**ecuación de velocidad**” y solo puede obtenerse de manera experimental. Podemos despejar el valor de k a partir de la ecuación anterior.

$$k = \frac{\text{Velocidad}}{[\text{HClO}_{(\text{ac})}] [\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}]}$$

$$k = \frac{5.4 \times 10^{-7} \text{ M/s}}{(0.200 \text{ M}) (0.010 \text{ M})}$$

$$k = 2.7 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

Podemos comprobar que se obtiene el mismo valor para la constante k utilizando cualquiera de los otros valores de concentración de la tabla, del mismo modo utilizando el valor calculado de la constante k se puede averiguar la velocidad de reacción para cualquier concentración de los reactivos de esta reacción. La constante de velocidad depende de la temperatura y es afectada por la presencia de un catalizador.

ORDEN DE REACCIÓN

Las ecuaciones de velocidad para la mayoría de las reacciones químicas tienen una estructura general:

$$\text{Velocidad} = k [\text{reactivo 1}]^m [\text{reactivo 2}]^n \dots$$

Los exponentes m y n representan los órdenes de reacción en función de cada componente de la misma. La suma de estos exponentes nos proporciona el orden general de reacción. Por ejemplo, en la reacción de formación del hipoclorito de sodio el orden de reacción respecto de la $[\text{HClO}_{(\text{ac})}]$ es igual a 1 y el orden de reacción respecto de la $[\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}]$ también es igual a 1. Por lo tanto, podemos establecer que la reacción de formación del $\text{NaClO}_{(\text{ac})}$ es de primer orden respecto de $\text{HClO}_{(\text{ac})}$, de primer orden respecto de $\text{Na(OH)}_{(\text{ac})}$ y de segundo orden general, ya que la suma de $m+n$ ($1+1$) en este caso da como resultado 2. Como conclusión debemos tener en cuenta que tanto la ecuación de velocidad como el orden de reacción se obtienen de manera experimental y que el orden general de la reacción depende del orden particular respecto a cada reactivo.

Dependencia de la concentración de los reactivos con el tiempo

Las ecuaciones de velocidad nos permiten conocer la velocidad de una reacción a medida que variamos las concentraciones de los reactivos, estas ecuaciones pueden convertirse en expresiones matemáticas que nos permiten conocer la concentración de los reactivos o los productos en un determinado momento del tiempo durante el transcurso de una reacción. Estas formulas se obtienen mediante la aplicación de cálculos matemáticos complejos, pero sólo utilizaremos algunas expresiones simplificadas que nos permitan entender los conceptos químicos básicos relacionados a la cinética de la reacción.

REACCIONES DE PRIMER ORDEN GENERAL

La ecuación de velocidad para una reacción de primer orden general puede expresarse de la siguiente manera:

$$V = - \frac{\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]$$

Aplicando cálculos matemáticos podemos obtener una ecuación, que describa una función lineal respecto al tiempo de reacción, donde $[A]_t$ representa la concentración del reactivo en un momento determinado de la reacción y $[A]_0$ representa la concentración inicial de A:

$$\ln [A]_t = - k t + \ln [A]_0$$

$$y = a x + b$$

Como observamos en esta ecuación se describe una función lineal donde el tiempo representa el valor de x, $\ln [A]_t$ el valor de y, k la pendiente de la recta y $\ln [A]_0$ la ordenada al origen.

De esta expresión podemos obtener la **vida media** ($t_{1/2}$) de una reacción, esto es el tiempo necesario para que la concentración de un reactivo disminuya a la mitad de su valor inicial ($[A]_{t_{1/2}} = 1/2 [A]_0$). Entonces reemplazando el término $[A]_t$ por $[A]_{t_{1/2}}$, obtenemos la siguiente expresión:

$$\ln \frac{1}{2} \frac{[A]_0}{[A]_0} = -k t_{1/2}$$

$$\ln 1/2 = -k t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = - \frac{\ln 1/2}{k} = \frac{0.693}{k}$$

De esta ecuación podemos concluir que la vida media de una reacción de primer orden general es independiente de la concentración inicial de los reactivos, solo depende de la constante de velocidad de la reacción. En una reacción de primer orden general la concentración de los reactivos disminuye en factores de $1/2$ en intervalos de tiempo de espaciado regularmente (Figura 9.3).

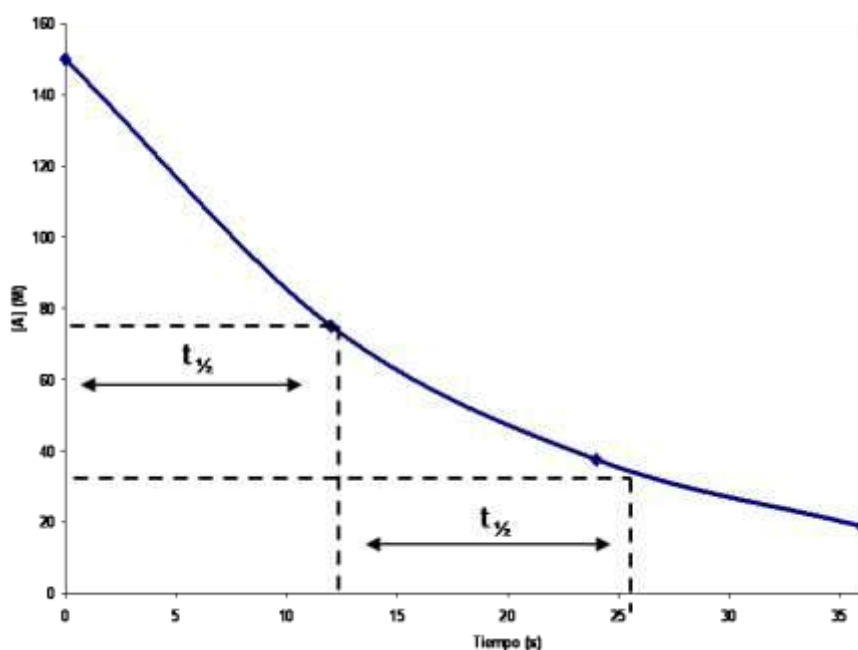


Figura 9.3: Curva de velocidad de reacción.

REACCIONES DE SEGUNDO ORDEN GENERAL

La ecuación de velocidad para una reacción de segundo orden general, en un solo reactivo A, puede expresarse de la siguiente manera:

$$\text{Velocidad} = k [A]^2$$

Aplicando cálculo matemático obtenemos la siguiente ecuación para una función lineal:

$$\frac{1}{[A]_t} = k t + \frac{1}{[A]_0}$$

Trabajando en la ecuación anterior obtenemos la expresión para el cálculo de la vida media para una reacción de segundo orden:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k [A]_0}$$

Se puede observar que, a diferencia de las reacciones de primer orden, la vida media de las reacciones de segundo orden depende de la concentración de reactivo.

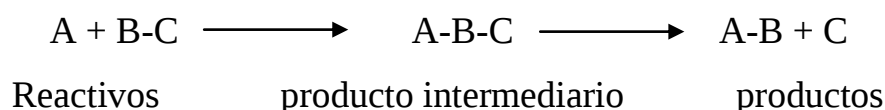
B. Naturaleza de los reactivos

El estado de agregación y las propiedades físicas de las moléculas que constituyen los reactivos son factores que afectan a la velocidad de la reacción, de manera tal que aquellas sustancias que se encuentran disociadas y que poseen menor energía de interacción entre moléculas tendrán velocidades de reacción más elevadas. Del mismo modo cuando aumentamos la superficie de reacción de las sustancias reactantes se ve favorecida la velocidad de la reacción, un ejemplo lo constituyen las drogas de uso médico de presentación particulada o en polvo,

las cuales producen efectos en un lapso menor de tiempo al reaccionar de forma más rápida que las drogas en tabletas con menor superficie de reacción.

C. Temperatura

La mayoría de las reacciones químicas incrementan su velocidad al aumentar la temperatura. Esto se debe a que la interacción entre los reactantes ocurre debido al aumento de la energía cinética de las moléculas que los componen, estas producen colisiones entre si obteniéndose como resultado un producto intermediario inestable. Posteriormente ante el ingreso de más energía en el sistema la reacción continúa hasta obtener los productos finales de la misma.



Por lo tanto, los reactivos deben ganar energía para aumentar la energía cinética y llegar a un estado de activación suficiente como para continuar el sentido de la reacción hacia la formación de productos.

El químico sueco, Svante Arrhenius, sugirió que las moléculas deben poseer una cantidad mínima de energía cinética para impulsar la reacción y la denominó “**energía de activación E_a** ”. La E_a representa la energía comprendida entre la energía inicial de la molécula y el valor máximo de energía antes de producirse la formación de productos. Es en este estado de máxima energía donde los átomos y moléculas adquieren un arreglo espacial determinado, constituyendo un **complejo activado** o **estado de transición** que favorece la obtención de los productos. A continuación, se representa mediante una grafica las variaciones de energía durante el transcurso de una reacción química (Figura 9.4).

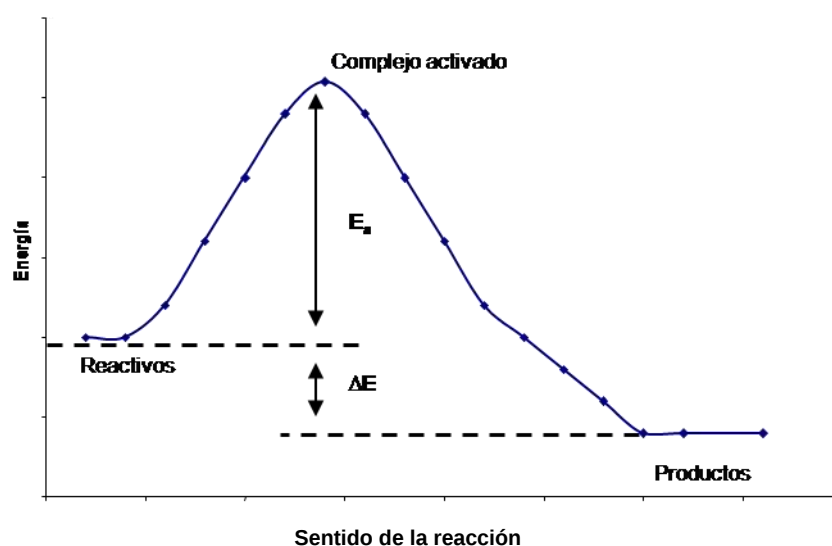


Figura 9.4: Curva representando la energía de activación de una reacción química.

ECUACIÓN DE ARRHENIUS

Arrhenius demostró que, para la mayor parte de las reacciones, el aumento de la velocidad de reacción con la temperatura no era lineal, y que las constantes de velocidad variaban de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$k = A e^{-E_a / R T}$$

Donde **k** es la constante de velocidad, **E_a** la energía de activación, **R** es la constante de los gases (8.314 J/K mol), **T** la temperatura absoluta en grados Kelvin y **A** es una constante denominada **factor de frecuencia**, que representa la periodicidad de las colisiones y la probabilidad de que estén orientadas hacia la formación de productos.

Utilizando esta ecuación puede calcularse la **E_a** para una reacción bajo determinadas condiciones de temperatura.

D. Catálisis

Un catalizador es una sustancia capaz de modificar la velocidad de una reacción química sin sufrir alteraciones al finalizar el proceso. Los catalizadores son muy comunes en las reacciones que intervienen en los diferentes metabolismos del cuerpo humano, por ejemplo, las enzimas actúan facilitando ciertos procesos metabólicos necesarios para el funcionamiento normal del organismo.

Los catalizadores pueden intervenir afectando la velocidad de un proceso químico mediante la alteración de los valores del factor de frecuencia A o de la E_a de una reacción. Por regla general, un catalizador disminuye marcadamente la E_a general de una reacción química, favoreciendo la formación de productos.

La figura 9.5 muestra como disminuye la energía activación de la reacción catalizada con respecto a la E_a de la reacción no catalizada.

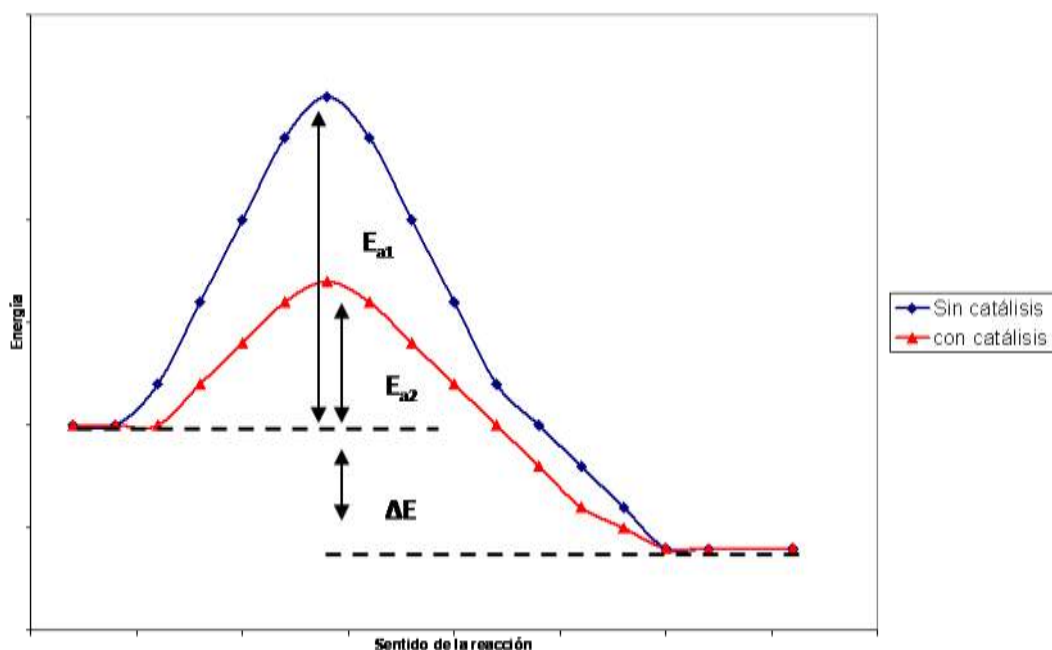


Figura 9.5: Efecto de un catalizador sobre la energía de activación de una reacción química.

Donde E_{a1} representa la energía de activación para la reacción no catalizada y E_{a2} la energía de activación para la reacción catalizada. Se observa una marcada disminución de la energía de activación lo cual aumenta la velocidad de reacción favoreciendo la formación de los productos.

Existen dos tipos de catalizadores, los homogéneos y los heterogéneos. Los **homogéneos** se encuentran en la misma fase que los reactivos de la reacción, por ejemplo, si la reacción ocurre en solución, el catalizador se encuentra disuelto en el seno de la misma. Los catalizadores de tipo **heterogéneo** se encuentran en una fase diferente a la de las moléculas que constituyen los reactivos, por ejemplo, los catalizadores metálicos que catalizan reacciones en fase gaseosa ofreciéndole una gran superficie de adsorción donde realizar la reacción para la generación de productos.

MECANISMOS DE REACCIÓN

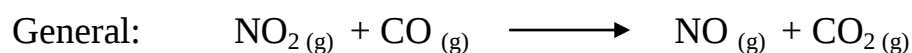
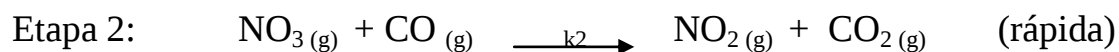
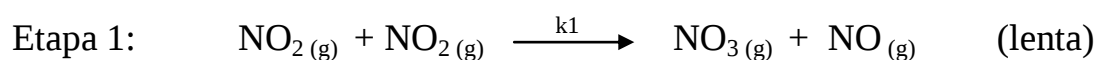
La ecuación para una reacción química determinada solo muestra la cantidad de reactivos que existen al inicio y los productos obtenidos al finalizar la reacción. Pero esta ecuación no nos proporciona información acerca de las etapas intermedias de la reacción, ni tampoco como estas se llevan a cabo.

El proceso por el cual tiene lugar una reacción se denomina “**mecanismo de reacción**”.

La reacción general esta compuesta por una serie de reacciones intermedias denominadas “**etapas elementales**” y cada una de ellas ocurren a velocidades diferentes. La cantidad de moléculas que intervienen en estas etapas determina la “**molecularidad**” de la reacción elemental. Por ejemplo, cuando solo interviene una molécula la reacción se denomina “unimolecular”, cuando intervienen dos moléculas “bimolecular”, cuando son tres las moléculas que interactúan en la misma reacción se denomina “termoleculares”.

La velocidad de un mecanismo de reacción de etapas múltiples no corresponde a la obtenida por la ecuación de velocidad para la reacción general, sino que está determinada por la etapa elemental más lenta, es decir, que posee la menor velocidad de reacción. Esta etapa se denomina “**etapa determinante de la velocidad**” ya que la velocidad a la cual ocurre afecta a la velocidad de la reacción general.

Por ejemplo, la reacción de formación de $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{NO}_{(g)}$ está constituida por las siguientes etapas:



La etapa 1 corresponde a la etapa limitante de la reacción, por lo tanto, la velocidad de la reacción general y su ecuación serán iguales a la velocidad y la ecuación de dicha etapa limitante. En este caso:

$$\text{Velocidad} = k_1 [\text{NO}_{2(g)}] [\text{NO}_{2(g)}]$$

$$\text{Velocidad} = k_1 [\text{NO}_{2(g)}]^2$$

Ejercicios

1. Escribe la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones:

a) $\text{NO(g)} + \text{O}_{3\text{(g)}} \rightarrow \text{NO}_{2\text{(g)}} + \text{O}_{2\text{(g)}}$ si sabemos que la reacción es de primer orden con respecto a cada reactivo.

b) $2 \text{CO(g)} + \text{O}_{2\text{(g)}} \rightarrow 2 \text{CO}_{2\text{(g)}}$ si sabemos que es de primer orden con respecto al O_2 y de segundo orden con respecto al CO .

2. Se ha medido la velocidad en la reacción: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ a 25 °C, para lo que se han diseñado cuatro experimentos, obteniéndose como resultados la siguiente tabla de valores:

Experimento	$[\text{A}_0]$ (mol x l ⁻¹)	$[\text{B}_0]$ (mol x l ⁻¹)	v_0 (mol x l ⁻¹ x s ⁻¹)
1	0,1	0,1	$5,5 \times 10^{-6}$
2	0,2	0,1	$2,2 \times 10^{-5}$
3	0,1	0,3	$1,65 \times 10^{-5}$
4	0,1	0,6	$3,3 \times 10^{-5}$

Determina los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando las concentraciones de A y B sean ambas $5,0 \times 10^{-2}$ M.

3. La velocidad para una reacción entre dos sustancias A y B viene dada por:

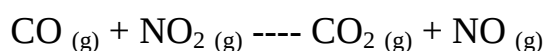
Experimento	$[\text{A}_0]$ (mol x l ⁻¹)	$[\text{B}_0]$ (mol x l ⁻¹)	v_0 (mol x l ⁻¹ x s ⁻¹)
1	$1,0 \times 10^{-2}$	$0,2 \times 10^{-2}$	$0,25 \times 10^{-4}$
2	$1,0 \times 10^{-2}$	$0,4 \times 10^{-2}$	$0,50 \times 10^{-4}$
3	$1,0 \times 10^{-2}$	$0,8 \times 10^{-2}$	$1,00 \times 10^{-4}$
4	$2,0 \times 10^{-2}$	$0,8 \times 10^{-2}$	$4,02 \times 10^{-4}$
5	$3,0 \times 10^{-2}$	$0,8 \times 10^{-2}$	$9,05 \times 10^{-4}$

Determina los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando $[\text{A}_0] = 0,04$ M y $[\text{B}_0] = 0,05$ M.

4. Completa la siguiente tabla correspondiente a una reacción: $A + B \rightarrow C$, a 25 °C, la cual es de primer orden respecto de B y de segundo orden respecto de A. Completa la tabla justificando de dónde has obtenido los valores:

Experimento	$[A_0]$ (mol x l ⁻¹)	$[B_0]$ (mol x l ⁻¹)	v_0 (mol x l ⁻¹ x s ⁻¹)
1	0,1	0,1	$5,5 \times 10^{-6}$
2		0,1	$2,2 \times 10^{-5}$
3	0,1		$1,65 \times 10^{-5}$
4	0,1	0,6	

5. Los datos de la siguiente tabla pertenecen a la reacción:



en donde vemos cómo varía la velocidad de la misma en función de las diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos.

Experimento	$[\text{CO}]_0$ (M)	$[\text{NO}_2]_0$ (M)	v_0 (mol/l x h)
1	3×10^{-4}	$0,4 \times 10^{-4}$	$2,28 \times 10^{-8}$
2	3×10^{-4}	$0,8 \times 10^{-4}$	$4,56 \times 10^{-8}$
3	3×10^{-4}	$0,2 \times 10^{-4}$	$1,14 \times 10^{-8}$
4	6×10^{-4}	$0,4 \times 10^{-4}$	$4,56 \times 10^{-8}$
5	$1,8 \times 10^{-3}$	$0,4 \times 10^{-4}$	$13,68 \times 10^{-8}$

Determina el orden de reacción, la constante de velocidad y la velocidad cuando $[\text{CO}]_0 = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2]_0 = 0,02 \text{ M}$.

6. La destrucción de la capa de ozono es debida entre otras a la siguiente reacción: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$. La velocidad que se ha obtenido en tres experimentos en los que se ha variado las concentraciones iniciales de los reactivos ha sido la siguiente:

Experimento	[NO] ₀ (M)	[O ₃] ₀ (M)	v ₀ (mol/l x s)
1	1,0 x 10 ⁻⁶	3,0 x 10 ⁻⁶	6,6 x 10 ⁻⁵
2	1,0 x 10 ⁻⁶	9,0 x 10 ⁻⁶	1,98 x 10 ⁻⁴
3	3,0 x 10 ⁻⁶	9,0 x 10 ⁻⁶	5,94 x 10 ⁻⁴

Determinar la ecuación de velocidad. Calcular el valor de la constante de velocidad.

7. Justifica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Para iniciar el proceso de combustión del carbón, éste debe calentarse previamente porque:

- a) La reacción de combustión es endotérmica.
- b) Se necesita superar la energía de activación.
- c) La reacción de combustión es exotérmica.
- d) La reacción de combustión no es espontánea a temperatura ambiente.

8. a) Define velocidad de una ecuación química.

b) Señala, justificando la respuesta, cuál/es de las siguientes propuestas relativas a la velocidad de reacción son correctas.

I) Puede expresarse en mol⁻¹ x s⁻¹.

II) Puede expresarse en mol x l⁻¹ x s⁻¹.

III) Cuando adiciona un catalizador, la velocidad se modifica.

IV) Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción.

V) Su valor numérico depende de la temperatura a la que se realiza la reacción.

Unidad 13: Química Orgánica

INTRODUCCIÓN. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL CARBONO. HIBRIDACIÓN DE ORBITALES. HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS: ALCANOS. ALQUENOS. ALQUINOS. HIDROCARBUROS AROMÁTICOS. FUNCIONES ORGÁNICAS OXIGENADAS: ALCOHOLES, ÉTERES, ALDEHÍDOS, CETONAS, ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, ÉSTERES. FUNCIONES ORGÁNICAS NITROGENADAS: AMINAS Y AMIDAS. NOMENCLATURA. ISOMERÍA: PLANA O ESTRUCTURAL, ESPACIAL O ESTEROISOMERÍA. PRINCIPALES PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE CADA FAMILIA.

INTRODUCCIÓN

Podemos dividir a la Química en dos grandes ramas:

- Química Inorgánica
- Química Orgánica

Originalmente el término **Inorgánico** fue utilizado para describir los compuestos que se encontraban formando parte de los minerales, es decir los compuestos sin vida.

El término **Orgánico** fue utilizado para describir a los compuestos que se encontraban formando parte de los organismos vivos, por ello también se denomina a esta rama, como la Química de la Vida o bien la Química del Carbono, por estar estos compuestos, formados principalmente por este elemento.

Estas ideas estuvieron en vigencia hasta que en 1828 el químico alemán Friedrich Wohler logró sintetizar en su laboratorio urea, (componente de la orina

y derivado de la degradación de los aminoácidos que forman las proteínas) a partir de compuestos inorgánicos.

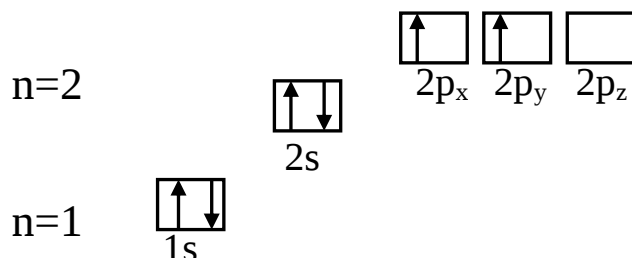
A partir de esto se comenzaron a sintetizar millones de compuesto orgánicos de manera artificial, de amplio uso en la vida cotidiana.

Hasta el momento se conocen más de 13 millones de compuestos orgánicos, cifra que se encuentra muy por arriba de los aproximadamente 100.000 compuestos inorgánicos conocidos.

Esta gran variedad de compuestos orgánicos es debida a la capacidad particular del átomo de carbono de formar enlaces covalentes consigo mismo formando cadenas de diversas formas, enlaces dobles y triples, además de poder formar estructuras cíclicas, generando esta vasta cantidad de compuestos.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL CARBONO

La configuración electrónica del átomo de carbono en su estado fundamental es:

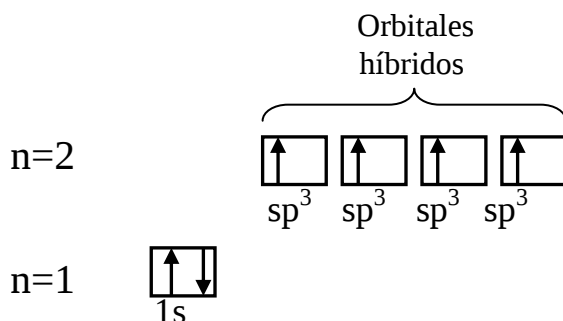


Según esta estructura el carbono presenta dos electrones desapareados, y por lo tanto la capacidad de generar dos enlaces químicos y no cuatro como normalmente lo hace.

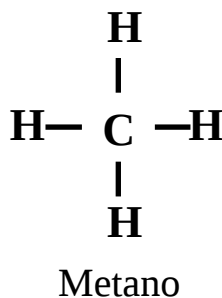
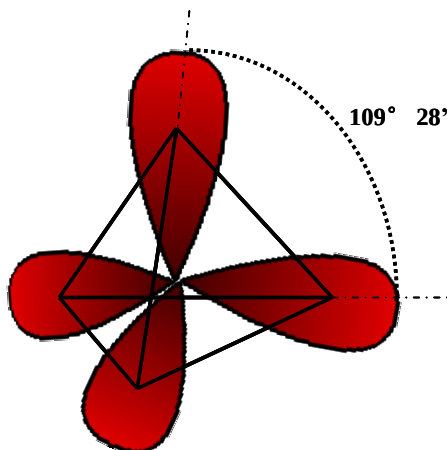
HIBRIDIZACIÓN DE ORBITALES

Hibridización sp^3

Cuando el átomo de carbono se encuentra combinado presenta un **estado excitado**, donde los electrones del orbital 2s producen un salto al orbital $2p_z$ vacío, esto produce una restructuración o hibridización de los orbitales. Estos cuatro nuevos orbitales con formas y orientaciones diferentes (pero con igual energía) explican la capacidad particular de uniones del carbono en la formación de compuestos orgánicos.

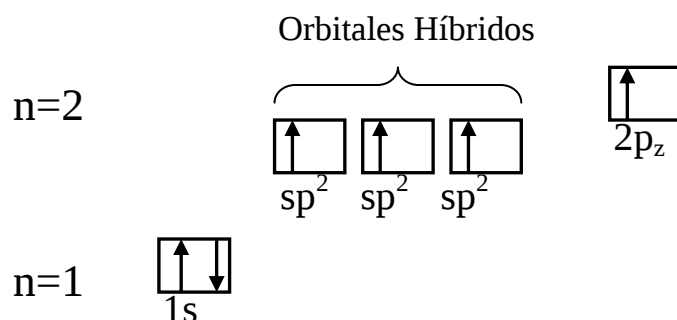


Estos orbitales reciben el nombre de sp^3 , por la repulsión de los electrones estos se orientan en el espacio como dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular, en cuyo centro se ubicaría el carbono (los orbitales forman ángulos de $109^\circ 28'$). Este tipo de hibridación se genera cuando el átomo de carbono se une por cuatro enlaces covalentes simples a cuatro elementos, estos enlaces reciben el nombre de enlaces sigma.

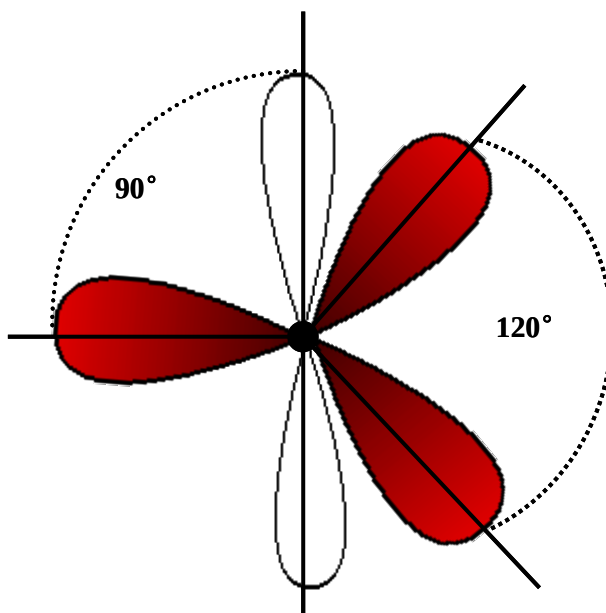


Hibridización sp^2

Cuando un orbital $2s$ hibridiza con dos orbitales $2p$ se forman tres orbitales sp^2 quedando un orbital p puro.



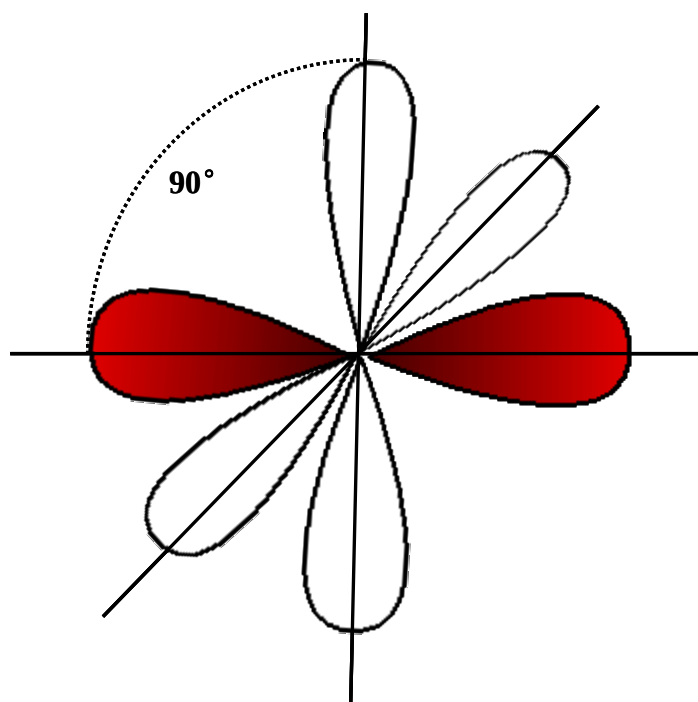
Por repulsión electrónica los tres orbitales sp^2 se ubican en un mismo plano formando ángulos de 120° . El orbital p puro se encuentra perpendicular a los tres orbitales híbridos.



Hibridación sp^1

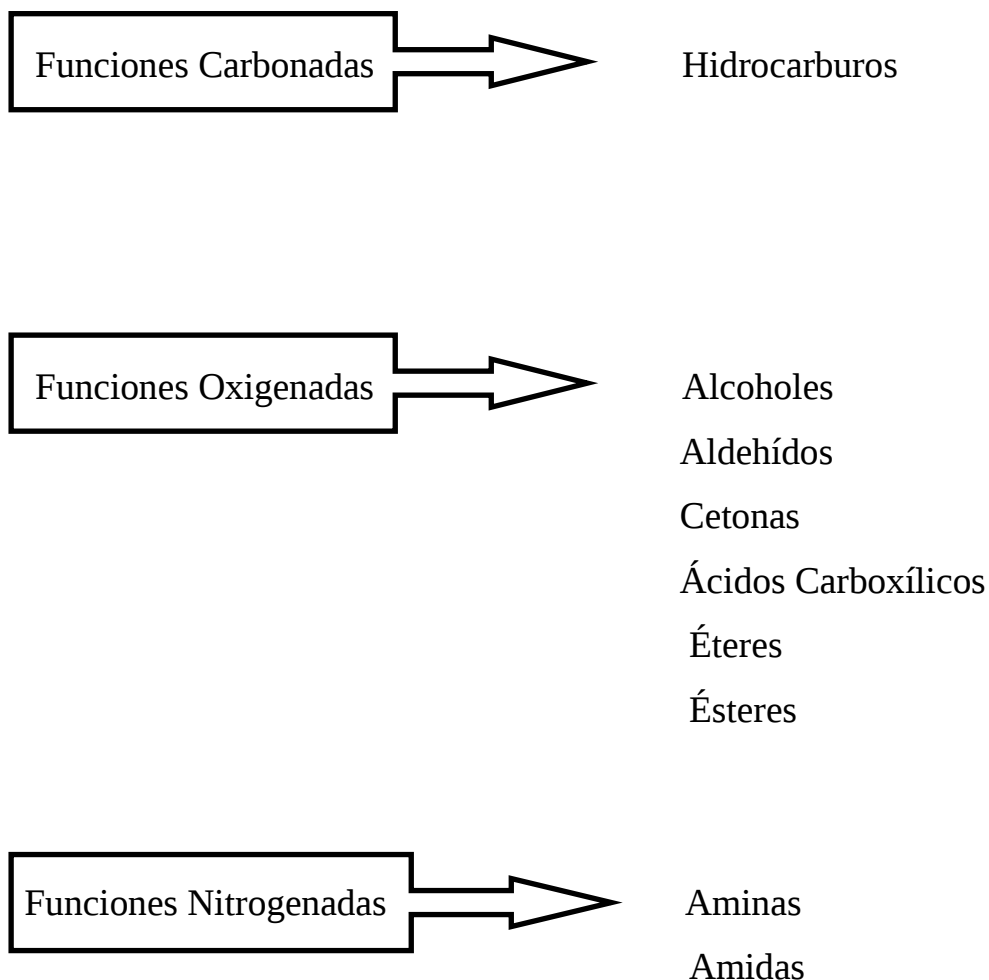
Se produce cuando se hibridizan un orbital 2s con un orbital 2p, generándose dos orbitales híbridos sp y dos orbitales p puros.

Ambos orbitales híbridos poseen un electrón cada uno, que por repulsión de carga se orientan en línea recta formando un ángulo de 180° . Los otros dos orbitales p se ubican perpendiculares entre sí.



COMPUESTOS ORGÁNICOS

Los compuestos orgánicos poseen **grupos funcionales**, representados por un grupo de átomos responsables del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.



A continuación estudiaremos los grupos funcionales más importantes en medicina. Prácticamente todos los compuestos orgánicos se pueden considerar como derivados de un grupo de compuesto llamados hidrocarburos, a continuación los describiremos:

FUNCIONES CARBONADAS

HIDROCARBUROS

Como su nombre lo indica, los hidrocarburos están compuestos exclusivamente por átomos de **carbono** e **hidrógeno**.

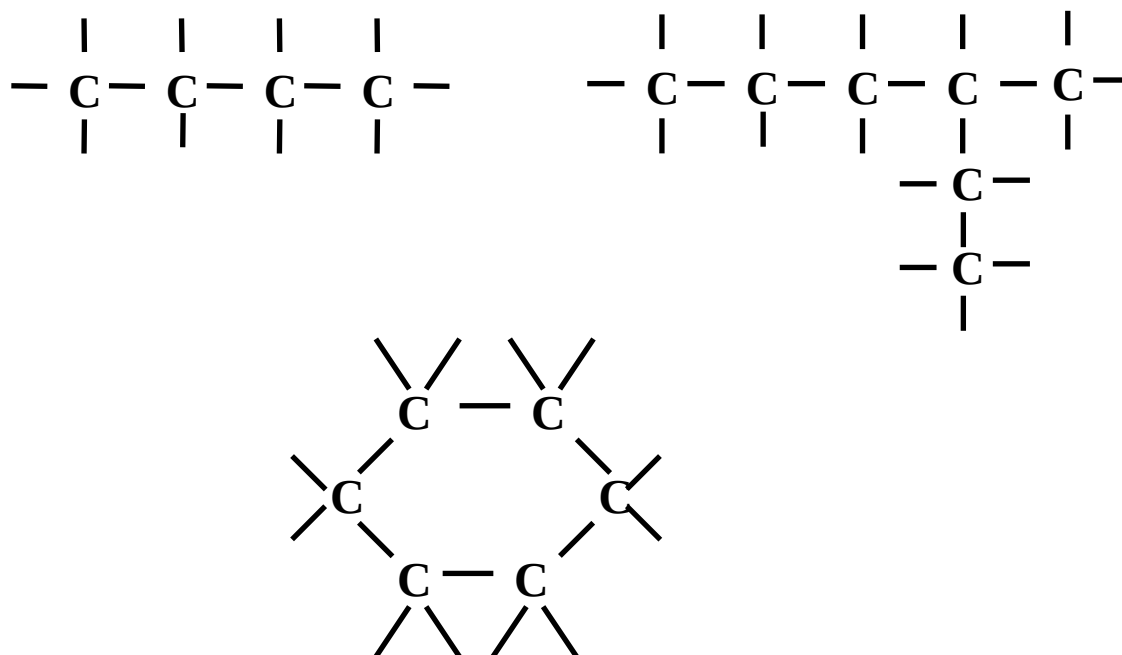
Clasificación de los Hidrocarburos



Cuando se nombran los hidrocarburos se antepone un prefijo que indica la cantidad de carbonos que posee la molécula. Su terminación indica que tipo de hidrocarburo específico es:

NÚMERO DE CARBONOS	PREFIJO	NÚMERO DE CARBONOS	PREFIJO
1	Met-	9	Non-
2	Et-	10	Dec-
3	Prop-	11	Undec-
4	But-	12	Dodec-
5	Pent-	13	Tridec-
6	Hex-	14	Tetradec-
7	Hept-	15	Pentadec-
8	Oct-		

Los átomos de carbono pueden encontrarse formando cadenas lineales, ramificadas o bien formar ciclos:



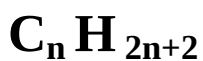
En las cadenas, a los carbonos externos o terminales que se encuentran unidos a otro átomo de carbono se lo llama carbono primario, cuando se encuentra unido a dos, secundario y a tres, carbono terciario.

ALCANOS

Los alcanos también llamados hidrocarburos saturados (o parafinas) por poseer en su estructura química enlaces covalentes simples o sencillos.

Son los principales componentes de los combustibles utilizados por el hombre (nafta, gasoil, gas natural, ceras, etc.).

Fórmula general:

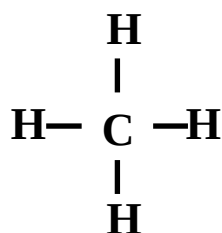


Donde $n = 1, 2, 3, 4 \dots$

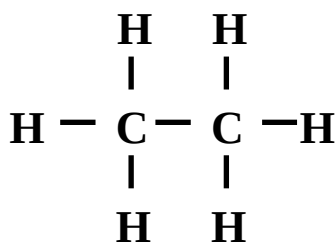
Nomenclatura

Los alcanos lineales se denominan mediante un **prefijo** que indica el número de carbonos y el sufijo **-ano**:

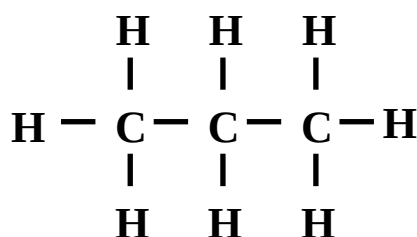
Número de Carbonos	Alcano	Fórmula
1	metano	CH ₄
2	etano	CH ₃ CH ₃
3	propano	CH ₃ CH ₂ CH ₃
4	butano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃
5	pentano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
6	hexano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
7	heptano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
8	octano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
9	nonano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
10	decano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
11	undecano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃



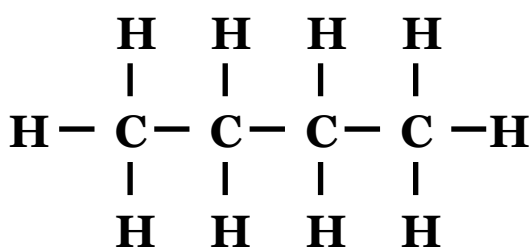
Metano



Etano



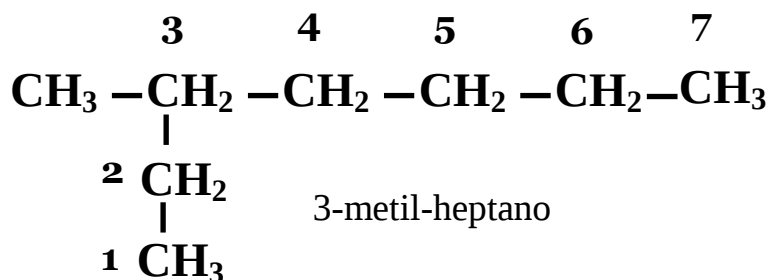
Propano



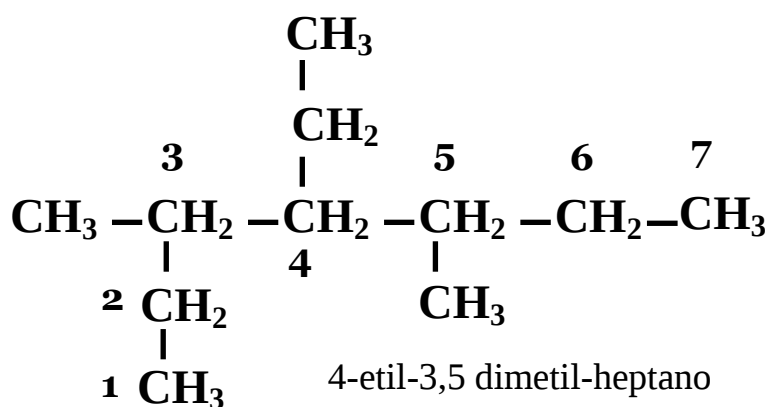
Butano

A partir del butano existe la posibilidad de la existencia de ramificaciones dando lugar a **isómeros**. Estos compuestos se caracterizan por poseer la misma fórmula molecular (en el caso de los alcanos ya la mencionamos $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$). Para nombrar a estos isómeros se deben seguir una serie de reglas :

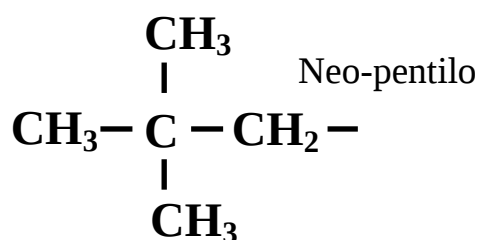
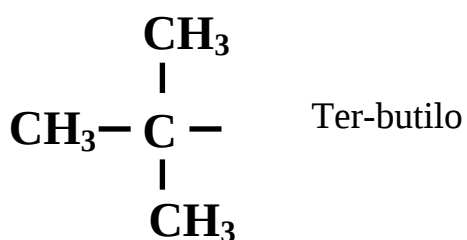
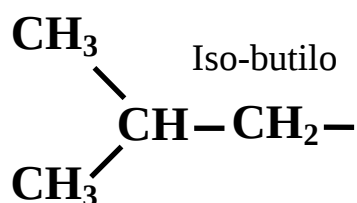
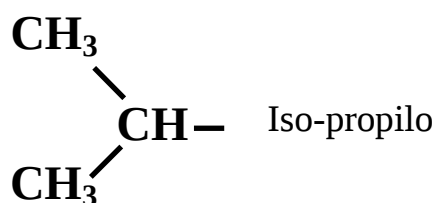
- Se elige la cadena más larga, si hay dos o más cadenas con igual número de carbonos se escoge la que tenga mayor número de ramificaciones.
- Se numeran los átomos de carbono de la cadena principal comenzando por el extremo que tenga más cerca alguna ramificación.
- Las cadenas laterales se nombran antes que la cadena principal, precedidas de su correspondiente número localizador y con la terminación "-il" para indicar que son radicales.



- Si un mismo átomo de carbono tiene dos radicales se pone el número localizador delante de cada radical y se ordenan por orden alfabético.
- Si un mismo radical se repite en varios carbonos, se separan los números localizadores de cada radical por comas y se antepone al radical el prefijo "di-", "tri-", "tetra-", etc.

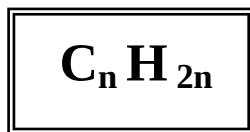


- Se aceptan también, la utilización de algunos radicales sustituyentes con nombres tradicionales:



ALQUENOS

Fórmula general:

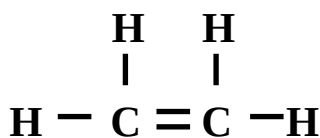


donde $n = 2, 3, 4 \dots$

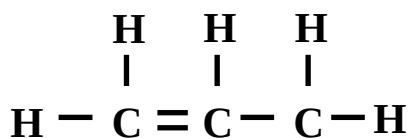
Nomenclatura

Hidrocarburos no saturados, tienen al menos un doble enlace carbono-carbono. Se los designa modificando la terminación o sufijo **ano** del nombre del alcano por **eno**:

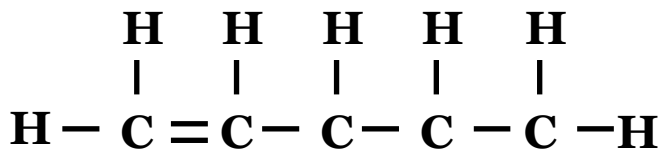
- Se numeran los átomos de carbono de la cadena principal comenzando por el extremo que tenga el doble enlace más cercano.
- Se nombra el hidrocarburo especificando el primer carbono que contiene el doble enlace.



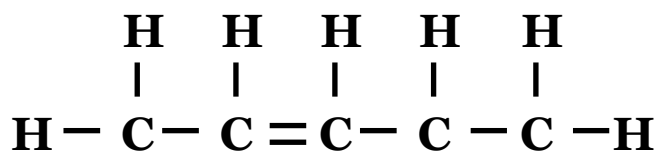
Eteno



Propeno



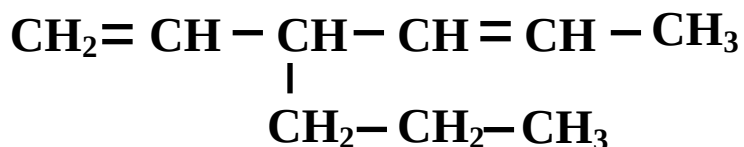
1 Penteno



2 Penteno

A partir de cadenas carbonadas de más de cuatro carbono existe la posibilidad de que el doble enlace se encuentre en diferentes posiciones.

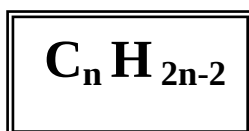
Si el alqueno es ramificado se toma como referencia la cadena más larga que contenga el doble enlace o bien la que tenga el mayor número de dobles enlaces, aunque no sea la más larga.



3-propil-1,4 hexadieno

ALQUINOS

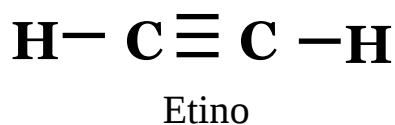
Fórmula general:



Donde $n = 2, 3, 4 \dots$

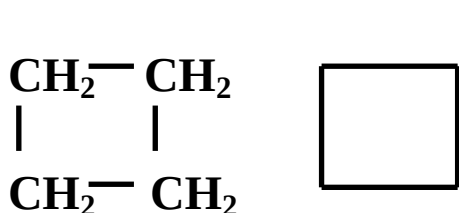
Nomenclatura

Hidrocarburos no saturados. Se los designa con la raíz de los alcanos, pero con terminación o sufijo **ino**.

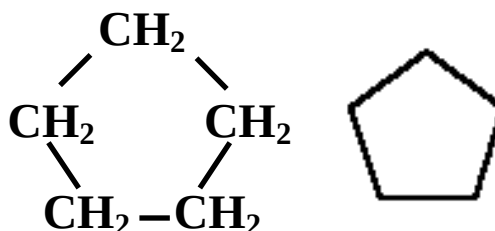


HIDROCARBUROS CÍCLICOS

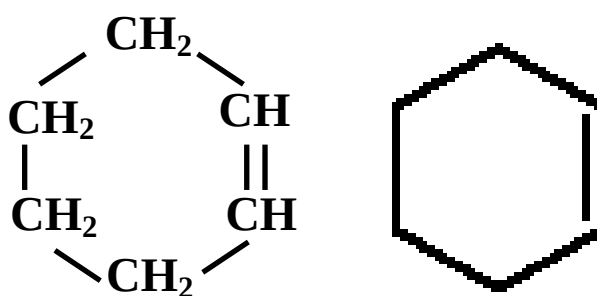
Se nombran igual que los hidrocarburos (alcanos, alquenos o alquinos) del mismo número de átomos de carbono, pero anteponiendo el prefijo ciclo.



Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclohexeno

Grupos derivados de los hidrocarburos

Si a cualquier hidrocarburo se le suprime un hidrógeno, la agrupación atómica resultante se denomina grupo alquílico o alquilo; si dicho hidrocarburo es de la serie alifática o arilo, si pertenece a la aromática.

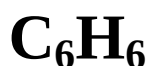
Se nombran suprimiendo la terminación o sufijo **ano** del alcano con igual número de carbono y añadiendo a terminación **ilo**.

- metilo -CH₃
- etilo -CH₂CH₃
- propilo -CH₂CH₂CH₃

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

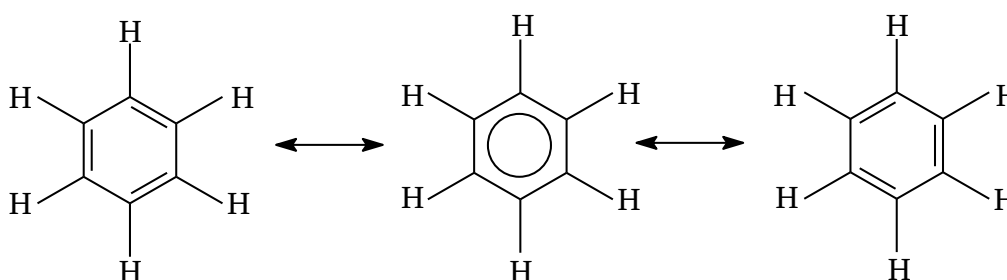
A esta familia pertenecen el benceno y sus derivados que por su olor agradables reciben este nombre.

El benceno es el hidrocarburo aromático más sencillo presentado la fórmula:

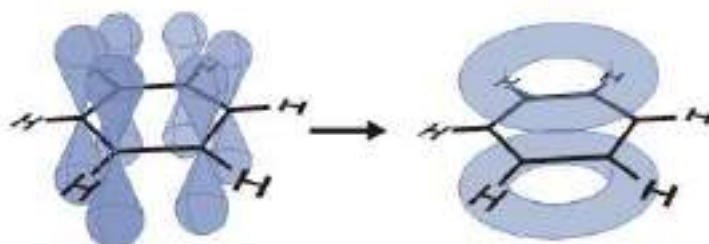


Esta sugiere que es una molécula altamente insaturada, pero sus propiedades son muy diferentes a compuestos con estas características, como alquenos y alquinos.

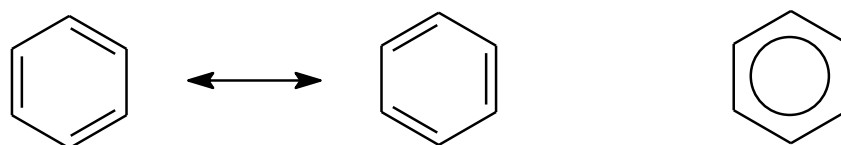
El debate de la estructura y el enlace del benceno fueron solucionados por Friederich Kekule en 1865 cuando propuso que esta molécula era intermediaria entre dos, ahora denominadas estructuras de resonancia:



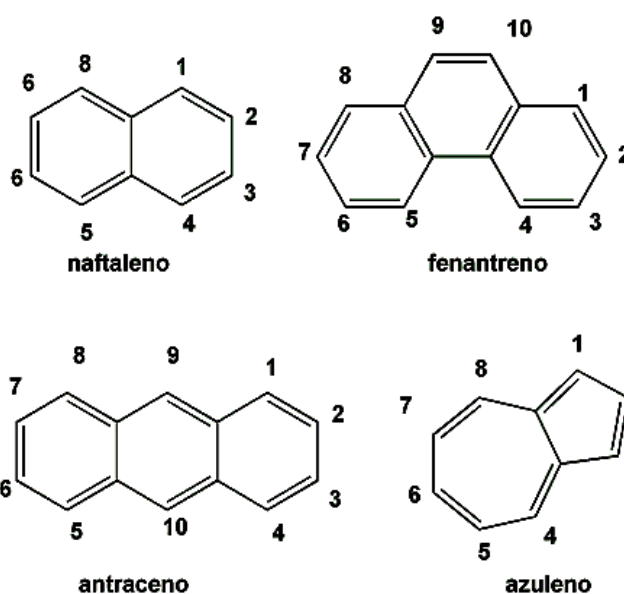
Los doce átomos del benceno se encuentran en un mismo plano. Existe hibridación sp^2 para cada carbono y los orbitales p no hibridados se extienden por encima y por debajo de este plano. El solapamiento lateral de los orbitales p forma orbitales π , estando los electrones de estos deslocalizados en todo el anillo bencénico. Esto se conoce como la teoría del orbital molecular.



Una forma práctica de representar a la molécula del benceno es mediante las siguientes estructuras:



La estructura de la molécula de benceno es una de las más sencillas y recurrente entre los compuestos aromáticos, aunque tenemos también algunas otras que son un tanto más complejas con varios anillos insaturados:

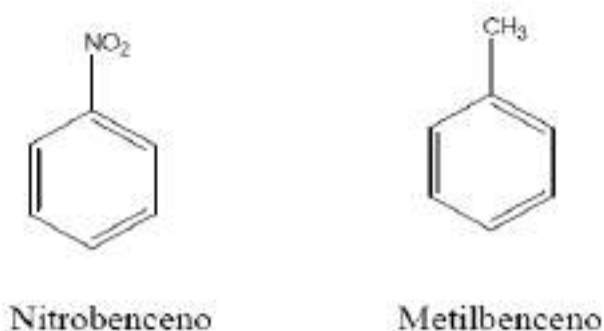


Derivados de Hidrocarburos Aromáticos

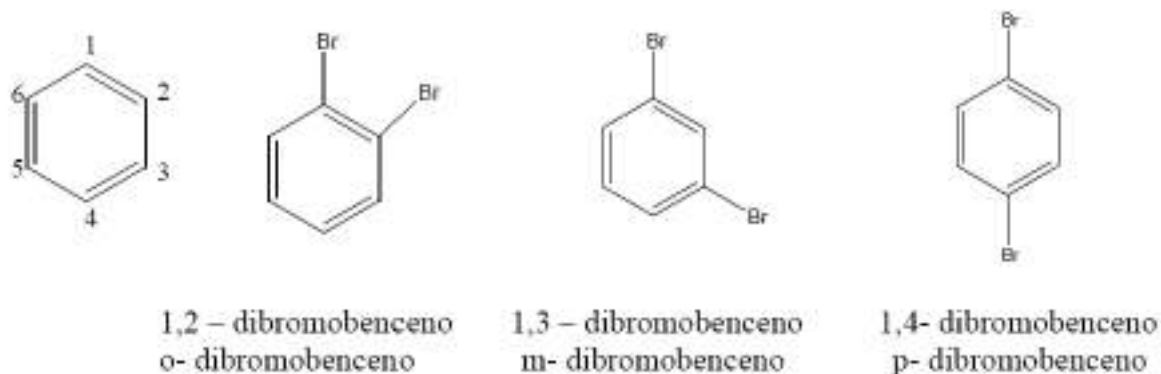
Nomenclatura

Existen compuestos derivados por sustitución de algún hidrógeno por algún grupo funcional.

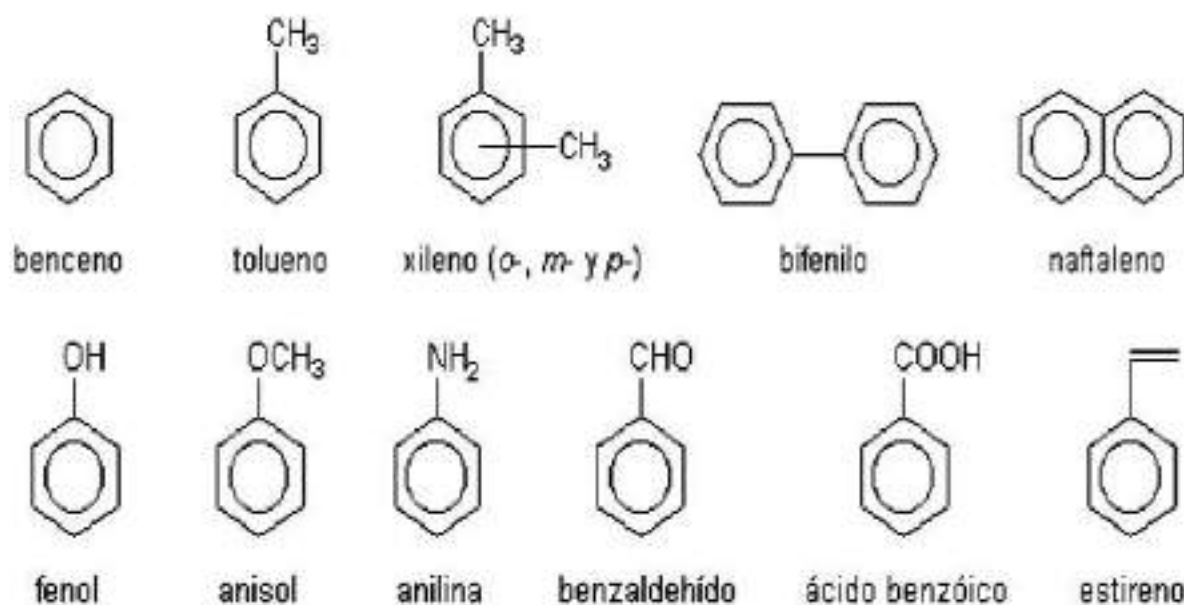
Cuando el benceno lleva **un** radical, se nombra primero dicho radical seguido de la palabra benceno.



Cuando hay **dos** sustituyentes sobre el anillo de benceno se puede nombrar mediante la correspondiente combinación de localizadores 1,2-, 1,3-, ó 1,4- o bien mediante los prefijos **orto-**, para el 1,2-, **meta-** para el 1,3- y **para-** para el 1,4- .

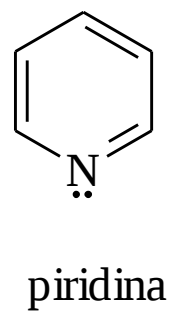
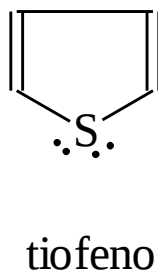
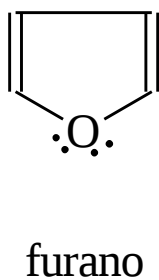
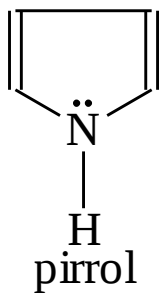


Existen también muchos otros compuestos con nombres comunes que son aceptados por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). Algunos de ellos son los siguientes.



Algunos compuestos aromáticos heterocíclicos.

Todas estas moléculas cíclicas, contienen al menos un átomo diferente al carbono formando parte del anillo, el que puede ser de cinco o más átomos. Por ejemplo:

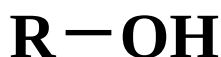


FUNCIONES OXIGENADAS

ALCOHOLES

Los alcoholes y fenoles poseen como grupo funcional el hidroxilo $-OH$. Se lo considera derivados de los alcanos, al reemplazar al menos un átomo de H por un grupo hidroxilo.

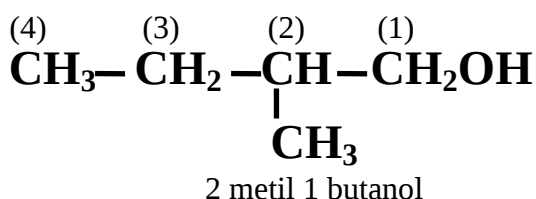
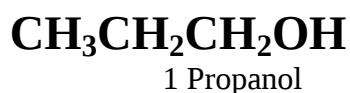
O bien se los considera como derivados del agua, reemplazando un hidrógeno por un radical alquílico. Tienen como fórmula general:



Nomenclatura

- Según la nomenclatura de la IUPAC, los alcoholes se nombran tomando el prefijo correspondiente al número de carbonos de la cadena carbónica principal y la terminación “*ol*”. La cadena más larga que posee el grupo OH es la principal y sirve de base para la denominación. Se numera partiendo del extremo más próximo al grupo OH.

Ejemplos:

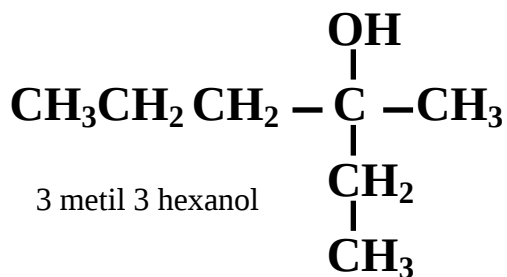
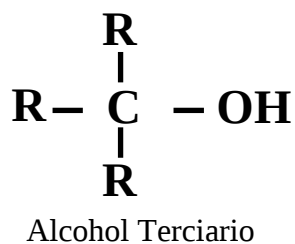
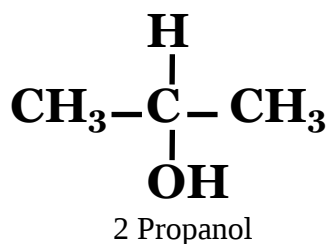
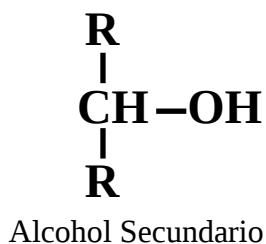


- También se puede utilizar nombres comunes impuestos por el uso:

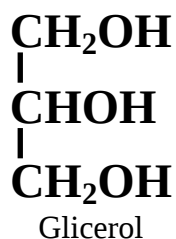


Clasificación:

- Según el grupo OH se encuentre unido a un carbono primario, secundario o terciario.



- Los alcoholes hasta aquí vistos, presentan un sólo grupo hidroxilo, por ello se los llama también monohidroxilados. Cuando poseen más de un grupo OH se los llama, y polihidroxilados o polioles.



Propiedades Físicas:

- Los primeros alcoholes de la serie son líquidos y los superiores son sólidos.
- Son menos densos que el agua y la densidad aumenta con el número de átomos de carbono.
- Al igual que el agua presenta punto de ebullición anormalmente altos en relación a su peso molecular, esto se explica por la capacidad de las moléculas de los alcoholes de generar puentes hidrógeno.
- Los alcoholes de la primera serie son muy solubles en agua debido a que son moléculas polares y que, entre ellas, pueden formarse puentes hidrógeno.

Propiedades Químicas:

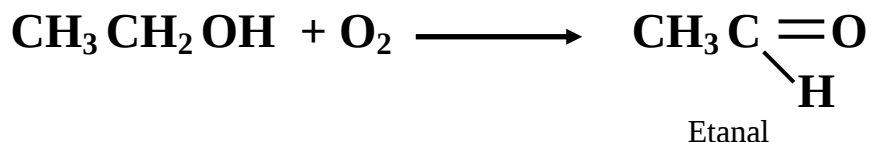
- Las de mayor importancia:



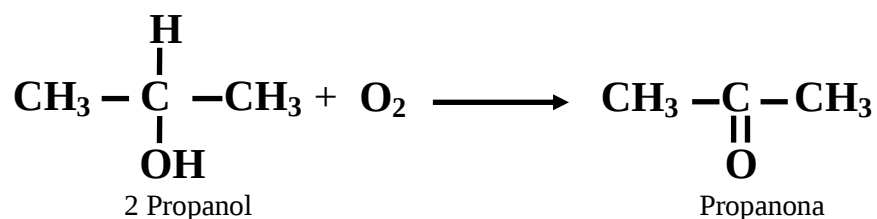
- Por eliminación de agua los alcoholes dan alquenos o éteres.

Oxidación:

- **Alcohol Primario + O₂ → Aldehído**



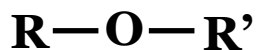
- **Alcohol Secundario + O₂ → Cetona**



- Los alcoholes terciarios presentan mucha dificultad para oxidarse. En medio ácido se deshidratan formando alquenos.

ÉTERES

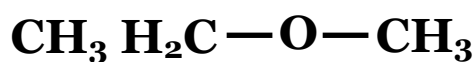
Presentan la siguiente formula general:



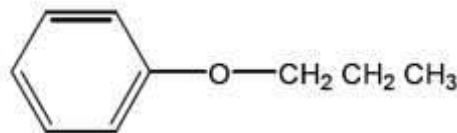
Se los puede considerar derivados de la sustitución de un hidrógeno del grupo funcional de un alcohol, por un radical alquilo o arilo. También se los puede considerar derivados de la sustitución los dos hidrógenos del agua por radicales alquilados o arílicos.

Nomenclatura

- Se coloca antes de la palabra éter, el nombre de los radicales que los forman. Si los radicales son iguales, se nombran una sólo vez:



Etil metil éter



Fenil- propil éter

Propiedades Físicas:

- Salvo el éter metílico que es un gas, los restantes son líquidos incoloros. Son menos densos que el agua, de olores agradables, muy volátiles e inflamables.
- Por la ausencia del grupo OH no pueden formar puentes hidrógenos, teniendo puntos de ebullición similares a los alcanos de igual peso molecular.
- Los pares de electrones no compartidos en el oxígeno, si pueden formar enlaces puente hidrógeno con moléculas de agua por ello poseen una solubilidad similar a los alcoholes.

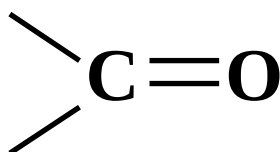
Propiedades Químicas:

- Oxidación: No son fácilmente oxidables pero en presencia de oxidantes fuertes como el dicromato de potasio, se oxidan produciendo aldehídos.

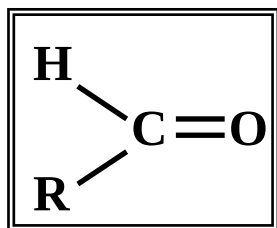
ALDEHÍDOS y CETONAS

Grupo carbonilo

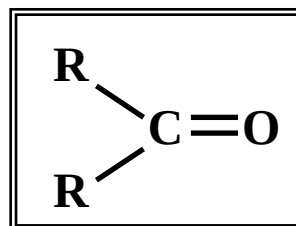
Existen un grupo de compuestos de gran importancia biológica que poseen en su estructura el denominado grupo carbonilo:



Aldehídos y cetonas presentan las siguientes formulas generales:



Aldehído



Cetona

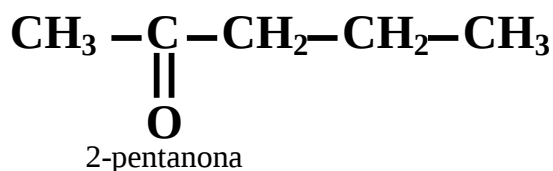
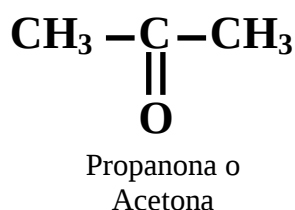
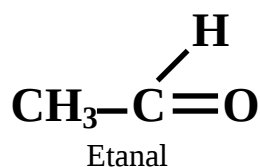
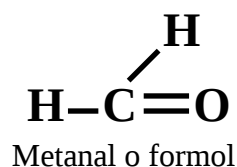
En los aldehídos el grupo carbonilo se encuentra unido a un átomo de hidrógeno (o dos en el caso del metanal, único caso) y a un radical alquilo o arilo.

En las cetonas el carbonilo se encuentran unido o dos radicales alquilo o arilo, iguales o no.

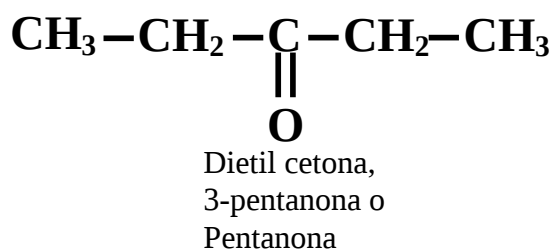
Estos compuestos son sumamente importantes y son la base para el estudio de los hidratos de carbono, ya que presentan estos grupos funcionales.

Nomenclatura

- Según la nomenclatura de la IUPAC, se nombran tomando el prefijo correspondiente al número de carbonos de la cadena carbónica principal y la terminación “**al**” para la designación de **aldehídos** y el sufijo “**ona**” para las **cetonas**:



- También para los aldehídos se pueden utilizar nombres comunes impuestos por el uso que derivan de los ácidos carboxílicos en los que derivan por oxidación: Formaldehído (metanal), Acetaldehído (etanal).
- Para las cetonas existe una forma de nombrarlas que consiste en nombrar los radicales unidos a la cadena carbonada principal (al grupo carbonilo) y añadir la palabra cetona:



Propiedades Físicas:

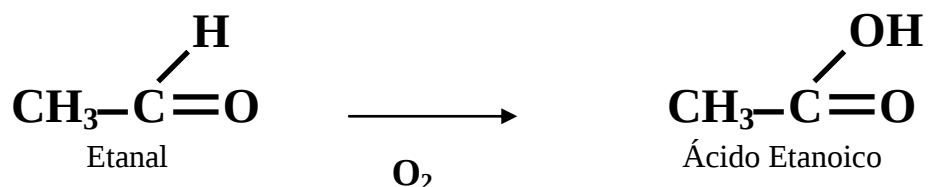
- Los aldehídos y cetonas más simple son líquidos (excepto en metanal), los de mayor número de carbono son sólidos.
- Son solubles en agua, esta propiedad disminuye a medida que aumenta la cadena carbonada.
- Muchos de estos compuestos poseen olor agradable y se los utiliza en perfumería y como agentes aromatizantes.

Propiedades Químicas:

- El grupo carbonilo otorga ciertas características especiales a estos compuestos. Existe una mayor atracción por parte del oxígeno de los electrones produciendo una desigual distribución de estos, creando un enlace carbono-oxígeno muy polarizado. Por la carga parcial positiva el carbono es atacado por reactivos nucleofílicos (dadores de un par electrónico) y el átomo de oxígeno, a su vez, acepta la parte positiva del reactivo. Esto explica las reacciones de adición y condensación que presentan aldehídos y cetonas, que ampliaremos durante el primer año de la carrera.

Reacciones de oxidación

- Aldehídos: en presencia de oxidantes suaves se oxidan con facilidad transformándose en ácidos de igual número de carbonos:

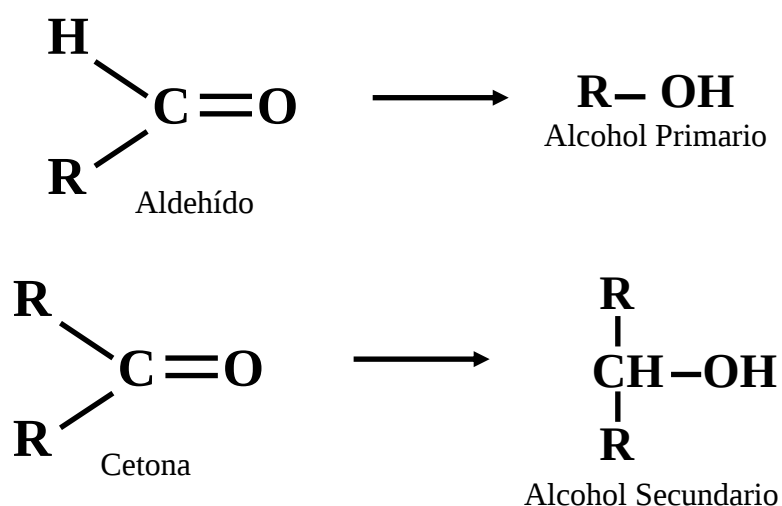


- Cetonas: por tener el grupo carbonilo entre dos radicales son más difíciles de oxidar y requieren de oxidantes fuertes como el permanganato de potasio en medio ácido, dando lugar a ácidos de menor número de carbonos.

La posición diferencial del grupo carbonilo también ayuda a diferenciar ambos compuestos según su capacidad de reducir compuestos:

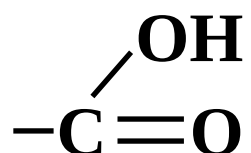
- Reacción de Tollens: el reactivo consiste en una solución de hidróxido de amonio y nitrato de plata. La plata y el amonio forman un complejo llamado plata diamino que reacciona con el aldehído. La plata se reduce y se deposita sobre la superficie del tubo donde se realiza la reacción espejándolo. Las cetonas no pueden realizar esta reacción.
- Reacción de Fehling: se utiliza una solución de sulfato cúprico y hidróxido de sodio con tartrato de sodio y potasio. Cuando se mezclan se genera un complejo entre el ión cúprico y el tartrato dando a la solución un color azul intenso. Al agregar un aldehído y calentarlo suavemente el color cambia a un precipitado rojo debido a la formación de óxido cuproso. Las cetonas no pueden realizar esta reacción.

Reacciones de Reducción:



ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Derivan de la oxidación de alcoholes o bien de aldehídos y poseen el grupo funcional carboxilo:

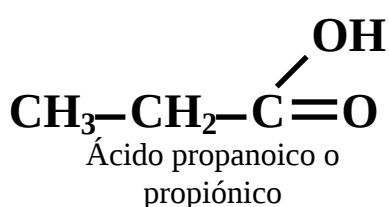
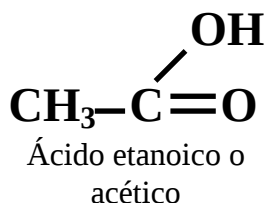
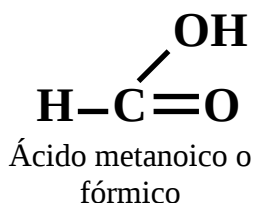


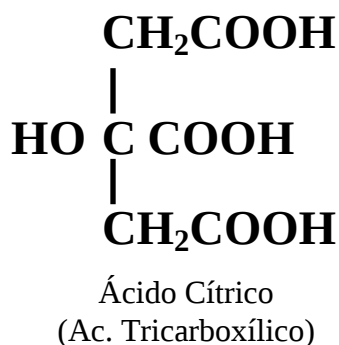
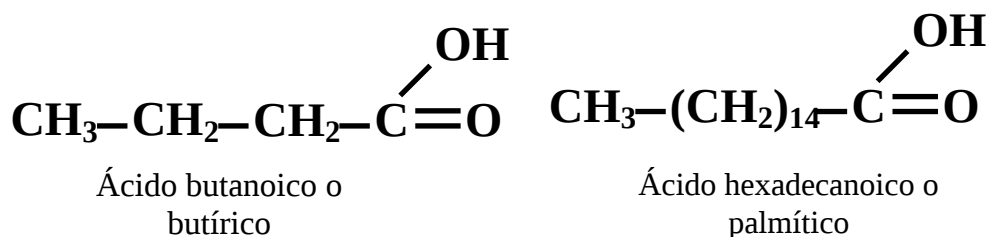
Cuando un ácido orgánico presenta un solo grupo carboxílico se lo llama monocarboxílicos cuando presenta más, policarboxílicos. Este grupo es el encargado de otorgarle la característica ácida a estos compuestos.

Como se los puede obtener a partir de las grasas se llaman también **ácidos grasos**.

Nomenclatura

- Según la IUPAC, los ácidos carboxílicos se nombran como los alcoholes de donde derivan cambiando la terminación “ol” por “oico”.
- También se conocen algunos por sus nombre triviales o vulgares:



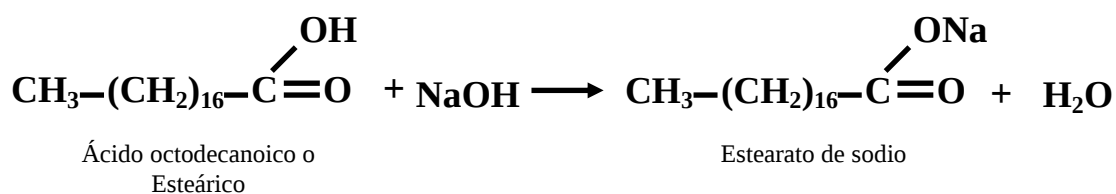


Propiedades Físicas:

- Los primeros de la serie son líquidos volátiles, de olor penetrante y desagradable. De cuatro a diez carbonos son líquidos oleosos, de olor desagradable. Los de más de diez átomos son sólidos y casi inodoros.
- La solubilidad en agua decrece con la cadena carbonada.
- Presentan también puntos de ebullición elevados en comparación con su peso molecular debido a la formación de puente hidrógeno entre sus moléculas.

Propiedades Químicas

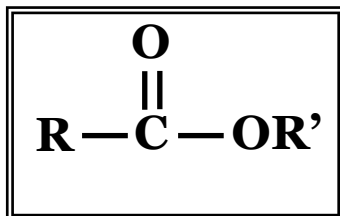
- Formación de sales



Las sales se nombran de manera similar las derivadas de ácidos orgánico, reemplazando la terminación **oico** del ácido por la de **ato**.

ÉSTERES

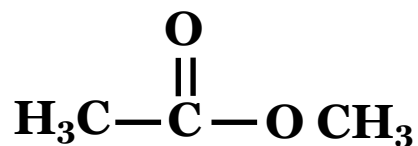
Son derivados de un ácido orgánico y un alcohol. Poseen la fórmula general:



La mayoría son sustancias de olor agradable. Son responsables de los sabores y fragancias de la mayoría de los frutos, flores y de condimentos artificiales de dulces, helados, etc.

Nomenclatura

- Primero se nombra al anión derivado del ácido, y luego el nombre del grupo alquilo del alcohol derivado.



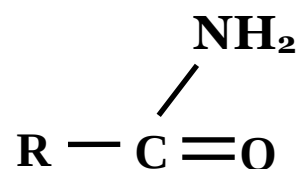
Etanoato de metilo (acetato de metilo)

FUNCIONES NITROGENADAS

AMIDAS

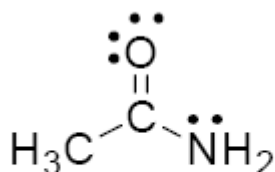
Se las considera derivadas de los ácidos orgánicos y amoníaco.

Poseen el grupo funcional:

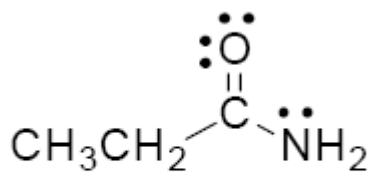


Nomenclatura

- Se nombran cambiando la terminación “o” del hidrocarburo correspondiente por la terminación **amida**.



Acetamida



Propanamida

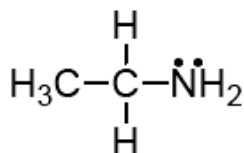
AMINAS

Se los puede considerar como derivados del amoníaco NH_3 reemplazando alguno de los H por grupos alquílico o arilos.

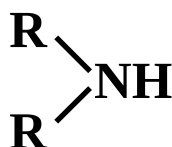
Las aminas se clasifican según el número de grupos enlazados al nitrógeno, primaria si hay solo uno y secundaria o terciaria:



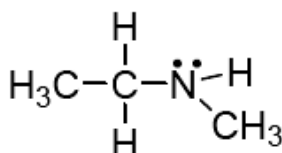
Amina primaria



Etilamina



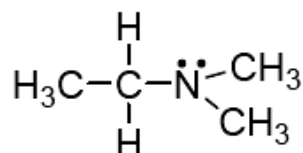
Amina secundaria



N-metiletilamina



Amina terciaria

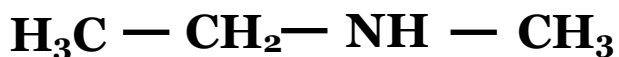


N,N-dimetiletilamina

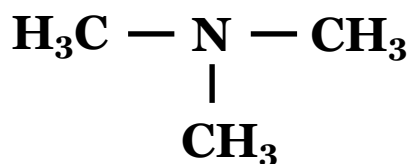
Nomenclatura

- Se los puede denominar anteponiendo el nombre del radical unido al nitrógeno seguidos de la palabra **amina**.

Etil-metilamina



Trimetilamina

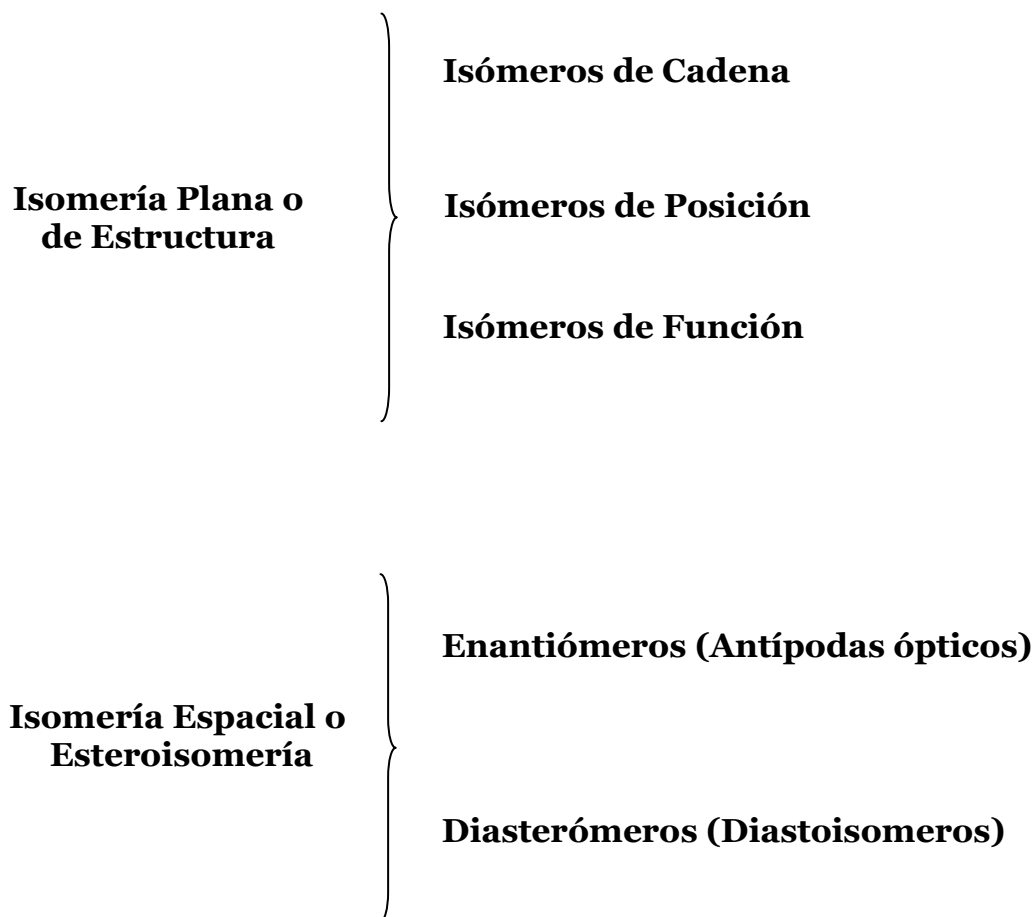


RESUMEN DE LOS PRINCIPALES GRUPOS FUNCIONALES

FAMILIA	G. FUNCIONAL	EJEMPLO
ALCANOS	$R-R''$	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
ALQUENOS	$R-\text{CH}=\text{CH}-R'$	$CH_3-CH=CH-CH_3$
ALQUINOS	$R-C\equiv C-R'$	$CH_3-C\equiv C-CH_3$
ALCOHOLES	$R-OH$	CH_3-CH_2-OH
HALOALCANOS(X = Cl, Br ó I)	$R-X$	CH_3-CH_2-Br
ÉTERES	$R-O-R'$	$CH_3-O-CH_2-CH_3$
ALDEHIDOS	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-H \end{array}$	CH_3-CH_2-CHO
CETONAS	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-R' \end{array}$	$CH_3-CO-CH_2-CH_3$
ÁCIDOS	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-OH \end{array}$	CH_3-CH_2-COOH
ÉSTERES	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-OR' \end{array}$	$CH_3-CH_2-COO-CH_3$
AMINAS	$R-NR'R''$	$CH_3-CH_2-NH_2$
AMIDAS	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-NR'R''R''' \end{array}$	$CH_3-CH_2CONHCH_3$

ISOMERÍA

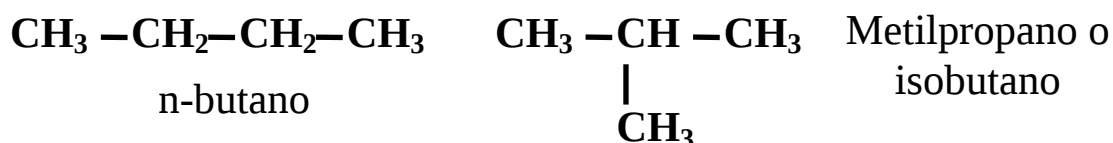
Se denomina isómero a los compuestos diferentes que poseen la misma fórmula molecular:



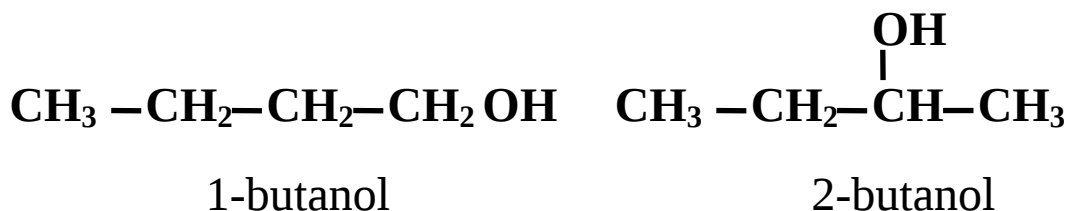
Isomería Plana o Estructural

Estos isómeros difieren solo en el orden en cual están enlazados los átomos de la molécula.

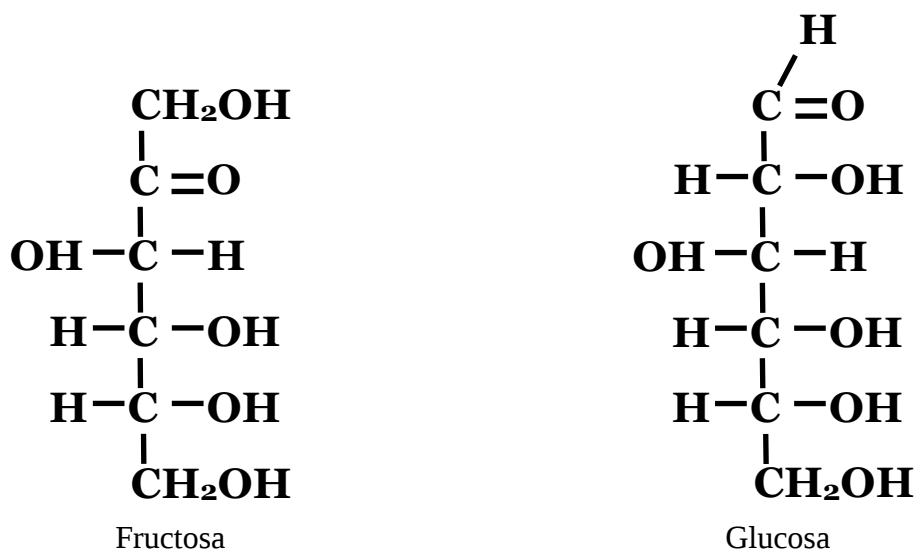
Isomería de cadena: compuestos que poseen la misma fórmula molecular pero que difieren en la estructura de la cadena carbonada:



Isomería de posición: compuestos que poseen la misma fórmula molecular, la misma cadena carbonada y las mismas funciones pero que estas últimas se ubican en posiciones diferentes:



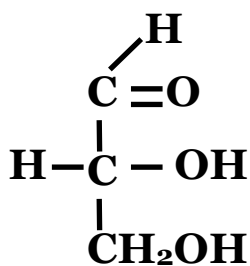
Isomería funcional: compuestos que poseen la misma fórmula molecular pero distintas funciones:



Isomería Espacial o Esteroisomería

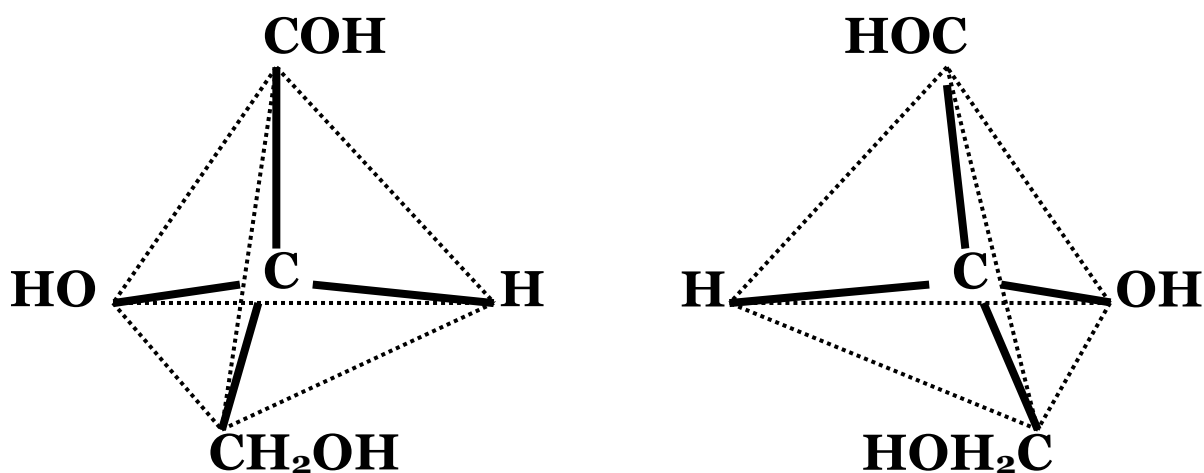
Son compuestos que difieren en la disposición espacial de los átomos de la molécula.

Enantiómeros o isómeros ópticos: Para comprender este tipo de isomería hay que definir el concepto de **carbono asimétrico o quiral**:



Gliceraldehído

Como se puede observar el carbono secundario presente en la fórmula tiene sus cuatro valencias saturadas por distintos compuestos. Estas sustancias tienen la capacidad de desviar la luz polarizada, cuando un rayo de esta atraviesa una solución de dicha sustancia. Es decir son compuestos ópticamente activos y es la única diferencia existente entre estos isómeros. Se la presenta como la imagen en espejo una de la otra (no son imágenes superponibles):

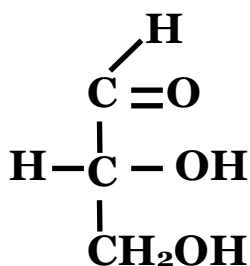


La desviación de la luz polarizada se determina experimentalmente con un aparato denominado polarímetro.

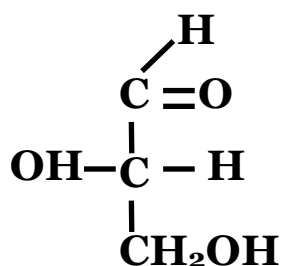
Un haz de luz común está compuesto por vibraciones dispuestas en todos los planos que se intersectan en el eje de propagación del haz. La luz polarizada está compuesta por vibraciones en un solo plano. Las sustancias ópticamente activas tienen la capacidad de desviar este haz hacia un lado o el otro. Por convención cuando un compuesto **desvía la luz hacia la derecha** se antepone el **signo +** al nombre de compuesto y el **signo –** cuando **desvía la luz polarizada a la izquierda**.

Tener presente que esto sólo se determina experimentalmente.

A la hora de escribir la fórmula de los isómeros ópticos, estos se distinguen por la configuración de los cuatro sustituyentes del carbono quiral. El compuesto de referencia es el gliceraldehído donde **si el hidroxilo del carbono secundario más alejado de la función aldehído (en este caso hay un solo carbono secundario) se encuentra a la derecha de antepone la letra D** (dextrógiro) a la fórmula del compuesto, **si lo tiene a la izquierda se antepone la letra L** (levógiro).

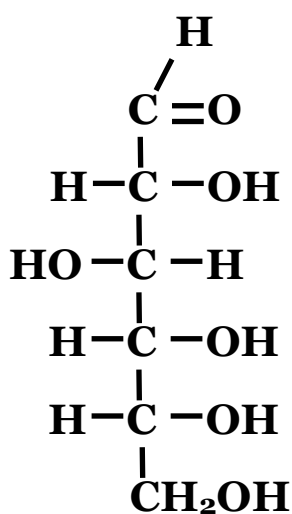


D-Gliceraldehído

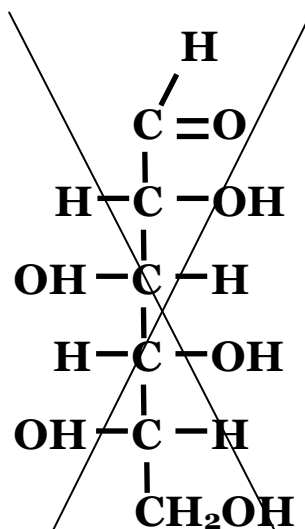


L-Gliceraldehído

Cuando tenemos moléculas más complejas como en el caso de la glucosa vemos que tenemos más de un carbono quiral y por lo tanto la posibilidad de muchos isómeros ópticos. Un error muy común que se comente cuando se dibuja la D-glucosa y al lado su isómero óptico, L- glucosa, es sólo cambiar el hidroxilo del carbono secundario más alejado de la función aldehído a la izquierda:



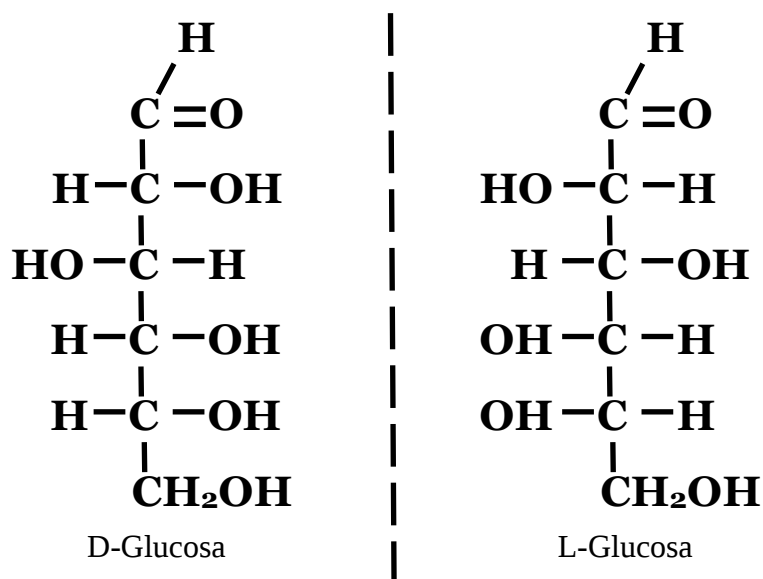
D-Glucosa



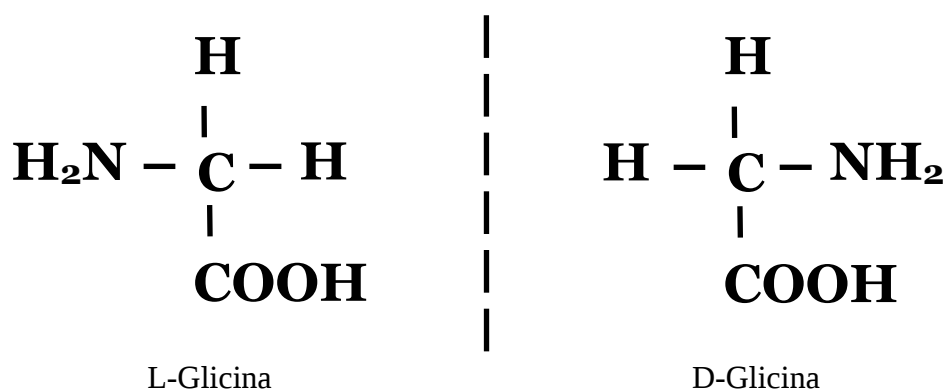
L-Glucosa

Como se podrá observa ambas moléculas no son la imagen especular una de la otra, porque solo cambiamos un hidroxilo de posición. Estos compuestos dibujados son isómeros por que poseen la misma fórmula molecular PERO NO SON ISÓMEROS ÓPTICOS.

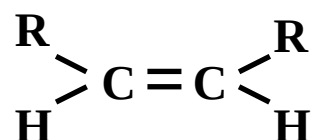
Lo correcto es lo siguiente:



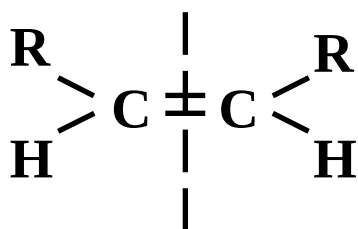
Esto es sumamente importante en los organismos vivos, por ejemplo, nuestro organismo utiliza la D-glucosa para la generación de energía y no la L-glucosa. Nuestras proteínas esta formadas por L-aminoácidos y no por D- aminoácidos:



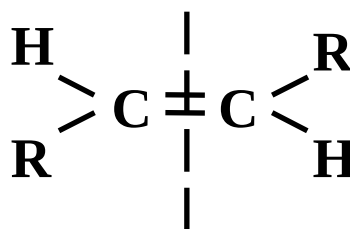
Diasterómeros: Solo mencionaremos un tipo especial de este grupo que son los isómeros **trans** y los isómeros **cis**. Estos se producen cuando existen dobles enlaces carbono-carbono. En este caso la rotación en torno al doble enlace se ve restringida. Por ejemplo:



Si tomamos un plano imaginario que pasa por la doble ligadura es perpendicular al plano que contiene los átomos tenemos dos posibilidades:

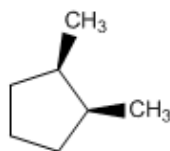
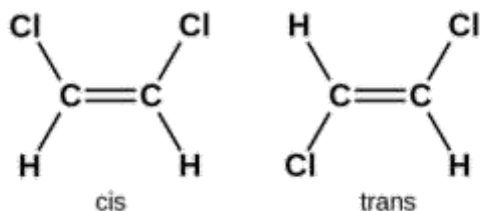


Isómero cis

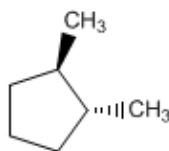


Isómero trans

Ejemplo:



cis-1,2-Dimetilciclopentano



trans-1.2-Dimetilciclopentano

Esto se otorga diferentes propiedades a estos isómeros, como es el caso de los lípidos que veremos durante el cursado de Bioquímica y Biología Molecular en primer año.