



Universidad
Nacional
de San Juan

EUCS
ESCUELA UNIVERSITARIA
DE CIENCIAS DE LA SALUD

Ingreso Enfermería 2024

Fundamentos de Química

Autores:

- *Esp. e Ing. Química Mariela Figueroa Núñez*
- *Dr. en Ciencias Químicas Diego Kassuha*

*Fundamentos de Química
Ingreso a Enfermería
EUCS-UNSJ
2024*

TEMARIO

UNIDAD 1. CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA.

La materia. Clasificación. Propiedades. Magnitudes de masa y capacidad. Estados de agregación. Características de sólidos, líquidos y gases. Cambios de estado. Sistemas materiales. Métodos de separación de componentes y fases.

UNIDAD 2. ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA.

Elementos y símbolos químicos. Estructura del átomo. Partículas subatómicas fundamentales: electrones, protones y neutrones. Número atómico y número másico. Átomos neutros, iones e isótopos. Evolución de los modelos atómicos. Tabla periódica de los elementos. Organización de los elementos en la Tabla. Grupo y período. Grupos especiales. Propiedades periódicas: potencial de ionización, electroafinidad y electronegatividad.

UNIDAD 3. ENLACE QUÍMICO.

Definición de enlace químico. Símbolos de Lewis. Electrones de valencia. Tipos de enlaces químicos: iónico y covalente. Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos. Enlace covalente. Clasificación. Enlace covalente apolar, polar y coordinado o dativo. Enlaces intermoleculares: Enlaces por puente de hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals.

UNIDAD 4. FÓRMULAS QUÍMICAS. NOMENCLATURA.

Clasificación de los compuestos químicos. Números de oxidación. Compuestos binarios: Óxidos Básicos, Óxidos ácidos, hidrácidos y sales. Estructura y lectura de fórmulas. Compuestos ternarios hidróxidos, oxácidos y oxisales. Estructura y lectura de fórmulas. Nomenclatura: tradicional, sistemática y Stock.

UNIDAD 5. DISOLUCIONES.

Soluciones. Solubilidad. Concentración de las disoluciones. Modo de expresar la concentración de disoluciones. Unidades físicas de concentración: porcentaje en masa, porcentaje masa en volumen, porcentaje en volumen, miligramos por litro, gramos por litro. Dilución de soluciones. Concepto de pH. Acidez y alcalinidad de disoluciones.

UNIDAD 6. COMPUESTOS ORGANICOS Y BIOMOLÉCULAS

Compuestos del carbono. Hidrocarburos: alcanos, alquenos y alquinos. Grupos funcionales oxigenados: alcoholes, aldehídos, ácidos carboxílicos, cetonas, éteres, esteres. Grupos funcionales nitrogenados: Aminas. Compuestos biológicos: glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. Ejemplos y funciones en la célula y en organismos vivos.

UNIDAD N°1

“CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA”

¿Qué es la materia?

La **materia** es todo aquello que posee masa y además ocupa un lugar en el espacio.

La materia está formada por pequeñísimas partículas llamadas átomos. Está presente en todo lo que está a nuestro alrededor incluyéndonos a nosotros mismos.

Como la materia está definida como todo aquello que tiene masa y ocupa un espacio, cualquier organismo, forma de vida u objeto inerte es un ejemplo de materia. Tanto el *aire* como el *agua*, así como las *piedras* e incluso nosotros mismos los *seres humanos* como también las *plantas* son ejemplos de materia y todos son diferentes.



Agua



Piedras



Cuerpo humano

Tomado de <https://www.mundoprimary.com/recursos-ciencias-naturales/estados-de-la-materia>

¿Cuáles son las propiedades de la materia?

A pesar de que todo es materia, los objetos a nuestro alrededor presentan características distintas que nos permite diferenciarlos unos de otros, estas características específicas son llamadas **propiedades de la materia**.

- **Propiedades Extensivas o Generales**

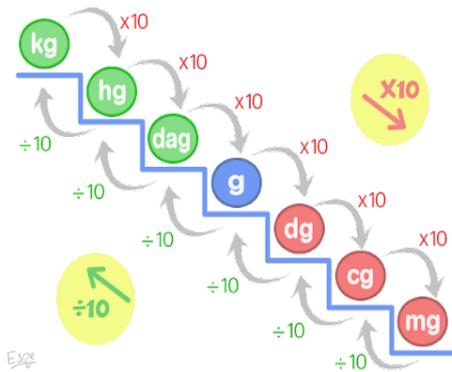
Se les llama **extensivas**, porque dependen de la cantidad de masa que éste posea, y **generales** porque son comunes a todo objeto.

✓ La **masa**, es la cantidad de materia que tiene un cuerpo u objeto

Masa: La unidad de MASA en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg), pero, en Ciencias de la salud, solo se usará esta unidad cuando se quiera, por ejemplo, expresar el peso de un individuo. También se puede usar para expresar la masa de agua de una solución, pero, por lo general, para indicar cantidades de medicamento es más habitual usar gramos (g) o miligramos (mg), por ser unidades más apropiadas.

Medidas de Masa

Las **medidas de Masa** se emplean para medir la cantidad de materia que tienen los cuerpos. La unidad básica es el *gramo* (g).



Para convertir una unidad determinada en otra *situada arriba* (mayor), tenemos que *dividirla* por la unidad seguida de tantos ceros como posiciones hay, en la tabla, entre la unidad determinada y la pedida

1 mg equivale a 0,001 g

Para convertir una unidad determinada en otra situada *abajo* (menor), se debe *multiplicar* por la unidad seguida de tantos ceros como posiciones hay, en la tabla, entre la unidad determinada y la pedida.

1 Kg equivale a 1000 g

Aunque algunas medidas de *Peso* sean similares a las de *Masa*, los conceptos son distintos.

El *Peso* es la *fuerza* con que un cuerpo es atraído por la gravedad y depende de la *Masa* del mismo. La *Masa* de un cuerpo es la cantidad de *materia* que contiene.

Para medir **pesos mayores**, como a las personas, se debe utilizar normalmente el **Kilogramo (Kg)**



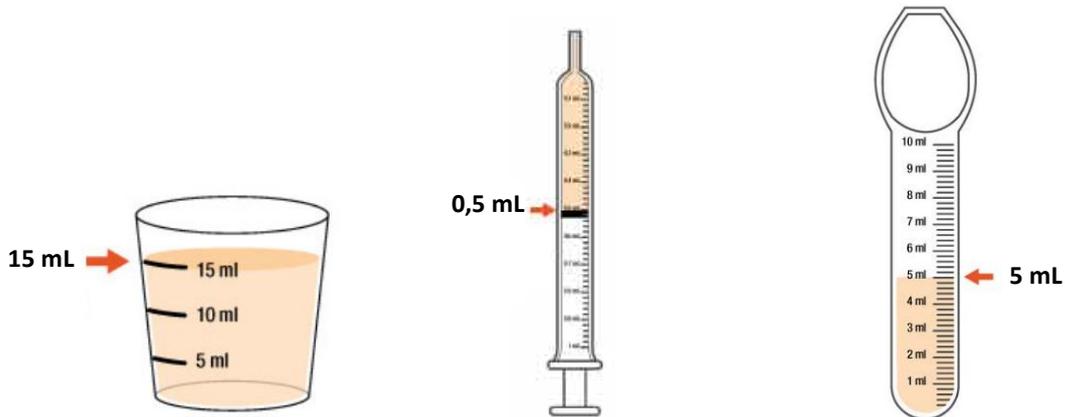
Para medir **pesos pequeños**, como los medicamentos, se utilizan fundamentalmente dos medidas: el **gramo (g)** y el **miligramo (mg)**.



Balanza



✓ El **Volumen** se refiere al espacio que ocupa un cuerpo u objeto.

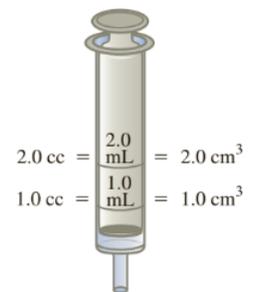


Volumen: La unidad de VOLUMEN en el SI es el metro cúbico (m^3), pero resulta más conveniente usar el decímetro cúbico (dm^3) y el centímetro cúbico (cm^3). Estas unidades de volumen deberán ir reemplazando al tradicional litro (L) y mililitro (mL). Una unidad muy usada en Medicina es el decilitro (dL), igual a 100 mL o 100 cm^3 .

El centímetro cúbico (que se abrevia cm^3 o cc) es el volumen de un cubo con dimensiones de 1 cm por lado. Un centímetro cúbico tiene el mismo volumen que un mililitro, y las unidades por lo general se usan de manera indistinta.

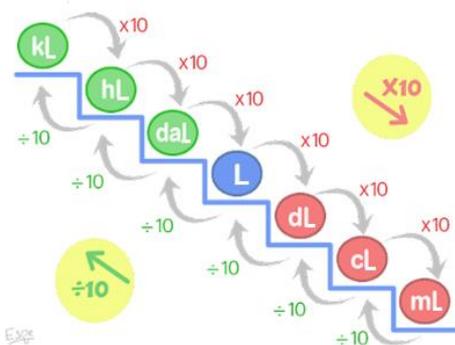
$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ cc} = 1 \text{ mL}$$

Cuando usted ve 1 cm, lo que está leyendo tiene que ver con longitud; cuando ve 1 cc o 1 cm^3 o 1 mL, tiene que ver con volumen.



Medidas de Capacidad

Las **medidas de capacidad** se emplean para medir la cantidad de contenido líquido de un recipiente. La unidad básica es el *litro (L)*.



1 Litro equivale a 10 dL

1 Litro equivale a 100 cL

1 Litro equivale a 1000 mL

<p>Las jeringas para las inyecciones están marcadas en mililitros .</p> 	<p>Para medir capacidades mayores, se puede usar vasos medidores.</p> 
---	--

Medidas de Volumen

Las **medidas de Volumen** se emplean para medir el espacio ocupado por los cuerpos que tienen tres dimensiones (ancho, largo y alto). La unidad básica es el *metro cúbico*, que equivale al volumen de un cubo que tiene un *metro* de ancho por un *metro* de largo por un *metro* de alto.

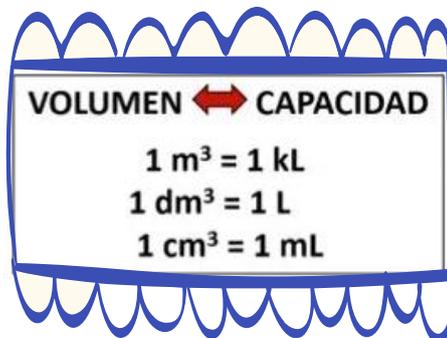
Tabla de Posición de las medidas de Volumen

km ³	hm ³	dam ³	m ³	dm ³	cm ³	mm ³
-----------------	-----------------	------------------	----------------	-----------------	-----------------	-----------------

Para convertir una unidad determinada en otra pedida, tenemos que *multiplicarla o dividir por 1000* (añadir tres ceros), tantas veces como posiciones hay, en la tabla, desde la unidad determinada hasta la pedida.

La diferencia entre el volumen y la capacidad es que el *volumen* es el espacio que ocupa un cuerpo y la *capacidad* es el espacio para contener un cuerpo.

La “capacidad” y el “volumen” son términos que se encuentran estrechamente relacionados. Por lo tanto, entre ambos términos existe una equivalencia que se basa en la relación entre **litro (unidad de capacidad)** y el **decímetro cúbico (unidad de volumen)**



EJMPLO DE PROPIEDADES EXTENSIVAS SE APLICAN EN ESTOS EJEMPLOS

Ejemplo 1:

Si el agua corporal total de un adulto de 70 kg es de 42 litros, 28 litros estarán dentro de las células, formando el agua intracelular y 14 litros estarán fuera de las células, formando el agua extracelular.

Propiedades extensivas:

- Masa: 70 Kg
- Volumen: 42 L

Ejemplo 2:

Para conocer la situación de una sustancia en un compartimiento biológico se hace necesario conocer la masa de la sustancia en estudio y el volumen en que se encuentra distribuida. Así, será posible decir que un determinado paciente tiene un volumen plasmático de 3800 mL y una masa de urea, disuelta en ese plasma, de 14 g.

Propiedades extensivas:

- Masa de urea: 14 g
- Volumen plasmático: 3800 mL

- **Propiedades Intensivas o Específicas**

Se les llama **intensivas**, porque no dependen, en ningún sentido, de la cantidad de masa que posea el cuerpo, y **específicas** porque ayudan a distinguir una sustancia de otra.

De manera general podemos clasificar las propiedades intensivas en dos tipos: **propiedades físicas y propiedades químicas**.

Propiedades físicas de la materia

Las **propiedades físicas** de la materia son aquellas que podemos observar y medir sin necesidad de que la materia se transforme en una sustancia diferente.

Algunas propiedades físicas requieren, en ocasiones, de instrumentos específicos que permitan determinar su magnitud, por ejemplo: **la densidad, la maleabilidad, ductilidad, elasticidad, dureza, solubilidad, calor específico, conductividad térmica y eléctrica, temperaturas de fusión y de ebullición**.

Aquí explicaremos algunos.

- ✓ **Punto de ebullición:** punto máximo de temperatura que alcanza una sustancia en estado líquido antes de convertirse en vapor.

El punto de ebullición de las sustancias es una **propiedad específica** ya que las ayuda a diferenciar el agua del aceite de oliva y también es una **propiedad intensiva** porque las temperaturas de ebullición son independientes de la cantidad de agua o aceite de oliva que se tenga.

Ejemplo:

- El agua, que es el líquido más común para nosotros, su punto de ebullición es 100°C.
- El aceite de oliva tiene un punto de ebullición de 216 °C.



- ✓ **Punto de fusión:** Este punto es la temperatura en la cual un cuerpo sustancia pasa de estado sólido a líquido.

El punto de fusión, es una propiedad intensiva porque son independiente de la cantidad que se tenga y propiedades específicas porque son características de las sustancias.



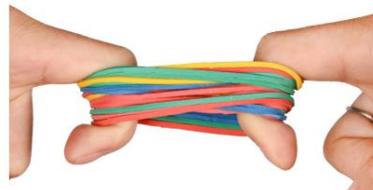
Hielo derriéndose



Vela derriéndose

- Punto de fusión del hielo, a los 0°C,
- Punto de Fusión de la parafina 65°C aproximadamente.

- ✓ **Elasticidad:** es la propiedad que tienen algunos cuerpos de volver a su forma original después de haberse deformado por la aplicación de una fuerza externa. La elasticidad es una propiedad intensiva ya que es independiente de la cantidad de materia que se tenga y también es específica, ya que cada sustancia tiene su elasticidad.



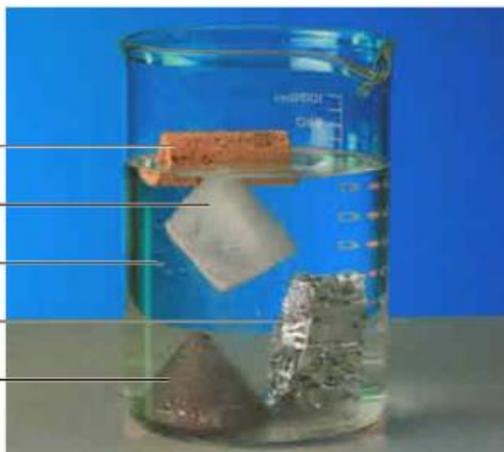
Bandas elásticas

- ✓ **Densidad:** Toda sustancia tiene una densidad única, que la distingue de otras sustancias

Es posible medir la masa y el volumen de cualquier objeto. Si compara la masa del objeto con su volumen, obtiene una relación llamada densidad.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

- Corcho (densidad = 0.26 g/mL)
- Hielo (densidad = 0.92 g/mL)
- Agua (densidad = 1.00 g/mL)
- Aluminio (densidad = 2.70 g/mL)
- Plomo (densidad = 11.3 g/mL)



Las **propiedades organolépticas**, son propiedades físicas, porque pueden ser percibidas a través de nuestros sentidos corporales como el **color**, el **olor** y el **sabor**.

- ✓ **Color:** Es el aspecto que tiene la materia ante el ojo humano. El color es una propiedad intensiva.



Lingote de oro



Anillos de oro

El color de un lingote de oro es el mismo que de un anillo de oro. Es decir que esta propiedad no depende de la cantidad de materia del objeto.

La siguiente tabla, muestra ejemplos de las propiedades físicas del cloro, agua y azúcar.

Sustancia	Propiedades Físicas-Propiedades Intensivas o específicas					
	Color	Sabor	Olor	Estado de agregación	Punto de ebullición	Punto de fusión
 Cloro	<i>Verde amarillento</i>	<i>agrio</i>	<i>irritante</i>	<i>gas</i>	<i>234,6 °C</i>	<i>201,6 °C</i>
 Agua	<i>Incoloro</i>	<i>Sin sabor</i>	<i>inodoro</i>	<i>Líquido</i>	<i>100 °C</i>	<i>0°C</i>
 Azúcar	<i>Blanco</i>	<i>Dulce</i>	<i>Inodoro</i>	<i>Sólida</i>	<i>-----</i>	<i>186 °C</i>

Propiedades químicas de la materia

Las **propiedades químicas** de la materia son aquellas que son observables cuando se altera íntimamente la naturaleza de la materia.

Algunos ejemplos de estas propiedades son: reactividad, oxidabilidad, combustibilidad, inflamabilidad, etc.

- ✓ **Oxidabilidad:** propiedad que tienen algunos elementos de formar óxidos, es decir de oxidarse.
- ✓ **Combustibilidad:** Propiedad de las sustancias que las hace capaces de arder frente a una fuente de calor
- ✓ **Inflamabilidad:** Esta propiedad química permite saber si la sustancia es capaz de encenderse con facilidad y además desprender llamas.

Ejemplo	Cambio Químico	Propiedad Química- Propiedad Intensiva
 <p>El hierro que es gris y brillante, se reacciona con el oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo.</p>	Formación de óxido	<p>Oxidabilidad</p> $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$ <p style="text-align: center;">s)</p>
 <p>El carbono se quema con una llama que produce, cenizas y dióxido de carbono.</p>	Quemar madera	<p>Combustión</p> $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

¿Qué son los estados de la materia?

Los **estados de la materia** son las diferentes formas en las que podemos encontrar la materia en nuestro planeta, y en el universo en general. Estos estados dependen de la forma en que están agrupadas las partículas que componen la materia.

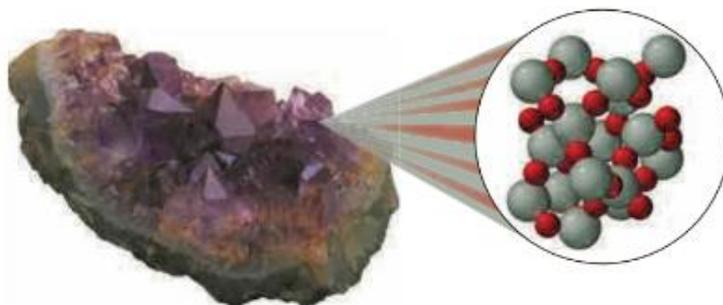
Existen tres estados fundamentales de la materia: **estado líquido, estado sólido y gaseoso**. Además, existe el estado plasmático, que es una forma en la que se encuentra la materia en el espacio.

Estado sólido

La materia en estado sólido tiene como característica principal que tienen una **forma definida**, por lo que se resiste al cambio de forma, es decir que no se ajusta al recipiente donde lo coloquen.

En un sólido, fuertes fuerzas de atracción mantienen unidas las partículas, como átomos o moléculas.

Las partículas de un sólido están ordenadas en un patrón tan rígido que su único movimiento es vibrar lentamente en sus posiciones fijas. Para muchos sólidos, sus estructuras rígidas producen cristales.



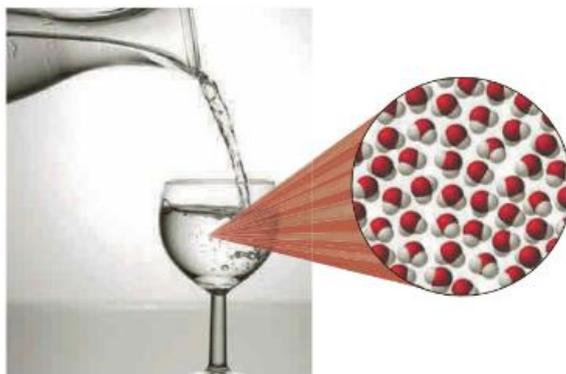
La amatista, un sólido, es una forma púrpura de cuarzo (SiO₂).

Características de los sólidos

- Tienen forma y volumen constante.
- No se pueden comprimir solo con apretarlos.
- Aumentan su volumen al calentarse (dilatación).
- Disminuyen su volumen al enfriarse (contracción).
- Pueden tener características de dureza o de fragilidad.
- Pueden cambiar de estado a líquido o a gaseoso debido a cambios de presión y de temperatura.

Estado líquido

Un líquido tiene un volumen definido, no una forma definida. En un líquido, las partículas se mueven lentamente en direcciones aleatorias, pero están suficientemente atraídas entre ellas para mantener un volumen definido, aunque no una estructura rígida. Por eso, cuando aceite, agua o vinagre se vierten de un recipiente a otro, el líquido conserva su propio volumen, pero adopta la forma del nuevo recipiente.



El agua como líquido adopta la forma de su recipiente.

Características de los líquidos

- Los líquidos toman la forma del envase que los contiene, es decir que no tienen forma definida pero sí tienen volumen.
- Los líquidos tienen tensión superficial que se da por las fuerzas de atracción en todas las direcciones que tienen sus partículas.
- La viscosidad es otra característica de los líquidos. La viscosidad en los líquidos es la velocidad con la que éste o fluye.
- Los líquidos tienen la propiedad de la capilaridad que ocurre cuando las moléculas del líquido suben por tubos capilares (de pequeño diámetro), pues es más fuerte la interacción con las moléculas del tubo (adhesión) que entre ellas (cohesión).
- Los líquidos tienen punto de ebullición, que es la temperatura máxima a la que hierven y pasan al estado gaseoso.

Estado gaseoso

Un gas no tiene ni forma ni volumen definidos. En un gas las partículas están alejadas, tienen poca atracción entre ellas, se mueven a velocidades extremadamente altas y adoptan la forma y el volumen de su recipiente. El gas helio en un globo llena todo el volumen del globo.



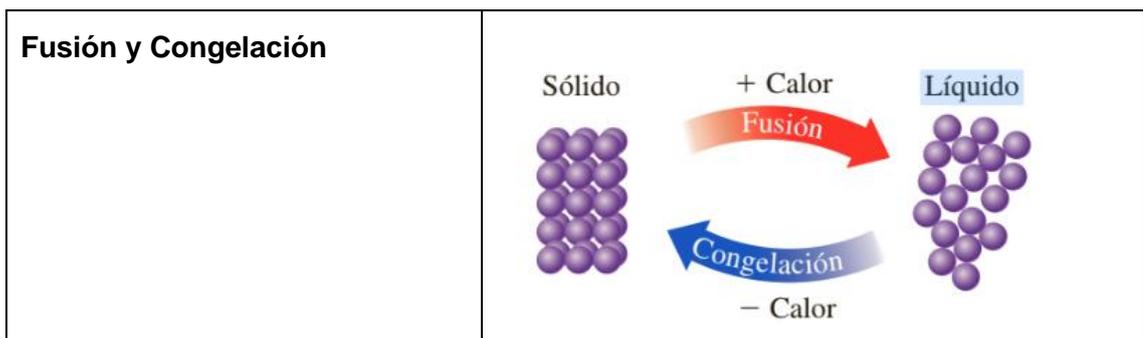
Un gas adopta la forma y el volumen de su recipiente.

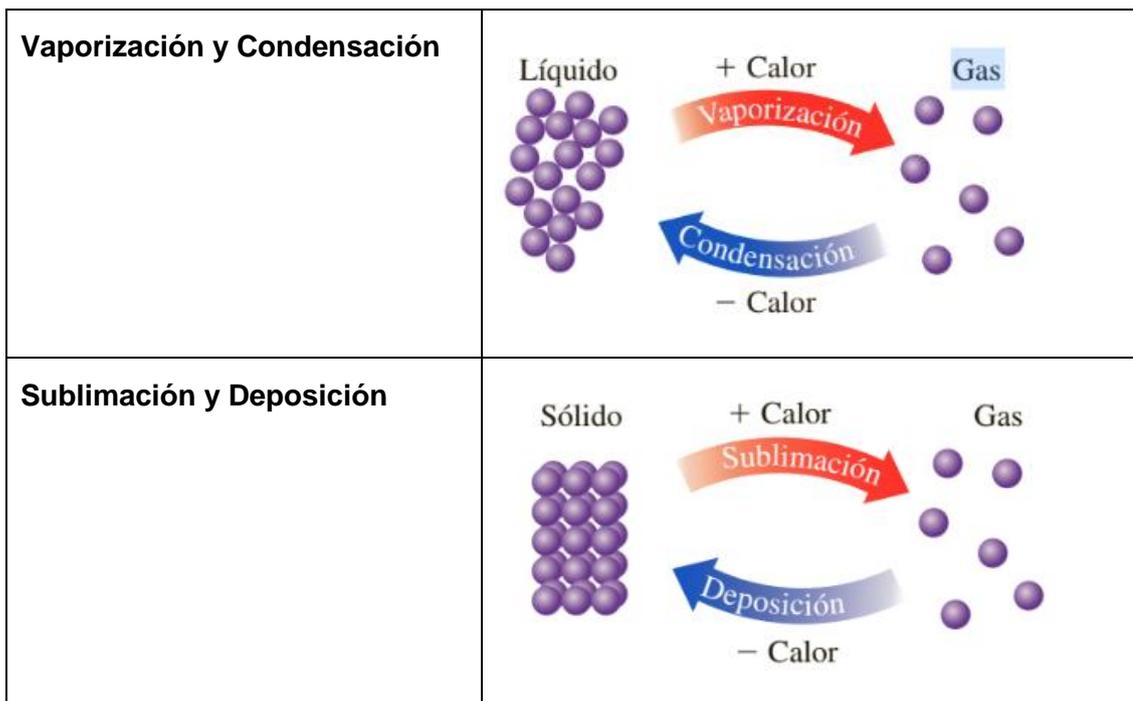
Características del estado gaseoso

- La interacción entre las partículas es poca porque se encuentran bastante separada entre sí.
- Los líquidos y los sólidos poseen más partículas que los gases.
- Las partículas se mueven de manera constante y de forma desordenada.
- Los gases no poseen forma ni volumen.
- En su mayoría los gases no se pueden tocar, no tienen color ni sabor.
- Los gases se hacen más flexibles al ser comprimidos lo que permite que se adapten al recipiente que los va a contener.
- Los gases pueden ocupar todo el volumen del que disponen.

¿Qué son los cambios de estados de la materia?

El **cambio de estado** de la materia es el paso de la materia de un estado a otro sin que se modifique su composición.





Los cambios de estado podemos observarlos frecuentemente en nuestra vida. Por ejemplo, cuando sacamos el hielo del congelador (agua en estado sólido) y empieza a derretirse convirtiéndose en agua en estado líquido.

Igualmente, cuando calentamos agua en estado líquido, esta empieza a hervir y a evaporarse (convertirse en vapor).

¿Cuándo ocurren los cambios de estado de la materia?

Los **cambios de estado de la materia ocurren** cuando cambia la temperatura de un cuerpo suficientemente como para alterar la movilidad o interacción entre las partículas.

Por ejemplo, cuando se aplica suficiente energía térmica (calor) a un sólido, la movilidad de sus partículas aumenta y la fuerza de atracción disminuye (hay más espacio entre ellas), por lo que se mueven más libremente y el sólido puede pasar a estado líquido.

Ahora si queremos que el líquido pase al estado sólido o un gas pase a estado líquido se le quita al sistema la energía térmica suficiente para disminuir el movimiento de sus partículas y estas empezarán a atraerse entre ellas.

Los cambios de la materia pueden clasificarse de acuerdo a la pérdida o ganancia de temperatura que ha ocurrido para que el cambio suceda.

Clasificación de los cambios de estado

Los cambios que se producen cuando la materia **absorbe energía calórica** se denominan **fusión, vaporización y sublimación**.

- **FUSIÓN:** Este es el cambio de estado sólido a líquido.



Se derrite la margarina



Se Derrite la vela



Se derrite el hielo

- **VAPORIZACIÓN:** es el paso del estado líquido al estado gaseoso. La vaporización puede ocurrir por **ebullición** o **evaporación**.

✚ La **evaporación** ocurre cuando solamente las partículas superficiales del líquido se convierten en gas.

✚ Por ejemplo, lo que ocurre con una taza de chocolate caliente cuando sale “humo” y es realmente las partículas superficiales del líquido que están convirtiéndose en vapor.



✚ La **ebullición** ocurre cuando el líquido alcanza la temperatura de ebullición y el cambio de estado se produce en todas las partículas del líquido.

✚ Un ejemplo de ello es cuando hervimos agua y llega a su temperatura de ebullición de 100°C.

- **SUBLIMACIÓN:** este el **paso de estado sólido al estado gaseoso**.

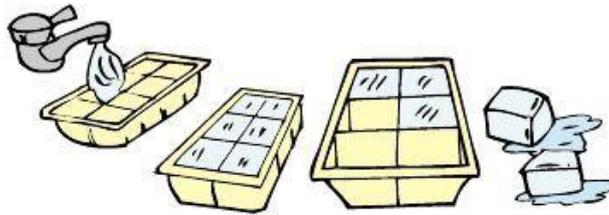
Un ejemplo de sublimación es el caso del hielo seco, dióxido de carbono en estado sólido, que volatiliza y pasa a ser un gas. Cabe señalar que no debe convertirse en líquido durante este cambio para que se pueda hablar de sublimación. En otras palabras, debe ser un **paso directo** entre ambos estados.



Los cambios de la materia cuando ésta **cede calor** son: **solidificación, condensación y deposición**.

- **SOLIDIFICACIÓN:** es el cambio de la materia de estado líquido a estado sólido.

Por ejemplo, cuando ponemos agua en el congelador ésta cede energía calórica al aire frío, y pasa a solidificarse en forma de hielo.



Solidificación: paso de líquido a sólido

- **CONDENSACIÓN:** es el paso de estado gaseoso (vapor) a estado líquido.

Este proceso es el que ocurre cuando el agua en estado vapor se enfría y se vuelve líquida.

Por ejemplo, cuando los vasos con bebidas frías “transpiran” porque las moléculas de agua en el aire que rodea el vaso pierden energía calórica al chocar con la superficie fría del vaso, pasando del estado vapor al líquido.



Vaso frío “sudando” por la condensación del agua en el aire

- **DEPOSICIÓN O SUBLIMACIÓN REGRESIVA:** este es el cambio de estado de gas (vapor) a sólido.



Este proceso es el que ocurre cuando el agua en estado vapor se enfría y se vuelve sólida.

En las noches frías, si la temperatura es inferior a 0°C, el vapor de agua de la atmósfera pasa directamente al estado sólido y se deposita como cristales microscópicos de hielo, es lo que llamamos escarcha.

La nieve que se produce en zonas en las que la temperatura es muy baja, no le da tiempo al vapor de agua de convertirse en lluvia, y se convierte directamente en hielo. Es decir que no se pasa por el estado líquido.

Resumiendo, las partículas que experimentan el cambio de estado siguen siendo las mismas antes y después del mismo. La presión y la temperatura son variables importantes en cómo estas se acomodan en un estado o en otro. Cuando sucede un cambio de estado, se forma un sistema bifásico, conformado por la misma materia en dos estados físicos diferentes.

En la siguiente imagen se muestran los principales cambios de estado que experimenta la materia en condiciones normales.

CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA



Si una sustancia que a presión y temperatura ambiente se presenta como:

- **sólido o líquido** y se le entrega calor, al **estado gaseoso** que adquiere se lo **denomina vapor**. Por ejemplo, a temperatura ambiente el agua es líquida, su estado gaseoso se denomina vapor, el yodo a temperatura ambiente es sólido cuando se le entrega calor su estado gaseoso se denomina vapor.
- **Gases, en estado gaseoso** se lo **denomina gases**. En las mismas condiciones de temperatura y presión el hidrógeno, oxígeno o el nitrógeno, entre otros, son gases por ello en estado gaseoso se llaman gases.

➤ **Condensación:** es el paso de vapor a líquido.

Ejemplo: en los días fríos de invierno el vapor de agua de la atmósfera se condensa en los cristales de la ventana que se encuentran fríos o en el espejo del cuarto de baño. Condensan los vapores, como el vapor de agua, o el de cloroformo. Los vapores condensan por enfriamiento o por compresión.



➤ **Licuación:** los gases para pasar al estado líquido, primero deben ser enfriados hasta cierta temperatura y luego comprimidos.



La licuefacción del gas tiene aplicaciones importantísimas en el mundo industrial, en la medida en que **permite transportar el gas de manera más segura y protegida**, dado que en su condición líquida adquiere una mayor estabilidad, sobre todo cuando se trata de hidrocarburos altamente combustibles.

Concluimos que los gases se licuan y los vapores se condensan

¿Qué son los sistemas materiales?

Un **sistema material** es una porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Tiene límites específicos es objeto de estudios y/o análisis con algunos fines específicos.

Los límites de un sistema material son muy importantes, pues pueden interactuar con el medio que los rodea e interactuar materia y/o energía.

Obedeciendo al **grado de aislamiento que estos sistemas** presenten respecto a su entorno, es posible reconocer tres tipos distintos:

✔ Sistemas abiertos	✔ Sistemas cerrados.	✔ Sistemas aislados.
<p>Son los más predominantes de todos, se caracterizan por intercambiar energía y/o materia con el entorno que los rodea, ya sea tomándola hacia él y/o expulsándola.</p>	<p>Intercambian energía (calor) con el exterior, pero nunca materia (su masa permanece intacta).</p>	<p>No intercambian ni energía ni materia de ningún tipo con su entorno, se los considera sistemas desconectados de las dinámicas a su alrededor</p>
<p>El cuerpo humano.</p> <p>Es un sistema abierto que requiere del intercambio con el ambiente de insumos orgánicos e inorgánicos y de energía para su funcionamiento.</p> 	<p>Un termómetro.</p> <p>Ya que está cerrado herméticamente, el contenido de un termómetro no varía jamás, pero sí reacciona de acuerdo a la temperatura que percibe, es decir, es sensible a la entrada de calor (energía).</p> 	<p>Los trajes de neopreno.</p> <p>El uso de estos trajes protege durante un período de tiempo del intercambio calórico entre el agua y el cuerpo, e impide que ésta (materia) penetre a su interior.</p> 

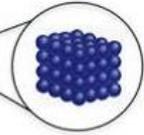
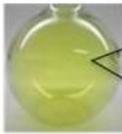
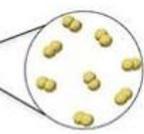
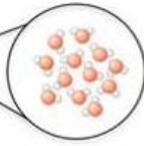
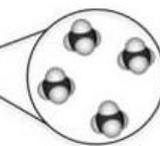
Fuente: <https://www.ejemplos.co/30-ejemplos-de-sistema-abierto-cerrado-y-aislado/#ixzz7FfqweEwC>

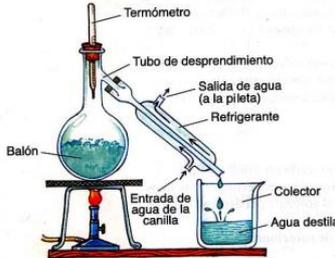
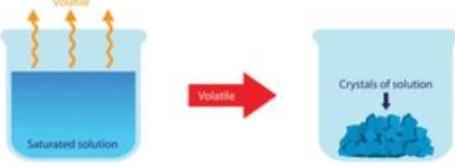
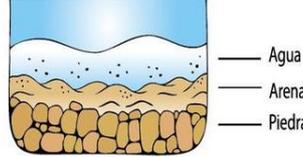
La otra clasificación de los sistemas materiales, es **en función de la constitución y propiedades en el interior de cada sistema.**

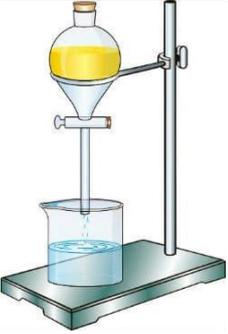
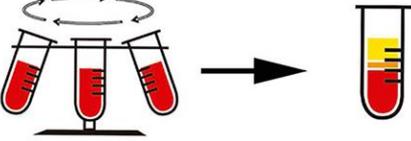
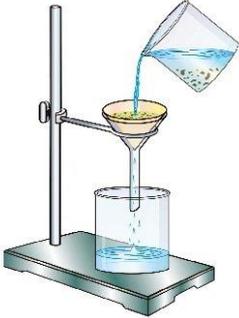
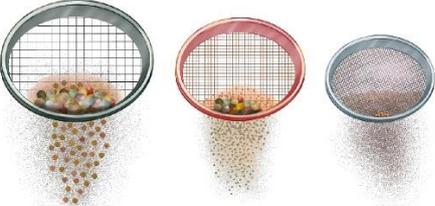
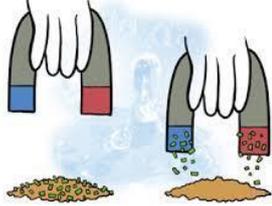
✔ Sistemas Homogéneos	✔ Sistemas Heterogéneos
<ul style="list-style-type: none"> • Poseen una sola fase. • Tiene las mismas propiedades intensivas en todos los puntos de su masa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Poseen dos o más fases. • Tiene diferentes propiedades intensivas en dos o más puntos de su masa.

<ul style="list-style-type: none"> Las partículas que lo forman no se observan ni aún ante el ultramicroscopio. Puede estar formado por uno o más componentes. No se puede diferenciar la separación de sus componentes, es decir presentan una sola fase son monofásicos. <ul style="list-style-type: none"> ✔ Sustancias Puras ✔ Soluciones 	<ul style="list-style-type: none"> Pueden observarse las partículas que lo forman con microscopio o ultramicroscopio. Puede estar formado por uno o más componentes. Presentan superficies de discontinuidad, es decir presentan más de una fase. <ul style="list-style-type: none"> ✔ Dispersiones Groseras ✔ Dispersiones Coloidales
<p>Fase es cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, está separada de las otras partes por límites físicos.</p> <p>Componente: Es cada una de las sustancias que componen un sistema</p>	

SISTEMAS HOMOGÉNEOS

<ul style="list-style-type: none"> ✔ Sistemas Homogéneos 	<ul style="list-style-type: none"> ✔ Sustancias Puras <p>La única fase es una sola sustancia</p>	<ul style="list-style-type: none"> Simples: Están formadas por átomos iguales y por lo tanto no pueden descomponerse. <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Sodio</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Na</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;">  <p>Cloro</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Cl₂</p> </div> </div>
		<ul style="list-style-type: none"> Compuestas: están formadas por átomos distintos y pueden descomponerse. <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Agua</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>H₂O</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;">  <p>Metano</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>CH₄</p> </div> </div>

	<p>✓ Soluciones: La única fase tiene dos o más sustancias puras.</p>	 <p>Agua y NaCl</p>
<p>Métodos de Separación de Componentes Para separar cada uno de los componentes de un sistema homogéneo se utilizan Métodos de Fraccionamiento.</p>		
<p>Destilación Simple</p>	<p>Se emplea este método para separar un disolvente de las sustancias sólidas disueltas en él. Ejemplo: La más conocida es la obtención del agua destilada.</p>	
<p>Destilación Fraccionada</p>	<p>Se emplea para separar dos o más líquidos mezclados con diferentes puntos de ebullición. Ejemplo: agua y alcohol.</p>	
<p>Crystallización</p>	<p>Se emplea para obtener el soluto sólido cristalizado de una solución por evaporación del disolvente. Ejemplo. Solución de Sulfato de Cobre.</p>	
<p>✓ Sistemas Heterogéneos</p>	<p>✓ Dispersiones Groseras: Las partículas de la fase dispersa tienen diámetros mayores a 50 μm, son visibles a simple vista.</p>	
	<p>✓ Dispersiones Coloidales El tamaño de partículas de la fase dispersa se encuentra entre los 0,001 μm y 0,1 μm, son visibles al microscopio</p>	 <p>Leche en el microscopio</p> <p>Sangre en el microscopio</p>
<p>Métodos de separación de fases: Permiten separar las distintas fases que forman parte de un sistema heterogéneo.</p>		

<p>Decantación</p>	<p>Separa líquidos de sólidos o líquidos no miscibles por acción de la gravedad. La fase de mayor peso específico se deposita en el fondo del recipiente y la otra sobrenada, facilitando la separación</p> <p>Ejemplo: eritrosedimentación (sedimentación y separación de los componentes de la sangre,</p>	
<p>Centrifugación:</p>	<p>Separa sistema material formado por un líquido y un sólido en un recipiente que se hace girar a gran velocidad, (centrífuga), acelerando la decantación por acción de la fuerza centrífuga. Ejemplo: separación de plasma y glóbulos rojos de la sangre (Hematocrito).</p>	
<p>Filtración</p>	<p>Separa líquidos de sólidos dejando pasar al líquido por un poro cuyo tamaño no permite el pasaje sólido. Se utiliza embudo y papel de filtro.</p> <p>Ejemplo: separación de agua y arena</p>	
<p>Tamización:</p>	<p>El sistema formado por dos sólidos de diferente tamaño de partículas se coloca sobre una malla de metal tamiz, dejando pasar las de menor tamaño y reteniendo las de mayor tamaño.</p>	
<p>Imantación</p>	<p>Es un método indicado para separar dos sólidos, si uno de ellos tiene la propiedad de ser atraído por un imán. Ejemplo: arena y limaduras de hierro.</p>	
<p>Disolución</p>	<p>El método consiste en agregar un solvente, en un caso para disolver el soluto y en el otro para hacer que una fase flote. Por ejemplo, sal fina mezclada con arena, se le agrega agua y la sal disolverá.</p>	

AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N^o1

La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N^o1. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

Terminada la resolución de los ejercicios propuestos podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el “Foro de Consulta de la Unidad N^o1” y también al principio del próximo encuentro. ¡Éxitos!

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 1) Leer las siguientes afirmaciones y clasificar en propiedad intensiva (PI) o extensiva (PE):
 - a) El dulce de damasco es ácido
 - b) Una lata de gaseosa contiene 375 cm³ de líquido
 - c) El alcohol hierve a 78°C
 - d) El desodorante de ambiente huele a flores
 - e) El volumen aproximado de cierto ejemplar de árbol de laurel es de 1,026 m³
 - f) El diamante es transparente, incoloro y muy duro
 - g) El mercurio tiene una alta densidad
 - h) El azufre tiene color amarillo
 - i) La clorofila es un pigmento verde
 - j) Una barra de acero pesa 10 kg m
 - k) Los no metales como el nitrógeno y carbono son malos conductores del calor y de la electricidad
 - l) El agua se congela a 0°C

- 2) Convierta las siguientes medidas a su equivalencia en las unidades solicitadas
 - a) 0,12 g a mg
 - b) 325 mL a kL
 - c) 2 m³ a dL
 - d) 600 cg a g
 - e) 3,77 Kg a dag
 - f) 91,5 L a cL
 - g) 62 mL a cm³
 - h) 4,85 hg a Kg
 - i) 25 dg a hg
 - j) 0,042 Kg a mg

- 3) Completar el siguiente cuadro, marcando con una cruz las características que presenta cada estado de la materia

Propiedad	Sólido	Líquido	Gaseoso
Volumen propio			
Forma propia			
Difusibilidad			
Viscosidad			
Compresibilidad			
Expansibilidad			
Presión del recipiente			

- 4) Unir con una flecha cada una de las características de la columna de la izquierda con el estado de agregación al cual corresponden (puede haber más de una flecha por estado de agregación):

Características	Estado de agregación
<ul style="list-style-type: none"> • Volumen constante y forma variable. • Marcado predominio de las fuerzas de cohesión. • Forma y volumen constante. • Movimiento de traslación rectilíneo de las moléculas. 	SÓLIDO
<ul style="list-style-type: none"> • Presión sobre las paredes del recipiente. • Volumen y forma variables. 	LÍQUIDO
<ul style="list-style-type: none"> • Cuando no están encerrados en un recipiente son expansibles. • Fluyen y se derraman. • Movimiento vibratorio de las moléculas en un punto fijo. 	GASEOSO

- 5) Se denomina FUSIÓN, al cambio de estado que: Marcar la afirmación **CORRECTA**.
- Al calentar un sólido, se dilata proporcionalmente al incremento de temperatura
 - Al calentar un sólido, llega a un punto donde deja de dilatarse.
 - Al calentar un sólido, se dilata proporcionalmente al incremento de temperatura. Si se sigue calentando, deja de dilatarse, y comienza la fusión
 - Al calentar un sólido, se dilata proporcionalmente a la disminución de la temperatura. Si se sigue calentando, deja de dilatarse, y comienza la fusión
 - Ninguna es correcta

- 6) De los siguientes sistemas materiales, diga cuáles son **Homogéneos (SHo)** y cuáles **Heterogéneos (SHe)**. Justificar la respuesta:
- Agua y alcohol
 - Tinta china y agua
 - Leche
 - Humo
 - Sangre
 - Dióxido de carbono
 - Niebla
 - Soda
 - Huevo
- 7) Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es **INCORRECTA**.
- Un sistema homogéneo siempre tiene una sola fase
 - Un sistema heterogéneo es aquel donde existe una o más fases
 - Un sistema formado por agua y azúcar no siempre es homogéneo
 - Para diferenciar un sistema homogéneo de otro heterogéneo, sólo basta observar a ojo si hay una o más fases
- 8) De los siguientes sistemas materiales marque el que **no es heterogéneo**.
- Aire de ciudad
 - Sangre
 - Agua y aceite
 - Bronce
 - Agua y Hielo
- 9) En un recipiente se agregan 25 gramos de azúcar, y se disuelven en 500 mL de agua que se encuentra a 20°C. Marcar la **CORRECTA**.
Dato: la **solubilidad del azúcar en agua, a 20 °C**, es de 1330 gramos de **azúcar** por litro de **agua**
- Es un sistema heterogéneo
 - Es un sistema homogéneo, con dos fases y dos componentes
 - Es un sistema homogéneo, con una fase y un componente
 - Es un sistema heterogéneo con 2 fases y dos componentes
 - Ninguna es correcta.
- 10) Teniendo en cuenta los sistemas materiales, marcar la opción **CORRECTA** en cada ítem y justificar la respuesta:
- El agua potable es:
 - Sustancia simple
 - Sustancia compuesta
 - Solución

b) Un sistema material formado por vapor de agua, dos litros de agua y 8 g de carbón en polvo está constituido por:

- I) 3 fases y 3 componentes II) 3 fases y 2 componentes III) 3 fases y 4 componentes

c) El óxido de calcio (CaO) es:

- I) una sustancia simple II) Un sistema heterogéneo III) una sustancia compuesta

11) Leer la siguiente lista de sistemas materiales, analizar y elegir cuál de los siguientes métodos es más apropiado separar las fases que lo constituyen: *flotación, decantación, imantación, disolución, filtración o tamización,*

Observación: Pueden repetirse los métodos

- a) Azufre en polvo y limaduras en polvo
- b) Arena y corcho molido
- c) Agua y arena
- d) Arena y sal común
- e) Tiza molida y agua
- f) Harina y sal gruesa
- g) Agua y aceite
- h) Jugo con pulpa
- i) Arcilla y agua
- j) Arena y canto rodado

12) Proponga un sistema heterogéneo formado por:

- i 4 fases y 3 componentes
- ii 3 fases y 4 componentes
- iii 2 fases y 3 componentes

13) Clasificar cada uno de los siguientes ejemplos en sustancias simples (atómico o molecular) o sustancias compuestas:

- Metano (CH₄)
- Bromo (Br₂)
- Alcohol etílico (CH₃CH₂OH)
- Vinagre (CH₃COOH)
- Calcio (Ca)
- Sal de mesa (NaCl)
- Cal viva (CaO)
- Helio (He)

UNIDAD N°2

ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA

¿Qué es un elemento químico?

Un **elemento químico**, es una sustancia pura (o especie química definida) cuyas propiedades intrínsecas lo diferencian de otros elementos.

Los elementos químicos están ordenados en la Tabla periódica de los elementos (más tarde nos ocuparemos de ella). A cada elemento le corresponde un nombre y un símbolo. Los símbolos químicos pueden ser una letra mayúscula o bien dos letras (la primera en mayúsculas y la segunda en minúsculas). Algunos ejemplos: Carbono (cuyo símbolo es **C**), Oxígeno (cuyo símbolo es **O**), sodio (cuyo símbolo es **Na**), Hierro (cuyo símbolo es **Fe**), etc.

Símbolo	Nombre	Nombre griego o latín	Datos de interés
Ag	Plata	<i>Argentum</i>	Metal precioso
Na	Sodio	<i>Natrium</i>	Uno de los constituyentes de la sal de mesa y también es importante en la transmisión de señales en las neuronas
C	Carbono	<i>Carbo</i>	Constituyente de los compuestos biológicos
Fe	Hierro	<i>Ferrum</i>	Metal y constituyente de proteínas y otras estructuras biológicas
O	Oxígeno	<i>Oxygenium</i>	Importante para la vida en la tierra
Au	Oro	<i>Aurum</i>	Metal precioso

Los bioelementos o elementos de la vida son aquellos elementos que forman parte de los seres vivos, es decir que se encuentran en el ambiente celular o extracelular de los organismos vivos. Estos son:

1. BIOELEMENTOS PRIMARIOS: C, H, O, N. Son los más abundantes en los seres vivos, representan un 99,3 % del total de los átomos del cuerpo humano, de estos cuatro los más abundantes son el hidrógeno y el oxígeno porque hacen parte de la biomolécula agua.

2. BIOELEMENTOS SECUNDARIOS: Ca, P, K, S, Na, Cl, Mg, Fe. Todos ellos minerales, constituyen 0,7 % del total de los átomos del cuerpo humano.

3. OLIGOELEMENTOS: Mn, I, Cu, Co, Zn, F, Mo, Se y otros. Se presentan solo en trazas o en cantidades realmente muy pequeñas, pero a pesar de la mínima cantidad

su presencia es esencial para el correcto funcionamiento del organismo. La ausencia de estos oligoelementos determina enfermedades carenciales.

Los bioelementos tienen diversas **funciones**, entre ellas **plásticas o de sostén** formando parte de estructuras biológicas como por ejemplo los troncos y tallos de las plantas, o la piel y los músculos de los animales y seres humanos. Algunos elementos tienen funciones **esqueléticas** y están presentes por ejemplo en el esqueleto y dientes de vertebrados. También pueden tener funciones **energéticas** permitiendo obtener energía de los propios enlaces químicos (ATP) y transformarla para realizar trabajo o movimientos. Algunos elementos participan en el balance hidroelectrolítico es decir que presentan funciones **osmóticas**, regulando la cantidad agua y el pasaje de esta entre la célula y su entorno.

Estructura el átomo

A todos nos interesa saber cómo está constituida la materia. Los científicos se lo han preguntado muchas veces a lo largo de la historia y han ideado experimentos, a veces simples otras veces no tanto, para tratar de demostrar sus ideas de cómo estaba formada la materia. Las teorías atómicas son postulados sobre la naturaleza de la materia que han ido evolucionando a lo largo del tiempo. Cada teoría es la correcta hasta que surge una nueva con más aceptación o que explica más adecuadamente eventos experimentales que la anterior teoría no podía explicar.

El filósofo griego **Demócrito** expresó la idea de que la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles llamadas *átomos* (que significa indivisible o indestructible). Más adelante el científico inglés **John Dalton** postulo su teoría atómica que puede resumirse con los siguientes postulados:

- 1- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otro elemento.
- 2- Los compuestos están formados por más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación entre el número de átomos de cada elemento es un número entero o una fracción sencilla.
- 3- Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos. Nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

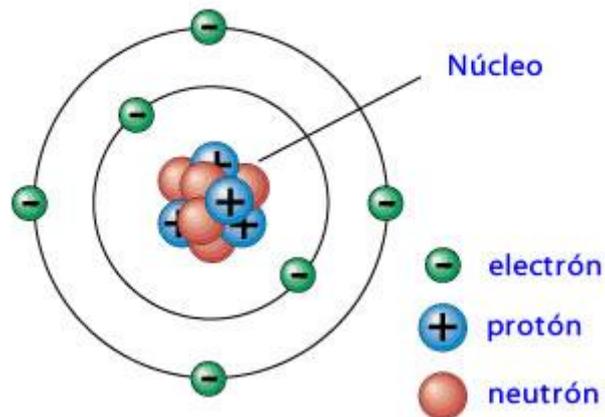
Si bien, el concepto de Dalton fue más detallado y específico que el de Demócrito, aún faltaba por describir la estructura o composición de los átomos. Así, investigaciones que se iniciaron en 1850 lograron demostrar que el átomo tiene estructura interna, es decir está formado por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*: *protones, electrones y neutrones*.

Los **electrones (e⁻)** son partículas que tienen carga negativa y una masa muy pequeña (tanto, que no aporta nada a la masa total del átomo). Estas partículas negativas se ubican en diferentes niveles presentes en la zona de la corteza del átomo, es decir rodeando el núcleo (que es la región central del átomo). Se sabe que el átomo es eléctricamente neutro, lo que sugiere que, si hay cargas negativas, deben existir cargas positivas que las compensen. Así, los **protones (p⁺)** son partículas con carga positiva que se ubican en el núcleo, pero que, a diferencia de los electrones si aportan masa a la masa total del átomo porque son partículas bastante más pesadas.

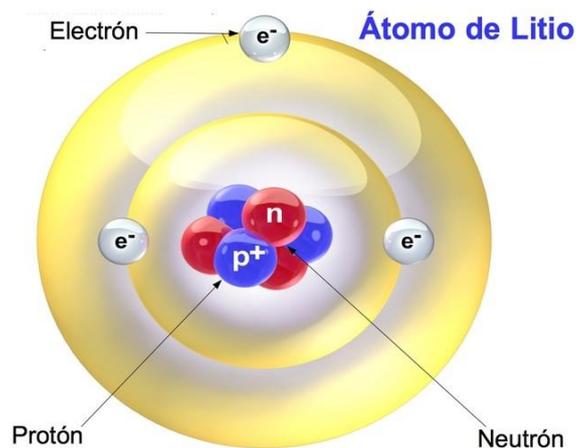
Finalmente, también en el núcleo y dotados de masa pero no de carga se encuentran los **neutrones (n^0)**.

Entonces, resumiendo podemos decir que el átomo está formado por partículas subatómicas fundamentales con diferente distribución: en el núcleo se ubican los protones y neutrones que son las partículas que le dan la masa al átomo, y en los niveles que rodean al núcleo se ubican los electrones cuya masa es insignificante con respecto a la de las otras partículas.

Así, los átomos se suelen representar como esferas en el núcleo (protones y neutrones) y esferas con carga negativa (electrones) en niveles rodeando al núcleo, como se aprecia en la siguiente figura.



Tomemos como ejemplo el átomo de Litio (Li) que tiene 3 p^+ , 3 e^- y 3 n^0 y se puede representar como sigue



Representación de loa elementos

Todos los elementos pueden ser representados por su símbolo (X) y dos números que lo acompañan (A como exponente y Z como subíndice):

A
Z

X

El número **Z** se conoce como **numero atómico** e indica la cantidad de protones que tiene ese átomo en el núcleo. Los átomos se diferencian entre sí por poseer distinta cantidad de protones.

Por ejemplo, el átomo de Carbono (C), tiene 6 protones por lo tanto su $Z = 6$.

El número **A** es el **número másico**, que tiene que ver con la masa del átomo. Como dijimos que la masa de un átomo se debe a la presencia de protones y neutrones, este número es justamente la suma de protones más neutrones, o bien $Z + n^0$.

Cuando los átomos son neutros eléctricamente, las cargas positivas de los protones deben ser compensadas con cargas negativas de los electrones. Así, en ese caso el número de protones es igual al de electrones (y a Z). Si el átomo estuviera cargado (positiva o negativamente) es porque hay distinta cantidad de protones y electrones.

Resumiendo:

$$Z \text{ (Número atómico)} = p^+$$

y, en caso de átomos neutros (no iones) $Z = e^-$

$$A \text{ (Número másico)} = p^+ + n^0$$

En base a estas ecuaciones, se pueden despejar otras ecuaciones para determinar cualquier incógnita

$$p^+ = Z$$

$$p^+ = A - n^0$$

y, para el caso de átomos neutros

$$p^+ = e^-$$

$$n^0 = A - p^+$$

o bien

$$n^0 = A - Z$$

Veamos un ejemplo:

¿Cuántos electrones, protones y neutrones tienen el átomo de oxígeno (O, $Z = 8$; $A = 15,9994$)?

En principio, debemos saber que los pesos atómicos se redondean a números enteros, entonces $A = 16$.

$p^+ = 8$, dado que el número de protones era igual a Z .

$e^- = 8$, porque al ser un átomo neutro tiene igual cantidad de protones que de electrones.

$n^0 = 16 - 8 = 8$, ya que se obtiene de restar $A - Z$ ó $A - p^+$

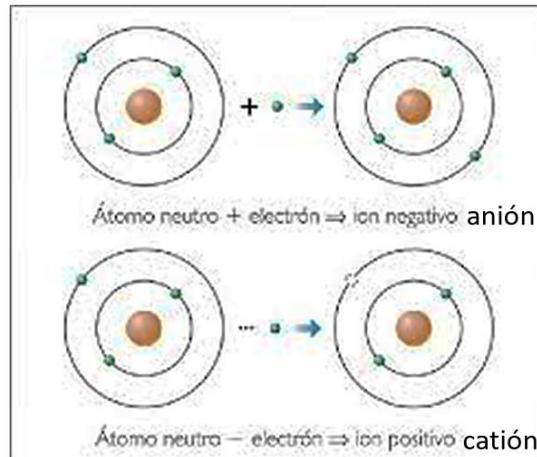
Entonces, este átomo tiene 8 protones, 8 electrones y 8 neutrones.

¿Qué pasa cuando los átomos NO son neutros?

En ese caso los átomos tienen carga (puede ser negativa o positiva) y se denominan **iones**

¿Qué es un ión?

Un ión es un átomo (o un grupo de átomos) que tiene una carga neta positiva o negativa.



Para que un átomo se transforme en ion debe ganar o perder electrones. Así, cuando gana e^- , como recibe carga negativa, queda cargado negativamente y se denomina anión (debido a que en un campo eléctrico generado por dos electrodos, se dirige hacia el ánodo que tiene carga positiva).

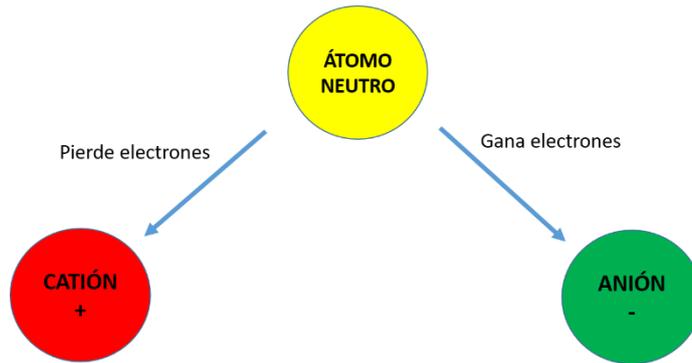
Por el contrario, si pierde electrones y tenía la misma cantidad de protones que electrones, quedará con carga positiva y se denomina catión (porque migra hacia el cátodo que es el electrodo negativo)

Algunos átomos pueden ganar o perder más de un electrón, con lo que quedan cargados con cargas +2, -2, +3, etc.

ÁTOMO	IÓN
Sodio Na (11 protones, 11 electrones)	Catión Na^+ (11 protones, 10 electrones)*
Cloro Cl (17 protones, 17 electrones)	Anión Cl^- (17 protones, 18 electrones)*
Aluminio Al (13 protones, 13 electrones)	Catión Al^{+3} (13 protones, 10 electrones)
Oxígeno O (8 protones, 8 electrones)	Anión O^{-2} (8 protones, 10 electrones)
Calcio Ca (20 protones, 20 electrones)	Catión Ca^{+2} (20 protones, 18 electrones)

*Nótese que cuando ganan o pierden 1 electrón no se acostumbra a poner el número solo el signo, pero cuando ganan o pierden más de un electrón se debe poner el número que coincide con el número de electrones cedidos o recibidos.

Resumiendo:



Ejemplo: ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el ión K^+ ?

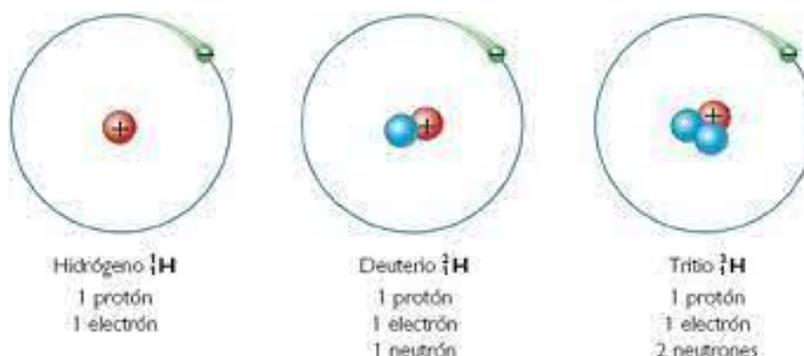
Como se puede ver el ión tiene carga positiva, es decir que es un catión porque perdió electrones. El átomo neutro de K tiene $A = 39$ y $Z = 19$ (lo que corresponde a 19 protones, 19 electrones y 20 neutrones), pero como sabemos que perdió $1 e^-$, el catión tendrá 19 p^+ , 18 e^- y 20 n^0 . Su carga neta será $19 - 18 = +1$.

Otros tipos de átomos que existen en la naturaleza son los **isótopos**.

¿Qué es un isótopo?

Dos o más isótopos son átomos de un mismo elemento que tiene igual Z pero distinto A .

Es decir que los isótopos al tener igual Z tienen igual número de protones y electrones, solo varían en su masa. Esa diferencia en la masa se debe a que poseen distinto número de neutrones. Por ejemplo, el Hidrógeno, presenta 3 isótopos (hidrógeno o protio, deuterio y tritio):



El número atómico es siempre 1 que corresponde al protón, pero el A (masa atómica) varía de acuerdo a la cantidad de neutrones presentes en el núcleo.

Otro ejemplo es el del Uranio (U), que tiene tres isótopos, uno de $A = 234$, uno de $A = 235$ y otro de $A = 238$. En la tabla siguiente se puede ver como se diferencian por los n^0 .

Isótopos del Uranio	Símbolo químico	Z = número protones	Número electrones	Número neutrones	A = protones + neutrones	Abundancia
U-234	${}_{92}^{234}\text{U}$	92	92	142	234	0.0054%
U-235	${}_{92}^{235}\text{U}$	92	92	143	235	0.7204%
U-238	${}_{92}^{238}\text{U}$	92	92	146	238	99.2742%

MODELO ATÓMICO ACTUAL

Los modelos atómicos se siguieron desarrollando con diferentes teorías avaladas por experimentos muy ingeniosos. Así se sucedieron los modelos de Thompson, Rutherford y Bohr. Luego el físico Max Planck logró demostrar que los átomos emiten energía en cantidades discretas o cuantos y desarrolló la teoría cuántica que intenta explicar este comportamiento. De esta manera, se llegó al modelo atómico actualmente aceptado, que expresa que neutrones y protones se ubican en el núcleo y los electrones en espacios definidos denominados **orbitales**. Por otro lado, se sabe que el tamaño del núcleo es mucho menor al tamaño del átomo y estas regiones definidas de espacio llamada orbitales ocupan gran parte del átomo y en ellas se encuentran los electrones en constante movimiento, lo cual les otorga cierta **energía**. De acuerdo a la energía que poseen se ubican en diferentes niveles energéticos. A su vez, cada átomo presenta propiedades químicas y físicas que dependen de cómo están distribuidos los electrones en esos niveles energéticos, lo que se conoce como **configuración electrónica**.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Cuando se fueron conociendo cada vez más elementos químicos fue necesario poder organizarlos. A su vez los científicos veían que ciertos elementos tenían comportamientos similares en cuanto a propiedades físicas o químicas. El químico ruso D. Mendeleiev fue quien ordenó en 1872 los 60 elementos que se conocían hasta entonces, creando la Tabla periódica de los elementos. Así, se agruparon los elementos con propiedades similares y además se los ordenó por número atómico creciente. Este ordenamiento se mantiene en la tabla periódica moderna con 118 elementos.

17 se denominan **halógenos** y los elementos del grupo 18 se conocen como **gases nobles, gases raros o gases inertes**.

										Metal		Metaloide		No metal			
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															

¿Cómo saber en qué grupo y período se encuentra un elemento?

Para determinar en qué grupo y periodo se encuentra un elemento, debemos saber el número atómico (Z) de dicho elemento y de esta manera realizar la configuración electrónica.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Todos los átomos, como resultado de su distribución electrónica presentan rasgos particulares y que varían periódicamente a lo largo de la tabla con el aumento de Z, por lo que se las conoce como **propiedades periódicas de los elementos**. Su importancia radica en que determinan el comportamiento de los átomos en las interacciones químicas, como los enlaces para formar compuestos.

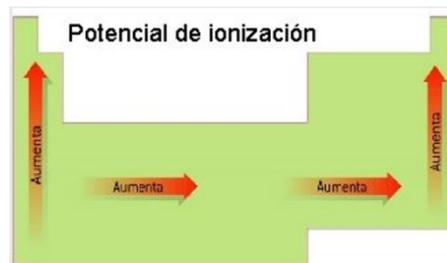
Entre las propiedades periódicas más importantes podemos mencionar:

- ✓ **potencial de ionización o energía de ionización (PI)**
- ✓ **electroafinidad o afinidad electrónica (EA)**
- ✓ **electronegatividad (EN)**

Potencial o Energía de Ionización:

Es la energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso y transformarlo en catión.

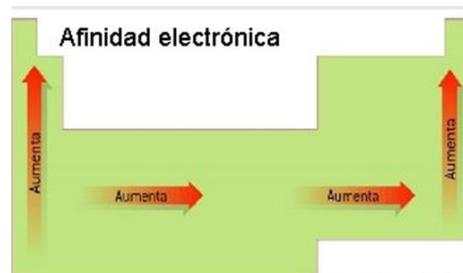
Como los metales tienen tendencia a perder electrones no requieren mucha energía para ionizarse, en cambio los no metales requieren mucha energía para poder ceder electrones, e incluso no lo hacen. Por lo tanto, en un período, a medida que nos acercamos a los no metales (de izquierda a derecha) aumenta la energía de ionización. En los grupos, es menor para elementos más pesados y mayor para elementos más livianos o sea que aumenta desde abajo hacia arriba.



Afinidad electrónica o electroafinidad:

Es la energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso adiciona un electrón y se convierte en anión.

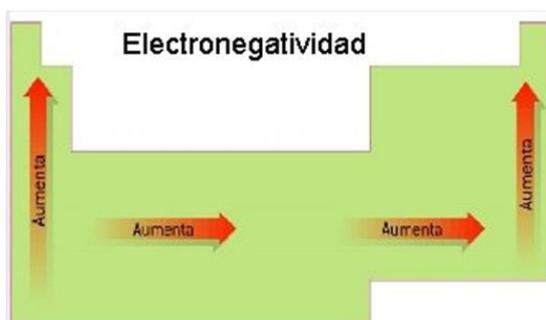
Mientras más fácil es el proceso de captación de electrones y transformación en anión, mayor es la energía que se libera. Los no metales tienen tendencia a ganar electrones por lo tanto liberan mucha energía.



Electronegatividad:

Mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones de un enlace químico cuando está combinado con otro átomo.

Esta tendencia es mínima para los metales y máxima para los no metales, especialmente los halógenos.



AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N°2

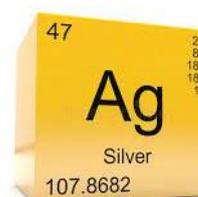
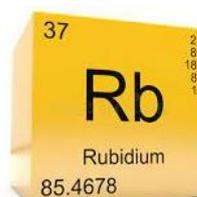
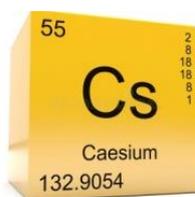
La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N°2. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

Cuando termines de resolver los ejercicios propuestos podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el “Foro de Consulta de la Unidad N°2” y también al principio del próximo encuentro. ¡Éxitos!

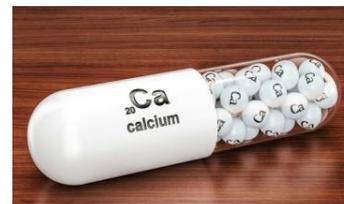
EJERCICIOS PROPUESTOS

1) Teniendo en cuenta los siguientes elementos, determinar

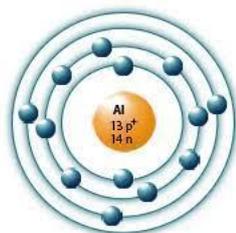
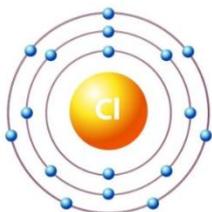
- Nombre del elemento
- Características
- Ubicación en la tabla periódica
- N° másico y n° atómico



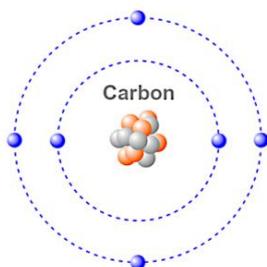
2) Señale el número atómico, número másico, cantidad de protones, electrones y neutrones presentes en los siguientes elementos



3) Con la ayuda de la tabla periódica, ubicar el elemento y desarrollar su configuración electrónica.



Nombre del elemento:
Grupo:
Período:
Nombre del elemento:
Grupo:
Período:



Nombre del elemento:
Grupo:
Período:

- 4) Si un elemento químico tiene igual número de protones, neutrones y electrones, se puede afirmar que es (**MARQUE LO CORRECTO**):
- Un ión
 - Un isótopo
 - Un catión
 - Un átomo neutro
- 5) Marque cuál de los siguientes bioelementos es considerado oligoelemento (**MARQUE LO CORRECTO**) :
- Cobalto
 - Calcio
 - Fósforo
 - Nitrógeno
- 6) Marque la **AFIRMACIÓN CORRECTA** sobre la estructura interna del átomo:
- Protones y electrones se ubican en el núcleo
 - Neutrones y electrones son las partículas que tienen mayor masa
 - Los electrones tienen masa despreciable y se ubican en el núcleo
 - Protones y neutrones se ubican en el núcleo
- 7) ¿Cómo se llaman los átomos de un mismo elemento que tiene diferente número másico? (**MARQUE LO CORRECTO**):
- Anión
 - Neutrón
 - Isótopo
 - Catión
- 8) Un elemento X tiene dos isótopos con las siguientes características

	Isótopo 1	Isótopo 2
A	16	18
Z	8	8
Abundancia natural	99,76%	0,20%

Marque la **AFIRMACIÓN CORRECTA**:

- El isótopo 1 tiene más electrones que el isótopo 2
- El isótopo 2 tiene más neutrones que el isótopo 1
- El isótopo 2 es más abundante que el isótopo 1
- Ambos isótopos tienen diferentes configuraciones electrónicas

9) Dos átomos presentan las siguientes características:

	Átomo A	Átomo B
A	32	35
Z	16	17

Marque la **AFIRMACIÓN CORRECTA**:

- Los átomos son del mismo elemento
- El átomo B es un catión
- El elemento B se ubica a la derecha del elemento A en la tabla periódica
- El átomo A tiene 15 neutrones

10) En número de electrones, protones y neutrones respectivamente para la especie Al^{+3} es: **MARCAR LO CORRECTO**

- 10, 13, 14
- 27, 13, 14
- 13, 13, 14
- 14, 14, 27

11) Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo		Fe^{+2}			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	118	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			-3		0
Z		26			
A		56			

12) Referido a la Tabla periódica de los elementos, marque la **AFIRMACIÓN**

INCORRECTA:

- a) Los grupos se identifican con las columnas y se enumeran desde el 1 al 18
- b) Los períodos se identifican con las filas y se enumeran con números del 1 al 7
- c) Los metales alcalino-térreos son elementos representativos
- d) Los halógenos se ubican en el grupo 18

13) De los siguientes metales alcalinos, marque el que presente **menor potencial**

y energía de ionización:

- a) Rb
- b) Na
- c) K
- d) Li

14) La electronegatividad se define como (**MARQUE LO CORRECTO**):

- a) La capacidad de un átomo de atraer cationes
- b) La energía necesaria para remover un electrón y generar un catión
- c) La tendencia de un átomo de atraer hacia si los electrones en un enlace
- d) La energía liberada cuando un átomo capta un electrón y se convierte en anión

UNIDAD N°3

ENLACE QUÍMICO

Los átomos de los elementos se unen entre sí para formar compuestos y lo hacen mediante un **enlace químico**. También las moléculas interactúan con otras moléculas del entorno que pueden ser iguales a ellas o diferentes en lo que se conoce como **interacciones o uniones intermoleculares**.

¿Qué es un enlace químico?

Son las interacciones que permiten la unión de dos entes químicos (átomos, iones o moléculas) y que permiten generar estructuras más estables.

Los átomos tienen un nivel de energía externo que puede contener hasta ocho electrones (o dos en el caso en el cual solo existe el nivel 1, como en el helio); este octeto de electrones representa la estructura del gas noble.

Haciendo excepción de los gases inertes, los elementos representativos pueden tener de uno a siete electrones en el nivel de máxima energía. El hecho de poseer menos de ocho electrones en el nivel más externo, da al átomo su reactividad química.

Cuando los átomos se unen por medio de enlaces ceden, captan o comparten electrones con el fin de alcanzar estos ocho electrones en sus niveles externos, lo que les daría la máxima estabilidad. Los elementos representativos en las combinaciones con otros átomos tienden a reacomodar los electrones de tal modo que cada uno de los átomos reaccionantes alcance la configuración estable de los gases nobles o **Regla del octeto o de los ocho electrones**.

¿Qué es la Regla del Octeto?

La regla del octeto es cuando **un átomo cualquiera adquiere una configuración estable cuando adquiere la configuración electrónica de valencia del gas noble más cercano: ocho electrones de valencia**.

La **excepción a la Regla del octeto** la tiene el **Hidrógeno**, que completa el dueto, para adquirir la configuración electrónica del Helio.

Símbolos de Lewis.

Los electrones de valencia intervienen en las reacciones químicas. Gilbert N. Lewis, químico estadounidense, es conocido por el uso que hizo de representaciones simbólicas de los elementos, en las que se muestran los electrones de valencia como puntos.

Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo (Electrones del último nivel), como se muestra en la siguiente Tabla:

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg: ·Mg ⁺
Cl	7	·Cl·
Al	3	·Al· ·Al ⁺
O	6	·O· ·O·

Si ubicamos los elementos en la tabla periódica, veremos que, para los elementos representativos, todos los elementos de un mismo grupo tienen igual cantidad de electrones de valencia, y por lo tanto, estructura de Lewis.

EV	1	2									3	4	5	6	7	8
	H															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

Los enlaces químicos se clasifican de acuerdo al tipo de elemento que se combine, según esto podemos decir que existen tres tipos de enlace:

TIPO DE ENLACE	ELEMENTOS QUE INTERVIENEN	COMPUESTOS QUE SE FORMAN
IÓNICO	Átomos de un metal y de un no metal	Sólidos iónicos como la sal de mesa (NaCl)
COVALENTE	Átomos de un no metal	<ul style="list-style-type: none"> Sólidos moleculares como el agua o el gas oxígeno Sólidos de red covalente como el cuarzo o el grafito
METÁLICOS	Átomos de un metal	Sólidos metálicos como el Hierro o el cobre

En los **enlaces iónicos** las fuerzas de atracción que mantienen juntos a los átomos son de tipo electrostáticas y se generan por la transferencia de uno o más electrones del metal al no metal de esta manera se forman iones con cargas opuestas que son atraídos por las **fuerzas electrostáticas**. A su vez, como intervienen un metal y un no metal la

diferencia de electronegatividad entre ambos átomos es grande (el metal es electropositivo y los no metales son electronegativos).

En los **enlaces covalentes** se **comparten pares de electrones** (un par, dos pares o más) entre los átomos intervinientes en el enlace. La diferencia de electronegatividad entre los átomos no metálicos dictará el tipo de enlace covalente: si tienen igual electronegatividad, la diferencia es 0 (cero) y se forma un enlace **covalente apolar o no polar**. Ejemplos: O₂, N₂, etc. Si la diferencia de electronegatividades está entre 0,1 y 2, el enlace es **covalente polar**. Ejemplos: H₂O, CO₂, etc.

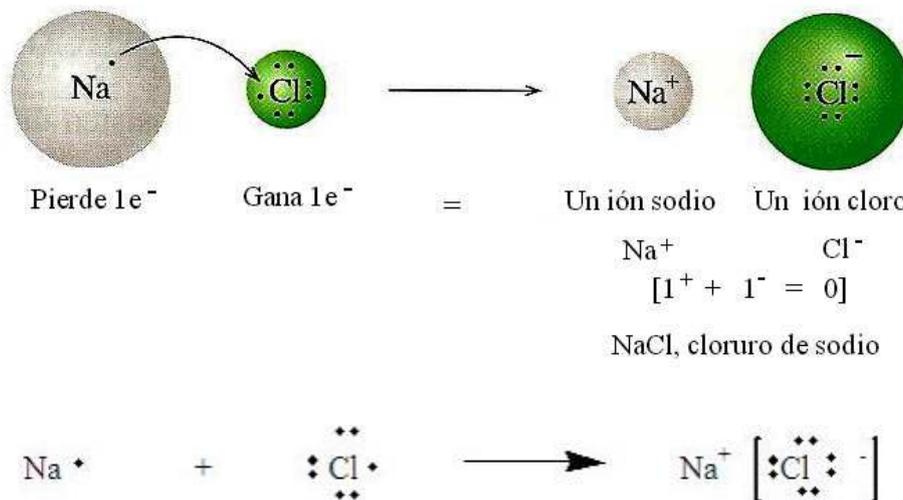
¿Qué es un enlace iónico?

Es la unión de elemento de menor electronegatividad (**Metal**) que **cede** electrones al átomo del elemento de mayor electronegatividad (**No metal**) y se mantienen unidos por interacciones electrostáticas.

Ejemplo:

En la siguiente figura se observan las Estructuras de Lewis para explicar la formación del cloruro de sodio (NaCl).

La electronegatividad del Na y Cl son $EN_{Na} = 0,9$ y $EN_{Cl} = 3,0$ respectivamente. Por lo tanto, la diferencia de electronegatividad (ΔEN) del NaCl: $|\Delta EN| = 3,0 - 0,9 = 2,1$



- El **átomo metálico (Menor Electronegatividad)** **cede** electrones de valencia $3s^1$ y adquiere la configuración de gas noble anterior. Forma un **cación**
- El **átomo no metálico (de mayor electronegatividad)** los **acepta** y adquiere la configuración del gas noble siguiente. Forma un **anión**.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS:

- Son sólidos cristalinos
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados
- Son muy solubles en disolventes polares como el agua
- Son insolubles en disolventes apolares o no polares como el cloroformo y otros solventes orgánicos
- Cuando están disueltos o fundidos son buenos conductores de la corriente eléctrica
- Presentan elevada dureza

¿Qué es un enlace covalente?

El enlace covalente se produce con la unión de dos **átomos no metálicos** que **comparten** pares de electrones para completar su octeto.

Como vimos antes, el enlace covalente se puede clasificar en

El enlace covalente se clasifica en:

- ✔ **COVALENTE APOLAR**
- ✔ **COVALENTE POLAR**

En estos casos ambos átomos comparten uno o más electrones, solo se diferencian en la diferencia de electronegatividad de los elementos intervinientes. Pero existe otro tipo de enlace covalente:

- ✔ **COVALENTE COORDINADO O DATIVO**

Este caso se da cuando uno solo de los átomos aporta el par de electrones y el otro aporta el orbital vacío.

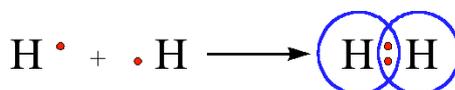
Veamos algunos ejemplos:

ENLACE COVALENTE NORMAL APOLAR: $|\Delta EN| = 0$

Ocurre entre dos no metales del mismo elemento, por lo tanto, la diferencia de electronegatividades es cero, $|\Delta EN| = 0$. Los electrones son igualmente compartidos; porque pasan la misma cantidad de tiempo en la vecindad de cada átomo.

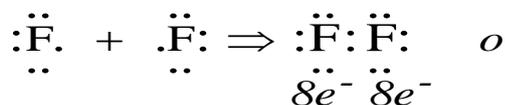
➤ **Formación del enlace del H_2**

En el caso del hidrógeno bimolecular, el par de electrones compartido se representa con una línea: H-H.



➤ **Formación de la molécula de flúor, F₂.**

Cada átomo de flúor tiene siete electrones de valencia. El F tiene un electrón desapareado y le falta un solo e⁻ para completar su octeto, por lo que compartirá un solo e⁻ para formar la molécula F₂, y se representa como:



Enlaces múltiples: Cuando se unen un par de átomos que necesitan más de un electrón para completar el octeto se forman enlaces múltiples. Formarán tantos enlaces como electrones le falten. Pueden ser dobles o triples

Enlace triple cuando dos átomos comparten 3 pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (N₂)

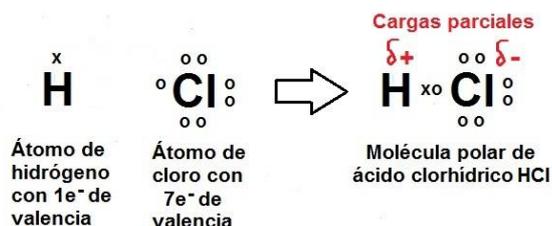


ENLACE COVALENTE NORMAL POLAR: 0 < |ΔEN| < 2

Se produce entre 2 no metales de distintos elementos. El par de electrones compartidos se encuentra desplazado más cerca del más electronegativo porque es el que tiene más capacidad para atraerlo.

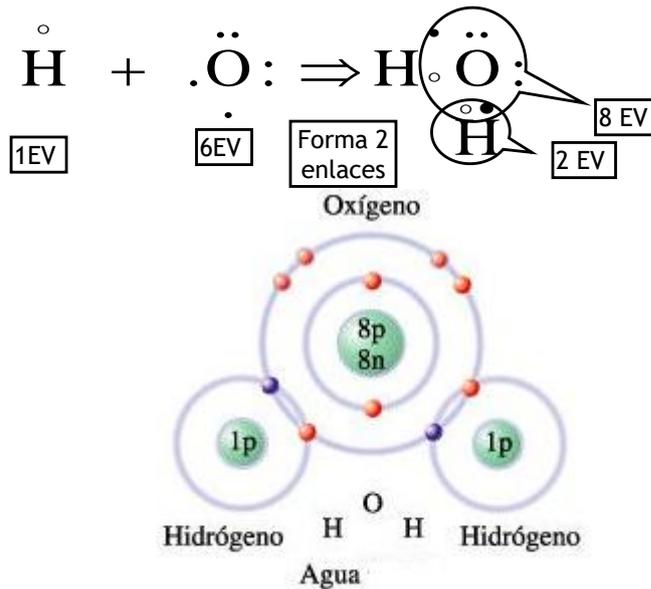
➤ **Formación del HCl.**

En la molécula de HCl los electrones enlazados pasan más tiempo cerca del átomo de Cl porque es más electronegativo, generando un polo negativo en el Cl(δ⁻) y un polo positivo en el H(δ⁺). Por esto el enlace se denomina *enlace covalente polar*.



➤ **Formación del agua:**

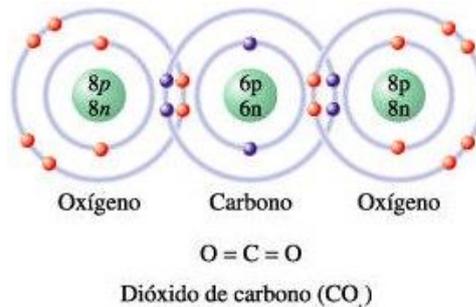
El átomo de oxígeno tiene 6 e⁻ de valencia, 2 electrones desapareados, formará 2 enlaces covalentes para completar 8. Cada H tiene un solo electrón, puede formar sólo un enlace covalente, para tener la configuración del He. La estructura de Lewis para el agua es



Fórmula resumida: **H₂O**

También en los enlaces covalentes polares puede haber enlaces múltiples. Si se unen un par de átomos que necesitan más de un electrón para completar el octeto se forman enlaces múltiples. Formarán tantos enlaces como electrones le falten. Pueden ser dobles o triples.

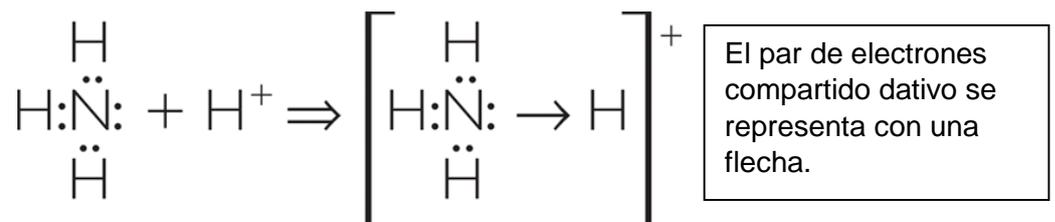
Enlace doble: Si dos átomos comparten 2 pares de electrones, *Ejemplo: CO₂*



ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO

Este tipo de enlace covalente ocurre cuando se unen un elemento que tiene su octeto completo y posee pares libres; y otro que no tiene su octeto completo.

Ejemplo: Formación del ion amonio (NH₄⁺): el amoníaco (NH₃) es estable, pero el catión de hidrógeno tiene tendencia a aceptar un par de electrones libre del átomo de N.



El dador de electrones: El N del amoníaco tiene su octeto completo y tiene un par libre. Al compartir el par libre, queda cargado positivamente.

El aceptor de electrones: El catión de Hidrógeno es deficiente de electrones, le faltan dos para adquirir la configuración del gas noble más próximo: He. El H^+ aporta el orbital vacío.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS MOLECULARES COVALENTES

- Pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- No conducen la corriente eléctrica y son malos conductores del calor. Son aislantes.
- Presentan bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- En relación a la solubilidad; los compuestos covalentes polares son solubles en solventes polares. Los compuestos covalentes no polares son solubles en solventes no polares o apolares.
- Son blandos y no presentan resistencia mecánica

ENLACES INTERMOLECULARES

Las sustancias tienen diferentes propiedades como estado de agregación, punto de ebullición, etc. que se deben a su estructura, pero también a las fuerzas de atracción electrostática y de otra intensidad que las mantienen unidas y son muy importantes.

Por ejemplo, los compuestos biológicos que cumplen diversas funciones dentro de las células interactúan con el entorno y eso determina qué tipo de estructura adopta y si esa estructura es capaz de ser estable y de cumplir con su función biológica. Esto es especialmente cierto para proteínas que tienen un plegado específico para cumplir con sus funciones e incluso el ADN, donde dos cadenas originan la estructura de hélice gracias a un gran número de interacciones iónicas. Esas interacciones se conocen como **enlaces intermoleculares** y, a diferencia de las uniones entre átomos para formar moléculas, estas interacciones ocurren entre moléculas de un mismo compuesto y también entre moléculas de diferentes compuestos.

Los enlaces intermoleculares pueden ser de dos tipos:

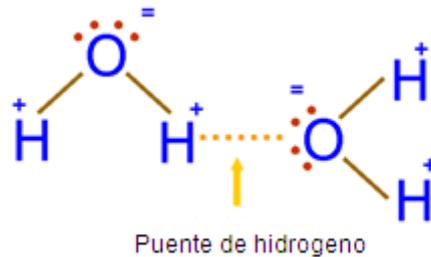
1-Enlace por puente de hidrógeno

2-Fuerzas de Van der Waals.

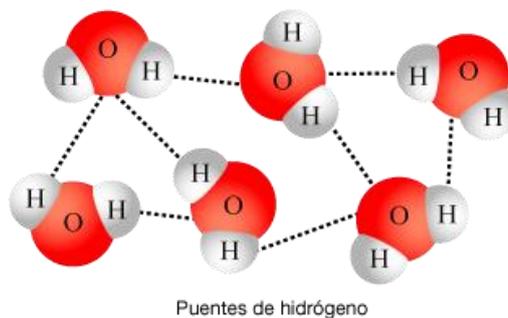
1-Enlace por puente de hidrógeno

Se forma entre moléculas polares que contenga un hidrógeno unido covalentemente a un átomo muy electronegativo, como el flúor, oxígeno o nitrógeno.

El agua genera este tipo de interacción intermolecular porque el oxígeno que es un átomo muy electronegativo, además de atraer los electrones compartidos en el enlace covalente dentro de la molécula, puede atraer electrones de H de otras moléculas que se encuentren cerca.

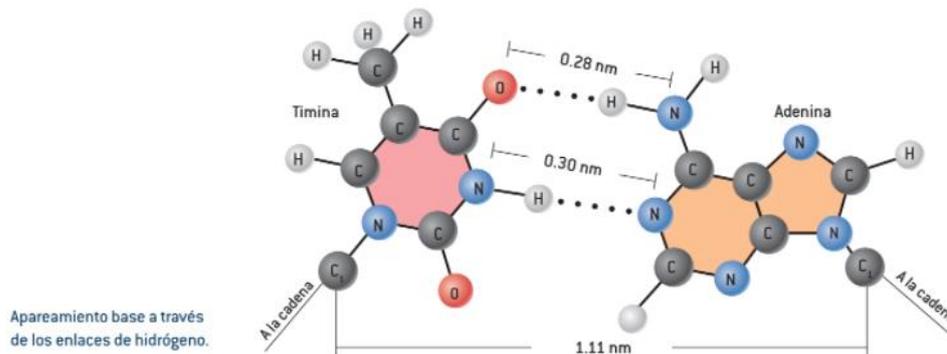


En general, los enlaces puentes de hidrógeno son más débiles que los enlaces covalentes, pero cuando existen muchas moléculas que pueden ejercer esta interacción, aumenta la fuerza de este enlace intermolecular y esto influye sobre las propiedades de las sustancias: en el caso del agua otorgándole una gran tensión superficial y un elevado punto de fusión y ebullición.



Los enlaces puentes de hidrógeno entre moléculas de agua tienen importancia para la vida. Los puentes originan otra propiedad poco común del agua: el agua líquida es más densa que el agua sólida, por ello el hielo flota.

La atracción puente de hidrógeno es muy importante en los sistemas biológicos. La estructura de macromoléculas como las proteínas y los ácidos nucleicos y, en consecuencia sus propiedades, dependen en buena medida de este tipo de atracción.



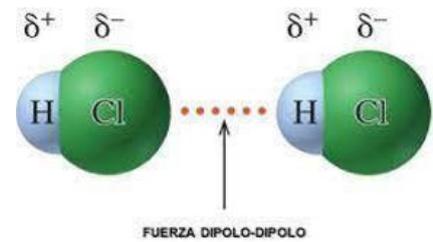
2-Fuerzas de Van der Waals.

Se pueden distinguir los siguientes tipos:

- fuerzas dipolo-dipolo permanente
- fuerzas dipolo permanente - dipolo inducido
- fuerzas de dispersión
- fuerzas ion -dipolo permanente

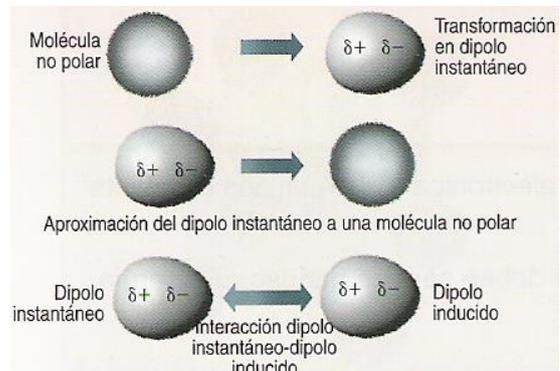
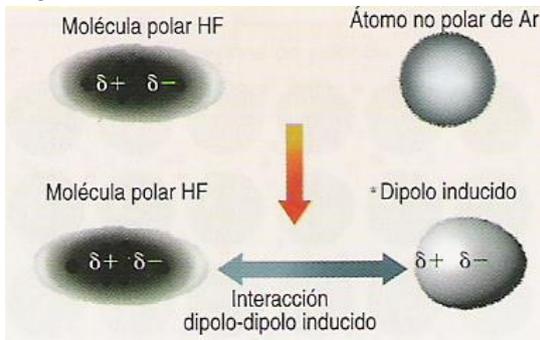
Fuerzas dipolo-dipolo (permanentes)

Las fuerzas dipolo - dipolo, sólo son efectivas a distancias muy cortas. Cuando **dos moléculas polares** se acercan una a la otra, tienden a alinearse en tal forma, que el extremo positivo de un dipolo está dirigido hacia el extremo negativo del otro. Cuando esto ocurre, hay una atracción electrostática entre los dos dipolos. Esta es una atracción mucho más débil que la de un enlace intramolecular.



Fuerzas dipolo permanente-dipolo inducido.

Es posible que una **molécula polar**, al estar próxima a **una no polar**, induzca en ella un dipolo transitorio (dipolo inducido). La atracción dipolo inducido es una fuerza de atracción más débil que en el caso anterior. Esta fuerza desaparecerá en cuanto la molécula polarizada se desplace a otro lugar.



Fuerzas de dispersión o de London

Se presentan en **moléculas apolares** en fase condensada, pero son muy débiles y, por tanto actúan especialmente en bajas temperaturas. En los gases nobles, y O₂ y CH₄ estas fuerzas son las responsables de su licuefacción.

Fuerzas de Dispersión de London

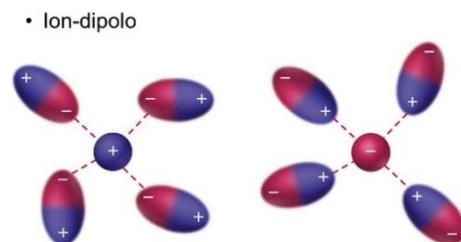


Estas fuerzas tienen su origen en la posibilidad que poseen las nubes electrónicas de las moléculas de formar dipolos inducidos no permanentes. Como la nube electrónica es móvil, por fracciones de segundo se distorsionan y dan lugar a pequeños dipolos que son atraídos o repelidos por los pequeños dipolos de las moléculas vecinas.

Fuerzas Ion - dipolo

Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas **covalentes polares**.

Así, el polo negativo de una molécula atrae al Ion positivo y el polo positivo interactúa con el Ion negativo: las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de cargas opuestas.



AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N°3

La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N°3. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

Terminada las actividades propuestas podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el "Foro de Consulta de la Unidad N°3" y también al principio del encuentro sincrónico. ¡Éxitos!

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Se llaman electrones de valencia a (**MARQUE LO CORRECTO**):
 - a. Los electrones de todos los niveles de energía de un átomo.
 - b. Los electrones que están en el primer nivel de energía.
 - c. Los electrones que están en el último nivel de energía.
 - d. Los ocho electrones de un átomo.

2. Un tipo de enlace interatómico es (**MARCAR LA AFIRMACION CORRECTA**):
 - a. Enlace puente de hidrógeno
 - b. Fuerzas dipolo-dipolo
 - c. Enlace covalente
 - d. Fuerzas de London

3. Al realizar una representación según Lewis para alguna especie química, debo tener en cuenta que (**Marque la/s opción/es correcta/s**):
 - a. Se coloca el símbolo del elemento químico y alrededor del mismo se colocan los electrones de la capa de valencia.
 - b. Se coloca el símbolo del elemento químico y alrededor del mismo colocan los electrones del ultimo subnivel.
 - c. Se coloca el símbolo del elemento químico y alrededor del mismo se colocan los electrones de capa de valencia. De esta forma se visualiza cuantos electrones le faltan para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano.
 - d. Se coloca el símbolo del elemento químico y alrededor del mismo se colocan los electrones del último subnivel. De esta forma se visualiza cuantos electrones le faltan para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano.
 - e. Se coloca el símbolo del elemento químico y alrededor del mismo se colocan los electrones de capa de valencia. De esta forma se visualiza cuantos

electrones le faltan para alcanzar la configuración del elemento siguiente en la tabla periódica.

4. Haciendo el diagrama de Lewis para el dióxido de carbono (CO_2), encontramos:

MARQUE LO CORRECTO:

- a. Dos uniones covalentes simples
- b. Dos uniones covalentes doble
- c. Una unión covalente simple y una unión covalente dativa
- d. Una unión iónica

5. La unión covalente polar tiene una diferencia de electronegatividad (**MARQUE LA AFIRMACIÓN CORRECTA**):

- a. Mayor a 2
- b. Entre 0 y 2
- c. Igual a cero
- d. Entre 0 y 1

6. Las propiedades de los compuestos iónicos son: **MARCA LA OPCIÓN INCORRECTA**:

- a. Son sólidos cristalinos
- b. Son muy solubles en agua
- c. Presentan elevada dureza
- d. Son solubles en solventes apolares o no polares.

7. Dados los siguientes elementos: **Sodio, Cloro y azufre**, se puede afirmar que (**MARQUE LO CORRECTO**):

- a. B Y C pueden formar un enlace covalente triple
- b. A y B pueden formar un enlace covalente doble
- c. A y C pueden formar un enlace iónico

8. En el enlace covalente polar, el par de electrones compartido se encuentra (**MARQUE LA OPCIÓN CORRECTA**):

- a. Más cerca del átomo más electropositivo.
- b. Más cerca del átomo más electronegativo.
- c. A igual distancia de cada átomo.
- d. Mas lejos del átomo más electronegativo.

9. Si en un vaso de precipitado tenemos NaCl en agua las uniones intermoleculares que se presentan son **(MARQUE LO CORRECTO)**:
- Fuerzas ión- dipolo
 - Fuerzas dipolo- dipolo inducido
 - Fuerzas de dispersión de London
 - Fuerzas dipolo- dipolo
10. En un enlace covalente no polar, el par de electrones compartidos se encuentra **(MARQUE LA OPCIÓN CORRECTA)**:
- Equidistante de los dos átomos
 - En el átomo más electropositivo
 - En el átomo más electronegativo
 - En el átomo menos electronegativo
11. Las fuerzas dipolo-dipolo se producen cuando **(MARQUE LO CORRECTO)**:
- Hay dos moléculas apolares en fase condensada
 - Dos moléculas polares se acercan una a la otra
 - Dos moléculas polares se acercan una a la otra
 - Hay moléculas polares que necesariamente deben contener un hidrógeno
12. Dados los siguientes compuestos: **CaO – HF – N₂ - O₂**, completa asignando cada uno a la opción que corresponda:
- Unión covalente apolar triple _____
 - Unión covalente polar simple _____
 - Unión covalente apolar doble _____
 - Unión iónica _____
13. El enlace covalente coordinado o dativo presenta las siguientes características **(MARQUE LA OPCIÓN INCORRECTA)**:
- Ocurre entre no metales
 - Ocurre cuando uno de los átomos más electronegativos le cede sus electrones al átomo menos electronegativo
 - Ocurre cuando uno de los átomos que tiene su octeto completo le cede electrones libres a un átomo que tiene el octeto incompleto
 - Se comparten los electrones
14. En los enlaces iónicos, los iones se mantienen unidos mediante **(MARQUE LO CORRECTO)**:

- a. Fuerzas electromagnéticas.
- b. Fuerzas electrostáticas.
- c. Fuerzas magnéticas.
- d. Fuerzas intermoleculares.

15. A partir de la representación de Lewis para el ion amonio (NH_4^+), señale que tipos de enlaces forma **(MARQUE LA OPCIÓN CORRECTA):**

- a. Cuatro enlaces covalentes polares.
- b. Tres enlaces covalentes no polares y un enlace iónico.
- c. Cuatro enlaces covalentes no polares.
- d. Tres enlaces covalentes no polares y un enlace covalente dativo.
- e. Tres enlaces covalentes polares y un enlace covalente dativo.

16. Señale la opción que contenga de manera ordenada los 4 tipos de enlaces químicos presentes en los siguientes 4 compuestos: **KCl, H₂O, H₂ y F₂**

(MARQUE LO CORRECTO):

- a. Covalente polar- covalente no polar- iónico – iónico
- b. Iónico- covalente polar- covalente polar- iónico
- c. Iónico- covalente dativo- covalente no polar- covalente no polar
- d. Iónico- covalente polar- covalente no polar- covalente no polar
- e. Covalente dativo- covalente polar- covalente no polar- covalente no polar

17. Las uniones intermoleculares se diferencian de los enlaces químicos en que

(MARQUE LA OPCIÓN CORRECTA):

- a. Las uniones interatómicas se dan entre moléculas y son más débiles que los enlaces químicos.
- b. Las uniones intermoleculares se dan entre moléculas y otras especies químicas y son más fuertes que los enlaces químicos.
- c. Las uniones intermoleculares se dan entre moléculas y otras especies químicas y son más débiles que los enlaces químicos.
- d. Las uniones intermoleculares se dan entre moléculas y otras especies químicas y tienen la misma fuerza que los enlaces químicos.

18. Señale la opción que contenga de manera ordenada el tipo de interacción presente para las siguientes soluciones: **CaCl₂ en agua, ADN, agua y N₂ (gas).**

- a. Dipolo-dipolo, ion-dipolo, dipolo-dipolo inducido, dipolo instantáneo-dipolo inducido.

- b. Ion- dipolo permanente, dipolo-dipolo (permanente), puente de hidrogeno- dipolo instantáneo-dipolo inducido.
- c. Ion -dipolo permanente, puente de hidrogeno, puente de hidrogeno, dipolo instantáneo -dipolo inducido.
- d. Ion -dipolo, puente de hidrogeno, dipolo-dipolo(permanente), dipolo instantáneo-dipolo inducido.

19. Teniendo en cuenta a las fuerzas de Van der Waals, qué diferencia hay entre un dipolo inducido y un dipolo permanente. **MARQUE LAS OPCIONES CORRECTAS:**

- a. El dipolo permanente está presente en moléculas polares debido a las características de sus enlaces químicos y su estructura. Lo que genera que tenga un extremo con mayor densidad electrónica que otro.
- b. El dipolo permanente está presente en moléculas no polares debido a las características de sus enlaces químicos y su estructura. Lo que genera que tenga un extremo con menor densidad electrónica que otro.
- c. El dipolo inducido se produce sobre una molécula polar, cuando se acerca una molécula no polar. Este dipolo desaparece cuando se aleja la molécula polar.
- d. El dipolo inducido se produce sobre una molécula no polar, cuando se acerca una molécula polar. Este dipolo desaparece cuando se aleja la molécula polar.

UNIDAD N°4

FÓRMULAS QUÍMICAS-NOMENCLATURA

Todo aprendizaje requiere conocer un lenguaje propio de cada disciplina, la química tiene su propio lenguaje, la cual incluye símbolos, fórmulas y nombres de los diferentes compuestos.

Debido a que existe una gran cantidad de sustancias químicas inorgánicas, resulta fundamental contar con un sistema de reglas que nos faciliten leer, escribir y nombrar a las sustancias para que en todo el mundo se puede hablar el mismo idioma.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (UIQPA) que, por su nombre en inglés, se escribe IUPAC, cuya finalidad es regular y establecer reglas para la formulación de los compuestos y la escritura de sus nombres.

Pero comenzar con el estudio de las reglas que dan nombre a los compuestos, primero hablaremos de los símbolos químicos que se emplean para representar una fórmula química.

¿Qué son los símbolos químicos?

Un **símbolo químico**, es la notación de una o dos letras que representa a un elemento químico.

Si el elemento se representa con una letra, ésta se escribe en mayúscula.

Potasio	Fosforo	Carbono
<i>Símbolo: K</i>	<i>Símbolo: P</i>	<i>Símbolo: C</i>
<i>Aspecto: sólido plateado</i>	<i>Aspecto: sólido rojizo</i>	<i>Aspecto: sólido negro</i>
		

Y si presenta dos letras la primera es mayúscula y la segunda minúscula, como por ejemplo,

Sodio (Natrium)	Cobre (Cuprum)	Oro (Aurum)
<i>Símbolo: Na</i>	<i>Símbolo: Cu</i>	<i>Símbolo: Au</i>
<i>Aspecto: sólido plateado</i>	<i>Aspecto: sólido rojizo</i>	

		<p>Aspecto: sólido amarillo dorado.</p> 
---	---	---

¿Qué es un compuesto químico?

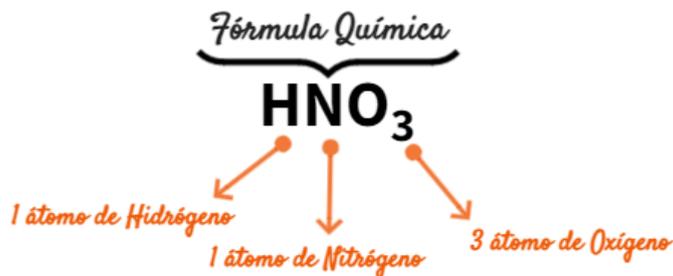
Un **compuesto químico**, es una sustancia que contiene dos o más elementos, combinados químicamente en proporciones fijas. Para representarlos se necesitan las fórmulas químicas.

¿Qué es una fórmula química?

Una **fórmula química**, es una representación de los símbolos de los elementos que forman un compuesto químico y expresa tanto el número como la proporción de los elementos químicos presentes.

¿Qué tipo de fórmula química se utiliza en los compuestos inorgánicos?

El tipo de fórmula química útil es la **Fórmula Molecular**, es la más básica y expresa el tipo de átomo presente en el compuesto y la cantidad de cada uno. Utiliza una secuencia lineal de símbolos de los elementos químicos y número (subíndices). Por ejemplo, la fórmula molecular del **ácido nítrico** es:





- Un *Símbolo* químico representa un *Átomo*
- Una *Fórmula* química representa una *Molécula*.

¿Qué es una molécula?

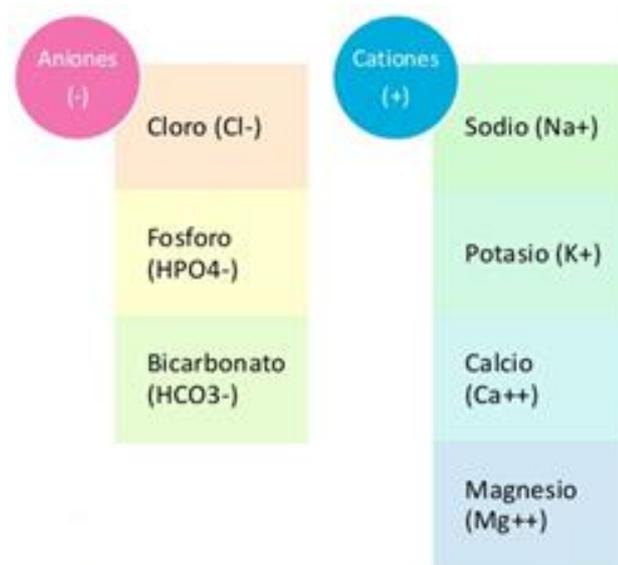
Una **molécula**, es la unidad más simple, sin carga, de un compuesto químico formado por dos o más átomos.

Tanto el átomo como la molécula no tienen carga, es muy importante poder diferenciarlo de los iones.

¿Qué es un ión?

Un **ión**, es una partícula con carga eléctrica. Los iones con carga positiva se denominan **cationes** y los que tengan carga negativa se denominan **aniones**.

En el cuerpo humano existen muchas sustancias en forma de iones. Los ejemplos comunes incluyen ión sodio, ión potasio, ión calcio, ión cloruro y ión bicarbonato. Estas sustancias se llaman electrolitos.



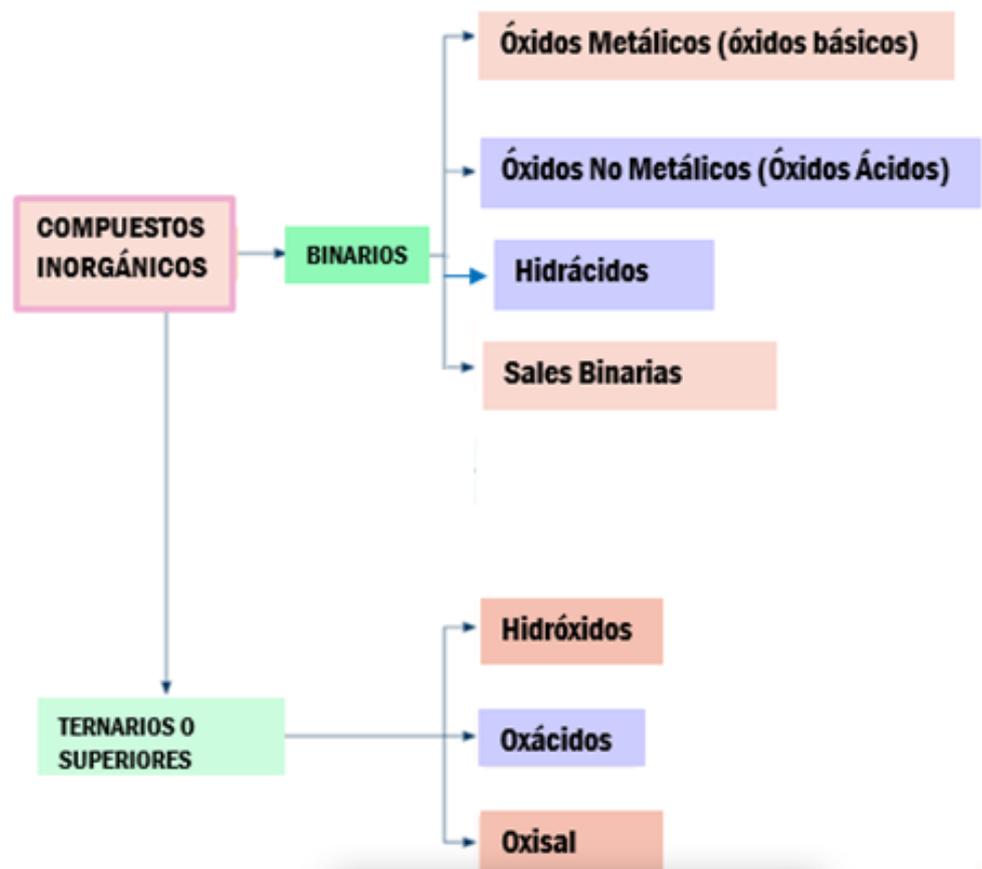
COMPUESTOS INORGÁNICOS

Puesto que existe una gran variedad de compuestos químicos, resulta necesario agruparlos en distintas categorías de compuestos.

Una forma de clasificar los compuestos es de acuerdo con el número de elementos que lo forman:

- ✓ Los **compuestos binarios**, formados por átomos de dos elementos distintos.
- ✓ Los compuestos **ternarios o superiores**, que contienen iones poliatómicos, formados por tres o más átomos diferentes.

Compuestos Inorgánicos



¿Qué debemos saber para escribir y nombrar compuestos químicos?



Antes de entrar de lleno en la nomenclatura y formulación de los distintos compuestos, resulta imprescindible **aprender y estudiar**:

- *Los símbolos y números de oxidación de los metales y no metales*
- *La estructura y número de oxidación de los aniones monoatómicos y poliatómicos.*

Los números de oxidación que se deben estudiar son los que están en la Tabla de Nox, en estos cuadros se muestran solo algunos de los Nox, solo a modo demostrativo.

METALES			NO METALES		
Símbolo	Nombre	Número de oxidación	Símbolo	Nombre	Número de oxidación
Li	Litio	+1	H	Hidrógeno	+1
Na	Sodio		B	Boro	+3
Rb	Rubidio		Cr	Cromo	+6
Cs	Cesio		C	Carbono	+2 y +4
Ag	Plata		S	Azufre	+4 y +6
Cu	Cobre	+1 y +2	N	Nitrógeno	+3 y +5
Hg	Mercurio	Au	Oro	+1 y +3	
Mg	Magnesio	+2	As	Arsénico	
Ca	Calcio		Mn	Manganeso	4+, 6+ y 7+
Sr	Estroncio		Cl	Cloro	+1, +3, +5 y +7
Ba	Bario		Br	Bromo	
Zn	Zinc		I	Yodo	
Cd	Cadmio		+2 y +3		
Fe	Hierro				
Co	Cobalto				
Ni	Níquel				
Cr	Cromo				
Mn	Manganeso	+2 y +4			
Sn	Estaño				
Pb	Plomo				
Al	Aluminio	+3			

ANIONES

La tabla de aniones muestra los aniones monoatómicos, es decir aquellos que están formados por un solo elemento No metálico.

La terminación **-uro** muestra que tienen el número de oxidación negativo.

- Cloruro (Cl^{1-})
- Sulfuro (S^{2-})

Los aniones con dos o más elementos No metálicos son denominados Poliatómicos.

Si observas la tabla de aniones poliatómicos verás que presentan oxígeno, por lo que se les conoce como oxaniones; en términos generales muestran las terminaciones **-ito** y **-ato**, aunque no nos dice con precisión cuántos oxígenos tienen.

La terminación **-ito** muestra que tiene menos que la terminación **-ato**, por ejemplo:

- nitrito (NO_2^{1-}) y nitrato (NO_3^{1-});
- fosfito (PO_3^{3-}) y fosfato (PO_4^{3-})

Algunos otros elementos forman más de dos iones poliatómicos que contienen oxígeno, para lo cual se emplean el **prefijo per-**, que señala que contiene más oxígenos que en el **sufijo -ato** y el **prefijo hipo-**, que a su vez señala que contiene menos oxígenos que el **sufijo -ito**. Por ejemplo:

- Perclorato (ClO_4^{1-}) y Clorato (ClO_3^{1-});
- Hipoclorito (ClO^{1-}) y Clorito (ClO_2^{1-})

La tabla de aniones también muestra los aniones monoatómicos, es decir aquellos que están formados por un solo elemento No metálico.

ANIONES			
Poliatómicos		Monoatómicos	
Estructura	Nomenclatura	Estructura	Nomenclatura
ClO_4^{1-}	Perclorato	F^{1-}	Fluoruro
BrO_4^{1-}	Perbromato	Cl^{1-}	Cloruro
IO_4^{1-}	Peryodato	I^{1-}	yoduro
ClO_3^{1-}	Clorato	Br^{1-}	Bromuro
BrO_3^{1-}	Bromato	S^{2-}	Sulfuro
IO_3^{1-}	Yodato	O^{2-}	Óxido
NO_3^{1-}	Nitrato		
MnO_4^{1-}	Permanganato		
MnO_4^{2-}	Manganato		
SO_4^{2-}	Sulfato		
CO_3^{2-}	Carbonato		
CrO_4^{2-}	Cromato		
PO_4^{3-}	fosfato		
ClO_2^{1-}	Clorito		
BrO_2^{1-}	Bromito		
IO_2^{1-}	Yodito		
NO_2^{1-}	Nitrito		
SO_3^{2-}	Sulfito		
PO_3^{3-}	fosfito		
ClO^{1-}	Hipoclorito		
BrO^{1-}	Hipobromito		
IO^{1-}	Hipoyodito		
CN^-	Cianuro		
OH^-	Hidróxido/oxhidrilo		

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

¿Qué es la nomenclatura química?

Se llama **nomenclatura química** a un sistema de reglas que permite dar nombre a los diferentes compuestos químicos según el tipo y número de elementos que los componen. La nomenclatura permite identificar, clasificar y organizar los compuestos químicos.

Emplearemos tres sistemas de nomenclatura:

- ✓ **Nomenclatura Tradicional (T)**
- ✓ **Nomenclatura Stock (St)**
- ✓ **Nomenclatura Sistemática (Si)**

Nomenclatura Tradicional

Este sistema utiliza prefijos, sufijos y nombres de familias como por ejemplo óxidos, anhídridos, ácidos, hidróxidos. El criterio para su aplicación es el número de oxidación:

- Para el caso de los **METALES**:

Cantidad de Número de Oxidación	Nomenclatura Tradicional
Un solo número de oxidación	Se antepone la palabra " de " al nombre del metal
Dos número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo -oso .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el sufijo -ico .

- Para los **NO METALES**

Cantidad de Número de Oxidación	Nomenclatura Tradicional
Un solo número de oxidación	Se emplea sufijo -ico .
Dos número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo -oso .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el sufijo -ico .
Tres número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo -oso .
	Mayor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo -ico .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el prefijo Per- y el sufijo -ico .
Cuatro número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el prefijo Hipo- y el sufijo -oso .
	Menor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo -oso .
	Mayor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo -ico .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el prefijo Per- y el sufijo -ico .

Nomenclatura Stock

Esta nomenclatura indica el **número de oxidación del metal o No metal entre paréntesis y en número romano**, es decir que no utiliza prefijos o sufijos para indicar números de oxidación.

Nomenclatura Sistemática

La nomenclatura sistemática emplea **prefijos griegos**, indicándonos el número de átomos presentes en el compuesto. En muchos de los casos el prefijo **mono-** no se pone y se sobreentiende que sólo existe un átomo del elemento.

Cantidad	1	2	3	4	5	6	7
Prefijos	Mono-	di-	Tri-	Tetra-	Penta-	Hexa-	Hepta-

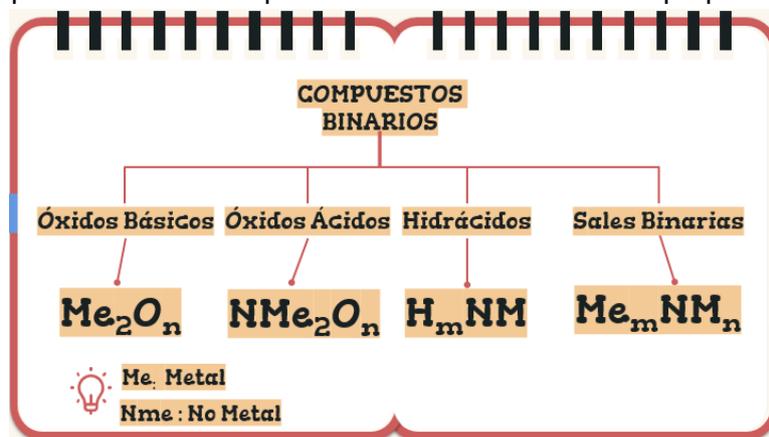
REGLAS PARA APRENDER LA ESCRITURA DE LAS FÓRMULAS QUÍMICAS

En esta parte se verán algunas reglas básicas para escribir una fórmula química sin considerar, por el momento, a qué grupo o familia de compuestos pertenece.

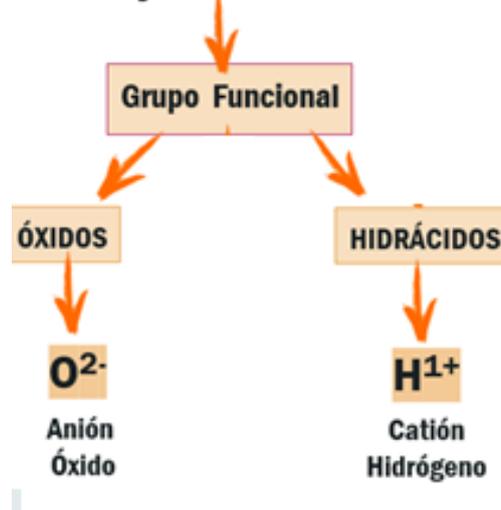
Reglas para formar compuestos		
Reglas	Método de Ensamble	Ejemplo
Regla #1 Se escriben los Iones con los Números de Oxidación correspondientes	Escribir los iones, ión (+) y ión (-) con sus respectivos números de oxidación. RECORDAR siempre se escribe el positivo del lado izquierdo y el negativo del lado derecho . $C^{n+} A^{m-}$	$Mg^{2+} O^{2-}$
Regla #2 Intercambiar los Nox RECORDAR: Ambos números pasan sin carga (signo). Si el número de oxidación es uno no se escribe.	Intercambiar los números de oxidación, sin los signos, de manera que el número de oxidación positivo, pasa como subíndice del anión y viceversa. 	
Regla #3 Simplificar	Simplificar los subíndices que sean múltiplos , se DEBEN simplificar a su mínima expresión. $C_m A_n \rightarrow CA$	Mg_2O_2 Fórmula Química MgO

COMPUESTOS BINARIOS

Son aquellos que están formados por dos elementos distintos en proporciones definidas.



Compuestos Binarios



→ ÓXIDOS BÁSICOS (Metálicos)

¿Qué es un óxido básico?

Se llama **óxido Básico** o **metálico** al compuesto químico que se forma con un **Metal** y el **oxígeno**.

¿Cómo se forma un óxido Básico?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

Elemento Químico	Números de Oxidación
Li	Litio
Na	Sodio
K	Potasio
Rb	Rubidio
Cs	Cesio
Ag	Plata
Cu	Cobre
Hg	Mercurio
Au	Oro
Mg	Magnesio
Ca	Calcio
Sr	Estroncio
Ba	Bario
Be	Berilio
Zn	Zinc
Cd	Cadmio
Fe	Hierro
Co	Cobalto
Ni	Niquel
Cr	Cromo
Mn	Manganeso
Sn	Estaño
Pb	Plomo
Pt	Platino
Al	Aluminio
Ga	Galio



Anión Óxido



Estructura de un Óxido Básico

¿Cuál es la nomenclatura de un óxido básico?

- ✚ En la **nomenclatura tradicional (T)**: se antepone la palabra **óxido** al nombre del **metal** con **sufijos -oso** o **-ico** en el caso de tener dos números de oxidación.
- ✚ En la **nomenclatura Stock (St)**: se antepone la palabra **óxido** seguido de la palabra **de** y el nombre del **metal** con su **número de oxidación en romano** y **entre paréntesis**.

- Para la **nomenclatura Sistemática (Si)**: se escribe **óxido de** y en seguida el nombre del **metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número oxígenos y de metales.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE ÓXIDOS BÁSICOS

Para formular el óxido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *oxígeno*.
- Al **nombrar** el compuesto **siempre** se **inicia** con el nombre del **anión**, y en **seguida** el del **metal**.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$Co^{2+} O^{2-}$	CoO
Regla #2: Intercambiar Nox	Co_2O_2	
Regla #3: Simplificar	Co_2O_2	
Nomenclaturas		T: Óxido cobaltoso St: Óxido de Cobalto (II) Si: Monóxido de Cobalto
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$Al^{3+} O^{2-}$	Al₂O₃
Regla #2: Intercambiar Nox	Al_2O_3	
Regla #3 : Simplificar	Al_2O_3	
Nomenclaturas		T: óxido de aluminio St: óxido de aluminio (III) Si: Trióxido de dialuminio

➔ ÓXIDOS ÁCIDOS (No Metálicos)

¿Qué es un óxido ácido?

Se llama **óxido ácido** al compuesto químico que se forma con un **No metal** y el **oxígeno**.

¿Cómo se forma un óxido Ácido?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

Elemento Químico	Números de Oxidación	
H	Hidrógeno	+1
Cl	Cloro	
Br	Bromo	
I	Yodo	
B	Boro	+3
N	Nitrógeno	
P	Fósforo	+3, +5
As	Arsénico	
Si	Silicio	+4
C	Carbono	+2, +4
Cr	Cromo	+3, +6
S	Azufre	+4, +6
Mn	Manganeso	+4, 6, 7+

$NMe^{n+} + O^{2-} \longrightarrow NMe_2O_n$

Anión Óxido Estructura de un Óxido Ácido

¿Cuál es la nomenclatura de un óxido ácido?

- ✚ En la **nomenclatura tradicional (T)**: se antepone la palabra **anhídrido** al nombre del **no metal con sufijos -oso o -ico** y prefijos *hipo-* o *per-* en el caso de tener 4 N° de oxidación.
- ✚ En la **nomenclatura Stock (St)**: se antepone la palabra **óxido** seguido de la palabra **de** y el nombre del **no metal** con su **número de oxidación en romano** y **entre paréntesis**.
- ✚ Para la **nomenclatura Sistemática (Si)**: se escribe **óxido de** y en seguida el nombre del **no metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número de no metales y oxígeno.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE ÓXIDOS ÁCIDOS

Para formular un anhídrido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.
Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *No Metal* y luego el *oxígeno*.
- Al **nombrar** el compuesto **siempre** se **inicia** con el nombre del **anión**, y en **seguida** el del **No Metal**.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$C^{4+} O^{2-}$	CO₂
Regla #2: Intercambiar Nox	C_2O_4	
Regla #3: Simplificar	$C_2O_4 \frac{-}{2}$	
Nomenclaturas		T: anhídrido carbónico St: Óxido de carbono (IV) Si: Dióxido de Carbono
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química

Regla #1: Escribir los Iones	Cl^{7+} O^{2-}	Cl_2O_7
Regla #2: Intercambiar Nox	Cl_2O_7	
Regla #3 : Simplificar	Cl_2O_7	
Nomenclaturas		T: Anhídrido Perclórico St: óxido de cloro (VII) Si: Heptóxido de dicloro

➔ **HIDRÁCIDOS**

¿Qué es un Hidrácido?

Se llama **hidrácido** al compuesto químico que se forma por combinación del **Hidrógeno** con un **anión monoatómico**.

¿Cómo se forma un Hidrácido?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

H^{1+}

Catión
Hidrógeno

+

ANIONES	
Monoatómicos	
Estructura	Nomenclatura
F^{1-}	Fluoruro
Cl^{1-}	Cloruro
I^{1-}	yoduro
Br^{1-}	Bromuro
S^{2-}	Sulfuro

}

NM^{m-}

→

H_mNM_1

Estructura de un Hidrácido

Es la combinación del **hidrógeno (H^{+1})** aniones **monoatómicos** que actúan con **número de oxidación -1** y **número de oxidación -2**.

Estos elementos se caracterizan porque al combinarse con el agua producen soluciones ácidas, llamándose también hidrácidos.

¿Cuál es la nomenclatura de un hidrácido?

- ✚ **Nomenclatura Tradicional:** se utiliza la palabra **ácido**, primeramente, y en seguida el nombre del **no metal** con la terminación **-hídrico**.
- ✚ **Nomenclatura Stock:** se inicia con el **no metal** en terminación **-uro** y en seguida la palabra de **hidrógeno**.
- ✚ **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE HIDRÁCIDOS

Para formular el hidrácido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Hidrógeno* y luego el *No Metal*.

- + **Nomenclatura Tradicional:** Si el metal presenta sólo un número de oxidación se antepone el nombre del metal. Si presenta dos números de oxidación, la terminación del metal será **-oso**, si actúa con el número de oxidación menor, **-ico**, con el número de oxidación mayor.
- + **Nomenclatura Stock:** Se coloca el nombre del metal y entre paréntesis con número romano el número de oxidación
- + **Nomenclatura Sistemática:** se escribe **anión terminado en uro "de"** y en seguida el nombre del **metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número de no metales y metal.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE SALES BINARIAS

Para formular una sal binaria se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *no Metal* en su versión de anión monoatómico

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (Iones)	Ca^{2+} S^{2-}	<h1>CaS</h1>
Regla #2: Intercambiar Nox	Ca_2S_2	
Regla #3: Simplificar	Ca_2S_2	
Nomenclaturas		T: Sulfuro de calcio St: Sulfuro de Calcio (II) Si: Sulfuro de calcio
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (Iones)	Fe^{3+} Cl^{1-}	<h1>FeCl₃</h1>
Regla #2: Intercambiar Nox	FeCl_3	
Regla #3 : Simplificar	No se simplifica	
Nomenclaturas		T: Cloruro férrico St: Cloruro de hierro (III) Si: Tricloruro de hierro

COMPUESTOS TERNARIO o SUPERIORES

Este tipo de compuestos están formados por tres o más elementos diferentes.

→ **Hidróxidos**

¿Qué es un Hidróxido?

Se llama **hidróxido** al compuesto químico que se forma por combinación de un **Metal** con anión **oxhidrilo ó hidroxilo (OH⁻)**

¿Cuál es la nomenclatura de un hidróxido?

- Nomenclatura Tradicional:** se inicia con la palabra **hidróxido**, seguida del **metal** el cual, dependiendo de su estado fundamental de oxidación, será el sufijo **–oso** ó **–ico** o simplemente antepondrá la palabra **de**.
- Nomenclatura Stock:** la situación es muy parecida a la anterior, con la diferencia de que el **número de oxidación del metal** (si es variable) se escribirá al final del nombre con **número romano y entre paréntesis**.
- Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDOS

Para formular un hidróxido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre se inicia** con el *Metal* y luego el *anión oxhidrilo*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Ni}^{3+} (\text{OH})^{1-}$	Ni(OH)₃	T: Hidróxido níquelico
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Ni}_1(\text{OH})_3$		St: Hidróxido de níquel (III)
Regla #3 : Simplificar	En los hidróxidos NUNCA se simplifica		Si: -----
<hr/>			
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Na}^{1+} (\text{OH})^{1-}$	NaOH	T: Hidróxido de sodio
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Na}_1(\text{OH})_1$		St: hidróxido de sodio (I)
Regla #3 : Simplificar	En los hidróxidos NUNCA se simplifica		Si: -----

Estos prefijos y sufijos están presentes en algunos de los nombres de los iones poliatómicos, y como consecuencia lo estarán en los nombres de los compuestos ternarios o superiores.

→ **Oxácidos**

¿Qué es un Oxiácido?

Se llaman **oxácidos** a los compuestos que se forman por la combinación de un **hidrógeno** (H^{1+}) y un **anión poliatómico**, es decir que contenga oxígeno y un no metal.

¿Cuál es la nomenclatura de un Oxácido?

- ✚ **Nomenclatura Tradicional:** se antepone la palabra **ácido**, y el prefijo y/o sufijo del anión poliatómico a emplear dependerá del número de oxígenos del ion. El **sufijo** del anión **DEBE** cambiar por terminación **-ico** si el anión termina en **-ato** o la terminación **-oso** si el anión termina en **-ito**.
- ✚ **Nomenclatura Stock:** No usaremos en este tipo de compuesto.
- ✚ **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE OXÁCIDOS

Para formular un oxácido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Hidrógeno* y luego el *anión poliatómico*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$H^{1+} (NO_3)^{1-}$ Anión Nitrato	HNO₃	T: Ácido nítrico Se debe cambiar la terminación Ato del anión por -ico
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$H_1(NO_3)_1$		St: -----
Regla #3 : Simplificar	En los oxácidos NUNCA se simplifica		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$H^{1+} (SO_3)^{2-}$ Anión Sulfito	H₂SO₃	T: Ácido Sulfuroso Se debe cambiar la terminación Ito del anión por -oso
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$H_2(SO_3)_1$		St: -----
Regla #3 : Simplificar	En los oxácidos NUNCA se simplifica		Si: -----

➔ Oxisal

¿Qué es una Oxisal?

Se llaman **oxisal** a los compuestos que se forman por la combinación de un Metal y un **anión poliatómico** oxigenado.

¿Cuál es la nomenclatura de un Oxisal?

- ✚ **Nomenclatura Tradicional:** se empieza con el nombre del anión, cuyos prefijos **hipo-**, **per-** y los sufijos **-ato** e **-ito**, dependiendo del estado de oxidación en que se encuentren o del número de oxígenos del ion, seguido del catión cuyo sufijo dependerá del número de oxidación (**-ico** u **-oso**).
- ✚ **Nomenclatura Stock:** el anión poliatómico se nombra igual que en la nomenclatura anterior, con la diferencia de que el **número de oxidación del metal** se escribe al final en **número romano y entre paréntesis**.

✚ **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE OXISAL

Para formular una oxisal se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre se inicia** con el *Metal* y luego el *anión poliatómico*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Fe}^{3+} (\text{NO}_3)^{1-}$ Anión Nitrato	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	T: Nitrato férrico No cambia la terminación del anión
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Fe}_1(\text{NO}_3)_3$		St: Nitrato de hierro (III)
Regla #3 : Simplificar	En este caso no se puede simplificar		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Ca}^{2+} (\text{SO}_3)^{2-}$ Anión Sulfito	CaSO_3	T: Sulfito de calcio No cambia la terminación del anión
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Ca}_2(\text{SO}_3)_2$		St: Sulfito de calcio (II)
Regla #3 : Simplificar	En este caso se DEBE simplificar		Si: -----

CUESTIONARIO DE AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N°4

(Parte A)

La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N°4. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

Para esta unidad decidimos hacer dos series de ejercicios: la **parte A** está propuesta para que practiques las fórmulas y nombres de los compuestos inorgánicos y la **parte B** tiene preguntas de esta unidad relacionada a otras unidades y es del estilo de preguntas que tendrás que responder en el examen final.

Para resolver la autoevaluación busca un lugar tranquilo que te permita estar atento en la lectura de cada ejercicio y poder responder a conciencia.

Terminado el cuestionario podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el "Foro de Consulta de la Unidad N°4" y también al principio del próximo encuentro. ¡Éxitos!

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Completa la tabla con el símbolo, n° de oxidación y nombre del óxido que forman (puedes elegir cualquier nomenclatura):

Elemento	Símbolo	N° de oxidación	Nombre del óxido que forma
Ej.: Litio	Li	+1	Óxido de Litio
Potasio			
Magnesio			
Oro			
Ej: Oro		+3	Óxido áurico
Plata			
Ej: Hierro		+2	Óxido de hierro (II)
Hierro			

2. Escriba las fórmulas de los óxidos nombrados en la tabla anterior.
3. Escriba las fórmulas de los siguientes óxidos:
 - a) anhídrido carbonico
 - b) Oxido fosfórico

- c) Oxido de carbono (IV)
- d) Oxido fosforoso
- e) Trióxido de azufre
- f) anhídrido sulfuroso

4. Nombra los siguientes compuestos utilizando las 3 nomenclaturas y clasificalos, según corresponda en óxido metálico (básico) o no metálico (ácido):

- a) Li_2O
- b) N_2O_5
- c) CaO
- d) Hg_2O
- e) CO

5. Escriba la fórmula de los siguientes ácidos:

- a) Acido nitroso
- b) Acido carbónico
- c) Ácido sulfúrico
- d) Acido hipocloroso
- e) Acido brómico
- f) Ácido iodoso

6. Escriba la fórmula de los siguientes hidróxidos:

- a) Hidróxido de potasio
- b) Hidróxido cúprico
- c) Hidróxido de plata
- d) Hidróxido férrico
- e) Hidróxido auroso
- f) Hidróxido de magnesio

7. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos y clasificarlos:

- a) Ácido sulfuroso
- b) Hidróxido de sodio

- c) Ácido perclórico
- d) Ácido nítrico
- e) Hidróxido ferroso
- f) Hidróxido cúprico
- g) Ácido carbónico

8. Completa la siguiente tabla, con los nombres de aniones que forman los ácidos

ÁCIDO	ANIÓN
ÁCIDO SULFÚRICO	
ÁCIDO NITROSO	
ÁCIDO HIPOCLOROSO	
ÁCIDO CARBÓNICO	
ÁCIDO PERBRÓMICO	

9. Escribe la fórmula de las siguientes sales:

- a) Nitrito de potasio
- b) Sulfato de calcio
- d) Hipoclorito de sodio
- e) Sulfito cúprico
- f) Cloruro plumboso
- g) Perclorato férrico

10. Nombra las siguientes sales:

- a) BaCl_2
- b) MgSO_4
- c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- d) CaCO_3
- e) FeS
- f) Li_3PO_4

- i) $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$
- j) $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$
- k) AgNO_3

(Parte B)

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 1) Una fórmula química representa a (marcar lo correcto):
 - a) Un átomo
 - b) Un elemento
 - c) Un compuesto químico
 - d) Una molécula
 - e) c) y d) son correctas

- 2) Marque cual de los siguientes NO es un compuesto binario:
 - a) CO_2
 - b) CaCl_2
 - c) NaClO
 - d) HF
 - e) Fe_2O_3

- 3) Los números de oxidación de los metales Li, Al y Ba son respectivamente (marque lo correcto):
 - a) +1, +3, +2
 - b) +1, +2, +3
 - c) -1, -3, -2
 - d) 3, 1, 2
 - e) +2, +3, +2

- 4) El nombre del anión NO_3^{2-} es (marque lo correcto):
 - a) Pernitrato
 - b) Nitrito
 - c) Hiponitroso
 - d) Nitrato
 - e) Nítrico

- 5) Marque la fórmula correcta del anhídrido cloroso
 - a) Cl_3O_2
 - b) Cl_2O_3
 - c) HCl
 - d) Cl_2O
 - e) ClO_3

- 6) El siguiente compuesto N_2O_5 se clasifica como (marque lo correcto):
 - a) Óxido básico
 - b) Óxido ácido
 - c) Anhídrido

- d) Óxido no metálico
e) b), c) y d) son correctas
- 7) Respecto al anhídrido carbónico, marque la afirmación correcta:
a) El número de oxidación del C es +2
b) Es un compuesto ternario
c) Se clasifica como óxido ácido
d) Es un óxido metálico
e) Por la nomenclatura sistemática se lo nombre monóxido de carbono
- 8) Marque cual de los siguientes no es un hidrácido:
a) HCl
b) HF
c) H₂S
d) NH₃
e) HI
- 9) El compuesto CuCl₂ es (marque lo correcto):
a) Un anhídrido
b) Una oxisal
c) Una sal binaria
d) Un hidruro no metálico
e) Ninguna es correcta
- 10) Marque la afirmación correcta referida al siguiente compuesto: **Pb(OH)₄**
a) Es un óxido
b) Es una oxisal
c) El número de oxidación del Pb es +2
d) Se nombra hidróxido plúmbico
e) El número de oxidación de O en el compuesto es +4
- 11) En un óxido básico (marque lo correcto):
a) El oxígeno se combina con un no metal
b) El número de oxidación del oxígeno es -1
c) La diferencia de electronegatividades entre los dos elementos es < 0,2
d) El oxígeno comparte sus pares de electrones
e) Todas son incorrectas
- 12) Marque la opción que contenga el nombre correcto del siguiente compuesto:
H₃PO₄
a) Fosfito ácido
b) Ácido fosforoso
c) Fosfato de hidrógeno
d) Ácido fosfórico
e) Óxido fosforoso
- 13) En una oxisal (marque lo correcto):
a) El anión es monoatómico
b) El catión corresponde a un elemento no metálico

- c) Los números de oxidación de catión y anión se intercambian y pueden simplificarse
- d) Nunca se simplifican los números que se intercambian
- e) Siempre hay átomos de H en la molécula

UNIDAD N°5 DISOLUCIONES

¿Qué es una Disolución?

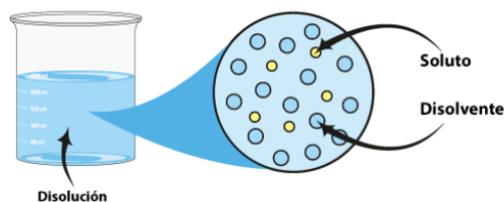
Una **disolución** es una **mezcla homogénea** de **dos o más sustancias**, en **una** sola fase, que no reaccionan químicamente entre sí.

- Al ser una **mezcla homogénea** a simple vista no se distinguen sus componentes.
- Al tener **dos o más sustancias**, como mínimo debe tener dos componentes, estos son: **Soluto (Sto)** y el **Disolvente (Ste)**
- Al tener **una sola fase** esta dependerá del estado de agregación del componente dispersante, es decir el disolvente y la solución podrá ser líquida, sólida o gaseosa

¿Qué componentes tiene una disolución?

Las **disoluciones** tienen dos **componentes** diferentes: **Disolvente** y **soluto**.

- **Disolvente (Ste)**: es la sustancia en la que se disuelve el soluto, generalmente es la más predominante. También se le conoce como solvente, dispersante o medio de dispersión.
- **Soluto(sto)**: es la sustancia que es disuelta por el disolvente. Una misma disolución puede tener más de un soluto disuelto en en el mismo disolvente. El soluto se encuentra en menor cantidad que el disolvente.



Disolución = Soluto + Solvente

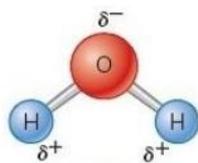
Clasificación de Disoluciones

Las disoluciones se clasifican según el estado de agregación de sus componentes, en:

<p>01 Gaseosas</p> <p>Se forman cuando se mezclan gases o vapores no reactivos</p>  <p>Aire</p>	<p>02 Sólidas</p> <p>Se forman cuando se mezcla metales sólidos, se les denomina aleaciones</p>  <p>Bronce</p>	<p>03 Líquidas</p> <p>Se forman cuando se mezcla un líquido con una sustancia sólida, líquida o gaseosa.</p>  <p>Vinagre</p>
---	--	--

¿Por qué el agua es llamado solvente universal?

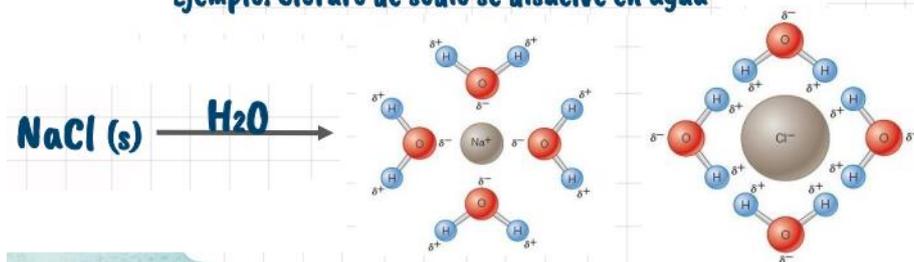
El **agua** es un disolvente universal, ya que disuelve más sustancias que cualquier otro disolvente, debido a su naturaleza polar.



La molécula de agua en sus dos átomos de hidrógeno tiene una ligera carga eléctrica positiva (δ^+), mientras que el átomo de oxígeno lleva una ligera carga negativa (δ^-). Debido a la polaridad de sus moléculas, el agua pueden formar enlaces de hidrógeno esto genera la capacidad de disolver muchos tipos de compuestos.

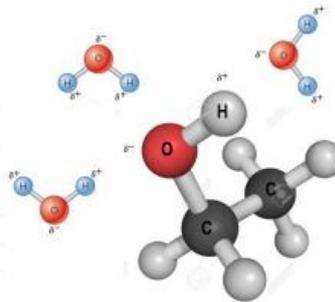
La polarización permite al agua atraer a muchos tipos diferentes de moléculas. La fuerte atracción a las moléculas iónicas, tales como **cloruro de sodio** o sal, permite que el agua para separar el compuesto en sus iones. Este tipo de soluto, como el NaCl, se le llama **electrolito** ya que se *disocia en agua y conduce la corriente eléctrica*.

Ejemplo: Cloruro de sodio se disuelve en agua



Otras moléculas, tales como sacarosa o azúcar, **alcohol etílico**, no se rompen en iones, pero se dispersan de manera uniforme en el agua. Este tipo de soluto, como el alcohol que *no forma iones*, se denominan **no electrolitos** y *no conducen la electricidad*.

Ejemplo: alcohol en agua



El agua es el disolvente polar más importante, pero hay varios disolventes orgánicos no polares como por ejemplo tetracloroetileno para limpieza en seco; acetona, acetato de metilo y acetato de etilo para el pegamento y esmalte de uñas; etanol para perfume; terpenos en los detergentes; éter y hexano para quitamanchas; y una serie de otros disolventes específicos para su propósito.

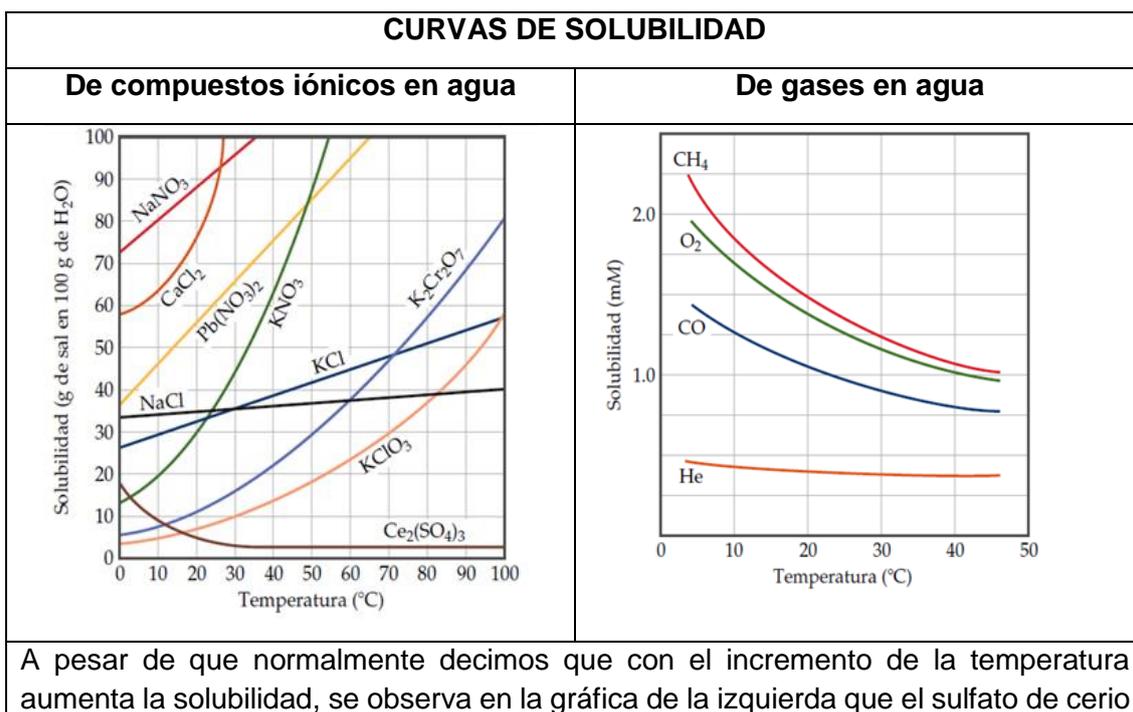
¿Qué es la solubilidad?

La **solubilidad** es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en otra, depende de la naturaleza del disolvente y del soluto, así como de la temperatura y la presión del sistema.

¿Qué es la curva de solubilidad?

La **curva de solubilidad** es una *gráfica que permite determinar la solubilidad de un soluto en función de la temperatura.*

Se utiliza para analizar la solubilidad, es decir la cantidad máxima de un compuesto químico que se disuelve en 100 g de agua, respecto a una temperatura determinada.



(CeSO_4) disminuye la solubilidad al incrementar la temperatura, lo mismo sucede en la gráfica de la solubilidad de gases donde la solubilidad de los gases disminuye con la temperatura.

¿Qué es la concentración de una disolución?

Se llama **concentración de una disolución** a la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución o solvente.

Las propiedades de una disolución no solo dependen de las características de los solutos sino también de sus concentraciones.

Cuando hablamos de concentraciones podemos hacer referencia a una mirada cuantitativa o cualitativa.



Cuando hablamos de **qué es la concentración**, debemos hablar también de en qué unidades se miden las concentraciones.

¿En qué unidades se mide la concentración de una disolución?

La **concentración de una disolución** se clasifica en unidades físicas y química de concentración.

✚ Unidades físicas de concentración

Las **unidades físicas** son unidades que **expresan** la proporción del soluto en **masa** o **volumen** en relación con la cantidad de disolución.

Porcentaje en masa (%m/m)	Expresión matemática: $\% m/m = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de solución (g)}} \cdot 100$	El porcentaje en masa expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 100 gramos de disolución.
Porcentaje masa en volumen, (%m/v)	Expresión matemática: $\% m/v = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \cdot 100$	El porcentaje masa en volumen, expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 100 mililitros de disolución.
Porcentaje en volumen, (%v/v)	Expresión matemática: $\% v/v = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \cdot 100$	El porcentaje en volumen, expresa el volumen de soluto, en mililitros, que contienen 100 mililitros de disolución.
Miligramos por litro (mg/L)	Expresión matemática: $mg/L = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de solución (L)}}$	Los mg/L, expresa la masa de soluto, en miligramos, que contienen 1 Litro de disolución.
gramos por litro (g/L)	Expresión matemática: $g/L = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de solución (L)}}$	Los g/L, expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 1 Litro de disolución.

✚ Unidades Químicas de concentración

Se pueden definir a las **unidades químicas** como aquellas que se expresan la **cantidad de moles** de un soluto en relación a la cantidad de una disolución.

Molaridad (M)

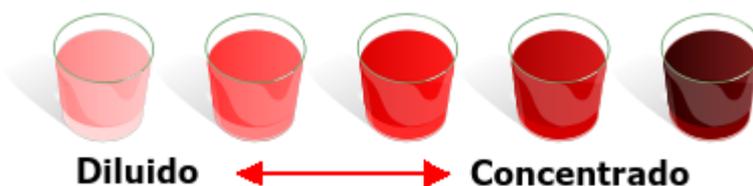
La **molaridad** se refiere al **número de moles** en litros de disolución.

Normalidad (N)

La **normalidad** se refiere al número de **equivalentes químicos** en un gramo de soluto contenido en un litro de disolución.

DILUCIÓN DE SOLUCIONES

En un laboratorio, es muy útil preparar soluciones de diversas concentraciones, empleando una sola solución de concentración mayor; este procedimiento se denomina dilución; esto se hace agregando el volumen adecuado de solvente a una cantidad medida de la solución concentrada.



Cuando se diluye una solución, al agregar más disolvente, la cantidad de soluto no experimenta cambio alguno, pero el volumen y la concentración de la solución sí. Cuando se diluye, la cantidad de soluto permanecen constante, pero el volumen aumenta, por lo tanto, la concentración disminuye. La fórmula empleada para las diluciones es:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Donde:

C_1 : concentración de la solución concentrada

V_1 : volumen empleado de la solución patrón.

C_2 : concentración de la solución diluida

V_2 : volumen requerido de la solución diluida.

Esta expresión puede emplearse para calcular cualquiera de las cuatro variables, si se conocen las otras tres.

SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Una de las propiedades que pueden presentar las soluciones de acuerdo al tipo de soluto que contengan disuelto es la acidez o basicidad, es decir que se pueden clasificar como:

- SOLUCIONES ACIDAS
- SOLUCIONES BASICAS O ALCALINAS

Para poder entender mejor esta posible clasificación de las **SOLUCIONES**, se verá antes qué son los ácidos y qué son las bases.

Ácidos: son todas aquellas sustancias que se caracterizan por tener sabor agrio, estar constituidos químicamente por Hidrógeno, un no metal y Oxígeno o bien por Hidrógeno y un no metal. Además, son aquellas sustancias que disueltas en agua generan iones H^+ .

Como ejemplos de ácidos podemos mencionar: el jugo de limón, el vinagre, el ácido clorhídrico o muriático (HCl), el ácido fórmico (el que inyectan las hormigas cuando pican), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Bases: son aquellas sustancias que tiene sabor amargo, son resbaladizas al tacto y están constituidas por un metal, el oxígeno y el hidrógeno. Además, cuando se las disuelve en agua generan iones OH^- . También se las llama HIDRÓXIDOS o ALCALIS.

Ejemplos de BASES son: el hidróxido de sodio ($NaOH$) o soda cáustica, el hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) o cal apagada, el amoníaco, algunos jabones o productos de limpieza para el hogar, los antiácidos digestivos

Entonces ahora podemos definir a las soluciones acidas y a las soluciones básicas, diciendo que...

- **Solución ácida** es aquella que contiene disuelta una sustancia ácida y que por lo tanto en ella hay presentes o predominan los iones H^+ .
- **Solución básica** es aquella que contiene disuelta una sustancia básica y que por lo tanto en ella hay presentes o predominan los iones OH^- .

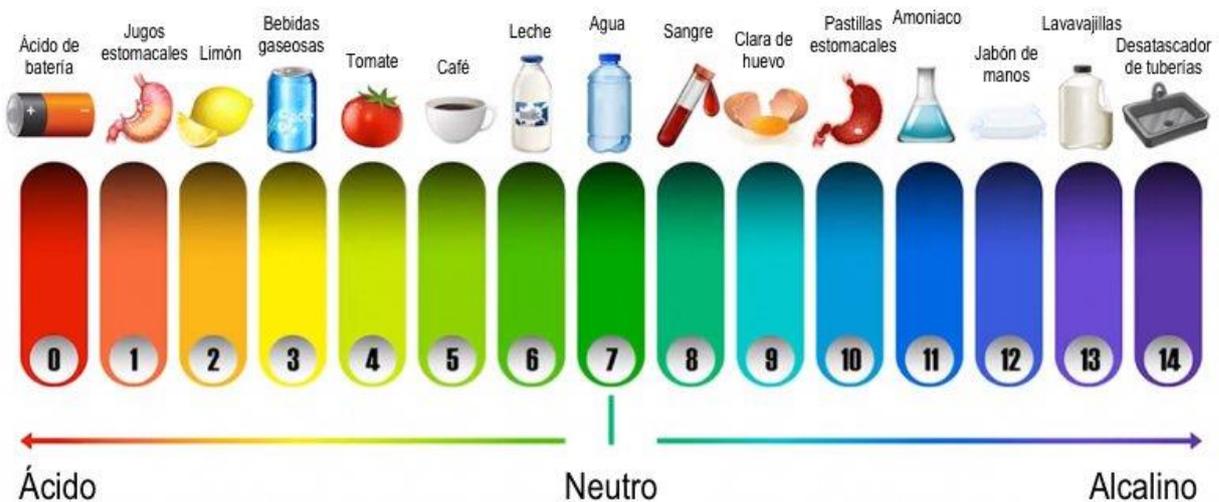
Cuando en una solución no hay predominio ni de H^+ ni de OH^- , es decir que la cantidad de ambos iones es igual dicha es una **solución neutra**.

pH

Para poder determinar **la acidez o basicidad** de una solución los químicos utilizan una medida que se conoce con la denominación de **pH (potencial hidrógeno)**

El pH es un número que está vinculado con la cantidad de iones H^+ que hay presentes en una solución. La escala de pH es una escala numérica que va desde el valor 0 hasta el valor 14.

Como se muestra en la imagen las soluciones con pH menor que 7 son ácidas y las soluciones con pH mayor que 7 son básicas o Alcalinas. En el caso que la solución tenga un $pH=7$ se dice que la solución es neutra.



CUESTIONARIO DE AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N°5

La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N°5. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

Terminado el cuestionario podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el “Foro de Consulta de la Unidad N°5” y también al principio del próximo encuentro. ¡Éxitos!

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 1- Una solución es:
 - a- Una mezcla heterogénea de sustancias.
 - b- Una mezcla heterogénea formada por soluto y solvente.
 - c- Una mezcla homogénea de dos o más sustancias
 - d- Una sustancia en dos estados de agregación diferente.

- 2- La solubilidad de una sustancia:
 - a- Es la forma en que interacciona químicamente con otra sustancia.
 - b- Es una mezcla homogénea.
 - c- Es la capacidad de dicha sustancia para disolverse en otra.
 - d- Ninguna de las anteriores.

- 3- El soluto es:
 - a- La sustancia que generalmente se encuentra en menor cantidad en una solución.
 - b- La sustancia que generalmente se encuentra en menor cantidad y disuelve a otras sustancias que forman la solución.
 - c- La sustancia que presenta el mismo estado de agregación que la solución.
 - d- Ninguna de las anteriores.

- 4- El solvente es:
 - a- La sustancia que se encuentra en menor cantidad y disuelve a otras sustancias que forman la solución.
 - b- La sustancia que presenta el mismo estado de agregación que la solución y generalmente se encuentra en mayor cantidad.
 - c- a y b son correctas.

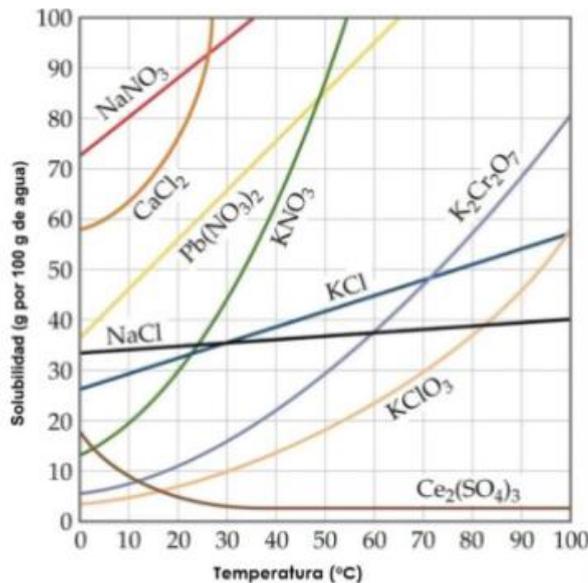
- 5- Al preparar 2 litros de una solución de etanol en agua al 70% v/v, se necesita:
 - a- 0.6 L de etanol y 1,4 L de agua.
 - b- 0,70 L de etanol y 1.3 L de agua
 - c- 1,4 L de etanol y 0,6 L de agua.

- 6- ¿Qué cantidad de O₂ se disuelve en 9,5 L de agua destilada a 20°C, a presión atmosférica? La solubilidad es de 7,6 mg de O₂ por litro de agua.
 - a- 72,2 g
 - b- 0,0722 g
 - c- 0,722 g
 - d- Ninguna de las anteriores

- 7- Si una cerveza contiene etanol al 6% v/v, ¿qué cantidad de etanol contiene un vaso de cerveza de 350 cm³?
- a- 21 mL
 - b- 6 mL
 - c- 18mL
 - d- 35 mL
- 8- El suero fisiológico en una solución acuosa de cloruro de sodio al 0,9% m/v. ¿Qué cantidad de suero contiene 13,5 g de NaCl?
- a- 1,5 L
 - b- 12,5 L
 - c- 1,8 L
 - d- Ninguna es correcta
- 9- El ibuprofeno es un antiinflamatorio no esteroide, usado con frecuencia como antipirético y analgésico. Para cuadros febriles menores a 39°C en niños, se recomienda administrar cada 6 a 8 horas, dosis de 0,25 mL por kilogramo de peso corporal de la suspensión comercial al 4% m/v de ibuprofeno, ¿Qué cantidad de ibuprofeno debe administrarse por dosis a un niño de 12 kg de peso?
- a- 25 mg
 - b- 300 mg
 - c- 48 mg
 - d- 120 mg
- 10- Según la Ley 24.449 para conducir un vehículo particular el nivel de alcohol permitido es de 0,5 g de alcohol por litro de sangre, exprese la concentración en % m/v.
- a- 5 % m/v
 - b- 0,05 % m/v
 - c- 0,5 %m/v
 - d- Todas son correctas
- 11- La función principal del cloro en las piscinas es mantenerlas libres de bacterias, para ello la concentración de cloro debe mantenerse en $2,4 \cdot 10^{-4}$ % m/v. ¿Qué masa de cloro se necesita agregar a una pileta con 1m³ de agua para lograr la concentración esperada?
- a- 2,4 mg
 - b- 240 mg
 - c- 2,4 g
 - d- 240 g
- 12- La hormiga roja (*Formica rufa*) utiliza el ácido fórmico en sus mecanismos de defensa y para cazar, dicho ácido puede producir dolorosas molestias en la piel humana. Determine el volumen de ácido fórmico si la cantidad lanzada por la hormiga es de 0.016 cm³ al 0,41 % v/v.
- a- $65,6 \cdot 10^{-6}$ cm³
 - b- 0,0065 cm³
 - c- 0,65 cm³
 - d- Todas son correctas

- 13- Para tratar una herida, el médico te ha dicho que tienes que preparar 50 cm³ de una disolución de alcohol en agua al 35 % v/v, si el alcohol del botiquín indica que es del 70 % v/v ¿Qué volumen del alcohol concentrado tendrías que tomar?
- 25 cm³
 - 25 mL
 - 0,025 L
 - Todas son correctas

- 14- Teniendo en cuenta el siguiente gráfico:



1-La sustancia de mayor solubilidad a los 10°C.

- NaCl
- NaNO₃
- CaCl₂

2-La sustancia que disminuye la solubilidad al aumentar la temperatura.

- KClO₃
- KCl
- Ce₂(SO₄)₃

- 15- La hormiga roja (*Formica rufa*) utiliza el ácido fórmico en sus mecanismos de defensa y para cazar, dicho ácido puede producir dolorosas molestias en la piel humana. Determine el volumen de ácido fórmico si la cantidad lanzada por la hormiga es de 0,016 cm³ al 0.41 % v/v.
- 65,6 · 10⁻⁶ cm³
 - 0,0065 cm³
 - 0,65 cm³
 - Ninguna es correcta.
- 16- El vinagre se obtiene por fermentación del alcohol etílico, es una solución acuosa de ácido acético. El análisis de un vinagre comercial presenta una concentración de ácido acético del 5 % v/v. ¿Cuál es el volumen de solución que debemos tomar para tener 25 mL de ácido acético?
- 50 mL
 - 12,5 mL
 - 500 mL
 - Ninguna es correcta.
- 17- ¿Está dentro del límite aconsejable? Al analizar el agua de una pileta de natación, se comprobó que 500 cm³ de agua contenían 0,8 mg de sulfato cúprico. La concentración máxima permitida para destruir las algas microscópicas es de 9 · 10⁻⁵ % m/v.
- Sí, el valor está por debajo de la concentración permitida.
 - No, el valor está por encima de la concentración permitida.
 - Ninguna de las anteriores

- 18- ¿Qué cantidad de alcohol al 96% deberás añadir sobre agua para obtener 350 mL de disolución de alcohol en agua al 15 % en volumen?
- e) 2240 mL
 - f) 54,7 mL
 - g) 4,11 mL
 - h) Ninguna es correcta

- 19- E general los niveles de pH del cuerpo tienden a ser más alcalinos que ácidos, es por ello que los últimos estudios sobre salud indican que acercarnos en general a valores más alcalinos puede prevenir algunas enfermedades. Es decir que el pH del cuerpo es:

- i) Menor que 7
- j) Igual a 7
- k) Mayor que 7
- l) Todas son correctas.

- 20- Como única excepción nos encontramos el pH de la piel con un valor de 5,5 , por lo que crea un manto protector para evitar agresiones a la epidermis. El manto que se forma en la piel es:

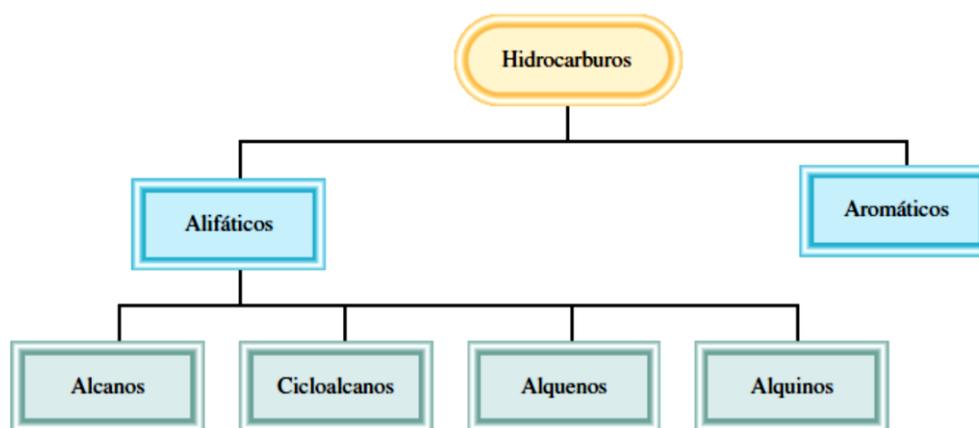
- i Ácido
- ii Básico
- iii Neutro
- iv Ninguna es correcta

- 21- La siguiente tabla muestra los valores de pH de fluidos fisiológicos. Calcificar los fluidos como ácidos, básicos o neutros.

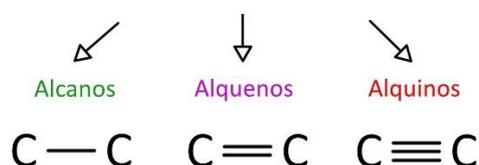
FLUIDO	VALOR DE pH
Bilis	7,8 – 8,6
Saliva	6,4 – 6,8
Orina	5,5 – 7,0
Jugo gástrico	1,5 – 1,8
Sangre	7,35 – 7,45

- 22- Analizando la estructura química de las siguientes sustancias, cuál de ellas es ácida.

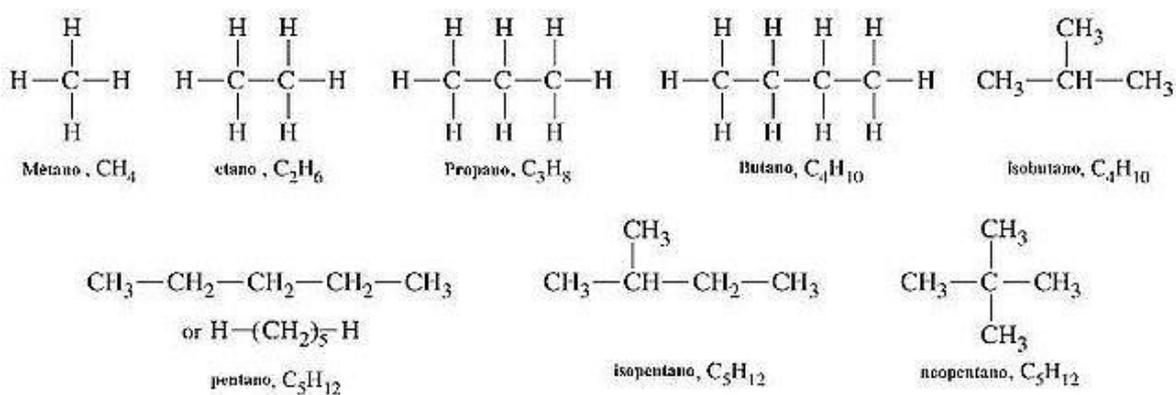
- a) NaOH
- b) NH₃
- c) HCl
- d) H₂O₂



Hidrocarburos

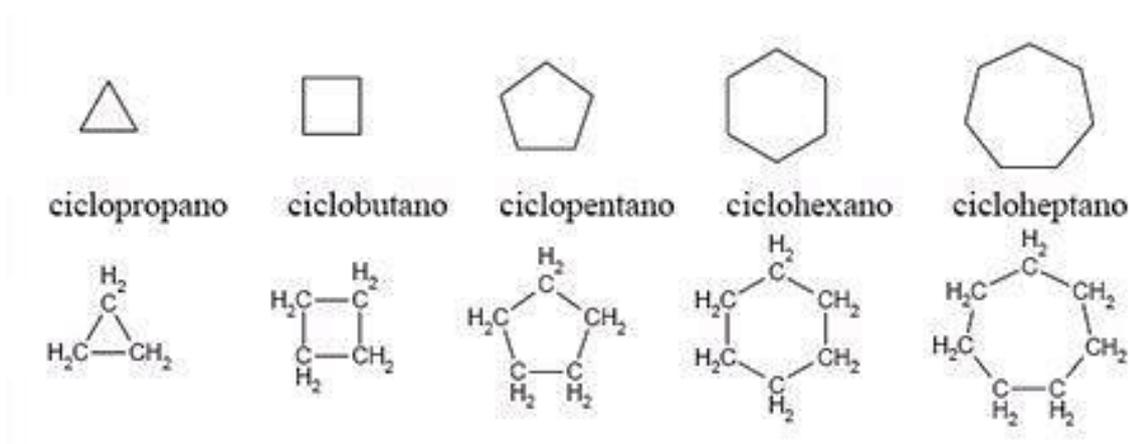


Los **alcanos** contienen átomos de C unidos siempre por uniones simples y por lo general tienen baja reactividad química, pero son buenos combustibles. Se los conoce como hidrocarburos saturados porque contienen el número máximo de átomos de H que pueden unirse a la cantidad de átomos de C presentes en la molécula. En la siguiente figura se pueden observar algunos de ellos con sus nombres, aunque no es la razón de este curso aprender a nombrar compuestos orgánicos:

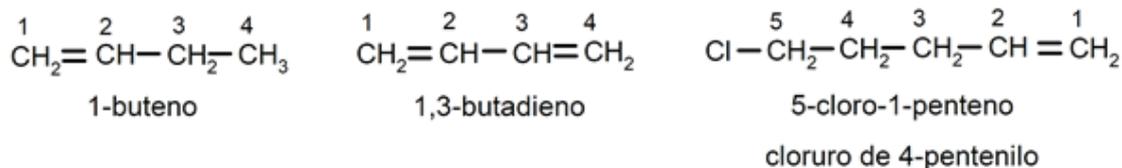


Cuando se esquematizan las fórmulas o estructuras se pueden escribir todos los hidrógenos (formula desarrollada) o simplemente cada carbono con un hidrógeno y un subíndice que indica la cantidad (fórmula semidesarrollada)

Los **cicloalcanos** son alcanos cuyos átomos de C se unen formando anillos. Algunos ejemplos:

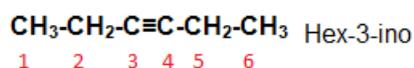
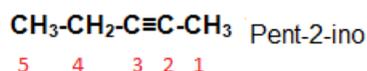
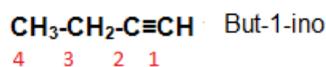


Los **alquenos** son hidrocarburos que contienen al menos un doble enlace entre dos de sus carbonos. Son insaturados porque al ocupar dos enlaces entre carbonos no pueden utilizarlos para unirse a hidrógeno.



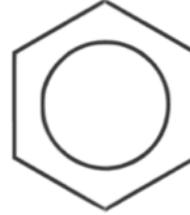
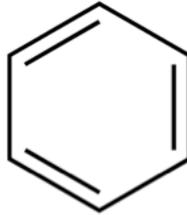
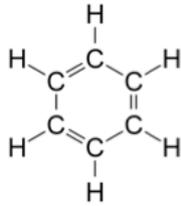
En el tercer ejemplo, el alqueno contiene un halógeno (cloro).

Los **alquinos** también son insaturados o no saturados porque tienen al menos un triple enlace carbono-carbono.

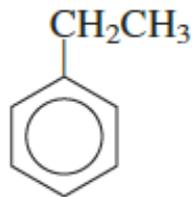


Los hidrocarburos aromáticos son los que poseen en su molécula uno o varios bencenos, que se pueden esquematizar como sigue:

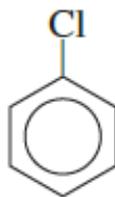
Benceno C₆H₆



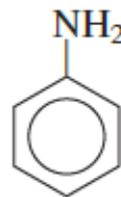
Dentro de los hidrocarburos aromáticos existe una gran variedad de compuestos, su característica principal es que tienen aromas especiales y están presente por ejemplo en los aceites esenciales y perfumes de muchas plantas entre ellos:



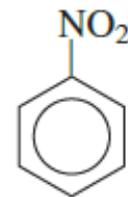
etilbenceno



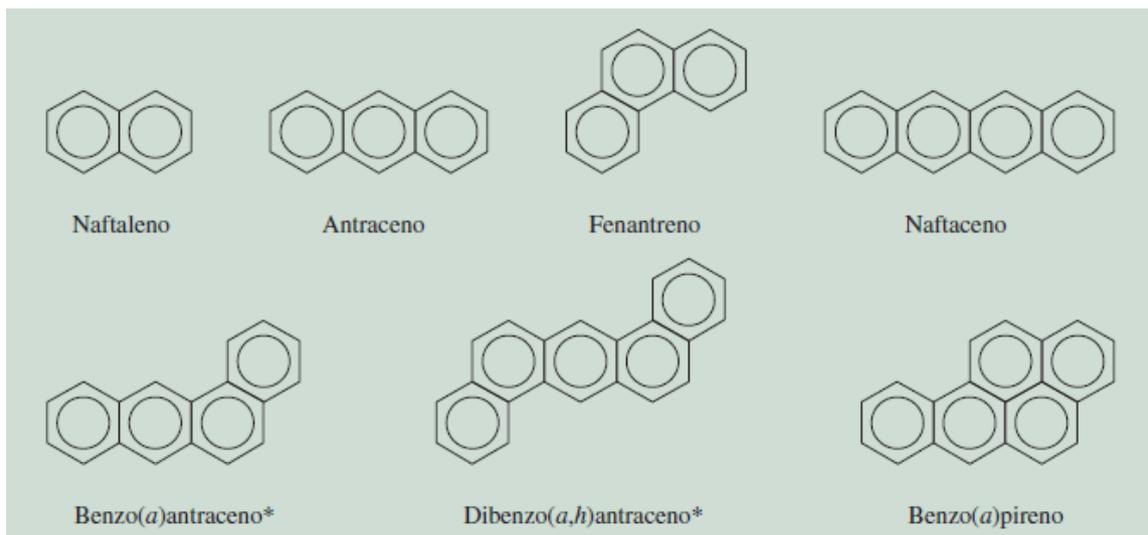
clorobenceno



aminobenceno
(anilina)



nitrobenceno



Algunos de ellos, como los marcados con * son potentes cancerígenos.

¿Qué son los grupos funcionales?

Un **grupo funcional** es un conjunto de átomos responsable del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.

Así, moléculas diferentes que contienen el mismo grupo funcional reaccionan de manera similar. Los dobles y triples enlaces se consideran grupo funcional a pesar de estar constituidos solo por C, pero también existen grupos funcionales oxigenados o nitrogenados, entre otros.

Algunos de los grupos funcionales presentes en compuestos orgánicos se muestran en la siguiente tabla:

Grupo funcional	Nombre
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagdown \end{array}$	Doble enlace carbono-carbono
$-\text{C}\equiv\text{C}-$	Triple enlace carbono-carbono
$-\ddot{\text{X}}:$ (X = F, Cl, Br, I)	Halógeno
$-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	Hidroxilo
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\ddot{\text{O}} \\ \diagdown \end{array}$	Carbonilo
$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	Carboxilo
$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{R} \end{array}$ (R = hidrocarburo)	Éster
$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ -\ddot{\text{N}} \\ \\ \text{R} \end{array}$ (R = H o hidrocarburo)	Amina

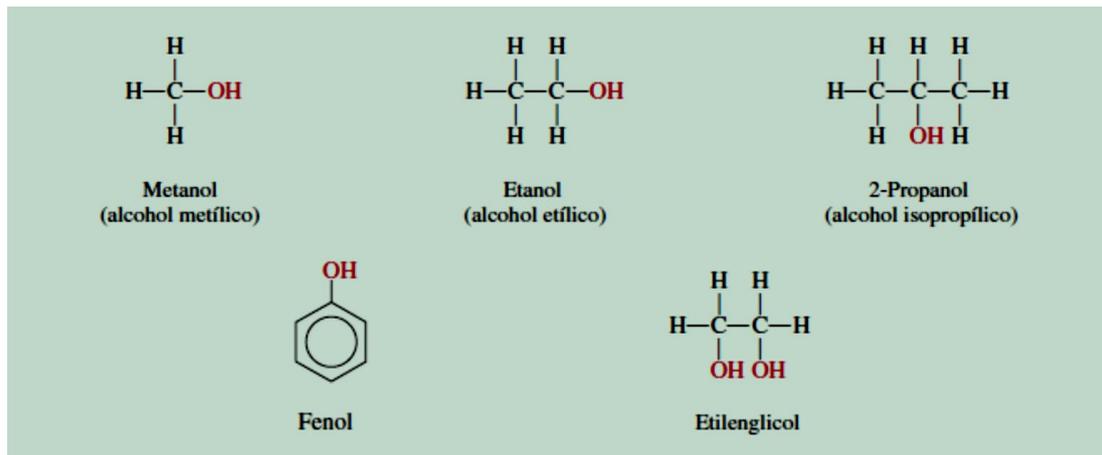
Compuestos oxigenados

Son aquellos compuestos orgánicos que incorporan átomos de oxígeno en sus moléculas. Los más importantes son los alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éteres y ésteres.

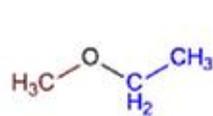
Los **alcoholes** contienen el **grupo funcional hidroxilo –OH**. El etanol (o alcohol etílico, de dos carbonos) es el producto de la fermentación de azúcares por ciertas levaduras y con el que se fabrican las bebidas alcohólicas. También es el de uso medicinal ya que sus soluciones en agua al 96% o al 75 % pueden utilizarse como desinfectantes de superficies o de la piel.

El metanol, el alcohol más sencillo con un solo carbono es un compuesto muy tóxico y su ingestión puede causar desde náuseas a ceguera.

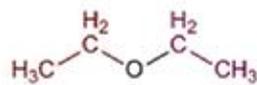
El etilenglicol se utiliza como anticongelante.



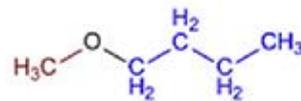
Los **éteres** contienen la unión **R-O-R'**, siendo R y R' grupos derivados de hidrocarburos (alifáticos o aromáticos). El éter dietílico (o simplemente éter) se utilizó durante años como anestésico general en cirugías. Por ser irritante de las vías respiratorias y por ser explosivo, ha quedado en desuso y se ha reemplazado por nuevos anestésicos.



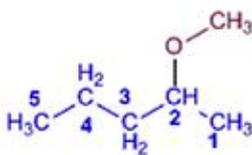
Etil metil éter



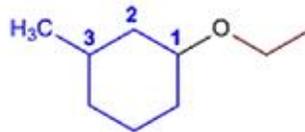
Dietil éter



Butil metil éter



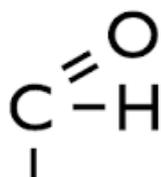
Metil pent-2-il éter



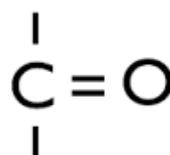
Etil 3-metilciclohexil éter

Aldehídos y cetonas

La oxidación suave de alcoholes conduce a aldehídos y cetonas. Estos compuestos tienen el **grupo funcional carbonilo -C=O**. Este grupo puede verse de dos maneras: Cuando el OH en el alcohol estaba en un carbono terminal (al extremo de la cadena) se forma un **aldehído**, pero cuando estaba en un carbono intermedio (unido a dos carbonos) se forma una **cetona**.

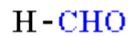
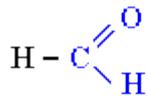


Aldehído

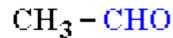
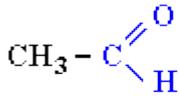


Cetona

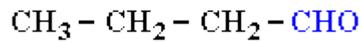
Algunos ejemplos de aldehídos y cetonas se pueden apreciar en las siguientes figuras:



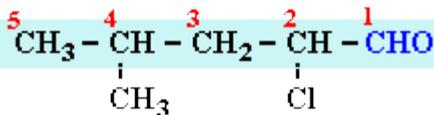
metanal o formaldehído



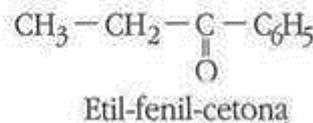
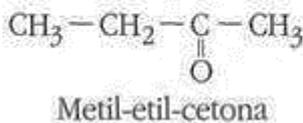
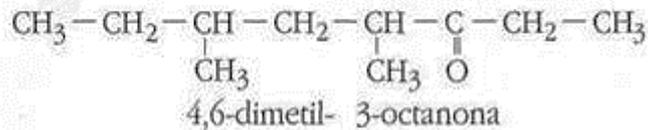
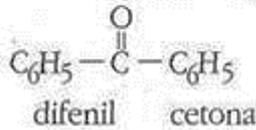
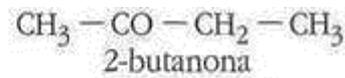
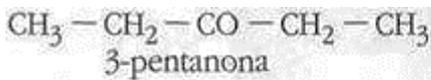
etanal o acetaldehído



butanal

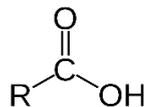


2-cloro-4-metil-pentanal

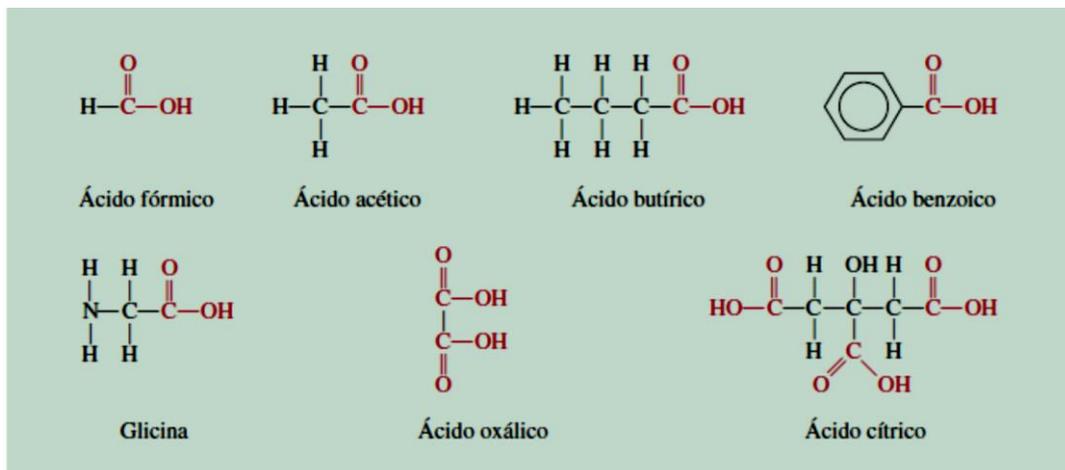


Ácidos carboxílicos

La oxidación más enérgica tanto de alcoholes terminales como de aldehídos genera ácidos carboxílicos. Estos compuestos poseen el **grupo funcional carboxilo** que también es terminal.

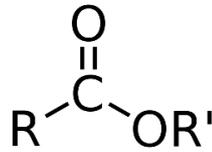


Aquí se muestran ejemplos de ellos:

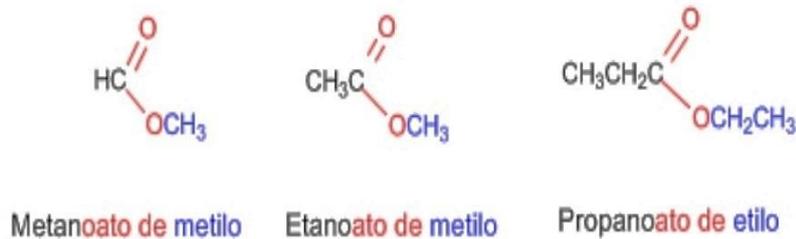


Ésteres

Son compuestos con el **grupo funcional éster** $R-COOR'$ provenientes de la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol.



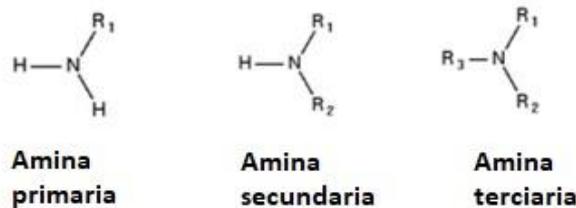
En esta figura se aprecian ejemplos de los mismos:



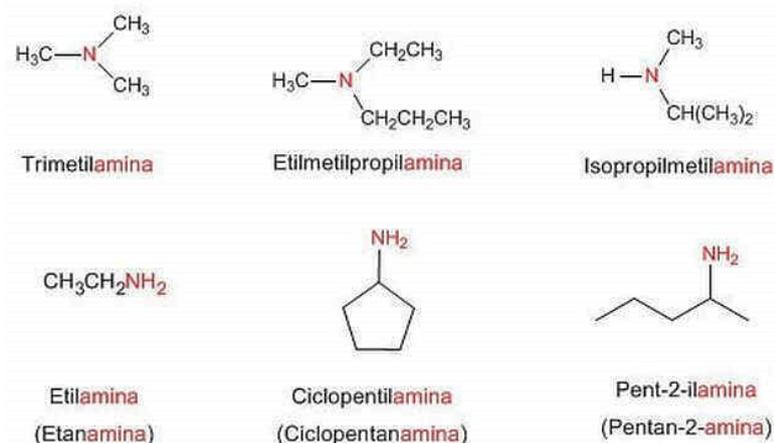
Compuestos nitrogenados

Aminas

Las aminas son bases orgánicas con el grupo funcional amino R_3-N , donde R pueden ser H o derivados de hidrocarburos. Dependiendo de el numero de derivados de hidrocarburos que se unan al N, serán aminas primarias, secundarias o terciarias con 1, 2 o 3 derivados respectivamente.



En la siguiente figura se pueden ver ejemplos de distintos tipos de aminas:



BIOMOLÉCULAS

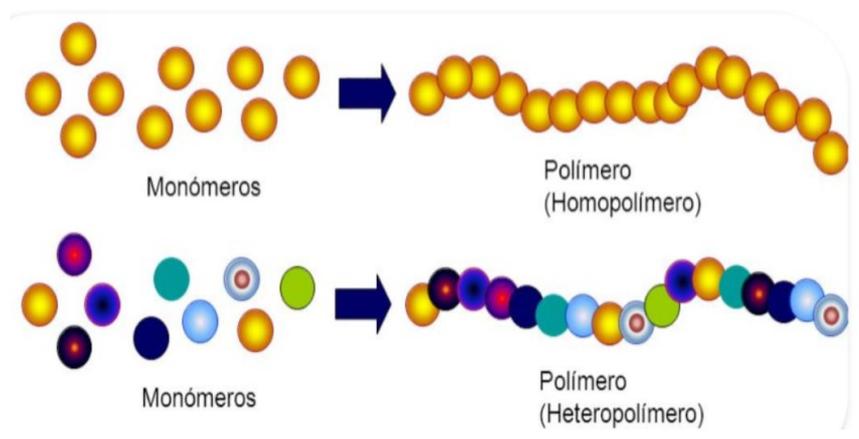
Se conocen como biomoléculas a los compuestos químicos que se encuentran dentro de las células de organismos vivos y que son fundamentales para permitir todos los procesos biológicos que ocurren en ellos. Si bien el agua es una molécula inorgánica se considera una biomolécula por su elevada presencia en el ambiente celular y líquido extracelular, plasma sanguíneo, etc. Las demás biomoléculas son compuestos orgánicos que pueden ser simples (de unos cuantos carbonos) hasta estructuras poliméricas muy grandes denominadas macromoléculas.

En las diferentes biomoléculas de los seres vivos se encuentran, de forma recurrente una serie de grupos funcionales. La naturaleza de estos grupos es determinante en el funcionamiento de la molécula biológica, tanto para el establecimiento de enlaces covalentes para formar biopolímeros como para la interacción entre ellas y con el medio.

Además, las biomoléculas son importantes por su estrecha relación con la salud y la enfermedad. Algunas biomoléculas son los ácidos nucleicos (ADN y ARN), las proteínas (hormonas, anticuerpos, enzimas), los glúcidos (glucosa, glucógeno, almidón), los lípidos (ácidos grasos, colesterol), entre otros.

¿Qué son los polímeros?

Los **polímeros** son moléculas formadas por cientos de miles de moléculas pequeñas denominadas monómeros que forman enormes cadenas.



Existen polímeros naturales y sintéticos, pero solo veremos los naturales que son biomoléculas. Por ejemplo, los nucleótidos son los monómeros de los ácidos nucleicos y la glucosa (un glúcido) es el monómero del almidón, el glucógeno y celulosa.

Glúcidos

Los glúcidos o hidratos de carbono son un grupo de compuestos biológicos muy importantes que se caracterizan por:

- ✚ La mayoría, aunque no todos poseen sabor dulce (por eso se les dice azúcares)
- ✚ Están constituidos por C, H y O

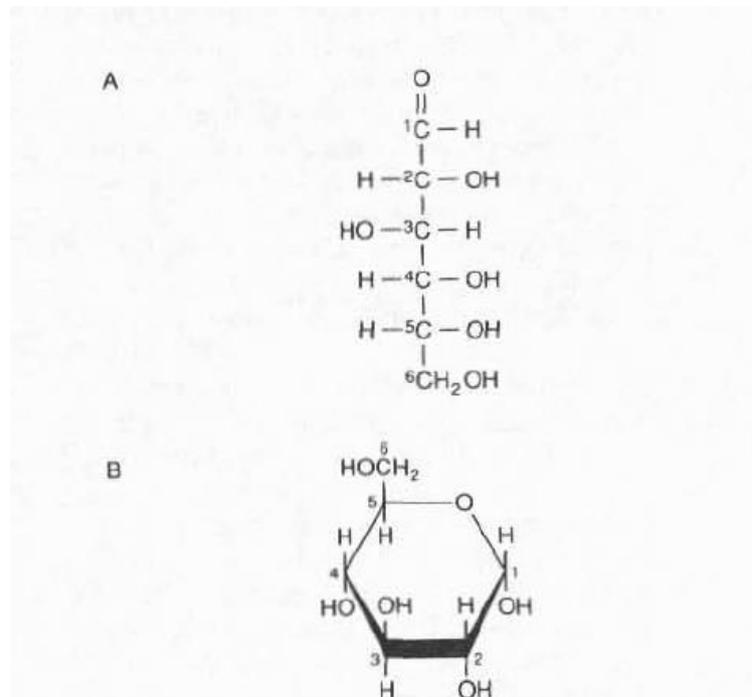
- ✚ Químicamente son polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas. Es decir que tienen múltiples grupos OH y grupos funcionales carbonilo (aldehído o cetona)
- ✚ Forman desde estructuras simples (monosacáridos de 3 a 7 átomos de C), disacáridos y polisacáridos (polímeros de monosacáridos).
- ✚ Algunos pueden ciclarse

Ejemplos de glúcidos:

Monosacáridos

Veremos los más importantes por su interés biológico (glucosa, ribosa, desoxirribosa, fructosa y galactosa).

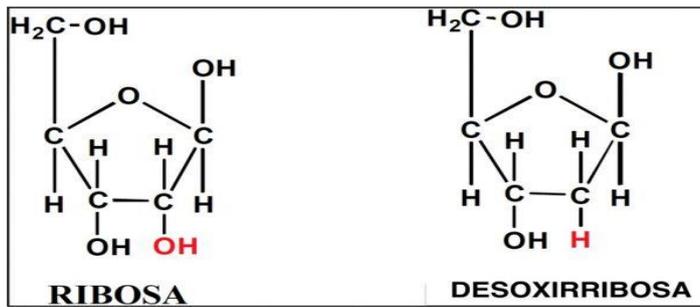
Glucosa: A: lineal y B: ciclada



Es uno de los glúcidos más importantes desde el punto de vista fisiológico. Es el monosacárido más abundante y tiene 6 átomos de C, 5 grupos OH y grupo aldehído. Está presente también en varios disacáridos y polisacáridos debido a su capacidad de combinarse con otra molécula igual u otro glúcido. Está presente en jugos de frutas, en el almidón y en el azúcar de caña. Constituye el azúcar de los organismos vivos. Se dice que es fuente de energía porque su oxidación celular produce ATP (energía) de forma rápida. Es de gran importancia clínica porque existen enfermedades relacionadas a su metabolismo como la diabetes. Los pacientes que la padecen tienen altas concentraciones de glucosa en sangre (glucemia) y pueden eliminar glucosa por orina (glucosuria).

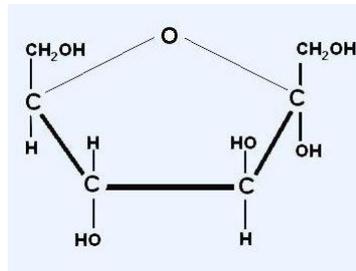
Ribosa y desoxirribosa

Son monosacáridos de 5 átomos de C presentes en los nucleótidos (monómeros de los ácidos nucleicos) por lo tanto son elementos estructurales del ADN (desoxirribosa) y ARN (ribosa)



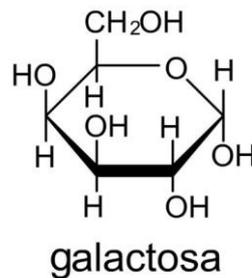
Fructosa

La fructosa es una cetohexosa es decir que tiene 6 átomos de C y grupo cetona, además de los OH. Se la encuentra libre en frutos maduros, en órganos vegetales y en la miel. También se la encuentra combinada con glucosa formando el disacárido sacarosa (azúcar de caña que se usa para endulzar). Cuando está libre tiene mayor poder edulcorante que la sacarosa y que la glucosa.



Galactosa

Es un monosacárido que excepcionalmente se encuentra libre en la naturaleza. La mayoría de las veces está combinada con glucosa formando la lactosa (disacárido conocido como el azúcar de la leche). Tiene 6 átomos de C y un grupo aldehído (aldohexosa).



Disacáridos

Están compuestos por dos monosacáridos unidos. Los más comunes son sacarosa, manosa y lactosa.

Sacarosa

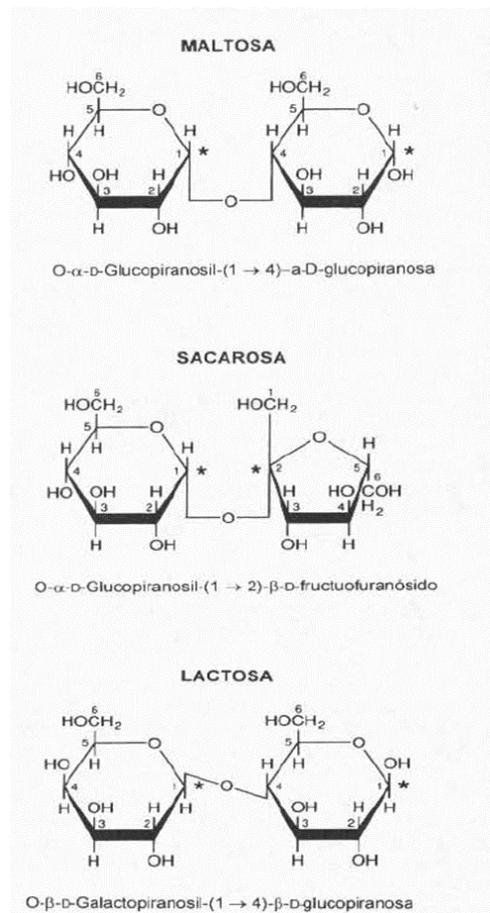
Disacárido formado por glucosa y fructosa. Es el azúcar que se usa como edulcorante. Presente en la caña de azúcar y la remolacha azucarera.

Maltosa

Disacárido formado por la unión de dos glucosas. Se denomina azúcar de malta y se obtiene por hidrólisis del almidón.

Lactosa

Es el disacárido formado por glucosa y galactosa. Llamado azúcar de la leche. Existen personas que por una falla genética no tienen la enzima *lactasa* encargada de desdoblarse este disacárido y por lo tanto, son intolerantes a la lactosa (no pueden consumirla).



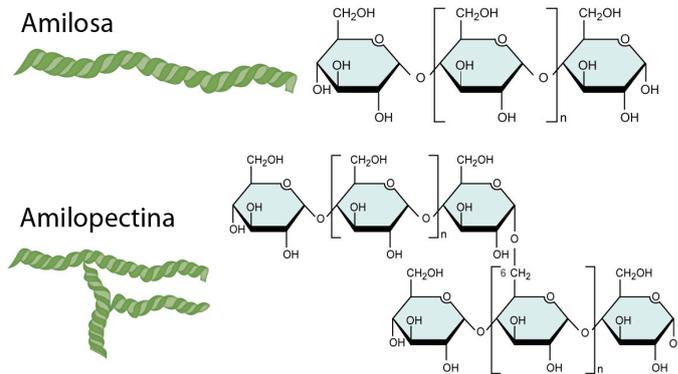
Polisacáridos

Son polímeros de monosacáridos. Se clasifican en homopolisacáridos (cuando están formados siempre por el mismo monosacárido) o heteropolisacáridos (cuando hay más de un monosacárido). Solo veremos tres homopolisacáridos de importancia biológica: almidón, glucógeno y celulosa. Como todos son polímeros de glucosa los grupos funcionales presentes serán hidroxilo y carbonilo (aldehído).

Almidón

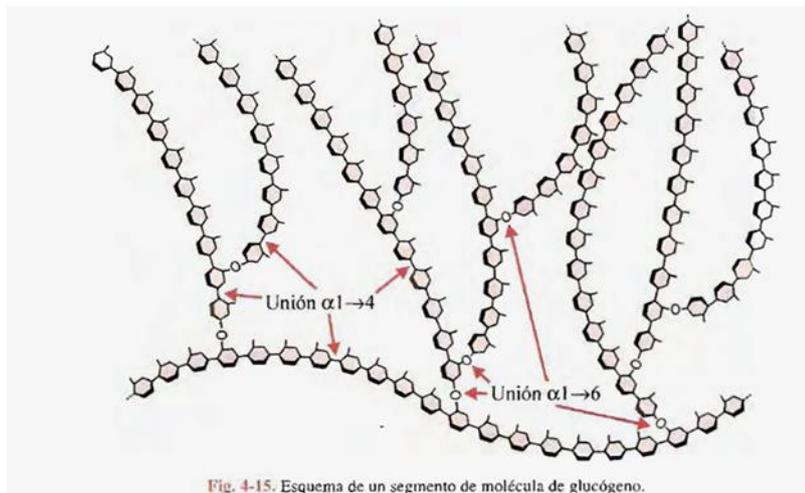
Es el principal carbohidrato de la alimentación humana. Está presente en cereales (harinas), papas y legumbres. En las plantas, forma gránulos que constituyen la reserva nutricional de las células vegetales. Si bien es un polímero de glucosas, presenta dos partes diferentes en toda la estructura. La **amilosa** que es una cadena lineal de entre

1000 a 5000 glucosas que forman una hélice y la **amilopectina** que también es un polímero de glucosas pero más grande (más de 600.000 monómeros) que tiene ramificaciones.



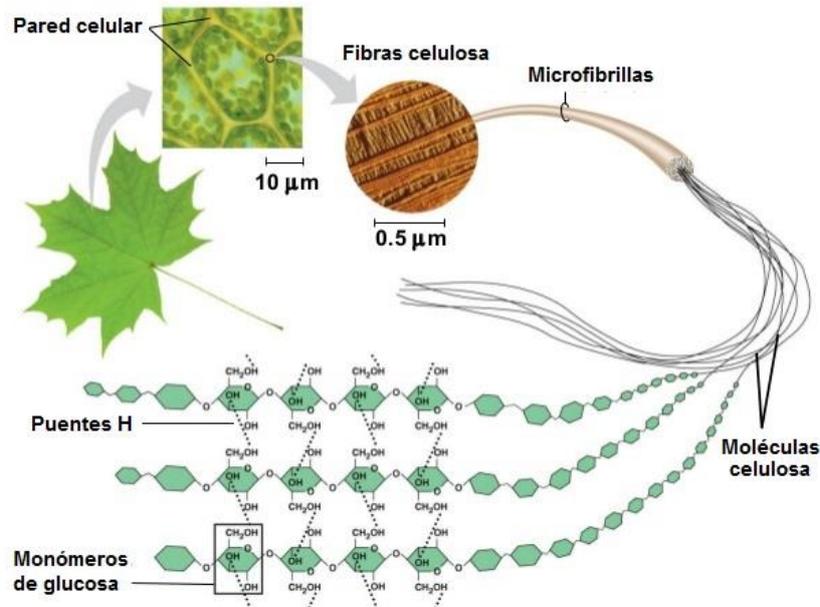
Glucógeno

Es el principal polisacárido de reserva en animales. Es un polímero de glucosas similar a la amilopectina pero más ramificado. Cuando un organismo tiene suficiente glucosa se genera glucógeno y se lo almacena en hígado y musculo para cuando haga falta energía, por ejemplo, en ayunos prolongados, allí se rompe el glucógeno y se genera glucosa que será oxidada para obtener energía y poder mantener las funciones vitales.



Celulosa

Es el polímero más abundante de la naturaleza, cumpliendo con funciones estructurales y de sostén en los vegetales. Presente en la pared celular, tallos y hojas de plantas y árboles. Como los seres humanos no tenemos enzimas para desdoblarlas, al ingerir vegetales estos forman parte de la fibra alimentaria que cumplen funciones mecánicas en el tracto gastrointestinal.



Lípidos o grasas

Son compuestos que se caracterizan por:

- ✚ escasa o nula solubilidad en agua
- ✚ Muy buena solubilidad en solvente orgánicos
- ✚ No forman estructuras poliméricas
- ✚ Constituyen las membranas celulares y de organelas
- ✚ Es el principal material de reserva energética en animales
- ✚ Aportan más calorías que los glúcidos
- ✚ Poseen variadas actividades fisiológicas (hormonas, sales biliares, vitaminas)

Existen **lípidos simples y complejos**. Los simples son ácidos grasos o compuestos formados por ésteres de ácidos grasos y alcoholes (triacilgliceroles).

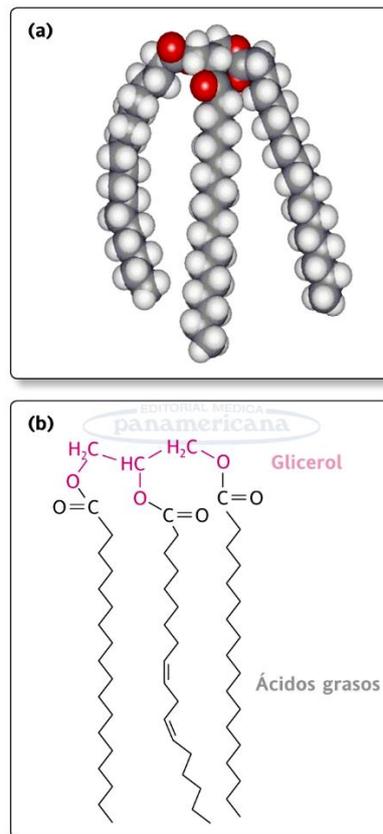
Los **ácidos grasos** son cadenas carbonadas con un grupo ácido carboxílico terminal. Pueden ser saturados o insaturados (con dobles enlaces), como se ve en la tabla

Estructuras y punto de fusión de algunos ácidos grasos comunes

Nombre	Nº de carbonos	Estructura	Punto de fusión (°C)
Ácidos saturados			
Ácido laúrico	12	<chem>CCCCCCCCCCCC(=O)O</chem>	44
Ácido mirístico	14	<chem>CCCCCCCCCCCCC(=O)O</chem>	59
Ácido palmítico	16	<chem>CCCCCCCCCCCCC(=O)O</chem>	64
Ácido esteárico	18	<chem>CCCCCCCCCCCCC(=O)O</chem>	70
Ácido araquídico	20	<chem>CCCCCCCCCCCCC(=O)O</chem>	76
Ácidos insaturados			
Ácido oleico	18	<chem>CCCC=CCCCCCCC(=O)O</chem>	4
Ácido linoleico	18	<chem>CCC=CC=CCCCC(=O)O</chem>	-5
Ácido linolénico	18	<chem>CCC=CC=CC=CCCC(=O)O</chem>	-11
Ácido eleosteárico	18	<chem>CCC=CC=CC=CC(=O)O</chem>	49
Ácido araquidónico	20	<chem>CCC=CC=CC=CC=CC(=O)O</chem>	-49

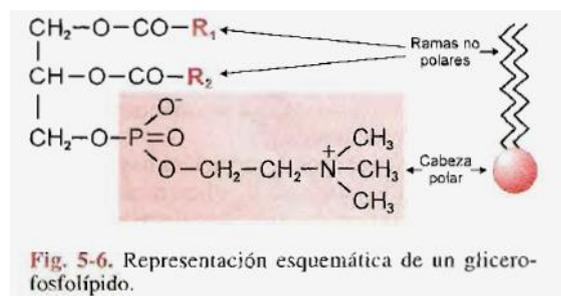
Los ácidos grasos insaturados o poliinsaturados omega 3 y omega 6 presentes en las grasas vegetales tienen un gran beneficio nutricional. Son esenciales y como nuestro organismo no puede sintetizarlos se adquieren con la dieta por ejemplo en frutos secos o en el aceite de oliva. Su ingestión está relacionada con menor incidencia de enfermedades cardiovasculares (infartos) y cerebrovasculares (ACV).

Los **triacilglicéridos** son los principales constituyentes de las grasas animales y aceites vegetales. Son ésteres de ácidos grasos y un alcohol de 3 carbonos llamado glicerol o glicerina.

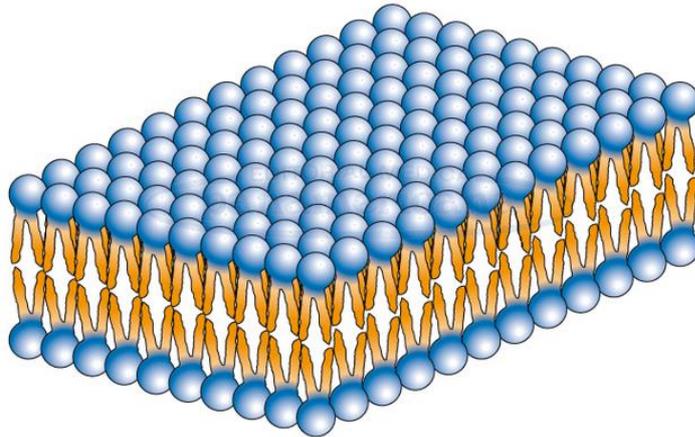


Los **aceites** están formados por triacilglicéridos de origen vegetal y son líquidos a temperatura ambiente y las **grasas** están formadas por triacilglicéridos de origen animal y pueden ser sólidas o líquidas a temperatura ambiente.

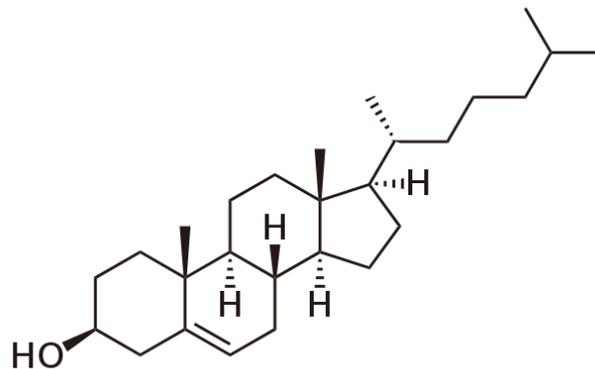
Dentro de los **lípidos complejos** están los **fosfolípidos**. Son compuestos formados por glicerol, dos ácidos grasos un grupo fosfato y una amina (colina o etanolamina). Son los que constituyen las membranas celulares y están presentes en alta cantidad en el cerebro.



Una característica que tienen es que son **anfipáticos**. Esto quiere decir que una parte de la molécula es apolar (las dos colas de los ácidos grasos) y una parte es polar (el grupo fosfato más la amina) La parte polar es hidrofílica, y la otra parte hidrofóbica. Por eso cuando forman la bicapa lipídica de disponen las cabezas hacia el interior de la célula, porque el citoplasma contiene agua y también hacia el interior o espacio extracelular que esta bañado por el líquido extracelular que contiene agua.



Otro lípido de interés es el **colesterol** que también forma parte de las membranas, pero además es muy importante como precursor de varios compuestos con actividad biológica. Por ejemplo, a partir de él se sintetizan los ácidos y sales biliares que permiten que las comidas ricas en grasa se absorban a nivel intestinal y muchas hormonas como el cortisol, la testosterona, el estrógeno y la aldosterona. La estructura del colesterol se ve en la siguiente imagen:



Un exceso de colesterol en la sangre es peligroso porque aumenta el riesgo de padecer aterosclerosis donde las arterias se tapan y no fluye la sangre a órganos vitales como el corazón determinando por ejemplo infartos.

Proteínas

Las proteínas son los compuestos más abundantes de los vertebrados y tienen máxima trascendencia biológica ya que están involucradas en numerosas funciones. Sus principales características son:

- ✚ Son macromoléculas (polímeros) de aminoácidos

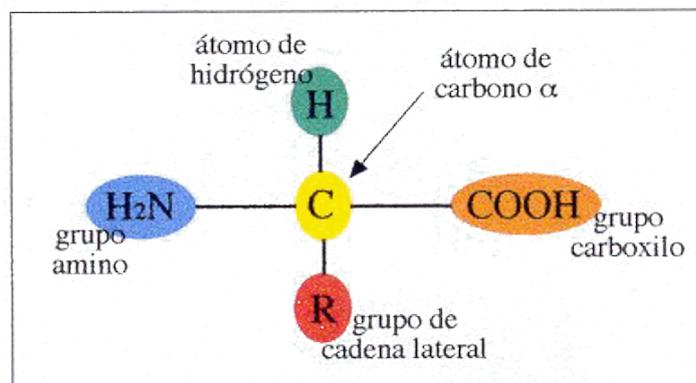
- Contienen C, H, O, N y casi todas también S
- Los grupos funcionales presentes son amino y carboxilo

Son proteínas casi todas las enzimas, los anticuerpos, la hemoglobina, los receptores celulares, la actina y miosina de los músculos y el colágeno y otras fibras del tejido conectivo.

Las proteínas están codificadas en los genes (ADN). El ADN se transforma en ARN y este se traduce a proteínas. A pesar de que el ADN es el mismo en todas las células, cada tejido fabrica las proteínas que necesita.

Los aminoácidos son las unidades estructurales de las proteínas. Existen 20 aminoácidos de manera que las proteínas son polímeros, pero los monómeros que las constituyen son distintos y diferentes combinaciones de estos aminoácidos darán lugar a diferentes proteínas.

La fórmula general de un aminoácido es:



Como se observa en la figura, los aminoácidos tienen un grupo amino y un grupo carboxilo unidos al mismo carbono y un H también, y lo que diferencia a cada uno de los 20 aminoácidos es el grupo de cadena lateral R.

El grupo carboxilo de un aminoácido se une al grupo amino del siguiente mediante una unión peptídica y así se genera la cadena de varios aminoácidos que es la proteína.

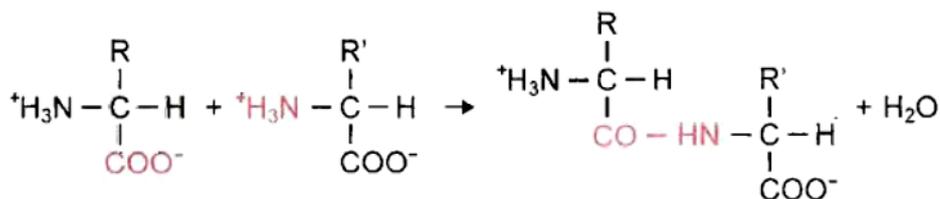
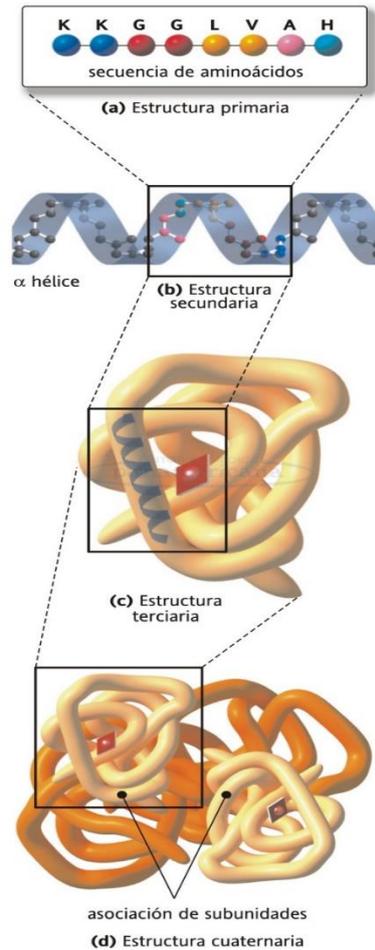


Fig. 3-7. Unión peptídica.

En la figura anterior el grupo amino y carboxilo se muestran ionizados (NH_3^+) y (COO^-), respectivamente que es lo que le sucede a todos los aminoácidos cuando están inmersos en un medio biológico como la sangre a pH 7,4.

Además, todas las proteínas tienen los grupos carboxilo y amino de los aminoácidos que la constituyen ocupados en el enlace peptídico, excepto dos que se llaman amino terminal y carboxilo terminal. Luego las proteínas se pliegan sobre sí mismas dando lugar a ordenamientos tridimensionales que están relacionados a la función que cumplen.



La cadena lateral R es la responsable de ciertas características que tienen las proteínas. Por ejemplo, existen cadenas laterales polares y otras apolares. Cuando la proteína sirve como transportador de algún compuesto en plasma, como el plasma es muy rico en agua, la proteína se pliega dejando aquellos aminoácidos polares hacia afuera y los apolares hacia el interior de la estructura macromolecular. Esos plegamientos también se deben a interacciones o uniones intramoleculares.

Las proteínas que son receptores de membrana poseen un segmento transmembrana donde se exponen las cadenas laterales apolares para interactuar con los lípidos que constituyen la membrana. Luego, los segmentos intracitoplasmáticos y exteriores exponen grupos polares ya que interactúan con el agua.

Ácidos nucleicos

Así se conocen al **ácido desoxirribonucleico (ADN)** y el **ácido ribonucleico (ARN)**, polímeros de **nucleótidos** que inicialmente se encontraron en los núcleos celulares, pero hoy se sabe que el ARN se puede encontrar también en el citosol y que existe ADN a nivel de las mitocondrias. Estos compuestos participan en una multitud de funciones celulares, pero fundamentalmente el almacenamiento y decodificación de la información genética.

Las funciones del ADN son el almacenamiento y la transmisión de la información biológica. En el ADN se encuentran especificadas las secuencias de aminoácidos de todas las proteínas

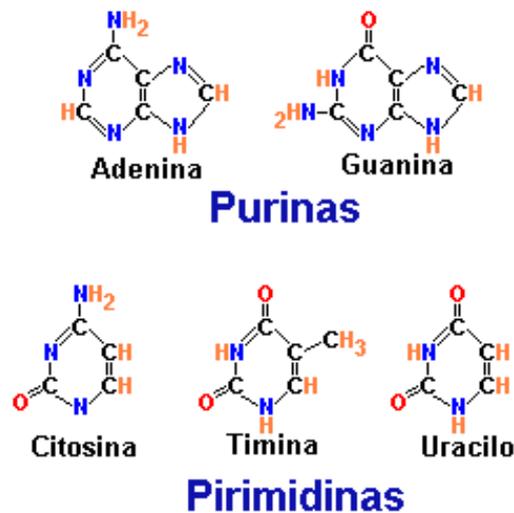
¿Qué es un gen?

Un **gen** es un segmento de ADN que contiene la información necesaria para la síntesis de un producto biológico funcional (proteína o RNA).

Las células contienen miles de genes lo cual explica que las moléculas de ADN sean muy grandes.

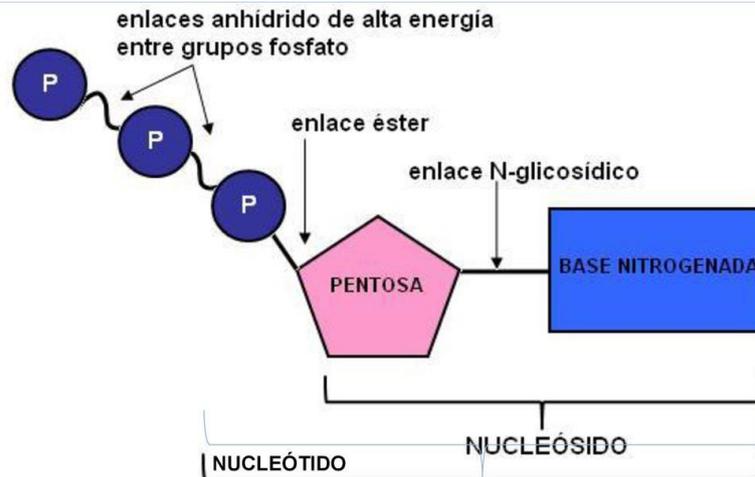
En las células existen tres clases de ARN: los **ARN ribosómicos (ARNr)**, que forman los ribosomas, los **ARN mensajeros (ARNm)**, que actúan como transportadores de la información desde un gen hasta el ribosoma donde se sintetizan proteínas y los **ARN de transferencia (ARNt)**, que traduce la información contenida en el ARNm en un aminoácido que ellos mismos transportan.

Tanto el ADN como el ARN están formados por nucleótidos que están conformados por 3 elementos característicos: una base nitrogenada, una pentosa (ribosa en el ARN y desoxirribosa en el ADN) y un grupo fosfato.



En el ADN se usan **Adenina (A)**, **Guanina (G)**, **Citosina (C)** y **Timina (T)**, en cambio el ARN cambia Timina por **Uracilo (U)**.

Cuando las bases se unen al azúcar (ribosa o desoxirribosa) se forman los nucleósidos y cuando un nucleósido se une a un fosfato se genera un nucleótido, que puede unirse a dos fosfatos más.



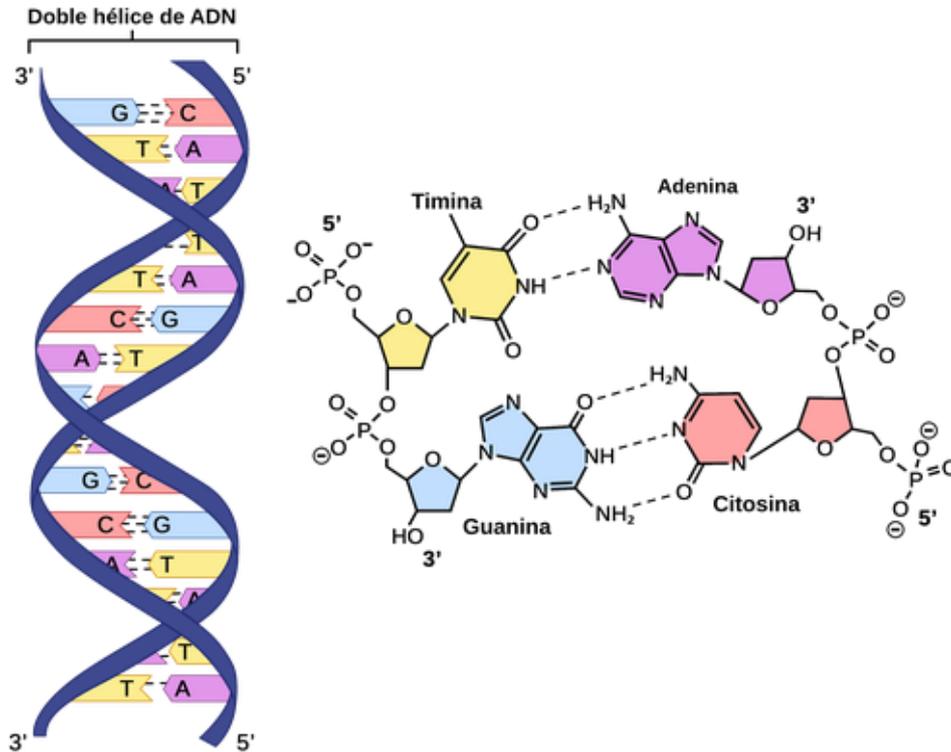
Base nitrogenada + Azúcar = NUCLEÓSIDO

Base nitrogenada + Azúcar + fosfato = NUCLEÓTIDO

Así, los nucleótidos de ARN llevan como azúcar ribosa por lo tanto se denominan **ribonucleótidos** y los nucleótidos de ADN llevan desoxirribosa por lo que se los nombra como **desoxirribonucleótidos**.

Estructura y función del ADN

- + La composición de bases generalmente varía de una especie a otra
- + Muestras de ADN aisladas de distintos tejidos de una misma especie contienen las mismas bases
- + La composición de bases no varía con la edad del organismo, ni con el estado nutricional
- + En todos los ADN de distintas especies el número de residuos Adenina es igual al número de residuos de Timina (A=T) y el número de residuos de Guanina es igual al de Citosina (G=C)
- + El ADN es una doble hélice (2 cadenas de polinucleótidos enrolladas alrededor de un eje común)
- + Las dos cadenas son antiparalelas, es decir transcurren en direcciones opuestas
- + Las bases ocupan el centro de la hélice y las cadenas de azúcares y fosfatos se sitúan en el exterior
- + Cada base está unida por uniones puente Hidrógeno a otra base de la hebra opuesta formando un par de bases. Ese apareamiento es complementario: guaninas se unen a citosinas y adeninas a timinas



El modelo de Watson y Crick (basado en los estudios de difracción de rayos X de Rosalind Franklin a principios de la década de 1950 que demostraron que las moléculas eran helicoidales), permitió proponer el mecanismo para la transmisión de la información genética. La replicación de la estructura tiene lugar a través de la separación de las dos hebras y síntesis de hebras complementarias en cada una de ellas. Proceso que ocurre cada vez que la célula se divide.

CUESTIONARIO DE AUTOEVALUACIÓN UNIDAD N°6

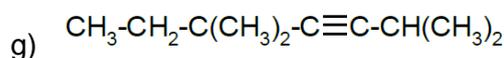
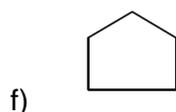
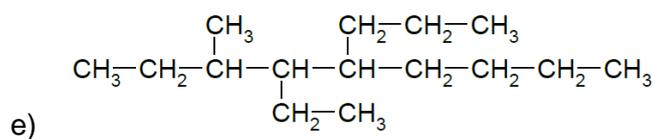
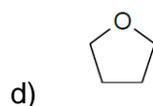
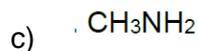
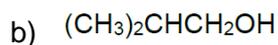
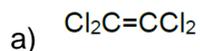
La Autoevaluación es una actividad Pos-Clase, cuyo objetivo es poder reflexionar sobre lo aprendido de la unidad N°2. Es necesario que antes de realizar esta actividad se realice un resumen y repasen conceptos enseñados en la clase sincrónica, esto te ayudará a consolidar los conceptos aprendidos y detectar cuales deben ser reforzados.

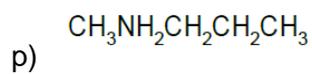
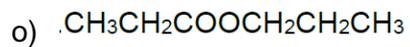
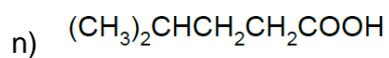
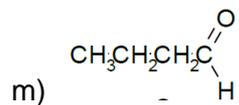
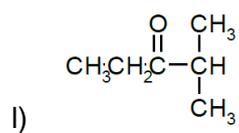
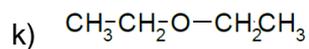
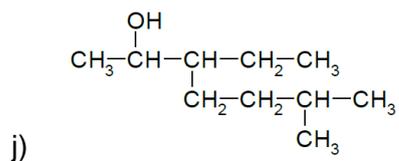
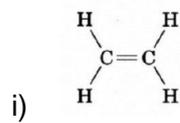
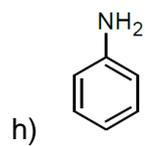
Para resolver la autoevaluación busca un lugar tranquilo que te permita estar atento en la lectura de cada ejercicio y poder responder a conciencia.

Terminado el cuestionario podrás acceder a las respuestas y autoevaluarte. Cualquier duda podrás consultar en el "Foro de Consulta de la Unidad N°6" y también al principio del próximo encuentro. ¡Éxitos!

EJERCICIOS PROPUESTOS

1- Dados los siguientes compuestos orgánicos identifique el grupo funcional y clasifíquelos:





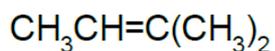
2- Complete la siguiente tabla sobre biomoléculas siguiendo el primer ejemplo:

Biomolécula	Grupos funcionales presentes	Clasificación	Funciones y donde se encuentra
Almidón	Aldehído e hidroxilo	Glúcido/ Polisacárido	Reserva nutricional en plantas
Hemoglobina		proteína	
ADN			
Lactosa			
Colesterol	hidroxilo		
Glucógeno			
ARNm			
Glucosa			
Triacilglicerol			
		fosfolípido	

3- Marque el o los compuestos orgánicos que poseen funciones oxigenadas:

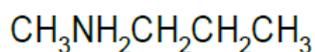
- a) Alcanos
- b) Aminas
- c) Alcoholes
- d) Ésteres
- e) c) y d) son correctas

4- Dado el siguiente compuesto orgánico, marque la afirmación correcta:



- a) Es saturado
- b) Es insaturado
- c) Es un alcano
- d) Es un alquino
- e) Es un alcohol

5- Dada el siguiente compuesto, marque lo correcto:



- a) Es una amina primaria
 - b) Es un ácido carboxílico
 - c) Es una amina secundaria
 - d) Es una amina terciaria
 - e) Es un cicloalcano
- 6- Marque cuál de los siguientes compuestos **no** se clasifica como hidrocarburo
- a) Alquino
 - b) Cicloalcano
 - c) Alcano
 - d) Ester
 - e) Alqueno
- 7- En cuál de los siguientes compuestos está presente la estructura del benceno (marque lo correcto):
- a) Alquenos
 - b) Alcoholes
 - c) Aldehídos
 - d) Hidrocarburos alifáticos
 - e) Hidrocarburos aromáticos
- 8-Cuál de las siguientes biomoléculas se encuentra presente en la mayoría de las membranas:
- a) Glucosa
 - b) ADN
 - c) Fosfolípido
 - d) Ácido graso
 - e) Maltosa
- 9- Las proteínas son polímeros constituidos por (marque lo correcto):
- a) Nucleótidos
 - b) Nucleósidos
 - c) Monosacáridos
 - d) Aminoácidos
 - e) Colesterol
- 10- La información genética se encuentra en la molécula de (marque lo correcto):
- a) ARNm
 - b) ADN
 - c) Proteína
 - d) ARNr
 - e) ARNt
- 11- La unión peptídica en las proteínas se establece entre (marque lo correcto):
- a) Alcohol y ácido carboxílico
 - b) Alcohol y cetona
 - c) Acido carboxílico y amina
 - d) Amina y aldehído
 - e) Fosfato y base nitrogenada

- 12- Para mantener la estructura del ADN es necesario (marque lo correcto):
- Uniones peptídicas entre nucleótidos
 - Uniones puente hidrógeno entre ribosas
 - Uniones puente hidrógeno entre desoxirribosas
 - Uniones puente hidrógeno entre nucleótidos
 - Uniones iónicas entre fosfatos de cadenas opuestas
- 13- Si en una hebra de ADN tenemos adenina, el nucleótido complementario en la otra hebra es:
- Uracilo
 - Guanina
 - Citosina
 - Timina
 - Adenina
- 14- Un nucleótido está formado por (marcar lo correcto):
- Base nitrogenada y fosfato
 - Base nitrogenada y azúcar
 - Azúcar y fosfato
 - Fosfato y base nitrogenada
 - Base nitrogenada, azúcar y fosfato
- 15-Cuál de los siguientes compuestos es un disacárido:
- Glucosa
 - Ribosa
 - Amilosa
 - Sacarosa
 - Fructosa
- 16- Marque los grupos funcionales presentes en el glucógeno (polisacárido):
- Amina e hidroxilo
 - hidroxilo y amina
 - Cetona e hidroxilo
 - Aldehído e hidroxilo
 - Aldehído y amina
- 17-Cuál de las siguientes es una característica de los fosfolípidos:
- Forman estructuras poliméricas
 - Son anfipáticos
 - Orientan su porción hidrofóbica al citoplasma
 - Se encuentran en el núcleo celular y contienen genes
 - Interaccionan con aminoácidos de cadena lateral polar
- 18- Los ácidos carboxílicos están presentes en (marque lo correcto):
- Grasas
 - Ácidos nucleicos
 - Aminoácidos
 - Disacáridos
 - Almidón