

Universidad Central de Venezuela
Facultad de Medicina
Escuela Luis Razetti
Cátedra de Bioquímica

TEMA 1.
LA CÉLULA Y SUS COMPONENTES MOLECULARES

MÓDULO I:
ÁTOMOS, IONES Y MOLÉCULAS



Vanessa Miguel
Isis Landaeta

Octubre 2011

INDICE

| | |
|--|----|
| Átomos, Iones y Moléculas..... | 3 |
| La Estructura del Átomo | 4 |
| Los Enlaces Químicos | 12 |
| Fuerzas de Van der Waals y Puentes de Hidrógeno..... | 17 |
| Los Compuestos Orgánicos | 20 |

Átomos, Iones y Moléculas

| Objetivos | Contenidos |
|--|---|
| 1) Definir átomo. | Átomo |
| 2) Describir la estructura básica del átomo. | Núcleo y corteza. Protones, neutrones, quarks, electrones y orbitales. |
| 3) Definir número atómico y número de masa. | Número atómico (Z) y número de masa (A). |
| 4) Indicar las características de un elemento dado. | Composición de protones, neutrones y electrones. Número atómico, número de masa, distribución de electrones en los orbitales. |
| 5) Comparar la estructura de los átomos, las moléculas y los iones. | Componentes, carga eléctrica, enlaces. |
| 6) Definir número de Avogadro, mol, masa molar y peso molecular. | Número de Avogadro, mol, masa molar y peso molecular. |
| 7) Calcular la cantidad de un elemento o molécula en gramos o moles. | Peso molecular, conversión entre moles y gramos. |
| 8) Definir las expresiones mili, micro, nano y pico asociadas a gramos y a moles. | Miligramos (mg), microgramos (μg), nanogramos (ng) y picogramos (pg). Milimoles (mmol), micromoles (μmol), nano (nmol) y pico (pmol). |
| 9) Comparar el enlace covalente con el iónico. | Tipo de interacciones entre los átomos que forman el enlace. |
| 10) Comparar el enlace covalente polar y el enlace covalente no polar. | Electronegatividad entre los átomos que forman el enlace. |
| 11) Describir los enlaces químicos débiles. | Fuerzas de Van der Waals: dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido, fuerzas de dispersión. Puentes de Hidrógeno. |
| 12) Identificar las fórmulas químicas de los grupos funcionales de las moléculas orgánicas. | Alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, aminas, amidas. |
| 13) Identificar los grupos funcionales de carbohidratos, lípidos, ácidos nucleicos y proteínas. | Alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, aminas, amidas.. |
| 14) Identificar los enlaces químicos formados por los grupos funcionales de las moléculas orgánicas. | Enlaces hemiacetal, éter, éster, fosfomonoéster, fosfodiéster, tioéster, amido. |



Actividad de Aprendizaje

- Realiza la siguiente lectura: La Estructura del Átomo

La Estructura del Átomo

Átomo

(Del latín *atomun* = indivisible)

Es la partícula más pequeña de un elemento que conserva las características químicas del propio elemento. Está constituido por un núcleo formado por protones (partículas positivas) y neutrones (neutros), rodeado por uno o más orbitales de electrones (partículas negativas)

Aunque la mayor parte de un átomo es espacio vacío, los átomos están compuestos de partículas más pequeñas llamadas partículas subatómicas. El átomo se divide en:

- **Núcleo:** Zona densa central compuesta por protones y neutrones, colectivamente llamados nucleones. Los protones y los neutrones están a su vez formados por partículas más pequeñas llamadas quarks.
- **Corteza:** Parte más externa del átomo compuesta por una nube de electrones. Los electrones se encuentran en orbitales, los cuales tienen diferentes formas geométricas. Un orbital es una región del espacio en la que la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

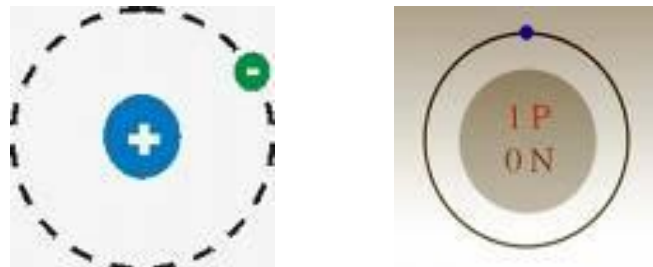
En la tabla 1 se describen las características de las principales partículas subatómicas.

Tabla 1. Características del electrón, el protón y el neutrón

| | |
|-----------------|--|
| Electrón | Es una partícula elemental con carga eléctrica negativa igual a $1,602 \times 10^{-19}$ coulomb y masa igual a $9,1083 \times 10^{-28}$ g, que se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos. |
| Neutrón | Es una partícula elemental eléctricamente neutra y masa ligeramente superior a la del protón, que se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos. |
| Protón | Es una partícula elemental con carga eléctrica positiva igual a $1,602 \times 10^{-19}$ coulomb, cuya masa es 1837 veces mayor que la del electrón y que se encuentra formando parte de los átomos de todos los elementos. |

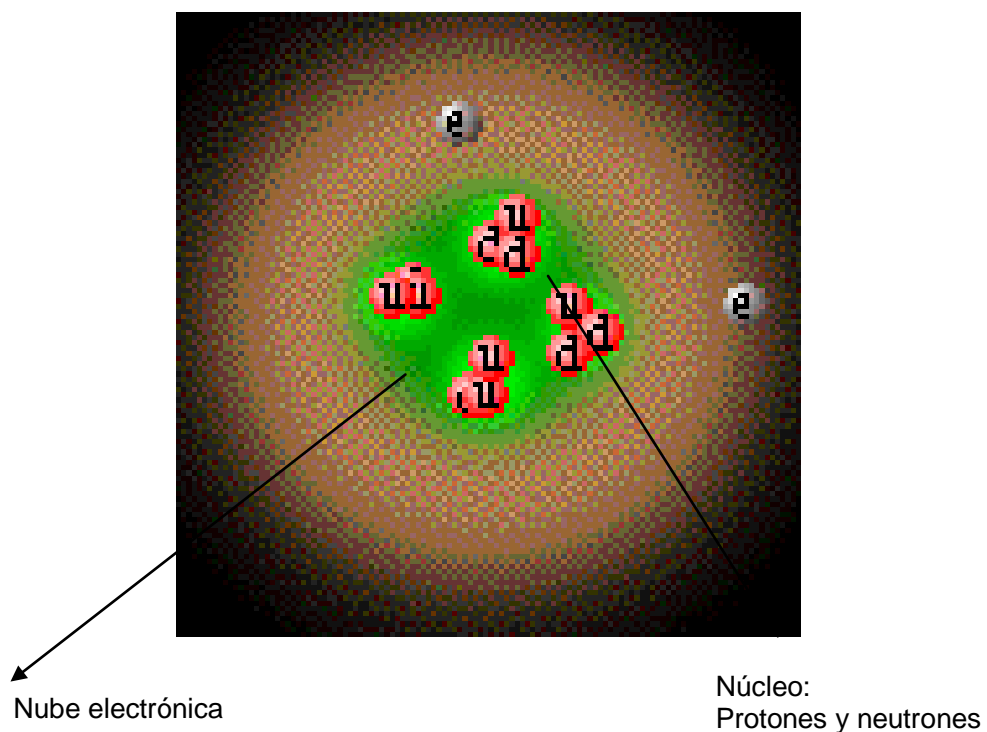
El átomo de hidrógeno consta de un electrón y un protón, representados en la Fig.1. Se observa como el electrón se representa girando en un orbital alrededor del núcleo constituido por el protón.

Fig. 1. Representaciones del átomo de Hidrógeno



El átomo de helio consta de dos electrones, dos protones y dos neutrones y luciría como se ilustra en la Fig. 2. En esta figura se ilustran los quarks componentes de los nucleones, los *ups* (u) y los *down* (d). Los protones poseen dos u y un d, mientras los neutrones tienen un u y dos d.

Fig. 2. El átomo de Helio



Para darnos una idea de la relación de tamaño de los componentes del átomo, podemos imaginarnos que si los protones y neutrones los representamos de 1 centímetro de diámetro, entonces los electrones y los quarks serían más pequeños

que el diámetro de un cabello, y el diámetro del átomo entero sería más grande que el largo de 30 campos de fútbol y todas las partículas estarían en movimiento. El núcleo ocupa una región del espacio 10.000 veces menor que todo el átomo, sin embargo, casi toda la masa de un átomo está concentrada en su núcleo. El 99,9% del átomo es espacio vacío.

En condiciones de estabilidad el número de los electrones es igual al de los protones, de manera que el átomo es eléctricamente neutro. El número de protones de un determinado átomo se denomina **número atómico (Z)** y es único y característico de cada elemento y determina su posición en la tabla periódica. El número atómico del carbono es 6 y el del uranio es 92, por lo cual sabemos que tienen 6 y 92 protones respectivamente.

Número atómico (z)

Número entero positivo que equivale al número total de protones existentes en el núcleo atómico. Es característico de cada elemento químico

El **número de masa (A)** es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo. Los átomos con el mismo número atómico, pero distinta masa atómica (por tener diferente número de neutrones) se denominan **isótopos**.

Los átomos con diferente número de electrones son llamados **iones** y por ende tienen una carga eléctrica neta. Por ejemplo el átomo de sodio (Na), tiene 11 protones y 11 electrones ($Z=11$), mientras que el ión Na^+ tiene 11 protones y 10 electrones, por lo cual es un ión con carga positiva. El átomo de Cloro (Cl) está constituido por 17 protones y 17 electrones ($Z=17$), pero puede ganar un electrón y convertirse en el ión cloruro (Cl^-), el cual posee una carga negativa. Los iones con carga positiva se denominan **cationes** y los iones con carga negativa **aniones**. Los iones como el Na^+ y el Cl^- reciben el nombre de monoatómicos porque contienen un solo átomo. También se pueden combinar dos o más átomos y formar un ión que tenga una carga neta positiva o negativa. Los iones que contiene más de un átomo se denominan poliatómicos, como el caso del ión hidróxido (OH^-), el ión cianuro (CN^-) y el ión amonio (NH_4^+).

En la tabla periódica moderna los elementos están ordenados de acuerdo con su número atómico (Z) y, por lo tanto, de su número de protones (que es igual al número de electrones en átomos neutros).

La distribución de los elementos en la tabla periódica se basa en que los elementos de un mismo grupo poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa, llamada capa de valencia. Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas. Por otra parte, la variación en las propiedades periódicas se deberá al aumento de electrones en esa capa y al aumento de la carga nuclear, que atraerá con más fuerza a esos electrones. Vamos a explicar este concepto posteriormente más detalladamente.

La Configuración de los Electrones en los Átomos

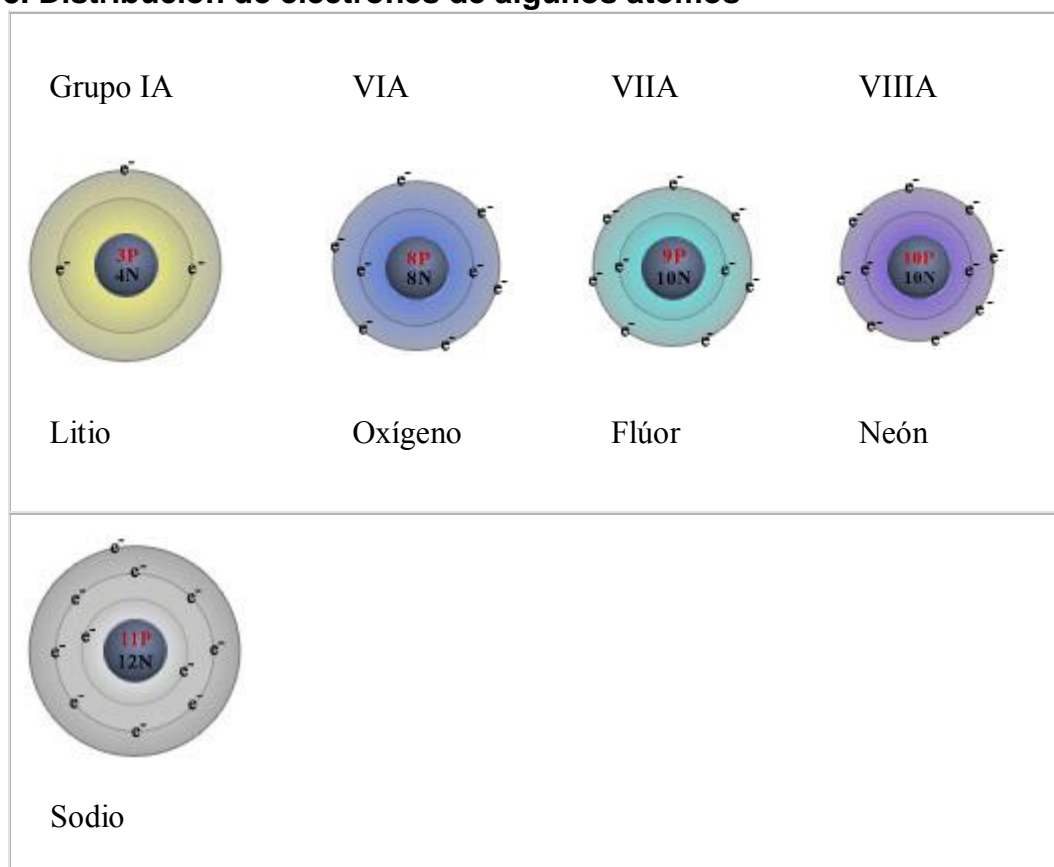
La naturaleza periódica de los elementos se debe a la configuración de los electrones. Dicho en otras palabras, la manera en la cual los electrones de los átomos se organizan alrededor del núcleo de los mismos afecta sus propiedades.

Los electrones no están localizados arbitrariamente alrededor del núcleo del átomo, sino que ellos se distribuyen ocupando sucesivamente los orbitales con menor energía, completando capas dependiendo de su cantidad. Cada capa tiene una capacidad limitada de electrones, los cuales se distribuyen en subniveles (ver tabla 2). Por ejemplo, la capacidad de la primera capa es de dos electrones (un subnivel s), la de la segunda capa es de ocho electrones (subniveles s y p) y la de la tercera capa es de 18 electrones (subniveles s, p y d).

Tabla 2. Distribución de electrones en los diferentes subniveles

| S | Número de orbitales | Electrones por orbital | Número de electrones |
|---|---------------------|------------------------|----------------------|
| s | 1 | 2 | 2 |
| p | 3 | 2 | 6 |
| d | 5 | 2 | 10 |
| f | 7 | 2 | 14 |

Fig. 5. Distribución de electrones de algunos átomos



Tal como se puede apreciar en la Fig.5, el sodio tiene tres capas de electrones, mientras que el litio tiene dos. Estos átomos lo que tienen en común es que ambos tienen un electrón en su capa más externa. Estas capas externas de electrones (denominadas valencia de electrones) son importantes al determinar las

propiedades químicas de los elementos. Si imaginamos la capa externa (valencia) de un átomo como una esfera abarcando todo lo que está adentro, entonces es sólo la capa de valencia la que puede interactuar con otros átomos. Por consiguiente, la valencia de la capa de los electrones de un átomo determina su interacción con los átomos cercanos y sus propiedades químicas. Ya que ambos, el sodio y el litio, tienen un electrón de valencia, ellos comparten propiedades químicas similares.

Masas Atómicas

Las masas atómicas se expresan en unidades de masa atómica (uma), unas unidades relativas de masa basadas en un valor exactamente de 12 para el isótopo C-12 del carbono, el cual tiene 6 protones y 6 neutrones. Debido a que los átomos tienen masas muy pequeñas, se trabaja con muestras que contienen muchos átomos, por lo cual se utiliza una unidad para describir un número grande conocido de átomos. Esta unidad es el **mol**. Así como existen unidades como el par o las docenas, para referirnos a dos o a 12 cosas; el mol se refiere a $6,022 \times 10^{23}$ partículas. Este número se denomina **número de Avogadro** en honor al científico italiano Amedeo Avogadro. Este es el número de átomos que hay exactamente en 12 gramos de isótopo de carbono-12.

Masa Atómica

La masa atómica relativa de un átomo es el cociente entre la masa de un átomo y la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12

Número de Avogadro

Cantidad de átomos que hay exactamente en 12 gramos del isótopo de carbono-12
 $6,022 \times 10^{23}$ (602.200 trillones)

Mol

Cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como átomos hay en exactamente 12 g de isótopo de carbono-12 ($6,022 \times 10^{23}$ átomos)

Así vemos que un 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa de 12 g y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos. Esta es su **masa molar** que se define como la masa (en g ó Kg) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia. La masa molar del carbono-12 en gramos y su masa atómica en *uma* son numéricamente iguales (12 g y 12 uma respectivamente). Si se conoce la masa atómica de un elemento también se conoce su masa molar.

Para ilustrar estos conceptos vamos a tomar el cobre (Cu) como ejemplo. La masa atómica del Cu es 63,54 *uma*. Sabemos que su masa molar es numéricamente igual a su masa atómica pero en unidades de g/mol, por lo cual su masa molar es 63,54 g/mol. Esto último quiere decir que un mol de átomos de Cu pesa 63,54 g, o lo que es lo mismo, que $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Cu pesan 63,54 g.

Masas Moleculares

Cuando los átomos comparten o ceden electrones forman enlaces químicos. Cuando dos o más átomos se unen mediante enlaces químicos forman **moléculas**.

Molécula

Agregado de por lo menos dos átomos en un arreglo químico que se mantiene unido mediante fuerzas químicas, también llamadas enlaces químicos

La **masa molecular** o peso molecular (si estamos bajo el efecto de la gravedad de la Tierra) de una molécula es la suma de las masas atómicas de los átomos que lo constituyen.

Peso Molecular

Es el peso en gramos de un mol de una molécula
(Igual a la suma de las masas molares de los átomos de su fórmula)
 $PM = g/mol$

Así, si conocemos las masas molares de los átomos que componen una molécula, podremos calcular su peso molecular. Por ejemplo, la masa molar del hidrógeno es 1 g/mol y la del oxígeno es 16 g/mol. Como la fórmula del agua es H_2O , $2(1) + 16 = 18$, el PM del $H_2O = 18$ g/mol



Actividad de Práctica

Realiza los siguientes ejercicios de práctica.

1. Compare las características y localización en el átomo de los electrones, protones y neutrones.
2. ¿Cuál es la diferencia entre el número atómico (Z) y el número de masa (A)?
3. Identifique a qué elemento corresponden los siguientes números atómicos:
a) $Z=6$, b) $Z=9$, c) $Z=17$, d) $Z=20$
4. ¿Cuántos electrones, protones y neutrones hay en un átomo cuyos valores de Z y A son 35 y 77, respectivamente?
5. ¿Cuántos electrones tiene en su última capa el Cloro?
6. Dada la lista: Sodio, azufre, oxígeno, ión potasio, cloruro, ión magnesio, fósforo. Identifica en ella los átomos, los iones, los cationes y los aniones. Escribe, para cada uno de los componentes de la lista, su número de electrones y de protones.

7. Complete en la siguiente tabla el número de electrones y de protones de cada elemento (2 pts):

| | Número atómico (z) | Electrones | Protones |
|------------------|-----------------------|------------|----------|
| Na | 11 | | |
| Na ⁺ | 11 | | |
| Mg ⁺⁺ | 10 | | |
| Cl ⁻ | 17 | | |

8. ¿Qué relación existe entre mol, masa molar y número de Avogadro?

9. Calcule el peso molecular del monóxido de carbono (CO).

10. Calcule el peso de 1,5 moles de cafeína (C₈H₁₀N₄O₂). Expréselo en gramos, miligramos y nanogramos.

11. Calcule el peso de 500 milimoles de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en esa cantidad de sacarosa?

12. ¿Cuántos moles de dióxido de carbono (CO₂) hay en 88 g del mismo? ¿Cuántos átomos de carbono hay en esa cantidad de CO₂?

13. ¿Cuántos moles de cloruro de sodio (NaCl) hay en 29,25 g del mismo?

14. En una masa de carbonato ácido de sodio, llamado también bicarbonato de sodio (NaHCO₃) (utilizado como antiácido estomacal) hay 2,71 x 10²⁴ átomos de oxígeno ¿Cuántos moles de NaHCO₃ hay en dicha masa?

Respuestas.

3. a) carbono, b) flúor, c) cloro y d) calcio

4. 35 electrones, 35 protones, 42 neutrones

5. El cloro tiene en su última capa 7 electrones

6.

| | | electrones | protones |
|--------|----------------------------------|------------|----------|
| Átomos | Sodio (Na) | 11 | 11 |
| | Oxígeno (O) | 8 | 8 |
| | Fósforo | 15 | 15 |
| | Azufre | 16 | 16 |
| Iones | Cationes | | |
| | Ión potasio (K ⁺) | 18 | 19 |
| | Ión Magnesio (Mg ⁺⁺) | 10 | 12 |
| | Aniones | | |
| | Cloruro (Cl ⁻) | 18 | 17 |

7.

| | Número Atómico (Z) | Electrones | Protones |
|------------------|--------------------|------------|----------|
| Mg ⁺⁺ | 10 | 8 | 10 |
| Cl ⁻ | 17 | 18 | 17 |
| K | 18 | 18 | 18 |
| K ⁺ | 18 | 17 | 18 |

9. 28 g/mol.

10. 291 g; 291.000 mg; $2,91 \times 10^{11}$ ng.11. 171 g, $6,6223 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno.12. 2 moles, $1,204 \times 10^{24}$ átomos de C.

13. 0,5 moles

14. 1,5 moles

**Investiga en línea**

En el siguiente enlace: <http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm>

Se encuentra una Tabla Periódica interactiva. Cada elemento químico en esta tabla contiene un enlace web (*link*) que explica sus propiedades químicas, efectos sobre la salud, efectos sobre el medio ambiente, datos de aplicación, fotografía y también información acerca de la historia y el descubridor de cada elemento. También puedes consultar el apartado especial de terminología de los efectos de las radiaciones sobre la salud.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/estructura.htm



Actividad de Aprendizaje

- Realiza la siguiente lectura: Los Enlaces Químicos

Los Enlaces Químicos

Una molécula está compuesta de dos o más átomos que se mantienen unidos mediante interacciones entre sus capas de electrones externas. Un átomo estable no reaccionará con otros átomos para formar moléculas, esto es, cuando su capa externa está completamente ocupada o vacía, mientras que será reactivo si su capa de electrones externa sólo está parcialmente llena. Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa.

Un átomo reactivo puede lograr estabilidad al perder electrones (cuando vacía completamente la capa externa) o al ganarlos (si llena de esta manera la capa externa), o al compartirlos los electrones con otro átomo, cuando ambos átomos se comportan como si tuvieran las capas llenas. Las pérdidas, las ganancias y el compartir electrones tienen como resultado fuerzas químicas que mantienen los átomos unidos en las moléculas. Estas fuerzas químicas se denominan **enlaces químicos**.

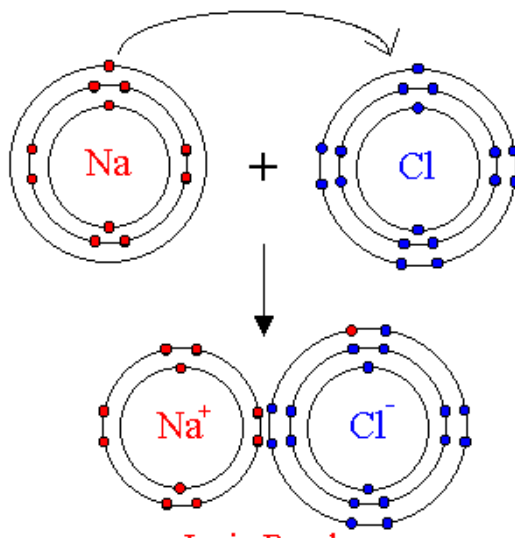
Enlace iónico

Algunos átomos tienen capas de electrones casi vacías y otros las tienen casi llenas. Ambos tipos pueden estabilizarse perdiendo los electrones de su última capa o ganando electrones para llenar su última capa. Por ejemplo, cuando se combinan átomos de elementos metálicos (como el sodio) con átomos de elementos no metálicos (como el cloro), la vía que suelen seguir estos átomos para completar su última capa, es que el átomo del metal pierda electrones y el del no metal los gane. Esto es lo que ocurre cuando se combinan el sodio con el cloro y forman cloruro de sodio (NaCl). El sodio tiene un único electrón en su capa más externa, y lo pierde con facilidad. De este modo su capa más externa pasa a ser una capa completa. Por su parte, el cloro tiene siete electrones en su capa más externa y facilidad para ganar otro electrón. De esta forma completa su última capa de electrones. El electrón de la capa más externa del sodio es transferido a la capa más externa del cloro, quedando ambos con su capa más externa completa. En este momento el sodio tiene 11 protones en su núcleo y 10 electrones en su corteza, por lo que tiene una carga de +1, y lo representamos como Na^+ . El cloro tiene ahora 17 protones en su núcleo y 18 electrones en su corteza, por lo que tiene una carga de -1, y lo representamos como Cl^- . La diferencia entre las cargas de los iones provoca entonces una fuerza de interacción eléctrica entre los átomos que los mantiene unidos (ver Fig. 6). A este tipo de unión se le denomina **enlace iónico**.

El enlace iónico

| |
|---|
| Atracción eléctrica entre iones con carga opuesta |
|---|

Fig.6 Enlace iónico en la formación del cloruro de sodio



La atracción eléctrica no se limita a un sólo ión, sino que cada uno de ellos se rodea del número máximo posible de iones de carga opuesta, formando una red cristalina iónica tridimensional. Los compuestos iónicos no forman moléculas independientes (ver Fig.7).

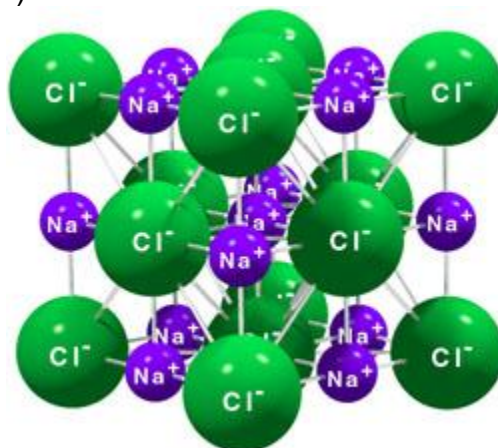


Fig.7. Red Cristalina del cloruro de sodio (NaCl)

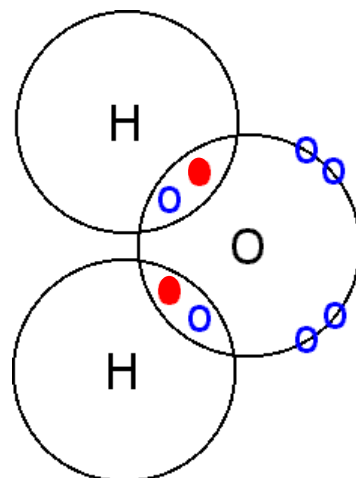
La atracción electrostática entre iones individuales es débil, pero en la estructura cristalina formada, cada ión está rodeado por varios iones de carga opuesta, esto hace que la fuerza de enlace en los compuestos iónicos sea muy fuerte.

Enlace covalente

Un átomo con una capa de electrones parcialmente llena, puede llenar su última capa al compartir electrones con otro átomo. A este tipo de unión se le llama enlace covalente. Por ejemplo, el oxígeno tiene seis electrones en su última capa y el hidrógeno tiene un electrón. Para ser estables el oxígeno necesita de dos electrones para completar a ocho su última capa, mientras que el hidrógeno necesita un electrón para completar su única capa (recuerda que en la primera capa

sólo caben dos electrones). En la molécula de agua el oxígeno forma enlaces covalentes con dos moléculas de hidrógeno, de manera que los tres átomos completan su capa externa, como se ilustra en la Fig. 8.

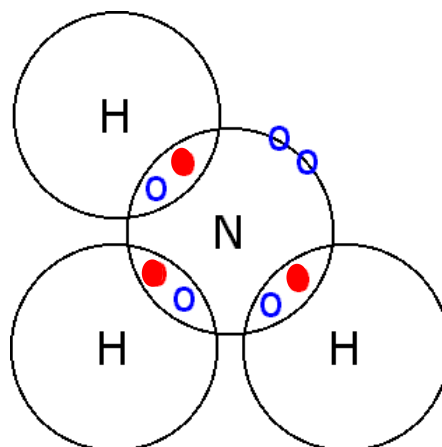
Fig 8. Enlaces covalentes en la molécula de agua.



El oxígeno aporta para cada enlace un electrón (en azul y vacío) y el hidrógeno otro (en rojo y relleno). Cada hidrógeno comparte electrones con el oxígeno.

En el caso del amoníaco (NH_3), el nitrógeno forma tres enlaces covalentes con tres átomos de hidrógeno de forma de llevar su última capa de 5 electrones a 8 electrones, mientras que los átomos de hidrógeno completan, con el electrón que comparten con el nitrógeno, su última capa (ver Fig. 9).

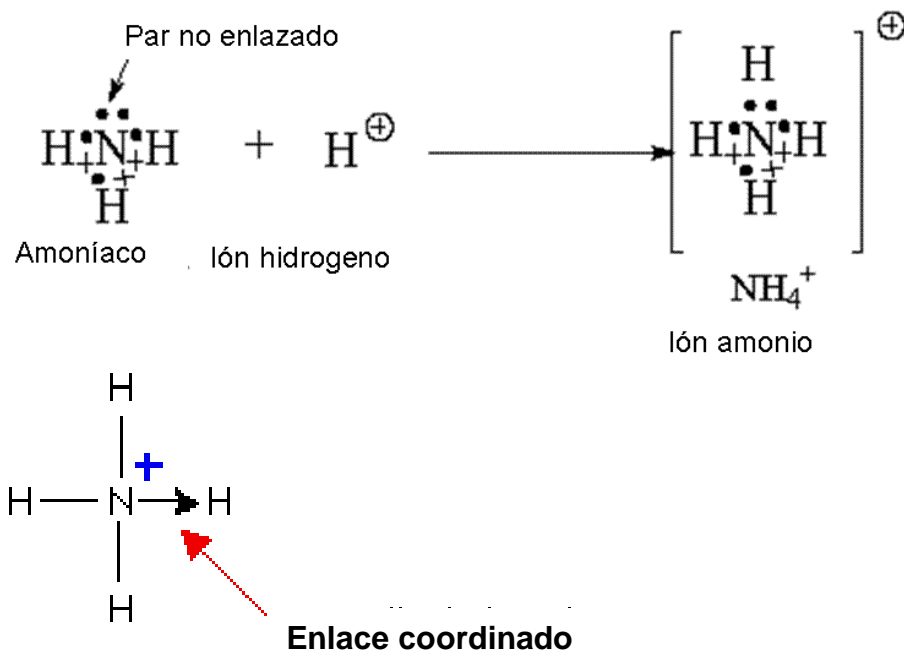
Fig 9. Enlaces covalentes en la molécula de amoníaco (NH_3)



Un enlace covalente también puede formarse entre dos átomos, en el que uno de ellos aporta los electrones que van a compartir. Este tipo de enlace se denomina **enlace covalente dativo o coordinado**. Un átomo, como el nitrógeno en la molécula de amoníaco (ver Fig. 9), que posee un par de electrones no comprometido en un enlace con otro átomo, puede donarlo a un átomo, ión o molécula capaz de aceptarlo. Un ejemplo de este tipo de enlace se puede observar en la formación del ión amonio, en donde el nitrógeno cede su par de electrones no

apareados a un ión de hidrógeno (como el hidrógeno tiene un solo electrón, al perderlo queda sólo un protón) como se ilustra en la Fig. 10. Este enlace se representa con una flecha para indicar el átomo donante de los electrones.

Fig, 10 Enlace coordinado en el ión amonio



Electronegatividad

Es la fuerza con que un átomo en una molécula atrae los electrones en un enlace químico. La electronegatividad no posee unidad, es un número arbitrario que Pauling en 1932 eligió asignándole el valor 4 al elemento más electronegativo, el flúor. En la Tabla periódica esta propiedad aumenta en los grupos de abajo hacia arriba y en los períodos de izquierda a derecha.

Se entiende por polaridad al desplazamiento de la nube de electrones hacia uno de los átomos del enlace (hacia el átomo del elemento más electronegativo). La molécula H₂ es un buen ejemplo del enlace covalente no polar. Como los dos átomos son iguales, tienen una atracción (o afinidad) hacia los electrones igual, por lo tanto los electrones que se enlazan son igualmente compartidos por los dos átomos. Un enlace polar se forma cuando los electrones son desigualmente compartidos entre dos átomos. Los enlaces polares covalentes ocurren porque un átomo tiene una mayor afinidad hacia los electrones que el otro (sin embargo, no tanta como para empujar completamente los electrones y formar un ión). En un enlace polar covalente, los electrones que se enlazan pasarán un mayor tiempo alrededor del átomo que tiene la mayor afinidad hacia los electrones. Un buen ejemplo del enlace polar covalente es el enlace hidrógeno - oxígeno en la molécula

de agua. El oxígeno tiene mayor afinidad por los electrones, atrayendo a los electrones compartidos en el enlace hacia su núcleo.



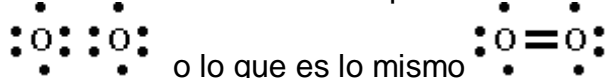
Actividad de Práctica

Identifica en las siguientes moléculas el o los tipos de enlace que mantiene(n) unidos sus átomos. Justifica tus respuestas.

- O_2
- H_2
- Metanol (CH_3OH)
- Cloruro de magnesio ($MgCl_2$)
- Cloruro de amonio (NH_4Cl)
- Ión hidronio (H_3O^+)

Respuestas

a) Un enlace covalente doble entre los dos átomos de oxígeno, completando ambos átomos su última capa con ocho electrones.



b) Un enlace covalente entre los dos átomos de hidrógeno, completando ambos átomos su capa con dos electrones.

c) El carbono forma cuatro enlaces covalentes, tres con 3 átomos de hidrógeno y uno con el oxígeno. Con cada uno de estos átomos comparte electrones, con estos cuatro electrones lleva su última capa que tiene 4 electrones a 8 electrones, llenando así la misma. Los tres átomos de hidrógeno completan a dos electrones su última capa. El oxígeno forma también un enlace covalente con otro hidrógeno, completando así los electrones de su última capa de seis a ocho.

d) El magnesio forma dos enlaces iónicos con dos iones cloruro. El magnesio tiene dos electrones de su última capa, los cuales cede a dos átomos de cloro, formándose un ión magnesio (Mg^{++}) y dos iones cloruro ($2Cl^-$) cuyas cargas opuestas ejercen una unión eléctrica entre los tres iones.

e) El nitrógeno forma tres enlaces covalentes y un enlace dativo. El ión amonio forma un enlace iónico con el cloruro.

f) Dos enlaces covalentes y un enlace covalente coordinado. El oxígeno comparte electrones con dos átomos de hidrógeno y dona su par de electrones desapareados a un protón, formando un enlace covalente coordinado.



Actividad de Aprendizaje

- Realiza la siguiente lectura: Fuerzas de Van der Waals y Puentes de Hidrógeno.

Fuerzas de Van der Waals y Puentes de Hidrógeno

Los átomos pueden interactuar mediante atracciones eléctricas que no involucran la pérdida o ganancia de electrones como el enlace iónico. Son interacciones más débiles que los enlaces iónicos, pero de gran importancia en las moléculas orgánicas que se encuentran en las células. Entre estas interacciones eléctricas (interacciones no covalentes) están los puentes de hidrógeno y las Fuerzas de Van der Waals.

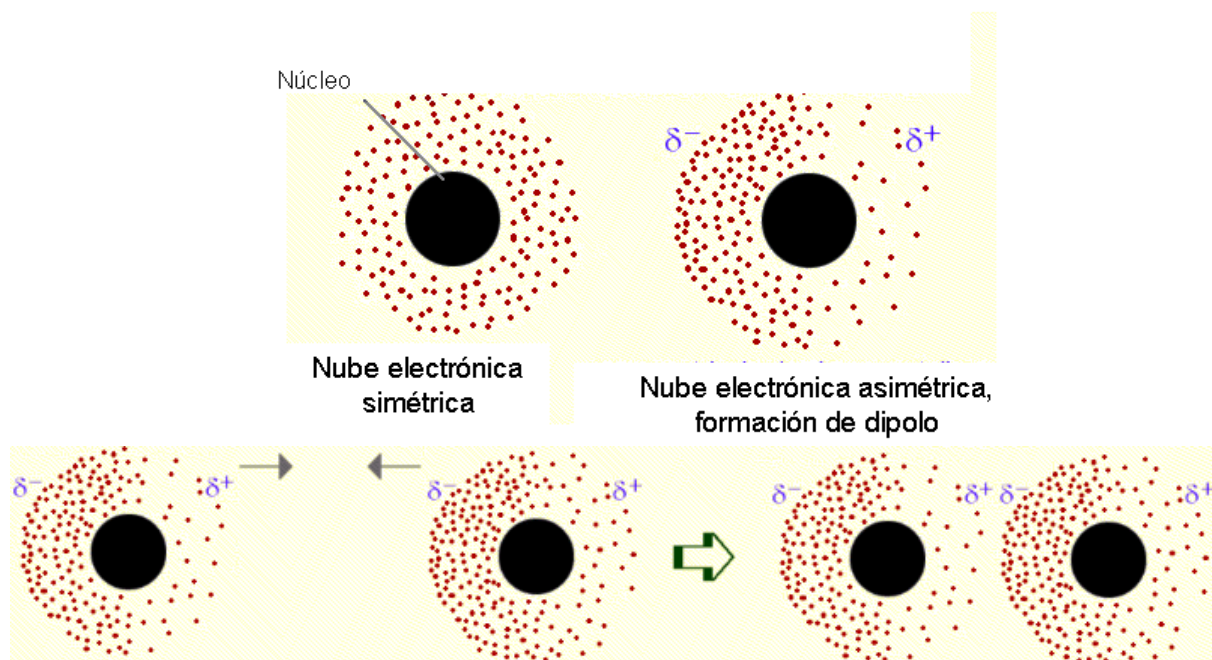
Fuerzas de Van der Waals

Las nubes electrónicas de los átomos que constituyen una molécula no están distribuidas uniformemente en un momento cualquiera, debido a que los electrones están en continuo movimiento en sus orbitales. Un lado de la molécula puede por casualidad, tener un ligero exceso de electrones en relación con el lado opuesto, por lo cual tendrá más cargas negativas. Es decir, en un instante dado puede haber una región más negativa y otra más positiva en una molécula. Cuando esto ocurre, se dice que la molécula posee un momento dipolar. La región negativa puede interactuar con la región positiva de otra molécula o de otra región de la molécula, si se trata de moléculas muy grandes o macromoléculas. También la existencia de un dipolo en una molécula, puede provocar que otra molécula cercana adopte temporalmente un dipolo opuesto (dipolo inducido), lo cual como resultado induce una ligera atracción entre las dos moléculas (ver Fig. 11).

Fuerzas de Van der Waals

Son interacciones electrostáticas producidas por fuerzas transitorias, que tienen su origen en el dipolo que produce en todos los átomos el movimiento de los electrones alrededor del núcleo

Fig.11. Representación de las Fuerzas de Van der Waals



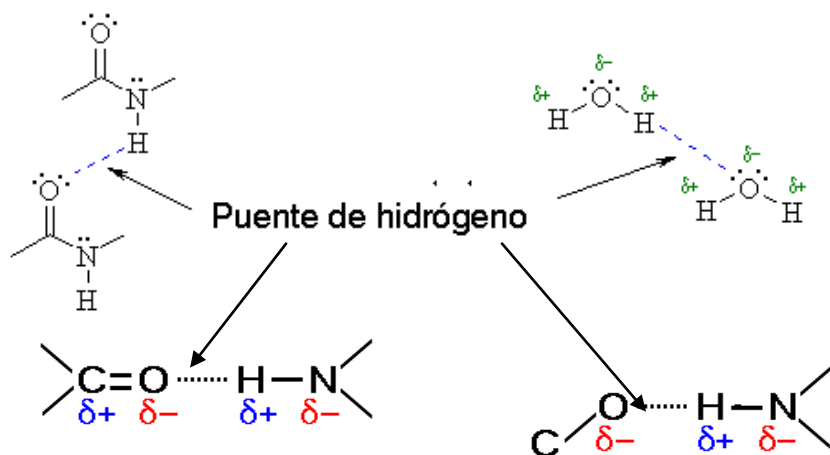
Puentes de Hidrógeno

Los puentes de hidrógeno son un caso especial de interacción dipolo-dipolo relativamente fuerte. Se forman entre moléculas que contienen átomos de hidrógeno unidos a átomos electronegativos como F, O y N. Estos átomos son muy electronegativos con respecto al hidrógeno (tiene mayor afinidad por los electrones) por lo cual la nube electrónica se encuentra desplazada hacia estos átomos, quedando el hidrógeno con una carga parcial positiva y los átomos electronegativos con una carga parcial negativa. Los átomos de hidrógeno interactúan mediante atracción eléctrica con los pares de electrones no apareados de otros átomos electronegativos, usualmente el oxígeno o el nitrógeno (ver Fig.12)

Enlace puente de Hidrógeno

Interacción eléctrica entre un H unido a un elemento fuertemente electronegativo, como el F, el N y el O, de una molécula llamado donador y otro átomo menos electronegativo llamado aceptor del enlace de hidrógeno

Fig.12 Ejemplos de puentes de hidrógeno



Actividad de Práctica

1. Dada la siguiente lista de enlaces covalentes:

- A. C-C
- B. C=O
- C. C-H
- D. N-H
- E. O-H
- F. H-H

Y consultando la tabla de valores de electronegatividad y la escala de Pauling dada a continuación:

| | | | | | | | |
|------------|------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----|
| H 2.2 | | | | | | | He |
| Li 1.0 | Be 1.6 | B 2.0 | C 2.6 | N 3.0 | O 3.4 | F 4.0 | Ne |
| Na 0.93 | Mg 1.3 | Al 1.6 | Si 1.9 | P 2.2 | S 2.6 | Cl 3.2 | Ar |
| K 0.82 | Ca 1.3 | Ga 1.6 | Ge 2.0 | As 2.2 | Se 2.6 | Br 3.0 | Kr |
| Rb 0.82 | Sr 0.95 | In 1.8 | Sn 2.0 | Sb 2.1 | Te 2.1 | I 2.7 | Xe |
| Cs 0.79 | Ba 0.89 | Tl 2.0 | Pb 2.3 | Bi 2.0 | Po 2.0 | At | Rn |

Electronegatividad



Escala de Pauling (diferencia de electronegatividad entre los átomos que interaccionan):

- Enlace Iónico (superior o igual a 1,7)
- Enlace Covalente polar (menor de 1,7 y mayor de 0.4)
- Enlace Covalente no polar (diferencia igual o inferior a 0.4)

Responda.

1.1. Identifique los enlaces covalentes polares, indicando hacia que átomo se encuentra desplazada la nube electrónica.

1. 2. Identifique cuales átomos podrían formar enlaces de hidrógeno con una molécula de agua, identificando si serían donadores o aceptores del enlace de hidrógeno.

2. Compare (establezca semejanzas y diferencias) los enlaces iónicos, las interacciones de Van der Waals y los puentes de hidrógeno.

Respuestas.

1.1 . B (hacia el oxígeno), D (hacia el nitrógeno) y E (hacia el oxígeno).

1.2 . B (oxígeno aceptor), D (H enlazado al N como donador) y E (H enlazado al O como donador).



Actividad de Aprendizaje

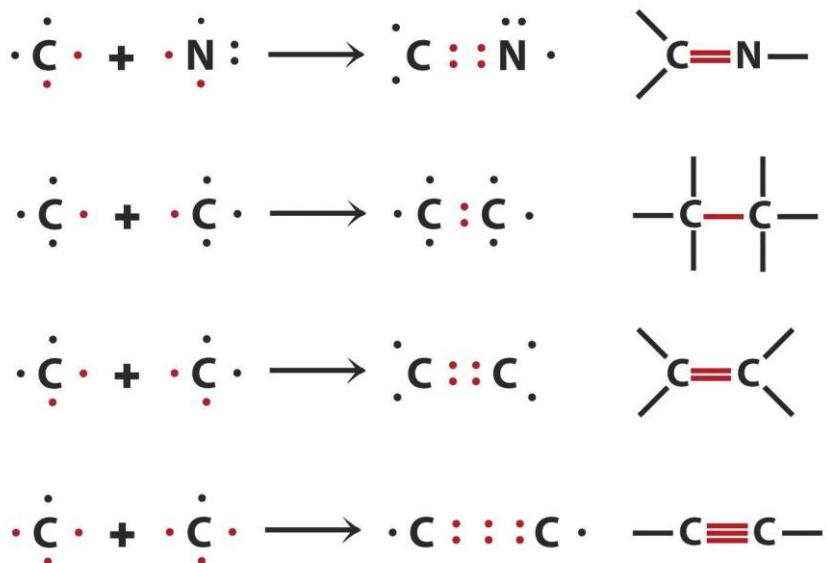
- Realiza la siguiente lectura: Los Compuestos Orgánicos

Los Compuestos Orgánicos

El carbono es el elemento principal de los compuestos orgánicos. Estos compuestos que contienen átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes, constituyen el principal componente estructural de células y tejidos. Participan en infinidad de reacciones metabólicas y proveen energía para los procesos de la vida.

Un átomo de carbono tiene un total de seis electrones, dos de estos en el primer nivel de energía y cuatro en el segundo. Con cuatro electrones en la última capa, cada átomo de carbono puede formar cuatro enlaces covalentes con otros átomos de manera de completarla con 8 electrones. Los átomos de carbono pueden formar enlaces covalentes simples muy estables unos con otros. También pueden compartir dos pares de electrones, formando enlaces dobles ($-C=C-$). En algunos compuestos se pueden formar triples enlaces ($-C\equiv C-$). Las cadenas de carbono pueden ser ramificadas o no ramificadas. Los átomos de carbono también pueden formar estructuras cíclicas. El átomo de carbono puede unirse con más elementos distintos que cualquier otro átomo. El hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno son los átomos que con mayor frecuencia se unen a él. Algunos de estos enlaces se representan en la Fig. 13.

Fig. 13. Representación de algunos tipos de enlaces que forma el carbono



Los compuestos orgánicos constituidos solamente por carbono e hidrógeno, se llaman hidrocarburos. Aunque estos compuestos no son muy frecuentes en los seres vivos, los combustibles derivados de materiales fósiles son hidrocarburos, formados por compuestos orgánicos de especies que vivieron y murieron hace millones de años

Compuestos Oxigenados

El número atómico del oxígeno es 8, lo que quiere decir que tiene 8 protones en el núcleo. Siendo el oxígeno un compuesto neutro, tendrá ocho electrones en la corteza: 2 en la primera capa y 6 en la segunda. Por tanto, le faltan dos electrones para completar su última capa. Puede conseguir estos dos electrones formando un doble enlace, como en el caso de la molécula de oxígeno (O₂), o formando dos enlaces simples, como en la molécula de agua (H₂O).

Esta capacidad de formación de enlaces covalentes del oxígeno da lugar a nuevas familias de compuestos carbonados, que se construyen sustituyendo átomos de hidrógeno de las cadenas carbonadas por un átomo de oxígeno o un grupo de átomos (grupos funcionales) que contienen oxígeno. Los principales grupos funcionales oxigenados son el hidroxilo, el carbonilo y el carboxilo.

Alcoholes (R-OH)

Los alcoholes son compuestos carbonados que resultan de sustituir, en un hidrocarburo, un átomo de hidrógeno por un grupo hidroxilo (-OH). El más sencillo de ellos es el metanol, CH₃OH (derivado del metano). Otros ejemplos son el etanol (CH₃CH₂OH), el propanol (CH₃CH₂CH₂OH) y el 2-propanol (CH₃-CHOH-CH₃).

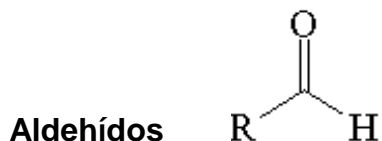
Observa que, a partir del propanol, hay que numerar los átomos de carbono y especificar en cuál de ellos se encuentra el grupo hidroxilo, ya que hay más de una posibilidad. Si hay más de dos grupos hidroxilo en la misma molécula se utilizan los sufijos "diol", "triol", etc. Por ejemplo, el 1,2-propanodiol, CH₃-CHOH-CH₂OH.

Éteres R-O-R

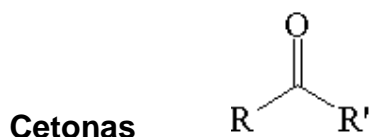
Se forman cuando el hidrógeno que le queda al grupo hidroxilo se sustituye por un radical hidrocarbonado. El más simple es el éter etílico, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.

Grupo carbonilo C=O

El grupo carbonilo consiste en un átomo de carbono trigonal unido a un átomo de oxígeno a través de un enlace doble, C=O . El carbono puede unirse con los otros dos enlaces sobrantes a una o a dos ramas de hidrocarburo, lo que dará lugar a dos familias de compuestos distintas: los aldehídos y las cetonas. Otros compuestos que contienen el grupo carbonilo son los ácidos carboxílicos, los ésteres, los anhídridos y las amidas.



Se forman cuando sólo uno de los dos enlaces del carbono del grupo carbonilo está unido a una cadena hidrocarbonada y el otro está unido a un átomo de hidrógeno. Se nombran sustituyendo la terminación -o de los alcanos por la terminación -al. El más simple de ellos es el aldehído derivado del metano, el metanal, conocido comúnmente como formol, y que se usa para preservar muestras biológicas.



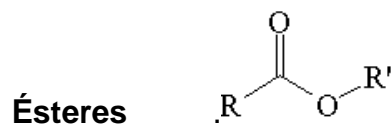
Las cetonas se forman cuando los dos enlaces libres que le quedan al carbono del grupo carbonilo se unen a cadenas hidrocarbonadas. Se nombran como los alcanos, cambiando la terminación -o por la terminación -ona. El más sencillo es la propanona, de nombre común acetona, y que es un disolvente de uso muy común.



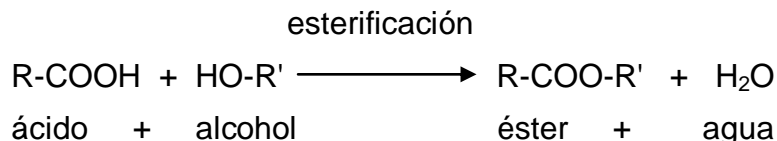
Cuando se une un grupo hidroxilo a un grupo carbonilo se forma un nuevo grupo funcional, el grupo carboxilo, dando lugar a los ácidos carboxílicos. Este nuevo grupo suele representarse como -COOH . El nombre para este tipo de compuestos contiene el prefijo ácido y el sufijo -oico (se nombran cambiando la terminación o de los alcanos por la terminación -oico). El grupo carbonilo siempre se va a encontrar al final de la cadena, por lo que no es necesario colocar el número para localizarlo.

Los ácidos carboxílicos ocupan un lugar importante dentro de la química orgánica, dado que sirven para la construcción de derivados relacionados, como ésteres y amidas. Algunos ejemplos son el ácido cólico, uno de los principales componentes de la bilis humana y los ácidos alifáticos de cadena larga como el ácido oleico y el ácido linoléico. También se encuentran en la naturaleza muchos ácidos carboxílicos saturados simples. Por ejemplo, el ácido acético, CH_3COOH , es

el principal componente orgánico del vinagre; el ácido butanoico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$, es el que da el olor a la mantequilla rancia, y el ácido hexanoico (ácido caproico), $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$, es la causa del inconfundible olor de las medias deportivas después de hacer ejercicios.



Los ácidos carboxílicos reaccionan con los alcoholes formando ésteres ($\text{R-COO-R}'$) y agua.



Compuestos Nitrogenados

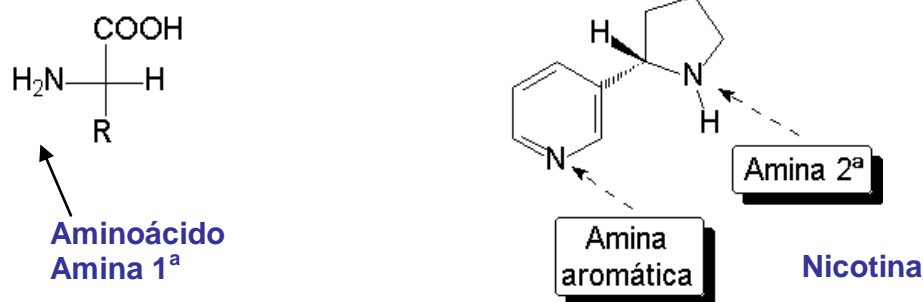
El átomo de nitrógeno tiene siete protones en su núcleo y siete electrones en su corteza, dos en la primera capa y cinco en la segunda y más exterior. Por tanto, le faltan tres electrones para completar esta última capa, y puede conseguirlos formando: a) tres enlaces simples, b) un enlace simple y uno doble, c) un enlace triple. Un ejemplo de un compuesto con un átomo de nitrógeno formando tres enlaces simples es el amoníaco (NH_3).

Esta capacidad del nitrógeno para combinarse, va a dar lugar a otras varias familias de compuestos que resultan de la sustitución de hidrógenos de los hidrocarburos, por grupos de átomos que contienen nitrógeno. Estos grupos funcionales dotan al compuesto modificado de propiedades específicas.

Los compuestos con grupos funcionales nitrogenados son las aminas, las amidas y los nitrilos

Aminas R-NH_2

El grupo funcional amina consiste en una molécula de amoníaco (NH_3) a la que se le ha quitado un átomo de hidrógeno, $-\text{NH}_2$, por lo que ese enlace sobrante puede unirse con un radical de hidrocarburo. Esto da lugar a un grupo genérico de compuestos denominados aminas que tienen gran importancia en los seres vivos. La amina más simple es la metilamina, CH_3NH_2 . También puede el amoníaco perder dos o los tres átomos de hidrógeno, de modo que el amoníaco puede, en realidad, unirse a uno, dos o tres radicales de hidrocarburo, dando lugar, respectivamente, a las aminas primarias, secundarias y terciarias.



Amidas R-CO-NH₂

El grupo funcional amida está formado por un grupo carbonilo, uno de cuyos enlaces sobrantes está unido a un grupo amina, es decir, -CO-NH₂. El enlace que aún queda puede unirse a un radical hidrocarbonado. Esto da lugar a una familia de compuestos denominados amidas, cuyo ejemplo más simple es la etanoamida, CH₃CONH₂.

Nitrilos R-C≡N

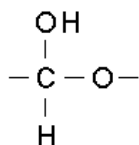
El grupo funcional nitrilo resulta de un triple enlace entre un átomo de C y otro de N. El cuarto enlace que puede formar el carbono puede usarse para unirse con un radical hidrocarbonado, lo que da lugar a la familia de compuestos llamados nitrilos, cuyo representante más sencillo es el etanonitrilo, CH₃C≡N.

Una unidad estructural aislada de macromoléculas orgánicas se llama monómero, estos se unen mediante enlaces covalentes formando polímeros. Algunos de los polímeros importantes para la bioquímica celular son los polisacáridos, los ácidos nucleicos, los lípidos y las proteínas, y cada uno de ellos está formado por una clase de monómero característico. En general, los monómeros son compuestos orgánicos pequeños que se agrupan en clases conforme a sus propiedades químicas. Hay cuatro clases de monómeros que vamos a estudiar: azúcares, los monómeros constituyentes de los polisacáridos; ácidos grasos, las unidades monoméricas de los lípidos; nucleótidos, las unidades básicas de los ácidos nucleicos (DNA y RNA); y aminoácidos, los monómeros que forman las proteínas. Estos monómeros se unen mediante diferentes tipos de enlaces, algunos de los cuales se ilustran en la Fig. 14. Algunos enlaces forman grupos funcionales, recibiendo su nombre (éter, éster...).

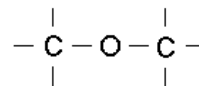
Fig. 14. Algunos de los tipos de enlaces frecuentes en las moléculas orgánicas



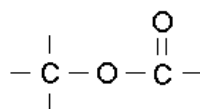
DOBLE



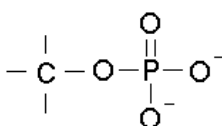
HEMIACETAL



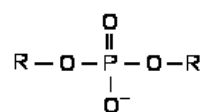
ETER



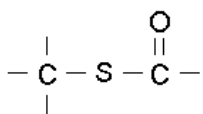
ESTER



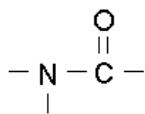
FOSFOMONOESTER



FOSFODIESTER



TIOESTER



AMIDO

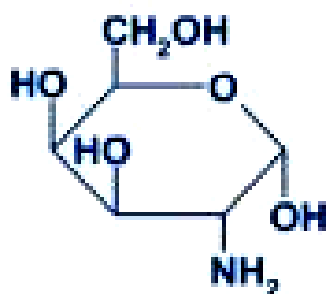


Actividad de Práctica

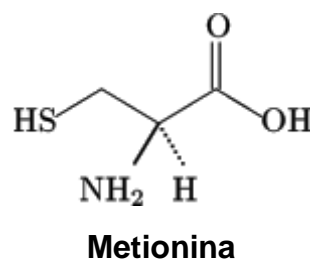
1. Aparea un grupo funcional de la columna de la izquierda con una estructura de la columna de la derecha.

- | | |
|--------------|------------|
| a) Amido | 1) R-CO-NH |
| b) Carbonilo | 2) -R-C≡N. |
| c) Carboxilo | 3) R-OH |
| d) Éter | 4) R-C=O |
| e) Alcohol | 5) R-O-R' |
| f) Nitrilo | 6) R-COOH |

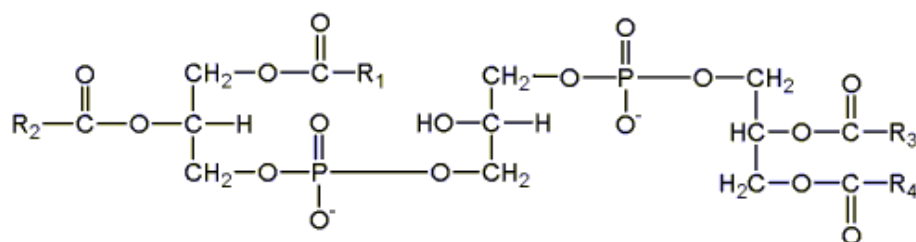
2. Identifica en las siguientes estructuras los grupos funcionales y tipos de enlace:



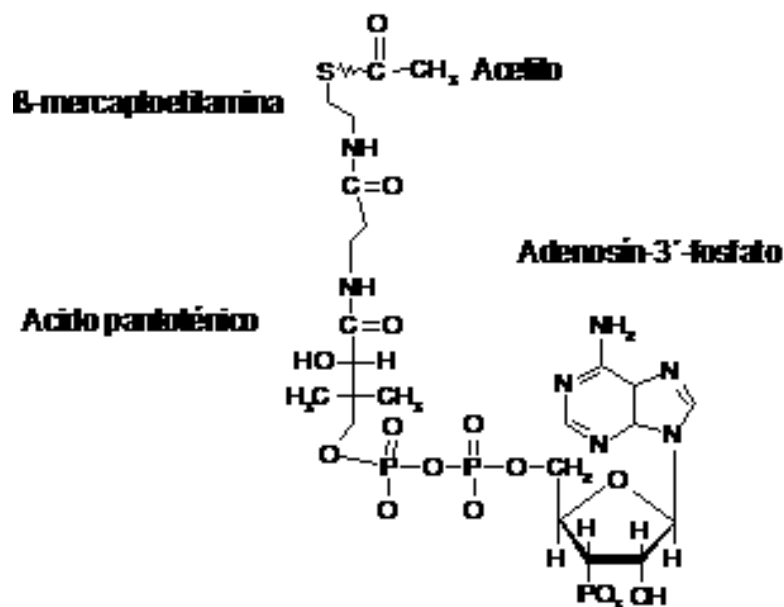
Glucosamina



Metionina



Cardiolipina



Acetil-CoA



Actividad de Aprendizaje

Realiza la lectura: Hidrocarburos y Macromoléculas de Importancia Biológica (Anexo Módulo I).

Nota: Referencias bibliográficas del Tema 1 en la parte final del módulo 3.