



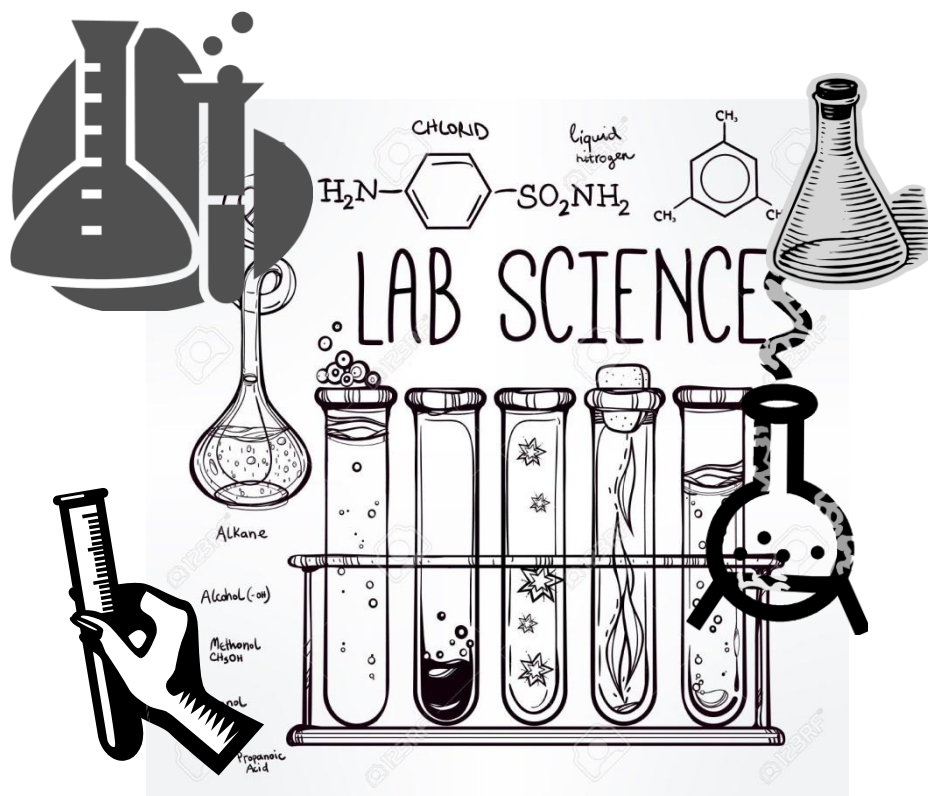
Instituto Fray Mamerto Esquiú

Química del carbono - 6° año A

"Hagamos del diálogo un instrumento para el encuentro"

# Química del carbono

6° año A (naturales)



Módulo teórico-práctico

Profesor: Martín Crispino

## Contenidos del módulo

### **Capítulo 1: La estructura atómica actual**

Las estructuras atómicas a lo largo de la historia. La mecánica cuántica. El modelo atómico de Bohr. Emisión en llama. El modelo atómico actual. La ecuación de Schrödinger: Los orbitales. Los números cuánticos. Configuración electrónica. Propiedades periódicas (Electronegatividad, radio atómico y potencial de ionización).

### **Capítulo 2: Compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados – *nomenclatura y propiedades físicas* -**

Las Moléculas orgánicas. Grupos funcionales. Nomenclatura. Polaridad en moléculas orgánicas. Solubilidad de compuestos orgánicos.

### **Capítulo 3: Reacciones químicas**

Introducción a las reacciones químicas. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Energía de activación. Catalizadores. Enzimas.

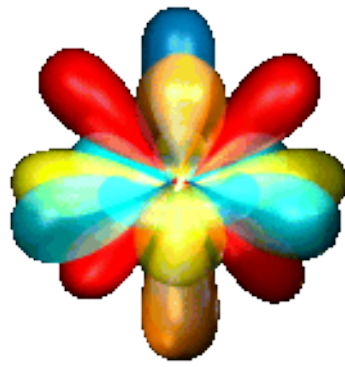
### **Capítulo 4: Estequiometría**

Mol y Masa molar. Estequiometria en reacciones químicas. Reactivos limitantes y en exceso.

### **Capítulo 5: Biomoléculas; Proteínas e hidratos de carbono**

Biomoléculas. Proteínas. Las funciones de las proteínas. Los aminoácidos. Los péptidos y el enlace peptídico. Hidratos de carbono. Monosacáridos. Disacáridos. Polisacáridos. Hidrólisis de los disacáridos y polisacáridos . Diabetes.

# Capítulo 1



La estructura atómica actual

# Química del carbono 6º año (naturales)

## Capítulo 1: La estructura atómica actual

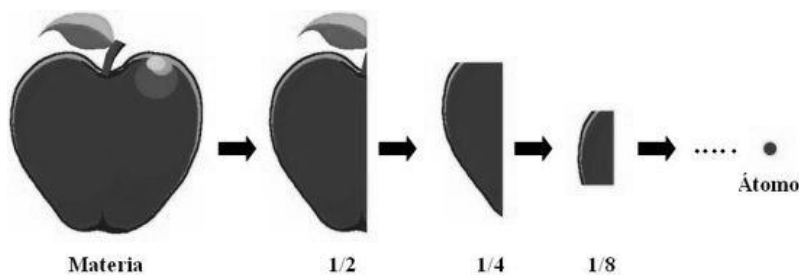
### Las estructuras atómicas a lo largo de la historia

Es tiempo de comenzar a repasar las distintas estructuras que fue adquiriendo el átomo a lo largo de la historia hasta llegar al modelo teórico actual. Para ello es necesario remontarse al siglo V antes de Cristo en la antigua Grecia.

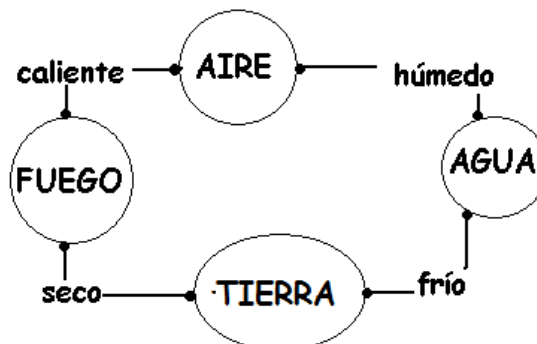
#### Las primeras nociones del átomo. Los griegos.

Para poder explicar la estructura interna de la materia, a través de la historia se planearon diferentes **concepciones filosóficas** y **teorías científicas** para poder explicar las propiedades del mundo material que nos rodea.

El concepto atómico de la materia surgió aproximadamente en el año 450 A.C., cuando el filósofo griego **Demócrito** afirmaba que la materia es discontinua porque estaría formada por partículas discretas indivisibles llamadas átomos (en griego "átomo" significa indivisible), que sería el límite de división de la materia, tal como se ilustra en la siguiente figura:



Muchos filósofos clásicos griegos consideraban absurda esta teoría atómica y la rechazaban; entre ellos tenemos a **Aristóteles** (300 años A.C.), quien sostenía que todos los materiales están compuestos por cuatro "elementos": tierra, aire, fuego y agua; Aristóteles, describió los 4 elementos como la combinación de propiedades fundamentales de la materia: sequedad, humedad, calor y frío; relacionándolos de la siguiente manera:



Las ideas de Demócrito, sin estar olvidadas completamente, cayeron en desuso durante más de dos mil años ya que la humanidad se volcó totalmente hacia la teoría de los 4 elementos.

## Hacia la química como disciplina. Los alquimistas.

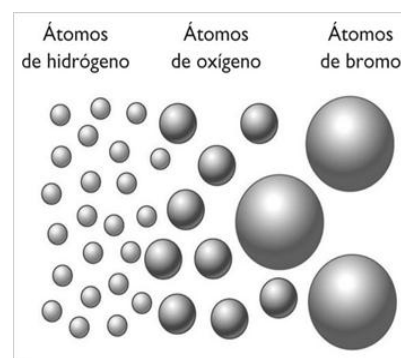
En la Edad Media, que terminó según algunos historiadores en 1492, cuando ocurrió el descubrimiento de América, personas conocidas como alquimistas buscaron también explicaciones respecto a la conformación de la materia, trabajaron para convertir en oro diferentes metales y para encontrar el elixir de la vida, realizaron diversos experimentos, sin éxito, pero dejaron para los químicos algunas técnicas como la destilación y la cristalización, y se elaboraron varios instrumentos de laboratorio utilizados hoy en día.

En la búsqueda constante para encontrar cuáles eran los elementos que formaban a la materia y qué componía a esos elementos, algunos científicos regresaron a la teoría de Demócrito y perfeccionaron el concepto de átomo. El invento del microscopio, con el cual podían verse cosas que a simple vista no se conocían, ayudó a creer con más certeza que las cosas estaban compuestas de algo más pequeño.

El químico inglés Robert Boyle criticó a los alquimistas ya que el oro –decía- no podía hacerlo el hombre porque era un elemento de la naturaleza, una sustancia básica que no estaba compuesta de otras sustancias, lo mismo que el cobre, la plata y el mercurio líquido.

## La teoría atómica moderna.

En 1808, John Dalton, científico inglés, relacionando la vieja hipótesis de Demócrito y los descubrimientos de otros científicos, formuló la primera teoría práctica de los átomos y de las moléculas, que fue la base de la química moderna. Según esta teoría, los elementos estaban formados por átomos, indivisibles e indestructibles, todos iguales entre sí, pero distintos de los átomos de los otros elementos. La unión de los átomos daba lugar a la variedad de sustancias conocidas y la ruptura de las uniones entre los átomos para formar nuevas uniones era el origen de las transformaciones químicas.



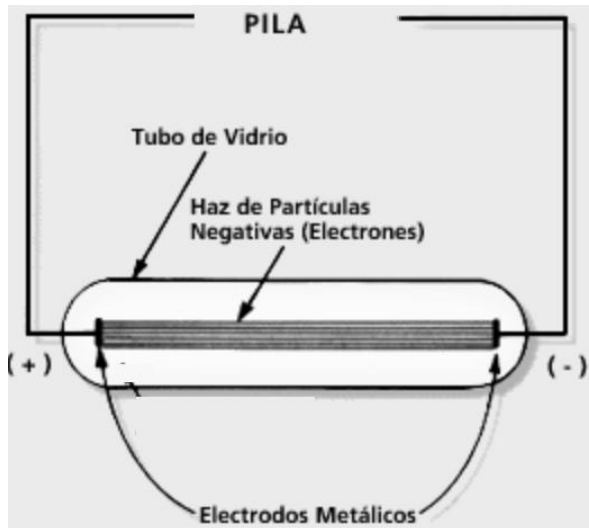
**Figura:** Los átomos según Dalton.

Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

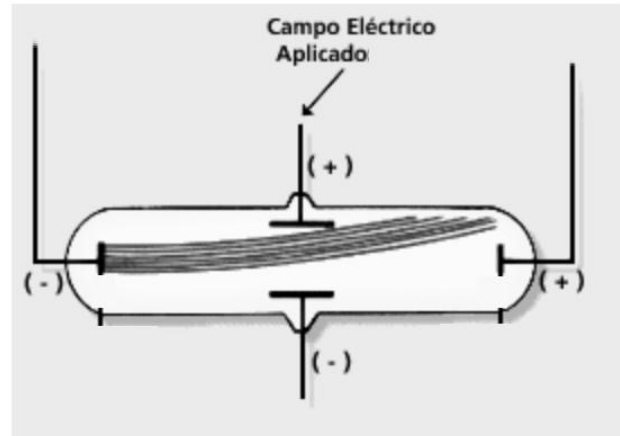
- 1.** Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
- 2.** Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre 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.

## La experiencia de Crookes.

En el año 1900 se descubrió la primera partícula subatómica, al investigar el paso de la electricidad mediante un dispositivo creado por William Crookes. Este dispositivo consistía en un tubo cerrado de vidrio a muy baja presión (casi al vacío) que tenía dos placas metálicas (o electrodos) ubicados en sus extremos que al ser conectados a una fuente de alto voltaje eléctrico, generaban un haz luminoso que recorría el tubo (**FIGURA 1**). Este rayo, **podía ser desviado** si a las paredes del tubo se acercaban imanes o cuerpos cargados eléctricamente (**FIGURA 2**). En la siguiente figura se observa el diagrama de la experiencia:



*Figura 1: Haz de electrones en línea recta*



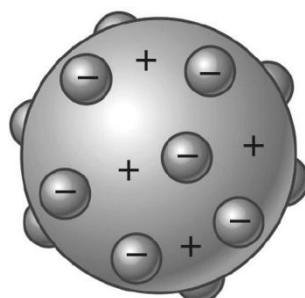
*Figura 2: Haz electrones desviados por un campo eléctrico hacia la zona positiva (por eso se deduce que tienen carga negativa).*

## El modelo atómico de Thompson. El “descubridor de los electrones”

El fenómeno de Crookes sugiría que los rayos estaban compuestos por partículas con carga eléctrica negativa ya que el haz producido se desviaba hacia la zona positiva del campo eléctrica (ver figura anterior). Años más tarde, en 1904, Thompson demuestra la idea de Crookes estableciendo la carga y la masa de las partículas negativas, llamándolas **ELECTRONES**.

Estaba claro que estas partículas sólo podían proceder de los átomos del metal, por lo que supuso que el átomo no era indivisible, sino que estaba formado por partículas. Incluso supusieron que la materia, al ser neutra, debía tener por lo tanto átomos neutros que tuviesen la misma cantidad de cargas positivas que de negativas; los **PROTONES**.

En el modelo atómico de Thompson, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa incrustados en un átomo positivo, como un budin de pasas. En la siguiente figura se puede observar el dibujo:

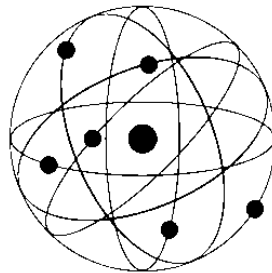


## El modelo atómico de Rutherford

El modelo atómico de Rutherford es un modelo atómico o teoría sobre la estructura interna del átomo propuesto por el químico y físico británico-neozelandés Ernest Rutherford para explicar los resultados de su "experimento de la lámina de oro", realizado en 1911. En esta experiencia, Rutherford demuestra que el átomo de Thompson era incorrecto y propone una nueva estructura.

Fue el primer modelo atómico que consideró al átomo formado por dos partes: la "corteza", constituida por todos sus electrones, girando a gran velocidad alrededor de un "núcleo", muy pequeño, que concentra toda la carga eléctrica positiva y casi toda la masa del átomo. Esta estructura fue muy atractiva ya que asemejaba el átomo con la estructura del sistema solar.

Rutherford es el primero que habla de la presencia de neutrones en el núcleo, explicando que ellos posibilitan que el núcleo no se desintegre por la repulsión de cargas positivas



*Figura: El átomo según Rutherford. Se observan los electrones girando alrededor de un núcleo con cargas positivas.*

## La mecánica cuántica

A pesar de que el modelo atómico de Rutherford fue clave para describir el núcleo atómico, no era suficiente ya que no explicaba el comportamiento de los electrones. En esa época, este enigma, junto con otros, produjo una revolución científica que cambió la manera de entender el universo. Una de las teorías fue llamada la **Mecánica cuántica** (En contraste con la mecánica clásica de Newton que estudia las leyes de los cuerpos a escala macroscópica).

La idea fundamental de la mecánica cuántica es que la energía está cuantificada, es decir que viene en "paquetes". Es decir que en ciertos sistemas, la energía solo puede cambiar de a "saltos", de un valor determinado a otro. Metafóricamente se puede decir que la energía no viene "suelta" sino en "paquetes". El padre de esta teoría fue el alemán Max Planck y se desarrollo a partir de 1900 en adelante.

Esta idea de la energía en paquetes, logro explicar dos fenómenos:

- **El fenómeno de absorción atómica:** Cuando se emitía luz hacia un átomo, este absorbía cierta parte de la energía por lo que el espectro de la luz que pasaba sobre el átomo, tenía ciertas líneas oscuras (que pertenecían a una parte de la luz absorbida por el átomo). Cabe aclarar que el espectro electromagnético es el conjunto de ondas electromagnéticas ordenadas en función de su energía. Por ejemplo, cuando hacemos pasar luz por un prisma, esta se divide en varios colores que determinan el espectro (es decir las distintas ondas ordenadas según su energía) que posee dicha luz. Cada color indica la energía que posee.
- **El fenómeno de emisión atómica:** Cuando se entregaba energía a gases incandescentes (gases a una gran temperatura que provoca la emisión de luz) se comprobaba que la luz emitida por sus átomos se percibía en un espectro dividido por partes (en líneas), y no en un espectro continuo.

## ¡PARA TENER EN CUENTA!: LA MECÁNICA CUANTICA CONTRA LA MECÁNICA CLASICA

La mecánica es una rama de la física que trata sobre el comportamiento de los cuerpos físicos, su fuerza o desplazamiento. Suele dividirse para su estudio en mecánica clásica y mecánica cuántica.

La mecánica clásica se ocupa de las leyes físicas y la descripción matemática del movimiento de los cuerpos y conjunto de cuerpos geoméricamente distribuidos de un limitado campo de acción de un sistema de fuerzas. Se usa para describir movimientos macroscópicos. La mecánica clásica es usada para describir el movimiento de objetos macroscópicos, de proyectiles a partes de maquinaria, así como objetos astronómicos, como naves espaciales, planetas, estrellas, y galaxias. Esto produce resultados muy exactos dentro de estas esferas, y es uno de los temas más viejos y más grandes en ciencia, ingeniería y tecnología.

La mecánica cuántica es una serie de principios científicos que describen el comportamiento de la materia y energía que predominan en las escalas atómicas y subatómicas.

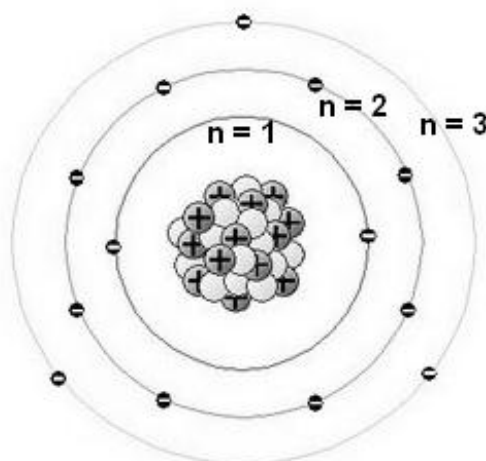
### El modelo atómico de Bohr. El anteúltimo paso hacia el átomo actual.

En 1913, el científico danés Niels Bohr modificó el modelo atómico de Rutherford, para poder explicar los fenómenos de espectros de líneas de emisión tomando como base la mecánica cuántica.

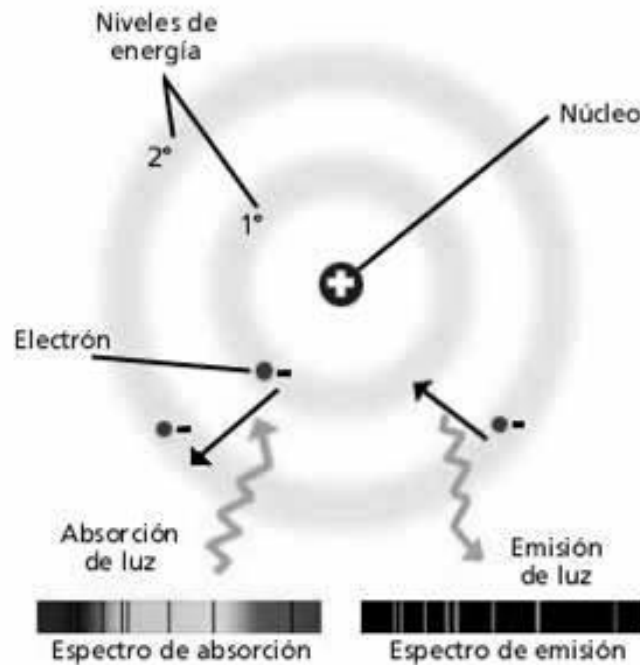
En su teoría, Bohr postuló que:

- Cuando los electrones giran alrededor del núcleo atómico no emiten energía.
- Los electrones no pueden girar alrededor del núcleo a cualquier distancia, sólo lo pueden hacer en aquellas órbitas donde su energía tiene unos valores determinados. Es decir, los electrones se distribuyen alrededor del núcleo en distintos niveles de energía ( $n=1, n=2, n=3, n=4, \dots$ ). **A medida que el electrón se encuentra en niveles de energía mas grandes (más alejados del núcleo), poseen mayor energía.**
- Para que un electrón salte de una órbita más cercana al núcleo, donde su energía vale  $E_1$ , a otra más alejada, donde su energía vale  $E_2$ , debe absorber una cantidad de energía igual a  $E_2 - E_1$ . Es decir un “paquete” determinado de energía, tal cual lo postula la mecánica cuántica. Esto explica la formación de las líneas oscuras del espectro de absorción; las líneas oscuras en el espectro se corresponden con las radiaciones absorbidas por los electrones para poder saltar a órbitas más alejadas.

Modelo Atómico  
de Aluminio según Bohr



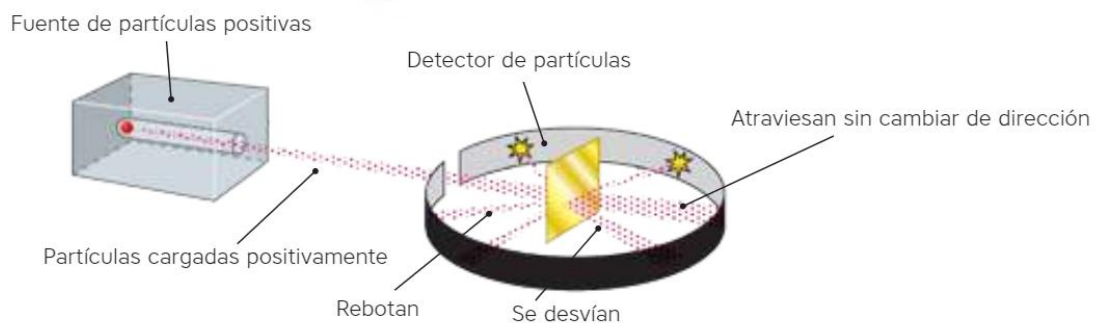
En el siguiente esquema se observan los espectros cuando el átomo absorbe una determinada cantidad de energía y cuando emite la energía. Observen que en el espectro de la izquierda se observan líneas oscuras (que corresponde a la energía absorbida que genera que el electrón pase a un nivel de energía mayor) y en el caso del espectro de la derecha se observan líneas de color (correspondiente a la energía emitida que se genera cuando el electrón vuelve a su nivel de energía inicial). ESTE MODELO DEL ÁTOMO DE BOHR COINCIDE CON LA MECÁNICA CUANTICA EN SU EXPLICACIÓN SOBRE LOS ESPECTROS DE ABSORCIÓN Y EMISIÓN.



### Actividades

Teniendo en cuenta lo leído hasta el momento, realiza las siguientes actividades:

1. Realiza una línea del tiempo donde ubiques los distintos modelos atómicos a lo largo de la historia. Realiza los esquemas de cada modelo en la misma línea y una breve explicación de cada uno de ellos.
2. ¿Cómo fueron descubiertos los electrones? Explica brevemente en qué consistió el experimento que fue esencial para lograr descubrirlos.
3. Teniendo en cuenta lo observado en la experiencia de Rutherford de la lámina de oro (1911), ¿Qué sucedía con las cargas positivas al pasar por la lámina? ¿Qué tipo de modelo propuso Rutherford en base a dicha experiencia? Para responder puedes guiarte con el siguiente esquema:



4. Dibuja las estructuras de Bohr para los siguientes átomos e indica los niveles de energía en el mismo esquema:

**a. Carbono**

**b. Sodio**

**c. Oxígeno**

**d. Hidrógeno**

**e. Berilio**

5. ¿Qué sucede cuando un electrón aumenta su nivel de energía en el átomo de Bohr? ¿Qué sucede cuando el electrón disminuye su nivel de energía?

6. ¿A qué se denomina espectro electromagnético? ¿Cómo son los espectros atómicos cuando el electrón aumenta su nivel de energía y cuando disminuye su nivel?

7. Teniendo en cuenta el átomo de Bohr. Contesta verdadero o falso. En caso de ser falso, reescribe la oración para que sea verdadera:

a. Para que un electrón pase de un nivel de energía a otro, puedo entregar cualquier cantidad de energía al átomo.

b. Cuando se entrega energía lumínica al átomo, este absorbe solo una parte por lo que en el espectro se observan líneas oscuras.

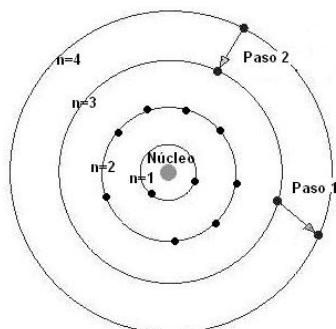
c. Si un electrón absorbe una cierta cantidad de energía, este pasa a un nivel de energía superior y no vuelve hacia el nivel donde se encontraba.

d. Si un electrón absorbe una cierta cantidad de energía, este pasa a un nivel de energía superior y luego vuelve emitiendo energía.

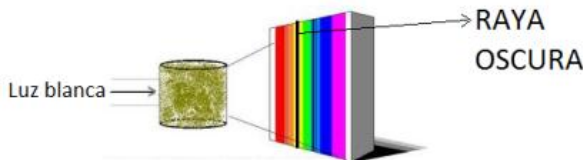
e. A medida que aumenta el nivel de energía de los electrones, estos se encuentran más cercanos al átomo.

f. Los electrones que participan en las uniones químicas son los del primer nivel de energía.

8. El electrón del último nivel de energía del siguiente átomo pasa del nivel de energía 3 al nivel de energía 4 en el PASO 1, y luego vuelve al nivel 3 en el PASO 2. Indica en cada paso, si el proceso absorbe o emite energía:



9. Explica el siguiente esquema en un párrafo de no más de 5 renglones.



10. El siguiente espectro corresponde a un espectro de emisión y absorción atómica de un mismo elemento. ¿Cuál corresponde al de emisión y cuál al de absorción? Justifica tu respuesta y explica por qué las líneas oscuras del espectro "a" caen justo en el mismo lugar que las líneas de color del espectro "b".



11. Dibuja la estructura atómica de Bohr del átomo de potasio e indica mediante flechas el movimiento de los electrones cuando se absorbe energía y cuando se emite energía.

12. Observa la experiencia denominada "emisión en llama" que realizará el profesor en el aula y responde:

a. ¿A qué se debe la observación del color en la llama?

b. En cada reactivo específico, ¿cuál es el átomo que genera el cambio de color en la llama?

c. ¿Qué utilidad tiene la técnica de "emisión en llama"?

d. ¿Cómo se podría detectar la presencia de algunos de los elementos anteriores en una muestra que contuviera más de un elemento?

## El modelo atómico actual

La teoría de **Bohr** explicaba muy bien lo que sucedía con el átomo de hidrógeno, pero se presentó inadecuada para esclarecer los espectros atómicos de otros átomos con dos o más electrones. Hasta 1900 se tenía la idea de que la luz poseía carácter de onda pero a partir de los trabajos realizados por **Planck y Einstein**, se dedujo que la luz puede actuar como si estuviera compuesta por partículas o como si estuviera compuesta por ondas (es decir de ambas maneras). La naturaleza dualística onda-partícula pasó a ser aceptada universalmente.

En 1924, **Louis de Broglie** sugirió que los electrones hasta entonces considerados partículas típicas, poseerían propiedades semejantes a las ondas. A todo electrón en movimiento (tomado como partícula), está asociado una onda característica (principio de dualidad).

Entonces, ¿si un electrón se comporta como onda, como es posible especificar la posición de una onda en un instante dado?

Podemos determinar su energía pero no hay posibilidad de decir exactamente donde está el electrón. Además de esto, considerándose al electrón una partícula, ésta es tan pequeña que, si intentásemos determinar su posición y velocidad en un determinado instante, los propios instrumentos de medición irían a alterar esas determinaciones.

Así es que **Heisenberg** enunció el llamado “Principio de Incertidumbre” que dice que “No es posible determinar la velocidad y la posición de un electrón, simultáneamente, en un mismo instante”. Es decir que si conocemos su velocidad, no podemos conocer su posición y vice-versa.

### La ecuación de Schrödinger: Los orbitales.

En 1926, **Erwin Schrödinger**, debido a la imposibilidad de calcular la posición exacta de un electrón en el espacio, desarrolló una ecuación de ondas (ecuación matemática muy compleja), que permitía determinar la **probabilidad de encontrar el electrón** en una región dada del espacio. Esta región del espacio donde es máxima la probabilidad de encontrar el electrón es llamada Orbital. Este orbital sería como una “nube” alrededor del núcleo donde podría encontrarse el electrón.

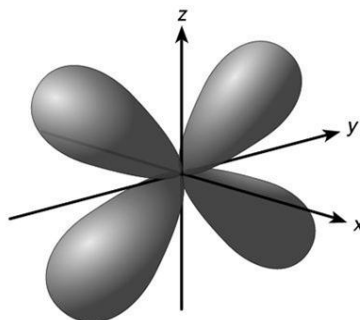


Figura: Ejemplo de un orbital en el espacio. El núcleo estaría en el centro y la zona más probable de encontrar un determinado electrón estaría dada por las zonas oscuras (“nube electrónica”).

## Actividades

Teniendo en cuenta la lectura realizada hasta el momento, realiza las siguientes actividades:

**13.** ¿Qué podemos determinar a partir de la resolución de la ecuación de Schrödinger?

**14. a.** ¿A qué se denomina orbital?

**b.** ¿Cuál es la diferencia entre el orbital del átomo de Bohr y el orbital que propone Schrödinger?

**15.** Completa el siguiente párrafo:

Los \_\_\_\_\_ se mueven alrededor del núcleo atómico. Es imposible precisar en qué lugar exacto estará un \_\_\_\_\_. Sin embargo, se puede establecer una zona donde hay más probabilidad de encontrarlos. Dicha zona se denomina \_\_\_\_\_. ¿Cómo podemos determinar dichas zonas? A través de la ecuación de \_\_\_\_\_.

## Los números cuánticos

Cada electrón de un átomo se caracteriza por tener cuatro números cuánticos que surgen de la resolución de las ecuaciones de Schrödinger. A estos números se los denomina **números cuánticos**. Se podría pensar este conjunto de números como el número de documento de identidad de cada electrón. **No existen dos electrones en un átomo que tengan los cuatro números cuánticos iguales**, así como todas las personas tienen números de documento diferentes.


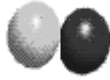
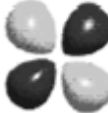

Los números cuánticos son los siguientes:

### 1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL: "n"

- **Determina la energía del electrón.**
- Toma valores enteros: 1,2,3,4
- A mayor n más lejos se encuentra del núcleo del orbital.
- A mayor n el electrón tiene mayor energía y se encuentra menos "atado" al núcleo.

### 2. NÚMERO CUÁNTICO AZIMUTAL : "l"

- **Designa la forma del orbital (también llamado subnivel).**
- Depende de "n" y toma valores enteros desde 0 hasta (n -1).  
Por ejemplo, para n=1 sólo hay un valor posible, el l=0. Para n=2 hay dos valores posibles; l=0 y l=1. Para n=3 hay tres valores posibles: l=0, l=1 y l=2.
- Generalmente el valor de l se representa por una letra en vez de por su valor numérico:

L	0	1	2	3
Nombre del orbital o subnivel	s	p	d	f
Forma del orbital o subnivel				


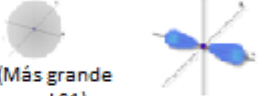
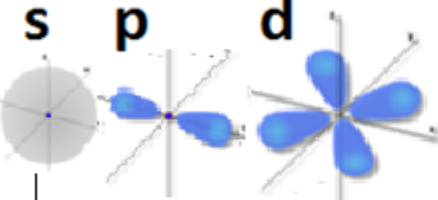

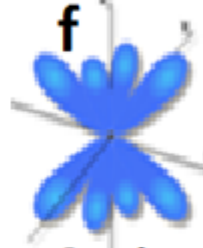
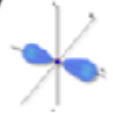



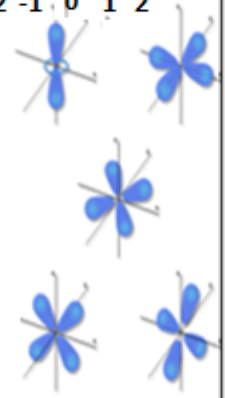


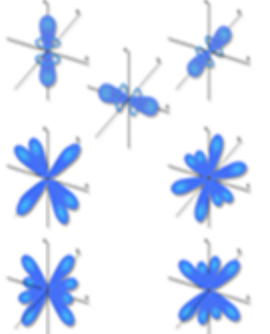
### 3. EL NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO "m"

- **Describe la orientación del orbital en el espacio.**
- El valor del número cuántico magnético depende de l. Toma valores enteros entre -l y l, incluyendo el 0.

### 4. NUMERO CUANTICO DE SPIN: "s"

En cada orbital es posible ubicar solo dos electrones que giran en sentidos opuestos (horario y antihorario). El sentido de giro de los electrones está caracterizado por el cuarto número cuántico: el número cuántico de spin, al que se le asigna la letra s y valores de  $\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

*La siguiente tabla debes usarla para facilitarte la forma de trabajar con los números cuánticos y los orbitales:*

<u>NÚMEROS CUANTICOS</u>									
<p><b>n</b></p> <p>NIVEL DE ENERGÍA</p> <p>Toma valores enteros positivos</p>	<p>1</p>	<p>2</p>	<p>3</p>	<p>3</p>	<p>4</p>				
<p><b>l</b></p> <p>FORMA DEL ORBITAL</p> <p>Toma valores desde 0 hasta n-1</p>	<p><b>s</b></p>  <p>Forma s (Esférica)</p>	<p><b>s</b> <b>p</b></p>  <p>(Más grande que el S1)</p> <p>Forma p</p>	<p><b>s</b> <b>p</b> <b>d</b></p>  <p>Forma d</p>	<p><b>s</b> <b>p</b> <b>d</b></p> 	<p><b>f</b></p>  <p>Forma f</p>				
<p><b>m</b></p> <p>Disposición en el espacio</p> <p>Toma valores desde -l hasta +l incluyendo el 0</p>	<p>0</p>	<p>-1</p>  <p>0</p>  <p>1</p> 	<p>0 -1 0 1</p>  <p>-2 -1 0 1 2</p> 	<p>0 -1 0 1</p>  <p>-2 -1 0 1 2</p> 	<p>-3 -2 -1 0 1 2 3</p> 				

Vamos a realizar una actividad de ejemplo, para entender mejor los 4 números cuánticos hasta ahora vistos:

### *¡Ejemplo para entender mejor!*

**ACTIVIDAD:** Indica la cantidad de orbitales que puede tener el nivel de energía 2.

**RESOLUCIÓN:**

*El nivel de energía es dos, por lo tanto el número cuántico principal (n) es igual a 2.*

*El número cuántico l puede ser s ó p.*

*Por lo tanto, también sabemos la forma del orbital (ver las formas que corresponden a los orbitales s y p en el texto)*

*Finalmente, podemos saber las disposiciones en el espacio de los orbitales con el número cuántico m.*

*M puede ser:*

*PARA l=0 → m=0*

*PARA l=1 → m= -1, m= 0 y m=1*

**ES DECIR QUE EN TOTAL, PARA EL NIVEL DE ENERGIA 2, PODEMOS TENER 4 ORBITALES.**

### *Actividades*

**16.** Esquematiza los orbitales donde se mueven los siguientes electrones que corresponden a un mismo átomo (es decir, dibuja todos los orbitales sobre el mismo núcleo):

ELECTRÓN 1	ELECTRÓN 2	ELECTRÓN 3	ELECTRÓN 4
n=1	n=2	n=2	n=2
l=s	l=s	l=p	l=p
m=0	m=0	m=0	m=1

**17.** A partir de la resolución de la ecuación de Schrödinger, podemos determinar 4 números cuánticos. Indica cuáles son esos números y qué determina cada uno de ellos.

**18.** Teniendo en cuenta el nivel de energía n=1:

- a. ¿Cuántas formas de orbitales puedo tener en el nivel de energía n=1? ¿Cómo se llaman dichos orbitales?
- b. ¿Cuántos orbitales en total puedo tener?

**19.** Teniendo en cuenta el nivel de energía n=3:

- a. ¿Cuántas formas de orbitales puedo tener en el nivel de energía n=3? ¿Cómo se llaman dichos orbitales?
- b. ¿Cuántos orbitales en total puedo tener?

**20.** Teniendo en cuenta el número cuántico de Spin, ¿cuántos electrones podemos ubicar por cada orbital? De acuerdo a tu respuesta, indica cuantos electrones puedo ubicar en el nivel de energía 1 y en el nivel de energía 3.

**21** Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsa, reescríbela para que sea verdadera.

- a. Un electrón que tiene  $n=2$  tiene mayor energía que un electrón que tiene  $n=4$
- b. Un electrón que tiene  $n=1$  está más cerca al núcleo que uno que posee  $n=2$ .
- c. Un electrón que tiene  $n=2$ , puede poseer solo un número  $l$  que es igual a  $s$ .
- d. Un electrón que tiene  $n=2$ , puede estar en dos subniveles, el  $s$  ó el  $p$ .
- e. El nivel 3 de energía, tiene dos números cuánticos  $l$ ; el  $s$  y el  $p$ .
- f. En un átomo pueden existir hasta 18 electrones con  $n=3$
- g. En un orbital solo puede haber un electrón.

**22. I.** Elijan la opción correcta para el número cuántico  $m$  de un electrón en el orbital  $4p$ :

- a. puede ser  $+1/2$  ó  $-1/2$
- b. toma cualquier valor entre  $+2$  y  $-2$
- c. puede ser 4
- d. puede ser 3
- e. todas las opciones anteriores son incorrectas

**II.** Para un electrón que tiene números cuánticos  $n=3$  y  $m= 2$  ¿Cuál de las siguientes opciones es correcta?

- a. debe tener  $l=p$
- b. debe tener  $l=d$
- c. puede tener  $l=s$ ,  $l=p$  ó  $l=d$
- d. Puede tener  $l=p$  ó  $l=f$

**23.** Teniendo en cuenta solo el número cuántico  $l$ , cuantos electrones puede haber en total, en cada orbital  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$ ?

## Configuración electrónica y propiedades periódicas

Luego de aprender la teoría atómica actual y la utilización de los números cuánticos, es tiempo de realizar las configuraciones electrónicas de los átomos y relacionarlas con los números cuánticos. Para ello, lee la siguiente guía y realiza las actividades correspondientes.

### La configuración electrónica

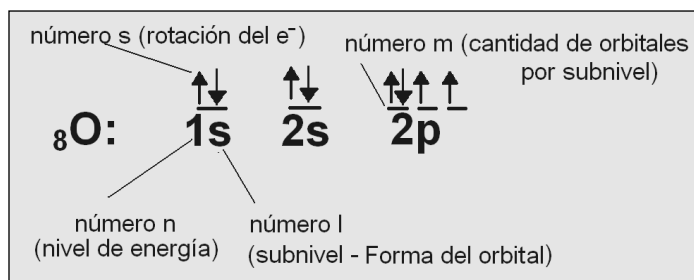
Al referirnos a la configuración electrónica, estamos hablando de la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles, subniveles y orbitales de un determinado átomo.

La configuración electrónica es la representación del modelo atómico de Schrödinger o modelo de la mecánica cuántica de manera más simplificada y “automatizada” donde se encuentran los números cuánticos pero de una manera más simplificada.

En el siguiente caso, observaremos como ejemplo, la configuración electrónica del átomo de oxígeno que tal vez conozcan de años anteriores:



Dicha configuración, lleva de manera “escondida”, los números cuánticos que hemos aprendido. Para observar donde están los números cuánticos escondidos, observen la siguiente figura:

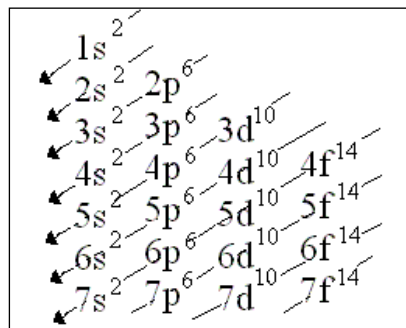


**¿Qué debo tener en cuenta para escribir la configuración electrónica de los átomos?**

- Cada número representa el nivel de energía en que se encuentra el electrón.
- Cada línea por encima del subnivel indica un orbital. Por eso, la cantidad de orbitales está dada por el número m.
- Cada flecha representa un electrón. Una flecha va hacia arriba y la otra hacia abajo debido a que para estar en un mismo orbital deben tener distintos números s.
- Al escribir las configuraciones debo llenar los orbitales siguiendo 2 regla; **La regla de Hund y la Regla de las diagonales**

**La regla de las diagonales**

Para llenar los niveles de energía debo utilizar el siguiente orden de llenado debido a que en niveles más altos de energía, algunos orbitales poseen menor energía que otros y se superponen. La regla está dada por el siguiente grafico donde el llenado se realiza en forma de diagonales:



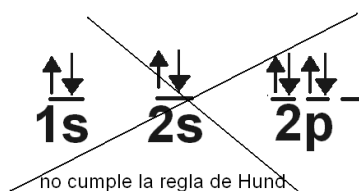
**La regla de Hund**

La regla de Hund dice que *“la configuración electrónica más estable en los subniveles es la que tiene mayor número de espines paralelos”*. Por lo tanto, al llenar los subniveles con los electrones, primero debo colocarlos en los orbitales en forma paralela y luego volver a completar los orbitales que hagan falta.

Para poder entenderlo mejor, volvamos a la configuración del oxígeno:



Observemos que en el caso anterior, hay dos electrones en el subnivel 2p, que se encuentran solos y paralelos uno con otro (“mirando hacia arriba los dos”) en lugar de estar unidos en un mismo orbital como en el caso siguiente donde hay un error por no cumplir la regla de Hund:

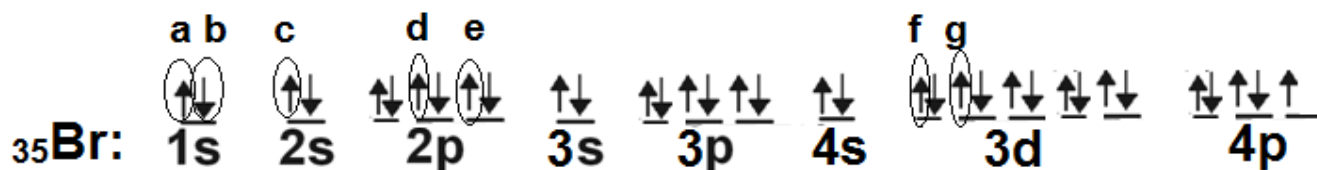


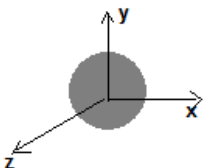


Actividades en PC: Observación de orbitales atómicos

Realiza las siguientes actividades con la ayuda del profesor:

28. Observa la siguiente configuración electrónica. Teniendo en cuenta los electrones marcados en la configuración electrónica completa la tabla:



Electrón	n=	l=	m=	s=	Forma del orbital
a	1	s	0	+1/2	
b					
c					
d					
e					
f					
g					

**29.** Observa los orbitales de cada electrón marcado en la simulación de PC:

- a. Compara los orbitales en los que se encuentran los electrones a y b, ¿Cuál es la característica distintiva que tienen dichos electrones para que puedan encontrarse en el mismo orbital? ¿Podría agregar un tercer electrón a dicho orbital?
- b. ¿Qué diferencia estructural hay en los orbitales en los que se encuentran los electrones a y c? ¿A qué se debe esto?
- c. ¿Qué diferencia estructural hay en el orbital en el que se encuentran los electrones c y d? ¿A qué se debe esto?
- d. ¿Cambia la forma entre los orbitales de los electrones d y e? ¿A qué se debe esto? ¿Qué es lo que cambia en dichos orbitales? ¿A qué se debe esto?
- e. ¿Cambia la forma entre los orbitales de los electrones f y g? ¿A qué se debe esto? ¿Qué es lo que cambia en dichos orbitales? ¿A qué se debe esto?

### **Conclusiones**

**30.** Responde verdadero y falso. En caso de ser falsa, reescribe la oración para que sea verdadera:

- I. Si dos electrones se encuentran en un mismo orbital, deben tener el mismo número de spin.*
- II. El subnivel de energía S tiene la misma forma tanto para el nivel de energía 1 como para el 2; la única diferencia es el tamaño.*
- III. Los orbitales del subnivel S pueden tener la misma forma que los del subnivel P.*
- IV. La forma de los orbitales que se encuentran dentro del subnivel P es distinta.*
- V. La disposición en el espacio de los orbitales que se encuentran dentro del subnivel P es distinta.*

## Propiedades periódicas

Las propiedades periódicas son las propiedades que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica.

Entre ellas vamos a ver la energía de ionización, la electronegatividad y el radio atómico.

### 1. Electronegatividad

Capacidad que presenta un átomo de una molécula para atraer los electrones hacia sí mismo. Si un átomo atrae fuertemente electrones cuando está unido a otro, se dice que es altamente electronegativo, por el contrario, si no atrae fuertemente electrones el átomo es poco electronegativo.

En la tabla periódica **la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo.**

Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el francio, tiene una electronegatividad de 0,7.



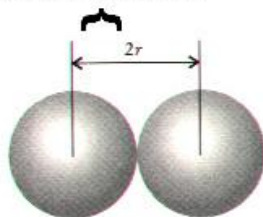
Figura: Aumento de la electronegatividad según periodo y grupo

### 2. Radio atómico

El tamaño de un átomo no es invariable sino que depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos. Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales.

Se puede definir al radio atómico como la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes.

#### Radio atómico



**Aumentan hacia abajo en un grupo** (ya que en cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo), y los orbitales son cada vez más grandes.

**Dentro de un periodo, el radio atómico disminuye mientras que en el grupo aumenta.** Esto se debe a que los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto.

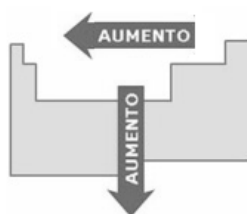
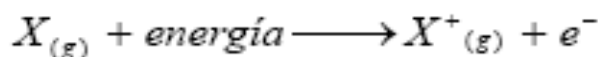


Figura: Aumento del radio atómico según periodo y grupo

### 3. Potencial de ionización

Es la energía mínima necesaria para quitar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental:



Dentro de un grupo, la energía o potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir que el potencial de ionización disminuye hacia abajo. En los periodos, aumenta de izquierda a derecha. Esto se debe a que el potencial de ionización aumenta a medida que los átomos tienen menor radio atómico ya que en elementos con menor radio, la energía que hay que aplicar para quitar un electrón es mayor.

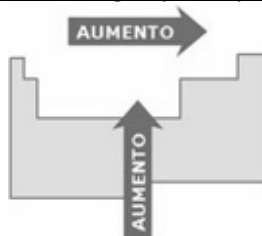


Figura: Aumento de potencial ionización según periodo y grupo

Cabe destacar que las energías de ionización de los gases nobles (grupo 8A) son mayores que todas las demás, debido a que la mayoría de los gases nobles son químicamente inertes en virtud de sus elevadas energías de ionización.

#### Actividades

31. Define:

a. Electronegatividad

b. Potencial de ionización

c. Radio atómico.

32. a. Completa los siguientes esquemas con flechas que indiquen en qué sentido aumentan dichas propiedades.

Electronegatividad

Radio atómico

Potencial de ionización



b. ¿Qué explicación hay en que el radio atómico y el potencial de ionización aumenten de dicha manera? Explica cómo afecta la electronegatividad en ambos conceptos.

33. a. Indica entre los siguientes pares de átomos cuál tiene mayor radio atómico, electronegatividad y potencial de ionización:

**Radio atómico**

Cl..... Br

Ca..... S

Li..... Be

**Electronegatividad**

Cl..... Br

Ca..... S

Li..... Be

**Potencial de ionización**

Cl..... Br

Ca..... S

Li..... Be

b. La serie de elementos que no está en orden creciente de sus radios atómicos es:

- I. Na, K y Rb
- II. Be, Mg y Na
- III. C, N y O
- IV. Br, Se y As

**c.** Los átomos que participan en un enlace covalente presentan valores para la electronegatividad. Elige la respuesta correcta y explica:

- I. Similares y elevados
- II. Similares y bajos
- III. Muy diferentes
- IV. La formación de un enlace covalente no depende de la electronegatividad de los átomos que participan

**d.** ¿Qué tipo de enlace tiene lugar entre átomos que tienen mucha diferencia de electronegatividad? Elige la respuesta correcta y explica:

- I. No se puede predecir.
- II. Covalente.
- III. Metálico.
- IV. Iónico.

**e.** ¿Cuál es la tendencia general de la electronegatividad a lo largo de un período?

- I. Aumentar.
- II. Disminuir.
- III. No existe una tendencia general.
- IV. Permanece constante.

**f.** ¿Por qué el primer potencial de ionización para el oxígeno es superior que para el berilio?

- I. El oxígeno tiene menos electrones que el berilio.
- II. El oxígeno presenta una tendencia a ganar electrones, menor a la del berilio.
- III. El electrón que se arranca está más lejos del núcleo en el caso del oxígeno.
- IV. El oxígeno presenta un radio atómico menor.

## Anécdotas y curiosidades sobre los científicos creadores de los modelos atómicos

**Aristóteles.** Aunque no lo creamos Aristóteles era un hombre muy sexista y podría llegar a decir que incluso machista (aunque no era nada raro para la época en la que vivía), éste sostenía que la mujer era un "defecto de la naturaleza" ya que cuando eran concebidas el feto no recibía suficiente calor durante el embarazo y esto provocaba el nacimiento de una mujer en lugar de un varón.



**Dalton.** Desde muy joven, al empezar a trabajar en su laboratorio doméstico, Dalton descubrió que padecía una disfunción en sus ojos porque confundía los frascos de reactivos en los experimentos. Otra muestra del problema de visión que le acompañó toda su vida ocurrió en 1832, cuando fue a conocer al Rey Guillermo IV y lució una vestimenta académica escarlata (rojo), un color nada habitual para un hombre de su discreción. La razón: él la veía de color gris oscuro. La sorpresa que ese día causó entre sus conocidos lo llevó a indagar a fondo en su propio problema.

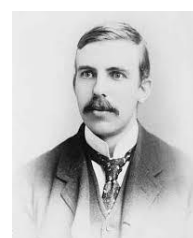


Dalton investigó su propia visión de los colores y la de su hermano, que también los confundía.

Estudió de manera metódica su propia enfermedad e hizo la primera descripción detallada de lo que hoy llamamos, en su honor, daltonismo. Dalton creía que sus ojos estaban bañados por un líquido azul que absorbía el rojo, pero como no pudo comprobarlo, dispuso en su testamento que sus ojos fueran disecados para confirmar su teoría.

Más de un siglo después de su muerte, un equipo de científicos británicos, John Hunt y John Molton, analizaron sus ojos y su ADN. Descubrieron que Dalton padecía un daltonismo de tipo deuteranopo, incapaz de ver el verde.

**Ernest Rutherford.** Cuando los nazis llegaron al poder y se empezó a ver que los científicos no arios iban a tener problemas, los británicos fundaron la *Sociedad para la Protección de la Ciencia y el Conocimiento*. Rutherford fue el primer presidente de esa Sociedad. Su misión principal era aceptar desde Gran Bretaña a todos los científicos que Alemania iba a expulsar. Fue la actitud de Rutherford, más que ninguna otra cosa, lo que hizo posible constituir el Consejo con la esperanza de lograr un apoyo general entre los científicos.



Fue nombrado Lord y las dos únicas veces que cumplió funciones como tal fue hablando en la cámara de sus homólogos para apoyar la investigación científica e industrial y hacer campaña a favor de que se garantizara la igualdad de derechos de las mujeres en la universidad. Clamó en público por eliminar la censura gubernamental en la BBC, solicitó que se concedieran más becas de investigación para los jóvenes de las colonias. Como antifascista convencido apoyó a la República Española y a todos los científicos que quisieron huir de Hitler, salvo a Fritz Haber, que había sintetizado los gases letales utilizados durante la Primera Guerra Mundial. Trató de organizar una campaña mundial para prohibir el uso de los aviones en las guerras futuras.

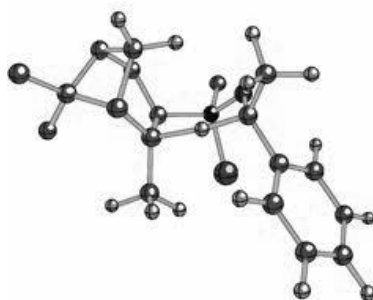
**Bohr.** El físico danés Niels Bohr recibió el premio Nobel de física en 1922 por sus trabajos sobre la estructura atómica y la mecánica cuántica. Muy admirado por sus paisanos daneses, recibió un buen regalo de parte de la cervecera Carlsberg: una casa en Copenhague, conectada directamente por una tubería a la fábrica de cerveza, por lo que Bohr pudo disfrutar de cerveza de barril gratis cuando quisiera. No solo era por orgullo patrio. Carlsberg ya tenía una pasión por la ciencia como parte de su empresa. A finales del siglo XIX disponían de un importante laboratorio para desarrollar mejores cervezas. En 1875 fueron los primeros en aislar la *Saccharomyces pastorianus*, levadura usada en la elaboración de cervezas rubias como la Carlsberg. Este laboratorio hizo también importantes descubrimientos en química proteica que tuvieron aplicaciones más allá de la cerveza.



### El fundidor de medallas

Perseguido por los nazis, el físico danés Niels Bohr, antes de abandonar su país natal, disolvió en agua regia (una mezcla de ácido nítrico y clorhídrico) las medallas de oro concedidas con el Premio Nobel que le habían confiado sus colegas Max von Laue y James Franck. Escondió la botella con el metal fundido en un anaquel de su laboratorio de Copenhague y, al acabar la guerra, Bohr mandó el oro a la Academia Sueca y allí volvieron a refundir las medallas de los físicos.

# Capítulo 2



## Compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados

*-nomenclatura y propiedades físicas-*

## Química del carbono 6º año (naturales)

### Capítulo 2: Compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados

#### Las Moléculas orgánicas

Se denomina compuesto orgánico o molécula orgánica a las sustancias químicas que componen las estructuras principales de los seres vivos caracterizadas por contener átomos de carbono, formando enlaces carbono-carbono y carbono-hidrógeno. En muchos casos estas sustancias también contienen oxígeno, nitrógeno, azufre, fósforo, halógenos y otros elementos menos frecuentes en su estado natural. En esta guía nos centraremos principalmente en el estudio de **moléculas orgánicas oxigenadas y nitrogenadas**.

#### ¿Qué formas existen para representar a las moléculas orgánicas?

Forma desarrollada	Forma semidesarrollada	Formula molecular
<p>Consiste en desarrollar TODOS los enlaces que hay en la molécula:</p> <p>Ejemplo del butano:</p> $  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \\  &   & &   & &   & &   \\  \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{H} \\  &   & &   & &   & &   \\  & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H}  \end{array}  $	<p>Consiste en solo indicar los enlaces carbono-carbono.</p> <p>Ejemplo del butano:</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	<p>Consiste en indicar solo las cantidades de los átomos presentes en la molécula.</p> <p>Ejemplo del butano:</p> $\text{C}_4\text{H}_{10}$

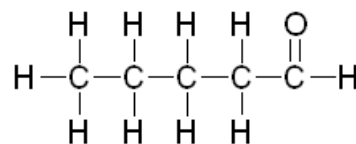
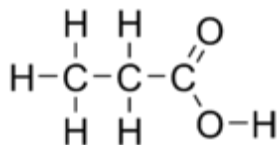
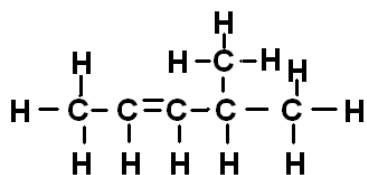
#### Actividades

- Las moléculas orgánicas están compuestas principalmente por átomos de carbono, hidrogeno, oxígeno y nitrógeno. ¿Qué tipo de uniones químicas tienen los compuestos orgánicos? ¿Covalentes, iónicas o metálicas? ¿Cómo te diste cuenta? ¿Cuál es la característica fundamental de esta unión con respecto a los electrones?
- ¿Qué cantidad de electrones tienen el hidrógeno, el carbono, el nitrógeno y el oxígeno en su último nivel de energía? ¿Cuántos electrones le faltan a cada uno para completar la regla del octeto? ¿Cuántas uniones pueden tener cada uno de dichos elementos?
- En las moléculas orgánicas, ¿Cuál es el átomo que forma la cadena principal de las moléculas?

4. Indica la formula desarrollada de los siguientes compuestos orgánicos:

- $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$
- $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{NH}_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHO}$
- $\text{CH}_3\text{NH}_2$

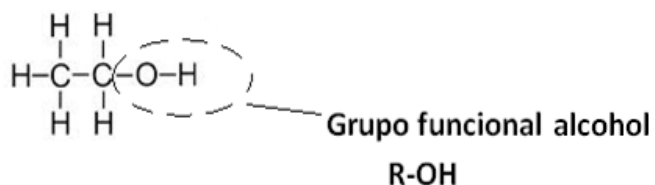
5. Indica la formula semidesarrollada de los siguientes compuestos:



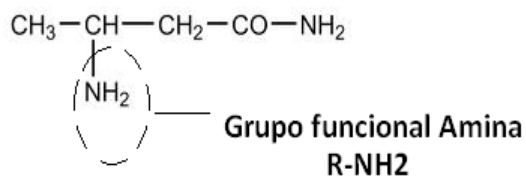
## Grupos funcionales

Se denomina grupo funcional a un conjunto de átomos, enlazados de una determinada forma, que le dan propiedades fisicoquímicas determinadas a los compuestos orgánicos que los contienen. **Es decir que dicha parte de la molécula es la que genera las propiedades del total de la molécula orgánica.**

Ejemplo: Grupo funcional alcohol: R-O-H



Ejemplo: Grupo funcional amina:  $-\text{NH}_2$



Un compuesto orgánico presenta cadenas de carbono e hidrógeno a las que se pueden unir o insertar uno o más grupos funcionales. **En un compuesto pueden existir varios grupos funcionales.** Sus propiedades físicas y químicas vendrán determinadas fundamentalmente por ellos.

## Tabla de grupos funcionales

En la siguiente tabla se observan los grupos funcionales orgánicos más importantes:

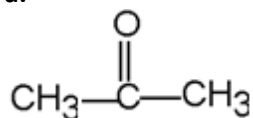
	<i>Nombre de la función</i>	<i>Grupo funcional</i>
<b>1. HIDROCARBUROS</b>	<b>1.1. Alcanos</b>	$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
	<b>1.2. Alquenos</b>	$-\text{CH}=\text{CH}-$
	<b>1.3. Alquinos</b>	$-\text{C}\equiv\text{C}-$
<b>2. COMPUESTOS OXIGENADOS</b>	<b>2.1. Alcoholes</b>	$\text{R}-\text{OH}$
	<b>2.3. Éteres</b>	$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$
	<b>2.4. Aldehídos</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$
	<b>2.5. Cetonas</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$
	<b>2.6. Ácidos</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$
	<b>2.7. Ésteres</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$
	<b>3. COMPUESTOS NITROGENADOS</b>	<b>3.1. Aminas</b>
<b>3.2. Amidas</b>		$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}-\text{R}' \end{array} \quad \text{ó} \quad \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$

## Actividades

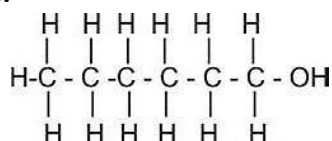
6. Define grupo funcional.

7. Encierra con un círculo los grupos funcionales de las siguientes moléculas e indica además, el tipo de compuesto orgánico al que corresponde cada una de las moléculas.

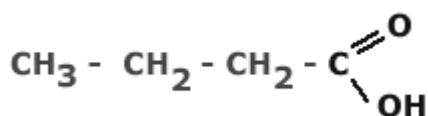
a.



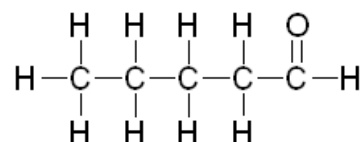
b.



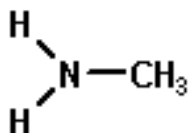
c.



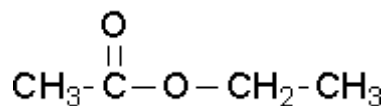
d.



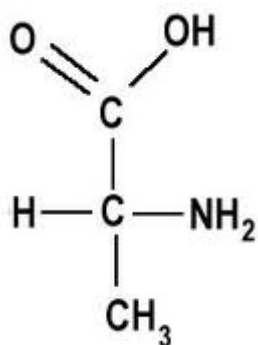
e.



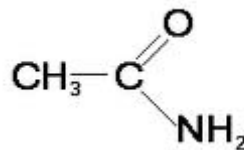
f.



g.



h.



8. a. Realiza la fórmula desarrollada de un alcohol con 4 carbonos y el grupo oxhidrilo en el 2do carbono.

b. Realiza la fórmula desarrollada de un ácido de un solo carbono.

c. ¿Es posible realizar un aldehído de tres carbonos que tenga el grupo funcional en el 2do carbono? Inténtalo y explica.

d. ¿Es posible realizar una cetona que tenga el grupo funcional en el primer carbono? Inténtalo y explica.

e. Realiza la fórmula semidesarrollada una amina de dos carbonos.

f. Esquematiza la fórmula semidesarrollada de un éster que en total tenga cinco carbonos.

g. Esquematiza la fórmula desarrollada de una amida que en total tenga cuatro carbonos.

Trabajo práctico de laboratorio  
Alcohol en gel

**Objetivo:** Elaborar alcohol en gel y analizar las estructuras moleculares (grupos funcionales) de las sustancias presentes.

**Materiales:**

MATERIAL DE LABORATORIO	REACTIVOS
<ul style="list-style-type: none"><li>- Vaso de precipitado de medio litro o 1 litro</li><li>- Matraz de 100 ml</li><li>- Probeta</li><li>- Colador</li><li>- Pipeta Pasteur</li><li>- Balanza</li><li>- Cuchara</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Alcohol etílico 96%vol.</li><li>- Carbopol</li><li>- Trietanolamina</li><li>- Glicerina</li><li>- Agua destilada</li><li>- Colorante</li></ul>

**Diseño experimental**

1. Agrega 70 ml de alcohol 96%vol a un matraz de 100 ml. Completa dicho volumen con agua. *La nueva concentración del alcohol será de 70%vol.*
2. Mide con una probeta 60 ml del alcohol en agua formado en el paso anterior y viértelo en un vaso de precipitado de medio litro.
3. Pesa 0,6 gramos de carbopol (media cucharada aproximadamente) y viértelo lentamente sobre el vaso de precipitado con el alcohol utilizando un colador para tamizarlo y así lograr que solo pasen partículas finas. Mientras ir revolviendo constantemente.
4. Agregar 10 gotas de cucharadita de trietanolamina con la pipeta Pasteur.
5. Agregar media cucharadita de glicerina con una pipeta.
6. Verter el alcohol formado en un recipiente con dispensador y dejar reposar el producto media hora.

**Actividades:**

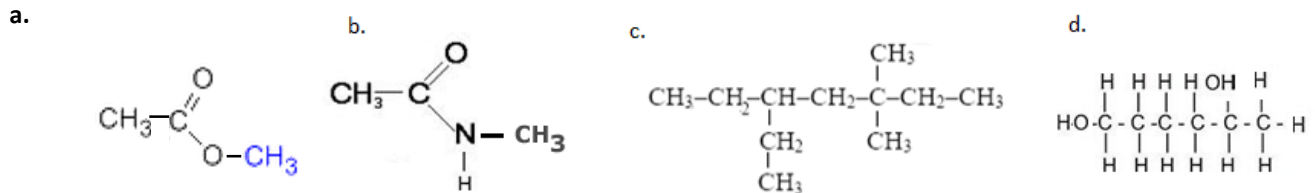
- a. ¿Qué significa que el alcohol inicial tenga una concentración de 96%vol? ¿Por qué se debe agregar agua en el primer paso?
- b. ¿Para qué se utiliza el carbopol, la trietanolamina y la glicerina?
- c. Esquematiza las moléculas de alcohol etílico, trietanol amina y glicerina identificando los grupos funcionales.
- d. Busca información y realiza un párrafo de no más de 10 renglones sobre la acción del alcohol etílico como desinfectante.

Actividad para los que no asisten al laboratorio

9. Realiza la fórmula semidesarrollada de un compuesto orgánico que sea:

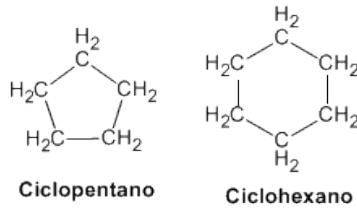
- a. Una cetona con 6 carbonos y una ramificación de 1 carbono.
- b. Un aldehído con 4 carbonos y un doble enlace.
- c. Una amina con 3 carbonos.
- d. Un éster que en total tenga 5 carbonos.
- e. Un alcohol de 7 carbonos con un doble enlace y una ramificación de dos carbonos.
- f. Una amida que en total tenga 7 carbonos.

10. Identifica el grupo funcional de las siguientes moléculas y nombra a qué grupo pertenece:

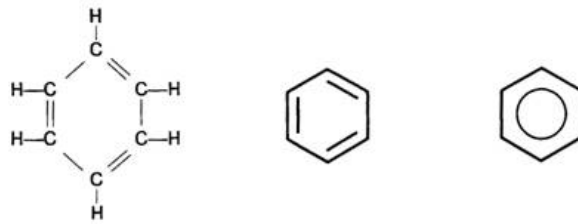


## Hidrocarburos cíclicos y aromáticos

En la Naturaleza hay gran número de hidrocarburos cuyas cadenas carbonadas están cerradas formando ciclos. Los más sencillos son los cicloalcanos, hidrocarburos formados por una cadena carbonada cerrada con todos los enlaces simples.



Estos hidrocarburos cíclicos también pueden contener átomos de carbono unidos entre sí mediante enlaces dobles. Un típico ejemplo es el ciclohexatrieno, más conocido como el **benceno**. El benceno está formado por seis átomos de carbono y otros seis de hidrógeno ( $C_6H_6$ ).



**Figura:** Formas de representar al benceno.

El benceno forma parte de un grupo muy especial de hidrocarburos cíclicos llamados **hidrocarburos aromáticos**. Los hidrocarburos aromáticos, son hidrocarburos cíclicos, llamados así debido al fuerte aroma que caracteriza a la mayoría de ellos, se consideran compuestos derivados del benceno, pues la estructura cíclica del benceno se encuentra presente en todos los compuestos aromáticos.

Los hidrocarburos aromáticos son de gran importancia, pues entre ellos se encuentran sustancias tan importantes para nosotros como lo son las hormonas y las vitaminas (todas menos la vitamina C), también dentro de este grupo se encuentran otras sustancias de gran uso en nuestra vida cotidiana como puede ser el caso de los condimentos, perfumes, medicamentos, etc.

Ejemplos:

<p><b>TOLUENO</b></p>	<p><b>VITAMINA B2</b></p>	<p><b>ASPIRINA</b></p>
<p><b>Figura:</b> Hidrocarburo líquido derivado del benceno que se utiliza en la fabricación de trinitrotolueno y en la preparación de colorantes y medicamentos.</p>	<p><b>Figura:</b> La vitamina B2 es necesaria para la integridad de la piel, las mucosas la córnea, por su actividad oxigenadora, siendo imprescindible para la buena visión. Sus fuentes naturales son las carnes y lácteos, cereales, levaduras y vegetales verdes.</p>	<p><b>Figura:</b> El ácido acetilsalicílico, conocido popularmente como aspirina, es un fármaco que se utiliza como medicamento para tratar el dolor (analgésico), la fiebre (antipirético) y la inflamación (antiinflamatorio).</p>

Por otra parte también existen hidrocarburos aromáticos que son bastante perjudiciales para la salud, famosos por ser cancerígenos. Son los denominados **hidrocarburos aromáticos policíclicos (HAPs)**. Entre ellos se encuentran el antraceno, el fluoreno, el fenantreno, el pireno, entre otros. Las fuentes de exposición son, entre

otras, el humo del cigarrillo, los gases de los tubos de escape de los vehículos, las carreteras de asfalto, el carbón, el alquitrán, los incendios forestales, los incendios agrícolas, la quema de madera en las casas, la incineración de desechos industriales y municipales y los sitios de desechos peligrosos.

### Actividades

**11.** Lee el texto de la página anterior y realiza el siguiente verdadero o falso. Justifica en caso de ser falsa:

- El benceno es un hidrocarburo aromático compuesto por 6 carbonos de enlaces simples y formando un anillo.
- Los hidrocarburos cíclicos son hidrocarburos aromáticos.
- Todos los hidrocarburos aromáticos son perjudiciales para la salud.
- Los hidrocarburos aromáticos derivan del benceno.

**12.** Esquematiza la molécula de benceno y su fórmula desarrollada, semidesarrollada y molecular.

**13. a.** ¿Cuáles de los siguientes esquemas son hidrocarburos cíclicos (no aromáticos), cuáles son aromáticos y cuáles son hidrocarburos simples?

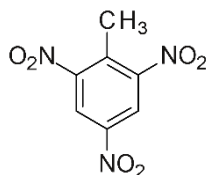


**b.** Indica cuál de los esquemas anteriores corresponde al:

- Benceno                      - Ciclopentano                      - Aspirina                      - 2,2,3 trimetil butano                      - Tolueno

**c.** Realiza la fórmula desarrollada del benceno y de la aspirina.

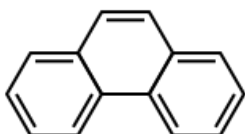
**14.** Observa la estructura del TNT (trinitrotolueno) y responde:



**a.** ¿Es un hidrocarburo aromático? ¿Cómo te diste cuenta?

**b.** ¿Qué usos tuvo el TNT en la historia? Busca en internet.

**15.** El fenantreno es una sustancia cancerígena que se encuentra en el humo de los cigarrillos y es un irritante de la piel. Tiene la siguiente fórmula estructural:



**a.** Realiza la fórmula desarrollada, semidesarrollada y molecular del fenantreno.

**b.** Busca en internet otros hidrocarburos aromáticos presentes en el cigarrillo.

# Moléculas que desatan el amor

*El flechazo ocurre en medio segundo, pero sus efectos pueden condicionar nuestra esperanza de vida.*

PILAR QUIJADA / MADRID

Día 14/02/2012



Los avances en neuroimagen han hecho posible obtener una **«radiografía del amor»** y determinar qué moléculas y zonas del cerebro están implicadas en esta experiencia placentera universal más relacionada con la motivación que con las emociones. Hasta **doce áreas cerebrales entran en juego en este sentimiento** complejo que en especial en días como el de San Valentín, no pierde su romanticismo ni su intriga. Y es que sigue siendo un misterio por qué nos enamoramos de unas personas y no de otras, por lo que de momento, Cupido se libra del despido. Eso sí, tendrá que sufrir un proceso de adaptación laboral y cambiar sus tradicionales flechas por las más efectivas técnicas de biología molecular, al estilo de la policía científica de CSI.

En tan solo medio segundo nuestro cerebro puede vincularnos a otra persona, es el conocido flechazo, y liberar al torrente sanguíneo sustancias que afectan a todo el organismo, como **adrenalina, dopamina, serotonina, oxitocina y vasopresina**. Un cóctel químico que hará que nuestro corazón vaya más rápido (adrenalina) al pensar en la persona amada, nos centremos en ella (dopamina) y ocupe nuestros pensamientos (serotonina) en la tormenta emocional que llamamos enamoramiento. Posteriormente podremos crear lazos duraderos gracias a la oxitocina y la vasopresina, que ponen en marcha el apego.

Estas moléculas están pluriempleadas y muchas actúan también como **hormonas**, de ahí que una de las áreas del cerebro que se encienden cuando nos enamoramos sea el hipotálamo, el regulador hormonal. Las hormonas son sustancias químicas producida por un órgano, o por parte de él, cuya función es la de regular la actividad de un tejido determinado. La adrenalina incrementa la frecuencia cardíaca, contrae los vasos sanguíneos, dilata los conductos de aire, y participa en la respuesta de lucha o huida. La dopamina es clave en el mantenimiento de la atención y en la regulación del dolor. La oxitocina se libera durante el parto y la lactancia. Y la vasopresina se ocupa de regular los fluidos en sangre. Sin embargo, son las implicadas en la fase de enamoramiento las que tienen mayores repercusiones sobre el cuerpo, explica el doctor Carlos Tejero, de la Sociedad Española de Neurología.

Estas moléculas están pluriempleadas y muchas actúan también como **hormonas**, de ahí que una de las áreas del cerebro que se encienden cuando nos enamoramos sea el hipotálamo, el regulador hormonal.

Las hormonas son sustancias químicas producida por un órgano, o por parte de él, cuya función es la de regular la actividad de un tejido determinado. La adrenalina incrementa la frecuencia cardíaca, contrae los vasos sanguíneos, dilata los conductos de aire, y participa en la respuesta de lucha o huida. La dopamina es clave en el mantenimiento de la atención y en la regulación del dolor. La oxitocina se libera durante el parto y la lactancia. Y la vasopresina se ocupa de regular los fluidos en sangre. Sin embargo, son las implicadas en la fase de enamoramiento las que tienen mayores repercusiones sobre el cuerpo, explica el doctor Carlos Tejero, de la Sociedad Española de Neurología.

## Efectos en la salud

No es de extrañar que el amor y el desamor influyan en nuestra salud física, como explica Miguel Ángel García Fernández, vicesecretario de la Sociedad Española de Cardiología: «Existe una **clara relación entre nuestro estado de ánimo y la salud** de nuestro corazón. Así, para prevenir enfermedades cardiovasculares, además de controlar la tensión, los niveles de colesterol, realizar ejercicio y seguir una dieta saludable, hemos de favorecer la presencia de sentimientos positivos reforzando nuestros lazos afectivos con nuestro entorno».

Pero cuando se dejan de producir estas sustancias nuestro cerebro las reclama. Hay quien sostiene que el amor crea adicción. No en vano se procesa también en los circuitos de recompensa cerebral, igual que las drogas. «La pérdida de la persona querida, por ruptura o por muerte, nos produce un **sensación de síndrome de abstinencia**, señala Tejero.

## El refranero tiene razón

<p><b>«El amor es ciego»</b>La dopamina dirige la atención a determinados aspectos. No estamos evaluando todos los estímulos que recibimos, algunos los pasamos por alto. Además las áreas que tienen que ver con el juicio crítico se desactivan.</p>	<p><b>«El roce hace el cariño»</b>La oxitocina se ha denominado hormona del apego, del cariño. Y su producción responde a los cuidados y caricias. Se libera durante el parto y también en el orgasmo. El cerebro de los varones utiliza la vasopresina para buscar vínculos sociales, mientras el femenino recurre a la oxitocina y los estrógenos.</p>	<p><b>«Del amor al odio solo hay un paso»</b>Cuando una persona experimenta sentimiento de amor romántico o de odio, las zonas del cerebro que se activan son prácticamente las mismas, como demostró el neurobiólogo británico Semir Zeki. La oxitocina puede hacer crecer el amor, pero también los celos.</p>
--	--	--

16. Realiza una lectura del artículo periodístico "Moléculas que desatan el amor" y realiza el siguiente cuestionario.

- ¿A qué se denomina Hormona?
- Realiza una lista con las hormonas que influyen en el estado de enamoramiento e indica sus funciones.
- Explica la siguiente frase extraída del texto: "El amor crea adicción".
- Los siguientes esquemas representan las moléculas Adrenalina y Dopamina. Realiza la fórmula desarrollada de las mismas.

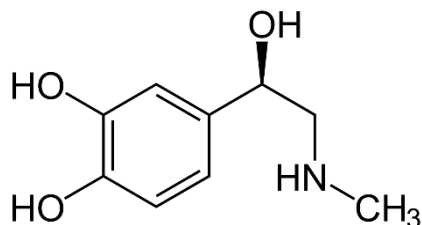


Figura: Adrenalina

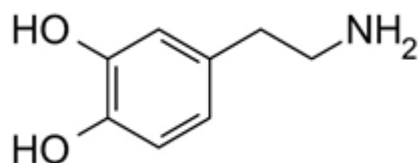
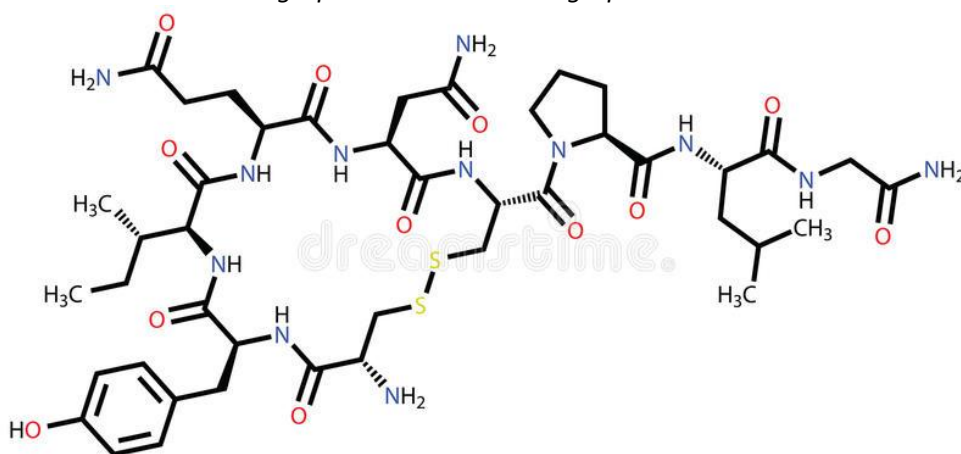


Figura: Dopamina

- Marca en los esquemas anteriores los grupos funcionales que aparecen.
- ¿Consideras a dichas hormonas como compuestos aromáticos? Justifica.
- El siguiente esquema representa la oxitocina. Encierra con un círculo los siguientes grupos:
  - Un oxhidrilo
  - Un grupo amina
  - Un grupo amida
  - Un anillo bencénico



## ANEXO: Nomenclatura de compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados

Introducción: La nomenclatura de las cadenas de hidrocarburos  
(Alcanos-Alquenos-Alquinos)

Los hidrocarburos más sencillos que han visto en 4º año, son los denominados hidrocarburos alifáticos donde se encuentran los alcanos, alquenos y alquinos. Estos compuestos están formados por cadena de carbonos unidos a hidrógenos. Los enlaces entre carbonos pueden ser simples, dobles o triples. Nos centraremos solo en los **alcanos** para recordar cómo se nombra la cadena principal de carbonos en una molécula orgánica.

*“Los alcanos son hidrocarburos formados por carbono e hidrogeno donde los enlaces que unen a los carbonos solo presentan uniones covalentes simples.”*

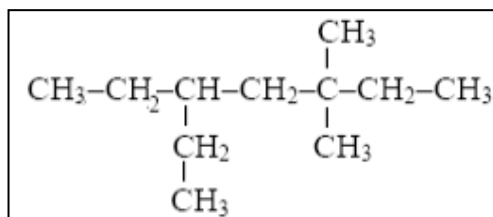
Ejemplo:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  Propano

Para nombrar a los alcanos utilizamos los prefijos correspondientes al número de carbonos y el sufijo -ano.

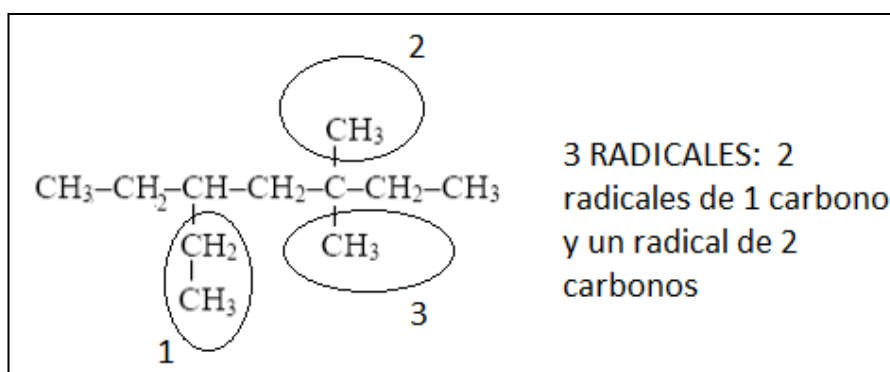
Nº DE CARBONOS	PREFIJO	SUFIJO PARA ALCANOS
1	Met-	-ano
2	Et-	
3	Prop-	
4	But-	
5	Pent-	
6	Hex-	
7	Hept-	
8	Oct-	
9	Non-	
10	Dec-	

¿Cómo se nombra a los alcanos ramificados?

Cuando nos encontramos ante un hidrocarburo ramificado, debemos seguir varios pasos. Ejemplifiquemos a partir del siguiente hidrocarburo:



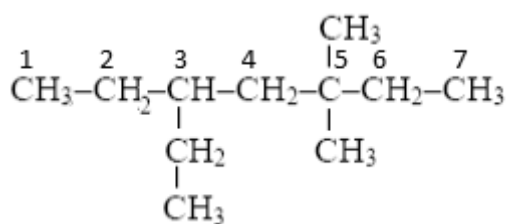
**PASO 1:** Encontrar los radicales (los carbonos unidos que no pertenecen a la cadena principal)



**PASO 2:** Nombrar a los radicales de la siguiente manera:

SUFIJO: El mismo que en los hidrocarburos dependiendo del nº de carbonos (met-, et-, . prop, etc) pero con la terminación **-IL**. En el ejemplo, el radical 1 sería un **ETIL**, y los radicales 2 y 3 serían **METIL**.

**PASO 3:** Debo indicar el lugar donde se encuentran dichos radicales y agregar di, tri, etc de acuerdo a la cantidad que haya. Para eso necesito **NUMERAR A LOS CARBONOS DE LA CADENA PRINCIPAL**.



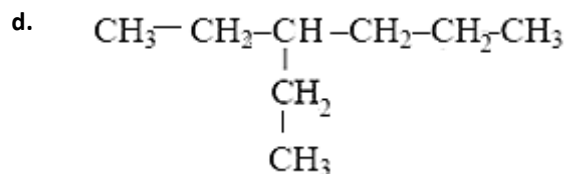
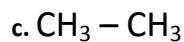
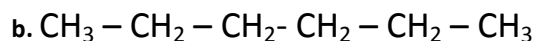
POR LO TANTO, TENIENDO EN CUENTA LA NUMERACION, DEBO INDICAR LA POSICION DE LOS RADICALES DE LA SIGUIENTE MANERA:

**3 ETIL – 5,5 DIMETIL – HEPTANO**

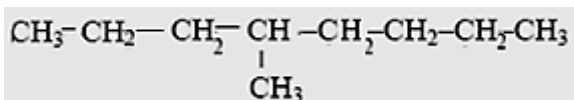
Observen que subrayamos el di, para recordar que deben indicarlo al nombrar los radicales en caso de ser 2 en un mismo carbono.

## Actividades

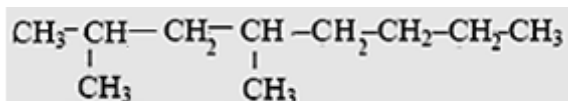
17. Nombra a los siguientes compuestos:



e.



f.



18. Realiza la fórmula semidesarrollada y desarrollada y de los siguientes hidrocarburos:

a. Pentano

b. Propano

c. 2 - metil - heptano

d. 2 metil - 3 - etil - octano

e. 2,3 dimetil butano

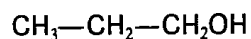
f. 4- etil-heptano

g. 2,3-dimetil-pentano

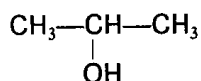
## 2. Alcoholes:

La cadena principal del compuesto debe contener al carbono enlazado al grupo funcional  $-\text{OH}$ . La terminación del nombre de la cadena principal (ya sea alcano, alqueno o alquino) se sustituye por el sufijo  $-\text{OL}$  para indicar que se trata de un alcohol. El lugar del grupo funcional  $-\text{OH}$  se debe indicar a partir de la numeración del carbono en el que se encuentra.

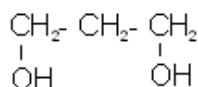
Ejemplos:



1-propanol



2-propanol



1,3 - Propanodiol

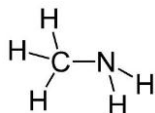


## 6. Aminas

Las aminas se dividen en primarias, secundarias y terciarias. Se nombran agregando el sufijo –AMINA al nombre del radical al que se encuentra unido el grupo funcional (metil, etil, etc.). En especial, observaremos solo el caso de las aminas primarias.

AMINAS PRIMARIAS: En la cadena principal del carbono se encuentra unido un grupo funcional  $\text{–NH}_2$ . La amina es primaria ya que el nitrógeno posee solo una unión con carbonos.

Ejemplo:



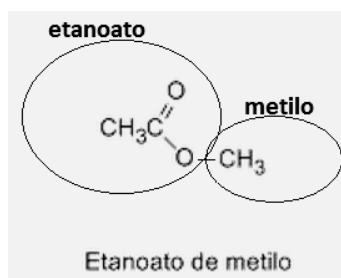
Metil amina

## 7. Esteres

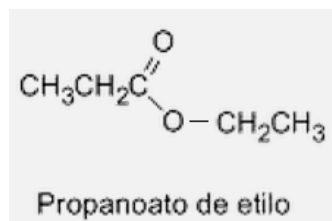
Los esterres poseen una estructura en la que se identifican dos partes; la primera corresponde a la cadena de carbonos que finaliza al unirse con los dos oxígenos. La segunda parte corresponde a la cadena de carbonos que se encuentra unido solo al oxígeno del medio de la molécula (Ambas partes se observan en la siguiente figura): Al nombrar dichas moléculas, se nombra la primera parte con el nombre que deriva del alcano de la misma cantidad de carbonos y la segunda parte con el prefijo del alcano con la misma cantidad de carbonos pero con la terminación

-ILO.

En el siguiente ejemplo se observa la primera parte con dos carbonos (ETANOATO) y la segunda parte con un solo carbono (METILO)



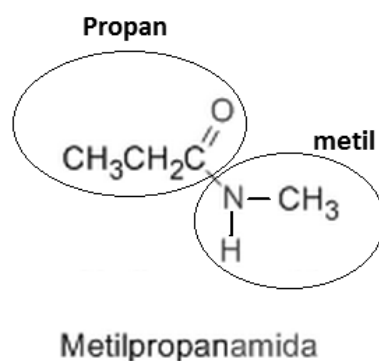
Otro ejemplo:



## 8. Amidas

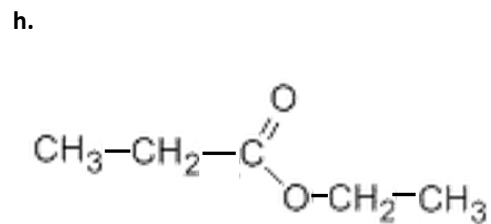
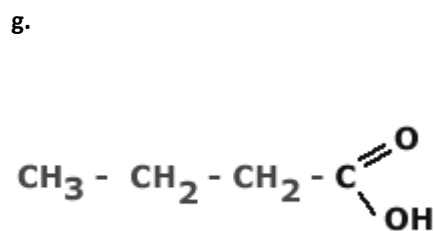
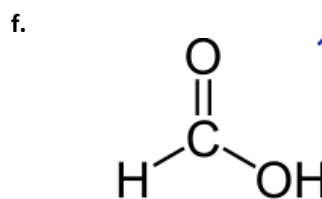
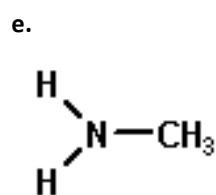
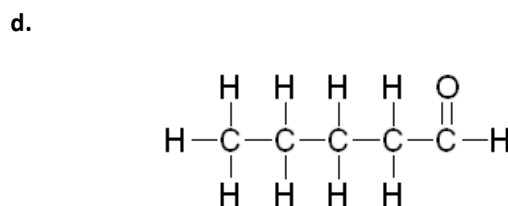
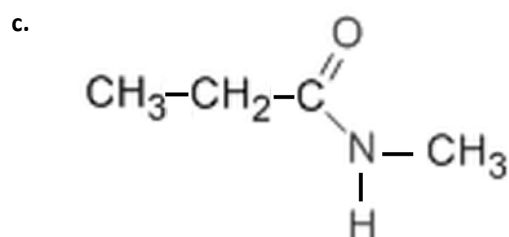
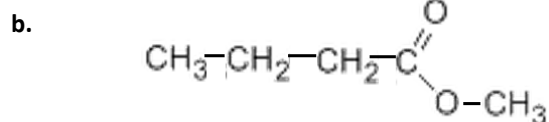
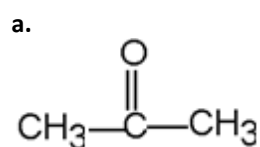
Al igual que los ésteres, las amidas se pueden dividir estructuralmente en dos partes; la primera corresponde a la cadena de carbonos que finaliza al unirse con el oxígeno y el nitrógeno mientras que la segunda parte corresponde a la cadena que se une solo al nitrógeno. La primera parte se nombra con el prefijo del alcano que posee la misma cantidad de carbonos pero con la terminación –AN mientras que la segunda parte se nombra con el prefijo del alcano que posee la misma cantidad de carbonos pero con la terminación –IL.

En la siguiente figura se observa la primera parte de la estructura con 3 carbonos (PROPAN) y la segunda parte con un solo carbono (METIL):

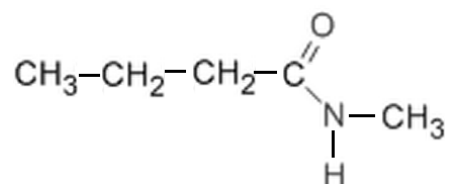


### Actividades

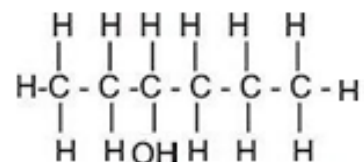
19. Nombra los siguientes compuestos, e indica el tipo de molécula orgánica.



i.



j.



k.



20. Escribe la fórmula semidesarrollada de las siguientes moléculas. Indica además, el tipo de molécula orgánica.

- a. Acido etanoico
- b. 3-pentanol
- c. 2 butanona
- d. Propanal
- e. Butil metanamida
- f. Acido butanoico
- g. 2,3-pentanodiol
- h. Etanoato de propilo
- i. Ácido pentanoico.
- j. Metanal
- k. Etil butanamida
- l. Metanoato de etilo
- m. 2-hexanona
- n. Etil-amina

## Polaridad en moléculas orgánicas

### La electronegatividad

Como ya vimos en la unidad 1, la electronegatividad de un átomo es la capacidad que tiene dicho átomo para atraer hacia sí mismo los electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea su electronegatividad, mayor será su capacidad para atraerlos.

Los átomos más electronegativos son el Flúor, el oxígeno y el nitrógeno. Dichos elementos por lo tanto, atraerán los electrones de la molécula de la que forman parte hacia su región.



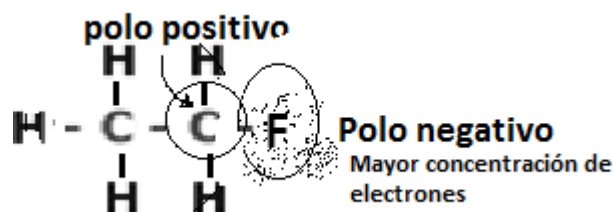
### Moléculas polares y no polares

Para saber si una molécula es polar o no polar debemos tener en cuenta dos factores:

1. La geometría molecular
2. La presencia de un átomo muy electronegativo (como el oxígeno, el nitrógeno o el fósforo)

Durante esta materia solo nos centraremos en la electronegatividad aunque debemos dejar en claro que en realidad siempre hay que tener en cuenta los dos factores.

En el ejemplo anterior, como el flúor es el átomo más electronegativo, atrae los electrones hacia su zona generando un polo negativo.



Por lo tanto, este tipo de moléculas que presentan átomos muy electronegativos se dice que son moléculas polares por formar polos positivos y negativos.

## Actividades

**21. a.** ¿Qué es la electronegatividad?

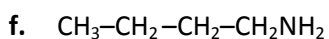
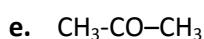
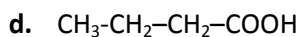
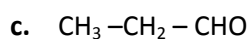
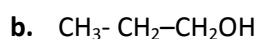
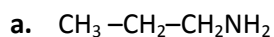
**b.** Busca en la tabla periódica cuánto vale la electronegatividad del nitrógeno, oxígeno, carbono e hidrogeno. Ordénalos de mayor a menor.

ÁTOMO	Oxígeno	Hidrógeno	Carbono	Nitrógeno
ELECTRONEGATIVIDAD				

**ORDEN (MAYOR A MENOR):** \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_

**22.** Como vimos anteriormente, las moléculas orgánicas están compuestas principalmente de átomos de carbono, hidrogeno, oxígeno y nitrógeno. ¿Qué par de estos cuatro átomos atraerá más los electrones de la molécula? **Justifica**

**23.** Realiza la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos indicando el tipo de molécula orgánica en cada caso. Luego encierra con un círculo, los átomos que atraerán más los electrones en las siguientes moléculas.



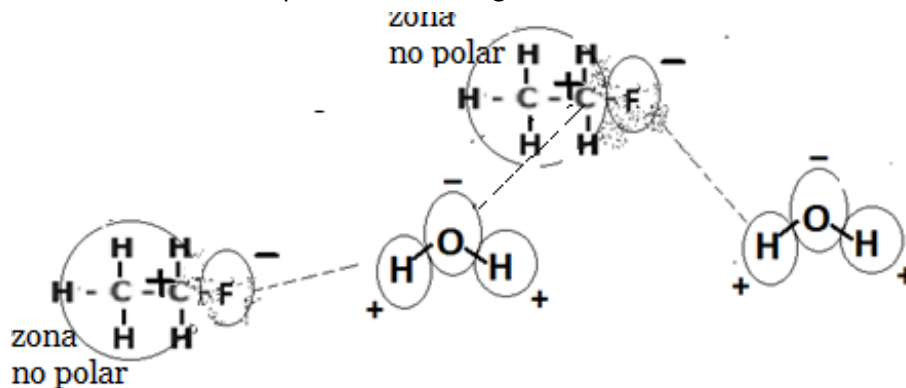
## Solubilidad de compuestos orgánicos

Para poder predecir si una sustancia orgánica es soluble o no en otra sustancia debemos tener en cuenta dos reglas muy importantes:

**REGLA 1:** “LO POLAR DISUELVE LO POLAR; LO NO POLAR DISUELVE LO NO POLAR”

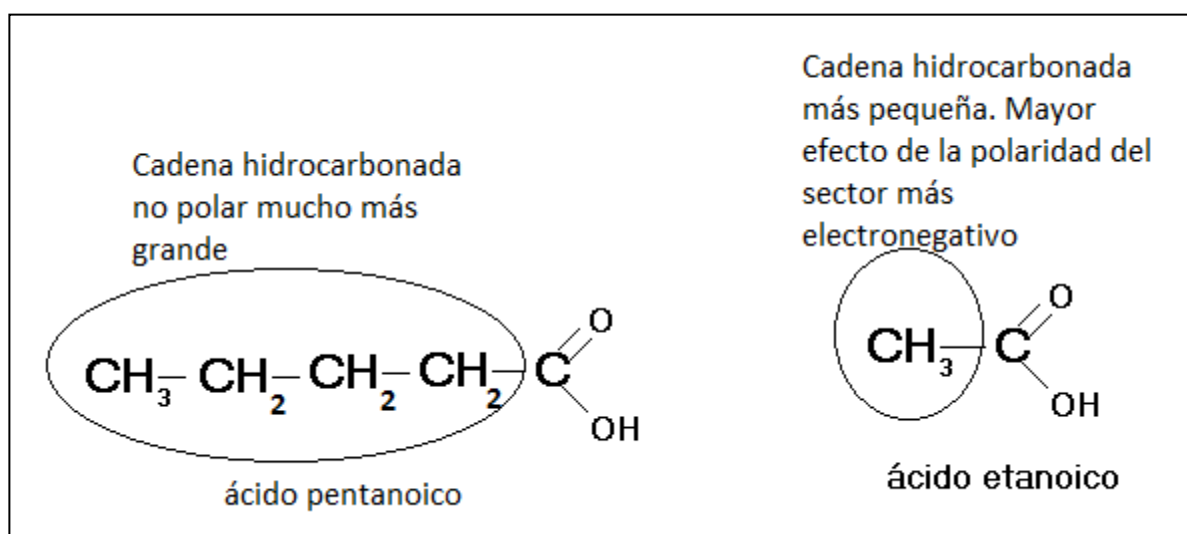
Las sustancias polares como el agua, disuelven mejor las sustancias orgánicas polares ya que los polos positivos se unen con los polos negativos a partir de fuerzas intermoleculares electrostáticas.

En la siguiente figura se muestra como las moléculas de agua se unen a través de fuerzas electrostáticas entre los polos positivos y negativos a otras moléculas polares. Esto permite que dichas moléculas orgánicas polares puedan disolverse en otras sustancias polares como el agua.



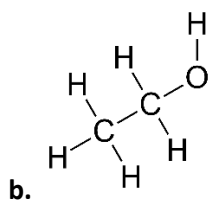
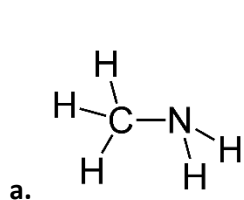
**REGLA 2:** “LAS MOLÉCULAS ORGANICAS QUE POSEEN UN ÁTOMO MUY ELECTRONEGATIVO SE VUELVEN MENOS POLARES (Y POR LO TANTO MENOS SOLUBLES EN SOLVENTES POLARES) A MEDIDA QUE POSEEN UNA CADENA HIDROCARBONADA MÁS LARGA”

Esto ocurre ya que la cadena hidrocarbonada (que no posee átomos electronegativos y por lo tanto es no polar) toma mayor preponderancia al ser más larga y por lo tanto el efecto de los átomos electronegativos es menor como ocurre en el siguiente caso de la molécula de ácido pentanoico. El -COOH que permite que la molécula sea polar pierde “importancia” ya que la cadena no polar se hace mucho más larga. En cambio en el ácido etanoico, la parte hidrocarbonada es mucho más pequeña y por lo tanto la molécula es mucho más polar.



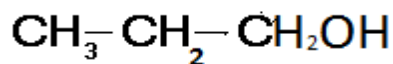
## Actividades

24. Marca los polos de las siguientes moléculas e indica a qué tipo de moléculas orgánicas corresponden:

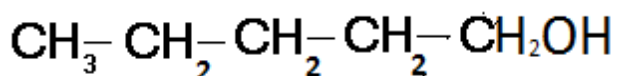


25. Ordena de mayor a menor según la polaridad de la moléculas. Justifica el orden.

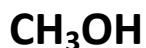
a.



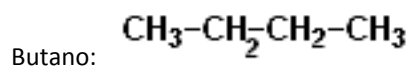
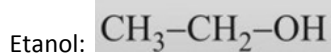
b.



c.



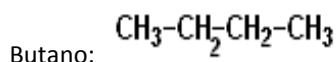
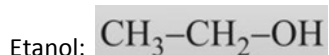
26. Indica cuáles de las siguientes sustancias será más soluble en agua. Justifica.



27. Ordena las siguientes sustancias de mayor a menor solubilidad en agua. Justifica claramente tu respuesta.

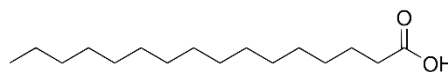
a. Ácido etanoico    b. Propano    c. Ácido pentanoico

28. La sustancia Hexano suele ser un buen disolvente para algunos productos. ¿Cuál de las siguientes sustancias se disolverá en Hexano? Justifica tu respuesta.



29. Los aceites están formados por ácidos grasos. Son ácidos con una cadena hidrocarbonada muy larga. Por ejemplo el ácido palmítico (fundamental en nuestra dieta) está formado por 16 carbonos y un grupo ácido como se observa en el siguiente esquema.

a. Realiza la fórmula desarrollada del ácido palmítico.



b. Compara dicha estructura con el ácido etanoico (molécula presente en el vinagre). ¿Cuál de las dos sustancias es soluble en agua? Justifica.

*Trabajo práctico de laboratorio:  
Solubilidad de compuestos orgánicos*

**Objetivos:**

- Comprobar la solubilidad de distintas sustancias orgánicas en agua y en éter de petróleo.
- Relacionar las estructuras moleculares con los comportamientos de solubilidad observados.

**Materiales:** Realiza una lista con los materiales que utilizaste en el laboratorio.

**Actividades iniciales:**

1. El éter de petróleo es una mezcla de varios hidrocarburos entre los que se encuentra el pentano, el hexano y el heptano. Realiza la estructura semidesarrollada de cada tipo de compuesto que forma el éter de petróleo e indica si se trata de un solvente polar o no polar. Justifica.
2. El agua es el solvente polar por excelencia. Justifica dicha afirmación realizando la estructura molecular del agua e indicando sus polos positivos y negativos.

**Diseño experimental:**

PARTE A: SOLUBILIDAD DE DISTINTOS COMPUESTOS ORGÁNICOS EN AGUA	PARTE B: SOLUBILIDAD DE DISTINTOS COMPUESTOS ORGÁNICOS EN ÉTER DE PETRÓLEO
<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Coloca 3 ml de agua en 5 tubos de ensayo utilizando la pipeta y numera los tubos de ensayo como 1A, 2A, 3A, 4A y 5A.</li> <li>2. Coloca en el tubo 1A, 1 ml de etanol y observa</li> <li>3. Coloca en el tubo 2A, 1 ml de 1-pentanol y observa.</li> <li>4. Coloca en el tubo 3A, 1 ml de ácido acético y observa.</li> <li>5. Coloca en el tubo 4A, 1 ml de aceite.</li> <li>6. Coloca en el tubo 5A, 1 ml nafta y observa.</li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Coloca 3 ml de éter de petróleo en 5 tubos de ensayo utilizando la pipeta y numera los tubos de ensayo como 1B, 2B, 3B, 4B y 5B.</li> <li>2. Coloca en el tubo 1B, 1 ml de etanol y observa</li> <li>3. Coloca en el tubo 2B, 1 ml de 1-pentanol y observa.</li> <li>4. Coloca en el tubo 3B, 1 ml de ácido acético y observa.</li> <li>5. Coloca en el tubo 4B, 1 ml de aceite</li> <li>6. Coloca en el tubo 5B, 1 ml nafta y observa.</li> </ol>

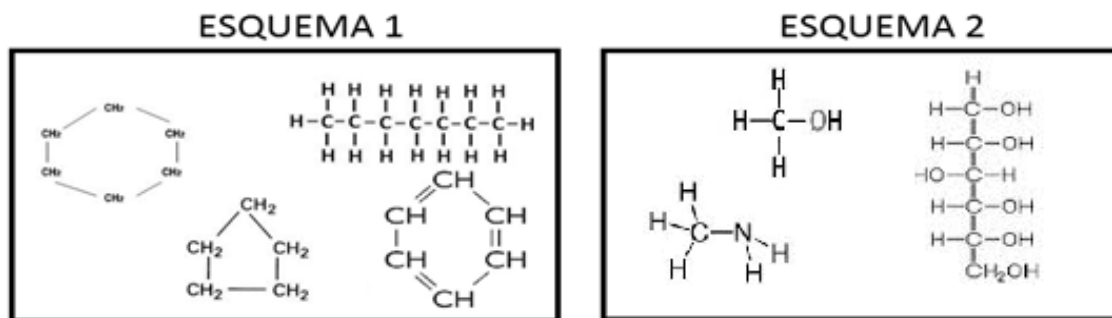
**Resultados:**

Completa la siguiente tabla para cada uno de los compuestos estudiados frente al agua y al éter de petróleo:

Compuesto	Estructura molecular	Soluble en agua	Soluble en Éter de petróleo
Etanol			
1-Pentanol			
Ácido acético (Acido etanoico)			
Aceite (ácidos grasos)			
Nafta (mezcla de sustancias)	-----		

**Conclusiones:**

1. ¿Qué sustancias fueron solubles o insolubles en agua y éter de petróleo? Explica a nivel general por qué se comportan de dicho modo las sustancias.
2. El etanol y el 1-pentanol pertenecen al mismo grupo de moléculas orgánicas; los alcoholes. ¿Por qué entonces se comportan de manera distinta frente al agua y al éter de petróleo? Explica claramente.
3. La nafta es una mezcla de varias sustancias. Teniendo en cuenta el comportamiento de la nafta frente a los dos solventes en el trabajo práctico. ¿Cuál de los siguientes esquemas corresponde a la estructura de las moléculas que componen dicha mezcla? Justifica.



4. ¿A qué grupo de moléculas orgánicas pertenecen los ácidos grasos del aceite y el ácido acético? ¿Cómo se comportan en los solventes estudiados? ¿Por qué?

## Capítulo 3



## Reacciones químicas



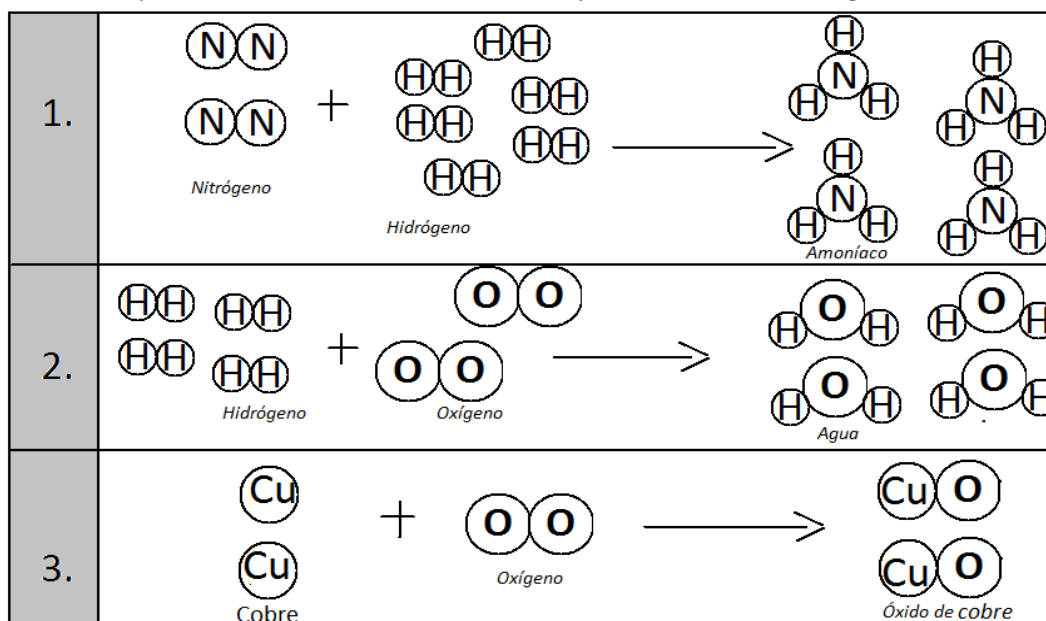
## Actividades

1. Indica si las siguientes oraciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsas justifica.

- En una reacción química las sustancias que reaccionan siguen siendo las mismas sustancias.
- En una reacción química se rompen moléculas y se forman nuevas.
- En una reacción química los átomos se transforman en otros átomos.
- En una reacción química hay un reordenamiento de los átomos que forman las moléculas.
- La evaporación del agua líquida es un cambio químico ya que se forma una nueva sustancia: el vapor.

- ¿A qué se denomina “reactivos” en una reacción química?
- ¿A qué se denomina “productos” en una reacción química?
- ¿A qué se denomina “Ecuación química”?
- ¿Por qué es necesario balancear las ecuaciones químicas con coeficientes estequiométricos?

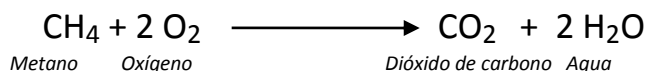
3. a. Escribe la ecuación química (¡NO OLVIDES SIMPLIFICAR!) para cada una de las siguientes reacciones.



b. Completa con los reactivos y los productos de cada una de las reacciones químicas del punto a:

**REACCIÓN 1:** Reactivos: \_\_\_\_\_ **REACCIÓN 2:** Reactivos: \_\_\_\_\_ **REACCIÓN 3:** Reactivos: \_\_\_\_\_  
 Productos: \_\_\_\_\_ Productos: \_\_\_\_\_ Productos: \_\_\_\_\_

4. Observa la siguiente ecuación química y realiza las actividades propuestas:



a. ¿Cómo se lee dicha ecuación química? Elige la respuesta correcta:

- “Cada 1 molécula de dióxido de carbono reaccionan 2 moléculas de agua para dar 1 molécula de metano y 2 moléculas de oxígeno”
- “Cada 1 molécula de metano reacciona 1 molécula de oxígeno para dar 1 molécula de agua y 1 molécula de dióxido de carbono”
- “Cada 1 molécula de metano reaccionan 2 moléculas de oxígeno para dar 2 moléculas de agua y 1 molécula de dióxido de carbono”

b. Según la ecuación química, si dos moléculas de metano reaccionan, ¿Cuántas moléculas de oxígeno tienen que reaccionar?

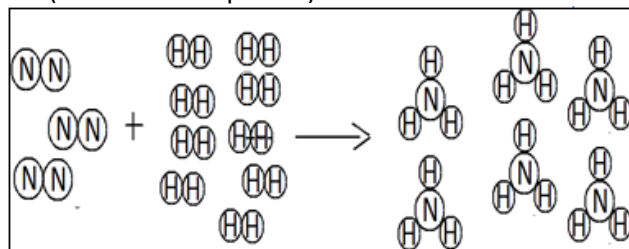
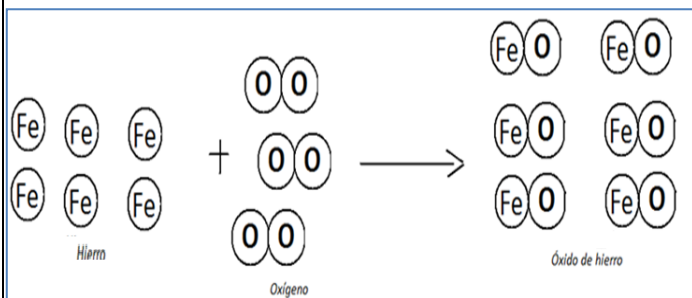
c. Según la ecuación química, si dos moléculas de metano reaccionan, ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono se producen?

d. ¿Cuáles son los reactivos de dicha ecuación química?

e. ¿Cuáles son los productos de dicha ecuación química?



8. Escribe las ecuaciones químicas de los siguientes esquemas (no olvides simplificar):



9. Balancea las siguientes ecuaciones e indica los reactivos y los productos de la reacción.

- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}$
- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$
- $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Si} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$
- $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

10. Lee el siguiente fragmento y subraya dos cambios químicos y dos cambios físicos con distinto color. Luego identifica qué ecuación química del siguiente punto representa la obtención de hierro puro.

*“El hierro es un elemento metálico, magnético, maleable y de color blanco plateado. Tiene un punto de fusión de unos 1535° C y un punto de ebullición de 2750°C. El hierro es un metal muy activo. Se combina con otros elementos como los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo y astato) y también con el azufre, fósforo, carbono y silicio. Es el principal componente del acero, aleación formada por este elemento junto al carbono.*

*El hierro no suele encontrarse en estado libre, sino que se encuentra en minerales como las hematitas ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), la magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) y la pirita ( $\text{FeS}_2$ ).”*

11. Balancea las siguientes ecuaciones:

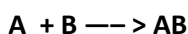
- |   |  |
|---|--|
| a. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$                                 | h. $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$ |
| b. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$  | i. $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KNO}_3$                     |
| c. $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \rightarrow \text{Na(OH)} + \text{H}_2$                  | j. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$                 |
| d. $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$             | k. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$  |
| e. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$    | l. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$             |
| f. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$                                       | m. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$       |
| g. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ |  |

## Típos de reacciones químicas

Para clasificar las reacciones químicas (entre otras) observaremos una serie de videos y experiencias:

### 1) REACCIONES DE SINTESIS: <https://www.youtube.com/watch?v=XyrOvg3pS88>

Las reacciones de síntesis o adición son aquellas donde las sustancias se juntan formando una única sustancia. Representando genéricamente los reactivos como A y B, una reacción de síntesis puede ser escrita como:



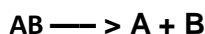
**Ecuación de la reacción observada:** \_\_\_\_\_

*(Marca y nombra además los reactivos y productos)*

**Descripción de la experiencia:** \_\_\_\_\_

### 2) REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN: <https://www.youtube.com/watch?v=NNOrw848tGk>

Las reacciones de análisis o descomposición son lo opuesto de las reacciones de síntesis, es decir, a partir de un reactivo se obtienen dos o más productos más simples que él:



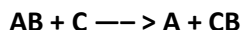
**Ecuación de la reacción observada:** \_\_\_\_\_

*(Marca y nombra además los reactivos y productos)*

**Descripción de la experiencia:** \_\_\_\_\_

### 3) DESPLAZAMIENTO o SUSTITUCION: <https://www.youtube.com/watch?v=MTC24KTrSH0> <https://www.youtube.com/watch?v=-3zipNGwqjE>

En su forma genérica la reacción puede ser escrita como:

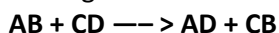


**Ecuación de la reacción observada:** \_\_\_\_\_

*(Marca y nombra además los reactivos y productos)*

**Descripción de la experiencia:** \_\_\_\_\_

### 4) DOBLE DESPLAZAMIENTO: El mecanismo es el siguiente:



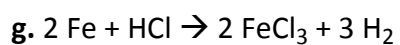
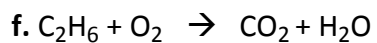
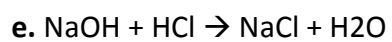
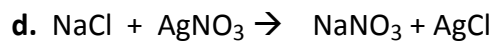
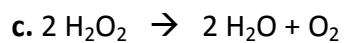
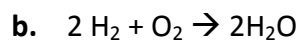
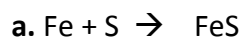
**Ecuación de la reacción observada:** \_\_\_\_\_

*(Marca y nombra además los reactivos y productos)*

**Descripción de la experiencia:** \_\_\_\_\_

**5) COMBUSTION:** Las reacciones de combustión (ya estudiadas en 4to año) son reacciones entre un combustible y el oxígeno dando como productos dióxido de carbono y agua (combustión completa) ó monóxido de carbono y agua (combustión incompleta).

12. Indica a qué tipo de reacción química corresponden las siguientes ecuaciones:



## Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Las reacciones químicas se dividen en dos grupos dependiendo de la energía involucrada.

- **Reacciones endotérmicas**

Una reacción endotérmica es aquella que requiere o necesita energía. Dicha energía se provee de los alrededores y la cantidad suministrada de ésta puede variar.



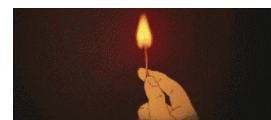
Uno de los ejemplos más comunes de estas reacciones es la fotosíntesis, en la cual las plantas toman energía de la luz solar y luego convierten el agua y dióxido de carbono en oxígeno y azúcar. La ecuación química de la fotosíntesis es la siguiente:



En este tipo de reacción, el contenido de energía de los productos es mayor que el de los reactivos.

- **Reacción exotérmica**

Una reacción exotérmica es justamente lo contrario a la antes descrita. En algunos tipos de procesos exotérmicos, inicialmente puede requerirse una cierta cantidad de calor para poner en marcha el proceso. Una vez suministrado éste, el sistema comienza a producir calor por su cuenta (más del necesitado inicialmente).



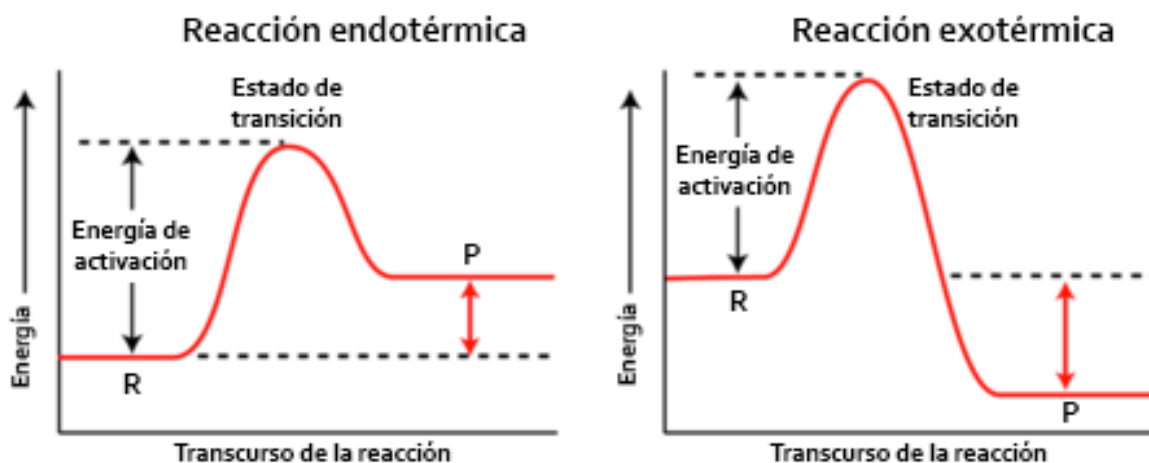
Todas las reacciones de combustión entran en esta categoría. Por ejemplo, la ecuación de combustión del alcohol etílico es la siguiente:



En este caso, el contenido de energía de los productos es menor que el de los reactivos.

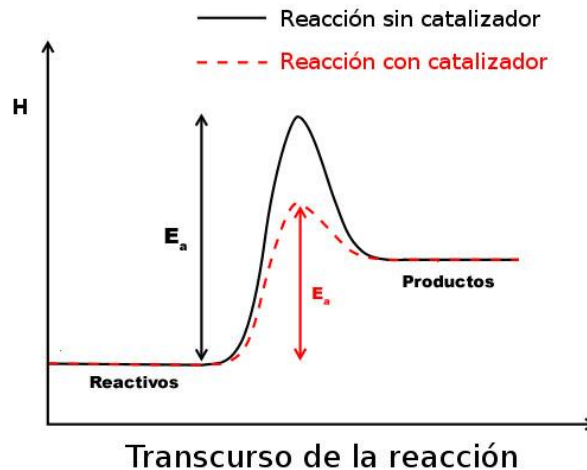
## Gráficas de reacciones químicas

Las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas pueden ser descritas a través de gráficos donde se pueden observar la energía de los reactivos y de los productos a medida que transcurre la reacción. Si la energía final de los productos es mayor que la de los reactivos entonces la reacción es endotérmica (ya que la reacción absorbió energía del medio). Si la energía final de los productos es menor entonces la reacción es exotérmica. La energía de activación que aparece en los gráficos es la energía mínima necesaria para que se produzca el proceso.



## Catalizadores químicos

Existen ciertas sustancias que se añaden a las reacciones químicas con el fin de influenciar en la velocidad de la reacción, a estas sustancias se les conoce como catalizadores. Así podemos definir catalizador como una sustancia que, encontrándose presente en una determinada reacción de tipo química, aumenta su velocidad sin que dicha sustancia sea consumida durante el transcurso del proceso. Este aumento de la velocidad ocurre debido a que la energía de activación de la reacción disminuye considerablemente (como se observa en el siguiente gráfico)



### Observación de experiencia: Catalizador químico

Realiza con el profesor la reacción química de descomposición de agua oxigenada en el laboratorio.



### Los catalizadores biológicos: Las enzimas

En el cuerpo humano, los catalizadores se denominan enzimas. Las enzimas son proteínas que ayudan a que las reacciones químicas ocurran con mayor rapidez. Por ejemplo, pueden ayudar a descomponer los alimentos que consumimos para que el cuerpo los pueda usar. La coagulación de la sangre es otro ejemplo del trabajo de las enzimas.

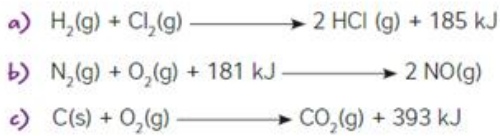
Las enzimas son necesarias para todas las funciones corporales. Se encuentran en cada órgano y célula del cuerpo, como en:

- La sangre
- Los líquidos intestinales
- La boca (saliva)
- El estómago (jugo gástrico)

Entre algunos ejemplos de enzimas en nuestro organismo se encuentran la amilasa (actúa catalizando la degradación de hidratos de carbono en la saliva) y la pepsina (actúa sobre la degradación de proteínas en el estómago).

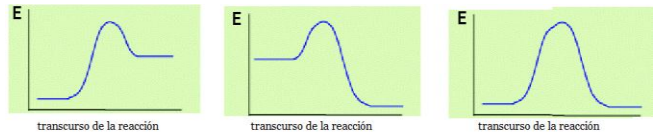
## Actividades

- 13. a.** ¿A qué se denomina reacción exotérmica y endotérmica? Ejemplifica en cada caso.  
**b.** ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones representas reacciones exotérmicas o endotérmicas? ¿Cómo te diste cuenta?



- 14.** Copia la ecuación de la fotosíntesis. ¿Es una reacción exotérmica o endotérmica? ¿De dónde proviene la energía utilizada?

- 15.** El hombre utiliza la glucosa de las plantas en proceso de respiración celular, ¿Qué tipo de reacción es la respiración energéticamente hablando? ¿Qué función cumple esta reacción en el organismo?

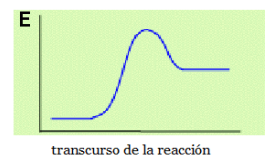


- 16. a.** Si las reacciones de combustión necesitan energía para empezar a producirse ¿por qué se las consideran exotérmicas?  
**b.** ¿Cuál de las siguientes graficas corresponde a una reacción de combustión? Justifica.

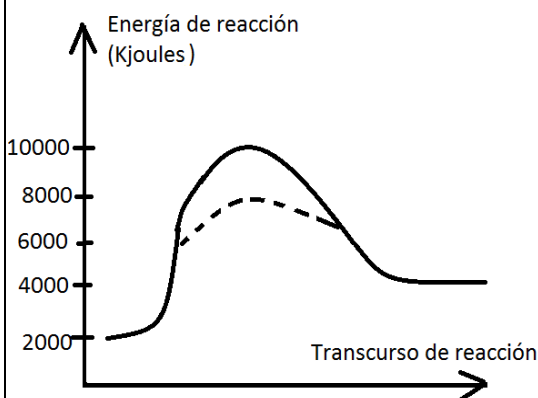
- 17.** ¿Cuál de los gráficos anteriores corresponde a la reacción de la fotosíntesis? Justifica.

- 18.** ¿A qué se denomina energía de activación? Marca en cada gráfico del punto 2 cuál sería la energía de activación en cada caso.

- 19.** Define catalizador. Marca en el siguiente gráfico cómo quedaría dicho grafico si la reacción ocurre con un catalizador.



- 20.** ¿A qué se denomina enzima? ¿Qué diferencia hay entre una enzima y un catalizador?



- 21.** Observa el siguiente gráfico de reacción y realiza las actividades correspondientes:

- a. ¿Cuál es la energía de los reactivos antes de reaccionar? ¿Y la de los productos luego de transcurrida la reacción?  
 b. ¿Cuánto vale la energía de activación de la reacción sin catalizador? ¿Y con catalizador?

- c. Indica si es una reacción exotérmica o endotérmica. Justifica. En caso de ser exotérmica calcula la energía que libera la reacción y en caso de ser endotérmica calcula la energía absorbida.

- 22.** Elabora un gráfico de reacción como el anterior teniendo en cuenta los siguientes datos e indica el tipo de reacción:

- Energía de los reactivos: 2000 Kj  
 - Energía de activación: 1500 Kj

- Energía de los productos: 500 Kj  
 - Tipo de reacción: \_\_\_\_\_

23.

El metano es el hidrocarburo más simple, su fórmula molecular es  $\text{CH}_4$ . A temperatura ambiente es gaseoso y se halla presente en la atmósfera como gas de efecto invernadero. Si el calor de combustión del metano es de 802 kJ/mol y la reacción de combustión (sin equilibrar) es:  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Escribí la reacción equilibrada:

b) Calculá qué cantidad de calor libera la combustión completa de 1 kg de metano, sabiendo que 1 mol de metano tiene una masa de 16 g.

---

---

---

c) Si para llevar al punto de ebullición 1 L de agua inicialmente a 20 °C se requieren 80 kcal, ¿cuántos litros de agua pueden llevarse al punto de ebullición con el calor generado por el metano?

---

---

---



24.

La cantidad de calor de combustión está asociada al tipo de enlaces que se rompen y se forman. En los alcanos, el calor de combustión se incrementa a medida que aumenta el número de carbonos. Cada  $\text{CH}_2$  libera alrededor de 158 kcal y cada  $\text{CH}_4$ , unas 212 kcal. Calculá la cantidad de calor que se libera en la combustión completa de un mol de las siguientes sustancias. Para realizar los cálculos, considerá que un H del  $\text{CH}_3$  de un extremo forma un  $\text{CH}_4$  con el otro extremo. Por ejemplo:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  se lo puede considerar como  $\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 - \text{H}$  que contiene tres  $\text{CH}_2$  y un  $\text{CH}_4$ .

a) Propano (tubos de gas):  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

---

b) Butano (garrafas):  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

---

c) Octano (constituyente de las naftas):  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

---

d) El calor de combustión del carbón mineral es de 394 kJ/mol, mientras que el del octano es de 5.450 kJ/mol. Si comparamos masas iguales de combustible, ¿cuál libera más energía?

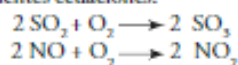
---

---

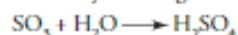
25. Lee el siguiente texto y responde:

Se considera lluvia ácida a aquella que registra valores de pH inferiores a 5,6. Esto se debe a la presencia de óxidos de azufre y de nitrógeno en la atmósfera. Su formación ocurre en dos etapas:

- **Etapla fotoquímica.** Requiere de la radiación ultravioleta y se produce en fase gaseosa. Se expresa mediante las siguientes ecuaciones:



- **Etapla catalítica.** Consiste en la transformación del  $\text{SO}_3$  en ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), reacción catalizada por sales de hierro y de manganeso presentes en las gotas de agua.



Los óxidos de nitrógeno forman ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), que también aparece disociado en las gotas de lluvia. Ambas reacciones tiene lugar en fase líquida.



- a. ¿Cómo clasificarías la etapa fotoquímica desde el punto de vista energético? ¿Exotérmica o endotérmica? Justifica.
- b. ¿Qué significa que la etapa catalítica sea una “reacción catalizada” por sales de hierro y manganeso?
- c. ¿Cuáles serían las sustancias que generan la lluvia ácida? Indica su fórmula química.

26. Lee el siguiente texto y responde:

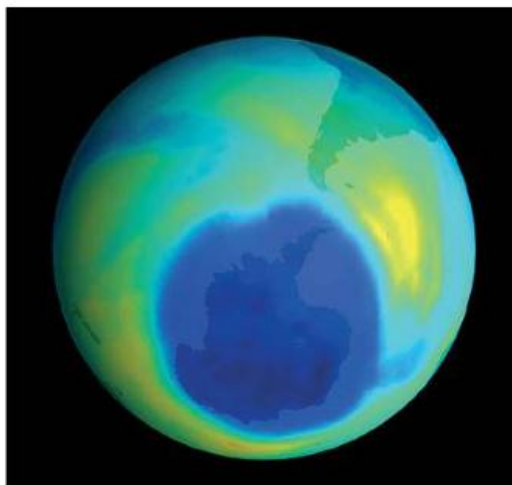
### El agujero de la capa de ozono de la Antártida es cada vez más chico

El agujero de la capa de ozono, producto de la contaminación atmosférica, se está achicando, constató un grupo de científicos que consideran efectivas las medidas tomadas tras la firma en 1987 del Protocolo de Montreal.

Esta capa, ubicada a una altitud de entre 20 y 40 km, absorbe gran parte de la radiación solar ultravioleta –que es dañina para los organismos–, y protege, de esa manera, a los seres vivos del planeta.

En un estudio publicado en la revista estadounidense *Science*, un grupo de investigadores calculó que el agujero de la capa de ozono a la altura de la Antártida se redujo desde septiembre y octubre de 2000, cuando alcanzó su máximo tamaño, en más de 4.000.000 de  $\text{km}^2$ , equivalente a la mitad de la superficie de Estados Unidos. Según sus cálculos, la capa de ozono se recuperará completamente en 2050.

La concentración en la atmósfera de las sustancias químicas que destruyen el ozono ha bajado de 10% a 15% con respecto al tope



registrado a fines de la década de 1990, de acuerdo con el último informe cuatrienal de la Organización Meteorológica Mundial y el Programa de Naciones Unidas para el Medio Ambiente, publicado en 2015.

Fuente: *Infobae*, 1 de julio de 2016  
(<https://goo.gl/W4XVXP>).

a) Investiguen qué es el protocolo de Montreal y cuál es su importancia.

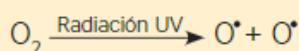
---

---

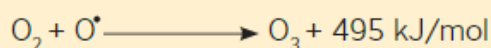
---

b) El ozono se produce en la estratosfera en dos etapas sucesivas. Clasificá las reacciones de cada una según el intercambio de energía y la reorganización de átomos.

**Etapas 1**

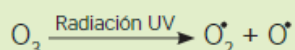


**Etapas 2**



c) El ozono también se destruye en la estratosfera por acción de la radiación y de los propios átomos de oxígeno. Observando las reacciones de formación y destrucción de ozono, ¿por qué es importante la función protectora de la capa de esta sustancia?

**Destrucción fotoquímica:**



**Destrucción por átomos de oxígeno:**



---

---

---

d) Las reacciones de destrucción del ozono son lentas, pero pueden ser catalizadas por algunos compuestos químicos provenientes de la actividad humana que contienen, por ejemplo, átomos de cloro. Las reacciones en este caso son:



¿Qué significa que esas especies químicas son catalizadores? ¿Cuál es el impacto que ocasiona la presencia de cloro en la atmósfera?

Trabajo práctico: Análisis de texto científico de divulgación  
Intolerancia a la lactosa

Lee el texto de la siguiente página y responde:

1. ¿Cuál de los siguientes esquemas corresponde a la reacción química de digestión de la lactosa en el cuerpo humano?

- I. LACTOSA + H<sub>2</sub>O → GLUCOSA + GLUCOSA
- II. LACTOSA + H<sub>2</sub>O → GLUCOSA + GALACTOSA
- III. GLUCOSA + GALACTOSA → LACTOSA + H<sub>2</sub>O
- IV. LACTASA + H<sub>2</sub>O → GLUCOSA + GALACTOSA

2. ¿Por qué es necesaria la presencia de Lactasa en dicha reacción?

3. ¿Qué problemas causa la intolerancia a la lactosa?

4. Explica químicamente el test denominado “Prueba de tolerancia a la lactosa”.

5. Enumera los tratamientos de esta enfermedad.

6. ¿Por qué cree que uno de los tratamientos puede causar osteoporosis? ¿Cómo evitarlo?

Sección coordinada por:  
V. F. Moreira y A. López San Román  
Servicio de Gastroenterología. Hospital Universitario Ramón y Cajal. Madrid

### Intolerancia a la lactosa

#### ¿QUÉ ES LA LACTOSA? ¿CUÁL ES LA CAUSA DE LA INTOLERANCIA A LA LACTOSA?

La lactosa es el azúcar predominante de la leche. La causa de la intolerancia a la lactosa es la incapacidad del intestino para digerirla y transformarla en sus constituyentes (glucosa y galactosa). Esta incapacidad resulta de la escasez de un enzima (proteína) denominado lactasa, que se produce en el intestino delgado. Se estima que el 80% de la población mundial (95-100% de los indios americanos, 80-90% de negros, asiáticos, judíos y mediterráneos) sufren intolerancia a la lactosa en mayor o menor grado. Muchos de ellos presentan síntomas que recuerdan al síndrome de intestino irritable. Curiosamente la población del norte y centro de Europa, que convive con ganado vacuno desde el Neolítico, tiene mayor tolerancia a la lactosa que el resto de la población mundial. No existen diferencias en la prevalencia entre uno y otro sexo. En el 45% de las mujeres embarazadas que presentan el trastorno, este mejora durante la gestación.

#### ¿CUÁL ES LA CAUSA DEL DÉFICIT DE LACTASA?

Existen múltiples causas de intolerancia a la lactosa, la más frecuente es la intolerancia primaria a la lactosa. La actividad de la lactasa es alta y vital durante la infancia, pero en la mayoría de los mamíferos, incluyendo los humanos, disminuye de forma fisiológica a partir del destete. Por eso, la intolerancia primaria a la lactosa se manifiesta en la mayoría de los casos en la pubertad o en la adolescencia tardía. La intolerancia secundaria a la lactosa es causada por cualquier daño de la mucosa intestinal o reducción de la superficie de absorción. Este tipo de intolerancia suele ser transitoria y depende de la enfermedad de base que tenga el paciente: enfermedad celíaca, enfermedad de Crohn, colitis ulcerosa, parásitos intestinales y gastroenteritis, entre otras. Por último existe un raro trastorno de origen genético, que es el déficit congénito de lactasa, en el cual el intestino delgado no produce dicha enzima y se pone de manifiesto en la primera semana de vida.

#### ¿QUÉ SÍNTOMAS PRESENTA LA INTOLERANCIA A LA LACTOSA?

Se debe sospechar este cuadro cuando tras la ingestión de leche se presentan síntomas tales como dolor abdominal, distensión abdominal, gases y diarrea. Es un problema que afecta a una extensa población a nivel mundial, pero no es una amenaza seria para la salud. La gente que tiene problemas para digerir la lactosa aprende, probando, qué productos lácteos y en qué cantidad puede tomarlos sin presentar molestias y cuáles deben evitar. Muchos podrán disfrutar de los productos lácteos en pequeñas cantidades o junto con otros tipos de alimento. La gravedad de síntomas varía dependiendo de la cantidad de lactosa ingerida y de la tolerancia individual, hay pacientes que con

cantidades pequeñas de lactosa (de 5 a 12 gramos, contenidos en 100 a 250 cc de leche) pueden presentar síntomas.

#### ¿CÓMO SE DIAGNOSTICA?

La historia clínica y la exploración alertan al médico de la posible alteración. El diagnóstico se confirma mediante las siguientes pruebas.

—Prueba de tolerancia a lactosa. Tras tomar por boca 50 gramos de lactosa, se toman muestras de sangre a los 30, 60 y 120 minutos, debiendo aparecer normalmente un aumento de 2 mg/dl de glucosa en sangre. Si el aumento es menor, sugiere malabsorción de lactosa.

—Prueba del aliento. Es la más empleada, y busca comprobar si aumenta el hidrógeno en el aire exhalado tras la ingesta de 50 gramos de lactosa.

—Prueba de acidez fecal. La acidez de las heces es alta en la intolerancia a lactosa. Se emplea pocas veces.

#### ¿CUÁL ES EL TRATAMIENTO?

El 70-80% de los pacientes responde a una dieta sin lactosa. El resto mantiene síntomas quizás porque además padece un síndrome de intestino irritable. Los síntomas intestinales de pacientes que consumen productos lácteos pueden reducirse con el uso de fermentos comerciales añadidos a la leche. Hay que tener cuidado con los medicamentos (20%) en los que el excipiente contiene lactosa (ver el prospecto), así como con ciertos alimentos preparados que la pueden tener en su composición (algunos embutidos por ejemplo). La ingesta menor de 240 cc de leche al día suele tolerarse bien. El yogur y los quesos curados suelen tolerarse mejor. En el mercado existen leches bajas en lactosa. La leche de soja se puede tomar con tranquilidad, ya que no contiene lactosa. Si se sigue una dieta baja en lácteos, se debe recomendar la toma de calcio para evitar desarrollar osteoporosis. También se sabe que muchos alimentos son ricos en calcio y bajos en lactosa, como por ejemplo vegetales de hoja verde (brécol, coles, acelgas, lechuga) y productos del mar (sobre todo las sardinas en conserva, también el atún y el salmón).

La intolerancia secundaria es generalmente autolimitada y se resuelve con el tratamiento de la enfermedad de base. Es preciso que los pacientes limiten el consumo de productos lácteos, si les producen síntomas, hasta que el problema principal esté controlado.

La piedra angular en el tratamiento es la educación del paciente, quien debe equilibrar su dieta, cambiándola hasta que desaparezcan las molestias, y aprender a interpretar el etiquetado de los alimentos para evitar la ingestión accidental de productos que contengan lactosa.

D. Rodríguez Martínez y L. F. Pérez Méndez

Hospital Xeral-Cfes. Vigo

Aunque se ha puesto el máximo cuidado en la elaboración de estos textos, los autores, coordinadores y la propia Revista Española de Enfermedades Digestivas, recuerdan que no sustituyen a la opinión y consejo de un médico y que no se hacen responsables de las decisiones tomadas basándose en los mismos.



## Capítulo 4



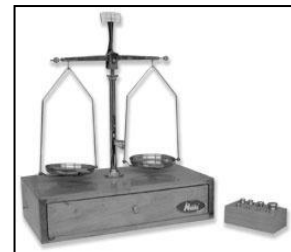
## Estequiometría

Química del carbono – 6º año  
 Capítulo 4: Estequiometría

¿Qué es la estequiometría?

En química, la estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química. Es decir que estudia las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

La estequiometría es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de estequiometría.



**El mol**

Para empezar a trabajar con la estequiometria es necesario aprender el concepto de mol. Un mol indica una cierta cantidad de unidades que equivale a  $6,02 \times 10^{23}$  unidades.

*Cuando decimos un mol queremos decir  $6,02 \times 10^{23}$  unidades.*

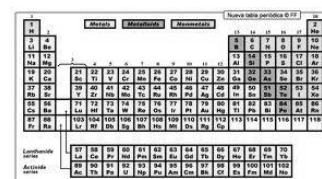
Por ejemplo, decir que tengo un mol de átomos de sodio es lo mismo que decir que tengo  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de sodio. Para entender este concepto podemos comparar al mol con la docena. Cuando decimos “una docena de facturas” es lo mismo que decir 12 facturas. En el caso de un mol, si decimos que tenemos un mol de facturas decimos que tenemos  $6,02 \times 10^{23}$  facturas.

CANTIDAD	UNIDADES
1 DOCENA	12
1 MOL	$6,02 \times 10^{23}$

**La masa molar**

El último de los conceptos a aprender es el concepto de masa molar. **Se define como masa molar de un átomo o de una molécula al peso de un mol de átomos o moléculas. Se mide en gramos.**

Para poder establecer cuánto pesa un mol de algún átomo o molécula debemos observar la masa molar de cada átomo que forma la molécula y sumarlos entre sí. La masa molar se obtiene de la tabla periódica y corresponde al peso de un mol del tipo de átomo que corresponda.



Por ejemplo, si queremos saber la masa molar del H<sub>2</sub>O debemos sumar dos veces la masa molar del hidrógeno y una vez la del oxígeno utilizando la tabla periódica.

$$\text{Masa molar de H}_2\text{O} = 2 \times \text{masa molar del hidrogeno} + \text{masa molar del oxigeno}$$

$$= 2 \times 1 + 16 = \mathbf{18 \text{ gramos}}$$

Es decir que la masa molar del agua (peso de un mol de moléculas agua) es de 18 gramos.

## Actividades

Lee atentamente el texto "Estequiometría" y realiza las siguientes actividades:

1. ¿Para qué sirve la "Estequiometría"?
2. Completa la siguiente tabla

CANTIDAD \ ELEMENTO	FACTURAS	ÁTOMOS	MOLÉCULAS
UNA DECENA	10	10	10
UNA DOCENA			
DOS DOCENAS	24		
0,5 DOCENAS			
UN MOL			
5 MOLES			
0,5 MOLES			

3. ¿Dónde hay más cantidad de moléculas; en 1 mol de moléculas de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) o en 1 mol de moléculas de agua (H<sub>2</sub>O)? Elige la respuesta correcta:

- a. Hay más moléculas en 1 mol de moléculas de dióxido de carbono ya que posee moléculas más grandes.
- b. Tienen la misma cantidad de moléculas. Hay  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua y  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxido de carbono.
- c. Tienen la misma cantidad de moléculas. Hay 1 molécula de agua y 1 molécula de dióxido de carbono.
- d. Ninguna de las anteriores es correcta.

4. Indica cuántos moles son las siguientes cantidades:

- a.  $1,808 \times 10^{24}$  moléculas de oxígeno (O<sub>2</sub>)
- b.  $1,4448 \times 10^{25}$  moléculas de agua (H<sub>2</sub>O)

5. Realiza las siguientes conversiones:

- a.  $3,01 \times 10^{23}$  átomos de carbono (C) = \_\_\_\_\_ moles de carbono
- b. 9,5 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) = \_\_\_\_\_ moléculas de dióxido de carbono
- c.  $1,505 \times 10^{23}$  átomos de hierro (Fe) = \_\_\_\_\_ moles de hierro
- d. 456 moles de hidrógeno (H<sub>2</sub>) = \_\_\_\_\_ moléculas de hidrógeno

6. Calcula la cantidad de moles que hay en las siguientes cantidades de átomos y moléculas. No olvides realizar las respectivas reglas de 3 simple. (RECUERDA: 1 MOL =  $6,02 \times 10^{23}$  unidades)

- a.  $3,5 \times 10^{25}$  átomos de hidrógeno (H)                      c.  $8 \times 10^{23}$  moléculas de agua ( $H_2O$ )  
 b. 5 moléculas de amoníaco ( $NH_3$ )                              d. 700 átomos de azufre (S)

7. Calcula la cantidad de moléculas o átomos que hay en las siguientes cantidades de sustancia. No olvides realizar las respectivas reglas de 3 simple.

- a. 180 moles de dióxido de carbono ( $CO_2$ )              b. 18,5 moles de carbono (C)      c. 1 mol de agua ( $H_2O$ )=

8. ¿Qué es la masa molar de un compuesto? ¿En qué unidad se mide?

9. Calcula la masa molar de los siguientes compuestos utilizando la tabla periódica:

- a)  $KNO_3$                       b)  $BF_3$                       c)  $Mg(OH)_2$                       d)  $CaSO_4$

Soluciones: 101,1 g; 67,8 g; 58,3 g; 136 g

10. ¿Cuánto pesa 1 mol de las siguientes sustancias? (Recuerda que el peso de 1 mol -masa molar- te lo brinda la tabla periódica al sumar cada elemento!):

- a. Aluminio (Al)                      b. Dióxido de carbono ( $CO_2$ )                      c. Amoníaco ( $NH_3$ )

11. ¿Cuánto pesa 1 mol de dióxido de azufre ( $SiO_2$ )? ¿Y cuanto pesa  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de dióxido de azufre ( $SiO_2$ )? Explica la particularidad de estas respuestas.

12. Completa la siguiente tabla siguiendo el ejemplo del agua:

Sustancia	Peso de 1 mol	Cantidad de moléculas de 1 mol
$H_2O$ (Agua)	18 gramos	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas
NaOH (Hidróxido de sodio)		
$H_2SO_4$ (Ácido sulfúrico)		

13. Completa la siguiente tabla siguiendo el ejemplo del agua:

Sustancia	Peso de 1 mol	Peso de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
$H_2O$ (Agua)	18 gramos	18 gramos
$Cl_2$ (Cloro gaseoso)		
HCl (Ácido clorhídrico)		

14. Elige la respuesta correcta (sin hacer cálculos):

- a. Una molécula de agua pesa: I) 18 gramos      II) 0,00000000... gramos      III)  $6,02 \times 10^{23}$  gramos  
 b. Un mol de dióxido de carbono son: I) 1 molécula      II)  $6,02 \times 10^{23}$  gramos      III)  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas  
 c. ¿Cuánto pesa un mol de aluminio?: I)  $6,02 \times 10^{23}$  átomos      II)  $6,02 \times 10^{23}$  gramos      III) ninguna de las anteriores  
 d.  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua pesan: I) 1 mol      II) 18 gramos      III)  $6,02 \times 10^{23}$  gramos

15. ¿Cuánto pesa 1 mol de ácido carbónico ( $H_2CO_3$ )? Teniendo en cuenta dicha respuesta calcula mediante regla de 3 simple cuánto pesarán 7 moles de ácido carbónico.

16. Si 1 mol de hidrógeno gaseoso ( $H_2$ ) pesa 2 gramos, ¿cuánto pesarán 15,5 moles? Realiza la regla de 3 simple.

17. ¿Cuánto pesa 1 mol de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ )? Teniendo en cuenta dicha respuesta calcula mediante regla de 3 simple cuánto pesarán 30 moles de ácido sulfúrico.

18. ¿Cuántas moléculas de metano ( $\text{CH}_4$ ) hay en 7 moles? Realiza la regla de 3 simple.

19. ¿Cuánto pesan los 7 moles de metano? Realiza la regla de 3 simple.

20. Si tengo 5 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ), ¿Cuántos moles tengo?

21. ¿Cuántas moléculas de metano tengo en los moles calculados en el punto anterior?

22. Calcula qué masa tienen:

a. 5 moles de  $\text{NO}_2$

b. 2 moles de  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ .

c.  $2 \times 10^{24}$  moléculas de dióxido de carbono.

**Soluciones:** a) 230 g; b) 305,4 g; c) 146,1 g

23. Calcula dónde hay más átomos, ¿en 300 g de cobre o en 300 g de hierro?

**Solución:**  $2,84 \times 10^{24}$  átomos de Cu y  $3,23 \times 10^{24}$  átomos de Fe

24. Disponemos de 5 moles de amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ), calcula:

a. Masa (en gramos) del compuesto.

b. Moléculas de amoníaco.

**Solución:** a) 85 g; b)  $3 \times 10^{24}$  moléculas

25. Halla cuántas moléculas tienen: 100 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) y 500 g de dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ).

**Solución:**  $2,15 \times 10^{24}$  moléculas;  $6,5 \times 10^{24}$  moléculas

26. Ordena las siguientes cantidades de mayor a menor masa:

a. 2 moles de átomos de nitrógeno.

b.  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de oxígeno.

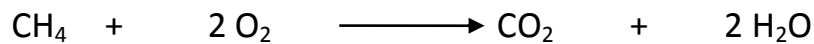
c. 32 gramos de azufre (S)

d. 3 moles de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

**Solución:** 28 g; 32 g; 30 g; 132 g

## ¿Cómo se "leen" las ecuaciones químicas al trabajar con estequiometría?

Una ecuación química representa la relación entre las cantidades de sustancias que van a reaccionar. Para entender mejor la información que presenta una ecuación tomemos como ejemplo la reacción de combustión del metano (CH<sub>4</sub>):

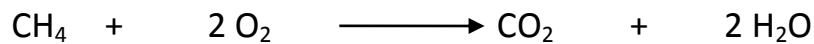


Según la ecuación química podemos interpretar algunos datos de la siguiente manera:

- Una molécula de CH<sub>4</sub> reacciona con 2 moléculas de O<sub>2</sub>
- Un mol de CH<sub>4</sub> reacciona con 2 moles de O<sub>2</sub>
- Una molécula de CH<sub>4</sub> genera 1 molécula de CO<sub>2</sub>
- Un mol de CH<sub>4</sub> genera 1 mol de CO<sub>2</sub>

### ¡Para aprender con un ejemplo!

**ACTIVIDAD RESUELTA:** Indica cuántos moles de agua se generan si reaccionan 10 moles de CH<sub>4</sub> según la siguiente reacción:



**RESOLUCIÓN:**

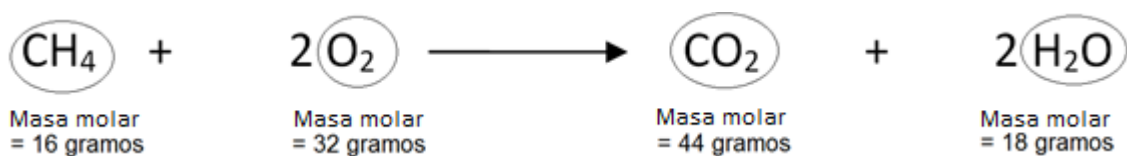
Como vemos en la reacción, cada un mol de CH<sub>4</sub> se generan dos moles de H<sub>2</sub>O.

Por lo tanto podemos establecer la siguiente regla de tres simple:

1 mol CH<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ 2 moles de H<sub>2</sub>O  
15 moles de CH<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ X moles

**X = 30 moles de H<sub>2</sub>O**

Por otra parte, también podemos incluir la relación entre las masas de los reactivos y productos de la siguiente manera (utilizando también la reacción química):

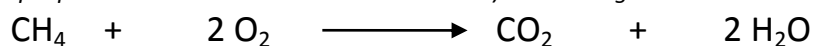


Teniendo en cuenta la masa, podemos interpretar los siguientes datos:

- 16 gramos de CH<sub>4</sub> reaccionan con 2 x 32 gramos de O<sub>2</sub>.
- 16 gramos de CH<sub>4</sub> generan 44 gramos de CO<sub>2</sub>
- 16 gramos de CH<sub>4</sub> generan 2 x 18 gramos de H<sub>2</sub>O

## ¡Para aprender con un ejemplo!

**ACTIVIDAD RESUELTA:** Indica cuántos gramos de agua se producen si poseemos 30 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) y lo quemamos completamente (es decir que producimos una reacción de combustión) como la siguiente:



**RESOLUCIÓN:** Si queremos saber qué cantidad de gramos de agua podemos producir en la reacción deberemos usar la **estequiometría** mediante los conceptos aprendidos sobre moles, masa molar y coeficientes estequiométricos.

Como vemos, establecemos la relación de masas y moles según la ecuación química de la siguiente manera:

$\text{CH}_4$	+	$2 \text{O}_2$	$\longrightarrow$	$\text{CO}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1 mol		2 moles		1 mol		2 moles
= 16 gramos		$2 \times 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$		= 44 gramos		$2 \times 18 \text{ g} = 36 \text{ g}$

TABLA ESTEQUIOMETRICA

Como vemos en la tabla estequiométrica de la reacción, 16 gramos de  $\text{CH}_4$  reacciona con 2 veces 32 gramos de  $\text{O}_2$  (64 gramos) generando 44 gramos de  $\text{CO}_2$  y 2 veces 18 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  (36 gramos).

Por lo tanto puedo establecer la siguiente regla de 3 simple:

16 gramos de  $\text{CH}_4$  \_\_\_\_\_ 2 x 18 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  (36 gramos)

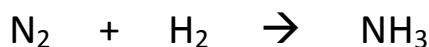
30 gramos de  $\text{CH}_4$  \_\_\_\_\_ X

$\frac{30 \times (36 \text{ gramos})}{16 \text{ gramos}} = 67,5 \text{ gramos de agua.}$

16 gramos

## Actividades

**27. a.** Balancea la siguiente ecuación química:



**b.** Realiza la tabla estequiométrica correspondiente (en gramos, moles y moléculas).

**c.** Corroborar que la cantidad de gramos de reactivos equivale a la cantidad de gramos de producto. ¿A qué se debe esto?

**28. a.** Completa la tabla estequiométrica de la siguiente ecuación química:



1 mol de $\text{CH}_4$	2 moles de $\text{O}_2$		1 mol de $\text{CO}_2$	2 moles de $\text{H}_2\text{O}$
16 gramos de $\text{CH}_4$				2 x 18 gramos De $\text{H}_2\text{O}$ =36 gramos
$6,02 \times 10^{23}$ moléculas				

**b.** Suma la masa de reactivo y de producto ¿Son iguales? ¿A qué se debe esto?

**c.** Con los datos de dicha tabla estequiométrica calcula los gramos de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) que reaccionarán si tengo 70 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ). Realiza la regla de 3 simple.

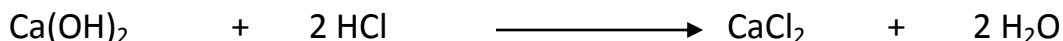
**d.** Con los datos de dicha tabla estequiométrica calcula los moles de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que se formarán si reaccionan 90 moles de oxígeno ( $\text{O}_2$ ).

**e.** Si se forman 30 moles de agua, ¿cuántos gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) reaccionarán?

**f.** Si reaccionan 70 moles de metano ( $\text{CH}_4$ ), ¿cuántos gramos de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) se formarán?

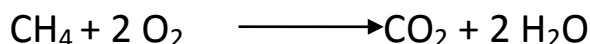
**g.** Si reaccionan 50 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ), ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) se producirán?

29. a. Realiza la tabla estequiométrica de la siguiente ecuación química debajo de dicha ecuación:



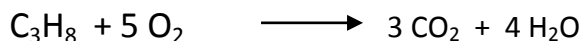
- b. Teniendo en cuenta los datos de la tabla estequiométrica armada, ¿cuántos gramos de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) se forman si reaccionan 150 gramos de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ )?  
c. Teniendo en cuenta los datos de la tabla estequiométrica armada, ¿cuántos moles de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) se forman si reaccionan 150 moles de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ )?  
d. ¿Cuántas moléculas de agua se producirán si reaccionan 80 moles de ácido clorhídrico?

30. Si en la reacción siguiente se produjeron 5 gramos de agua:



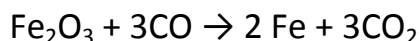
- a. ¿Cuántos moles de agua se produjeron?  
b. ¿Cuántas moléculas de agua se produjeron?  
c. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se produjeron?  
d. ¿Cuántos gramos de metano reaccionaron?  
e. ¿Cuántos moles de metano reaccionaron?  
f. ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono se produjeron?  
g. ¿Cuántos gramos de agua se producirán si reaccionan 900 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ )?

31. Se hace reaccionar 25 gramos de propano con una cantidad suficiente de oxígeno a partir de la siguiente ecuación:



- a. Calcula la masa de oxígeno que reacciona  
b. Calcula los gramos de dióxido de carbono que se producen  
c. Calcula los moles de dióxido de carbono que se producen  
d. Calcula las moléculas de agua que se producirán

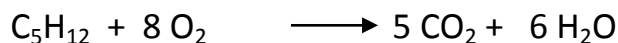
32. El proceso de obtención del hierro puro consiste en la reacción de óxido de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), con monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ). Este óxido de hierro se encuentra formando el mineral llamado Hematita y se suele encontrar mezcladas con silicatos en las rocas. La ecuación que representa la obtención de hierro en la industria es la siguiente:



Si en un laboratorio quiero obtener hierro puro a partir de 900 gramos de óxido de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )

- a. ¿Cuántos gramos de hierro ( $\text{Fe}$ ) voy a obtener?  
b. ¿Cuántos moles de hierro?  
c. ¿Cuántos gramos de monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) van a reaccionar con los 900 gramos del óxido?  
d. Si en una industria necesito producir 2000 gramos de hierro puro, ¿cuántos gramos del óxido de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) necesito tener?

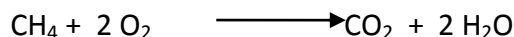
**33.** Se hacen reaccionar 3 moles de pentano con cantidad suficiente de oxígeno según la siguiente ecuación:



Calcula:

- Los moles de oxígeno reaccionan.
- La masa de oxígeno que reacciona.
- Los moles de dióxido de carbono que se obtienen.
- La masa de dióxido de carbono que se produce.
- La masa de agua que se produce.

**34.** La combustión de una cierta cantidad de metano ( $\text{CH}_4$ ) generó 10 gramos de agua mediante la siguiente reacción:



- ¿Cuál es la masa de metano que reaccionó?
- ¿Cuál es la masa de dióxido de carbono que se generó?
- ¿Cuántos moles de agua se generaron?

**35.** Teniendo en cuenta la anterior reacción, ¿qué cantidad de metano debe reaccionar (con suficiente oxígeno) para generar 8 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

### Respuestas

- 28.** c. 280 g  
d. 45 moles

- 29.** b. 229,16 g  
c. 60 moles

- 30.**  
a. 0,2777 moles  
b.  $1,67 \times 10^{23}$  moléculas  
c. 6,111 g  
d. 2,22 g  
e. 0,1388 moles  
f.  $8,36 \times 10^{22}$  moléculas

- 31.**  
a. 90,90 g  
b. 75 g  
c. 1,70 moles  
d.  $1,36 \times 10^{24}$  moléculas

- 33.**  
a. 24 moles  
b. 768 g  
c. 15 moles  
d. 660 g  
e. 324 g

- 32.** a. 630 g de Fe  
b. 11,25 moles de Fe  
c. 472,5 g de CO  
d. 2857,14 g de Fe

- 34.** a. 4,44 g  
b. 12,22 g  
c. 0,555 moles

- 35.** 3,55 g

## Simulación en PC: Reactivo limitante y en exceso

### PARTE 1: ANALOGIA ENTRE UNA REACCION QUIMICA Y LA PREPARACION DE SANDWICHES

Supongamos que realizamos una analogía (comparación) entre una reacción química y la elaboración de un sándwich de queso. Para ello utilizaremos un simulador en PC. Sigue los siguientes pasos y completa las actividades:

- Si queremos elaborar un sándwich con dos panes y un queso ¿Cómo escribirías la “ecuación química” de dicho proceso? Indica cuáles son los reactivos y los productos de dicha “ecuación química”.
- Escribe la ecuación química anterior en el simulador de PC. Como verás en la simulación podemos ingresar la cantidad de panes y de quesos para ver los productos que se forman. En el recuadro “ANTES DE REACCIONAR” ingresa la cantidad de panes y quesos necesaria para formar un sándwich. Observa el recuadro “DESPUES DE REACCIONAR”.
- Ingresa la cantidad de panes y quesos que crees necesaria para preparar 2 sándwiches. Confirma tu respuesta observando el recuadro “DESPUES DE REACCIONAR”.
- ¿Cuántos sándwiches se formarán si tengo 8 panes y 4 quesos? Ingresa dicha cantidad en la simulación y confirma tu respuesta. Indica si sobra algún reactivo.

*Reactivo limitante:* Reactivo que luego de la reacción química se agota en su totalidad.

*Reactivo en exceso:* Reactivo que sobra en una reacción química luego de transcurrida la misma.

- Si tengo 2 panes y 2 quesos, ¿Cuántos sándwiches se van a formar? ¿Cuál sería el “reactivo limitante” y cuál sería el “reactivo en exceso”? Explica.
- Si tengo 4 panes y 4 quesos, ¿Cuántos sándwiches se van a formar? ¿Cuál sería el “reactivo limitante” y cuál sería el “reactivo en exceso”? Explica.

### PARTE 2: REACTIVOS LIMITANTES Y EN EXCESO EN UNA REACCION REAL

Observa la ecuación química de la simulación que corresponde a la combustión de metano y responde:

- Copia la ecuación química correspondiente a la reacción. Indica el nombre de las sustancias reactivas y de los productos.
- Observa la simulación e indica a qué átomos corresponden las esferas rojas, blancas y grises.
- ¿Qué sucede si pongo en la simulación una molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ) y 2 de oxígeno ( $\text{O}_2$ )? Cuenta la cantidad de átomos antes y después de la reacción y verifica que se mantiene constante la cantidad de átomos.
- ¿Qué sucede si pongo en la simulación 2 moléculas de metano ( $\text{CH}_4$ ) y 4 de oxígeno ( $\text{O}_2$ )? Verifica en la simulación.
- ¿Qué sucede si agrego una molécula más de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) al caso del punto anterior? Explica e indica en ese caso qué sustancia es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
- ¿Cuántas moléculas de metano ( $\text{CH}_4$ ) y de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) debo poner en la simulación para formar 3 moléculas de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y 6 moléculas de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )?
- Indica qué reactivo es el limitante y cual el reactivo en exceso si reaccionan 4 moléculas de metano y 4 moléculas de oxígeno. ¿Cuántas moléculas y de que sustancia debo agregar para que no haya reactivo en exceso?

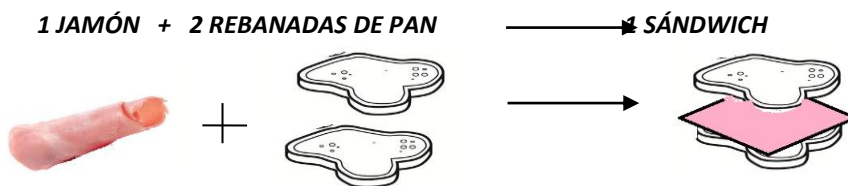
## Reactivos limitantes y en exceso

La estequiometría, rama de la química que estudia las relaciones de cantidad entre reactivos y productos de una reacción química, tiene una importancia fundamental en la ciencia ya que nos permite predecir cuánto necesito de reactivos para formar una cierta cantidad de productos como ya hemos estudiado. Pero además, la estequiometría me permite saber por qué las reacciones químicas finalmente se detienen.

Analicemos la siguiente analogía denominada "LA ANALOGÍA DEL SANDWICH":

En la cafetería de Artes tienen una "ecuación" (similar a una ecuación química) para preparar un sándwich de pan con jamón. Ellos requieren de 1 jamón y 2 rebanadas de pan, por cada sándwich que deban preparar.

La "ecuación" la podemos representar de la siguiente forma:



Si pensamos la anterior ecuación como una reacción química entonces podemos decir que el jamón y el pan son los reactivos y el sándwich el producto. Por lo tanto analicemos la siguiente situación:

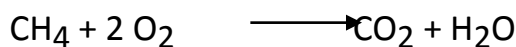
Si se cuenta con 5 jamones y 12 rebanadas de pan, ¿cuántos sándwiches se podrán preparar? ¿sobrará alguna pieza? ¿Cuántas?

En este caso para hacer 1 sándwich, cada 1 jamón necesito 2 panes; entonces si tengo 5 jamones necesitaré 10 rebanadas de pan para hacer 5 sándwiches. Pero como cuento con 12 rebanadas de pan entonces:

- Podré preparar 5 sándwiches
- Me sobrarán 2 rebanadas de pan → El pan será el "reactivo en exceso".
- El jamón será el que me limite la producción de sándwiches ya que se gasta primero ("reactivo limitante").

En una reacción química el reactivo limitante es el reactivo que se agota primero luego de la reacción. El otro reactivo se denomina reactivo en exceso. En una reacción química real, el reactivo limitante es el que limita la reacción ya que se agota primero y no permite que la reacción siga al igual que el jamón en esta analogía.

Por ejemplo, estudiemos la siguiente reacción de combustión del metano:



Como vemos, la reacción química posee 2 reactivos (metano y oxígeno) que reaccionarán para formar dióxido de carbono y agua. ¿Pero hasta cuando se produce la reacción? La reacción química seguirá produciéndose hasta que uno de los dos reactivos se agote. Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante. Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado. Por contrario, el otro reactivo que no es limitante se denomina reactivo en exceso.

**Reactivo limitante:** Reactivo que se agota primero en la reacción.

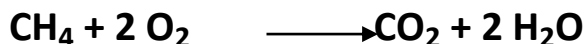
**Reactivo en exceso:** Reactivo que no se agota por completo durante la reacción.

**La cantidad de producto que se obtenga de la reacción, dependerá siempre de la cantidad de reactivo limitante que se tenga en la reacción. Por lo tanto debo utilizar siempre la relación estequiométrica con la cantidad del reactivo limitante.**

¿Cómo utilizamos la estequiometría para darnos cuenta cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso? Para ello realizaremos el siguiente ejemplo:

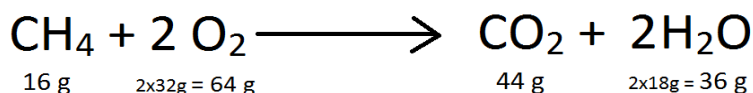
**EJEMPLO: ¿Cómo calcular cuál es el reactivo limitante?**

**ACTIVIDAD:** Supongamos que tenemos la siguiente reacción de combustión:



Si poseemos 2 gramos de metano y 4 gramos de oxígeno. ¿Cuál es el reactivo limitante?

**RESOLUCION:** En primer lugar debemos realizar la tabla que relacione las cantidades en gramos según la ecuación química (como ya venimos trabajando):



Como vemos, cada 16 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) reaccionan 64 gramos de oxígeno ( $\text{O}_2$ ). Pero según el problema, tenemos 2 gramos de metano y 4 gramos de oxígeno. ¿Cuál será el reactivo que se acabe en primer lugar?

**PASO 1:** Tomar la cantidad de cualquiera de los reactivos y según la ecuación química, realizar el cálculo para saber cuánto necesitaría del otro reactivo para que se gaste todo. Por ejemplo, tomemos los 2 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) y calculemos cuánto oxígeno necesito para que el metano reaccione en total:

$$\begin{array}{l} 16 \text{ gramos de metano (CH}_4\text{)} \text{ _____ } 64 \text{ gramos de oxígeno (O}_2\text{)} \\ 2 \text{ gramos de metano (CH}_4\text{)} \text{ _____ } \mathbf{X = 8 \text{ gramos de oxígeno}} \end{array}$$

Como vemos, para que los 2 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) reaccionen debo tener 8 gramos de oxígeno ( $\text{O}_2$ ).

**PASO 2:** Observar si tenemos más o menos gramos de oxígeno (según lo calculado) para que todo metano ( $\text{CH}_4$ ) reaccione. Según lo calculado necesitamos tener 8 gramos de oxígeno para que todo el metano reaccione y según el problema tenemos solo 4 gramos de oxígeno.

**POR LO TANTO, COMO TENGO MENOS OXIGENO DEL QUE NECESITO PARA QUE TODO EL METANO REACCIONE, EL REACTIVO LIMITANTE ES EL OXÍGENO Y EL REACTIVO EN EXCESO ES EL METANO.**

**PASO 3:** Para realizar cualquier cálculo estequiométrico (por ejemplo analiza cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se produjeron debo utilizar siempre la relación estequiométrica con los gramos de **reactivo limitante** que tenga (no utilizar el reactivo en exceso!!!).

*Actividades*

**36.** Define reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿A causa de qué reactivo (limitante o en exceso) las reacciones químicas suelen detenerse?

**37.** Lee atentamente la analogía del sándwich de jamón en la página 1 y responde según dicha “ecuación”:

- Copia la “ecuación química” de la formación de un sándwich según el texto.
- ¿Cuántos sándwiches de Jamón podré preparar si tengo 8 fetas de jamón y 12 panes? ¿Me sobrará pan o jamón?
- ¿Cuál sería el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso? ¿Por qué?
- Si ahora tengo 8 fetas de jamón y 19 panes, ¿Cuál será el reactivo limitante y el reactivo en exceso?

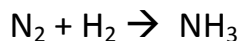
**38.** Se sabe que si tengo 2 gramos de metano y 4 gramos de oxígeno, el reactivo limitante es el oxígeno cuando reaccionan según la siguiente ecuación:



Sin hacer cálculos responde:

- ¿Qué reactivo se agotará primero? ¿Qué reactivo sobrar?
- ¿A causa de qué reactivo (limitante o en exceso) la reacción química se detuvo?
- ¿Qué reactivo debería agregar para que la reacción química siga realizándose?
- ¿Qué sucederá si agrego el reactivo del punto c) durante mucho tiempo? ¿La reacción seguirá para siempre?

**39.** Se hacen reaccionar 100 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) con 25 g de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) para producir amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) según la siguiente reacción:



- Balancea la ecuación
- ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Y el reactivo en exceso?
- ¿Qué reactivo se agotará primero? ¿Qué reactivo sobrar?
- ¿A causa de qué reactivo (limitante o en exceso) la reacción química se detuvo?
- ¿Qué reactivo debería agregar para que la reacción química siga realizándose?
- ¿Qué sucederá si agrego el reactivo del punto e) durante mucho tiempo? ¿La reacción seguirá para siempre?

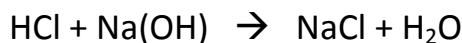
**40.** El oro es resistente al ataque de la mayoría de los reactivos, pero el cloro gaseoso caliente es químicamente activo para producir una reacción. La reacción que se verifica a  $150^\circ$  es:



Suponé que en un recipiente sellado hay 10 g de oro y 10 g de cloro que se calienta para que la reacción sea completa:

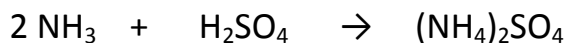
- ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Y el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso reaccionan? ¿Cuántos gramos sobran?
- ¿Cuántos gramos de  $\text{AuCl}_3$  se obtienen? ¿Cuántos moles?
- Teniendo en cuenta la masa del reactivo en exceso que sobra. ¿Cuántos gramos de limitante deberías agregar para que la reacción química sea completa?

**41.** Para producir cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), se colocan 20 g de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) y 80 de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) a partir de la siguiente reacción:



- ¿Cuál es el reactivo limitante y el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso reaccionan? ¿Cuántos gramos sobran?
- ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) se obtienen? ¿Y cuántos moles?
- ¿Cuántos moles de agua se obtienen? ¿Y cuántos moles?
- Teniendo en cuenta la masa del reactivo en exceso que sobra. ¿Cuántos gramos de limitante deberías agregar para que la reacción química sea completa?

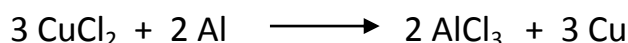
**42.** El sulfato de amonio ((NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) es un fertilizante que se obtiene industrialmente haciendo reaccionar amoníaco con ácido sulfúrico según la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 250 g de ácido sulfúrico con 250 g de amoníaco puro.

- ¿Cuál es el reactivo limitante y el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar? ¿Y cuántos moles?
- ¿Cuántos gramos de fertilizante se obtienen?
- Teniendo en cuenta la masa del reactivo en exceso que sobra. ¿Cuántos gramos de limitante deberías agregar para que la reacción química sea completa?

**43.** Se realizó la siguiente reacción química en el laboratorio con 50 gramos de aluminio (Al) y 80 gramos de cloruro de cobre (CuCl<sub>2</sub>):



- ¿Cuál es el reactivo en exceso y cuál el reactivo limitante?
- ¿Qué cantidad del reactivo en exceso reaccionó?
- ¿Qué cantidad de cobre (Cu) se produjo?
- ¿Qué cantidad de moles de cloruro de aluminio (AlCl<sub>3</sub>) se produjo?
- Si suponemos que trabajamos en un laboratorio y nos piden sintetizar 100 gramos de cobre (Cu). ¿Qué cantidad de cloruro de cobre (CuCl<sub>2</sub>) y de aluminio (Al) deberían reaccionar para que no me sobre ningún reactivo?

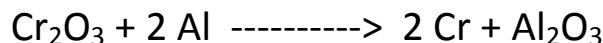
**44.** La ecuación de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético es la siguiente:



Si tengo 250 g de bicarbonato de sodio y 300 gramos de ácido acético:

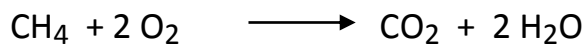
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) se obtienen?
- Si tenemos que producir 800 gramos de agua, ¿Qué cantidad de reactivos deberían reaccionar para que no me sobre ningún reactivo luego de la reacción?

**45.** Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita). Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) con 100 g de aluminio (Al), se forma cromo (Cr) y óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) según la siguiente ecuación.:



- Indica cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
- ¿Cuál es la masa que reacciona de cada reactivo?
- ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes?
- ¿Cuántos moles se obtienen de óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)?
- Realiza una regla de 3 simple para obtener la cantidad de átomos de aluminio (Al) que reaccionaron.
- Teniendo en cuenta la masa del reactivo en exceso que sobra. ¿Cuántos gramos de limitante deberías agregar para que la reacción química sea completa?

**46.** Un científico realiza la siguiente reacción química con 30 gramos de metano (CH<sub>4</sub>) y 20 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>):



- a. Indica cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
- b. ¿Cuál es la masa que reacciona de cada reactivo? ¿Cuánto sobra de cada uno?
- c. ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se producen?
- d. Calcula las moléculas de agua que se producen.
- e. Teniendo en cuenta la masa del reactivo en exceso que sobra. ¿Cuántos gramos de limitante deberías agregar para que la reacción química sea completa?

**Actividad:** El siguiente caso corresponde a un ejercicio resuelto por un estudiante. En cursiva se encuentra sus respuestas. Encuentra los errores y corrígelos fundamentando cada corrección:

**Consigna:** El proceso de obtención del hierro puro (Fe) consiste en la reacción de un mineral llamado Hematite ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) con monóxido de carbono (CO) según la siguiente ecuación:

$\text{Fe}_2\text{O}_3$	+	$3 \text{ CO}$	$\rightarrow$	$2 \text{ Fe}$	+	$3 \text{ CO}_2$
160 g		84 g		112 g		132 g
1 mol		3 moles		2 moles		3 moles

Si en el laboratorio se hacen reaccionar 200 gramos de Hematite ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) con 300 gramos de monóxido de carbono (CO)

a) Realiza la tabla estequiométrica de la ecuación.

b) ¿Cuántos gramos de cada reactivo reaccionaron?

160 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ 84 g de CO  
de CO

200 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ X = 105 g de CO  
g de CO

160 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ 84 g

X = 571,42 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ 300

RTA: Reaccionaron 571,42 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (reactivo limitante) y 105 g de CO (reactivo en exceso).

c) ¿Cuántos gramos de hierro (Fe) se producirán?

84 g de CO \_\_\_\_\_ 112 g de Fe

300 g de CO \_\_\_\_\_ X = 400 Fe

RTA: Reaccionarán 400 g de hierro (Fe).

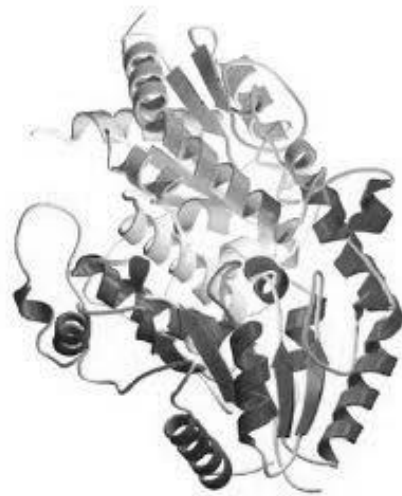
d) ¿Cuántos moles de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) se liberan?

160 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ 3 moles de  $\text{CO}_2$

571,42 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ X = 10,71 moles de  $\text{CO}_2$

RTA: Se liberarán 10,71 moles de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ )

# Capítulo 5



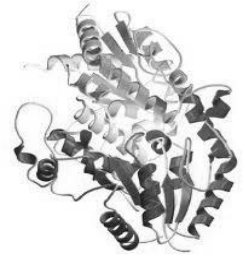
Biomoléculas:  
Proteínas e hidratos de carbono

# Química del carbono - 6° año


## Capítulo 5: Biomoléculas; Proteínas e hidratos de carbono

### INTRODUCCIÓN: ¿Qué son las biomoléculas?

Las biomoléculas son moléculas estructurales fundamentales por las que se encuentran contruidos los seres vivos, siendo la base esencial y fundamental de la vida y de la salud. Son sintetizadas por los seres vivos a partir de la alimentación y están constituidas principalmente por cadenas de carbono y elementos como el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre.



Las biomoléculas orgánicas pueden agruparse en cuatro grandes tipos:

Biomoléculas			
Proteínas	Hidratos de carbono	Lípidos	Ácidos nucleicos
Tienen diversas funciones; estructurales, de transporte, como enzimas que facilitan las reacciones químicas dentro de las células, entre otras.	Se utilizan como fuente de energía de uso inmediato para los seres vivos.	Gran importancia como fuentes de reserva de energía y como uno de los constituyentes principales de las membranas celulares.	Son los responsables de contener la información genética de las células, así como de dirigir la síntesis de proteínas.
			

1. Analiza la siguiente tabla y responde las preguntas:

BIOMOLÉCULA	ELEMENTOS QUE LOS CONFORMAN	MONÓMEROS	FUNCIONES
Proteínas	C, H, O, N, S	Aminoácidos	- Estructural - Reserva - Enzimática - Defensa - Transporte - Contráctil - Hormonal
Hidratos de carbono (glúcidos)	C, H, O	Monosacáridos	- Energética - Estructural
Lípidos	C, H, O, N, P	Ácidos grasos Glicerol	- Reserva - Estructural - Hormonal
Ácidos nucleicos (ADN y ARN)	C, H, O, N, P	Nucleótidos	- Información genética - Síntesis de proteínas

- a. ¿A qué se denomina biomolécula? ¿Cuáles son los elementos que se repiten en todas las biomoléculas?  
 b. Busca en internet los siguientes ejemplos y completa la tabla (en tu carpeta):

Ejemplo	Tipo de biomolécula	Tipo de función	Explicación breve de su función
Quitina			
Hemoglobina			
Fosfolípidos			
Glucosa			
Triglicéridos			
Insulina			

c. Lee el siguiente párrafo titulado “La síntesis de proteínas” y observa el video que te mostrará el profesor (<https://www.youtube.com/watch?v=me0MRWI73yA&t=6s&spfreload=10> ). Luego responde:

- I. ¿Qué relación hay entre nuestro código genético, las proteínas y nuestras características (color de pelo, suavidad de la piel, forma de la nariz, etc.)?
- II. ¿Qué función cumplen las enzimas en general? ¿Y el aminoacil-ARNt-sintetasa? (Recuerda la definición de enzima que vimos en la unidad pasada). ¿Qué función cumple según el video la enzima ARNpolimerasa?
- III. ¿Qué diferencia estructural hay entre las proteínas que existen en la naturaleza?
- IV. ¿Cuántos aminoácidos existen en la naturaleza?

**La síntesis de proteínas**

La síntesis de proteínas es un proceso que comienza con el paso de la información genética del ADN al ARN mensajero (ARNm) en el núcleo de las células. Tras el proceso de maduración del ARNm, éste sale del núcleo y ya en el citoplasma se une a un ribosoma donde dirige la traducción, proceso en el que la información codificada en los nucleótidos de dicho ARN determina el orden de aminoácidos de la proteína. Este orden de aminoácidos es la que determina finalmente la estructura tridimensional y por tanto la función de la proteína.

Las proteínas son una tira de aminoácidos enlazados de cada uno de los 20 disponibles. Los aminoácidos se unen a los ARN de transferencia (ARNt) que los llevarán hasta el lugar de síntesis proteica, donde serán encadenados uno tras otro. La enzima aminoacil-ARNt-sintetasa permite que el aminoácido correcto se una al ARNt para que luego se una a otro aminoácido y se vaya generando la cadena proteica.

Una vez sintetizada o incluso mientras se sintetiza la proteína se pliega adoptando una forma característica que le permite ejercer su función. De esta forma se produce el importante flujo de información biológica desde el ADN al ARN y finalmente a la secuencia de la proteína que al determinar su estructura le capacita para una determinada función.

# Las proteínas

## Las funciones de las proteínas

Como dijimos anteriormente, las proteínas son una de las biomoléculas que desempeñan un mayor número de funciones en las células de todos los seres vivos. Representan por lo menos el 50% del peso seco de la mayoría de los organismos, y debido a esta abundancia, cumplen variadísimas funciones biológicas.

- **FUNCIÓN ESTRUCTURAL:** Una gran cantidad de estructuras celulares está constituida por proteínas que actúan como filamentos y “anclas” de soporte. Por ejemplo, el colágeno es una proteína fibrosa que forma parte de los tendones y cartílagos, de gran resistencia a la tensión; la elastina constituye los ligamentos, mientras que la queratina forma la estructura del pelo y las uñas.
- **FUNCIÓN CONTRACTIL O DE MOVIMIENTO:** Algunas proteínas permiten que la célula o determinadas organelas se muevan, cambien de forma, etc. La contracción de los músculos se realiza a expensas de dos proteínas, la miosina y la actina. Las integrinas y las tubulinas, mueven el citoesqueleto de la célula.
- **FUNCIÓN DE NUTRICIÓN O RESERVA:** Algunas proteínas sirven como nutrientes celulares, por ejemplo, la caseína de la leche y la ovoalbúmina del huevo.
- **FUNCIÓN DE TRANSPORTE:** Algunas proteínas transportan sustancias a ambos lados de la membrana plasmática, y otras, en los líquidos extracelulares. Por ejemplo, la hemoglobina de los glóbulos rojos transporta oxígeno a los tejidos.
- **FUNCIÓN ENZIMÁTICA:** Muchas proteínas son capaces de acelerar la velocidad de las reacciones químicas, es decir, actúan como catalizadores biológicos. Dichas proteínas son llamadas **enzimas**. Por ejemplo la pepsina rompe las proteínas ingeridas por el organismo, en sus respectivos aminoácidos mientras que la lipasa es una enzima que actúa degradando grasas.
- **FUNCIÓN HORMONAL:** Estas proteínas permiten regular la actividad fisiológica y metabólica de las células, y actúan como mensajeros químicos que “disparan” acciones determinadas en algún órgano. Estas proteínas se denominan **hormonas**. En esta categoría se incluyen a la insulina, la tiroxina y la hormona de crecimiento.
- **FUNCIÓN DE DEFENSA:** Algunas proteínas defienden al organismo ante una invasión o agresión externa. Los anticuerpos son proteínas que permiten reconocer y neutralizar bacterias y virus.

### Actividades

2. En los párrafos siguientes se enuncian características de algunas proteínas del cuerpo humano. Identifica a qué tipo de funciones de las proteínas corresponden cada una de ellas (Estructural, contractil, enzimática, etc.)

**a. Hemoglobina:** Proteína globular formada por 4 cadenas polipeptídicas presente en la sangre y encargada de trasladar el oxígeno por el cuerpo.

**b. Queratina:** Proteína presente en la capa externa de la piel y el cabello, que presenta una gran resistencia mecánica.

**c. Proteasa:** Proteína que permite romper el enlace peptídico acelerando la reacción.

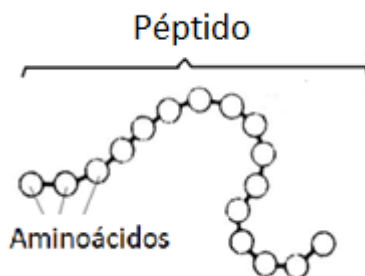
**d. Miosina:** Proteína que se relaciona con la contracción muscular.

**e. Mucinas:** Tienen efecto germicida y protegen a las mucosas.

**f. Lipoproteínas:** Transportan lípidos por la sangre.

## Los aminoácidos

Las proteínas están formadas por unidades que se repiten denominadas **aminoácidos**, a los cuales podríamos considerar como “los ladrillos de las proteínas”. Una “hilera” de estos aminoácidos se denomina **péptido** mientras que una hilera (péptido) de más de 100 aminoácidos se denomina Proteína. Las proteínas también pueden estar formadas por un conjunto de más de un péptido.



### INFO EXTRA: ¿De donde obtenemos aminoácidos para fabricar las proteínas?



*Los aminoácidos para fabricar las proteínas de nuestro cuerpo los obtenemos de la alimentación. Entre los alimentos con proteínas de origen animal se encuentran en huevos, aves, pescados, carnes y productos lácteos. Las proteínas en alimentos de origen vegetal se encuentran en la soja, frutos secos, champiñones, legumbres y cereales. El cuerpo rompe dichas proteínas de los animales y vegetales para “armar” sus propias proteínas.*

## Estructura de un aminoácido

Los aminoácidos se caracterizan por poseer un grupo funcional denominado carboxilo (R-COOH) - propio de las moléculas orgánicas denominadas ácidos carboxílicos -, un grupo amino (R-NH<sub>2</sub>) -propio de las moléculas orgánicas denominadas aminas- y una cadena lateral (-R) que varía según cada aminoácido. En el siguiente esquema se observa la estructura general de un aminoácido.

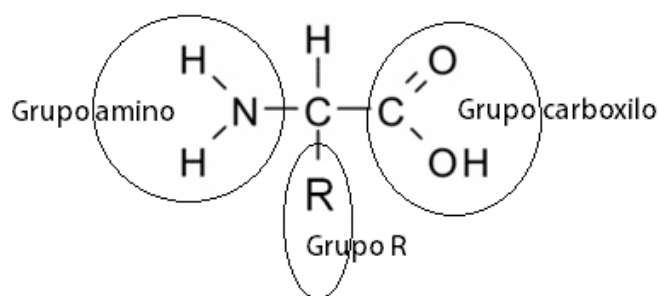
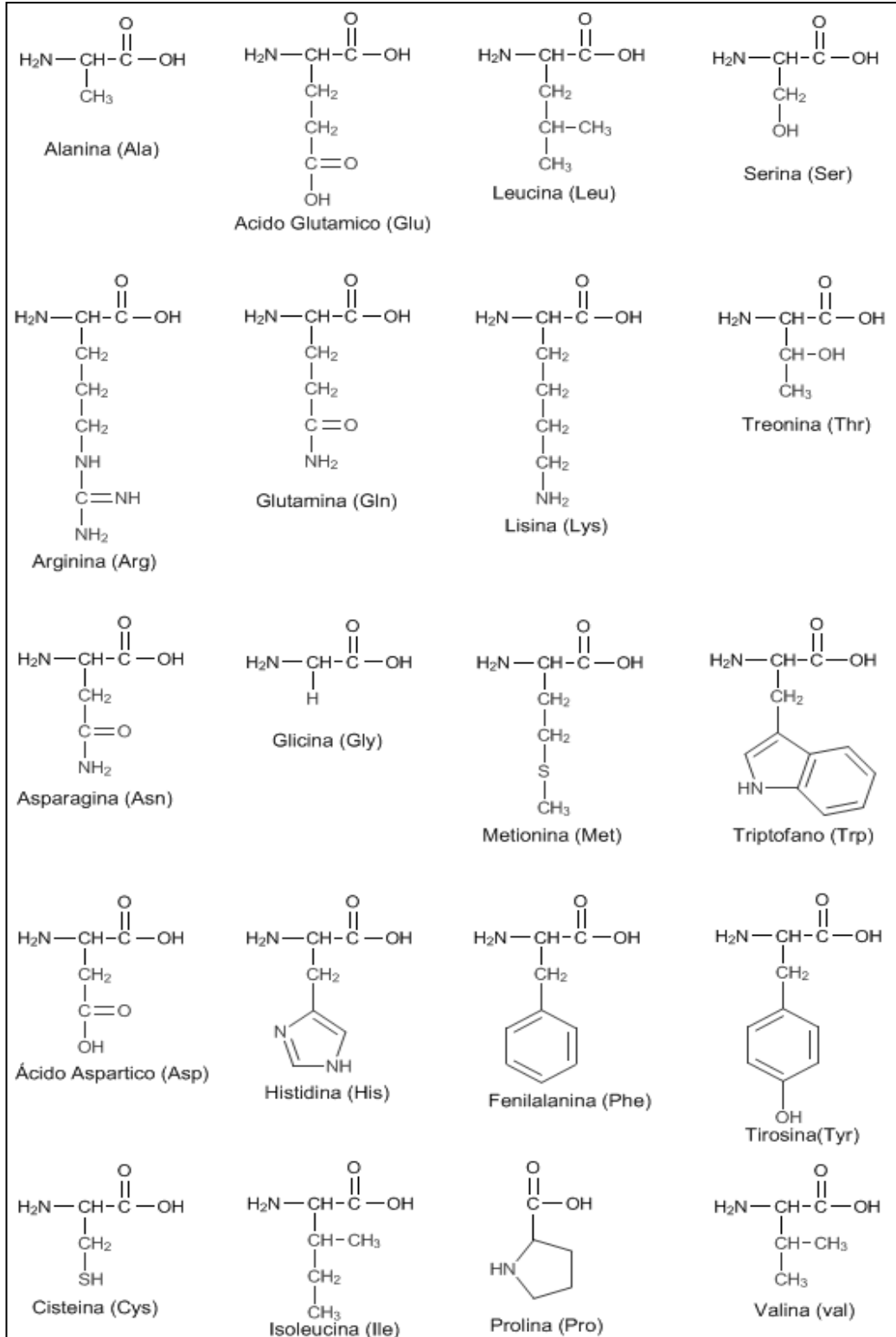


Figura: Estructura de un aminoácido

En la actualidad son 20 los aminoácidos conocidos, de los cuales 8 resultan esenciales para la vida humana.

### Tabla de los veinte aminoácidos

En la siguiente tabla se observan las estructuras de los veinte aminoácidos, sus nombres y sus abreviaturas que suelen ser a partir de tres letras. Por ejemplo para a la Alanina se la suele abreviar "ALA". Cabe destacar que muchos cuadros de aminoácidos en los libros poseen distintas clasificaciones según distintas propiedades. En el cuadro siguiente, los aminoácidos se dividen según sean no polares, polares sin carga (en su grupo -R) y polares con carga (ya sea positiva o negativa en su grupo -R). Éste será el criterio que utilizaremos para clasificarlos.



**Figura:** Cuadro de los 20 aminoácidos.

3. Lee las páginas anteriores y define los siguientes términos:

- Aminoácido
- Péptido
- Proteína

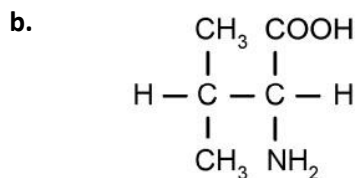
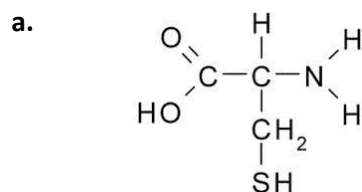
4. a. ¿De dónde obtiene el hombre las proteínas?

b. ¿Cuántos aminoácidos existen en la naturaleza? ¿En qué se diferencian cada uno de ellos de acuerdo a su estructura?

5. ¿Cómo es la estructura de un aminoácido en general? Dibújalo y señala cada uno de los grupos funcionales que los constituyen y el grupo -R.

6. Como vimos en el texto, los 20 aminoácidos se diferencian entre sí por poseer distintos grupos -R. Dibuja la estructura de la Alanina y la de la Cisteína señalando sus grupos -R, sus grupo funcional amina y su grupo carboxilo.

7. Observa los siguientes aminoácidos, marca sus grupos -R, amino y carboxilo. Luego nombra a cada aminoácido:



8. Dibuja la estructura de la Serina (Ser) y de la Valina (Val). Marca en cada aminoácido:

- El grupo funcional carboxilo
- El grupo funcional amina
- El grupo lateral -R

9. Dibuja la estructura de la Leucina (Leu) y del ácido aspártico (Asp). Marca en su estructura:

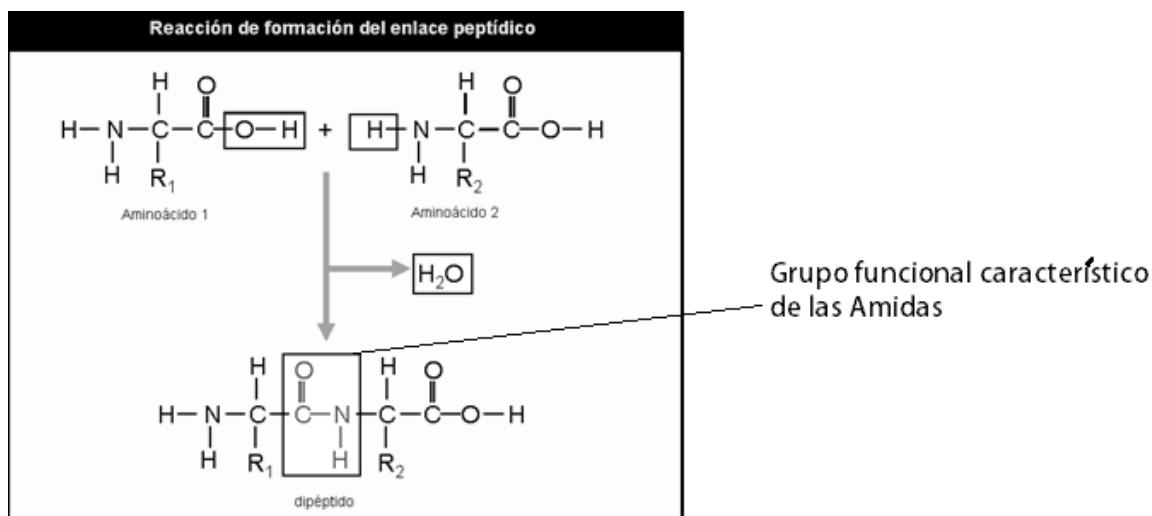
- El grupo funcional carboxilo
- El grupo funcional amina
- El grupo lateral -R

## Los péptidos y el enlace peptídico

Anteriormente, estuvimos trabajando con los monómeros de las proteínas denominados aminoácidos. De esta manera y como lo anunciamos, en esta segunda parte, nos dedicaremos a estudiar la estructura de las proteínas a partir de la unión de aminoácidos para formar los péptidos. En este caso, se forma un nuevo grupo funcional además del grupo carboxilo y el grupo amino que ya hemos visto; estamos hablando del **grupo amida**.

Los péptidos están formados por la unión de 2 o más aminoácidos mediante un enlace denominado **enlace peptídico**. Este es un **enlace covalente** que se establece entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino del siguiente, dando lugar al desprendimiento de una molécula de agua. De esta manera se forma un nuevo grupo funcional característico de las moléculas orgánicas denominadas Amidas.

En el siguiente esquema se puede observar la reacción de formación de un péptido a partir de 2 aminoácidos con el desprendimiento de una molécula de agua. Además se indica el nuevo enlace que se forma que corresponde al grupo funcional amida:



De esta manera, en la formación de los péptidos, los aminoácidos se van uniendo entre sí formando cadenas de longitud y secuencia variable. Cuando hablamos de secuencia variable, queremos decir que los aminoácidos pueden estar ordenados de muchas maneras. Para denominar a estas cadenas según la cantidad de aminoácidos, se utilizan prefijos convencionales como:

**Dipéptidos:** Si el n<sup>o</sup> de aminoácidos es 2.

**Oligopéptidos:** Si el n<sup>o</sup> de aminoácidos es menor de 10.

**Polipéptidos:** Si el n<sup>o</sup> de aminoácidos es mayor de 10.

Cada péptido se suele escribir, convencionalmente, de izquierda a derecha, empezando por el extremo que posee un grupo amino libre (grupo amino terminal) y finalizando por el extremo en el que se encuentra un grupo carboxilo libre (grupo carboxilo terminal).

Lo que varía de unos péptidos a otros es el número, la naturaleza (el tipo) y el orden de sus aminoácidos.

## Llegando a la definición de PROTEÍNA

Los péptidos se diferencian de las proteínas en que son más pequeños (es decir están formados por menor cantidad de aminoácidos). En cambio, en el caso de las proteínas, encontramos una mayor cantidad de aminoácidos. Cuando hay más de 100 aminoácidos el péptido se considera una **proteína**.

La otra diferencia entre los péptidos y las proteínas se encuentra en que las proteínas pueden estar formadas, incluso, por la unión de varios de estos péptidos como vemos en el caso de la hemoglobina que está formada por una unión de 4 polipéptidos.

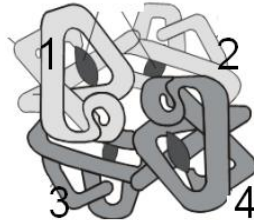


Figura: Estructura de la proteína hemoglobina donde se observan los 4 polipéptidos unidos.

## Actividades

10. Define: Péptido - Enlace peptídico - Dipéptido - Oligopéptido – Polipéptido – Proteína

11. ¿Cómo se denomina el grupo funcional que se forma al unirse los aminoácidos para formar un péptido?

12. Ordena las siguientes estructuras según su tamaño en forma creciente:

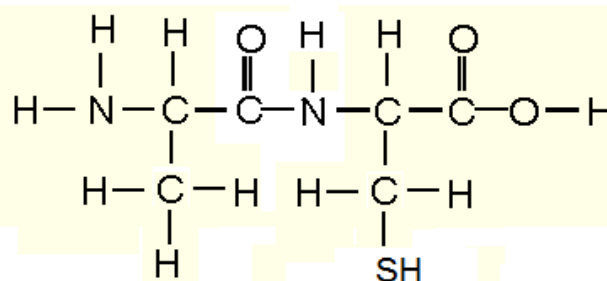
PÉPTIDO – AMINOÁCIDO – ÁTOMO - PROTEÍNA

13. a. ¿En qué se diferencia un péptido de una proteína?

b. ¿Qué grupos funcionales están presentes en una proteína?

14. Marca en el siguiente dipéptido:

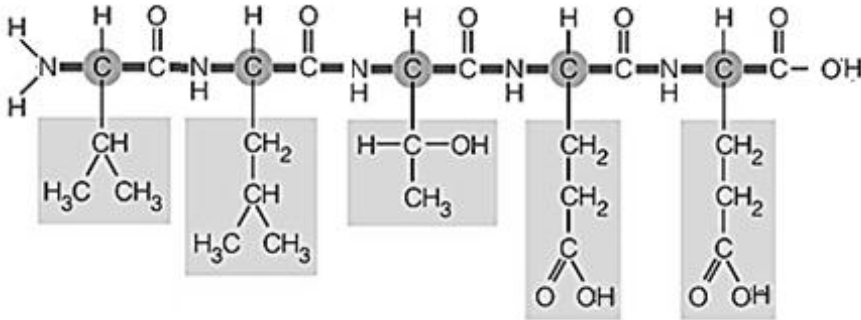
- El enlace peptídico
- El grupo amino libre
- El grupo carboxilo libre
- Los dos aminoácidos presentes (nómbralos observando la tabla de aminoácidos)
- Los grupos –R de cada aminoácido



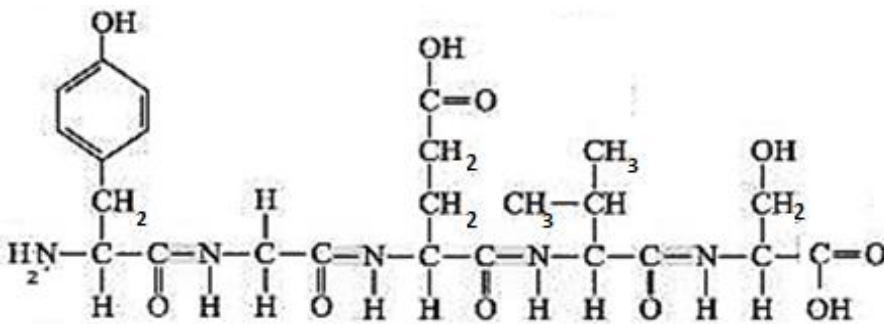
15. Observa los siguientes péptidos y realiza las siguientes actividades:

- a. Escribe el nombre de los aminoácidos presentes en cada péptido.
- b. Marca en los mismos dibujos los enlaces peptídicos.
- c. Marca los aminoácidos terminales con el grupo carboxilo libre y los aminoácidos terminales con el grupo amino libre.

**Péptido 1:**



**Péptido 2:**



16. Arma los siguientes péptidos y marca los grupos -R, los grupos carboxilo y amino terminal y los enlaces peptídicos:

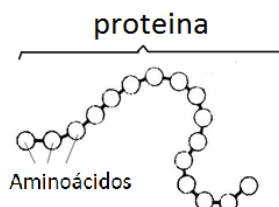
- GLY-SER
- TYR-VAL-ALA
- SER-CYS-MET

## Trabajo práctico de laboratorio: Identificación de proteínas

### Introducción teórica

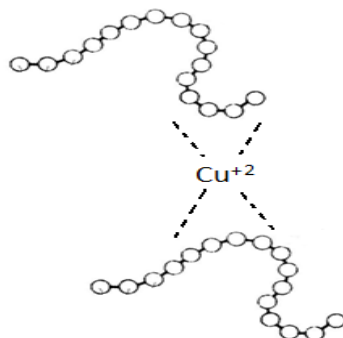
Las proteínas son una de las biomoléculas que desempeñan un mayor número de funciones en las células de todos los seres vivos. Forman parte de la estructura básica de los tejidos (músculos, tendones, piel, uñas, etc.) y por otro, desempeñan funciones metabólicas y reguladoras (asimilación de nutrientes, transporte de oxígeno y de grasas en la sangre, inactivación de materiales tóxicos o peligrosos, etc.).

Las proteínas están formadas por unidades que se repiten denominadas **aminoácidos**, a los cuales podríamos considerar como “los ladrillos de las proteínas”. Una “hilera” de estos aminoácidos e incluso uniones entre dichas hileras se denomina entonces proteína. Generalmente esta hilera se encuentra enrollada sobre sí misma.



Para identificar proteínas se pueden utilizar varios métodos químicos como la precipitación o el método denominado “Biuret”.

La proteína del huevo (ovoalbúmina) puede ser detectada a partir del método denominado “Biuret”. En este caso, agregando primero hidróxido de sodio (NaOH) para que la cadena quede sin ningún otro átomo adherido (como hidrógenos) y luego sulfato de cobre, la solución donde se encuentra la proteína se vuelve violeta. Este fenómeno ocurre ya que el cobre se ubica entre medio de las cadenas de proteínas unido por fuerzas de atracción electrostática como se observa en la siguiente figura.



### Objetivos

Identificar la proteína del huevo denominada “ovoalbúmina” utilizando métodos químicos.  
Identificar la proteína de la leche utilizando el método de desnaturalización de proteínas.

### Materiales

- Pipetas y propipetas
- Vasos de precipitado
- Embudo
- Espátula
- Clara de huevo
- Sulfato de cobre
- Hidróxido de sodio
- Leche
- Tubo de ensayo

## Diseño experimental

1. Introducir la clara de huevo en un vaso de precipitado y agregarle 50 ml de agua.
2. Mezclar la solución hasta que deje de ser viscosa
3. Agregar la solución de clara de huevo y agua en un tubo de ensayo (hasta 3 cm de altura aproximadamente)
4. Agregar al tubo, un poco de hidróxido de sodio desde el gotero (una buena cantidad).
5. Agitar la mezcla y agregar 3 ml de solución de sulfato de cobre en agua (previamente preparada\*) con la pipeta.
6. Agitar y observar los resultados.
7. Toma tubo de ensayo y añade.
8. Añade un poco de leche a un tubo de ensayo.
9. Agrega a dicho tubo una cantidad determinada de vinagre hasta observar un precipitado blanco.

\* Para la preparación de sulfato de cobre agregar en un erlenmeyer 150 ml de agua y 2 o 3 cucharaditas de sulfato de cobre y agitar hasta que la solución se vuelva celeste.

## Resultados:

Contesta: ¿Qué observaron cuando agregaron hidróxido de sodio y luego sulfato de cobre a la solución de clara de huevo?

¿Qué observaron al agregar vinagre a la leche?

## Conclusiones

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Se pudo cumplir el objetivo? ¿Cómo se dieron cuenta?
2. ¿Por qué se produce el color violáceo en la detección de proteínas del huevo? Explica el método de Biuret.

3. La proteína del huevo se denomina Ovoalbúmina. La siguiente frase fue extraída de un texto donde se explica su función.

*“Durante el desarrollo del embrión, la ovoalbúmina es esencial ya que almacena los aminoácidos necesarios para que el mismo se vaya gestando”*

Teniendo en cuenta la frase, ¿a cuál de las funciones de las proteínas está asociada la ovoalbúmina? Justifica tu respuesta teniendo en cuenta las funciones de las proteínas descritas en este módulo.

4. ¿Qué sucede con la estructura de la proteína de la leche (Caseína) al agregar vinagre? Explica e indica qué otras formas de desnaturar una proteína existen.

5. Indica si las siguientes oraciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsas justifica tu respuesta.

- a. La reacción de identificación de Biuret debe realizarse en medio básico.
- b. La reacción de Biuret puede identificar también aminoácidos sueltos.
- c. En la desnaturación de proteínas, los aminoácidos se “desunen”.

## Trabajo práctico: Fabricación de ricota

Las reacciones de precipitación son utilizadas en la industria láctea, donde se precipitan las proteínas de la leche para fabricar quesos. Para ello se acidifica la leche con ácido cítrico ( $C_6H_8O_7$ ) presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en el limón y la naranja, o con ácido acético ( $CH_3COOH$ ), presente en el vinagre.

Les proponemos realizar **EN GRUPO** una reacción de precipitación y obtener queso ricota. Luego contesten el cuestionario. Van a necesitar: 250 cm<sup>3</sup> de leche entera, un recipiente para calentar, mechero, jugo de medio limón, cuchara de madera, equipo de filtración (puede ser un colador de poros pequeños o un cedazo).



### Paso a paso

- 1.º Coloquen en un recipiente para calentar 250 cm<sup>3</sup> de leche entera. Preparen el jugo de medio limón; tengan la precaución de quitar las semillas.
  - 2.º Calienten la leche a fuego bajo hasta que alcance el punto de hervor. Retiren del fuego.
  - 3.º Agreguen el jugo de limón, mezclen con la cuchara de madera. Observen y describan lo que sucede.
- 
- 
- 
- 4.º Utilicen el equipo de filtración para separar el precipitado.

**Actividades:** En forma grupal, realiza un informe de laboratorio.

## Estructuras de las proteínas

Hasta el momento, hemos observado que las unidades básicas y estructurales de las proteínas son los aminoácidos. Además, vimos cómo estos aminoácidos se unen a través de enlaces peptídicos formando los péptidos que a su vez pueden (por su extensión) formar una proteína o unirse con otros péptidos para formar otro tipo de proteínas.

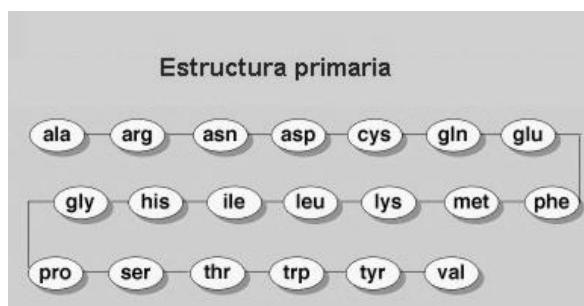
Pero si las proteínas están formadas por aminoácidos, ¿cómo se disponen estos en el espacio? ¿Forman una larga cadena estirada o adoptan una forma particular? Para poder resolver estas preguntas, se debe estudiar la **estructura tridimensional** de las proteínas, es decir la posición espacial de las cadenas de aminoácidos.

### LAS 4 ESTRUCTURAS DE LAS PROTEÍNAS

La función de una proteína depende de los aminoácidos que presente, su secuencia y de la forma adoptada por la cadena peptídica. Para analizar las estructuras de las proteínas, los químicos llegaron a la conclusión de que existen 4 niveles en la estructura de las proteínas; **primaria, secundaria, terciaria y cuaternaria**.

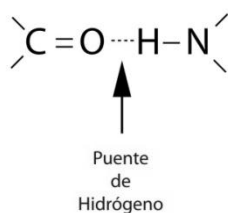
#### 1. La estructura primaria

La estructura primaria es la **secuencia de aminoácidos de la proteína**. Nos indica qué aminoácidos componen la cadena peptídica y el orden en que dichos aminoácidos se encuentran.



#### 2. La estructura secundaria

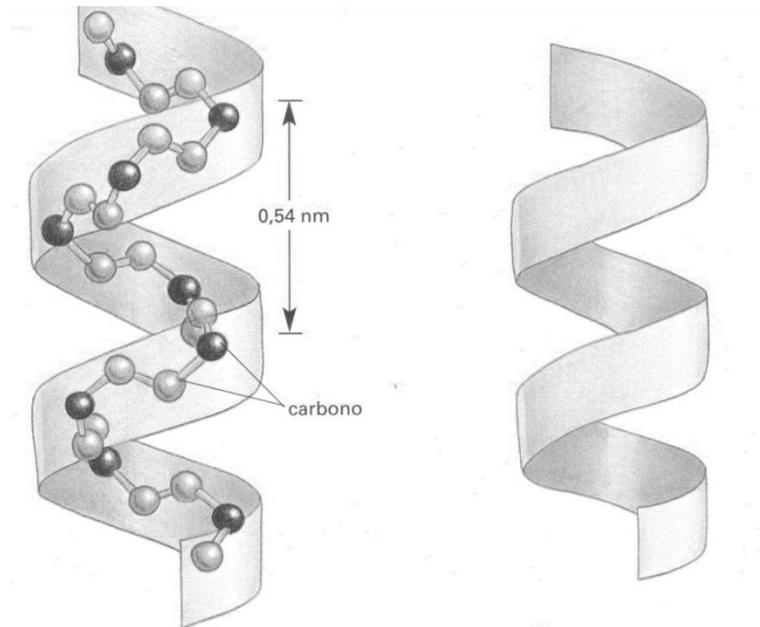
La estructura secundaria de las proteínas es el **plegamiento que la cadena peptídica adopta en el espacio** debido a la formación de **puentes hidrógeno** entre los átomos que forman el enlace peptídico. Es decir entre el hidrógeno que está unido al nitrógeno del grupo amino (-NH-), y el oxígeno del carbonilo (-C=O-).



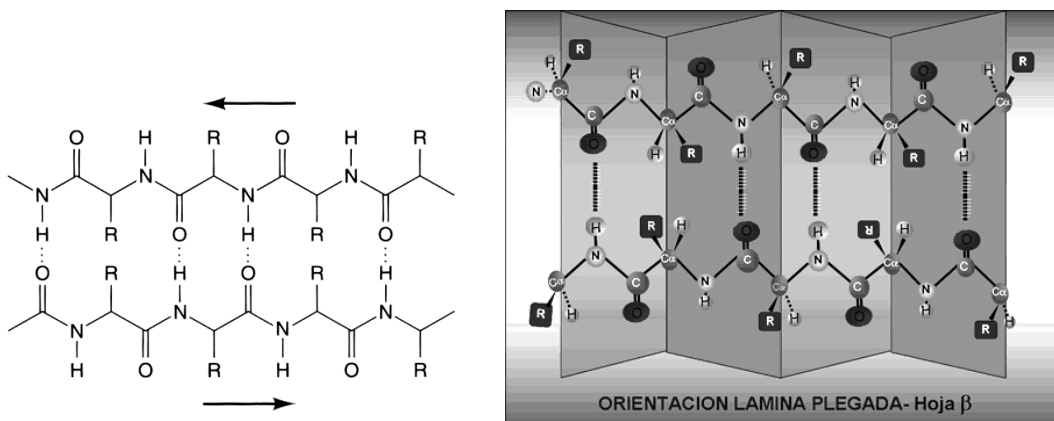
**Figura:** Enlace por puente hidrogeno de una molécula con un grupo carbonilo y otra molécula con el grupo amino. Recuerda que este tipo de interacción puede darse entre dos péptidos o un mismo péptido que se enrolla sobre sí mismo.

Existen dos tipos de estructura secundaria: La estructura  $\alpha$  (alfa) - hélice y la estructura  $\beta$  (beta) -laminar. Una misma proteína puede tener a la vez, sectores de la molécula con una estructura laminar y otro sector con una estructura hélice.

**a. Estructura  $\alpha$  (alfa) - hélice:** Esta estructura se forma cuando la estructura primaria se enrolla helicoidalmente sobre sí misma. Se debe a la formación de interacciones de hidrógeno entre el grupo carbonilo de un aminoácido ( $-\text{C}=\text{O}$ ) y el grupo amino del cuarto aminoácido que le sigue ( $-\text{NH}-$ ). Es decir que esta estructura se genera debido a interacciones **dentro de la misma molécula (interacción intramolecular)**.



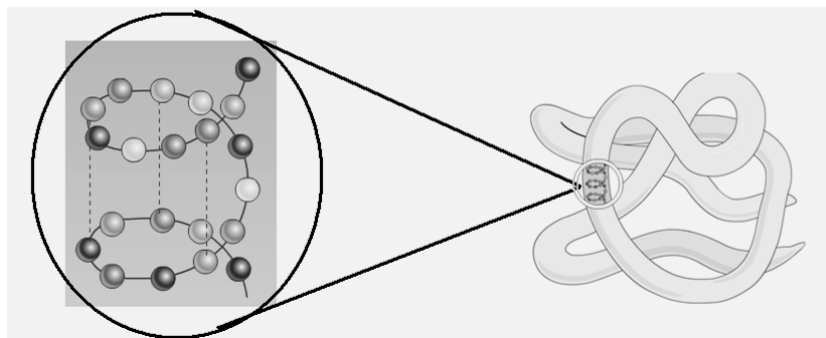
**b. Estructura  $\beta$  (beta) –laminar:** En este caso, las proteínas se encuentran casi totalmente estiradas. Se forma por el posicionamiento paralelo de dos cadenas de aminoácidos dentro de la misma proteína, en el que los grupos amino de una de las cadenas forman enlaces de hidrógeno con los grupos carboxilo de la opuesta. De esta manera, los polipéptidos forman láminas como se observa en las siguientes figuras:



### 3. La estructura terciaria

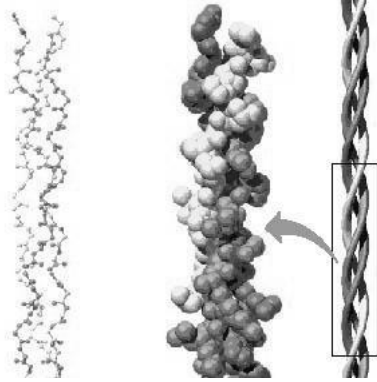

Además de la conformación secundaria (alfa o beta) donde actúan las interacciones por puente hidrógeno de átomos presentes en las uniones peptídicas, la cadena también puede plegarse sobre sí misma debido a interacciones entre los grupos laterales (**-R**) de cada aminoácido. **Esta estructura es muy importante ya que de ella depende la función que cumplirá la proteína.**

Observen en la figura de siguiente, que la cadena peptídica tiene una conformación secundaria  $\alpha$ -laminar (OBSERVAR EL CÍRCULO). Pero además de dicha conformación, la cadena polipeptídica se vuelve a enrollar sobre sí misma dando como resultado la estructura observada en la imagen.



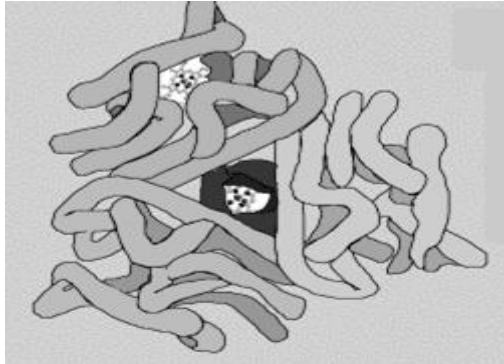
#### Tipos de estructuras terciarias

Entre las estructuras terciarias de las proteínas se encuentran dos tipos; las estructuras fibrosas y globulares.

Estructuras fibrosas	Estructuras globulares
<p>Las proteínas con esta estructura se ordenan formando filamentos de gran extensión. En general, la mayoría tiene estructuras secundarias <math>\alpha</math>-hélice.</p> 	<p>Las cadenas polipeptídicas se pliegan en forma esférica. En general, la mayoría de las proteínas globulares posee ambos tipos de estructura secundaria (<math>\alpha</math>-hélice y <math>\beta</math>-laminar)</p> 

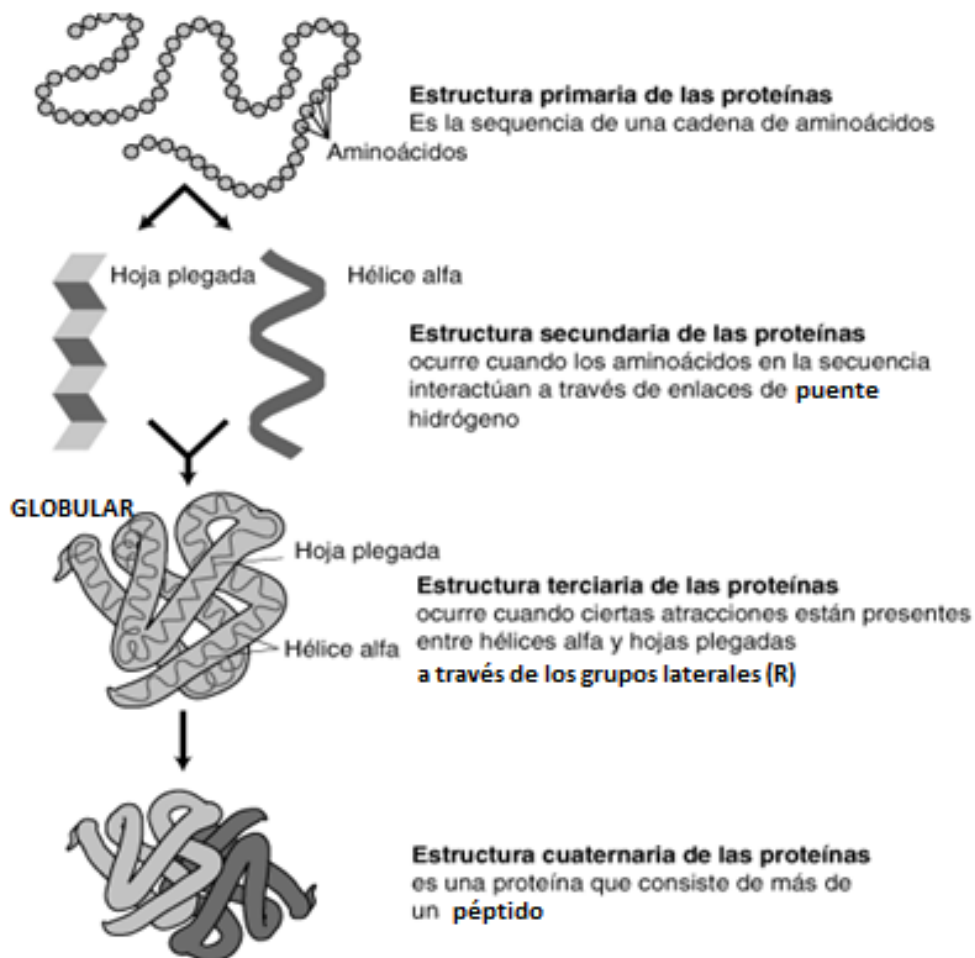
#### 4. La estructura cuaternaria

La estructura cuaternaria es la que presentan aquellas proteínas que tienen más de una cadena polipeptídica. En la siguiente figura podemos observar una proteína compuesta por 3 polipéptidos de estructura terciaria globular, interaccionando entre si y formando una estructura cuaternaria.



#### RESUMEN DE LOS NIVELES DE ORGANIZACIÓN ESTRUCTURAL DE LAS PROTEÍNAS

En el siguiente esquema podemos observar un resumen de los distintos niveles de organización de las proteínas que fuimos estudiando en esta guía.



## DESNATURALIZACIÓN DE PROTEÍNAS

Se llama **desnaturalización** de las proteínas a la **pérdida de las estructuras de orden superior** (secundaria, terciaria y cuaternaria), quedando la cadena polipeptídica sin ninguna estructura tridimensional fija.

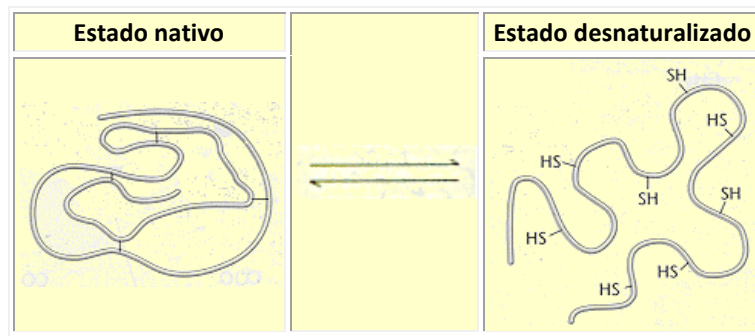


Figura: Desnaturalización de una proteína

En una proteína cualquiera, **la estructura original y la desnaturalizada tan sólo tienen en común la estructura primaria**, es decir, la secuencia de AA que la componen. Los demás niveles de organización estructural desaparecen en la estructura desnaturalizada.

Los agentes que provocan la desnaturalización de una proteína se llaman **agentes desnaturalizantes**. Se distinguen agentes **físicos** (calor) y **químicos** (disolventes orgánicos, sustancias que cambien el pH, sales). Esto se debe a que dichos agentes provocan la ruptura de las fuerzas intermoleculares que permiten la formación de estructuras secundarias, terciarias y cuaternarias (puente hidrógeno, enlaces disulfuro, interacciones polares, etc.) y por lo tanto, dichas estructuras desaparecen.

### Actividades

17. Define:

- a. Estructura primaria                      b. Estructura secundaria                      c. Estructura terciaria                      d. Estructura cuaternaria

18. Menciona los 2 tipos de estructura secundarias presentados en la guía e indica qué tipos de fuerza intermolecular presentan. Realiza un esquema de cada una de las dos estructuras.

19. a. ¿Qué parte de los péptidos interaccionan en la estructura terciaria?

c. ¿Qué tipos de estructura terciaria existen?

d. ¿Cuál es la importancia de la estructura terciaria?

20. Indica a partir de las siguientes oraciones, cuál se relaciona la estructura primaria, secundaria, terciaria o cuaternaria de las proteínas:

a. Plegamiento en el espacio de la cadena secundaria.

b. Secuencia y orden de los aminoácidos.

c. Plegamiento que la cadena peptídica adopta debido a la formación de puentes hidrógeno entre los átomos que forman el enlace peptídico.

d. Uniones entre varios polipéptidos.

e. Proteína formada por los siguientes aminoácidos: ALA-GLY-MET-ALA

f. Posicionamiento paralelo de dos cadenas de aminoácidos casi totalmente estirados dentro de la misma proteína.

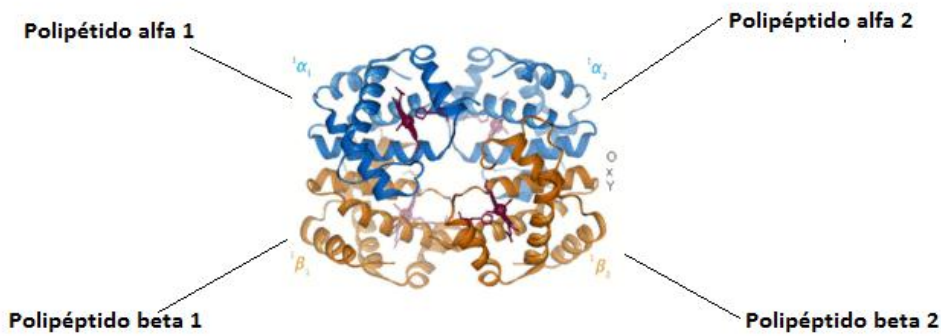
g. Uniones de un mismo péptido debido a interacciones entre las cadenas laterales **-R**.

h. Forma de la proteína que determina su función.

i. Estructura en forma de esfera o en forma de filamentos.

j. Péptido enrollado helicoidalmente sobre sí mismo.

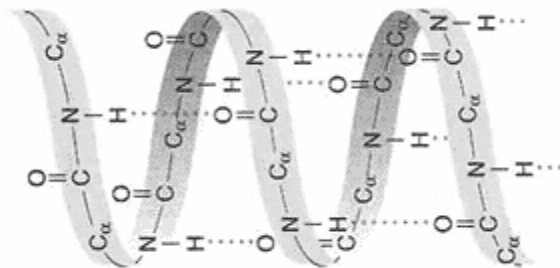
21. En la siguiente figura se observa el esquema de la proteína hemoglobina. Identifica los tipos de estructuras de esta proteína que se distinguen en dicho esquema:



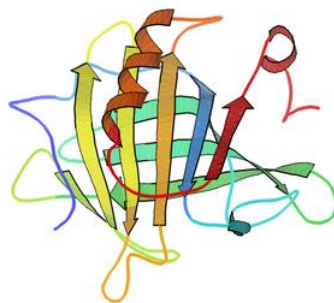
22. En la siguiente figura se observa el esquema de la proteína Colágeno. Identifica los tipos de estructuras de esta proteína que se distinguen en dicho esquema:



23. ¿Qué estructuras de las proteínas observas en el siguiente esquema? ¿Cómo te diste cuenta?



24. La siguiente figura es una representación de una proteína donde la cadena peptídica se esquematiza en forma de cintas. Observa dichas proteínas e indica qué estructuras observas y clasifícalas:



25. a. ¿A qué se denomina desnaturalización de una proteína? ¿Qué estructuras se ven modificadas cuando esto sucede?

b. ¿Qué factores pueden desnaturalizar una proteína?

c. La clara del huevo está integrada por una gran cantidad de proteínas entre las que se encuentra la ovoalbúmina. ¿Qué es lo que sucede cuando calentamos un huevo? ¿Qué sucede en este caso con la ovoalbúmina?

## Hidratos de carbono

Como ya hemos visto, existen 4 tipos de biomoléculas entre las que se encuentran las proteínas (ya estudiadas previamente), los hidratos de carbono, los lípidos y los ácidos nucleicos. En el siguiente módulo, nos centraremos en el estudio de los hidratos de carbono



### ¿QUÉ SON LOS HIDRATOS DE CARBONO?

¿Sabías que el azúcar que usas en casa es un hidrato de carbono? Hay muchos alimentos ricos en hidratos de carbono como el pan, los fideos, las galletitas, algunas verduras (papa, batata), entre otros. Además, entre un 2% y un 3% de tu cuerpo está compuesto por hidratos de carbono, y el 55% de las calorías, el “combustible” que tu organismo necesita, procede de los hidratos de carbono.

Los hidratos de carbono son un grupo de compuestos orgánicos que **además de carbono tienen hidrógeno y oxígeno**. Los hidratos de carbono también reciben el nombre de carbohidratos, glúcidos o azúcares y son los compuestos orgánicos más abundantes en la naturaleza. Las plantas verdes y las bacterias producen hidratos de carbono mediante un proceso que se llama **fotosíntesis**.

Los hidratos de carbono se encuentran en las plantas, los animales y los microorganismos, y, además de formar parte de la estructura de los diferentes seres vivos, son almacenados y utilizados como fuente de energía. Los hidratos de carbono son uno de los componentes principales de nuestros alimentos.

### ¿Cuál es la función principal de los hidratos de carbono en el ser humano?

*Los hidratos de carbono son la principal fuente de energía del organismo. En el ser humano, la mayoría de los carbohidratos que consumimos se transforman en glucosa. La glucosa es el principal ‘combustible’ que utilizan nuestras células en los procesos metabólicos. Algunas células, como las del cerebro, necesitan de forma constante glucosa, y por esta razón, es muy importante que siempre exista una determinada cantidad de este hidrato de carbono en sangre.*



*Nuestro organismo ‘guarda’ también parte de los hidratos de carbono en forma de glucógeno como reserva de energía. El glucógeno se almacena en el hígado y en el músculo esquelético. Cuando no hay suficiente cantidad de glucosa en la sangre, el glucógeno se transforma fácilmente en glucosa y esta pasa a la circulación sanguínea, desde donde es llevada a las distintas partes del cuerpo para que las células puedan utilizarla.*

*Además, algunos hidratos de carbono se combinan con proteínas (glucoproteínas) o lípidos (glucolípidos) y forman parte de estructuras de las células y de sus paredes. Por ejemplo, la desoxirribosa es un azúcar que forma parte del ADN (ácido desoxirribonucleico), la molécula que forma los cromosomas que contienen la información sobre la herencia.*

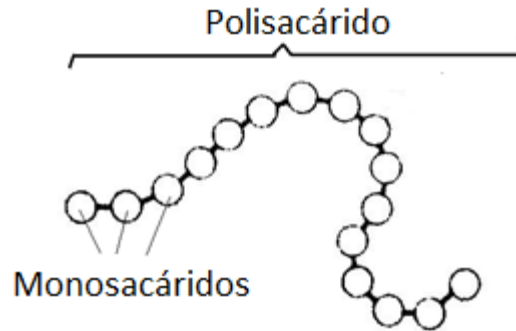
### Actividades

26. a. ¿Cuál es la principal función de los hidratos de carbono?
- b. ¿De dónde obtienen los seres humanos dichas biomoléculas? ¿Y las plantas?
- c. ¿Cómo y en donde “guarda” nuestro organismo la glucosa?

27. Menciona otras funciones de un hidrato de carbono.

## La estructura de los hidratos de carbono

Como en el caso de las proteínas, los hidratos de carbono también están formados por unidades estructurales que se repiten y se unen formando cadenas. Estas unidades estructurales se denominan **monosacáridos** y las cadenas que forman al unirse denominan **polisacáridos**.

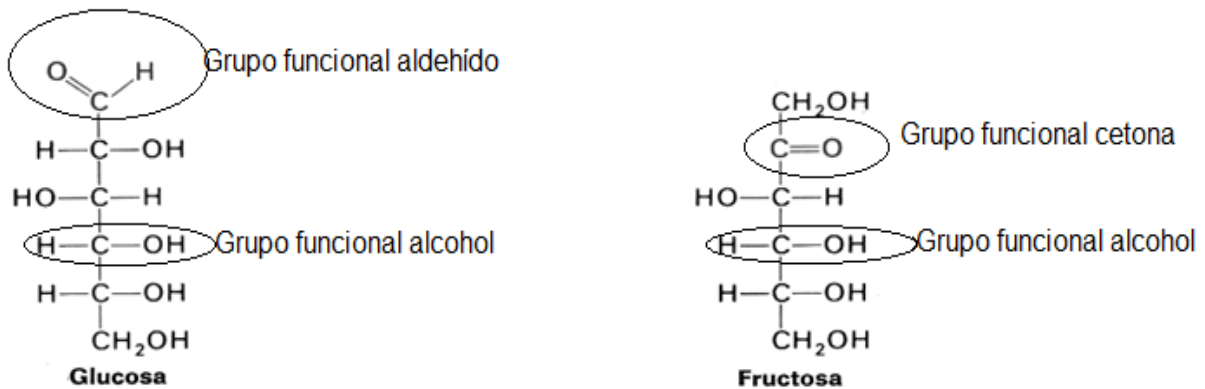


**Figura:** Estructura general de un hidrato de carbono.

### Monosacáridos

Los monosacáridos son las unidades mínimas repetitivas constituyentes de los hidratos de carbono. Su estructura está compuesta por un grupo funcional aldehídos o cetonas varios grupos oxhidrilos (-OH).

Es decir que dentro de un monosacárido encontramos el grupo funcional aldehído (o cetona) y el grupo funcional alcohol.

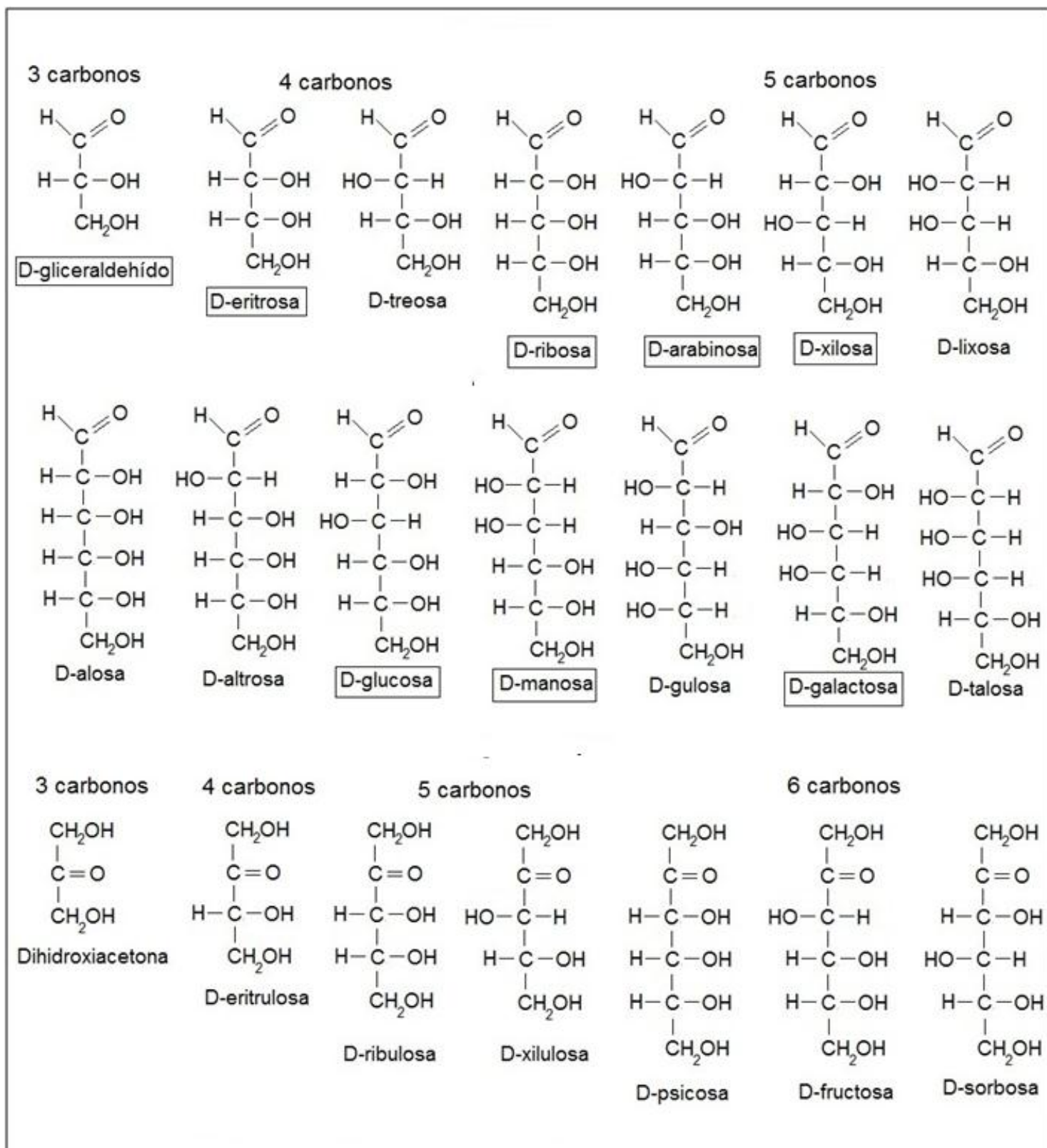


**Figura:** Estructuras de dos monosacáridos.

A la izquierda un monosacárido con un grupo funcional aldehído y a la derecha un monosacárido con un grupo funcional cetona.

Ambos poseen grupos alcoholes (oxhidrilos -OH)

## La familia de los monosacáridos

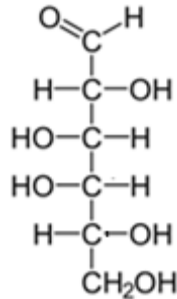


**Figura:** Monosacáridos en la naturaleza. Como vemos, algunos poseen un grupo funcional cetona y otros un grupo funcional aldehído. Pero todos poseen grupos funcionales alcoholes en los demás carbonos.

## ¿Cómo representamos a los monosacáridos?

### 1) Forma lineal o "Proyección de Fischer"

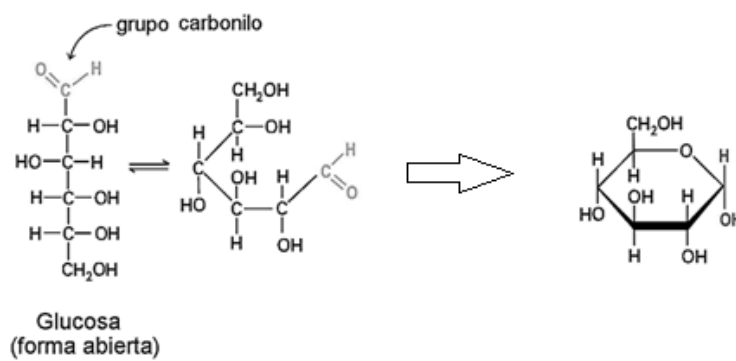
En este caso se escribe el monosacárido en forma vertical con el grupo aldehído o cetona hacia el extremo superior y el resto de los carbonos hacia abajo. Los -OH (oxhidrilos) se ponen a un lado o a otro de la cadena según corresponda.



**Figura:** Esquema de un monosacárido representado por la forma lineal o proyección de Fischer.

### 2) Forma cíclica o "Proyección de Haworth"

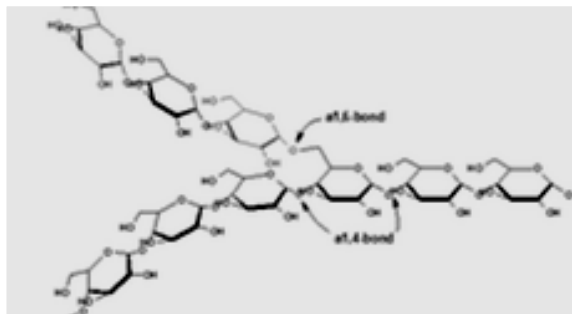
Muchas veces, en vez de presentarse las moléculas en su forma lineal, los monosacáridos pueden "cyclizarse". Los monosacáridos que presentan formas cíclicas son los que poseen 5 y 6 átomos de carbonos.



**Figura:** Formas de representar los monosacáridos (Lineal y cíclica).

### La importancia de las proyecciones de Haworth

En la naturaleza, los monosacáridos suelen presentarse en su forma cíclica ya que esto les da mayor estabilidad energética y además, les permite unirse a otros monosacáridos para formar los polisacáridos (que estudiaremos más adelante).



**Figura:** Monosacáridos (en su forma cíclica) unidos formando los polisacáridos

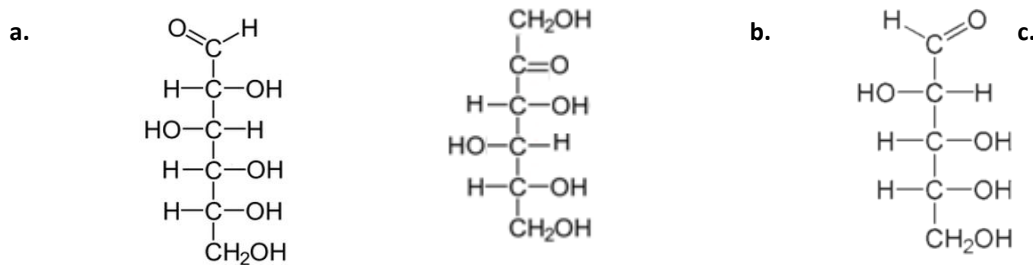
## Actividades

**28. a.** ¿Cómo se llaman las unidades estructurales de los hidratos de carbono? ¿Cómo se llaman las hileras que forman dichas unidades estructurales?

**b.** Diferencia el nombre que se le da a dichas estructuras con respecto a las proteínas.

**c.** ¿Qué grupos funcionales observas en todos los monosacáridos? ¿Cuáles de los grupos funcionales se encuentran en algunos hidratos de carbono?

**29.** Observa los siguientes monosacáridos y nómbralos. Marca además todos sus grupos funcionales y nombra cada grupo funcional (alcoholes, cetonas, aldehídos, etc.)

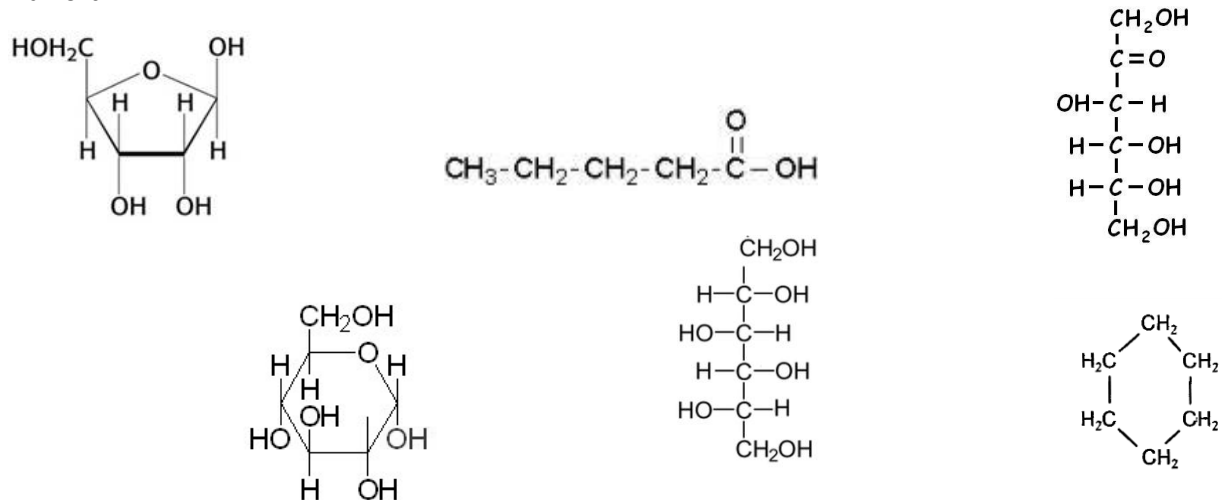


**30. a.** Los siguientes esquemas corresponden a las estructuras de Fischer de la glucosa y de la fructosa. Señala en ellas el grupo funcional aldehído o cetona (según corresponda) y los oxhidrilos (-OH) correspondientes a los grupos funcionales alcoholes.



**31. a.** Indica cuáles de las siguientes estructuras corresponden a monosacáridos. En el caso que no sean monosacáridos, indica de qué tipo de moléculas se tratan.

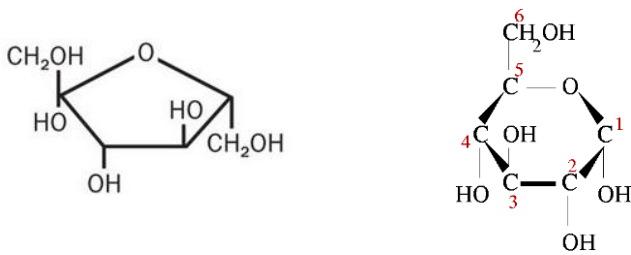
**b.** Indica si los monosacáridos encontrados se encuentran representados mediante la estructura de Fisher o de Haworth.



**c.** ¿En qué tipo de estructura (Haworth o Fischer) se encuentran los monosacáridos en la naturaleza? ¿Por qué?

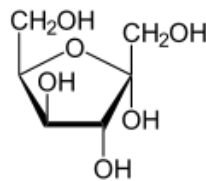
32. Realiza la estructura de Fischer de los siguientes monosacáridos y clasifícalos: -GLUCOSA -FRUCTOSA

33. Observa los siguientes monosacáridos en su estructura de Haworth. Luego identifica cuál de los 2 monosacáridos corresponde a los realizados en el punto anterior.



34. a. ¿A cuál de los siguientes monosacáridos corresponde la siguiente estructura de Haworth?:

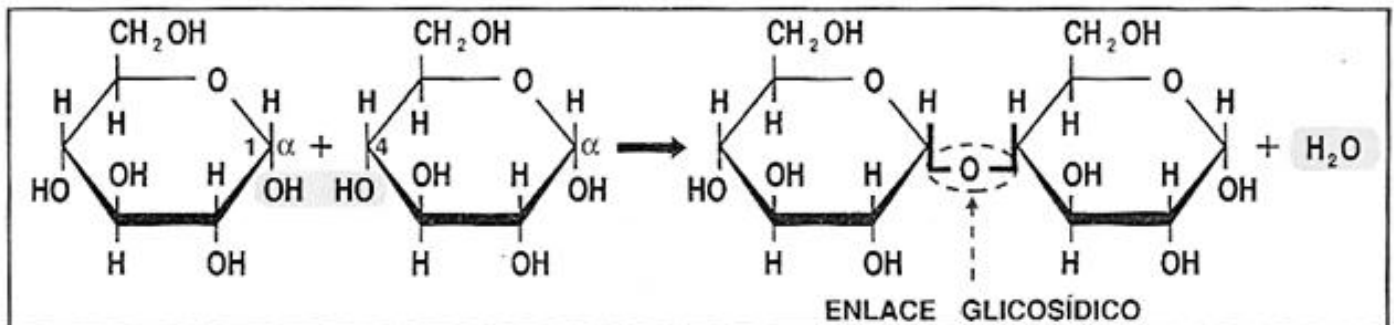
- Eritrosa      - Ribulosa      - Galactosa



b. Realiza su estructura de Fischer.

## Disacáridos

Los disacáridos son un tipo de hidratos de carbono formados por la unión de dos monosacáridos iguales o distintos mediante un enlace denominado **enlace glucosídico** (con pérdida de una molécula de agua). En el siguiente esquema se observa la unión:



Los disacáridos más comunes son:

- **Sacarosa:** Es el azúcar común de mesa que consumimos diariamente. Formada por la unión de una glucosa y una fructosa. Se encuentra en la caña de azúcar.
- **Maltosa:** Formadas por la unión de dos glucosas. Se encuentra principalmente en los granos de cebada.
- **Lactosa:** Formada por la unión de una glucosa y una galactosa. Se encuentra principalmente en leches, quesos y otros lácteos.

## Polisacáridos

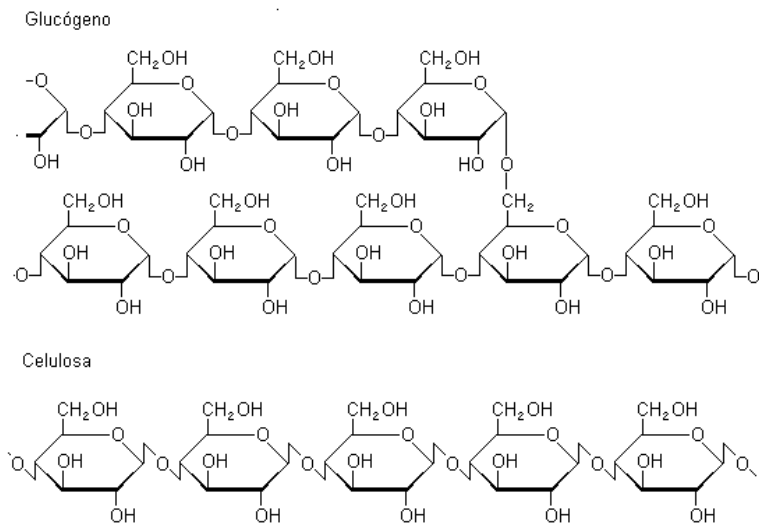
Los polisacáridos son los hidratos de carbono de tamaño más grande y están formados por la unión de muchos monosacáridos. La mayoría de los polisacáridos son insolubles y su sabor no es dulce.

Entre los polisacáridos más importantes se encuentran los siguientes:

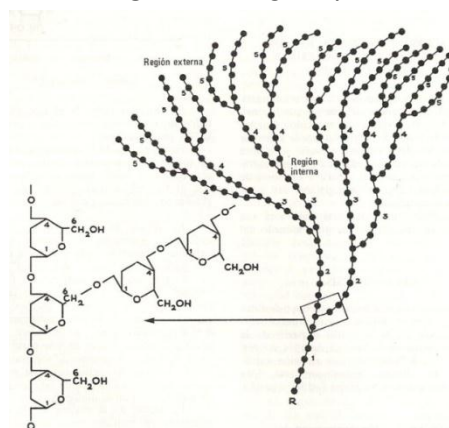
**Almidón:** El almidón es el polisacárido de reserva propio de los vegetales, pues sirve como almacén de la glucosa (fabricada por fotosíntesis) en el interior de los plastos, donde se acumula en forma de granos de aspecto característico según la especie. Se halla, sobre todo, en raíces, tubérculos y semillas.

**Glucógeno:** Su función es también de reserva o almacén de glucosa, pero es exclusivo de las células de los animales. Se acumula en forma de granos, sobre todo en el citoplasma de las células musculares y hepáticas. El glucógeno muscular proporciona glucosa como combustible para la contracción muscular, mientras que el del hígado es la reserva general de glucosa que pasa a la sangre y se distribuye a las células.

**Celulosa:** Su función es estructural, pues forma la pared de todas las células vegetales, a las que da forma y consistencia. Su interés económico es muy grande, pues se emplea en la industria de fabricación de papel, plásticos, explosivos, etc.



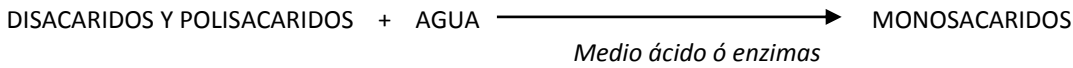
**Figura: Glucógeno y celulosa**



**Figura: Glucógeno**

## Hidrólisis de los disacáridos y polisacáridos

Los disacáridos y polisacáridos pueden hidrolizarse, es decir, reaccionar con el agua y "fragmentarse" en sus respectivos monosacáridos. Esto debe ocurrir en presencia de un medio ácido (por ejemplo en presencia de ácido clorhídrico), o con la ayuda de una enzima que permite que la reacción ocurra rápidamente (como el caso de la amilasa en la saliva humana).



Para alimentarnos, nuestro cuerpo debe hidrolizar los disacáridos y los polisacáridos para poder absorberlos en el intestino. Para ello utiliza la enzima amilasa que se encuentra en la saliva y luego el ácido clorhídrico presente en el estómago durante la digestión.

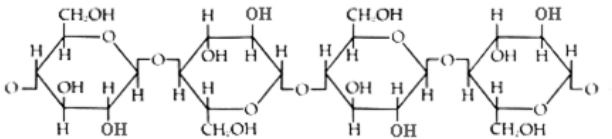
## Actividades

35. ¿Qué es un disacárido y un polisacárido? ¿Cómo están formados?

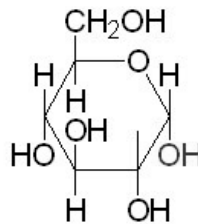
36. ¿Cómo se llama el enlace que se establece entre los monosacáridos? ¿Y las uniones que se establecen en los aminoácidos para formar las proteínas?

37. Indica en los siguientes esquemas cuáles corresponden a monosacáridos, disacáridos y polisacáridos. Marca cuando corresponda, el enlace glucosídico en las estructuras.

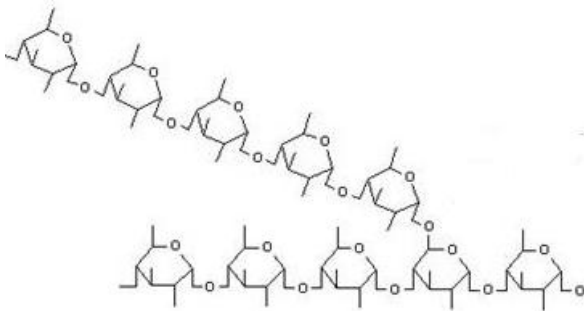
a.



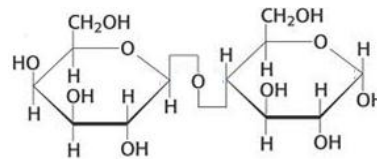
b.



c.

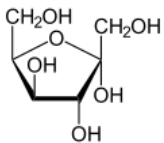


d.

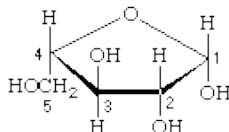


38. Observa las siguientes estructuras y realiza las actividades:

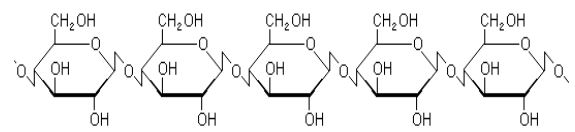
I.



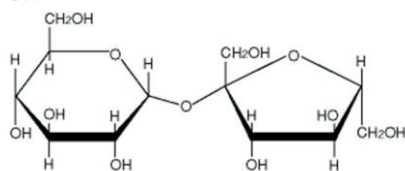
II.



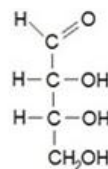
III.



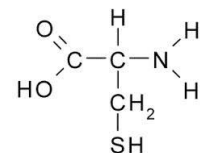
IV.



V.



VI.



a. Identifica cuáles son monosacáridos

b. Identifica el disacárido y marca el enlace glucosídico.

c. Identifica el polisacárido y marca los enlaces glucosídicos.

d. Identifica la molécula que no es un hidrato de carbono. ¿Qué tipo de molécula es? Marca en dicha molécula sus grupos funcionales.

**39.** ¿Qué es la hidrólisis de los hidratos de carbono? ¿Cómo se produce? Explica su importancia y la relación de este concepto con la alimentación humana.

**40.** Completa el siguiente multiple choice marcando las respuestas correctas (Puede haber más de una):

**I.** La sacarosa es:

- a. Un monosacárido
- b. El azúcar de mesa
- c. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una fructosa.
- d. Un hidrato de carbono
- e. Un polisacárido
- f. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una galactosa.

**II.** El almidón es:

- a. Un monosacárido
- b. El azúcar de mesa
- c. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una fructosa.
- d. Un conjunto de monosacáridos unidos.
- e. Un hidrato de carbono
- f. Un polisacárido
- g. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una galactosa.

**III.** La maltosa es:

- a. Un monosacárido
- b. El azúcar de mesa
- c. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una fructosa.
- d. Un hidrato de carbono
- e. Un polisacárido
- f. Un disacárido formado por la unión de una glucosa y una galactosa.
- g. Un aminoácido

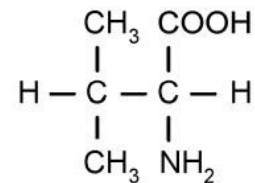
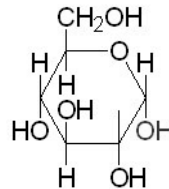
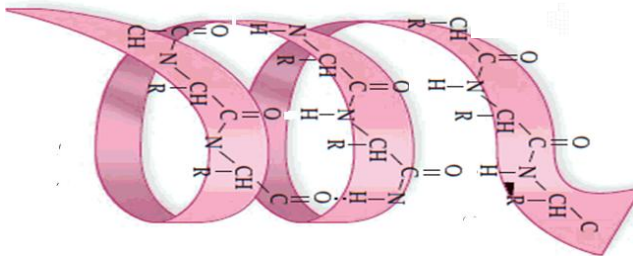
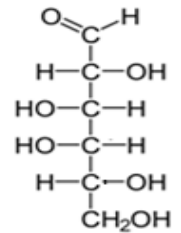
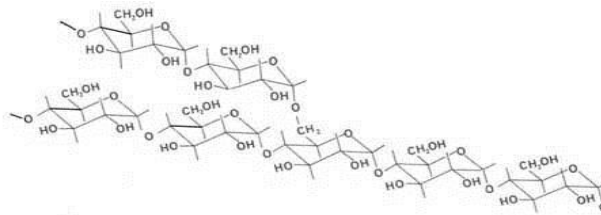
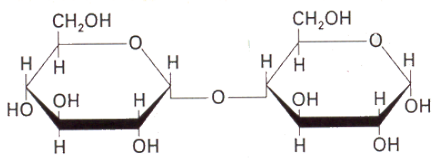
**41.** Nombra los 3 polisacáridos más importantes de la naturaleza y menciona sus funciones.

**42.** Busca información sobre la "Intolerancia a la lactosa" y contesta las siguientes preguntas:

- a. ¿A que se denomina "Intolerancia a la lactosa"? ¿Cuál es la causa de esta enfermedad?
- b. ¿Qué es una enzima? ¿Cuál es su función en el organismo?
- c. ¿Qué tipos de alimentos contienen lactosa?
- d. ¿Qué problemas causa?

43. Lee el texto "Celulosa, fibra y energía" y responde:

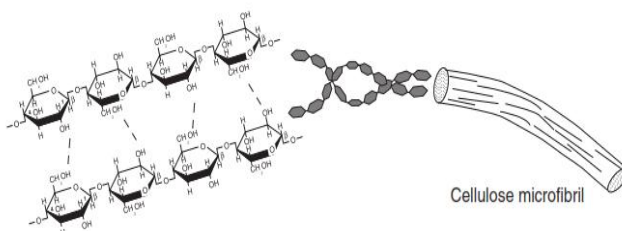
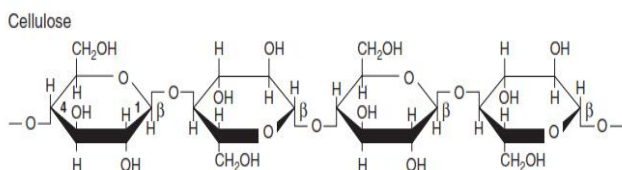
a. ¿Qué tipo de biomolécula es la celulosa? Indica cuál de los siguientes esquemas corresponde a su estructura. Justifica.



- b. ¿Cuál es la función de la celulosa? Comparala con la función del glucógeno. ¿Por qué crees que existe esta diferencia si ambas estructuras están compuestas por glucosas?
- c. Explica por qué las vacas pueden alimentarse del pasto y los seres humanos no.
- d. ¿Qué usos tiene la celulosa en la vida cotidiana?
- e. ¿Qué tipo de biomolécula es la celulosa? ¿Qué función cumple? Indica cuál de las estructuras del punto a, podría corresponder a su estructura. Justifica.

### CELULOSA; fibra y energía

La celulosa es la sustancia que más frecuentemente se encuentra en la pared de las células vegetales, y fue descubierta en 1838. La celulosa constituye la materia prima del papel y de los tejidos de fibras naturales. También se utiliza en la fabricación de explosivos (el más conocido es la nitrocelulosa o "pólvora para armas"), celuloide, seda artificial, barnices y se utiliza como aislamiento térmico y acústico, como producto derivado del papel reciclado triturado.



La Celulosa es un polisacárido compuesto exclusivamente de moléculas de glucosa; es un homopolisacárido (compuesto por un solo tipo de monosacárido); es rígido, insoluble en agua, y contiene desde varios cientos hasta varios miles de unidades de  $\beta$ -glucosa. Es la biomolécula orgánica más abundante ya que forma la mayor parte de la biomasa terrestre, se encuentra en las paredes de las células de las plantas. Químicamente se considera como un polímero natural, formado por un gran número de unidades de glucosa, cuyo peso molecular oscila entre varios cientos de miles.

## Función de la celulosa

La celulosa es un polisacárido estructural en las plantas ya que forma parte de los tejidos de sostén. La pared de una célula vegetal joven contiene aproximadamente un 40% de celulosa; la madera un 50 %, mientras que el ejemplo más puro de celulosa es el algodón con un porcentaje mayor al 90%.

A pesar de que está formada por glucosas, los animales no pueden utilizar la celulosa como fuente de energía, ya que no cuentan con la enzima necesaria para romper los enlaces  $\beta$ -1,4-glucosídicos, es decir, no es digerible por los animales; sin embargo, es importante incluirla en la dieta humana (fibra dietética) porque al mezclarse con las heces, facilita la digestión y defecación, así como previene los malos gases.

En el aparato digestivo de los rumiantes (pre-estómagos), de otros herbívoros y de termitas, existen microorganismos que poseen una enzima llamada celulasa que rompe el enlace  $\beta$ -1,4-glucosídico y al hidrolizarse la molécula de celulosa quedan disponibles las glucosas como fuente de energía.

Hay microorganismos (bacterias y hongos) que viven libres y también son capaces de hidrolizar la celulosa. Tienen una gran importancia ecológica, pues reciclan materiales celulósicos como papel, cartón y madera. Mediante técnicas biotecnológicas se producen esas enzimas que pueden usarse en el reciclado de papel, disminuyendo el coste económico y la contaminación.



**44.** Realiza el trabajo práctico de la siguiente hoja.

## Química del carbono 6º año - Trabajo práctico

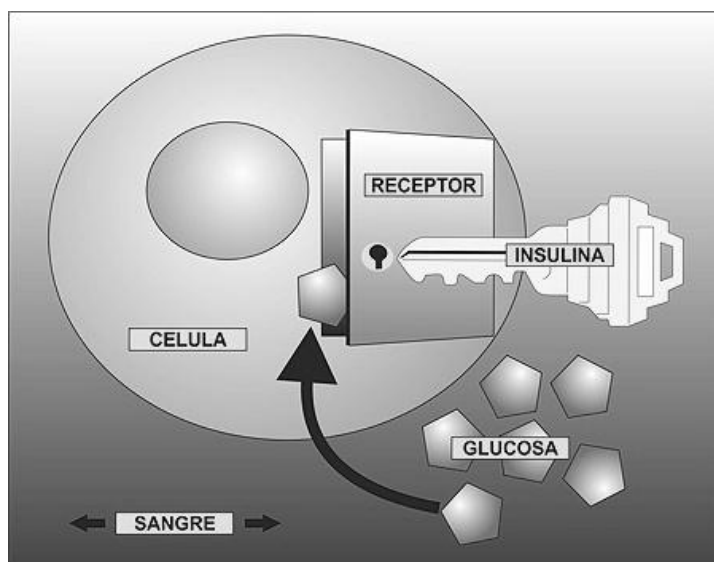
### Diabetes mellitus

**OBJETIVO:** Relacionar las funciones y las estructuras de las proteínas e hidratos de carbono con la enfermedad denominada "DIABETES".

**ACTIVIDADES:** Lee atentamente el texto anexo y realiza las siguientes actividades:

1. ¿Qué es la glucosa? ¿Qué función cumple en nuestro organismo? Esquematiza su estructura (en forma de Fischer) e indica sus grupos funcionales.
2. ¿Qué es la insulina? ¿Cuándo se libera dicha molécula en la sangre? ¿Qué efecto produce?
3. ¿Qué tipo de biomolécula es la insulina? Explica su estructura.
4. ¿Cuántos enlaces peptídicos observas en una molécula de insulina? Realiza el esquema de uno de los aminoácidos terminales de dicha hormona y marca sus grupos funcionales y el grupo R.
5. Observa el siguiente esquema y explica en un párrafo de no más de 10 renglones lo que representa, utilizando los siguientes conceptos (subraya los conceptos utilizados en el párrafo):

HORMONA – INSULINA – ALIMENTO – AZUCAR – GLUCOSA - SANGRE – ENERGIA – PANCREAS - RECEPTORES



6. ¿Qué es la diabetes? Explica los tipos de diabetes que existen y marca con un círculo en el esquema anterior donde se encuentra el problema en cada tipo de diabetes.
7. ¿Qué tratamientos recibe cada tipo de diabetes?
8. Enumera los síntomas de la diabetes.

## DIABETES MELLITUS

La diabetes es una afección crónica que se desencadena cuando el organismo pierde su capacidad de producir suficiente insulina o de utilizarla con eficacia.

### INTRODUCCIÓN

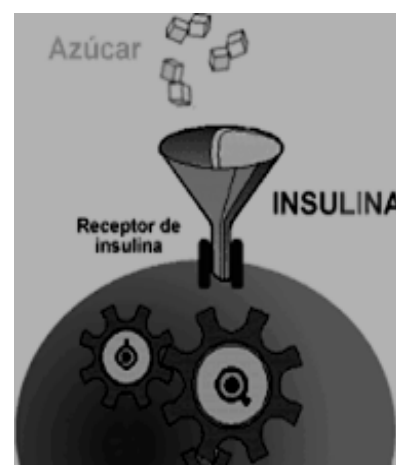
El cuerpo se compone de millones de células. Las células necesitan energía para funcionar y para disponer de energía uno de los ingredientes básicos es un monosacárido llamado glucosa.

Para que la glucosa pueda entrar en las células son necesarias dos condiciones:

- que las células dispongan de suficientes receptores para la entrada de la glucosa.
- que haya suficiente cantidad de una hormona denominada insulina, que al acoplarse a los receptores posibilita la transición de glucosa de la sangre a las células.

Cuando se dan las dos condiciones las células pueden producir energía con normalidad, utilizando o «metabolizando» la glucosa.

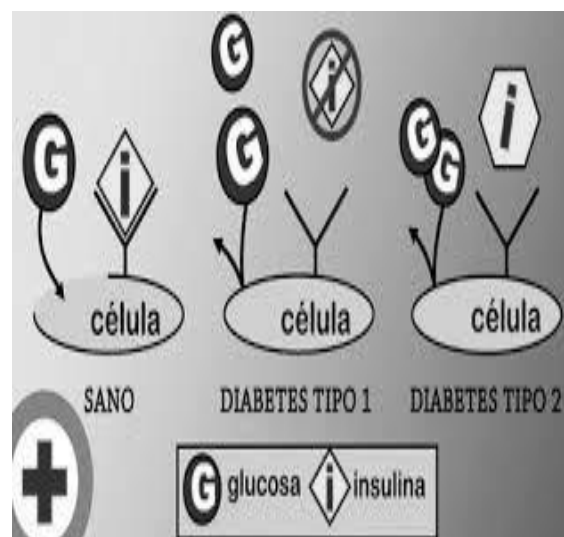
Las hormonas son los mensajeros químicos del cuerpo. Viajan a través del torrente sanguíneo hacia los tejidos y órganos produciendo un efecto en alguna parte del organismo. En el caso de la insulina, al aumentar el nivel de glucosa en sangre, se libera mayor cantidad de la hormona insulina que se acopla a los receptores de las células lo que permite el ingreso de la glucosa a dichas células.



### TIPOS DE DIABETES

En la diabetes tipo 1, al no haber insulina que se acople con los receptores de la célula, la glucosa no puede penetrar en la célula. La célula no puede producir energía y el nivel de glucosa en la sangre aumenta. Por este motivo los pacientes con este tipo de diabetes deben inyectarse insulina diariamente.

En el caso de la diabetes tipo 2, lo que sucede es que disminuye el número de receptores en las células o falla la recepción y a pesar de estar presente la insulina ésta no se puede emplear con eficacia. La célula recibe menos glucosa de la que debiera y el nivel de glucosa en la sangre aumenta. Este tipo de diabetes suele tratarse con algunos medicamentos que mejoran la recepción insulina-receptor además de una alimentación balanceada y actividad física.

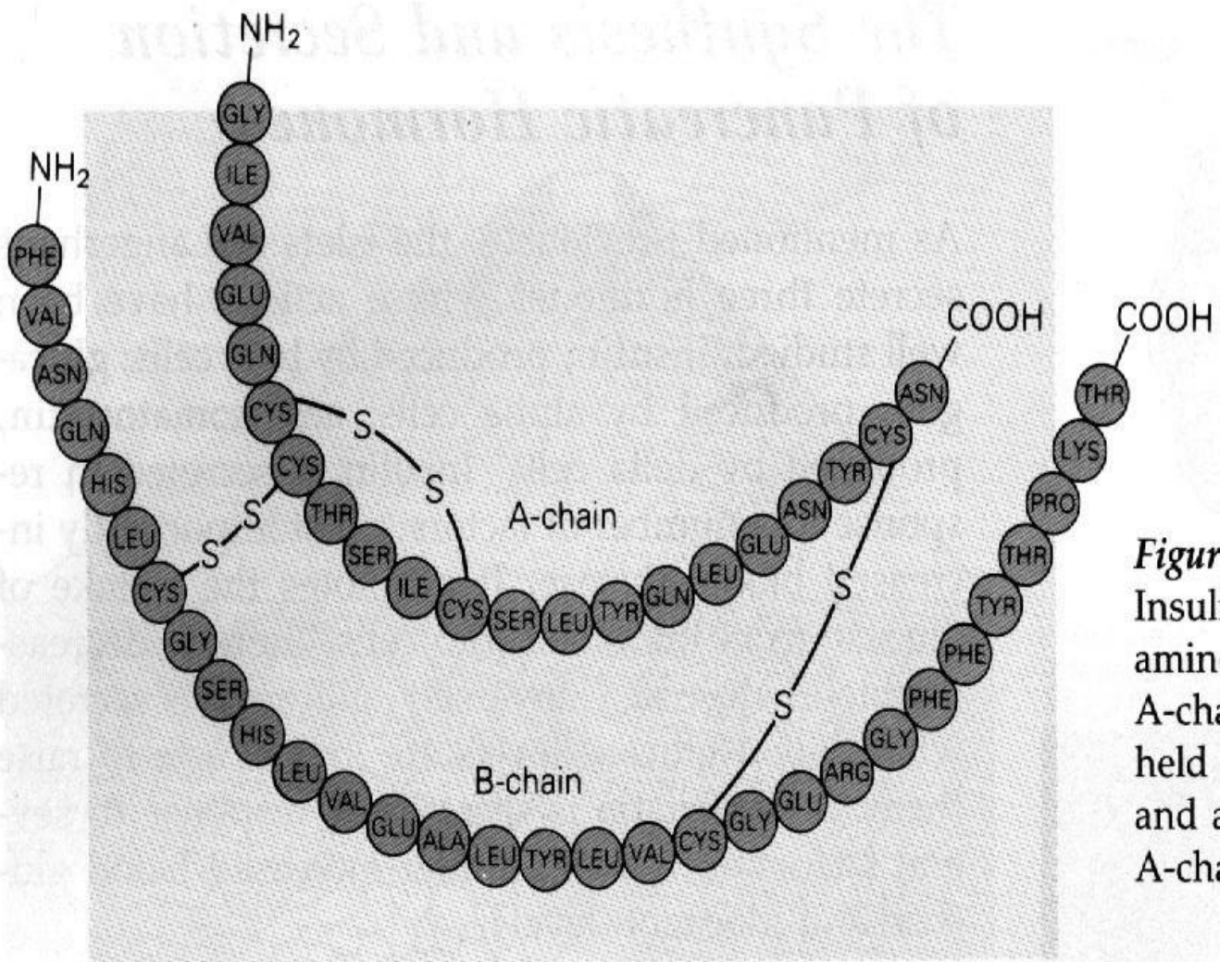


## LA INSULINA

La insulina es una hormona proteínica que se produce en el páncreas, concretamente en las denominadas células beta. Los niveles de insulina en la sangre en personas sin diabetes varían según la cantidad de glucosa presente en la sangre. Todas las personas, aunque no tengan diabetes, necesitan insulina durante las 24 horas del día de forma continua y en cantidades variables. Cuando una persona come, necesita más insulina, y cuando realiza actividad física, necesita menos.

### Estructura

La insulina está hecha de dos secuencias de aminoácidos. La Cadena A tiene 21 aminoácidos, y la Cadena B tiene 30 aminoácidos. Las cadenas están unidas entre sí a través de los átomos de azufre de la cisteína (Cys). Las hormonas peptídicas por lo general son diferentes para cada especie, pero pueden tener similitudes. La insulina humana es idéntica a la insulina de cerdo, excepto que el último aminoácido de la cadena B del cerdo es alanina (Ala) en vez de treonina (Thr).



**Figura.** Esquema de la proteína hormonal INSULINA.

## *SÍNTOMAS DE LA DIABETES*

Un nivel alto de azúcar en la sangre puede causar diversos síntomas, como:

- Visión borrosa
- Sed excesiva
- Fatiga
- Micción frecuente
- Hambre
- Pérdida de peso

Debido a que la diabetes tipo 2 se desarrolla lentamente, algunas personas con hiperglucemia son asintomáticas.

Los síntomas de la diabetes tipo 1 se desarrollan en un período de tiempo corto y las personas pueden estar muy enfermas para el momento del diagnóstico.

Después de muchos años, la diabetes puede llevar a otros problemas serios. Estos problemas se conocen como complicaciones de la diabetes y abarcan:

- Problemas oculares, como dificultad para ver (especialmente por la noche), sensibilidad a la luz y ceguera.
- Úlceras e infecciones en las piernas o los pies que, de no recibir tratamiento, pueden llevar a la amputación de estas extremidades.
- Daño a los nervios en el cuerpo causando dolor, hormigueo, pérdida de la sensibilidad, problemas para digerir el alimento y disfunción eréctil.
- Problemas renales, los cuales pueden llevar a insuficiencia renal.
- Debilitamiento del sistema inmunitario, lo cual puede llevar a infecciones más frecuentes.
- Aumento de la probabilidad de sufrir un ataque cardíaco o un accidente cerebrovascular.



## Tabla de electronegatividades

		1A												3A					4A	5A	6A	7A													
Period	1	<b>H</b>	<b>2.1</b>																																
	2	<b>Li</b>	<b>1.0</b>	<b>Be</b>	<b>1.5</b>											<b>B</b>	<b>2.0</b>	<b>C</b>	<b>2.5</b>	<b>N</b>	<b>3.0</b>	<b>O</b>	<b>3.5</b>	<b>F</b>	<b>4.0</b>										
	3	<b>Na</b>	<b>0.9</b>	<b>Mg</b>	<b>1.2</b>	<b>3B</b>	<b>4B</b>	<b>5B</b>	<b>6B</b>	<b>7B</b>	8B			<b>1B</b>	<b>2B</b>	<b>Al</b>	<b>1.5</b>	<b>Si</b>	<b>1.8</b>	<b>P</b>	<b>2.1</b>	<b>S</b>	<b>2.5</b>	<b>Cl</b>	<b>3.0</b>										
	4	<b>K</b>	<b>0.8</b>	<b>Ca</b>	<b>1.0</b>	<b>Sc</b>	<b>1.3</b>	<b>Ti</b>	<b>1.5</b>	<b>V</b>	<b>1.6</b>	<b>Cr</b>	<b>1.6</b>	<b>Mn</b>	<b>1.5</b>	<b>Fe</b>	<b>1.8</b>	<b>Co</b>	<b>1.8</b>	<b>Ni</b>	<b>1.8</b>	<b>Cu</b>	<b>1.9</b>	<b>Zn</b>	<b>1.7</b>	<b>Ga</b>	<b>1.6</b>	<b>Ge</b>	<b>1.8</b>	<b>As</b>	<b>2.0</b>	<b>Se</b>	<b>2.4</b>	<b>Br</b>	<b>2.8</b>
	5	<b>Rb</b>	<b>0.8</b>	<b>Sr</b>	<b>1.0</b>	<b>Y</b>	<b>1.2</b>	<b>Zr</b>	<b>1.4</b>	<b>Nb</b>	<b>1.6</b>	<b>Mo</b>	<b>1.8</b>	<b>Tc</b>	<b>1.9</b>	<b>Ru</b>	<b>2.2</b>	<b>Rh</b>	<b>2.2</b>	<b>Pd</b>	<b>2.2</b>	<b>Ag</b>	<b>1.9</b>	<b>Cd</b>	<b>1.7</b>	<b>In</b>	<b>1.7</b>	<b>Sn</b>	<b>1.8</b>	<b>Sb</b>	<b>1.9</b>	<b>Te</b>	<b>2.1</b>	<b>I</b>	<b>2.5</b>
	6	<b>Cs</b>	<b>0.7</b>	<b>Ba</b>	<b>0.9</b>	<b>La*</b>	<b>1.1</b>	<b>Hf</b>	<b>1.3</b>	<b>Ta</b>	<b>1.5</b>	<b>W</b>	<b>1.7</b>	<b>Re</b>	<b>1.9</b>	<b>Os</b>	<b>2.2</b>	<b>Ir</b>	<b>2.2</b>	<b>Pt</b>	<b>2.2</b>	<b>Au</b>	<b>2.4</b>	<b>Hg</b>	<b>1.9</b>	<b>Tl</b>	<b>1.8</b>	<b>Pb</b>	<b>1.8</b>	<b>Bi</b>	<b>1.9</b>	<b>Po</b>	<b>2.0</b>	<b>At</b>	<b>2.2</b>
	7	<b>Fr</b>	<b>0.7</b>	<b>Ra</b>	<b>0.9</b>	<b>Ac†</b>	<b>1.1</b>	*Lanthanides: 1.1–1.3 †Actinides: 1.3–1.5																											