

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

**CIENCIAS NATURALES_ QUÍMICA****ENLACES QUÍMICOS Y FORMACIÓN DE COMPUESTOS****GRADO: DÉCIMO****PERIODO: TRES****AÑO 2026****FRANQUELINA RIVERA CORREA****INTRODUCCIÓN****SABERES
PREVIOS****TRANSVERSILIDAD****OBJETIVOS****INDICADORES
DE DESEMPEÑO****EVALUACIÓN****INTRODUCCIÓN**

Con la Guía Didáctica (G.D) que se presenta a continuación, se espera contribuir al aprendizaje de los enlaces químicos y el lenguaje químico. En esta G.D. se propone la discusión de los contenidos conceptuales, procedimentales, contextuales y actitudinales con el propósito de promover en el estudiantado una apropiación del lenguaje químico y, para que estos sean capaces de construir y comunicar ideas sobre el mundo que les rodea mediante el conocimiento científico. Además de la formación en competencias científicas, se espera que los estudiantes adquieran una actitud crítica, reflexiva, con espíritu investigativo y comprometidos con el medio ambiente, como lo plantea el Ministerio de Educación Nacional (MEN) y el Proyecto Educativo Institucional (PEI) de la institución.

Cabe resaltar que, la planeación, metodología, evaluación y estructura de las clases propuestas en la G.D. apuntan al modelo pedagógico planteado en el PEI institucional y los lineamientos curriculares del MEN.

CONTENIDO**ENTORNO QUÍMICO****ENLACES QUÍMICOS**

- Átomos y moléculas.
- Configuración electrónica
- Cationes y aniones



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



- Electronegatividad
- Enlace químico
- Tipos de enlaces

EL LENGUAJE QUÍMICO.

- Estados de oxidación.
- Nomenclatura
- Funciones químicas

CÁLCULOS QUÍMICOS BÁSICOS

- La mol
- La molécula.

ENTORNO BIOLÓGICO

ESTRUCTURA CELULAR DE LOS SERES VIVOS

- Organelos que transforman la energía (mitocondria_ cloroplastos).
- Mecanismos básicos de liberación y almacenamiento de energía.
- Respiración celular y fermentación (Química)
- Fotosíntesis (Química)

OBJETIVOS

OBJETIVO GENERAL

Aprender sobre la naturaleza de la materia y su relación con todo lo que nos rodea.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

- Desarrollar y sustentar los proyectos de investigación que contribuyen a mejorar la calidad de vida y la conservación del medio ambiente.
- Identificar las propiedades de la materia y establecimiento de las relaciones de periodicidad.
- Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.
- Describir los mecanismos básicos de la liberación y almacenamiento de energía



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Explico la estructura de los átomos a partir de diferentes teorías y los tipos de enlaces que se pueden presentar.
- Uso la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos.
- Saco conclusiones de los experimentos que realizo, aunque no obtenga los resultados esperados.
- Interpreta y analiza datos representados en texto, gráficas, dibujos, diagramas o tablas.
- Explicación de las funciones químicas, a través de la categorización y reconocimiento de nomenclatura.
- Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.

EVALUACIÓN

- Antes de abordar el tema que se propone en esta unidad didáctica se deberá realizar una evaluación diagnóstica con la finalidad de reflexionar acerca de los conocimientos previos que los estudiantes poseen.
- La evaluación será continua y permanente durante la implementación de la unidad didáctica: mediante la contextualización del tema, socialización y retroalimentación de conceptos y resultados, reflexión sobre los aprendizajes con los estudiantes. En este tipo de evaluación las preguntas juegan un papel importante a lo largo de toda secuencia de actividades propuestas.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

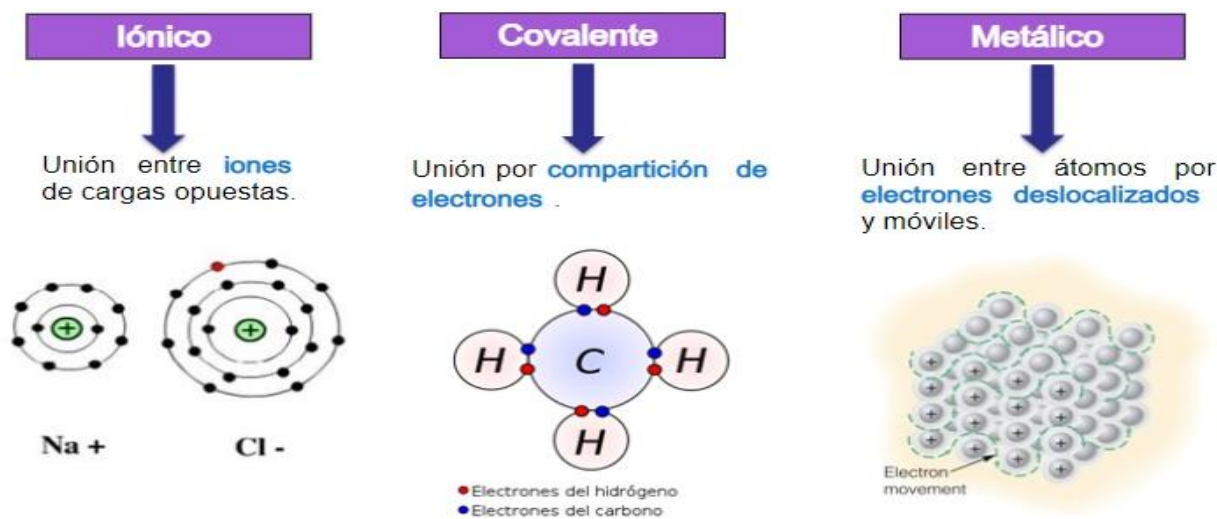
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



ENLACES QUÍMICOS

Mapa conceptual de los enlaces químicos.

El enlace químico se clasifica en:



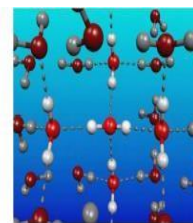
¿CÓMO SE FORMAN LOS IONES Y LAS MOLÉCULAS?

ACTIVIDAD N°1

1. ¿Qué entiendes por enlace químico?
2. ¿Para qué sirve un enlace químico?
3. ¿Cómo puede explicar la imagen que aparece a un lado?
4. ¿Cómo se determinan los electrones de valencia?
5. ¿Cuántos electrones necesita un átomo en su último nivel de energía para alcanzar la estabilidad de los gases nobles?



Visión macroscópica



Visión microscópica



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



CONCEPTOS CLAVES

Electrones de valencia

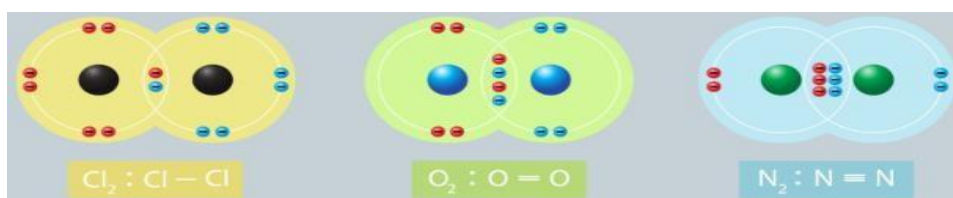
Los electrones de valencia son los electrones del último nivel de energía. Estos sirven para que los átomos puedan formar enlaces con otros átomos, es decir, formar nuevos compuestos. Además, los electrones de valencia son los responsables de las características químicas de los elementos.

Grupo	Electrones de valencia
1	1
2	2
13	3
14	4
15	5
16	6
17	7
18 (Excepto He)	8 → 2

1	2		13	14	15	16	17	18
H								He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

LEY DEL OCTETO

La teoría del octeto, enunciada en 1916 por el fisicoquímico Gilbert Lewis, dice que los iones de los elementos del sistema periódico tienen la tendencia a completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones, de tal forma que adquieren una configuración muy estable.



ESTRUCTURA DE LEWIS

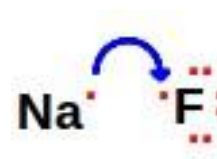
Son representaciones gráficas que muestran los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Un punto para cada electrón alrededor del símbolo del elemento así:



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

valencia.

Como puede apreciarse, al átomo de sodio le faltan siete electrones y al átomo de flúor, un electrón, para adquirir su máxima estabilidad; la probabilidad es que el sodio transfiera su electrón al flúor y, así, juntos adquieran la configuración de un gas noble.





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



ACTIVIDAD N°2

1. Halla los electrones de valencia para los siguientes átomos: C, N, F, Na, Mg, Fe, Ag, Al.
2. Realizar la actividad propuesta en el siguiente enlace. Copiar los resultados en tu cuaderno.

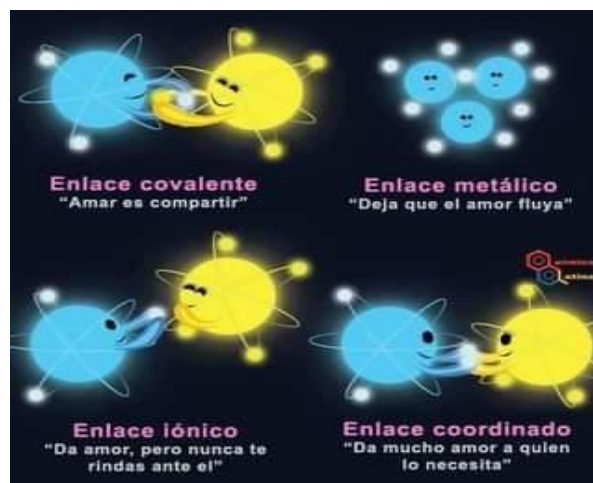
<https://es.liveworksheets.com/ip2644285hh>

3. Ver el vídeo que aparece en el siguiente enlace y socializar en clase.

<https://www.youtube.com/watch?v=FJu9WkFyiaQ>

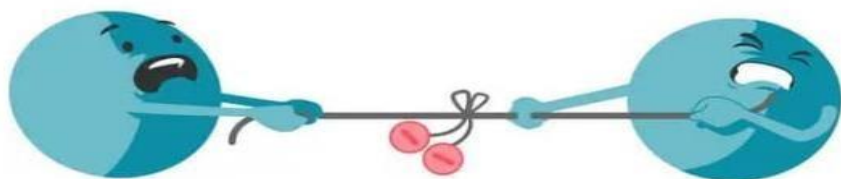
TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Las teorías de enlaces químicos fueron iniciadas por el químico estadounidense Gilbert N. Lewis. Desarrolló un modelo llamado modelo de Lewis para explicar el tipo y la formación de diferentes enlaces. El enlace químico es fundamental para la química; explica cómo los átomos o iones se unen para formar moléculas. Explica por qué algunos enlaces son fuertes y otros débiles, o por qué un carbono se une con dos oxígenos y no con tres; ¿Por qué el agua es H_2O y no H_4O ?



LA ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad de un átomo en una molécula representa la tendencia de éste a atraer los electrones, que forman parte de un enlace con otro elemento, hacia sí mismo.



Tendencia de un átomo a atraer electrones de átomos vecinos dentro de una molécula

POR WWW.AREACIENCIAS.COM

<https://www.spanishged365.com/tipos-de-enlaces-quimicos/>



Poder de atracción, entre mas electronegativo eres, mas negatividad será atraída (electrones)

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



De acuerdo a Linus Pauling, es una propiedad periódica que indica la tendencia de un átomo para atraer hacia sí a los electrones. La escala de Pauling asigna valores a cada elemento que representa el poder de atracción de los electrones en un enlace químico y por medio de esos valores puede ser establecido el carácter iónico o covalente de un enlace.

El elemento menos electronegativo es el francio (Fr) con un valor de 0.7 y el más electronegativo es el flúor (F) con un valor de 4.0

La siguiente tabla periódica muestra los valores de la escala de Pauling.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

Valores de electronegatividad según Pauling																						
1	H 2.1																	He				
2	Li 1.0	Be 1.5															B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2															Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr				
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe				
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn				
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo				

https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema4/subtema2/subtema2.html



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



ELECTROPOSITIVIDAD

La forma de medir la electropositividad es exactamente igual que la utilizada para las mediciones inherentes a su homónimo, mediante un enlace químico.

Entretanto la tendencia dentro de la tabla de elementos es contraria, ya que mide la tendencia de un átomo en perder electrones: Un claro ejemplo son los metales los cuales son los más electropositivos de la tabla.

La electropositividad crece en el sentido opuesto a la electronegatividad. De arriba hacia abajo esto nos demuestra que es el Francio, simbolizado por Fr y de número atómico 87 el más electropositivo de la tabla



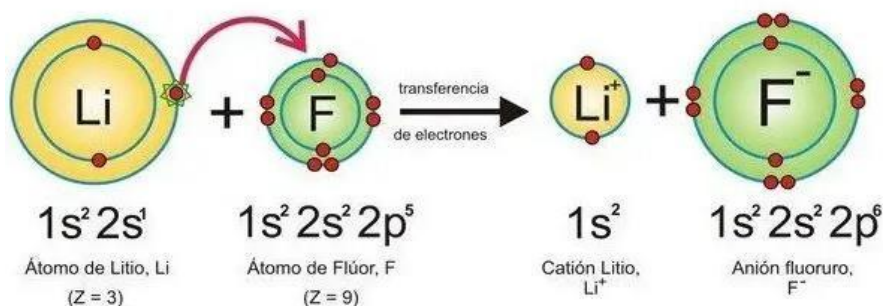
Desapego y dejar lo negativo, te hace más positivo

RADIO ATÓMICO

Cuando nos referimos a radio atómico, básicamente planteamos la posibilidad de medir la distancia entre el núcleo de un átomo y la nube de electrones que componen su capa externa. El radio atómico en la familia de los elementos aumenta de arriba hacia abajo, acompañada proporcionalmente de la cantidad de átomos de cada elemento, a mayor valor en número atómico de un elemento, mayores son las fuerzas ejercidas entre el núcleo y la electrosfera, lo que se resume en un menor radio atómico. Por lo tanto y como nos indica la tabla el elemento de mayor radio atómico es el Cesio.

TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Enlace iónico: Ocurre entre átomos de elementos cuya diferencia de electronegatividades es notable, y su característica principal es que cede la totalidad de sus electrones desde un átomo a otro con formación de cationes y aniones.



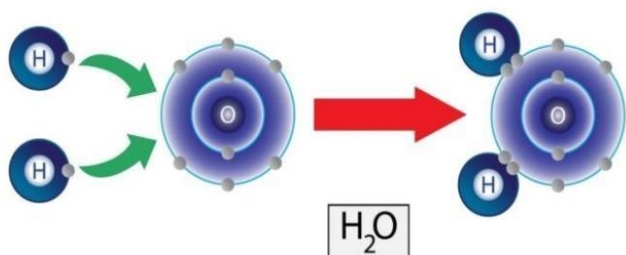


INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

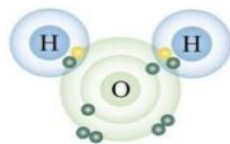


Enlace Covalente: Es la unión química establecida entre dos átomos, en la cual el par electrónico compartido está formado por un electrón proveniente de cada uno de los dos átomos entre los que se produce la unión. La misma se puede producir entre átomos de un mismo elemento o de elementos diferentes. Por otra parte, pueden compartir uno o más pares de electrones, formando uniones covalentes simples, dobles o triples. Se clasifican en: covalentes polares, covalentes no polares, covalentes coordinados.



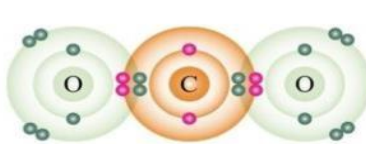
Tipos de enlaces covalentes

Enlace simple



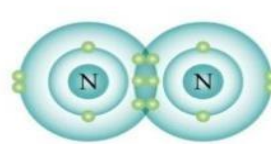
Agua
 $\text{H}_2\text{O} : \text{H}-\text{O}-\text{H}$
Comparte 2
electrones

Enlace doble

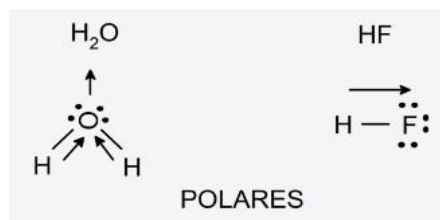
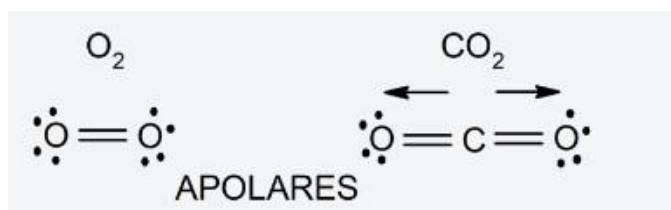


Dióxido de carbono
 $\text{CO}_2 : \text{O}=\text{C}=\text{O}$
Comparte 4
electrones

Enlace triple



Nitrógeno
 $\text{N}_2 : \text{N} \equiv \text{N}$
Comparte 6
electrones





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



Enlace Metálico: Es la menos conocida, pero es en el caso de que se unan átomos que tiene electronegatividades bajas y cercanas, ninguno de los átomos atraerá con gran fuerza los electrones de la unión. Esto hace que los electrones externos se hallen en un estado relativamente libre.

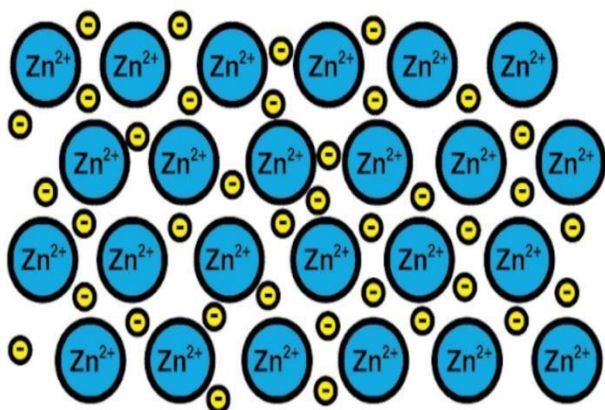
<http://enlacesmarialejandrasalzar10-7.blogspot.com/2014/08/desarrollo-de-actividad.html>

Este tipo de enlace solo sucede en elementos metálicos. Consiste en la unión de los núcleos de dos átomos del mismo elemento metálico junto con sus electrones.

Los enlaces metálicos se caracterizan por ser eficaces conductores de electricidad, tener un punto fusión y ebullición muy elevado, y oxidarse fácilmente. También son maleables y resistentes al rayado, muy sólidos y fuertes.

¿Cómo se forman los enlaces metálicos?

Enlace metálico del zinc



Un ejemplo de enlace metálico es el del zinc, un elemento metálico. El proceso de formación de este tipo de enlace es: 1-Un núcleo atómico de un elemento metálico se junta a otro núcleo del mismo elemento.

2-Los electrones de la capa de valencia de ambos núcleos pasan a formar un mar de electrones alrededor. Es decir, no orbitan un solo núcleo atómico. 3-Las cargas positivas de los núcleos atómicos y las negativas de los

electrones se atraen. El resultado son electrones de valencia que forman el mar de electrones alrededor de los núcleos atómicos (cationes).

Tomado de: <https://www.lifeder.com/enlace-quimico/>



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

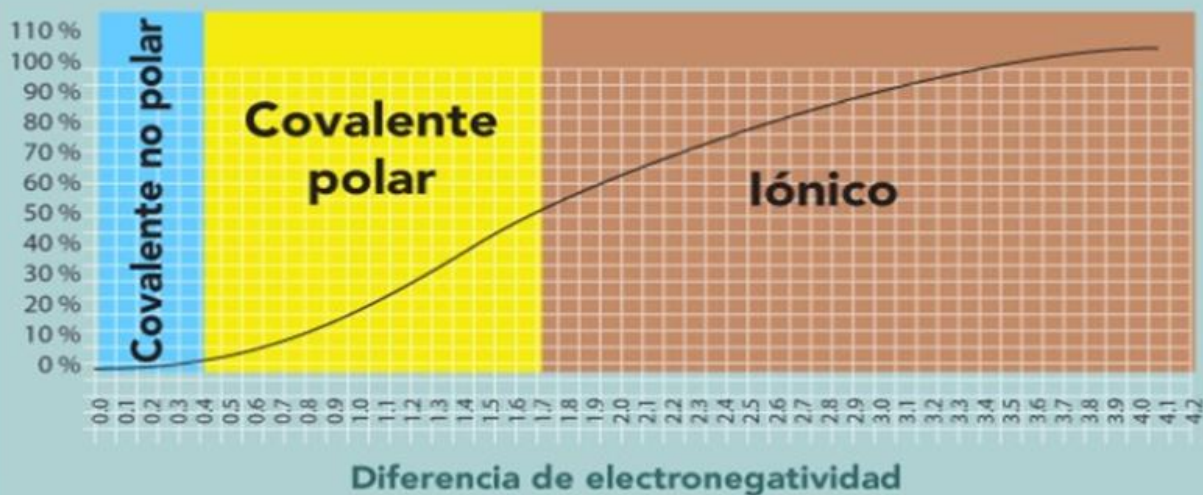
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



Enlace químico

La diferencia de electronegatividad establece el porcentaje de grado iónico de un enlace:

Porcentaje de ionización en función de la electronegatividad



ACTIVIDAD N°3

Entra al siguiente enlace y realiza la actividad que allí se propone. Escribe en tu cuaderno el número de la pregunta con la respuesta correspondiente.

https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Enlaces_qu%C3%ADmicos/Enlace_qu%C3%ADmico_ek2349567xh

LENGUAJE QUÍMICO IONES: CATIONES Y ANIONES

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

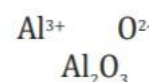
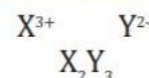


FORMACIÓN DE COMPUESTOS

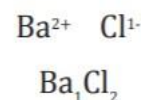
Paso 1: Escribimos los elementos en orden, primero el catión (carga positiva) y luego el anión (carga negativa), junto con sus números de oxidación.

Paso 2: Intercambiamos cargas, donde la carga del catión pasa a ser el subíndice del anión, y viceversa.

Paso 3: La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Para nombrar al compuesto, nombramos al anión y luego al catión.



■ Formación del óxido de aluminio



■ Formación del cloruro de bario

Tipos de nomenclatura

Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico
Se leen los subíndices mediante prefijos numerales (<i>mono-, di-, tri-, tetra-, penta-...</i>) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo <i>mono-</i> solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.	Se indica el número de oxidación del catión, con números romanos entre paréntesis al final del nombre, en caso de que tenga más de uno.	Si el catión tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación <i>-oso</i> cuando utiliza el menor y con <i>-ico</i> cuando utiliza el mayor.
CuF: monofluoruro de cobre	CuF: fluor uro de cobre (I)	CuF: fluor uro cuproso
SnBr ₂ : di brom uro de estaño	SnBr ₂ : brom uro de estaño (II)	SnBr ₂ : brom uro estañoso
FeO: monóxido de hierro	FeO: ó xido de hierro (II)	FeO: ó xido ferroso
Fe ₂ O ₃ : trióxido de dihierro	Fe ₂ O ₃ : ó xido de hierro (III)	Fe ₂ O ₃ : ó xido férrico
Ni ₂ Se ₃ : triseleniuro de níquel	Ni ₂ Se ₃ : seleni uro de níquel (III)	Ni ₂ Se ₃ : seleni uro níquelico

ACTIVIDAD N°4

Realizar las actividades propuestas en los siguientes enlaces. Estudiar para actividad lúdica que se llevará a cabo en clase.

1. https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/QUIMICA/Nomenclatura/Signos_-_simbolos_valencias_uo3380237eh
2. https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/%C3%93xidos_y_anh%C3%ADdridos_yf2000674jq



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



3. https://es.liveworksheets.com/worksheets/es/Qu%C3%ADmica/Nomenclatura/Nomenclatura_de_hidr%C3%B3xidos_zt2229347pu
- 4.

CÁLCULOS QUÍMICOS

RELACIÓN DE MOLES, MOLÉCULAS, ÁTOMOS Y MASA.

- $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas o átomos
- $1 \text{ mol} = M$ molecular o atómica expresada en gramos
- M molecular o atómica expresada en gramos = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas o átomos
- 1 mol (para gases en C.N) = 22,4 l
- 22,4 l (para gases en C.N) = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas • 22,4 l (para gases en C.N) = M molecular expresada en

EL CONCEPTO DE MOL

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ UNIDADES}$$

Generalmente se usa para ÁTOMOS, MOLÉCULAS, ELECTRONES

$$1 \text{ mol átomos C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$1 \text{ mol moléculas H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol e}^- = 6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$$

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

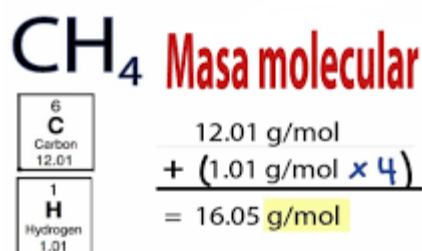
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

**La masa molar es la masa molecular expresada en gramos** $1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C es} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12.00 \text{ g}$ $1 \text{ átomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$ $1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g } ^{12}\text{C}$ $1 \text{ mol de átomos de litio} = 6.941 \text{ g de Li}$ **Para cualquier elemento
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)**

1 H Hidrógeno 1.007	4 Be Berilio 9.01
3 Li Litio 6.941	

Masa atómica relativa

Hidrógeno → 1.007
Carbono → 12.0107
Oxígeno → 15.9994
Cloro → 35.453

<https://www.youtube.com/watch?v=X0X1sO5tMNs>**ACTIVIDAD N°5**1. ¿Cuántas moléculas de metano (CH₄) hay en 10 moles de dicho compuesto?En este caso nos piden relacionar los moles con las moléculas: 1 mol=6,02·10²³ moléculas o átomos

Regla de tres:

1 mol ----- 6,02 x 10²³ moléculas

10 moles----- X

X= 6,02 x 10²⁴ moléculas

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



2. ¿Cuántos moles de aluminio (Al) hay en 135 g de dicho metal?

Nos piden relacionar los moles con la masa.

$$M_{Al} = 27 \text{ g/mol} \quad 1 \text{ mol} = 27 \text{ g de Al}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 27 \text{ g}$$

$$X \text{ ----- } 135 \text{ g}$$

$$X = 5 \text{ moles}$$

3. ¿Cuántas moléculas de propano, C_3H_8 , hay en 100 g de dicho gas?

$$M(C_3H_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{Regla de tres: } 1 \text{ mol} \text{ ----- } 44 \text{ g} \quad X = 1 \text{ mol} \times 100 \text{ g} / 44 \text{ g/mol} = 2,27 \text{ mol}$$

$$X \text{ ----- } 100 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$2,27 \text{ mol} \text{ ----- } X$$

$$X = 1,3 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

4. ¿Cuál es la masa en gramos de 2 átomos de plata? $A = 108 \text{ g/mol}$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \quad X = 2 \text{ átomos} \times 1 \text{ mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$X \text{ ----- } 2 \text{ átomos}$$

$$X = 2 / 6,02 \times 10^{23} = 0,3322 \times 10^{-23} \text{ moles}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 108 \text{ g}$$

$$0,3322 \times 10^{-23} \text{ moles} \text{ ----- } X$$

$$X = 0,3322 \times 10^{-23} \text{ mol} \times 108 \text{ g/mol} = 35,88 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$X = 3,59 \times 10^{-22} \text{ g}$$

5. ¿Cuántos gramos de amoníaco gaseoso hay en 1 litro de amoníaco medidos en condiciones normales de presión y temperatura?

$$M(NH_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$22,4 \text{ l (para gases en C.N.)} = M \text{ molecular expresada en gramos}$$

$$\text{En nuestro caso sería } 22,4 \text{ litros (C.N.)} = 17 \text{ g}$$

$$22,4 \text{ L} \text{ ----- } 17 \text{ g} \quad X = 1 \text{ L} \times 17 \text{ g} / 22,4 \text{ L} = 0,76 \text{ g}$$

$$1 \text{ L} \text{ ----- } X$$



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN MASA

<https://www.quimiclan.com/formulas-empirica-molecular/>

El porcentaje de la masa de cada elemento presente en una muestra se denomina composición porcentual en masa. El cálculo se realiza siguiendo la siguiente fórmula:

$$\% \text{ en masa del elemento} = \frac{\text{masa del elemento en la muestra}}{\text{masa total}} \times 100$$

Por ejemplo, en la fórmula CH_4 , hay un mol de átomos de carbono y cuatro moles de átomos de hidrógeno en un mol de moléculas de metano.

Para calcular el porcentaje en masa del hidrógeno en el metano aplicamos la fórmula vista con anterioridad:

$$\% \text{ en masa de H} = \frac{\text{masa de hidrógeno}}{\text{masa total}} \times 100$$

La masa de hidrógeno en la muestra será el resultado del **producto de la masa molar del hidrógeno por el número de moles** que haya en la fórmula (en este caso 4). Por otra parte, la masa total será la masa molar de la molécula de metano 16,04 g/mol por un mol de metano en este caso.

$$\% \text{ en masa de H} = \frac{4 \text{ moles} \times 1,0078 \text{ g/mol}}{1 \text{ mol} \times 16,04 \text{ g/mol}} \times 100$$

$$\% \text{ en masa del hidrógeno} = 25.13 \%$$

FÓRMULA EMPÍRICA

<https://www.quimiclan.com/formulas-empirica-molecular/>

La **fórmula empírica es la expresión de la proporción más simple** entre los átomos de un compuesto químico, esto quiere decir que la fórmula empírica tiene los subíndices enteros más pequeños posibles.



La fórmula empírica **nos indica los diferentes elementos que componen la molécula y la relación entre ellos** pero no nos indica la fórmula real del compuesto.

POR EJEMPLO

La glucosa tiene una fórmula empírica CH_2O , que nos indica la presencia de carbono, oxígeno e hidrógeno en su estructura en proporción 1:2:1. Sin embargo se sabe que la fórmula real de la molécula de glucosa es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Una forma sencilla de establecer la fórmula empírica a partir de la composición centesimal consiste en suponer una muestra de 100 gramos, de esta forma, los porcentajes coinciden con los gramos de cada elemento en la muestra.

La composición porcentual de un compuesto desconocido es 41,03% de carbono, 3,98 % de hidrógeno y 54,9 % de oxígeno ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto desconocido?

Como hemos dicho, si suponemos una muestra de 100 gramos, los porcentajes coinciden con los gramos en la muestra; 41,03 gramos de carbono, 3,98 gramos de hidrógeno y 54,9 gramos de oxígeno.

De esta forma podemos calcular el número de moles de cada átomo en la molécula:

$$n_C = \frac{41,03 \text{ gramos C}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,42 \text{ moles de carbono}$$

$$n_H = \frac{3,98 \text{ gramos H}}{1,008 \text{ g/mol}} = 3,95 \text{ moles de hidrógeno}$$

$$n_O = \frac{54,9 \text{ gramos O}}{16 \text{ g/mol}} = 3,43 \text{ moles de oxígeno}$$

La fórmula empírica debe expresarse utilizando relaciones de números enteros, para ello se dividen los números de moles entre el resultado más pequeño de los obtenidos (3,42).

Al hacer esta operación se obtiene una relación C:H:O de 1.00:1.15:1.00.

Finalmente, como en la fórmula empírica los números de moles deben expresarse en números enteros se multiplica la relación de átomos por algún número con el que tengamos todo en números enteros sencillos (en este caso por 6).



Por lo tanto, la relación de moles C:H:O es 6:7:6 y podemos escribir la fórmula empírica del compuesto desconocido como $C_6H_7O_6$.

LA FÓRMULA MOLECULAR

Es la fórmula real de la molécula, nos indica los tipos de átomos y el número de cada tipo que participan en la formación de la molécula.

Por ejemplo, la fórmula molecular de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, nos indica que cada molécula se compone de 6 átomos de C, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno.

Ejercicio para hallar la fórmula molecular:

La masa molar de la glucosa es 180,156 g/mol y sabemos que su fórmula empírica es $(CH_2O)_n$. Su masa molecular sería:

$$\text{Masa molecular de } (CH_2O)_n = (1 \times 12.01) + (2 \times 1.008) + (1 \times 16.00) = 30.026 \text{ g/mol}$$

Al dividir la masa obtenida experimentalmente entre la que hemos obtenido nos da un resultado de 6.

Esto quiere decir que en la fórmula molecular de la glucosa hay 6 fórmulas unitarias por lo que es necesario multiplicar el número de todos los átomos por 6. Por lo tanto, podemos afirmar que la fórmula molecular de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$.

En el siguiente video hacen un ejemplo en el que se pide hallar la fórmula empírica y molecular:

GLUCOSA

FORMULA EMPÍRICA:

CH_2O

Por cada átomo de C, hay dos átomos de H y un átomo de O

FORMULA MOLECULAR:

$C_6H_{12}O_6$

Cada molécula está formada por 12 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O

<https://www.youtube.com/watch?v=IQR2UVWv6ik>

**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

**LAS MOLÉCULAS DE LA VIDA.**

Las biomoléculas son un conjunto de elementos que cumplen funciones muy importantes en la actividad celular. Los principales son: Carbohidratos, Lípidos, Proteínas, Agua y Sales minerales. Estos cinco componentes son descritos en el Cuadro 1 de acuerdo a sus clasificaciones, características químicas, funciones, importancia y fuentes de adquisición.

ACTIVIDAD

En el siguiente enlace encontrarás información sobre las moléculas de la vida.

MOLÉCULAS DE LA VIDA	MOLÉCULAS PARA LA SALUD	MOLÉCULAS DÍA A DÍA
Proteínas	Antifúngicos	Celulosa
Ácidos Nucleídos.	Colágeno	Clorofila
ADN	Moléculas de mar	Agua
Glucosa	Carbohidratos, lípidos y proteínas	Dióxido de carbono
Colesterol	Catalizadores y enzimas biológicas	Oxígeno

<https://www.fcav.unesp.br/Home/departamentos/tecnologia/LUCIAMARIACARARETOALVES/aula-1---bioquimica-i.pdf>

Ver el vídeo <https://www.muyinteresante.es/ciencia/52164.html>

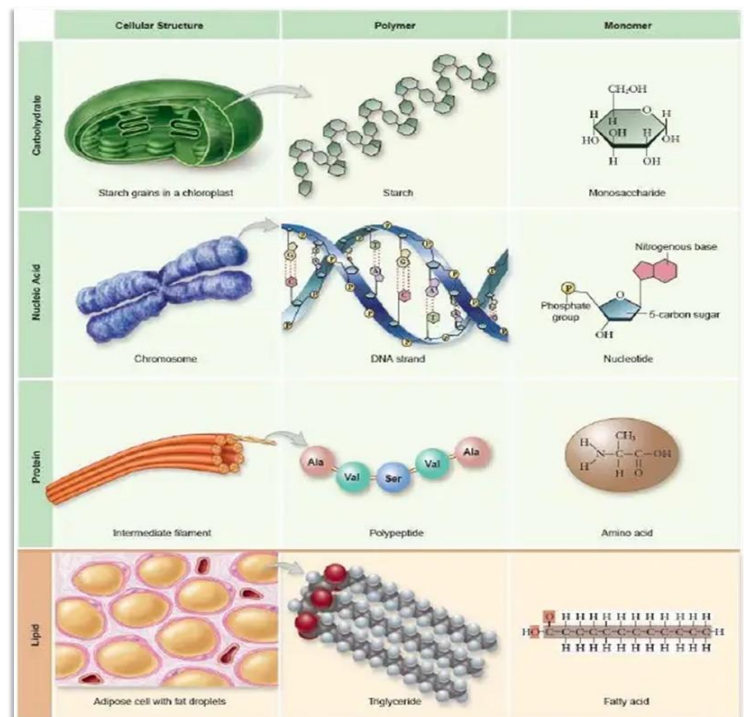
Tomar nota de lo que te parezca más interesante y compartir información con tus de más compañeros de clase cuando la docente lo indique.

La información que se comparte a continuación es tomada de: Si deseas ampliar información puede acudir a este sitio. <https://egogenomics.com/adn-la-molecula-de-la-vida/>

Por sorprendente que pueda parecer, a nivel molecular los seres humanos no somos tan diferentes de un insecto, una planta o una bacteria. Todos los organismos vivos que poblamos el planeta tenemos más en común de lo que imaginamos: compartimos una única forma de almacenar nuestra información genética.

Esta plataforma biológica de almacenamiento universal recibe el nombre de ácido desoxirribonucleico, más comúnmente conocido por su acrónimo: ADN. No es casualidad que el ADN esté presente en todos y cada uno de los seres vivos, sus características bioquímicas lo convierten en la biomolécula ideal para almacenar y transmitir el patrimonio genético de padres a hijos. Por ello el ADN contiene la esencia de lo que somos, con un código basado en tan solo cuatro "letras", alberga toda la información necesaria para dar lugar a un ser vivo completo. En otras palabras, nuestro ADN es nuestro libro de instrucciones.

Este descubrimiento fundamental de que el ADN es el portador de la información genética lo ha convertido sin lugar a dudas en la biomolécula más popular, tanto entre científicos como entre el público general. Tanto es así que el descubrimiento de su estructura a mediados del siglo XX marcó un hito en la historia de la ciencia y de nuestra sociedad. Hoy sabemos que el ADN está formado por una doble cadena en estructura



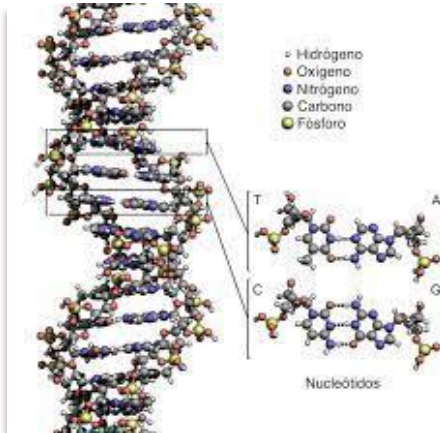


INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



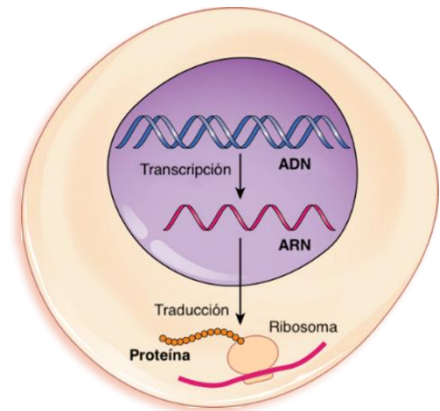
helicoidal, semejante a una escalera de espiral en la que cada peldaño estaría formado por dos bloques que interaccionan entre sí. Estos bloques, que se llaman nucleótidos, están formados por una molécula de desoxirribosa, un grupo fosfato y una base nitrogenada variable que da lugar a los cuatro tipos de nucleótido diferentes del ADN: adenina (A), guanina (G), citosina (C) o timina (T). Estos cuatro nucleótidos son las “letras” del código genético que albergan la información de cada organismo. De la misma manera que un libro consiste en una combinación particular de las 27 letras que componen nuestro alfabeto, los seres vivos estamos codificados por combinaciones concretas de estos cuatro nucleótidos.



¿Cómo puede generarse algo tan complejo como un organismo vivo a partir de algo tan sencillo como la combinación de cuatro tipos de nucleótidos? Aunque el ADN contiene y transmite la información genética, la aplicación de esta información requiere un cambio de

soporte. Es algo similar a lo que ocurre con el dinero que se deposita en la cuenta de un banco: se almacena y se transfiere desde allí, pero no se puede usar directamente, es necesario convertirlo a otro formato (metálico o tarjeta de débito/crédito) para poder comprar productos. Así, la secuencia de nucleótidos en el ADN ha de transcribirse a otro tipo de ácido nucleico, el ácido ribonucleico o ARN. Aunque químicamente son similares, los nucleótidos del ARN son distintos a los del ADN puesto que contienen ribosa en lugar de desoxirribosa. Además, en lugar de la timina el ARN contiene el nucleótido uracilo (U), así como otros tipos de nucleótidos que no se encuentran normalmente en el ADN. Estas diferencias hacen que en lugar de la disposición estable en doble hélice que adopta el ADN, el ARN se configure como una molécula más lábil de estructura helicoidal de cadena sencilla propensa al autoplegamiento.

En nuestras células el ARN desempeña múltiples funciones, siendo una de las más importantes la de mensajero: copia la información contenida en el ADN, que se encuentra en el núcleo celular, y la lleva hasta el citoplasma. Este transporte de información del núcleo al citoplasma es fundamental puesto que es en el citoplasma donde se encuentran las fábricas celulares de proteínas, denominadas ribosomas. De la misma manera que el ADN y ARN están formados por nucleótidos, las proteínas están constituidas por otro tipo de monómeros, denominados aminoácidos. Así, en los ribosomas, por cada grupo concreto de tres nucleótidos (“letras”) en la secuencia de ARN, se añade un aminoácido concreto a la proteína que se está sintetizando. De esta forma existe un código, conocido como el “código genético”, que es universal para todos los organismos y que sirve como una especie de diccionario del ADN, es decir, permite traducir su secuencia a unas proteínas concretas. Esto es muy importante, puesto que las proteínas son los principales elementos tanto de las estructuras como de los motores biológicos que constituyen y mantienen en funcionamiento a las células y, por ende, a los seres vivos.





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



BIBLIOGRAFÍA

Chang R. Química. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Primera edición en español. Whitten K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.

Morrison, R. T., & Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson educación.

Pine, S. H., Mendoza Sans, J., & Pericas Brondo, M. (1988). *Química orgánica*.

Vollhardt, K. P. C., & Schore, N. E. (2007). *Química orgánica: estructura y función* (No. 547). Omega

https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librotexto/Texto_quimica_2_BGU.pdf

K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.