



INSTITUCIÓN EDUCATIVA LOPERENA GARUPAL
"Superación académica, disciplina y amor al colegio"
Valledupar, Cesar



TALLER SEMANAL PARA TRABAJO NO PRESENCIAL BACHILLERATO

DOCENTES	María del R. Malagón B. (J.M) maria@ieloperenagarupal.edu.co Carlos Vargas S. (J.T) pcarlosarturo@ieloperenagarupal.edu.co	FECHA	FEBRERO 1 - 12
GRADO	UNDÉCIMO	GRUPO	01 - 02
SEMANA	1 Y 2	TALLER	No. 1
ASIGNATURA	BIOLOGIA	TEMA	ATOMOS, MOLECULAS Y VIDA
DBA	<ul style="list-style-type: none">- Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química posibilitan la formación de distintos tipos de compuestos orgánicos.- Describe la bioquímica como la ciencia que estudia la composición química de los seres vivos y las reacciones que ocurren en ellos.		

EXPLORACIÓN

Todos los seres vivos, incluyendo por supuesto a los humanos, están constituidos por átomos. El cuerpo humano es el resultado de una organización especial de estas partículas que en primera instancia y como resultado de su unión dan lugar a moléculas, que a su vez conforman células. Las células por su parte se organizan en tejidos y éstos en órganos. Los sistemas resultan a partir de la unión de órganos y finalmente nuestro organismo se presenta como un complejo constituido por varios sistemas. Hemos citado algunos de los niveles de organización de la materia, los cuales se presentaron en orden crecientes de complejidad en la siguiente figura:



1. Con tus propias palabras define los siguientes conceptos:
 - Materia
 - Átomo
 - Elemento
 - Compuesto
 - Biomolécula
2. Cuáles sustancias químicas consideras están presentes en los seres vivos.
3. Indica tres reacciones químicas de las cuales conozcas llevan a cabo los organismos.

ESTRUCTURACIÓN Y TRANSFERENCIA

¿Qué son los átomos?

Tal vez la primera definición que relacionamos con el concepto de "átomo" nos habla de estas partículas como aquellas unidades estructurales de la materia. Veamos algunos ejemplos de definiciones parecidas que nos aclararan la anterior...

La célula	es	la unidad estructural y funcional de la vida	es decir	es la estructura más pequeña posible que cuenta con las propiedades de los seres vivos
La familia	es	la unidad organizacional de la sociedad	es decir	es la organización más pequeña de individuos que cuenta con las características de una sociedad

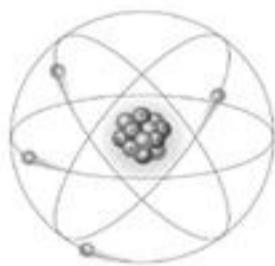
Por tanto....

El átomo	es	la unidad estructural de la materia	es decir	es la parte más pequeña posible que cuenta con las características de la materia
-----------------	----	-------------------------------------	----------	--

Hagamos una breve pausa para asegurarnos de entender lo que esto significa. Aceptar como cierta la afirmación anterior implica que todo aquello que consideremos materia está conformado por ATOMOS, así pues si materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, al menos estaremos de acuerdo en afirmar que los seres humanos somos materia y por tanto estamos hechos de átomos.

La estructura básica del átomo ha sido propuesta por diferentes investigadores, entre los que se incluyen Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Schrodinger. Todos ellos han hecho aportes significativos para la construcción del modelo atómico actual, sin embargo el modelo que sin entrar en contradicciones con los nuevos descubrimientos permite comprender la forma en cómo se unen los átomos para constituir moléculas es el que se presenta en la siguiente figura, es decir el modelo de Bohr.

Según este modelo, las subpartículas atómicas, es decir, los protones, los electrones y los neutrones, se organizan de la siguiente manera:



- Protones**
(cargados positivamente)
- Neutrones**
(sin carga)
- Electrones**
(cargados negativamente)

Los protones y los neutrones conforman el núcleo atómico, en tanto los electrones orbitan alrededor de este núcleo.

PRIMERA ACTIVIDAD

1. Completa el siguiente cuadro con la ayuda de una tabla periódica

TIPO DE ÁTOMO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO (Z)	NÚMERO DE PROTONES	NÚMERO DE ELECTRONES
Fósforo				
	Cl			
Sodio		19		
	S		20	
	O			
Hidrogeno				6
			7	

2. Presenta al menos dos conclusiones obtenidas a partir del ejercicio

3. Organiza en forma ascendente de "Z" los siguientes tipos de átomos:

- a. Aluminio b. Bromo c. Cobre d. Flúor e. Hierro f. Yodo

Número Atómico, Número de Masa e isótopos

En la actualidad se conocen alrededor de 118 tipos diferentes de átomos. Pero ¿en qué se diferencia un tipo de átomo de otro? Cada tipo de átomo cuenta con un número característico de protones, que es igual al número de electrones.

Los átomos de HIDROGENO cuentan con 1 protón y 1 electrón

Los átomos de LITIO cuentan con 3 protones y 3 electrones

Los átomos de OXIGENO cuentan con 8 protones y 8 electrones

Los átomos de CARBONO cuentan con 6 protones y 6 electrones

De esta manera todos los átomos pueden ser identificados por el número de protones que contienen, es decir, por el número atómico (Z). Sabemos que un átomo es de Nitrógeno cuando confirmamos que su número atómico es 7, en otras palabras, cada átomo en el universo que contenga 7 protones es un átomo de "nitrógeno". En una tabla periódica es posible consultar el número atómico de los diferentes tipos de átomos.

El número de masa (A) es otro parámetro importante para conocer algunas propiedades del átomo. En este caso "A" corresponde al peso atómico que equivale a la suma de los protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo. Los electrones no aportan un peso significativo a la masa atómica y por esa razón no son considerados.

Masa de las partículas subatómicas	
Partícula	Masa (g)
Electrón	9.10939×10^{-28}
Protón	1.67262×10^{-24}
Neutrón	1.67493×10^{-24}

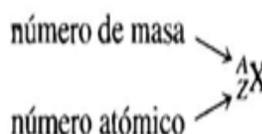
De lo anterior se pueden deducir las siguientes equivalencias:

$$\text{Masa Atómica (A)} = \text{Número de protones} + \text{Número de neutrones}$$

ó

$$\text{Masa Atómica (A)} = \text{Número atómico (Z)} + \text{Número de neutrones}$$

Aun cuando todos los átomos de un mismo tipo tienen el mismo número de protones y electrones, NO todos tienen el mismo número de neutrones. Por esta razón NO todos los átomos de un mismo tipo tienen la misma masa. Así cuando encontramos dos átomos de un mismo tipo que tienen el mismo Z, pero que difieren en "A" decimos que son Isótopos. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un átomo "X" es como sigue:



Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrogeno que se muestran a continuación

Las propiedades químicas de los átomos, entre las que se incluyen principalmente los tipos de reacciones en las que ellos participan, están determinadas principalmente por los protones y electrones.

SEGUNDA ACTIVIDAD

1. Teniendo en cuenta las siguientes equivalencias establece una fórmula para determinar el número de neutrones a partir de "Z" y "A". Denomina "N" al número de neutrones.

$$\text{Masa Atómica (A)} = \text{Número de protones} + \text{Número de neutrones} \text{ ó}$$

$$\text{Masa Atómica (A)} = \text{Número atómico (Z)} + \text{Número de neutrones}$$

2. Escoge la respuesta correcta, según la definición de Isótopo presentada ¿Cuál de los siguientes aspectos varía entre dos isótopos?

- El número atómico
- El número de electrones
- La masa atómica
- El número de protones

3. completa el siguiente cuadro con sus conocimientos sobre isótopos

Tipo de Átomo	Denotación	Número Atómico	Masa Atómica	Número de Protones	Número de Neutrones	Número de Electrones
Carbono	$^{14}_6\text{C}$ Carbono - 14	6				
Nitrógeno	$^{18}_7\text{N}$ Nitrógeno-18		18	7		
		8	15			
Fósforo		15			16	
Fósforo			32			
Fósforo					18	

¿Por qué los átomos forman moléculas?

Pareciera una pregunta innecesaria pero responderla nos permitirá comprender las fuerzas que están presentes al momento de conformarse una molécula a partir de la unión de dos o más átomos iguales o diferentes. Al finalizar las siguientes sesiones la respuesta será fácil de deducir.

Configuración electrónica y electrones de valencia

Los átomos tal como los hemos estudiado hasta ahora, cuentan con partículas subatómicas llamadas electrones, que se caracterizan por poseer carga negativa. Estos electrones se encuentran acomodados alrededor del núcleo atómico en las denominadas capas o niveles energéticos.

Existen 7 capas o niveles de energía y cada una de ellas cuenta con subniveles (que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f). En cada subnivel hay un número determinado de orbitales. Se ha establecido que para el subnivel "s" hay 1 orbital, para el subnivel "p" hay 3 orbitales, para el subnivel "d" hay 5 orbitales y para el subnivel "f" hay 7 orbitales.

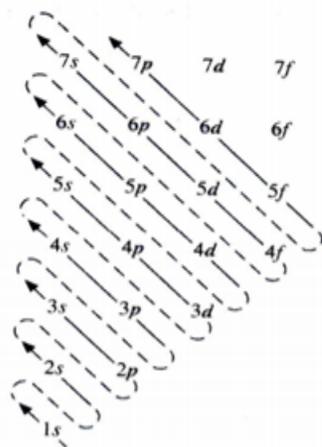
TERCERA ACTIVIDAD

1. Teniendo en cuenta que cada orbital admite máximo 2 electrones, completa la siguiente tabla:

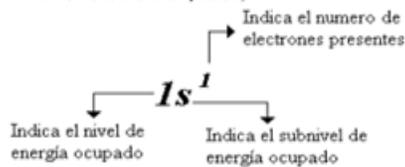
Nivel	Subnivel	Orbital	Numero máximo de electrones en los orbitales	Numero máximo de electrones por subnivel	Numero máximo de electrones por nivel
1	s	s			
2	p	s			
		p_x			
		p_y			
3	p	p_z			
		s			
		p_x			
	d	p_y			
		p_z			
		d_{xy}			
		d_{yz}			
d_{xz}					
$d_{x^2-y^2}$					
d_z^2					

Nota: el número máximo de electrones por nivel puede calcularse con la expresión $2n^2$, donde "n" es el nivel.

La distribución de los electrones de un átomo en los distintos niveles de energía se conoce como configuración electrónica de dicho átomo. Los electrones pertenecientes al átomo se organizan en los distintos niveles y subniveles por orden creciente de energía hasta ocuparlos completamente. El siguiente gráfico nos indica dicho orden:



En la nomenclatura empleada,



y se lee "...hay 1 electrón presente en el subnivel s del nivel 1"

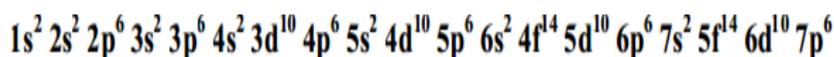
Una configuración electrónica de $1s^2 2s^1$ por ejemplo, nos expresa varias cosas:

1. Que el átomo tiene 3 electrones
2. Que los 3 electrones están distribuidos en dos niveles.
3. Que en el último nivel solo hay 1 electrón y está ubicado en el subnivel "s"
4. Que el átomo tiene $Z=3$ (Z : Número Atómico)

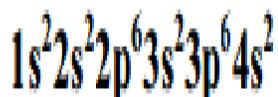
¿Cómo se describe la configuración electrónica de un átomo?

La mejor manera de responder a esta pregunta es ejemplificando el proceso. Veamos pues la construcción de la configuración electrónica del Calcio, cuyo $Z = 20$.

1. El número atómico nos indica que este átomo tiene 20 protones y por consiguiente cuenta con 20 electrones.
2. Los 20 electrones se organizarán en los distintos niveles y subniveles en orden ascendente de energía.
3. En primer lugar se completa el nivel 1, que cuenta con un subnivel s, el cual tiene una capacidad máxima para 2 electrones: $1s^2$...
4. A continuación se ocupa el nivel 2, que cuenta con un subnivel s y tres subniveles p, lo cual le permite albergar hasta 8 electrones (dos en el subnivel s y dos en cada uno de los tres subniveles p)
5. Hasta este punto se ha descrito la forma en cómo se organizaron los primeros 10 electrones. Los 10 restantes ocuparan los demás niveles considerando siguiendo el principio de construcción de Aufbau, según el cual "solo se pueden ocupar los orbitales con un máximo de dos electrones, en orden creciente de energía orbital: los orbitales de menor energía se llenan antes que los de mayor energía". A continuación se ofrece el orden creciente de energía orbital, incluyendo el número máximo de electrones por subnivel:

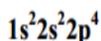


6. Así pues la configuración electrónica del Calcio es:



El conocer la configuración electrónica de un átomo nos permite establecer cuantos electrones existen en el nivel más externo, lo cual es muy importante pues son precisamente estos electrones, llamados electrones de valencia, los que intervienen en los enlaces con otros átomos para formar moléculas.

Ejemplo: el oxígeno tiene $Z=8$, es decir tiene 8 protones y por tanto 8 electrones. Siguiendo la indicación del gráfico anterior, la configuración electrónica de este tipo de átomos será:



De lo anterior podemos observar lo siguiente:

1. Que de los 8 electrones presentes en los átomos de oxígeno, 6 están ubicados en el último nivel, en este caso el nivel 2, es decir, hay 6 electrones de valencia.
2. Que aunque el subnivel "p" acepta 6 electrones, en este caso solo se ocuparon 4 posiciones
3. Que harían falta 2 electrones para completar todos los espacios disponibles.

2. Completa la siguiente tabla:

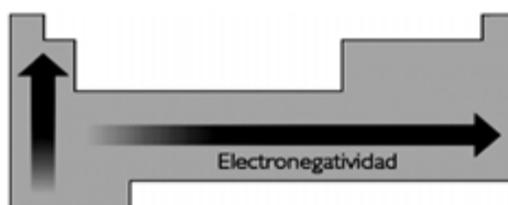
Átomo	Símbolo	Z	Configuración electrónica	Numero de niveles ocupados	Numero de electrones de valencia
Carbono					
Oxígeno					
				2	7
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$		
Potasio					
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		
Hidrógeno					
				3	7

Regla del Octeto: La regla del octeto propuesta por Lewis establece que "...un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta estar rodeado por ocho electrones de valencia" pues es en este momento cuando alcanza su máxima estabilidad. Teniendo en cuenta esto ya nos es fácil empezar a comprender lo que explica la unión entre dos o más átomos para constituir las moléculas. Dicho de otro modo, en este "afán" por estabilizarse algunos átomos cederán sus electrones, otros los recibirán e incluso compartirán electrones con otros átomos. Cada operación de estas – ceder, aceptar o compartir electrones – genera la interacción de los átomos que al mantenerse unidos conforman enlaces químicos.

Si bien es cierto que la regla del octeto funciona principalmente para los elementos del segundo período de la tabla periódica, no es propósito de esta guía hacer alusión a las excepciones.

Electronegatividad y enlaces químicos

Por último y para cerrar nuestra comprensión de la formación de los enlaces es preciso hacer referencia al concepto de electronegatividad. Durante la formación del enlace químico entre dos átomos, los electrones son cedidos, aceptados o compartidos, pero aún en este último caso puede presentarse que un átomo atraiga con mayor fuerza los electrones, generando una carga negativa de manera temporal a su alrededor. Así pues se dice que la electronegatividad es un indicador de la fuerza con la que un átomo atrae los electrones hacia sí. A continuación se presenta el aumento de las electronegatividades de los elementos en la tabla periódica:

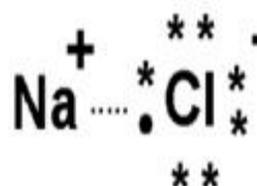


Los valores de las electronegatividades de los elementos oscilan desde 1.0 hasta 4.0 según la escala propuesta por Linus Pauling. Entre los principales tipos de enlaces observados en las biomoléculas se incluyen: **El enlace iónico:** es aquel que se establece a partir de la atracción electrostática (entre cargas opuestas) entre dos átomos en donde uno ha cedido electrones (quedando con carga positiva – catión) y el otro los ha aceptado (quedando con carga positiva – anión). Ejemplo: Formación del Cloruro de Sodio (NaCl).

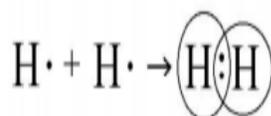
Elemento	Sodio (Na)	Elemento	Cloro (Cl)
Número Atómico	11	Número Atómico	17
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Electrones de valencia	1	Electrones de valencia	7
electronegatividad	0.9	electronegatividad	3.0
Estructura de Lewis		Estructura de Lewis	
	Na.		$\begin{array}{c} ** \\ * Cl * \\ ** \end{array}$

La estructura de Lewis es útil cuando se discute sobre enlaces químicos, debido a que solo muestra los electrones de valencia, que son los que precisamente se ven implicados en tales enlaces. Los puntos o asteriscos alrededor del símbolo indican el número de electrones de valencia.

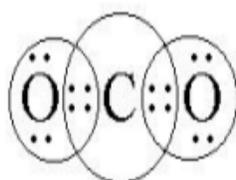
Al entrar en contacto el sodio con el cloro, éste último atrae con mayor fuerza el único electrón del sodio (note la diferencia de electronegatividades) y de esa manera se constituye en un anión. El sodio por su parte resulta un catión y la atracción se presenta inevitablemente.



El enlace covalente: es un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos. El grado en el que estos átomos comparten dichos electrones da lugar a los enlaces que se conocen como covalentes polares y covalentes no polares. Un ejemplo de enlace covalente no polar es el que se verifica entre dos hidrógenos:



Los enlaces covalentes polares son aquellos que se presentan entre átomos que tienen distinta electronegatividad como el que se da entre el carbono y el oxígeno en el dióxido de carbono:



La siguiente tabla nos es útil a la hora de predecir el tipo de enlace que se dará entre dos átomos, considerando tan solo la diferencia de electronegatividades:

<u>Diferencia de electronegatividades entre los átomos del enlace</u>	<u>Tipo de enlace</u>
Igual a cero	Covalente no polar
0.1 – 1.6	Covalente polar
Mayor o igual a 1.7	iónico

NOTA: Los valores incluidos en esta tabla pueden variar de un autor a otro.

CUARTA ACTIVIDAD

1. Establece la estructura de Lewis para las siguientes moléculas:

a. NH₃ (Amonio) b. H₂O (Agua) c. BrCl (Cloruro de Bromo)

d. H₃PO₄ (Ácido Fosfórico) Dato clave: consulte sobre los enlaces covalentes coordinados

e. CH₄ (Metano) f. HCl (Ácido clorhidrico)

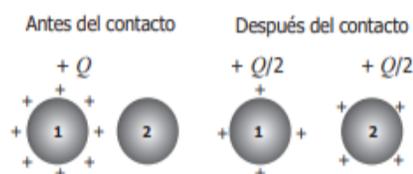
2. Clasifica los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes no polares

- a. KF (Fluoruro de Potasio)
- b. O₂ (Oxígeno)
- c. HBr (Ácido bromhídrico)

VALORACIÓN

SELECCIONA LA RESPUESTA CORRECTA:

1. En un metal que pierde electrones, la cantidad de protones es mayor que la de electrones y, por tanto, la carga total es positiva y se representa con signos +. Se tienen dos esferas metálicas idénticas: una esfera (1) inicialmente con carga + Q y otra esfera (2) inicialmente neutra. Al ponerlas en contacto y luego separarlas, se observa que las dos esferas quedan con cargas iguales + Q/2, como muestra la figura.



Con base en la información anterior, ¿qué sucedió al poner las esferas en contacto?

- A. De la esfera 2 pasaron electrones hacia la esfera 1.
 - B. De la esfera 2 pasaron protones hacia la esfera 1.
 - C. De la esfera 1 pasaron electrones hacia la esfera 2.
 - D. De la esfera 1 pasaron protones hacia la esfera 2.
2. Un elemento tiene un número de masa de 65 y se determinó que presenta 35 neutrones en su núcleo. Teniendo en cuenta esta información, el número de electrones que tiene este elemento es
- A. 35
 - B. 30
 - C. 65
 - D. 100
3. Un ión es una especie química que ha ganado o perdido electrones y por lo tanto tiene carga. La configuración electrónica para un átomo neutro "P" con $Z = 19$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- De acuerdo con esto, la configuración electrónica más probable para el ión P^{2+} es
- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 - B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

Nota: Debe desarrollar las actividades en su cuaderno de apuntes y enviar al correo institucional del docente de su jornada las evidencias del trabajo realizado ya sea con fotografías o como un documento de Word.