



INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N°. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

AREA:	UNIDAD	TEMA 3	GRADO	PERIODO	DOCENTE
Química	III	<ul style="list-style-type: none">Estructura atómica	9°	2	NOMBRE: Juan Pablo Delgado TELEFONO: 3107213779 CORREO: quimico5d2019@gmail.com
NOMBRES Y APELLIDOS:					

GUÍA # 3. Estructura atómica

Objetivos: Comprender como se constituido el átomo y cómo se llevó a cabo su descubrimiento.

Los criterios de evaluación a tener en cuenta en la lista de chequeo para valorar las guías de aprendizaje son:

1. Cumplimiento y responsabilidad: Entrega a tiempo la guía, busca apoyo en el desarrollo de las actividades, organiza su tiempo para realizar sus tareas escolares.
2. Presentación de la guía: Presenta la guía de manera adecuada teniendo en cuenta el orden y la organización de la misma.
3. Creatividad: Aprovecha los materiales y recursos de su entorno en el desarrollo de las actividades propuestas. Propone ideas novedosas en el trabajo que realiza en casa
4. Pruebas de conocimiento: (A TRAVÉS DE EDMODO Y TRABAJO EN CASA) Actividades de cada área, relacionadas con las temáticas referidas en cada guía.
5. Lectura de apoyo: Exposición y organización clara de las ideas, comprensión lectora.
6. Autoevaluación: Valora las actividades que, realizada en casa, teniendo en cuenta el formato enviado en la guía.

El átomo a través del tiempo

Modelo atómico de Demócrito (450 a.C.)

La “Teoría atómica del universo” fue creada por el filósofo griego Demócrito y su mentor, Leucipo. En aquella época los saberes no se alcanzaban mediante la experimentación, sino el razonamiento lógico, basándose en la formulación de ideas y su debate.

Demócrito propuso que el mundo estaba formado por partículas mínimas e indivisibles, de existencia eterna, homogénea e incompresible, cuyas únicas diferencias eran de forma y tamaño, nunca de funcionamiento interno. Estas partículas se bautizaron como átomos, palabra que proviene del griego ἄτομοι y significa “indivisible”.

Según Demócrito, las propiedades de la materia estaban determinadas por el modo en que los átomos se agrupaban. Filósofos posteriores como Epicuro añadieron a la teoría el movimiento azaroso de los átomos.

Modelo atómico de Dalton (1803 d.C.)



INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N.º. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

El primer modelo atómico con bases científicas nació en el seno de la química, propuesto por John Dalton en sus "Postulados atómicos". Sostenía que todo estaba hecho de átomos, indivisibles e indestructibles, incluso mediante reacciones químicas. Los elementos conocidos dependían de sus átomos, que poseían la misma carga e idénticas propiedades, pero un peso atómico relativo diferente: esto debido a que, comparados con el hidrógeno, mostraban masas diferentes.

Dalton dedujo que los átomos se agrupan guardando proporciones distintas y así se forman los compuestos químicos.

Modelo atómico de Thomson (1904 d.C.)



Thomson asumía que los átomos eran esféricos con electrones incrustados en ellos.

Propuesto por J. J. Thomson, descubridor del electrón en 1897, este modelo es previo al descubrimiento de los protones y neutrones, por lo que asumía que los átomos consistían en una esfera de carga positiva y distintos electrones de carga negativa incrustados en ella, como las pasas en el pudín. Dicha metáfora le otorgó al modelo el epíteto de "Modelo del pudín de pasas".

Modelo atómico de Rutherford (1911 d.C.)

Ernest Rutherford realizó una serie de experimentos en 1911 a partir de láminas de oro y otros elementos, gracias a los cuales determinó la existencia de un núcleo atómico de carga positiva en el cual se hallaba el mayor porcentaje de su masa. Los electrones, en cambio, giraban libres en torno a dicho núcleo o centro.

Modelo atómico de Bohr (1913 d.C.)

Este modelo da inicio en el mundo de la física a los postulados cuánticos, por lo que se considera una transición entre la mecánica clásica y la cuántica. El físico danés Niels Bohr lo propuso para explicar cómo podían los electrones tener órbitas estables rodeando el núcleo, y otros pormenores de los que el modelo previo no lograba dar cuenta.

Este modelo se resume en tres postulados:

Los electrones trazan órbitas circulares en torno al núcleo sin irradiar energía.

Las órbitas permitidas a los electrones son calculables según su momento angular (L).

Los electrones emiten o absorben energía al saltar de una órbita a otra y al hacerlo emite un fotón que representa la diferencia de energía entre ambas órbitas.

Modelo atómico de Sommerfeld (1916 d.C.)

Fue propuesto por Arnold Sommerfeld para intentar llenar los baches que presentaba el modelo de Bohr a partir de los postulados relativistas de Albert Einstein. Entre sus modificaciones están que las órbitas de los



INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N°. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

electrones fueran circulares o elípticas, que los electrones tuvieran corrientes eléctricas minúsculas y que a partir del segundo nivel de energía existieran dos o más subniveles.

Modelo atómico de Schrödinger (1926 d.C.)

Propuesto por Erwin Schrödinger a partir de los estudios de Bohr y Sommerfeld, concebía los electrones como ondulaciones de la materia, lo cual permitió la formulación posterior de una interpretación probabilística de la función de onda, por parte de Max Born.

Eso significa que se puede estudiar probabilísticamente la posición de un electrón o su cantidad de movimiento, pero no ambas cosas a la vez, debido al célebre Principio de incertidumbre de Heisenberg.

Este es el modelo atómico vigente a inicios del siglo XXI, con algunas posteriores adiciones. Se le conoce como Modelo cuántico-ondulatorio.

Fuente: <https://concepto.de/modelos-atomicos/#ixzz6K7wvKG1c>

ACTIVIDAD 1

1.1 Luego de haber leído, puede complementar con el siguiente video y en su cuaderno, tome apuntes de las ideas más importantes sobre cada uno de los modelos atómicos expuestos. No olvide escribir la fecha y el tema de la clase.

<https://www.youtube.com/watch?v=H7rlhQdHi7o>

1.2 Responde:

1.2.1. En el cuaderno realizo los modelos atómicos de los siguientes elementos:

a) Calcio b) Helio c) Oxígeno d) Potasio e) Azufre f) Hierro

1.2.2. Consulto que son los números cuánticos y como se pueden calcular.

1.2.3. consultar el significado de los siguientes términos:

a) Nivel de energía b) Subnivel de energía c) Orbital d) Spin

ACTIVIDAD 2: Lectura

El número atómico, el número másico y los isótopos

Las primeras tres características tienen que ver directamente con el número de partículas que forman el átomo de cada elemento.

El **número atómico (Z)** indica el número de protones que forman el núcleo de un átomo. Así, por ejemplo, todos los átomos de hierro tendrán 26 protones en su núcleo. Además, si no nos indican lo contrario, los elementos químicos se encuentran en estado neutro, es decir, la carga positiva (protones) y negativa (electrones) es la misma, por lo que todos ellos tendrán también 26 electrones.

El **número másico** o **peso atómico (A)** indica el número total de protones y neutrones que forman el núcleo de un átomo. Como ya hemos indicado antes, el peso de los electrones es prácticamente despreciable comparado con el de los protones y neutrones, por lo que el número másico nos indica de



INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N°. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

forma indirecta el peso del átomo en cuestión. Siguiendo con el ejemplo del hierro, si consultas la tabla periódica de los elementos verás que el peso atómico de este elemento es 55.85, lo que quiere decir que todos los átomos de ese elemento tendrán ese peso.

Por último, los **isótopos** de un elemento químico son variantes del mismo átomo (es decir, tienen el mismo número atómico) pero diferente número másico, es decir, diferente número de neutrones. La mayoría de elementos químicos tienen más de un isótopo natural, siendo el elemento con mayor cantidad de isótopos estables el Estaño (Sn), que tiene 10 isótopos naturales diferentes.

Tomado de: <https://www.unprofesor.com/quimica/propiedades-del-atomo-3322.html>

Resuelve:

2.1. Teniendo en cuenta la lectura anterior halle el número de masa (Z) y el número atómico para los siguientes elementos:

a) Sodio b) Cloro c) Hierro d) Carbono e) Oxígeno

2.2. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	# protones	#electrones	#neutrones	Z	A
Magnesio						
	Au					
		1				
					15	
						14.0067
Cobre						

Actividad 3.

Masa atómica: La masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles. Sin embargo para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma arbitrariamente como unidad patrón.

La unidad patrón usada en la actualidad es la masa del átomo de carbono 12, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. (unidad de masa atómica). De acuerdo con esta escala el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1.007 u.m.a.

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada una de sus formas isotópicas.

Ahora bien, si tomamos una cantidad en gramos, igual a la masa atómica de un elemento expresada en u.m.a., obtenemos una nueva magnitud, denominada átomo-gramo (at-g). Así un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g.

3.1. Halle el valor en gramos de un átomo-gramo de: Carbono (C), Nitrógeno (N), Calcio (Ca), Sodio (Na), Magnesio (Mg), Azufre (S), Hierro (Fe), Fósforo (P), Cloro (Cl), Cobre (Cu).



INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N°. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

Masa Molecular: La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula. La fórmula química nos indica que elementos forman el compuesto y su número.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4 .

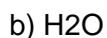
$$H = 1 \times 2 = 2$$

$$S = 32 \times 1 = 32$$

$$O = 16 \times 4 = 64 \text{ Luego } 2 + 32 + 64 = 98$$

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.

3.2. Halle la masa molecular de los siguientes compuestos:





INSTITUCIÓN EDUCATIVA GROPECUARIA CINCO DÍAS

TIMBÍO CAUCA

Resolución N°. 1492-11-2004

DANE 219807000022 NIT. 817.006.271-0

AUTOEVALUACIÓN

Nombre del estudiante: _____ Grado: _____

Señala con una x en la casilla que corresponda, según los desempeños durante el desarrollo de la guía de aprendizaje.

CRITERIO	SIEMPRE	CASI SIEMPRE	POCAS VECES	NUNCA
Seguí las instrucciones para realizar los trabajos completos.				
Soy capaz de leer un texto y comprenderlo.				
Soy capaz de hacer uso del vocabulario y de los temas estudiados.				
Solicitaste colaboración a tus familiares y docentes.				
Compartiste lo que hiciste en la guía con tu familia.				
Durante las actividades demostré: interés, responsabilidad y respeté el tiempo de estudio.				

OBSERVACIONES:

1. ¿Cuál actividad disfrutaste más? ¿Por qué? : _____

2. ¿Con cuál actividad tuviste mayor dificultad? ¿Por qué? _____

3. ¿Qué aprendiste? _____

4. ¿Qué facilitó el aprendizaje? _____

5. ¿Con cuáles dudas te quedaste?: _____

Vereda Cinco Días – Timbío, Cauca

Docente: Juan Pablo Delgado L.