



INSTITUCIÓN EDUCATIVA REPÚBLICA DE HONDURAS

Aprobada mediante Resolución No 033 del 21 de abril de 2003

SECUENCIA DIDÁCTICA No 2 del 2021

Generado por la contingencia del COVID 19

Título de la secuencia didáctica:		PROPIEDADES DE LA MATERIA II Uso la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos.
Elaborado por:	JAVIER ANDRÉS CÁRDENAS GIRALDO	
Nombre del Estudiante:		Grado: 10°
Área/Asignatura	CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL / QUÍMICA	Duración: 12 HORAS

MOMENTOS Y ACTIVIDADES

EXPLORACIÓN

1. Ve a classroom.google.com y haz clic en Ir a Classroom.
2. Escribe tu nombre de usuario y haz clic en Siguiete.
3. El enlace de MEET es: <https://meet.google.com/lookup/bvvyrny4o3>
4. El código de la clase es : y2ijzo6. Las clases son los días miércoles a las 10 :00 A.M.

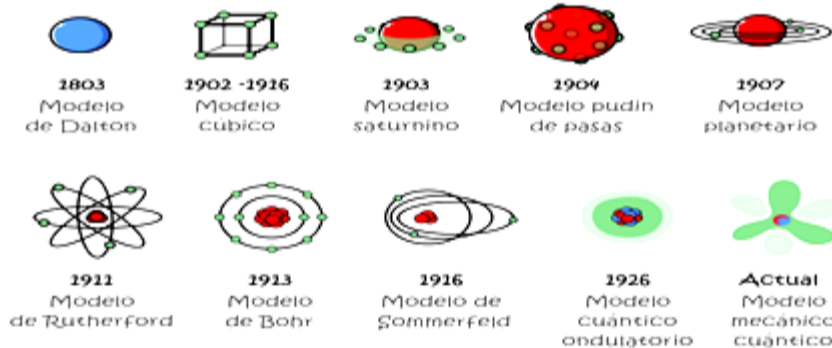
Debe enviar el registro fotográfico de las respuestas de esta secuencia al profesor : Javier Andrés Cárdenas Giraldo, utilizando el correo javier.cardenas@ierepublicadehonduras.edu.co. Para dudas e inquietudes utilizar el WhatsApp : 304 531 97 94 . En el horario de 8 :00 A.M. a 4:00 P.M.

¿CÓMO ES UN ÁTOMO?

Como no podemos ver los átomos, los científicos han construido diversos modelos y teorías que explican sus propiedades. Estos modelos han ido modificándose a lo largo de la historia para poder explicar cada nuevo descubrimiento sobre los átomos y las partículas que lo constituyen. Aunque no es el modelo actual, el modelo nuclear de RUTHERFORD, es el modelo más sencillo que se acerca a él y que podemos comprender.

El átomo

A lo largo de la historia.



El modelo atómico nuclear distingue dos partes en el átomo: el núcleo y la corteza.

El núcleo es la zona central del átomo. Es muy pequeño en comparación con el átomo y concentra casi toda su masa. Consta de dos tipos de partículas: Los protones y los neutrones.

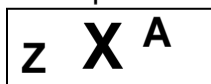
La corteza es la zona exterior del átomo donde se encuentran los electrones moviéndose en torno al núcleo para escapar de la atracción de los protones.

Pero... **¿CÓMO SE DIFERENCIAN LOS ÁTOMOS?** Los átomos se diferencian unos de otros con dos números que les caracterizan:

NÚMERO ATÓMICO (Z): es el número de protones que tiene un átomo

NÚMERO MÁSCICO (A): es el número de protones más el número de neutrones de un átomo

Los átomos se representan así:



En donde:

X representa el símbolo del elemento

Z representa el número de protones (+) (p⁺) del átomo

A representa el número de protones y neutrones (n^o) que hay en el núcleo.

El número de neutrones de un átomo se puede calcular restando el número atómico (protones) al número másico (protones y neutrones)

Número de neutrones = A – Z

En un átomo neutro, la cantidad de protones es la misma que la cantidad de electrones(e^-).
 Ejemplo : Determinar la cantidad de p^+ , e^- y n^0 del elemento que tiene como número atómico 52. De igual forma indique en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentra dicho elemento.
Según la teoría, sabemos que:
Numero de protones = Número de electrones = Número atómico (Z) = 52 Número de masa (A) = 127
Número de neutrones = A - Z = 127 - 52 = 75. ENTONCES : $p^+ = 52$, $e^- = 52$, $n^0 = 75$.
 Periodo 5 y grupo 6.

ESTRUCTURACIÓN

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA : La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas, en el cual las funciones de ondas del sistema se expresan como un producto de orbitales antisimetrizado. La configuración electrónica es importante, ya que determina las propiedades totales de combinación química de los átomos y por lo tanto su posición en la tabla periódica de los elementos.

REGLA DE MOELLER O DEL SERRUCHO: Sirve para obtener distribuciones electrónicas de los elementos químicos. Esta nueva regla cumple con la tabla periódica actual en bloques de Seaborg que contiene hasta 118 elementos químicos.

Niveles		electrones
K = 1	1s ²	2
2	2s ² 2p ⁶	8
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	18
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴	32
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴	32
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴	32
Q = 7	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴	32

Se pueden reconocer diferentes clases de átomos tales como:

- **ION:** Átomo cargado eléctricamente ya sea por la pérdida o ganancia de electrones.
- **CATION:** Átomo que ha perdido electrones, ión positivo: Fe^{+2} , Na^{+1} , Cr^{+3}
- **ANIÓN:** Átomo que ha ganado electrones, ión negativo: Cl^{-1} , S^{-2} , F^{-1}
- **ISOTOPO:** Átomos de la misma especie (mismo elemento) que tienen igual número atómico(Z) pero diferente número de masa (A). **A = Z + N**

Conocer las propiedades de los átomos, y en especial su peso, se transformó en la tarea fundamental de la química y, gracias a las ideas de Avogadro y Cannizaro, durante la primera mitad del siglo XIX, gran parte de la labor química consistió en determinar los pesos de los átomos y las fórmulas químicas de muchos compuestos.

Al mismo tiempo, se iban descubriendo más y más elementos. En la década de 1860 se conocían más de 60 elementos, y saber las propiedades de todos ellos, era imposible para cualquier químico, pero muy importante para poder realizar su trabajo. Ya en 1829, un químico alemán, Döbereiner, se percató que algunos elementos debían guardar cierto orden. Así, el calcio, estroncio y bario formaban compuestos de composición similar y con propiedades similares, de forma que las propiedades del estroncio eran intermedias entre las del calcio y las del bario. Otro tanto ocurría con el azufre, selenio y telurio (las propiedades del selenio eran intermedias entre las del azufre y el telurio) y con el cloro, bromo y yodo (en este caso, el elemento intermedio era el bromo). Es lo que se conoce como tríadas de Döbereiner. Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido, aunque muchos químicos intentaron buscar una relación entre las propiedades de los elementos.

En 1864, un químico inglés, Newlands, descubrió que, al ordenar los elementos según su peso atómico, el octavo elemento tenía propiedades similares al primero, el noveno al segundo y así sucesivamente, cada ocho elementos, las propiedades se repetían, lo denominó ley de las octavas, recordando los periodos musicales. Pero las octavas de Newlands no se cumplían siempre, tras las primeras octavas la ley dejaba de cumplirse.

En 1870, el químico alemán Meyer estudió los elementos de forma gráfica, representando el volumen de cada átomo en función de su peso, obteniendo una gráfica en ondas cada vez mayores, los elementos en posiciones similares de la onda, tenían propiedades similares, pero las ondas cada vez eran mayores e integraban a más elementos. Fue el descubrimiento de la ley periódica, pero llegó un año demasiado tarde. En 1869, Mendeleev publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, sino que lo amplió conforme aumentaba el peso atómico. Invertió el orden de algunos elementos para que cuadraran sus propiedades con las de los elementos adyacentes y dejó espacios, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos. Sobre la base de que las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus pesos atómicos (en la actualidad número atómico) publicó en 1869 su tabla. En tres de los espacios, predijo las propiedades de los elementos que habrían de descubrirse (denominándolos ekaboro, ekaaluminio y ekasilicio), cuando años más tarde se descubrieron el escandio, el galio y el germanio, cuyas propiedades se correspondían con las predichas por Mendeleiev y se descubrió un nuevo grupo de

elementos (los gases nobles) lo que puso de manifiesto no sólo la veracidad de la ley periódica, sino la importancia y utilidad de la tabla periódica. En 1913 Henry Moseley basándose en experimentos con rayos X determinó los números atómicos que permitieron una nueva organización estableciendo así la Ley Periódica actual que dice: "Las propiedades químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos", lo que significa que cuando se ordenan los elementos por sus números atómicos, en forma ascendente, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente.

ENLACES QUÍMICOS: Un enlace químico corresponde a la fuerza que une o enlaza a dos átomos.

El enlace covalente: es aquel que ocurre entre elementos no metales, iguales, o diferentes entre quienes las diferencias de electronegatividad sean menores de: 1.7.

En este tipo de enlace los átomos se unen compartiendo pares de electrones.

Las sustancias cuyos átomos que las componen están unidos mediante este tipo de enlace se les conocen como sustancias covalentes.

El enlace covalente puede ser: **Covalente Apolar, Covalente Polar y Covalente Coordinado.**

Representación de un enlace covalente: Cuando intentamos representar un enlace o construir fórmulas de compuestos es de mucha utilidad la notación propuesta por Lewis. De acuerdo con este modelo, se escribe el símbolo del elemento y a su alrededor se coloca un punto (•) por cada electrón que exista en el último nivel de energía del átomo. Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

NOTA: según el número de pares de electrones compartidos, los enlaces covalentes pueden ser:

- Simples:** Cuando se comparte un solo par de electrones: (—)
- Dobles:** Cuando se comparten 2 pares de electrones: (=)
- Triples:** Cuando se comparten 3 pares de electrones: (≡)

Enlace covalente apolar: Es aquel que ocurre entre átomos de un mismo elemento, no metales, por consiguiente, no presentan diferencias en su electronegatividad, por esta razón son conocidos como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos en estas moléculas son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad. Es el caso de las moléculas de cloro (Cl_2), hidrógeno (H_2), (O_2), (N_2) etc. En estas moléculas se establece un enlace covalente apolar.

Ejemplos: El hidrógeno (H_2) en su forma de gas se encuentra en la naturaleza como un enlace entre dos átomos de hidrógeno. El hidrógeno es una excepción a la regla del octeto debido a su masa atómica, que es la más baja. El enlace se forma solamente de la forma: H-H. H ($Z=1$): $1s^1$. El hidrógeno en su último y único nivel de energía tiene 1 electrón, entonces, para el hidrógeno ser estable, necesita cada átomo de hidrógeno conseguir 2 electrones para su último nivel de energía los cuales consiguen compartiendo 1 par de electrones. H .H

H-H Aquí se presenta enlace covalente no polar simple. (Átomos del mismo elemento- diferencia de electronegatividad = 0) Comparten 1 par de electrones.

Hay una ley periódica que es fundamental su aplicación en el análisis de la formación de los enlaces químicos, esta es la de la **ELECTRONEGATIVIDAD** la cual se define como la tendencia del átomo de un elemento a atraer los electrones comprometidos en un enlace químico.

Los elementos más electronegativos son los no metales entre los cuales el más electronegativo es el Flúor (F) que tiene una electronegatividad de: 4.0 y los menos electronegativos son los elementos metales entre los cuales el Francio (Fr) tiene una electronegatividad de: 0.7.

Enlace covalente polar : Es el que ocurre por compartimiento de pares de electrones entre elementos no metales, diferentes y entre los que la diferencia de electronegatividad debe ser menor de 1,7. Los compuestos cuyos átomos están unidos mediante este tipo de enlace se les conoce como polares. Ejemplo : **HCl**.

Enlace covalente coordinado: Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor. El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio, NH_4^+ , a partir del amoniaco, NH_3 , y del ion de hidrógeno, H^+ . Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el hidrogenión (H^+). El hidrogenión resulta de extraer el único electrón que posee el átomo de hidrógeno; es decir, que el ion (H^+) quedó con capacidad para aceptar un par de electrones que en este caso provienen del átomo de nitrógeno y como consecuencia se formará un nuevo enlace en el cual los electrones provienen únicamente del nitrógeno.

Enlace iónico: Es aquel en el cual un átomo de electronegatividad baja (metal) pierde electrones quedando cargado positivamente y otro de electronegatividad alta (no metal) gana electrones quedando cargado negativamente. Veamos el mecanismo de cómo ocurre el enlace iónico entre el Sodio (Na) y el Cloro (Cl) para formar el compuesto NaCl.

TRANSFERENCIA

ACTIVIDADES.

1. Llenar los espacios en blanco con las claves que aparecen abajo.

_____ es el número de _____ que contiene el núcleo, coincide con el número de _____ sólo si el átomo es neutro. Los _____ se caracterizan por su número atómico; es decir, por el número de _____ del núcleo. Átomos con diferente número de protones pertenecen a elementos _____. _____ es el número de nucleones del núcleo atómico; es decir, la suma total de _____ y _____ del núcleo. Átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de _____ se denominan isótopos de dicho elemento. Los isótopos de un elemento siempre tienen el mismo número de _____.

Claves: (Si algunas claves se repiten es porque aparecen ese número de veces). Número atómico, protones, electrones, elementos, protones, diferentes., Número másico, de neutrones, y protones, neutrones, protones.

2. Realiza la distribución electrónica, determine la cantidad de p^+ , e^- , n^0 , e indique a qué grupo y periodo pertenecen de la tabla periódica cada uno de estos elementos cuyo número atómico aparece a continuación: a. $Z = 9$ b. $Z = 17$ c. $Z = 27$ d. $Z = 42$ e. $Z = 69$

3. Elabora una sopa de letras con las siguientes palabras : ACTÍNIDOS, ALEACIONES, CAPA EXTERNA, DERECHA, GAS, ELEMENTOS QUÍMICOS, ESCALERA, GASES NOBLES, GRUPOS O FAMILIAS, HALÓGENOS, HORIZONTALMENTE, INERTES, IZQUIERDA, LANTÁNIDOS, METAL, METALES, METALES ALCALINOS, METALES ALCALINOTÉRREOS, MEZCLAS, NIVELES DE ENERGÍA, NO METALES, NÚMEROS ROMANOS, REPRESENTATIVOS, SEMIMETALES, SIETE PERÍODOS, TÉRREOS, TIERRAS RARAS, TRANSICIÓN, TRANSURÁNICOS.

4. Determina la distribución electrónica de los siguientes elementos: **K, Mg, Sc, O, P, Fe, Kr**

5. Si se tienen los elementos Bromo, Flúor, Oxígeno, Berilio, Sodio y Litio, indique cuál es el que tiene mayor carácter iónico. Por qué ?

6. Responda la siguientes preguntas tipo ICFES argumentando su respuesta :

a) Indicar la afirmación correcta basándose en la tabla de electronegatividad de los elementos, en cuanto al tipo de enlace que se formará entre los elementos que se indican:

- El Ca y el O forman un enlace covalente polar
- El H y el Cl forman un enlace iónico
- El K y el F forman un enlace iónico
- El H y en Br forman un enlace covalente apolar

b) ¿En los siguientes compuestos todos están formados con enlaces covalentes menos uno. Señale cuál?

- A. H_2O B. CCl_4 C. BeH_2 D. NaI

c) ¿Cuál de los siguientes enlaces es más polar?

- A. H-O B. H-Na C. H-S D. H-Cl

d) Del enlace S-O puedo decir que:

- A. Es metálico B. No es enlace C. Es covalente D. Es iónico

e) ¿Cuál de los siguientes enlaces es menos polar?

- A. H-O B. H-Na C. H-S D. H-Cl

7. Para los siguientes pares de elementos:

- 1) Indica si es posible un enlace iónico entre ellos
- 2) Determina su distribución electrónica antes y después de formar el enlace
- 3) Representa o esquematiza sus átomos antes y después de formar el enlace
- 4) Representa la formación del enlace por medio de las estructuras de punto electrónico
- 5) Determina la fórmula del compuesto que formarían.

K-N	F-Zn	F-Na	Mg-O	Cl-Br
K-O	K-Ca	Cl-Ca	Cl-O	Na-Ca

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Qué aprendizajes construiste?
2. Lo que aprendiste, ¿te sirve para la vida? ¿Si/no; por qué?
3. ¿Qué dificultades tuviste? ¿Por qué?
4. ¿Cómo resolviste las dificultades?
5. Si no las resolviste ¿Por qué no lo hiciste?
6. ¿Cómo te sentiste en el desarrollo de las actividades? ¿Por qué?
7. ¿Qué nota se colocaría por la realización de este trabajo? ¿Por qué?

RECURSOS

Hojas, lápiz, lapicero, colores. Opcional: Computador e internet.

FECHA Y HORA DE DEVOLUCIÓN

De acuerdo a la programación institucional.