

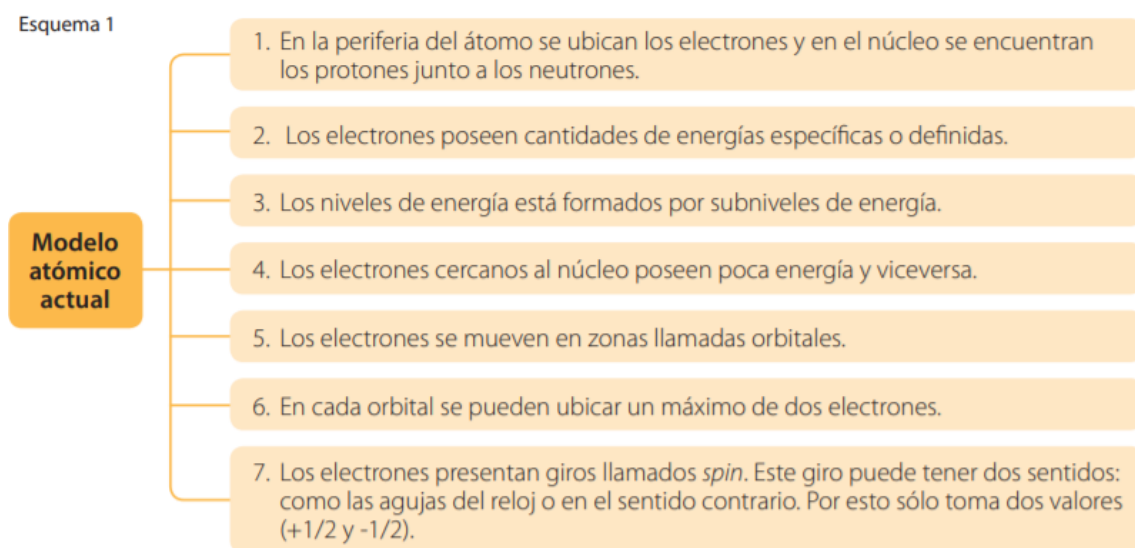
**MATERIAL DE APOYO ACADÉMICO CONTINGENCIA POR AISLAMIENTO OBLIGATORIO
ACTIVIDADES ACADÉMICAS A DESARROLLAR EN EL PERIODO COMPRENDIDO ENTRE: EL 1 al 12 de febrero del 2021.**

**GRADO: 801,802. 803, 804, 805 AREA: Ciencias Naturales. Asignatura: Procesos Químicos.
Docente: Rosario Márquez.**

Escribe parte teórica, ejercicios Guía, y realiza la actividad en el cuaderno; envía un PDF con las imágenes en forma vertical. En asunto de correo y en el documento escribe: nombre, curso del estudiante y semanas a las que corresponde. Marquezrosario391@gmail.com

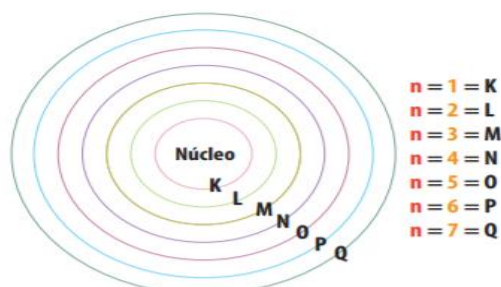
CONFIGURACIÓN ELECTRONICA

Utilice el siguiente esquema que contiene los postulados generales del modelo atómico de la teoría cuántica actual, para apoyar la interpretación de la información del texto "Números cuánticos":



Números cuánticos El modelo cuántico del átomo establece cuatro números cuánticos para describir las características de un electrón: número cuántico principal (n), número cuántico secundario o azimutal (l), número cuántico magnético (m_l) y número cuántico de spin (m_s).

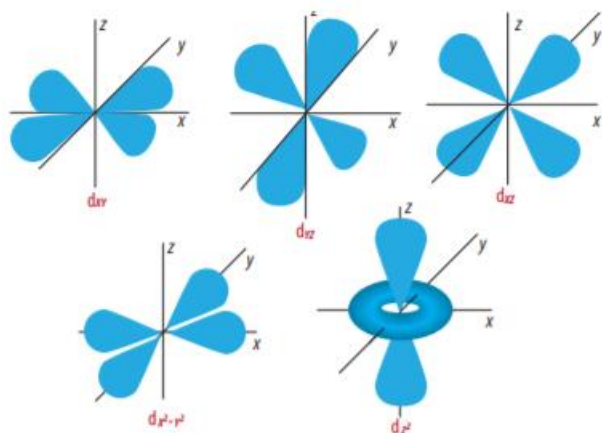
Número cuántico principal (n): se refiere al nivel de energía o regiones de espacio donde existe una alta probabilidad de hallar un electrón. Se representa con números enteros que oscilan entre uno (1) y siete (7) o con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nivel tiene una cantidad de energía específica, siendo el nivel de energía más bajo $n = 1$ y el más alto $n = 7$. Por ejemplo, el nivel $n = 3$ (M) indica la probabilidad de que el electrón se ubique en el tercer nivel de energía. El nivel 1 se encuentra más cerca al núcleo; entre tanto, el nivel 7 es el más distante. Del mismo modo, el nivel $n = 3$ (M) tiene un radio mayor que el nivel $n = 2$ (L) y en consecuencia tiene mayor energía.



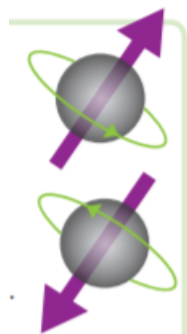
Cada nivel energético tiene un número determinado de electrones, el cual se calcula mediante la ecuación $X = 2n^2$, donde X representa el número de electrones y n el número del nivel. Por ejemplo, el número de electrones para el nivel 1 se calcula $X = 2 \times 1^2 = 2$; el del nivel 2 $X = 2 \times 2^2 = 8$; el del nivel 3 $X = 2 \times 3^2 = 18$.

Número cuántico secundario o azimutal (l): cada uno de los niveles de energía consiste en uno o más subniveles, en los que se encuentran los electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras s, p, d y f. El número de subniveles dentro de cada nivel de energía es igual a su número cuántico principal. Por ejemplo el primer nivel de energía ($n = 1$) tiene un subnivel 1s. El segundo, ($n = 2$) tiene dos subniveles 2s y 2p. El tercer nivel ($n = 3$) tiene tres subniveles 3s, 3p y 3d, el cuarto tendrá 4 subniveles 4s, 4p, 4d y 4f. Los niveles de energía $n = 5$, $n = 6$ y $n = 7$ también tienen tantos subniveles como el valor de n , pero sólo se utilizan los niveles s, p, d y f para contener los electrones de los 118 elementos conocidos a la fecha. Por último, cada subnivel puede contener un número máximo de electrones así: s = 2 electrones, p = 6 electrones, d = 10 electrones y f = 14 electrones.

Número cuántico magnético (m_l): el número cuántico magnético determina la orientación de la nube electrónica que sigue el electrón alrededor del núcleo. Es decir, nos describe la orientación del orbital en el espacio en función de las coordenadas x, y y z. Para el electrón, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía y para el orbital, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo.



Para cada valor de l , m_l puede tomar todos los valores comprendidos entre $-l$ y $+l$. Así, si $l = 1$, los valores posibles de m_l serán $-1, 0$ y $+1$, y tendrá tres orientaciones a saber: p_x , p_y y p_z . Número cuántico de spin (m_s): indica el giro del electrón en torno a su propio eje. Este giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por esto sólo toma dos valores: $+1/2$ gira a la derecha y $-1/2$ gira a la izquierda.



Tomado y editado de: Burns Ralph (2003). Fundamentos de Química. Ciudad de México, México: Editorial Pearson.

Utilice el Esquema 1 y la lectura anterior y complete la siguiente tabla, relacionando el postulado de la teoría cuántica (Esquema 1) con el número cuántico correspondiente. Teniendo en cuenta la información de la Lectura 1, responda:

1. ¿Un electrón del nivel 2 tiene más o menos energía que un electrón del nivel 4? Sustente su respuesta.
2. ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en el subnivel 5d?
3. indique el número máximo de electrones en el subnivel 3p
4. indique cuál es el número máximo de electrones en el nivel de energía $n = 4$
5. ¿A qué conclusión se puede llegar?

Lea con atención el siguiente texto con el fin de identificar los principios y reglas que rigen la representación de la distribución y ordenamiento de los electrones contenidos en un átomo.

Configuración electrónica Según la teoría atómica actual, los electrones de un átomo se organizan alrededor del núcleo en órbitas o niveles, los cuales corresponden a regiones de espacio en las que existe una alta probabilidad de hallar o encontrar un electrón.

Cada nivel se puede subdividir en subniveles. A la representación de la forma cómo se distribuyen los electrones en los distintos subniveles de energía se llama configuración electrónica de un átomo.

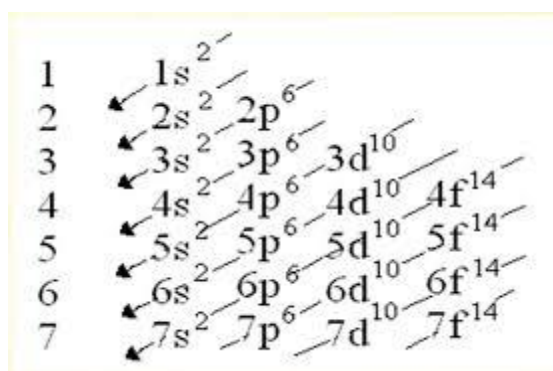
De esta distribución depende gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas del átomo. La distribución de los electrones se fundamenta en los siguientes principios.

Principio de exclusión de Pauli: en un átomo no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. Esto significa que en un orbital solo puede haber un máximo de dos electrones, cuyos spin respectivos serán: $+1/2$ y $-1/2$. Cada electrón con diferente spin se representa con flechas hacia arriba y hacia abajo.

Regla de la máxima multiplicidad o regla de Hund: cuando hay orbitales de equivalente energía disponible, los electrones se ubican de uno en uno y no por pares. Esto quiere decir que cada uno de los orbitales tiene que estar ocupado por un electrón, antes de asignar un segundo electrón a cualquiera de ellos. Los spin de estos electrones deben ser iguales.

Principio de Aufbau o de relleno: los electrones van ocupando los subniveles disponibles en el orden en el que aumentan su energía, y la secuencia de ocupación viene determinada por el triángulo de Pauli. Energías relativas: establecen que los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de mayor a menor energía.

Ley del octeto: la mayoría de elementos tienden a alcanzar un grado alto de estabilidad, lo cual en términos químicos, significa que no reaccionan químicamente. En términos de distribución de electrones, en un átomo no pueden existir más de ocho electrones en el nivel más externo



Reglas para representar la distribución de electrones de un átomo

Para representar la distribución de los electrones de un átomo, se usa la notación electrónica o espectral, siguiendo las siguientes pautas: Se escribe como coeficiente el número que representa el número cuántico principal (n): 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7.

Inmediatamente después, se escribe en minúscula la letra que identifica el subnivel, número cuántico secundario (l): s, p, d o f.

Por último, se escribe en la parte superior derecha de la letra que identifica el subnivel, el número que indica la cantidad de electrones que están presentes en el subnivel.

Para escribir la configuración espectral de un átomo es necesario: Conocer el número atómico (número total de electrones del átomo).

Recordar que existen 7 niveles y que el número de electrones por nivel se calcula a través de la fórmula $X = 2n^2$. Tener en cuenta que los electrones ocupan los subniveles siguiendo un orden creciente de energía y que solo comienzan a llenar un subnivel cuando se ha completado el anterior.

Ejemplo 1: El sodio (Na) con $Z = 11$

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Al sumar todos los exponentes, el total será el número atómico, en este caso $Z = 11$. El último nivel de energía es $n = 3$. Al último nivel de energía se le conoce como capa de valencia; los electrones que se ubican en este nivel se les llama electrones de valencia. Capa de valencia = 3 Electrones de valencia = 1 E

Ejemplo 2: Utilizando el diagrama de la Figura 1: Diagrama de Möeller: es la distribución electrónica del bromo con $Z = 35$

Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Capa de valencia: 4 Electrones de valencia: 7

Utilizando el diagrama de Möeller la configuración electrónica del sodio (Na) y del Bromo (Br). Utilice un color diferente para cada elemento.

Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, realice las distribuciones electrónicas. Luego, escriba en su cuaderno.

- a) Distribución electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$
- b) Distribución electrónica: $1s^2 2s^2 2p^4$

A partir de las características que se mencionan a continuación, identifique el elemento.

- a) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$
- c) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- d) Elemento cuya distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$



MATERIAL DE APOYO ACADÉMICO CONTINGENCIA POR AISLAMIENTO OBLIGATORIO
ACTIVIDADES ACADÉMICAS A DESARROLLAR EN EL PERIODO COMPRENDIDO ENTRE: EL 15 al 26
de febrero del 2021.

GRADO: 801,802. 803, 804, 805 AREA: Ciencias Naturales. Asignatura: procesos químicos.

Docente: Rosario Márquez.

¿Qué es la regla del octeto? En química, se conoce como la regla del octeto o teoría del octeto a la explicación sobre la forma en que los elementos químicos se combinan. Esta teoría fue enunciada en 1917 por el físico químico estadounidense Gilbert N. Lewis (1875-1946) y explica que los elementos persiguen siempre una configuración electrónica estable mediante la acumulación de ocho electrones en sus últimos niveles de energía (o sea, en sus últimas órbitas alrededor del núcleo).

Dicho de otro modo, la regla del octeto establece que sólo mediante la acumulación de ocho electrones en la última órbita, las moléculas pueden adquirir una estabilidad semejante a la de los gases nobles (ubicados al extremo derecho de la tabla periódica), cuya estructura atómica los hace electronegativamente neutros, o sea, poco reactivos.

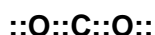
Así, los elementos de alta electronegatividad (como los halógenos y anfígenos) tienden a "ganar" electrones hasta alcanzar el octeto, mientras que los de baja electronegatividad (como los alcalinos o alcalinotérreos) tienden a "perder" electrones para alcanzar el octeto. Esta regla aplica al modo en que los átomos crean sus enlaces, y de la naturaleza de estos dependerá el comportamiento y las propiedades químicas de las moléculas resultantes.

De este modo, la regla del octeto es un principio práctico que sirve para predecir el comportamiento de muchas sustancias, si bien presenta también distintas excepciones.

Ejemplos de la regla del octeto En el agua, el oxígeno obtiene 8 electrones, pero el hidrógeno sólo requiere 2. Pensemos en una molécula de CO₂ cuyos átomos presentan valencias de 4 (carbono) y 2 (oxígeno), unidos por enlaces atómicos dobles.

Esta molécula es estable si cada átomo presenta 8 electrones en total, alcanzando el octeto, cosa que se cumple con el préstamo recíproco de dos electrones:

- El carbono presta dos electrones a cada oxígeno, llevándolos de seis a ocho electrones en su última capa.
- Al mismo tiempo el carbono obtiene dos electrones de cada oxígeno, sumando ocho con los cuatro propios.

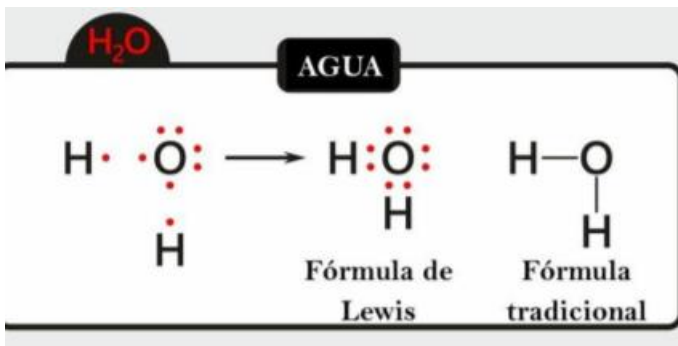


Otra forma de verlo sería que el total de los electrones cedidos y tomados debe ser siempre ocho. Ese es el caso de otras moléculas estables, como el cloruro de sodio (NaCl). El sodio aporta su único electrón (valencia 1) al cloro (valencia 7) para completar el octeto. Así, tendríamos Na⁺¹Cl⁻¹ (o sea, el sodio perdió un electrón, ganando una carga positiva, y el cloro ganó un electrón y con él una carga negativa).

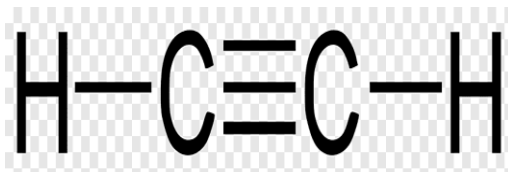
Excepciones a la regla del octeto La regla del octeto tiene varias excepciones, o sea, compuestos que alcanzan su estabilidad sin regirse por el octeto de electrones. Átomos como el fósforo (P), azufre (S), selenio (Se), silicio (Si) o helio (He) pueden alojar más electrones de lo sugerido por Lewis (hipervalencia). Por el contrario, el hidrógeno (H), que posee un único electrón en un único orbital, puede aceptar hasta dos electrones como máximo en un enlace químico. Otras excepciones lo constituyen el berilio (Be), que adquiere estabilidad con apenas cuatro electrones, o el boro (B), que lo hace con seis.

Regla del octeto y estructura de Lewis La estructura de Lewis permite visualizar los electrones compartidos. Otro de los grandes aportes de Lewis a la química fue su célebre forma de representar las uniones atómicas, hoy en día conocida como “Estructura de Lewis” o “Fórmula de Lewis”. Consiste en colocar, como hicimos anteriormente, puntos o guiones para representar los electrones compartidos en una molécula y los electrones solitarios que pueda haber. Este tipo de representación gráfica bidimensional permite saber la valencia de un átomo que interactúa con otros en un compuesto, y si forma enlaces simples, dobles o triples, todo lo cual incidirá en la geometría molecular. Para representar una molécula de este modo necesitamos elegir un átomo central, que será rodeado por los demás (llamados terminales) estableciendo enlaces hasta alcanzar las valencias de todos los involucrados. Los primeros suelen ser los menos electronegativos y los segundos los más electronegativos. Por ejemplo, la representación del agua (H₂O)

sería: H::O::H,

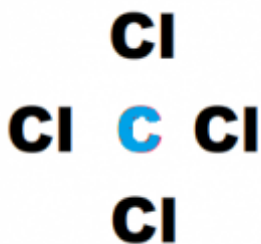


mientras que la del acetileno (C₂H₂) sería H:C:::C:H, ya que posee un triple enlace entre los carbonos.

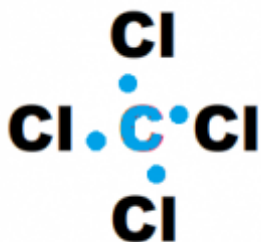


Para dibujar lo que es la estructura de Lewis

- Se dibuja el esqueleto molecular colocando los símbolos de los elementos. En general el átomo menos electronegativo ocupa la posición central.



- Se colocan los electrones de valencia del átomo central alrededor del mismo.



- Se distribuyen los electrones de los átomos que rodean al átomo central, teniendo en cuenta la regla del octeto. Los átomos individuales se combinan tendiendo a tener completa la última capa de electrones. Es decir a adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo.



- Para conseguir que se cumpla la regla del octeto en algunos casos puede ser necesario utilizar enlaces múltiples. Por ejemplo para la molécula de dióxido de carbono CO_2 su estructura de Lewis es la siguiente.



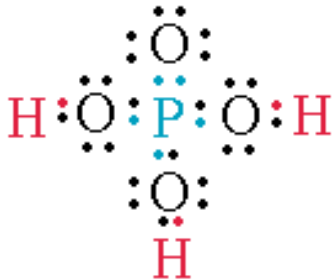
Los pares de electrones pueden ser:

1. Compartidos entre dos átomos, formando enlaces simples, dobles o triples. Cada par de electrones entre dos equivale a un enlace.
2. No compartidos (o pares solitarios, o no enlazantes). Los átomos de oxígeno, nitrógeno y los halógenos tienen normalmente electrones no enlazantes en sus compuestos estables. Estos pares libres tienen importancia en la reactividad de las moléculas.

Por ejemplo en la molécula de CO_2 hay dos pares de electrones compartidos entre el C y cada O, y cuatro pares no compartidos o no enlazantes.

.1.1.1 Estructura de Lewis de los oxiácidos

En la estructura de los oxoácidos, se coloca un grupo oxhidrilo por cada hidrógeno reemplazable que posea el ácido. Por ejemplo, el H_3PO_4 (Ácido fosfórico) tiene 3 hidrógenos reemplazables y por lo tanto 3 grupos OH.



EJERCICIOS

.2 Estructura de Lewis Ejercicios:

Dibujar la representación de Lewis para cada uno de los siguientes compuestos.

O_2 , CO_2 , CO , NO_2 , NO , H_2O , H_2SO_4 , H_3PO_4 , NO_3^- , K_2SO_4 , Cloro Molecular, H_2O_2 .

.3 Estructura de Lewis:

- CO_2 (Dióxido de Carbono).
- O_2 (Oxígeno Molecular).
- H_2O (Agua).
- H_2SO_4 (Ácido Sulfúrico).
- CO (Monóxido de Carbono).



**MATERIAL DE APOYO ACADÉMICO CONTINGENCIA POR AISLAMIENTO OBLIGATORIO
ACTIVIDADES ACADÉMICAS A DESARROLLAR EN EL PERÍODO COMPRENDIDO ENTRE: El 1 al 12 de
MARZO del 2021.**

**GRADO: 801,802. 803. 804. 805 AREA: Ciencias Naturales. Asignatura: Química. Docente:
Rosario Márquez.**

ENLACES QUÍMICO

Enlace químico A excepción de casos muy raros, la materia no se desintegra espontáneamente. La desintegración se evita por las fuerzas que actúan a nivel iónico y molecular. A través de las reacciones químicas, los átomos tienden a llegar a estados más estables con menores niveles de energía potencial química. Como ya se sabe, cuando dos o más átomos se unen, forman una molécula. Esta puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta: ¿cómo se mantienen unidos los átomos? La respuesta la dan los enlaces químicos. Un enlace químico es el resultado de la fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos para formar moléculas. Los electrones que intervienen en el enlace son los que están ubicados en el último nivel de energía, el nivel de valencia; estos electrones pueden pasar de un átomo a otro para completar el número de electrones del último nivel y así estabilizar electrónicamente el átomo. Los átomos pueden utilizar dos mecanismos para formar enlaces químicos, dependiendo del número de electrones de valencia que poseen. Estos mecanismos son en primer lugar, de transferencia de electrones que se presenta cuando un átomo transfiere sus electrones a otro átomo permitiéndole que complete ocho en su último nivel de energía y, en segundo lugar, compartimiento de electrones que se presenta cuando dos átomos comparten uno o más electrones de valencia y así ambos completar ocho electrones de valencia.

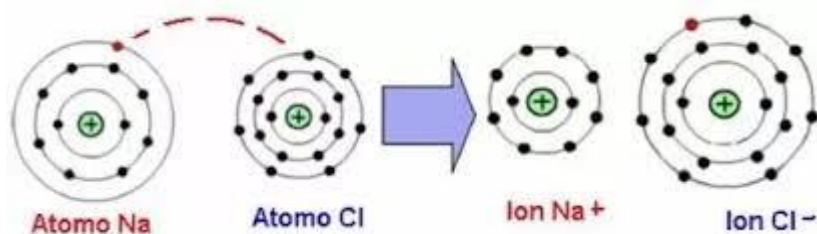
Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales 7, Bogotá, Colombia: Santillana.

Con base en la lectura del texto anterior, responda las siguientes preguntas:

- ¿Qué tipos de mecanismo existen para formar enlaces químicos?
- ¿Cuáles son los electrones que participan en un enlace químico?
- ¿Dónde se ubican los electrones que aparecen en un enlace químico?

Enlace iónico Cuando un átomo cede un electrón, el número de protones será mayor que el número de electrones y se generará una carga positiva (+) en el átomo, pero si gana un electrón el número de protones será menor que el número de electrones y se generará una carga negativa (-); en ambos casos se habrán formado iones. La carga del ion dependerá del número de iones cedidos o ganados; si un átomo gana dos electrones tendrá dos cargas negativas; si pierde dos electrones tendrá dos cargas positivas. Estos iones tienen cargas eléctricamente contrarias por lo cual pueden atraerse mutuamente y formar un enlace iónico, dando lugar a un compuesto iónico. El enlace químico iónico se forma por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Por lo general, la unión de un elemento metálico con un no metal es de tipo iónico.

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales 7, Bogotá, Colombia: Santillana.

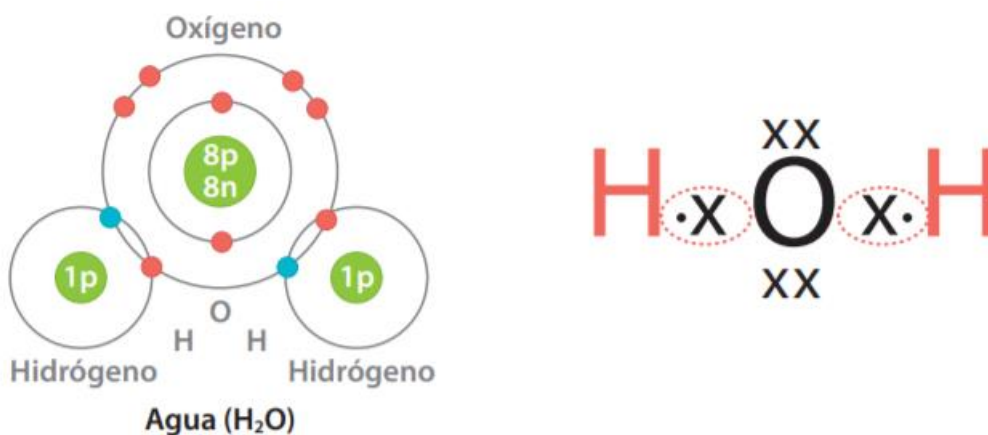


Con base en la Figura anterior, responda las siguientes preguntas.

- ¿Qué átomo cede el electrón?
- ¿Qué átomo gana el electrón?
- Escriba la configuración electrónica del ion sodio y del ion cloro.
- Explique la formación del enlace de AlCl_3 en forma de estructura de Lewis.

Enlace covalente No todos los átomos ceden o ganan electrones cuando forman enlaces. Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más de dos pares de electrones para completar cada uno ocho electrones en su último nivel. En este enlace, no hay formación de iones y se presenta principalmente entre los no metales. Los electrones compartidos en un enlace covalente pertenecen a ambos átomos. Cada par de electrones compartidos se representa por una línea que une los dos símbolos de átomos. Ejemplo: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (no metales).

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales 7, Bogotá, Colombia: Santillana.



Con base en la lectura del texto anterior, responda en su cuaderno las siguientes preguntas:

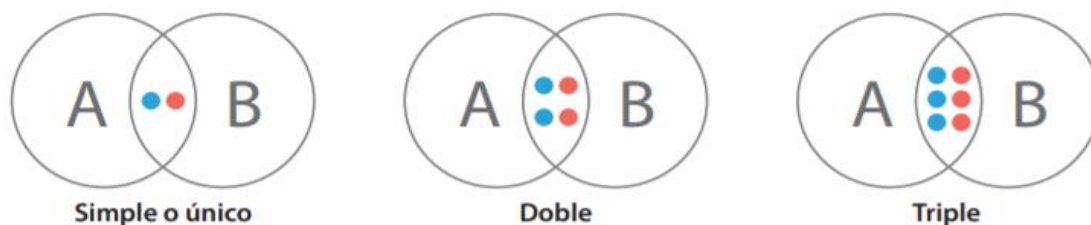
- ¿Cuántos electrones forman un enlace covalente?
- ¿Un enlace covalente se forma entre átomos de elementos metálicos o no metálicos?
- ¿Cuál es la configuración electrónica del hidrógeno y del cloro? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno?
- Dibuje la estructura de Lewis del enlace covalente que hay en HCl .

Clases de enlaces covalentes Dependiendo del número de enlaces compartidos, los enlaces covalentes pueden ser simples o sencillos, dobles o triples.

Enlace covalente sencillo: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten un par de electrones; cada átomo aporta un electrón, como en el caso del HCl .

Enlace covalente doble: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten dos pares de electrones; cada átomo aporta un par. Se representa con dos líneas cortas (=). Ejemplo: la molécula de oxígeno en la Figura 3. Enlace covalente

Figura 3. Enlace covalente



Enlace covalente triple: es el que se forma cuando se comparten tres pares de electrones; cada átomo aporta tres electrones. Su representación es de tres líneas (\equiv). Ejemplo: la molécula del nitrógeno. También los enlaces covalentes se diferencian en polar y apolar dependiendo de la electronegatividad de cada átomo.

Enlace covalente apolar: cuando las moléculas están formadas por dos átomos iguales, estas no presentan diferencia en la electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad. También se da el enlace apolar cuando la diferencia de electronegatividad es inferior a 0,5.

Figura 4.

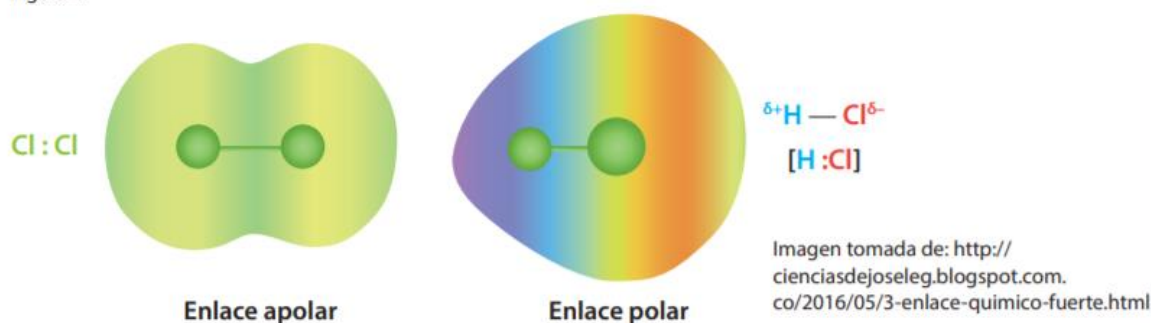


Figura 4. Lectura 4 1 Lea el siguiente texto. Actividad 6 A B Simple o único A B Doble A B Triple Imagen tomada de: <http://cienciasdejoseleg.blogspot.com.co/2016/05/3-enlace-quimico-fuerte.html> Cl : Cl $\delta^+H - Cl\delta^-$ [H :Cl] Enlace apolar Enlace polar 74 Aulas sin fronteras Ciencias 8 Bimestre: I Semana: 8 Número de clase: 23

Enlace covalente polar: cuando los átomos se enlazan, tienen una electronegatividad diferente. En la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad, será el polo negativo y la de menor electronegatividad, será la del polo positivo. La diferencia de electronegatividad entre los dos átomos de diferentes elementos del enlace polar debe ser entre 0,5 y 1,6 superior a este valor es un enlace iónico.

En la figura se indican las cargas parciales (positiva y negativa) mas no se representa la carga de cada ion. $HCl \rightarrow H + \delta^- - Cl - \delta^+$

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. El SO_2 es una molécula en la cual se presenta un enlace covalente doble y dativo.

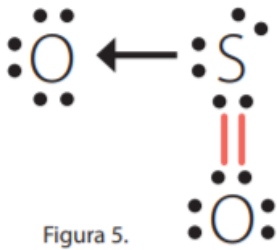


Figura 5.

tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales

EJERCICIOS

1. Indique qué tipo de molécula se presenta de acuerdo al tipo de enlace.

- a) H₂
- b) Cl₂
- c) O₂
- d) N₂
- e) F₂

2. Señale el compuesto que solo posee enlace covalente.

- a) KCl b) BaCO₃ c) H₂SO₄ d) KNO₂ e) BaO f) H₂O g) CO₂

Tabla 1: Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes

Enlaces iónicos	Enlaces covalentes
Se da entre cationes y aniones.	Se da entre átomos y átomos. Ambos comparten el par electrónico.
Uno cede 1 electrón y el otro recibe.	Este tipo de enlace se subdivide en: – Sencillo.
Son solubles en agua.	– Doble. – Triple. Son gases y líquidos a temperatura ambiente. A
Son sólidos a temperatura ambiente.	polares no son solubles en agua, pero sí lo son en compuestos apolares.
Conducen la electricidad en disolución o fundidos.	Polares son solubles en compuestos polares.
En general, sus puntos de fusión son altos.	No conducen la corriente eléctrica.
	En general, tienen puntos de fusión bajos.

Con base en la Tabla 1, “Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes”, responda para cada uno de los siguientes ejemplos, si se trata de un compuesto iónico o covalente y si es covalente, indique si es polar o apolar.

- 1. El compuesto es soluble en agua y conduce la electricidad.
- 2. El compuesto es insoluble en agua y no conduce la electricidad.
- 3. El compuesto presenta bajo punto de fusión y es líquido.
- 4. El compuesto es soluble en compuestos no polares.
- 5. El compuesto se da por transferencia de electrones.
- 6. El compuesto formado por la compartición de pares electrónicos.



**MATERIAL DE APOYO ACADÉMICO CONTINGENCIA POR AISLAMIENTO OBLIGATORIO
ACTIVIDADES ACADÉMICAS A DESARROLLAR EN EL PERÍODO COMPRENDIDO ENTRE: EL 15 al 26
de MARZO del 2021.**

GRADO: 801,802. 803AREA: Ciencias Naturales. Asignatura: Química. Docente: Rosario Márquez.

1.1. Grupos y periodos de la tabla periódica

La tabla periódica es una herramienta súper útil que contiene de manera organizada los elementos químicos de acuerdo a sus propiedades más básicas.

El principal orden de los elementos, corresponde al incremento del número atómico y la similitud de sus propiedades.

Periodo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	13A	14A	15A	16A	17A	18A
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Os	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuq	Uus	Uuo
8	Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
9	Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Es por ello que desde la antigüedad se han clasificado estos elementos de una manera coherente y práctica, para poder ubicar de manera rápida y eficaz cada uno de ellos, cada vez que sea necesario.

Es por ello que a continuación te explicaremos la **clasificación de la tabla periódica**.

.1 Ley periódica

Antes de hablar acerca de cómo se clasifican los elementos en la tabla periódica, es importante conocer en qué consiste la ley periódica.

Esta ley es la base de la clasificación de la tabla periódica completa, pues mediante ella es la que establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de manera sistemática mientras que incrementa el número atómico.

Es por esta razón que todos los elementos de un mismo grupo presentan una gran similitud, al mismo tiempo que difieren de los elementos que se encuentran en los otros grupos.

.2 Clasificación de los elementos en la tabla periódica

El procedimiento que se ha venido empleando para clasificar los elementos en la tabla periódica, según el número atómico y demás propiedades, permitió establecer 7 renglones horizontales que son conocidos como períodos.

Estos periodos corresponden a cada una de las 7 capas o niveles de energía atómica: K, L, M, N, O, P, Q.

Así mismo, las columnas verticales que se observan, se conocen como grupos: I, II, III, IV, V, VI, VII y VIII.

Buscando que los elementos con propiedades semejantes se ubicaran unos debajo de otros, cada uno de los grupos se dividió en 2 subgrupos, que se denotan con la letra A y B.

Diagrama de la tabla periódica que muestra la clasificación de los elementos en grupos y subgrupos. El diagrama está dividido en varias secciones coloridas:

- Metales alcalinos:** Grupo 1A (color azul).
- Metales alcalinos-terreos:** Grupo 2A (color naranja).
- Elementos de Transición:** Grupos 3A, 4A, 5A, 6A, 7A (color marrón).
- Halógenos:** Grupo 7A (color rojo).
- Noble gases:** Grupo 8A (color verde).
- Lantánidos:** Una fila de elementos en la parte inferior (color azul oscuro).
- Actinidos:** Una fila de elementos en la parte inferior (color azul oscuro).

El hidrógeno (H) está ubicado en el grupo 1A.

Finalmente se puede observar en la tabla el grupo O, el cual es un grupo que se encuentra aparte conteniendo los gases nobles.

Estos gases tienen en común que su última capa orbital se encuentra llena, es decir, sin electrones desapareados, lo cual limita su reactividad y se conocen como los elementos más estables de la tabla periódica.

Con la tabla periódica se pueden determinar las siguientes propiedades para cada elemento:

- Número atómico.
- Masa atómica.
- Símbolo.

- Actividad Química.
- Características del elemento por su grupo y período.
- Tipo o forma del elemento (gas, líquido, sólido, metal o no metal).

.3 Grupos de la tabla periódica

Como ya lo mencionamos al inicio, las columnas verticales de la tabla reciben el nombre de grupos.

De tal manera que existen dieciocho grupos. Es necesario destacar que los elementos que se sitúan en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

Lo que hace que en un grupo, las propiedades químicas de los elementos sean muy similares, es que todos tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas de valencia.

Esto puede observarse a detalle por ejemplo en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, el grupo 1 o metales alcalinos:

Diagrama de la tabla periódica que muestra los 18 grupos y los 7 períodos. El título "Grupos" está en rojo y "Períodos" está en naranja verticalmente a la izquierda. Las flechas indican la correspondencia entre los números de grupo y período y los elementos de la tabla.

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	1s ¹
Litio	Li	2 s ¹
Sodio	Na	3 s ¹
Potasio	K	4 s ¹
Rubidio	Rb	5 s ¹
Cesio	Cs	6 s ¹
Francio	Fr	7 s ¹

Es por esto que todos los elementos que pertenecen a este grupo tienen la misma valencia (+1) atómica, con características o propiedades similares entre sí.

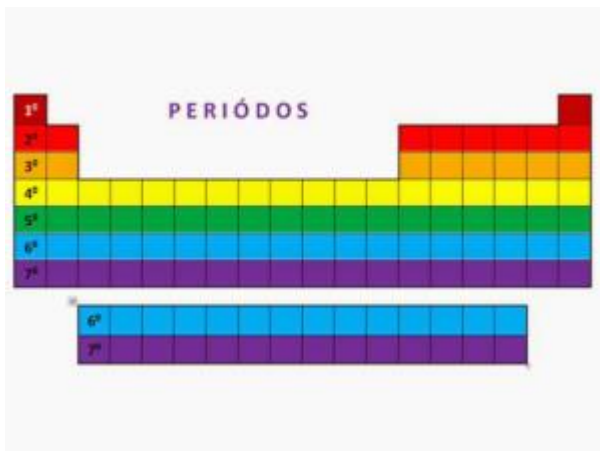
Los elementos que se encuentran en el último grupo de la derecha o el grupo “O” son los gases nobles, los cuales como ya explicamos, tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y son todos extremadamente no reactivos.

Numerados de izquierda a derecha utilizando números arábigos, según la IUPAC los grupos de la tabla periódica son:

- Grupo 1 (I A): los metales alcalinos.
- Grupo 2 (II A): los metales alcalinotérreos.
- Grupo 3 (III B): Familia del Escandio.
- Grupo 4 (IV B): Familia del Titanio.
- Grupo 5 (V B): Familia del Vanadio.
- Grupo 6 (VI B): Familia del Cromo.
- Grupo 7 (VII B): Familia del Manganeso.
- Grupo 8 (VIII B): Familia del Hierro.
- Grupo 9 (VIII B): Familia del Cobalto.
- Grupo 10 (VIII B): Familia del Níquel.
- Grupo 11 (I B): Familia del Cobre.
- Grupo 12 (II B): Familia del Zinc.
- Grupo 13 (III A): los térreos.
- Grupo 14 (IV A): los carbonoideos.
- Grupo 15 (V A): los nitrogenoideos.
- Grupo 16 (VI A): los calcógenos o anfígenos.
- Grupo 17 (VII A): los halógenos.
- Grupo 18 (VIII A): los gases nobles.

.4 Períodos de la tabla periódica

Las filas horizontales de la tabla periódica son llamadas períodos. Los elementos que forman una misma fila, poseen propiedades diferentes pero masas similares, en este caso todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales.



El diagrama muestra la tabla periódica con los períodos coloreados y numerados del 1º al 7º. El título 'PERÍODOS' está escrito en letras azules mayúsculas en la parte superior central. Los períodos son:

- 1º: Rojo
- 2º: Naranja
- 3º: Amarillo
- 4º: Verde
- 5º: Cian
- 6º: Púrpura
- 7º: Azul

El período 6º también se muestra en una fila separada debajo del resto de la tabla.

Entonces cada elemento está colocado de acuerdo a su configuración electrónica. El primer período solo tiene dos elementos el hidrógeno y el helio, ambos poseen sólo el orbital 1s.

En este mismo orden el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos cada uno, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto y séptimo periodos tienen treinta y dos elementos.

Cabe destacar que los dos últimos periodos tienen catorce elementos que se encuentran separados, para no hacer muy larga la tabla.

También es importante que sepas que el periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica, por lo tanto un elemento con cinco capas electrónicas, se encontrará ubicado en el quinto periodo.

.5 Bloques de la tabla periódica

La tabla también está dividida en cuatro grupos, de acuerdo al orbital que estén ocupando los electrones más externos.

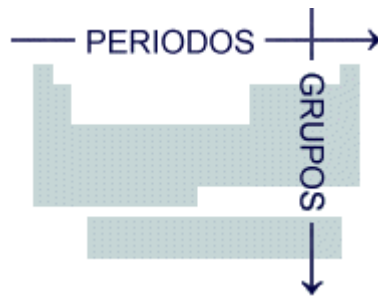


Por lo tanto, los bloques o regiones se denominan según la letra que hace referencia al orbital: s, p, d, f, que se encuentran ubicados en el orden sdp, de izquierda a derecha, y f lantánidos y actínidos.

.6 Clasificación de los elementos en la tabla periódica.

En términos generales los elementos gracias a esta clasificación de la tabla periódica, se dividen en tres grandes categorías: metales, metaloides y no metales. Que al mismo tiempo se dividen en grupos más pequeños:

- Metales: alcalinos, alcalinotérreos, metales de transición, metales postransicionales, lantánidos, actínidos.
- No metales: halógenos, gases nobles.



.6.1 Metales alcalinos

Son los elementos del grupo 1, se incluyen desde el Litio (Li) hasta el Francio (Fr). A pesar de que el Hidrógeno se encuentra en el grupo 1 no es un metal alcalino, debido a sus características es frecuentemente categorizado como un no metal.

.6.2 Metales alcalinotérreos

Los metales alcalinotérreos se encuentran en el grupo 2, desde el berilio (Be) hasta el radio (Ra). Normalmente tienen un punto de fusión muy alto y sus compuestos óxidos pueden formar soluciones alcalinas con pH muy básicos.

.6.3 Lantánidos

Este grupo está formado desde el elemento de número atómico 57, el lantano (La), hasta el elemento con número atómico 71, el Lutecio (Lu). Los lantánidos junto a los actínidos forman el bloque f.

.6.4 Actínidos

Los actínidos comprenden los elementos desde el número atómico 89, el Actinio (Ac), hasta el 103, el Lawrencio (Lr). Todos son radioactivos, poco abundantes pues solo el torio (Th) y el uranio (U) se encuentran en la naturaleza en cantidades significativas.

.6.5 Metales de transición

Se ubican en el centro de la tabla periódica, específicamente en el bloque “d” (grupo 3 al grupo 12) y se caracterizan por poseer un orbital “d” parcialmente ocupado en su configuración electrónica.



.6.6 Metales postransicionales

En algunos casos son mencionados como otros metales, estos son el Aluminio (Al), Galio (Ga), Indio (In), Talio (Tl), Estaño (Sn), Plomo (Pb) y Bismuto (Bi). Son elementos con características metálicas moderadas, ya que pueden ser más blandos o relativamente peores conductores.

.6.7 Metaloides

Son elementos que presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Generalmente se comportan como no metales, sin embargo, pueden presentar aspecto metálico o conducir la electricidad en algunas circunstancias. Los elementos metaloides o semimetales, son el Boro (B), Silicio (Si), Germanio (Ge), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Telurio (Te) y Polonio (Po), a veces se considera también al Astatato (At).

.6.8 No metales

Los no metales son todos los demás elementos, desde los halógenos a los gases nobles, sin embargo, es frecuente que se emplee el termino para elementos no metálicos que no se pueden clasificar como halógenos ni como gases nobles, por ejemplo para el caso del Hidrógeno (H), Carbono (C), Nitrógeno (N), Fósforo (P), Oxígeno (O), Azufre (S) y Selenio (Se).

.6.9 Halógenos

Son elementos no metálicos que se encuentran en el grupo 17 de la tabla periódica, abarcando desde el Flúor (F) hasta el Astatato (At), que también a veces este último es incluido en los metaloides. Debido a que estos elementos son muy reactivos, es común que se encuentren en la naturaleza combinados con otras sustancias y rara vez en forma pura.

.6.10 Gases nobles

Los elementos conocidos como gases nobles se encuentran en el grupo 18. Su característica principal es que son gaseosos en condiciones normales de presión y temperatura, no tienen color, no tienen olor y su gran estabilidad química hace que se conozcan como elementos inertes químicamente.

Complete el siguiente mapa conceptual con ayuda de la información que obtuvo con la información anterior. Tenga en cuenta los conceptos sobre la organización de la Tabla Periódica.



Las preguntas del 11 al 23 se responden de acuerdo a la siguiente tabla periódica:

	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1																		He
2		Be													N		F	
3	Na													Si		S		Ar
4		Ca							Fe					Ge			Br	
5		Sr									Ag						I	Xe
6	Cs															Po		
7	Fr							Os										
					Nd													
																No		

De los elementos de la tabla periódica:

- Son Metales alcalinos: _____
- Son Metales alcalinotérreos: _____
- Son Metales de transición: _____
- Son Gases Nobles: _____
- Son Tierras Raras: _____
- Son No metales: _____
- Son Metaloides: _____
- Son Halógenos: _____
- Tienen 2 electrones en el último nivel: _____
- Tienen 7 electrones de valencia: _____
- Tienen su octeto completo: _____
- Forman cationes: _____
- Forman aniones: _____
- Tienen 4 niveles de energía: _____
- En su cuaderno de apuntes haga la configuración electrónica de los siguientes elementos y sitúelos en la anterior tabla periódica: ${}_{19}\text{K}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{31}\text{Ga}$, ${}_{50}\text{Sn}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{86}\text{Rn}$

