



ASIGNATURA: QUIMICA SEMANA DE TRABAJO: 24-28 DE AGOSTO

Guía elaborada por: Santos Bautista y Jose Jesus Franco

## METAS DE APRENDIZAJE / COMPETENCIAS A DESARROLLAR

- Construir modelos de enlaces aplicando los conceptos de uniones químicas iónicas y covalentes de cualquier compuesto inorgánico de uso común en nuestra cotidianidad

## ENLACES QUIMICOS

¿Cómo se forman las sustancias químicas?

### ACTIVIDAD 1

- Realice un esquema de la tabla periodica, donde señale los metales, o metales y metaloides
- Desarrolle la siguiente sopa de letras y defina los conceptos a partir del video y la fundamentacion teorica:

Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=C4mZpTEgdi0>

#### ENLACES QUIMICOS

E	S	B	G	H	Y	Z	J	G	V	O	Q	E	V	M	V	X	I	G	Y	R	F	I	K
Y	S	E	N	L	A	C	E	Q	U	I	M	I	C	O	E	P	I	O	S	F	C	U	Q
E	U	I	H	Z	D	A	C	K	L	X	O	Q	N	O	I	T	A	C	S	J	Z	S	W
E	Ñ	L	T	E	L	J	K	D	H	H	M	L	C	P	S	P	K	W	Ñ	D	K	D	G
G	W	D	D	E	N	L	A	C	E	C	O	V	A	L	E	N	T	E	D	D	D	V	A
U	O	B	Q	Z	U	C	Z	E	I	D	H	A	A	P	Y	O	A	T	X	N	Q	K	O
F	E	R	X	F	L	Z	Y	V	Ñ	N	X	X	N	Y	A	Z	U	Q	N	D	V	O	G
O	M	Z	A	S	I	W	E	L	E	D	A	R	U	T	C	U	R	T	S	E	P	J	A
F	H	R	E	L	E	C	T	R	O	N	E	G	A	T	I	V	I	D	A	D	Z	I	C
C	B	R	R	A	L	O	P	P	V	C	V	Ñ	K	I	F	U	P	H	S	M	S	X	I
H	N	S	H	K	X	Z	R	A	S	S	P	W	K	A	K	P	B	Z	C	Ñ	D	R	D
A	Ñ	Ñ	I	O	C	I	L	A	T	E	M	E	C	A	L	N	E	C	N	Q	E	T	I
M	M	D	K	O	P	Ñ	J	X	C	P	F	Ñ	Q	E	J	I	E	O	P	Ñ	W	W	R
Q	H	A	J	A	F	T	N	M	F	R	X	P	M	T	H	U	I	L	W	L	P	X	E
T	M	O	Q	Y	R	D	W	Y	P	A	B	E	P	H	F	N	I	L	Ñ	M	N	L	P
A	F	Ñ	T	U	Y	F	W	V	X	E	B	O	F	L	A	H	O	I	J	B	O	C	A
F	K	L	Z	A	J	I	G	O	T	E	T	C	O	L	E	D	Y	E	L	V	P	D	L
I	T	I	D	U	B	O	T	N	E	M	E	L	E	Q	V	M	Z	I	G	M	O	J	B
J	O	A	A	I	C	N	E	L	A	V	E	D	S	E	N	O	R	T	C	E	L	E	A
N	K	X	I	B	F	Z	O	A	R	O	V	Q	M	Z	E	Y	O	N	V	N	A	V	T
H	P	U	Z	Z	X	W	Q	M	O	A	X	E	T	Z	H	J	L	Y	B	X	R	C	V
P	A	Y	M	E	R	E	G	Ñ	T	S	C	S	K	M	E	I	M	O	U	T	J	Q	F
T	R	T	O	H	T	I	G	C	S	O	C	I	N	O	I	E	C	A	L	N	E	F	P
M	F	O	X	W	G	L	H	Y	S	Q	R	Z	Q	K	G	I	F	S	I	X	T	S	A

#### ANION

CATION  
ELECTRONEGATIVIDAD  
ELECTRONES DE VALENCIA  
ELEMENTO  
ENLACE COVALENTE  
ENLACE IONICO  
ENLACE METALICO  
ENLACE QUIMICO  
ESTRUCTURA DE LEWIS  
ION  
LEY DE OCTETO  
NO POLAR  
POLAR  
TABLA PERIODICA



# INSTITUTO UNIVERSITARIO DE CALDAS

"Dignificando la escuela transformamos el mundo"

## FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA Y EJERCITACIÓN.

Cuando dos o más átomos se aproximan entre sí, se ejercen varias fuerzas entre ellos. Algunas de esas fuerzas unen los átomos; otras tienden a separarlos. En la mayoría de los átomos con excepción de los gases nobles, las fuerzas de atracción son mayores que las fuerzas de repulsión, los átomos se atraen entre sí y forman un enlace.

**Enlace Químico** es la fuerza de atracción mutua entre dos o más átomos que se combinan para formar una molécula.

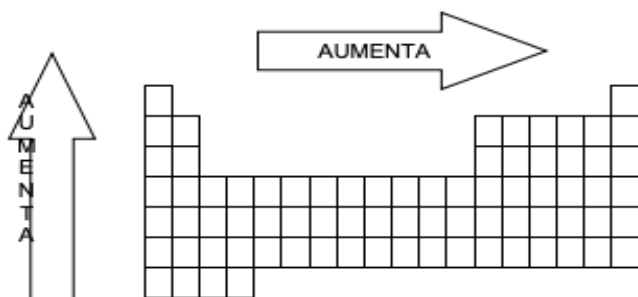
Los átomos se combinan mediante procesos que implican pérdida, ganancia o compartición de electrones de tal forma que adquieran la configuración electrónica de 8 electrones en su último nivel de energía; esto se conoce como **Regla del Octeto**.

**Electrones de Valencia:** son los que encontramos en el último nivel de energía. Cuando se hace una combinación, los electrones de valencia pasan del nivel de energía externo de un átomo a otro o son compartidos por los niveles externos de los átomos que entran en la combinación.

Para representar la formación de enlaces entre los átomos se acostumbra a usar la **Estructura de Lewis**, que consisten en el símbolo del elemento que representa el núcleo del átomo, con los electrones del último nivel de energía, los cuales pueden representarse por medio de puntos, cruces, etc.



**Electronegatividad** es una medida de la capacidad de un átomo para atraer y retener los electrones de un enlace. La electronegatividad cambia en la tabla periódica de modo que los elementos más electronegativos a la derecha y arriba de la tabla y los menos electronegativos a la izquierda y abajo. Los elementos se estabilizan al alcanzar la configuración electrónica de 8 electrones en su último nivel de energía, por tanto los elementos situados a la derecha del grupo del carbono poseen gran tendencia a captar los electrones para adquirir su octeto, mientras que los ubicados a la izquierda tienden a perder los electrones de valencia.



## ACTIVIDAD 2

- A. Ordenar los siguientes elementos según su electronegatividad de mayor a menor: Fósforo, Magnesio, azufre, Bromo, Aluminio, Hierro y Litio.

## CLASES DE ENLACES QUÍMICOS

### ENLACE IÓNICO:

Este tipo de enlace que se presenta cuando un átomo le pasa uno o varios electrones a otro átomo. Los electrones se pasan de un átomo de baja electronegatividad hacia otro de alta electronegatividad por lo general se da entre elementos de los grupos IA y IIA con los elementos de los grupos VIA y VIIA, entre los dos átomos debe ser una diferencia de electronegatividad de 1.7 para que se forme un enlace iónico.



# INSTITUTO UNIVERSITARIO DE CALDAS

"Dignificando la escuela transformamos el mundo"

Como en el enlace iónico se pasan electrones de un átomo a otro, unos átomos se cargan negativamente los que reciben y otros positivamente, los que ceden . A los átomos cargados electrónicamente se les llama iones .

Ion: atomo con carga y puede ser

**Anion:** es el Ion cargado negativamente.

**Cation:** es el Ion cargado positivamente.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento y un número que indica las cargas eléctricas de su signo.

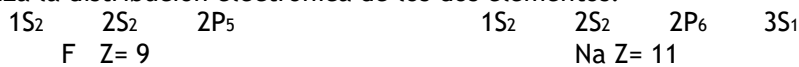
Na <sup>+</sup>	S <sup>-2</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>
Ion sodio	Ion sulfuro	Ion amonio	Ion Carbonato

## Ejemplo 1

Combinación del Fluor (F) y Sodio (Na) para formar el Fluoruro de Sodio.

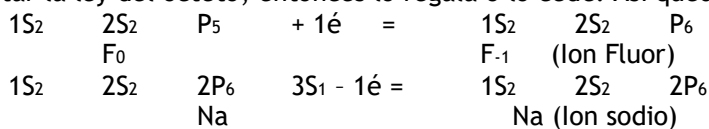
El fluor de Z= 9 y el sodio de Z= 11

Se realiza la distribución electrónica de los dos elementos:



El Fluor(F) posee 7 é de valencia observen su ultimo nivel es 2 y como se repite se suman sus exponentes que son los electrones de valencia o electrones del ultimo nivel de nergia (2 +7 = 7) y su tendencia es ganar un electrón para completar la ley del octeto. Así queda con carga -1.

El sodio (Na) posee 1 é de valencia observen su ultimo nivel es 3 y tiene solo 1 electron de valencia o electrone en su ultimo nivel de nergia y su tendencia es perderlo, ya que requiere 7 ectrones para completar la ley del octeto, entonces lo regala o lo cede. Así queda con carga +1



Observen que el Flur en estado neutro es decir F<sub>0</sub> tenia 7 electrones en su ultimo nivel, como resibe un electron qe le ceda o regala el Sodio entoces se convierte en un ion negativo o anion quedadando F<sub>-1</sub> y que esta recibiendo una carga negativa

El sodio por el contrario y como esta tan lejos de alcanzar el octeto(Necesita 7 electrones), le cede o refala el electron de su ultimo nivel, quedadndo entonces como um ion positivo o cation Na<sup>+1</sup>

Se forma entoces el siguiente compuesto

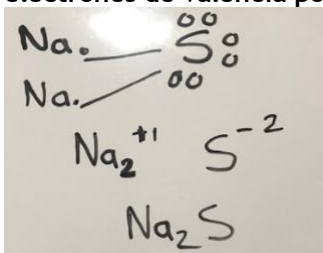


Veamos otros ejemplo de enlace ionico( no es necesario realizar siempre la distribucion electronica comolo hicimos en el ejemplo del Sodio(Na) y el Fluor (F) simplemente tendremos en cuenta al grupo al cual pertenece para saber cuantos electrones de valencia o cuantos electrones ehay en su ultimo nivel. Utilizaremos ademas la formula electronca o formula de Lewis para representarlos

## Ejemplo 2

Si queremos unir Sodio(Na) con el Azufre(S)

El sodio es del grupo IA entonces tiene un solo electronctron en su ultimo nivel o electron de valencia, lo vamos a representar con un punto y el Azufre es del grupo VIA entonces tiene 6 electrones de valencia, los vamos arepresentar con circulos utilizando la propuesta de Lewis de representar los electrones de valencia por puntos, circulos, asteriscos, etc, entonces quedaria asi



Podemos observar que el sodio cede o regala su electron al Azufre quedando ete con / electrones, pero como debe quedar con 8 para cumplr la ley del octeto, onces debemps recurrir a otro atomo de Sodio, para que el Fluor compla asi el octeto



# INSTITUTO UNIVERSITARIO DE CALDAS

"Dignificando la escuela transformamos el mundo"

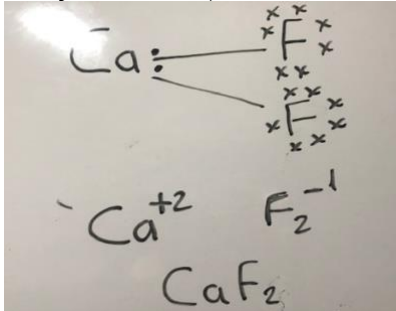
Los iones formados quedan  $\text{Na}_{2+1}$  por que son 2 atomos de Sodio cada uno cediendo un electron y  $\text{S}^{-2}$  por que es un solo atomo de azufre recibiendo 2 cargas negativas o electrones

El compuesto formado quedaria asi

$\text{Na}_{2+1} + \text{S}^{-2} = \text{Na}_2\text{S}$  la suma de las cargas debe dar cero,  $\text{Na}$  ( $2 \times +1 = +2$ ) y  $\text{S}$  tiene  $-2$ . Queda  $+2-2=0$

### Ejemplo 3

Si queremos unir Calcio(Ca) que esta en el grupo IIA e decir tiene 2 electrones de valencia, con el Fluor que esta en el grupo VIIA o sea tiene 7 electrones de valencia, y solo necesita 1 electron para cumplir la ley del octeto, en este caso haremos algo parecido al ejemplo anterior asi



Observemos el Fluor no necesita sino un solo electron, pero nos dicen que lo debemos unir al Calcio que tiene 2 electrones de valencia y que ademas nos informan que para poder formar el enlace quimico debe quedar sin ningun electron, es decir debe regalar los 2 electrones, entonces la solucion es tomar 2 atomos de Fluor y pasar de a un electron a cada uno de ellos, asi

Los iones quedan asi formado quedaria asi

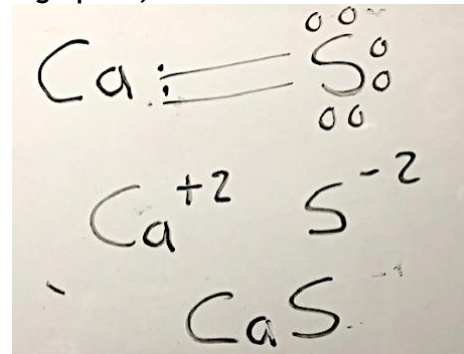
El ion Calcio  $\text{Ca}^{+2}$  por que es un solo atomo de Calcio cediendo sus 2 electrones y el Fluor debe recurrir a otro atomo formando el ion Fluor  $\text{F}^{-1}$

Y el compuesto formado queda asi

$\text{Ca}^{+2} + \text{F}^{-1} = \text{CaF}_2$

### Ejemplo 4

Si nos piden formar un enlace ionico entre el Calcio, pero esta vez con el Azufre que se encuentra en el grupo VI, es decir tiene 6 electrones de valencia, este quedaria asi



Observemos el Calcio tiene 2 electrones para ceder o regalar y el Azufre tiene 6 electrones, es decir requiere 2 electrones para completar el octeto, quedando el enlace asi

El ion Calcio  $\text{Ca}^{+2}$  un atomo cediendo 2 cargas negativas y el ion Sulfuro  $\text{S}^{-2}$  ya que es un solo atomo de azufre recibiendo los 2 electrones o cargas negativas

El compuesto queda entonces asi

$\text{Ca}^{+2} + \text{S}^{-2} = \text{CaS}$



## ACTIVIDAD 3 :

- A. Escriba un resumen del concepto y las características de los enlaces iónicos, copie 2 de los 4 ejemplos con sus explicaciones
- B. Realice los enlaces iónicos que se forman entre los siguientes de elementos:
- Potasio (K) y Bromo (Br)
  - Magnesio (Mg) y Selenio (Se)
  - Francio (Fr) y Polonio (Po)
  - Bario (Ba) y Cloro (Cl)

Enlace iónico es el que se establece por transferencia de electrones de un átomo hacia otro, de modo que los átomos reaccionantes alcanzan a cumplir la regla del octeto.

## ENLACE COVALENTE

Es el tipo de enlace en el cual se comparten uno, o más pares de electrones. Este tipo de enlace se presenta entre átomos iguales o entre átomos que difieren poco en el valor de la electronegatividad, tienen una electronegatividad similar y no hay formación de iones por que ningún átomo cede sus electrones solamente los comparten ya que los 2 tienen la posibilidad de cumplir la ley del octeto.

En los enlaces covalentes cada par de electrones compartidos se representa por una línea (-) que significa enlace covalente,

Para representar los enlaces se utiliza la notación propuesta por Gilbert Lewis (1875-1946). Que consiste en colocar un punto por cada electrón del último nivel de energía.

## CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES:

El enlace covalente se puede clasificar de acuerdo a varios factores:

### A. EL NUMERO DE ELECTRONES COMPARTIDOS.

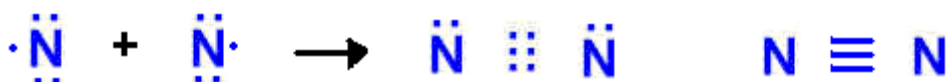
- Covalente simple: Ocurre cuando los dos átomos que participan en el enlace comparten entre sí un solo par de electrones. Por ejemplo en la molécula de bromo, se combinan dos átomos de bromo cada uno con 7 electrones en el último nivel, a cada átomo le falta un electrón para cumplir la ley del octeto. Por tanto, los dos electrones sin aparear se aproximan para compartir estos electrones originando un enlace simple.



- Covalente doble: Cuando los átomos presentes deben compartir más de un par de electrones para alcanzar el octeto. Por ejemplo la molécula de O<sub>2</sub>, cada átomo de oxígeno le faltan dos electrones en su nivel externo para cumplir la ley del octeto. Para adquirir esta configuración, los átomos de oxígeno deben compartir dos pares de electrones de valencia, determinando un enlace doble.



- Covalente triple: Cuando los átomos que participan en el enlace comparten tres pares de electrones. Por ejemplo, un átomo de nitrógeno, que en su último nivel tiene 5 electrones, al unirse con otro átomo de nitrógeno forman la molécula compartiendo tres pares de electrones para cumplir la ley del octeto, determinando un enlace triple.



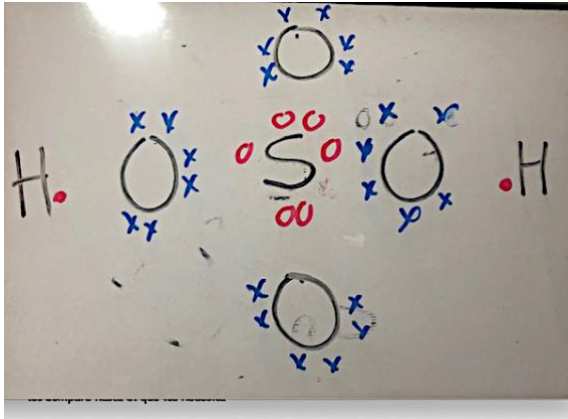
- **Enlace covalente coordinado:** Este enlace consiste en la compartición de un par de electrones entre dos átomos, donde dicho par es proporcionado por uno de los elementos enlazados que ya ha completado el octeto. En la representación de un compuesto empleando la fórmula, el enlace covalente coordinado se indica mediante una flecha que va desde el elemento que los comparte pero no necesita y hacia quién recibe el par electrónico de enlace, el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y el HNO<sub>3</sub> presentan este tipo de enlace:



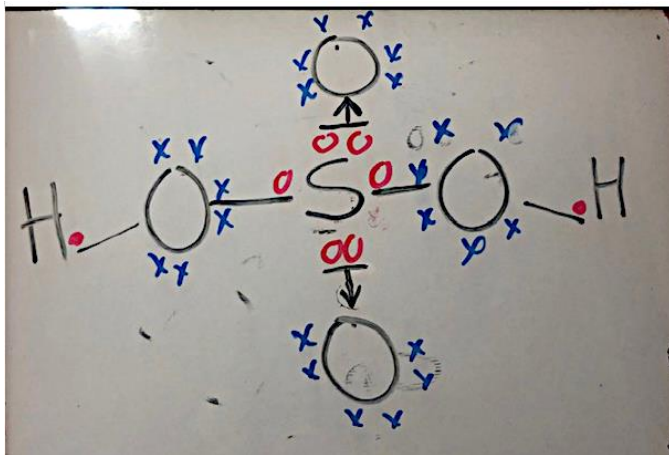
# INSTITUTO UNIVERSITARIO DE CALDAS

Si desarrollamos el arreglo electrónico para un compuesto como el ácido sulfúrico  $H_2SO_4$  se deben seguir las siguientes reglas

- 1) Se ubica en la parte central el elemento más electronegativo diferente al Oxígeno, en este caso el Azufre(S)
- 2) Se ubican los Oxígenos alrededor del elemento más electronegativo, en ese caso hay 4
- 3) Los Hidrógenos se ubican a pie de los átomos de Oxígeno. En este caso hay 2
- 4) Se ubican los electrones de valencia alrededor del átomo de acuerdo al grupo al que pertenece, en este caso el Hidrógeno 1, el oxígeno 6 y el Azufre 6



- 5) Entre los átomos de Oxígeno nunca se comparten electrones
- 6) Se empieza a completar la ley del octeto, así



- Cada hidrógeno cede su electrón al Átomo de Oxígeno que tiene al pie (Enlace iónico), entonces cada Oxígeno quedaría con 7 electrones necesitarían de 1 para completar el octeto, entonces lo comparten con el átomo de Azufre (S) y así quedan con 8 electrones (Los 2 Oxígenos de los lados) enlace covalente simple
- Simiramos ahora el azufre (S) este ya quedó completo también por que tenía 6 electrones y como comparte de 1 con los Oxígenos de los lados ya completó el octeto
- Ahora solo nos quedan los Oxígenos de la parte superior e inferior y es aquí donde aplicamos el enlace coordinado que dice que cuando un átomo que ya ha completado el octeto comparte sus electrones con otro átomo que los necesita, pero sin recibir nada a cambio, en este caso el Azufre, por que recuerden que entre los átomos de Oxígeno no se comparten electrones. Este enlace coordinado se representa con una flecha que va desde el átomo que los comparte hasta el que los necesita

## ACTIVIDAD 4

- A. Realice un resumen de los enlaces covalentes, sus características y su clasificación
- B. Realice la representación de arreglo electrónico y la formación del octeto en los siguientes compuestos, siguiendo los pasos o reglas que utilizamos para el ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) Ácido Fosfórico ( $H_3PO_4$ ) y Ácido Nítrico ( $HNO_3$ )





## LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD

Según la diferencia de electronegatividad los enlaces covalentes pueden ser no polar y polar.

- ❖ **No polar:** es un enlace entre átomos iguales por lo tanto la diferencia de electronegatividad está entre 0 y 0,4. Por ejemplo la molécula de Hidrógeno o de cloro.
- ❖ **El polar:** se forma entre átomos de electronegatividad diferente, en la molécula se forman partes con una mayor densidad electrónica, originándose así un pequeño polo positivo y uno negativo. A las moléculas con este tipo de enlace se les llama polares, y su diferencia de electronegatividad está entre 0,5 y 1,7 por ejemplo el agua  $H_2O$ , el  $CO_2$ .

## ACTIVIDAD 5

Complete el siguiente cuadro realizando la diferencia de electronegatividades

<table border="1"><thead><tr><th>Diferencia de electronegatividad</th><th>Tipos de enlace</th></tr></thead><tbody><tr><td>Menor o igual a 0.4</td><td>Covalente no polar</td></tr><tr><td>De 0.5 a 1.7</td><td>Covalente polar</td></tr><tr><td>Mayor de 1.7</td><td>Iónico</td></tr></tbody></table>				Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace	Menor o igual a 0.4	Covalente no polar	De 0.5 a 1.7	Covalente polar	Mayor de 1.7	Iónico
Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace										
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar										
De 0.5 a 1.7	Covalente polar										
Mayor de 1.7	Iónico										
No.	FÓRMULA MOLECULAR	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace								
1.	Ba O <sub>2</sub>										
2.	Li H										
3.	Mg O										
4.	N O <sub>2</sub>										
5.	Cl <sub>2</sub> O										
6.	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>										
7.	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>										
8.	N H <sub>3</sub>										
9.	Zn Cl <sub>2</sub>										
10.	Mg C <sub>2</sub>										

## B. SEGÚN EL NUMERO DE ELECTRONES COMPARTIDOS

Si los dos átomos enlazados aportan igual número de electrones se dice que el enlace es covalente normal. Si un solo átomo aporta electrones y el otro no, se dice que el enlace es covalente coordinado o dativo. El enlace coordinado se representa por una flecha que sale del átomo que aporta el electrón (é) y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. Un ejemplo es la molécula de óxido sulfuroso  $SO_2$ .

## ENLACE METÁLICO

Los átomos de los elementos metálicos se caracterizan por tener pocos electrones de valencia en la capa más externa. No pueden formar enlaces covalentes, pues compartiendo sus electrones no logran cumplir la ley del octeto.



La estabilidad la consiguen de otro modo, los electrones de valencia de cada átomo entran a formar parte de un fondo común, constituyendo una nube electrónica que rodea a todo el conjunto de iones positivos, dispuestos ordenadamente, formando un cristal metálico.

## ACTIVIDAD 6

Resuelvo los siguientes ejercicios:

- A. Explique porque las sustancias iónicas conducen la corriente eléctrica
- B. ¿Por qué a los gases nobles no se les asigna generalmente valores de electronegatividad?
- C. Cuantos electrones se encuentran en el nivel energético más externo de cada uno de los siguientes elementos:
- |       |       |
|-------|-------|
| a. Mg | e. K  |
| b. Al | f. P  |
| c. Pb | g. Li |
| d. Br |       |
- D. Cuantos electrones son necesarios para que los siguientes átomos cumplan la ley del octeto:
- |        |                   |
|--------|-------------------|
| a. Mg  | d. S              |
| b. O   | e. Br             |
| c. H   |                   |
| f. HBr | g. N <sub>2</sub> |
- E. Indicar entre que par de elementos cabe esperar la formación de un compuesto iónico, estableciendo en caso afirmativo, su formula:
- |                     |                      |
|---------------------|----------------------|
| a. Cloro y oxígeno. | d. Potasio y Azufre. |
| b. Sodio y calcio.  | e. Fluor y zinc.     |
| c. Calcio y Bario.  | f. Fluor y sodio.    |
- F. Entre cual de los siguientes pares de elementos cabe esperar un enlace covalente, estableciendo en caso afirmativo, sus formulas:
- |                         |                           |
|-------------------------|---------------------------|
| a. Hidrogeno y cloro.   | d. Nitrógeno e hidrogeno. |
| b. Cloro y magnesio.    | e. Carbono y Oxigeno.     |
| c. Hidrogeno y oxígeno. | f. Sodio y potasio.       |

## FECHA DE ENTREGA

La fecha máxima para enviar la guía desarrolla es el día viernes 28 de agosto a las 1:00 pm.

## INFORMACIÓN DE CONTACTO

### INFORMACIÓN DE CONTACTO

#### DOCENTE 1

- Nombre: Santos Bautista Parrado
- Grupos: 10,1 – 10,2- 10,3
- Correo: [trabajoscienciuc@gmail.com](mailto:trabajoscienciuc@gmail.com)
- WhatsApp: 3184162193

#### DOCENTE 2

- Nombre: Jose Jesus Franco
- Grupos: 10,4 – 10,5
- Correo: [jojefran60@gmail.com](mailto:jojefran60@gmail.com)
- Teléfono





# INSTITUTO UNIVERSITARIO DE CALDAS

*"Dignificando la escuela transformamos el mundo"*

GUÍA DE TRABAJO VIRTUAL