

Enlace químico

Prof. Marcela Jara Montecinos

Instrucciones Generales:

- NO IMPRIMAS este material
- Si estás en un computador, presiona F5 en el teclado para ver las animaciones.
- Si estas en un celular, ponlo de manera horizontal.





Objetivo:

Usar la tabla periódica como un modelo para predecir las propiedades relativas de los elementos químicos basados en los patrones de sus átomos, considerando:

- ✓ El número atómico
- ✓ La masa atómica
- La conductividad eléctrica
- La conductividad térmica
- El brillo
- Los enlaces que se pueden formar

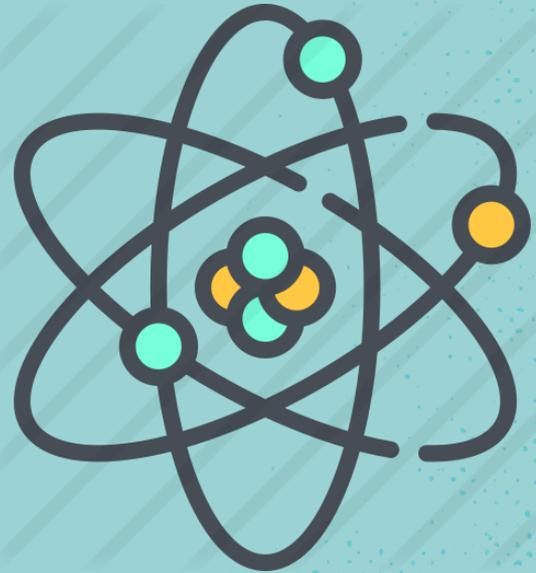
The top corners of the slide feature decorative elements: a blue circle and a yellow circle in the top-left, and an orange circle and a yellow circle in the top-right. The background is a light blue gradient with a fine, dotted pattern.

¿Cómo se forman los enlaces químicos?

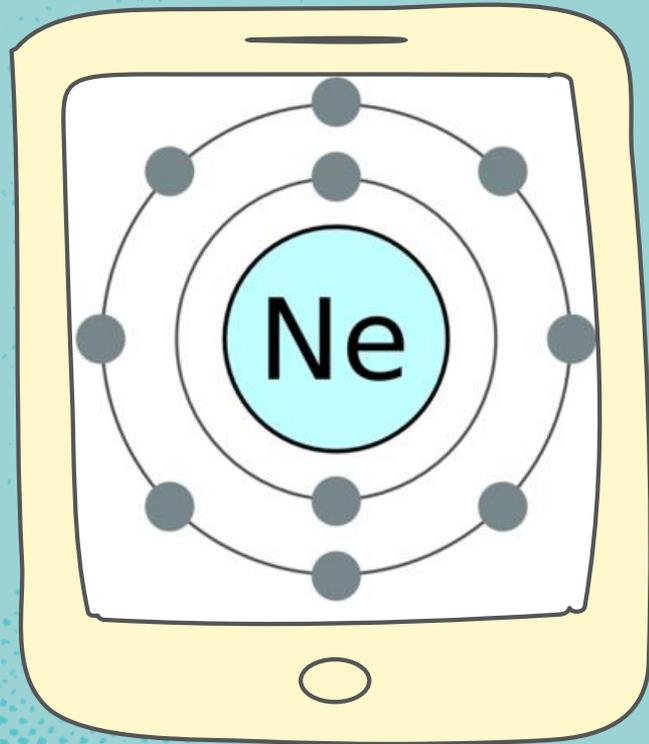
El grafito y el diamante están formados por el mismo tipo de átomo, el carbono; sin embargo, la disposición de los átomos en el espacio es distinta. Esto indica que los enlaces entre ellos presentan diferencias que determinan las características de cada uno. El grafito es una sustancia blanda y conductora de la electricidad, en cambio, el diamante es duro y aislante eléctrico.

Enlaces químicos

Los enlaces químicos se producen por la unión de dos o más átomos. Esta unión se realiza para lograr una mayor estabilidad de los átomos que se enlazan. Seguramente recuerdas que en una reacción química las sustancias se transforman en otras, por reordenamiento, combinación o separación de los átomos. Para formar las nuevas sustancias los átomos se deben unir, pero ¿cómo lo hacen? Como hemos visto, un átomo tiene distintos niveles de energía. Dentro de este, los electrones ubicados en los niveles más externos participan en un enlace químico; se les llama **electrones de valencia** (e^-v).

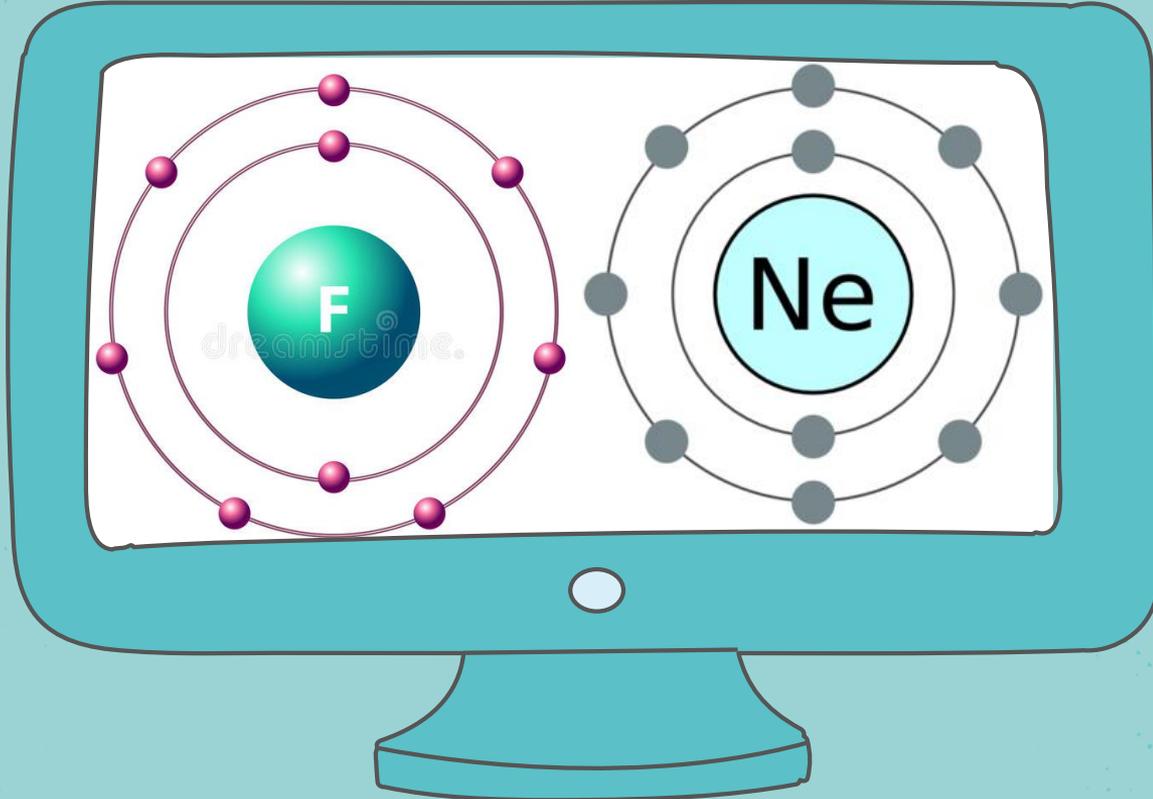


¿Cómo se forman los enlaces?



El químico Gilbert Lewis (1875-1946) introdujo el concepto de **enlace químico** considerando cómo se distribuían los electrones en el átomo. Lewis notó que había algunos elementos que eran muy estables, estos eran **gases nobles** que presentaban ocho electrones en su nivel más externo. Así pudo concluir que los átomos con menos de ocho electrones de valencia se unen con otros para completar los ocho electrones y ser más estables, principio conocido como **regla del octeto**. Sin embargo, había otros elementos que no lo cumplían: el hidrógeno, el litio y el berilio, ya que al enlazarse solo quedaban con dos electrones, como el gas noble helio. Para ellos se planteó la **regla del dueto**.

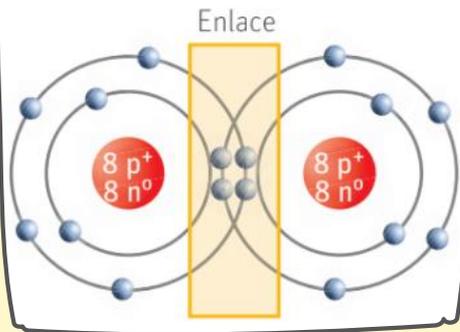
Electrones en el último nivel de energía



Reglas establecidas por Lewis

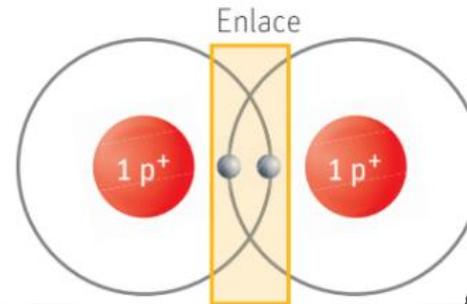
Regla del octeto

Dos átomos de oxígeno se unen para formar la molécula de oxígeno gaseoso (O_2).



Regla del dueto

Dos átomos de hidrógeno se unen para formar la molécula de hidrógeno gaseoso (H_2).

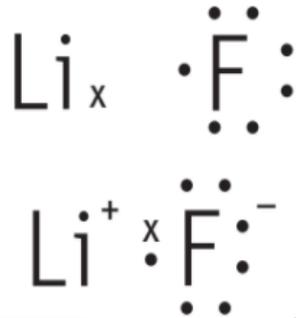


Estructura de Lewis

Lewis había conseguido dar los fundamentos de los enlaces químicos, pero ¿cómo explicar la unión de los átomos? Para ello introdujo una manera de representar los electrones de valencia de un átomo. Puso el símbolo del elemento y a su alrededor los electrones de valencia, representados por puntos o cruces.

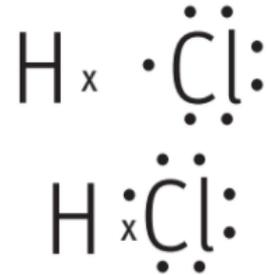
Enlace iónico

El litio tiene un electrón de valencia y el flúor siete electrones de valencia. Ambos forman el fluoruro de litio (LiF).



Enlace covalente

El hidrógeno posee un electrón de valencia y el cloro siete electrones de valencia. Ambos forman el cloruro de hidrógeno (HCl).



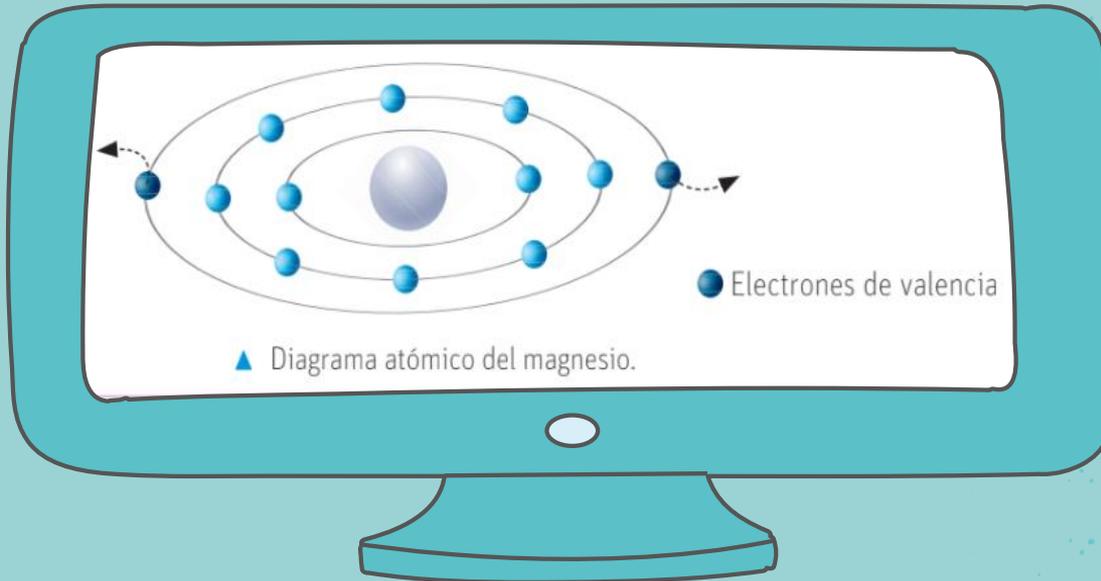
Mecanismos de formación de enlaces

Cuando dos átomos se encuentran lo suficientemente cerca, a una distancia conocida como **longitud de enlace**, sus electrones de valencia se reordenan para alcanzar la estructura electrónica de un gas noble, es decir, cumplir con la **regla del octeto**.

La capacidad que tiene un átomo para combinarse con otros y adquirir una estructura estable está dada por la cantidad de electrones que el átomo es capaz de captar, ceder o compartir.

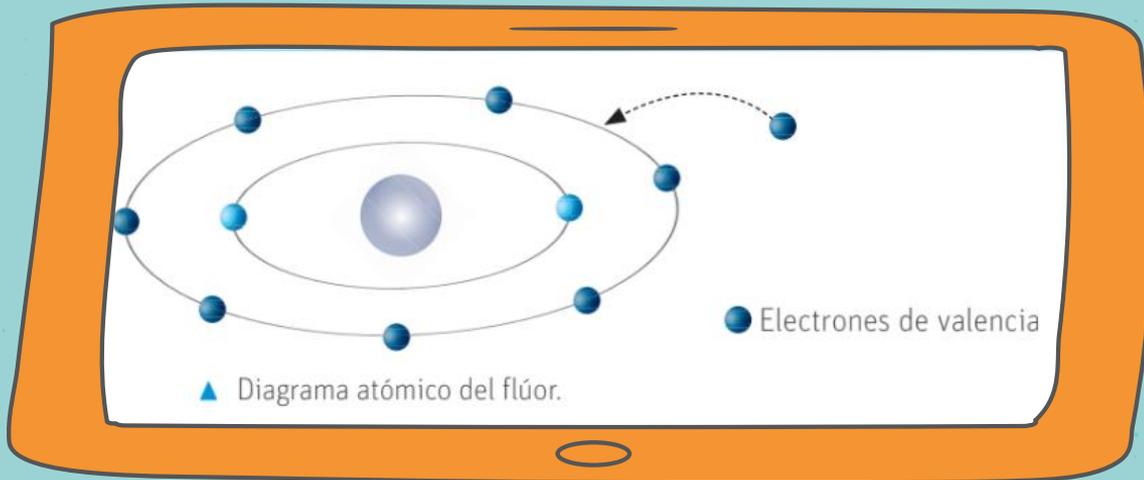
Ceder electrones

Los átomos que presentan uno, dos o tres electrones de valencia tienden a entregar sus electrones. Por ejemplo, el magnesio posee dos electrones de valencia, los cuales pueden ser fácilmente cedidos a otro átomo.



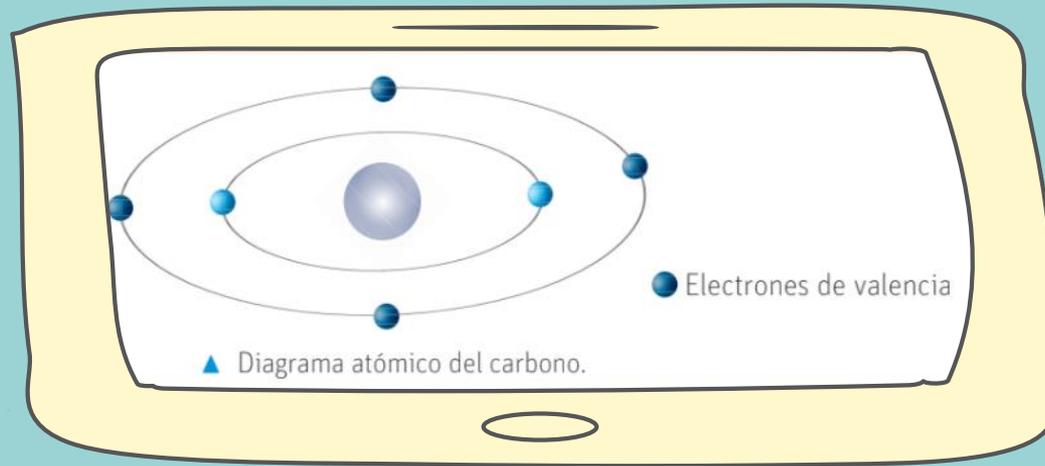
Recibir electrones

Los átomos con cinco, seis o siete electrones de valencia tienden a recibir o compartir electrones. Por ejemplo, el flúor tiene siete electrones de valencia. Para alcanzar el octeto solo necesita recibir un electrón.



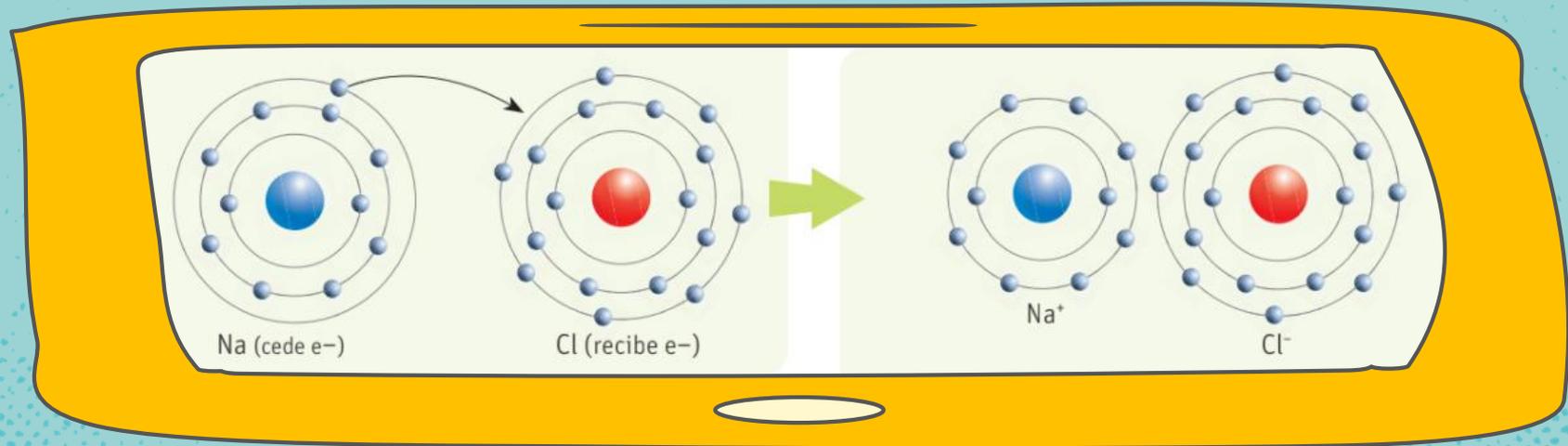
Compartir electrones

La mayor parte de los átomos que pueden compartir sus electrones, lo hacen para estabilizarse. Por ejemplo, el carbono presenta cuatro electrones de valencia, que puede compartir para alcanzar el octeto.



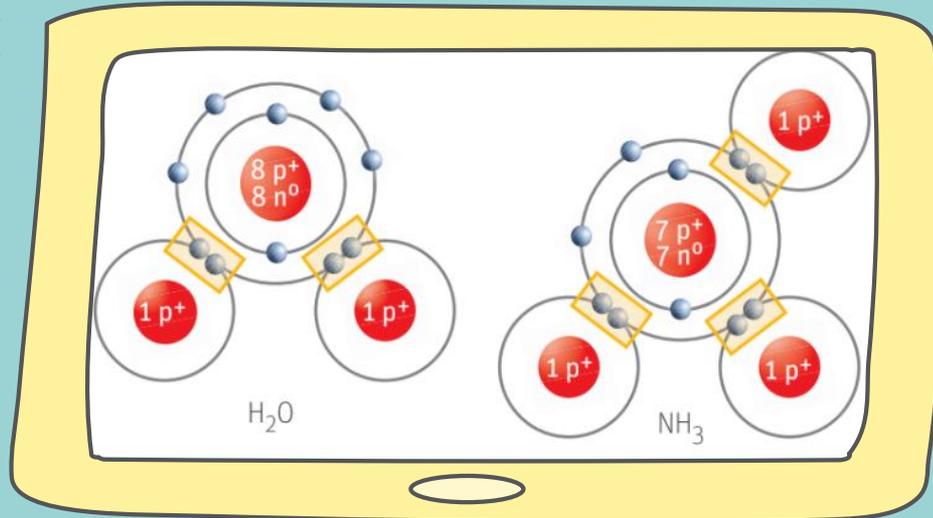
Enlace iónico

Son uniones que se basan en la transferencia de electrones, es decir, un átomo cede electrones a otro que los recibe. El enlace iónico se establece cuando un elemento metálico reacciona con un elemento no metálico. Los compuestos iónicos se caracterizan por tener puntos de ebullición y fusión altos y por conducir la corriente eléctrica.



Enlace covalente

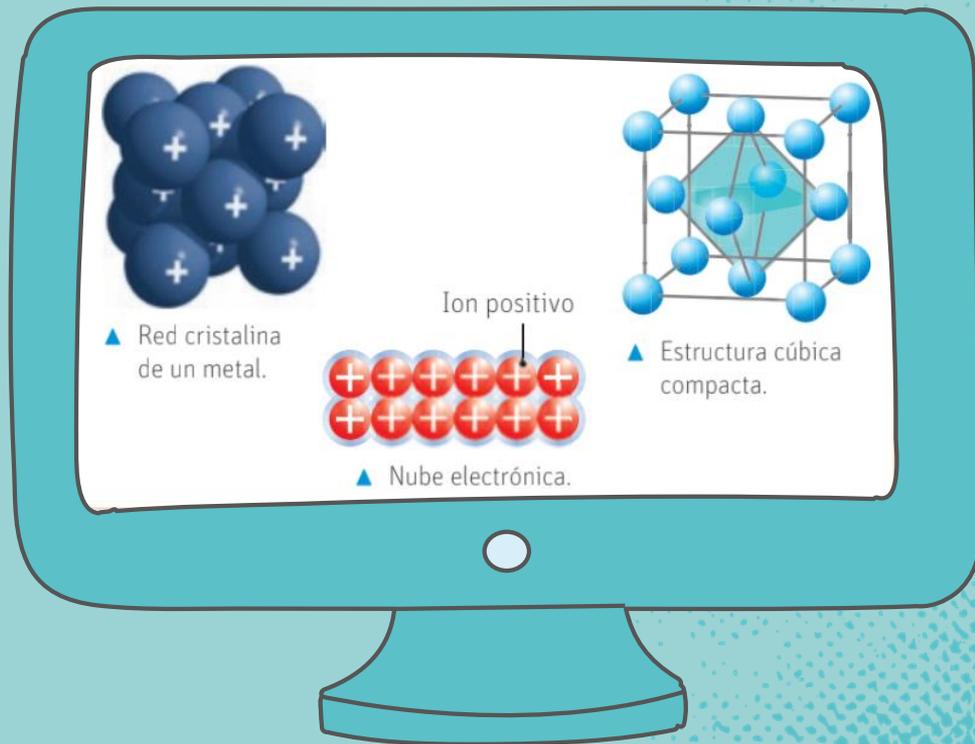
Los electrones de valencia se comparten y son atraídos por los núcleos de ambos átomos, con lo que se genera una atracción que los mantiene unidos. Esta unión se establece entre átomos de elementos no metálicos. Los compuestos covalentes se caracterizan por tener puntos de ebullición y fusión bajos y por ser malos conductores de la corriente eléctrica.

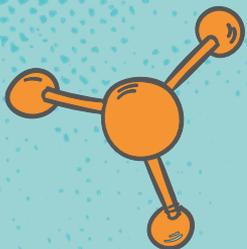


Enlace metálico

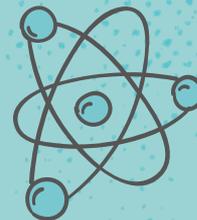
La mayoría de los elementos químicos son metales. Estos están constituidos por estructuras regulares con átomos iguales, los cuales se superponen con los átomos vecinos con los que están en contacto, formando así una red cristalina. Los electrones de una red cristalina se extienden por todos los átomos, formando una nube electrónica que permite desplazarse por toda la red proporcionándole fuerza para que se mantenga unida y compacta.

Las sustancias con enlace metálico son buenas conductoras del calor y la electricidad.





Actividad rápida en clase:



Elemento	Estructura de Lewis	Número de e_v
Hidrógeno	H·	
Carbono	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}$ ·	
Nitrógeno	· $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}$ ·	
Oxígeno	· $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$ ·	
Sodio	Na·	
Cloro	· $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$ ·	

Instrucciones actividad:

Copia la tabla de la diapositiva n°17 y responde en tu cuaderno:

- Cuando termines la tarea en tu cuaderno, pide a un adulto que te la firme.
- Toma una foto o escanea tu tarea para poder enviarla.
- Súbela en el espacio asignado en el classroom.
- Recuerda que esta actividad tendrá un porcentaje de logro asignado, luego de ser revisada.
- Puedes resolver tus dudas escribiendo al correo marcela.jara@secst.cl

¡ Nos vemos !