



ENLACE QUÍMICO

Química #6

RUTA DE APRENDIZAJE

Esenciales para la vida, son los Enlaces Químicos, puesto que mantienen unidas a las moléculas y crean conexiones temporales. En esta ficha veremos cómo funcionan en nuestra vida cotidiana.

Enlace Químico

Estructura de Lewis



Enlace Químico

Al estudiar la Química encontrarás temas que nos explican el funcionamiento de la naturaleza y de las actividades de nuestra vida cotidiana.

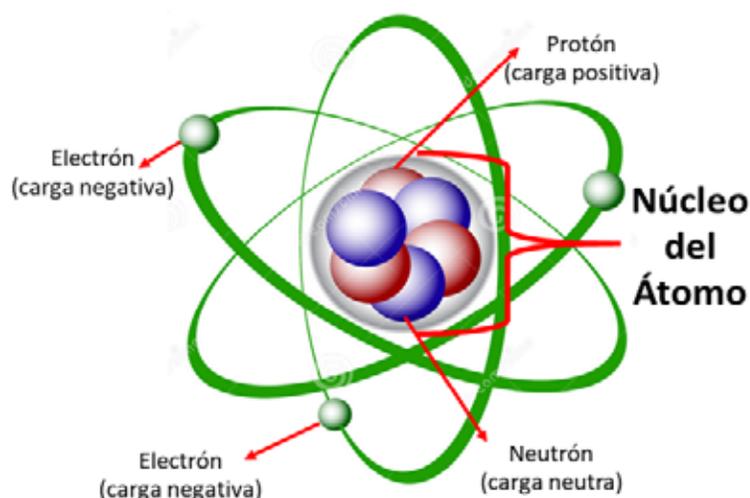
Cuando hablamos de Enlace Químico nos parece un término difícil o que tendrá una complejidad que nos puede dar temor empezar a estudiarla.

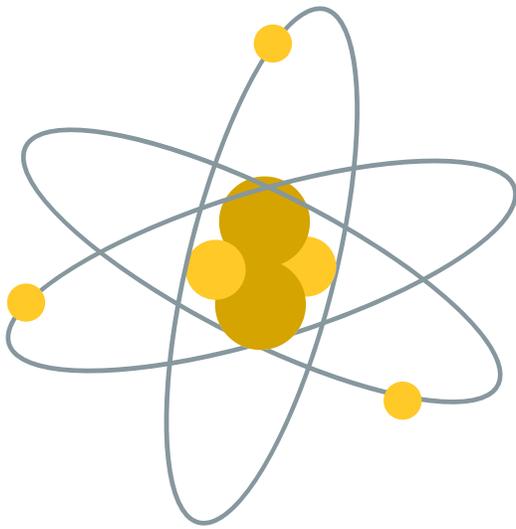
Si analizamos: Enlace Químico, nos damos cuenta de que son dos palabras: Enlace y Químico. Al hablar de "enlace" hacemos referencia a que hay un lazo o una unión, que puede ser entre dos o más objetos, sustancias, etc. Sin embargo, la palabra "químico", nos indica que se refiere entonces, a uniones o lazos entre sustancias químicas, entre químicos o entre "algo" relativo a la química.

Por tanto, Enlace Químico no es nada más que eso, **"químicos que se unen o se enlazan"**.

¿Cómo se unen para formar la unión entre químicos?

Habíamos visto que los átomos poseen cierto ordenamiento entre sus partes, las partículas subatómicas, que recordarás que correspondían a protones y neutrones en el núcleo, y los electrones que se encontraban rotando en la corteza.



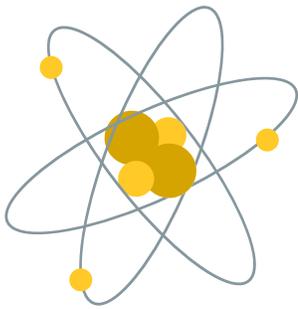


Desde la estructura del átomo sólo es posible que entren o salgan electrones, al estar girando en torno al núcleo puede ser atraído por otro núcleo y cambiarse al otro átomo. Al ocurrir esto, se modifica el átomo que dona el electrón y el átomo que recibe el electrón, quedando uno con carga positiva y otro negativo.

Este cambio en el estado “eléctrico” o de cargas del átomo permite la formación de iones. Recordemos que por defecto todos los elementos de la Tabla Periódica se encuentran en estado neutro (o carga cero).

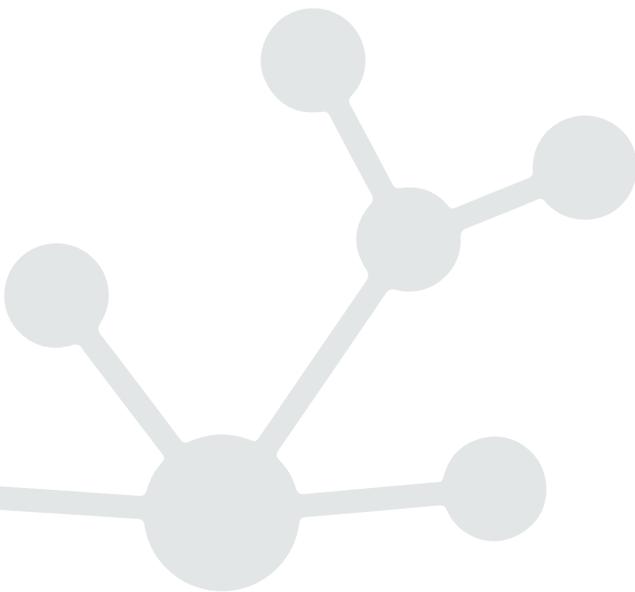
Esto se debe a que existe un equilibrio perfecto (igual cantidad) entre protones (+) y electrones (-).

Por tanto, cuando desde un átomo cualquiera sale un electrón, genera un desbalance entre el equilibrio de protones y electrones, quedando con carga positiva, tiene un protón en exceso y se llama catión. Por defecto, al ganar un electrón un átomo cualquiera, se afecta el equilibrio entre protones y electrones, quedando una carga negativa en exceso y se llama anión.



Este salto de electrones de un átomo a otro no es al azar, y nos permite comprender las diferencias de otras propiedades de los átomos como la electronegatividad, potenciales de reacción, radio atómico, etc.

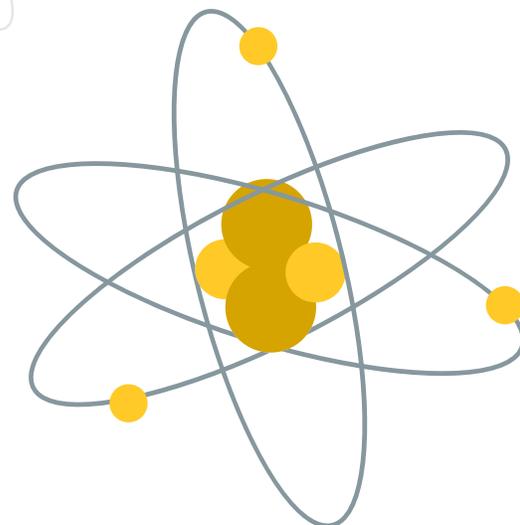
El intercambio de electrones sólo ocurre con aquellos que se encuentran en la capa de valencia, que se llamarán electrones de valencia. Estos electrones de valencia son los que se encuentran más alejados del núcleo y, por tanto, reciben una menor fuerza de atracción. Los electrones de valencia se encuentran en el nivel energético más alto (el número más grande antes del orbital). Debido a la mayor distancia, puede otro átomo con mayor atracción llevarse o robar los electrones que se encuentran más alejados del núcleo.



Al ceder o captar electrones existen dos reglas que regulan este evento:

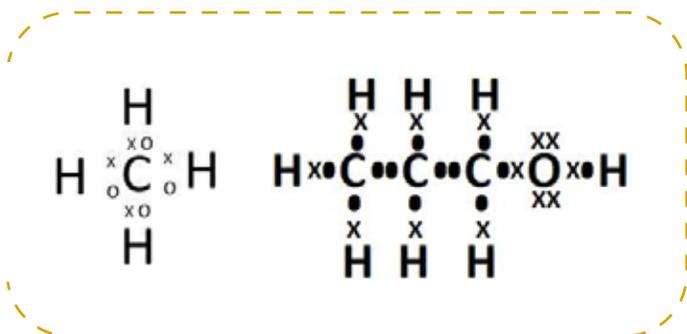
Ley del dueto: un átomo debe tener 2 electrones en su entorno (cuando tiene 1 nivel de energía)

Ley del octeto: Un átomo debe tener 8 electrones en su entorno

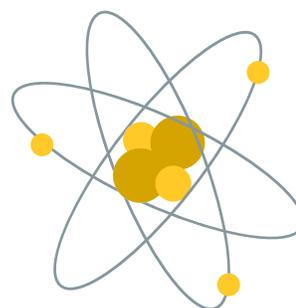


Estructura de Lewis

Es la representación gráfica de los electrones cedidos o captados, correspondiendo a puntos o cruces.



Cada átomo posee un número atómico (Z) que ya hemos estudiado, el cual representa el número de protones que tiene un elemento químico. Asumiendo que el átomo se encuentra con carga neutra, tendrá igual número de protones que de electrones, por tanto, Z será igual al número de electrones.



Estos electrones se ordenan en Orbitales Moleculares, los cuales se encuentran entorno al núcleo. Estos orbitales poseen una forma definida y capacidades para contener los electrones.

Niveles	electrones
1	2
2	8
3	18
4	32
5	32
6	32
7	32

Diagrama que muestra la configuración de electrones en orbitales moleculares para los niveles 1 a 7. Se detallan los subniveles s, p, d y f con sus respectivas capacidades de electrones.



Por tanto, cuando queremos comprender los enlaces químicos que se podrían establecer entre los elementos químicos se debe tener presente:

El número atómico de los elementos químicos involucrados.

Realizar la configuración electrónica de cada elemento y determinar el número de electrones de valencia.

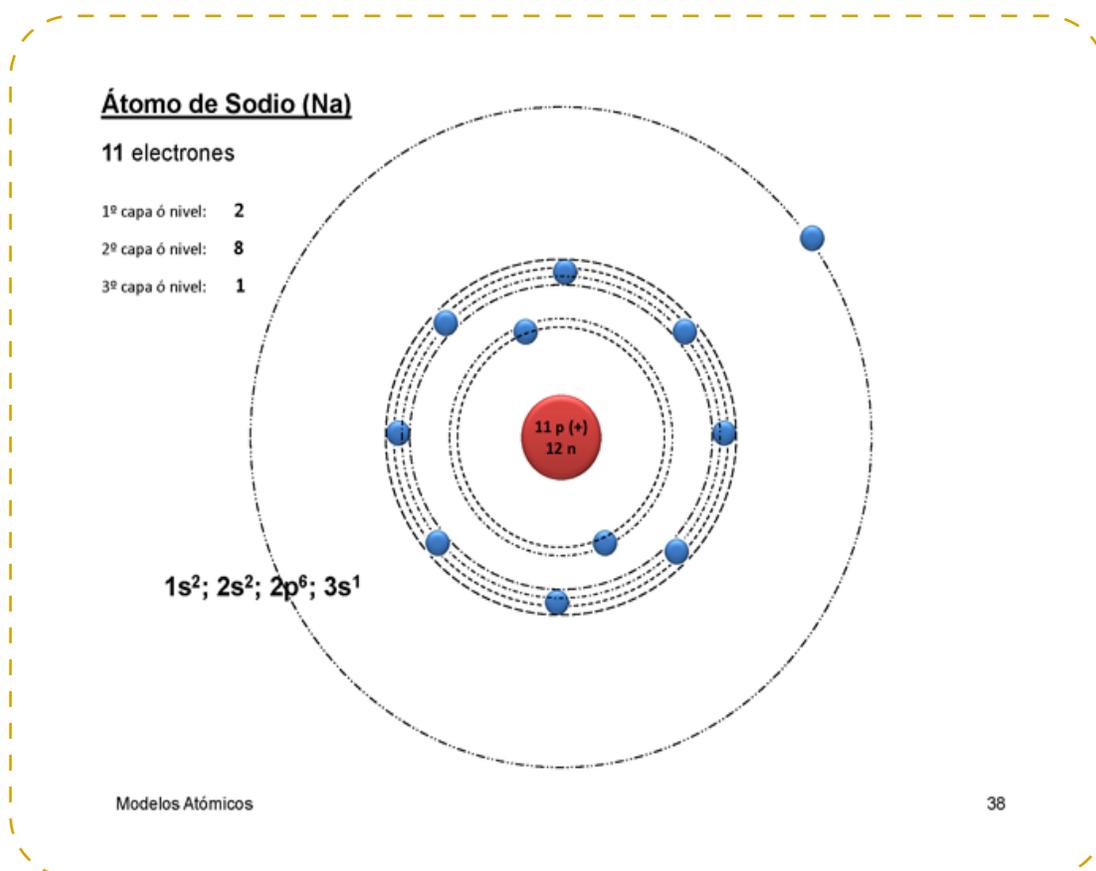
Tener presente si alguno de los elementos es catión o anión, ajustar el número de electrones de valencia.

Siguiendo los pasos anteriores, se realiza la estructura de Lewis.

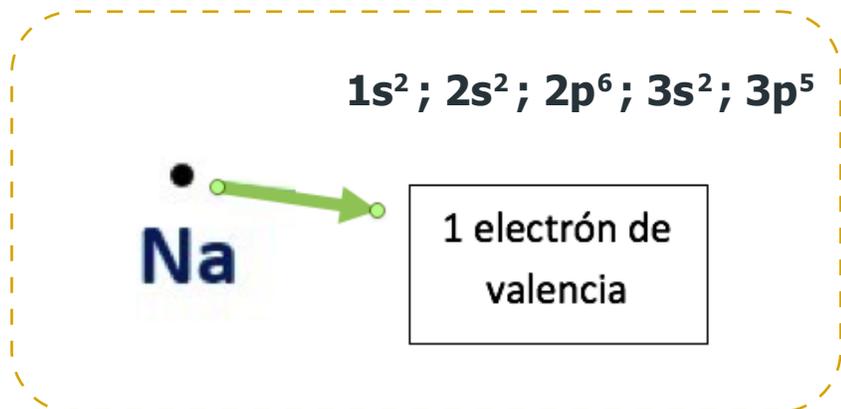
Recuerda que consiste en representar a los elementos químicos mediante su símbolo y los electrones de valencia de cada uno.

Por ejemplo:

- El sodio (Na) tiene un $z=11$
- La configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- El nivel energético más alto es: $3 : 3s^1$: El sodio (Na) tiene 1 electrón de valencia. Recuerda, $3s^1$, es el mayor nivel energético.
- Utilizando la información obtenida la configuración electrónica quedaría:



Ahora, ya sabemos que el sodio tiene 1 electrón de valencia.



De las sustancias que a diario utilizamos está la sal común o sal de cocina, la cual se compone de sodio y cloro. Estos elementos se unen por un enlace químico. Averigüemos cómo se establece esta unión.

Buscamos en la tabla periódica las características que tiene cloro. Su símbolo químico es Cl y tiene un $z=17$.

La configuración electrónica de Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
El nivel energético más alto es: $3 : 3s^2 3p^5$: El cloro (Cl) tiene 7 electrones de valencia

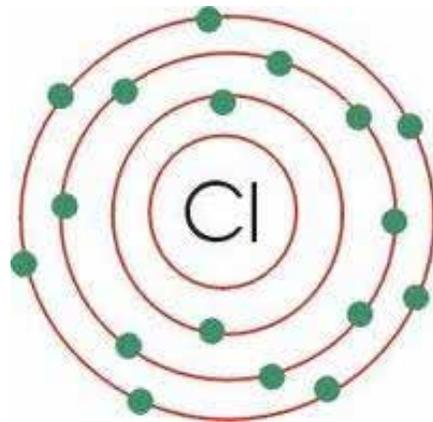


En el cloro los electrones quedarán de la siguiente forma:

Átomo de Cloro

17 electrones

1° capa o nivel:	2
2° capa o nivel:	8
3° capa o nivel:	7

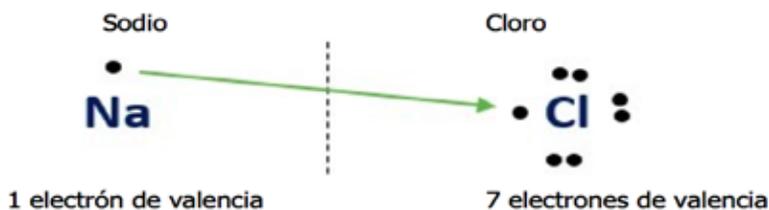


El cloro tiene 7 electrones de valencia

7 electrones de valencia



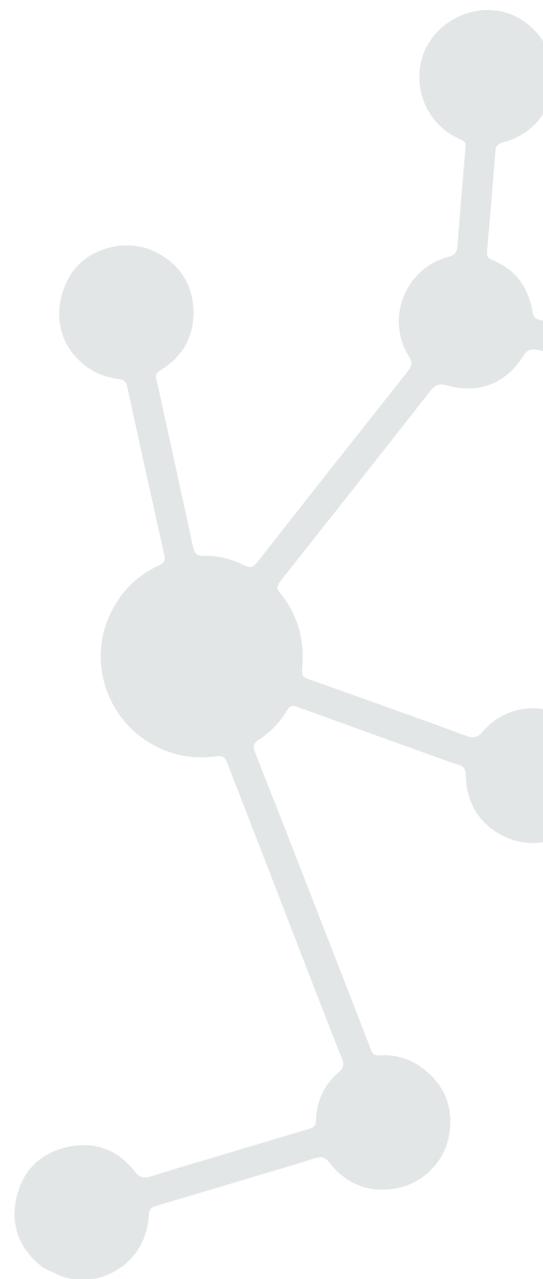
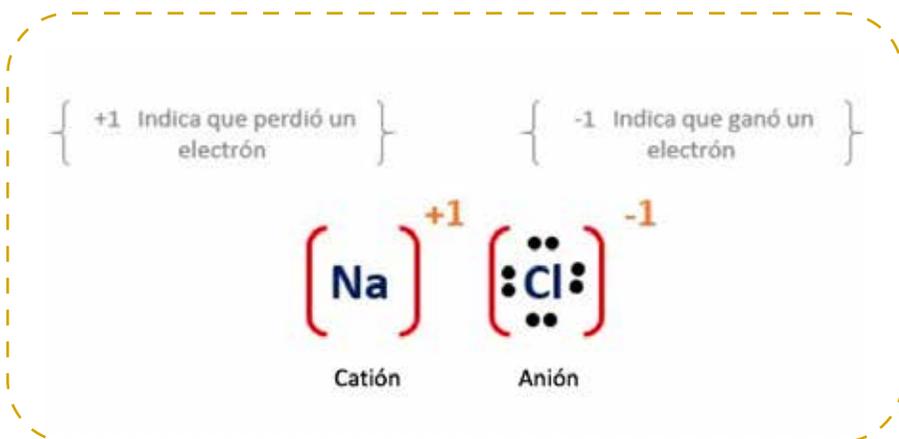
Realizando el diagrama de Lewis, el enlace entre sodio y cloro queda de la siguiente forma:



Debido a que cloro tiene 7 electrones de valencia y sodio sólo uno, el cloro capta el electrón de sodio. Con esto, cloro logra cumplir con la regla del octeto, completando con 8 electrones su entorno.

De esta forma, sodio cede o pierde un electrón quedando de esa forma con carga positiva debido a que tiene un desbalance de cargas teniendo un protón de ventaja. Según lo anterior, sodio se transforma en catión al ceder 1 electrón.

Por otra parte, el cloro capta o recibe el electrón del sodio, teniendo un electrón en exceso adquiriendo una carga negativa. El cloro se transforma en anión.



¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

SOLICITA NUESTRO APOYO



Sitio Web de CIMA



Ver más fichas



Solicita más información