

IPET 132 PARAVACHASCA

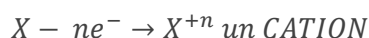
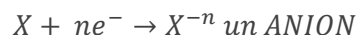
ASIGNATURA	QUÍMICA ANALÍTICA 5to B
DOCENTE	GIGENA SERGIO
CURSO	5 AÑO B
TEMA	ENLACES
OBJETIVOS	<ul style="list-style-type: none">• Deducir a partir de la configuración electrónica los estados de oxidación.• Determinar las estructuras de Lewis a partir de la construcción de las casillas cuánticas.• Interpretar como se enlazan los átomos cuando uno de ellos necesita ceder electrones y el otro necesita ganar electrones para lograr una CE de capas llenas.
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	<ul style="list-style-type: none">• Participación en clase.• Correcta resolución de las actividades programadas.• Prolijidad en la entrega de las actividades,• Entregar el TP en la fecha solicitada.
VIA DE COMUNICACIÓN	<ul style="list-style-type: none">• Tanto el material teórico como las actividades prácticas trabajadas en el aula van a estar disponibles en la página del colegio
FECHA	2024

MARCO TEÓRICO

ESTRUCTURAS DE LEWIS



ANIONES Y CATIONES



Para representar compuestos iónicos se pueden utilizar diagramas de Lewis. Para dibujar dichos diagramas, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Busquen en la tabla periódica (puede ser una tabla periódica interactiva) el símbolo químico del elemento a representar. Según los diagramas de Lewis, tanto el núcleo como los electrones internos de elemento en cuestión quedan representados por su símbolo químico.
2. Determinar el número de electrones de la última capa (o capa de valencia).
3. Verifiquen cuál es el gas noble más cercano al elemento que están describiendo.
4. Determinar el número de e⁻ que el elemento en cuestión debe ganar o perder para tener el mismo número de e⁻ que el gas noble más cercano en la tabla periódica. Recuerden que los gases nobles deben su estabilidad química a que tienen una configuración electrónica de capas llenas.
5. Determinar cuál será la carga del ion formado: + si tiene más protones que electrones (catión) y – si ocurre lo contrario (anión).

Por ejemplo trabajaremos con el átomo de Br Br Z= 35

1. Su CE es $1s^2; 2s^2, 2p^5; 2s^2, 2p^6; 3s^2, 3p^6; 4s^2; 3d^{10}, 4p^5$
2. En la última capa, en el caso del Br es la capa N; hay $2+5= 7e^{-}$
3. El gas noble más cercano es el Kr; entonces para lograr esa configuración estable el Br le conviene GANAR $1e^{-}$ y se transformará en el ANION Br-1

Para escribir el diagrama de Lewis, entonces:

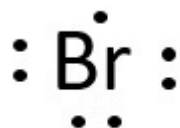


De un elemento, con el símbolo químico del elemento se están representado al núcleo de ese elemento más todos los e- que posee, salvo a los de la última capa.



A los e- que está en la última capa se los representa mediante puntos, alrededor del símbolo químico

Para nuestro caso



ENLACE O UNIONES QUIMICAS

Las uniones químicas

Sabemos que las moléculas están constituidas por átomos, pero:

- ¿Por qué se unen los átomos entre sí, formando moléculas?
- ¿Por qué dicha unión se efectúa según relaciones prefijadas y constantes?, es decir ¿por qué la molécula de hidrógeno es H₂ y no H₃, H₄ etc.?
- ¿Qué fuerzas originan que los átomos individuales se agrupen formando moléculas?



Las fuerzas que mantiene juntos los átomos en los compuestos se llaman *enlace o uniones químicas*

El comportamiento estable de los gases nobles permitió pensar en una teoría para explicar las uniones químicas. Vimos que la característica fundamental de esta familia, su estabilidad química, respondía al hecho de que poseen una estructura electrónica de capa llena estable.

Se ha comprobado que la mayoría de los átomos, al estar unidos entre si, logran estabilizar de alguna manera su última capa electrónica.

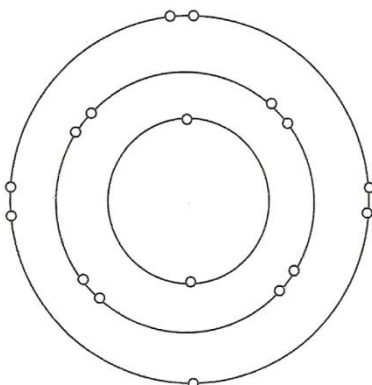


Cuando los átomos están unidos en los compuestos, la cantidad de electrones que tienen a su alrededor difiere de la que corresponde a los átomos cuando están solos y se acerca a la que tienen los átomos de los gases nobles.

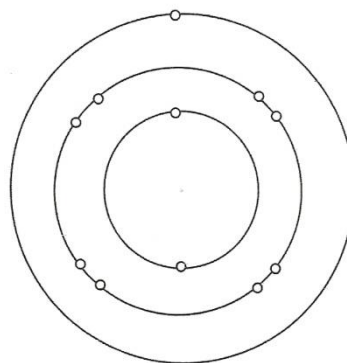
🌟 Uniones químicas, entre metales y no metales: Enlace iónico

Si representamos las estructuras electrónicas de

El átomo de Cl



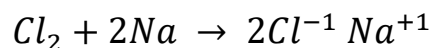
El átomo de Na



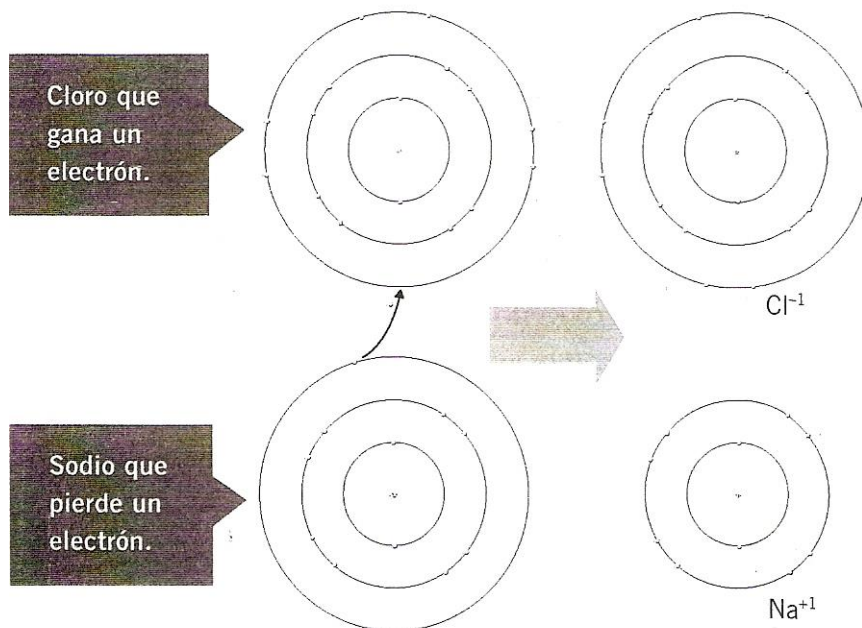
De acuerdo con su posición en la tabla periódica, los átomos de Cl podrían llegar a tener la misma distribución electrónica estable que la del Ar, si aceptara. $1 e^-$

Los átomos de Na, en cambio, tendrían la distribución electrónica estable del Ne, cediendo $1 e^-$

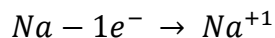
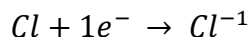
La reacción entre el Cl y el Na produce Cloruro de Sodio ClNa



En la reacción lo que sucede es que cada átomo del Na le pasa $1 e^-$ a uno de los del Cl, y así ambos resultan con una configuración electrónica estable.



El Cl **gana** $1 e^{-}$ y se convierte en el **anión** cloruro Cl^{-1} ; mientras que el Na **pierde** $1 e^{-}$ y se convierte en el **cación** sodio Na^{+1}



Si vemos un cristal de $ClNa$ bajo un microscopio observaremos que no contiene moléculas de $ClNa$; si no que está formado por una red en la que están presentes capas alternadas de cationes Na^{+1} y aniones Cl^{-1} .



Los cationes y los aniones son mantenidos juntos en la red cristalina por la atracción eléctrica entre las cargas positivas y negativas.



Los enlaces químicos entre los iones son el resultado de esa atracción eléctrica y se conocen como **enlaces iónicos**

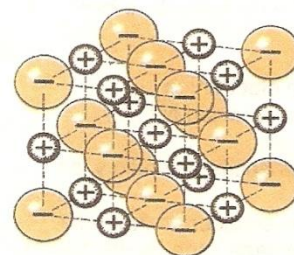


FIGURA 6.8
Distribución ordenada de cationes y aniones en una red cristalina iónica.