

- Escuela: C.E.N.S 210.
- Docente: Rodrigo Nuñez.
- Grado: 3er Año.
- Turno: Noche.
- Área Curricular: Química.
- Título de la propuesta: Historia e introducción a la tabla periódica.

Propuesta Pedagógica N° 10

Título de la propuesta: Introducción a las uniones químicas

Objetivos: Interpretar y aplicar la teoría de octeto y la notación de Lewis

Tema: Uniones químicas

Contenidos: Teoría del octeto electrónico. Notación de Lewis

Capacidades a desarrollar: resolución de problemas, aprender a aprender. Comunicación.

Metodología: -Comprensión de texto - Resolución de situaciones problemáticas a partir de la aplicación de los conceptos estudiados.

Consultas a:

Prof. Rodrigo Nuñez: rodri2010lp@hotmail.com

Introducción:**¿Por qué se unen los átomos entre sí?**

Para explicar las uniones entre los átomos para formar moléculas usamos la **teoría del octeto electrónico de Lewis**.

Para comprenderla observamos la distribución electrónica de siguientes átomos:

Gases nobles raros o inertes

Distribución de electrones

Gases inertes	Órbitas					
	1	2	3	4	5	6
He	2					
Ne	2	8				
Ar	2	8	8			
Kr	2	8	18	8		
Rn	2	8	18	18	8	
Xe	2	8	18	32	18	8

Poseen su órbita externa completa con 8 electrones (excepto el Helio que posee 2)

Metales

Sodio: Na Z= 11 2-8-1

Magnesio: Mg Z= 12 2-8-2 Poseen menos de 8 electrones en su última órbita

No metales

Cloro: Cl Z=17 2-8-7

Oxígeno: O Z=8 2-6 Poseen menos de 8 electrones en su última órbita

Entonces:

- Los gases inertes, por tener ocho electrones en su órbita externa, son estables, es decir que no presentan actividad química. Sus átomos permanecen libres e independientes (no se combinan).

- Los metales y los no metales con menos de ocho electrones en su última órbita, tienen actividad química.

Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos.

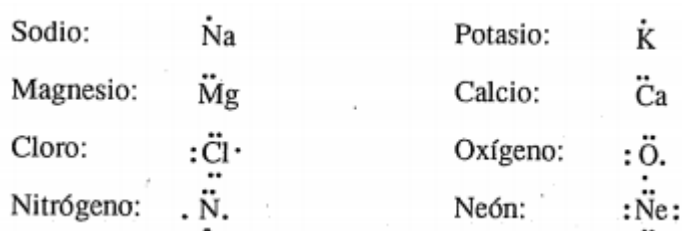
Ahora podemos resumir:

Los átomos ceden, ganan o comparten electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo en la tabla periódica y así alcanzar la estabilidad

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que las características químicas dependen de los electrones de la última órbita, Lewis propuso una forma sencilla de representación:

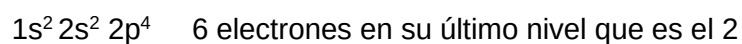
Cada átomo se representa con su símbolo y a su alrededor puntos en igual cantidad a los electrones que tiene en su órbita externa.

Por ejemplo:



Los electrones se representan de a pares cuando corresponden a orbitales completos y solos en el caso de orbitales incompletos:

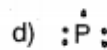
El oxígeno, por ejemplo, posee la siguiente configuración:



Actividades:

- 1) Marque con una X la respuesta correcta

De acuerdo con la notación de Lewis el fósforo se representa así:



- 2) Indicar verdadero o falso

- Si un átomo posee 2 electrones en su último nivel:

Gana 2 electrones para lograr la estabilidad.

Pierde 2 electrones para lograr la estabilidad

Gana 8 electrones para lograr la estabilidad

- Si un átomo posee 5 electrones en su último nivel:

Gana 3 electrones para lograr la estabilidad

Pierde 3 electrones para lograr la estabilidad

Pierde 5 electrones para lograr la estabilidad

- 3) Indique a qué gas noble se parecen los siguientes átomos al lograr la estabilidad.

Justifique su respuesta.

Aluminio

Magnesio

Bromo

Litio

Bibliografía: Mautino, José M. Química Gral. E Inorgánica.

Evaluación: Seguimiento virtual

DIRECTORA: Prof. Adriana Simone.