

IPEM N° 37 CORONEL HILARIO ASCASUBI

CURSO: 6 to AÑO

ASIGNATURA: QUÍMICA

Profesor: RENATA RODRIGUEZ

¡Sexta entrega de Educación Virtual!!!

¡Hola chicos!! Espero que estén bien, continuamos trabajando de manera virtual, en esta oportunidad vamos a trabajar sobre un tema que ya vieron en tercer año “**uniones químicas**”, ya que es necesario que tengan estos conceptos claros para poder seguir trabajando con la segunda parte de química inorgánica.

¡ Comencemos!!

TEMA: Uniones Químicas

Actividad n° 1

a) En esta actividad les propongo que hagan memoria y tomen nota de todo lo que recuerden sobre este tema, pueden escribir palabras sueltas, hacer un esquema, realizar un dibujo, es importante que no investiguen nada, ya que en el transcurso de la clase se va a desarrollar el tema.

b) Si recuerdan el video de la propuesta pasada, todas las sustancias químicas que menciona están formadas por más de un elemento químico (distintos átomos), estos permanecen unidos, no están solos en la naturaleza sino que se encuentran formando uniones químicas :

¿Por qué piensan que sucede esto? La respuesta es personal deben contestar lo que ustedes piensan.

Actividad n° 2

A continuación lean los siguientes textos y luego respondan las preguntas:

a) ¿ Por qué los átomos tienden a formar enlaces químicos?

b) ¿Qué elementos de la tabla periódica se encuentran en la naturaleza de manera aislada? ¿Por qué?

c) Teniendo en cuenta la teoría del octeto propuesta por Lewis y Kossel, ¿Por qué razón los átomos se unen?

d) ¿Qué ideó Lewis para representar los electrones del último nivel? Den ejemplos.

e) Busquen en el diccionario las palabras que no entiendan.

La teoría del octeto

En el hidrógeno, los átomos al unirse comparten sus electrones, ¿pero sucede esto en todas las uniones químicas? ¿Cuántos electrones intervienen en un enlace?

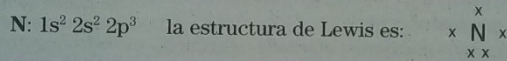
La capacidad que tiene un átomo para combinarse con otros y adquirir una estructura estable está dada por la cantidad de electrones que el átomo es capaz de captar, ceder o compartir.

Basados en este principio, y luego de observar que las propiedades de estabilidad de los gases nobles (que, a excepción del helio, tienen ocho electrones en su nivel más externo de energía), el norteamericano Gilbert Lewis (1875-1946) y el alemán Walther Kossel (1888-1956) propusieron en 1916 la llamada **teoría del octeto**:

Todos los átomos tienden a conseguir la estructura del gas noble más cercano en la tabla periódica, y adquieren de esta manera su máxima estabilidad. Para esto se unen entre sí con el objeto de lograr que todos tengan su última capa electrónica completa con ocho electrones.

Ambos científicos consideraron que el átomo está formado por un núcleo de carga positiva, rodeado por electrones dispuestos en capas o niveles de energía concéntricos, (como en el modelo de Bohr). En dicho modelo, como ya sabemos, existe un número máximo de electrones posibles por nivel: dos en el primero, ocho en el segundo, ocho o diecho en el tercero, etcétera.

Lewis ideó un sistema para representar los electrones del último nivel; en él se utiliza el símbolo del elemento rodeado por tantos puntos, cruces o aspas, como electrones haya en el nivel más externo. Por ejemplo, para el nitrógeno, cuya configuración electrónica resulta:

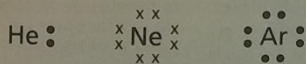


En el capítulo 7 se detalla el modelo de Bohr, y en el capítulo 8, la tabla periódica. En el capítulo 10 de reacciones químicas, verán que el número de electrones involucrados en la unión química recibe el nombre de número de oxidación.



▲ ¿Qué estructura adquiere el cloro cuando se convierte en cloruro? ¿Y el nitrógeno cuando forma la molécula de amoníaco?

Los gases nobles se pueden representar de la siguiente manera:



Helio (He): $1s^2$

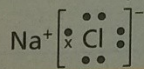


Neón (Ne): $1s^2, 2s^2 2p^6$



Argón (Ar): $1s^2, 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Para Kossel, en determinadas uniones denominadas **enlaces iónicos**, algunos átomos ceden electrones y otros los aceptan. Por ejemplo, en la formación del cloruro de sodio, el sodio pierde un electrón de su último nivel, y el cloro toma dicho electrón.

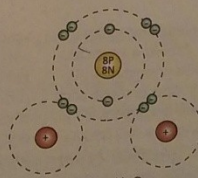
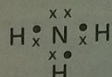
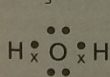


Ion sodio (Na^+)

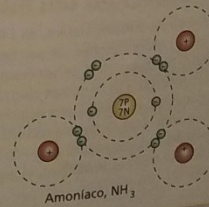


Ion cloruro (Cl^-)

Lewis, por su parte, explicó que, en la formación de los enlaces covalentes, los átomos que intervienen comparten electrones de su última capa para adquirir la estructura de gas noble. Así se explica la formación de moléculas de H_2O y NH_3 :



Agua, H_2O



Amoníaco, NH_3

¿Por qué se unen los átomos?

Todos los cuerpos están formados por átomos. Se conocen trescientas variedades estables de átomos diferentes, pero la diversidad de sustancias que se consigue con la combinación de estos pocos átomos es muy numerosa.

La condición necesaria para que los átomos se unan, y para que el conjunto resultante se mantenga, es que el grupo de átomos sea más estable que los átomos por separado.

Los gases nobles son los únicos elementos cuyos átomos se encuentran en la naturaleza de manera aislada. En el resto de los elementos, los átomos se encuentran unidos a átomos iguales o diferentes a sí mismos.



En una gota de agua hay millones de moléculas formadas por un átomo de oxígeno unido a dos de hidrógeno.



En un caño de plomo hay trillones de átomos de plomo unidos entre sí.



La sal común está formada por iones de sodio y de cloro.

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos, iones y moléculas, cuando forman distintas agrupaciones estables.

Como existe una relación estrecha entre estabilidad y energía, puede deducirse que los sistemas más estables son los que contienen menos energía. Por lo tanto, los agregados atómicos tienen más estabilidad que los átomos aislados porque contienen menos energía. Esto significa que siempre que se forme un enlace se desprenderá energía, mientras que para romper un enlace será necesario suministrar energía, denominada **energía de enlace**.

¿Cómo se forman los enlaces químicos?

Supongan dos átomos de hidrógeno aislados, que llamaremos A y B. Cada uno de

▲ ¿Por qué se dice que existen 300 variedades de átomos estables, y no 112 como el número de elementos químicos conocidos?

▲ El lugar más probable donde se encuentra un electrón es un orbital que engloba los dos núcleos. La atracción que éstos ejercen juntos sobre cada electrón es mayor que cuando los átomos están separados. ¿Cómo explican que la molécula de H_2 tiene menor tamaño que los átomos por separado?

Actividad n° 3

Ahora los invito a leer el último texto que nos permitirá conocer un poco más sobre las uniones o enlaces químicos.

Todos los enlaces químicos se producen por la acción de fuerzas de naturaleza electrostática entre núcleos y electrones.

En general, los átomos presentan tres tipos de uniones o enlaces, que dependen sobre todo de la electronegatividad de los átomos que intervienen:

- **Enlaces iónicos.** Ocurren entre átomos de elementos que tienen marcada diferencia de electronegatividad, es decir, entre un metal y un no metal, donde un átomo o grupo atómico "arranca" uno o más electrones a otro átomo o grupo de átomos. Los electrones del enlace son atraídos por un solo núcleo. De esta manera se originan **compuestos iónicos** como el fluoruro de calcio o CaF_2 .
- **Enlaces covalentes.** Tienen lugar entre átomos de elementos con electronegatividad alta (no metales); los electrones son atraídos por más de un núcleo atómico, o sea que dichos electrones son compartidos por dos átomos. Las estructuras formadas se denominan **moléculas**.
- **Unión metálica.** Ocurre entre átomos que tienen electronegatividad baja e idéntica. Como ninguno de los átomos atraerá con demasiada fuerza los electrones de la unión, éstos permanecerán relativamente libres entre la red de núcleos que se estabilizan con la presencia de los electrones. Estos últimos no pertenecen a ningún átomo en particular sino a toda la estructura.

NOTICIAS SOBRE LA CIENCIA

Gases nobles no tan inertes

a) Luego de leer el texto completen el siguiente cuadro:

Tipo de enlace	Átomos que participan	Características del enlace	Compuesto que se origina

b) Observen los siguientes videos para fijar los conocimientos:

- <https://youtu.be/56kdGyEQoCg>
- <https://youtu.be/09UDfG6OT8U>

c) Luego de ver los videos, realicen los siguientes ejercicios:

- Realicen la estructura de Lewis de los siguientes elementos:
Li ; Mg; Al; C; Cl; O; Na

Nota: recuerden que en la estructura de Lewis se colocan los electrones alrededor del elemento químico representándolos en forma de puntos o cruces. Esos electrones son los que se ubican en la capa más externa del átomo y son los que participan en las uniones químicas, concuerdan con el estado de oxidación que investigaron en la propuesta anterior (actividad n° 3).

- Clasifiquen los siguientes compuestos en iónicos, covalentes o metálicos:

MgCl₂; CO₂; HBr; Li₂O; SO₃; Fe ; H₂O; Au; CaO

Cuando terminen las actividades me la envían a:

3571622902 0 a la dirección de mi correo renatuti78@gmail.com

Me estaré comunicando con ustedes, cualquier duda que tengan me pueden preguntar, les mando un abrazo.

Profe Renata.

