

## NIONES QUIMICAS

Éste tema trata de explicar por qué y cómo se unen los átomos entre sí para formar las moléculas.

Las ideas modernas para explicar se originan en la **“Teoría del octeto electrónico de Lewis”** en el año 1916.

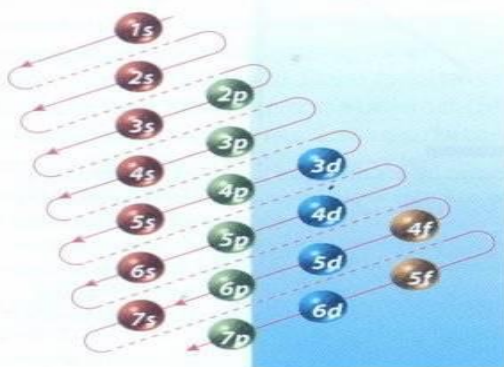
### Teoría del Octeto

#### Tres Ítems a Tener En cuenta:

- Los Gases Inertes – *Nobles que están en el grupo 18 de la tabla periódica*- por tener 8 (ocho)  $e^-$  (electrones) en su órbita externa, ¡son estables!, esto significa que NO tienen Actividad Química. Sus Átomos permanecen Libres e Independientes (NO SE COMBINAN).
- Los METALES, NO METALES y el HIDRÓGENO con **menos de  $8e^-$**  en su última órbita, SI tienen Actividad Química. Entonces sus Átomos se unen entre sí formando MOLÉCULAS constituidas por dos o más Átomos.
- La Actividad Química de los METALES, NO METALES y el HIDROGENO, se debe a la necesidad de adquirir una Configuración Electrónica similar a la del Gas Inerte más próximo, para alcanzar así la Estabilidad. Para éstos efectos se produce: que Ganan, Ceden, ó Comparten Electrones ( $e^-$ )

Ahora vemos algunos ejemplos de átomos:( Máximo de  $e^-$  en cada subnivel):

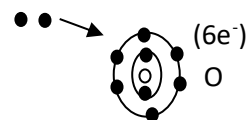
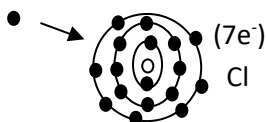
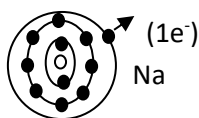
**1) Primero:** debemos Tener Presente la Regla de las diagonales



**2) Segundo:** Lo “NUEVO” **NOTACIÓN DE LEWIS**

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que las características químicas de ellos dependen generalmente de los  $e^-$  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  $e^-$  que tienen en su última órbita.**



Sodio Na con  $Z=11 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = 11e^- \rightarrow \bullet Na$  \_Trata de Cederlo para adquirir la Configuración Electrónica del Gas Inerte más cercano el Neón  $Ne=Z=10$ .

Magnesio Mg con  $Z=12 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = 12e^- \rightarrow \bullet\bullet Mg$  \_Trata de Cederlos para adquirir la Configuración Electrónica del Gas Inerte más cercano el Neón  $Ne=Z=10$ .

Cloro Cl con  $Z=17 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = 17e^- \rightarrow \bullet\bullet\bullet Cl$  \_Trata de Ganar  $1e^-$  para Adquirir la Configuración Electrónica del Gas Inerte más cercano Argón  $Ar=Z=17$ .

Oxígeno O con  $Z=8 = 1s^2 2s^2 2p^4 = 8e^- \rightarrow \bullet\bullet\bullet\bullet O$  \_Trata de Ganar ó Captar  $2e^-$  para Adquirir la Configuración Electrónica Del Gas Inerte más cercano Neón  $Ne=Z=10$ .

## TIPOS DE UNIONES QUIMICAS

Los Átomos para unirse entre sí para formar moléculas, lo hacen de diferentes formas, conocidas como “Tipos de Uniones Químicas”: Los principales tipos son:

## UNIÓN IÓNICA Ó ELECTROVALENTE. – UNIÓN COVALENTE. – UNIÓN METÁLICA.

### UNION IONICA O ELECTROVALENTE

Se caracteriza por estar formada por un **METAL** y un **NO METAL**.

**Ejemplo Nro.1:** vemos la “Sal de Mesa”, que bajo esta unión iónica tiene el nombre de Cloruro de Sodio y se forma de la siguiente manera.

Cuando se produce el contacto entre un Átomo de Na y otro de Cl, ocurre la TRANSFERENCIA del ELECTRON de Na a Cl, y de esta forma se convierten en CATION SODIO y ANION CLORURO.

Ahora como estos **iones tienen cargas eléctricas de signo contrario se atraen**, y queda formado el **CLORURO DE SODIO**

Teniendo en cuenta la notación de **Lewis**, se representa de la siguiente forma:

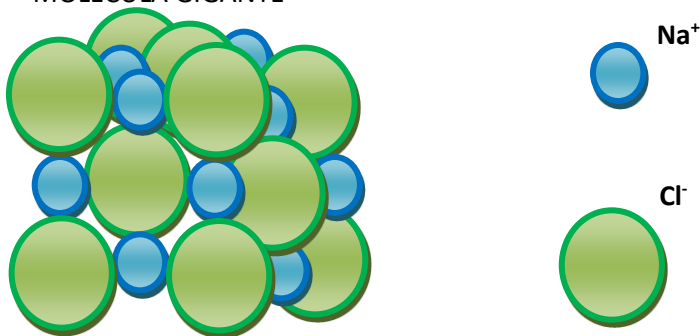


La Unión entre Iones se llama  
**UNION IONICA**

Éste proceso se produce simultáneamente entre muchos átomos de Cl y Na, y obtiene un Cristal cuya estructura se puede representar de la siguiente forma: “Cada ANION CLORURO  $\text{Cl}^-$  es atraído por 6(seis) CATIONES SODIO  $\text{Na}^+$

**Arriba – Abajo – Derecha – Izquierda – Atrás y Adelante.** Y en formar recíproca cada  $\text{Na}^+$  es atraído por 6 (seis)  $\text{Cl}^-$  Constituyendo una molécula gigante formada por numerosos iones INTERRELACIONADOS por atracción electrostática

MOLÉCULA GIGANTE

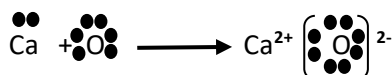


**CRISTAL DE CLORURO DE SODIO “SAL DE MESA”**

**Ejemplo Nro.2:** Vemos la “Cal Viva” que bajo esta unión iónica tiene el nombre de Óxido de Calcio y se forma de la siguiente manera.

Los átomos de  $\text{Ca}^{2+}$  **ceden los  $2e^-$  de la órbita externa** para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más cercano que es el Argón  $\text{Ar}=Z=18$ . Entonces se van a formar CATIONES DE CALCIO  $\text{Ca}^{2+}$  y ANIONES DE OXIGENO  $\text{O}^{6-}$ .

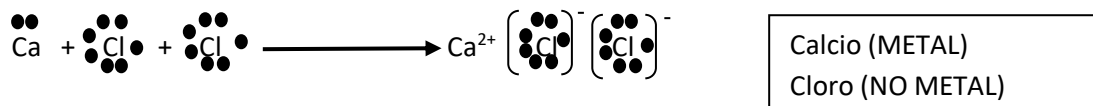
Teniendo presente la **notación de Lewis**



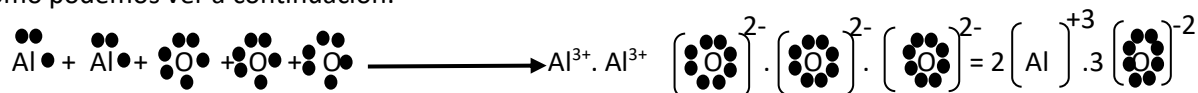
Calcio (METAL)  
Oxígeno (NO METAL)

A TENER EN CUENTA: cuando se forman éstos compuestos es necesario que haya igualdad entre Los  $e^-$  ganados y los  $e^-$  perdidos. Los dos ejemplos que vimos se lograron con un átomo de cada elemento, **pero en otras ocasiones es algo más complicado.**

**Ejemplo Nro.3:** Para formar el Cloruro de Calcio: primero tenemos presente del ejemplo anterior que cada átomo de Ca pierde ( $2e^-$ ) formando el CATION  $Ca^{2+}$ , entonces son necesarios (2) átomos de Cl para que cada uno gane ( $1e^-$ ) del  $Ca^{2+}$ ; originándose 2 ANIONES  $Cl^-$ . A continuación se demuestra la unión iónica.



**Ejemplo Nro.4:** En este ejemplos hacemos reaccionar el átomo de Aluminio Al con el átomo de oxígeno O; dónde cada átomo de Al cede ( $3e^-$ ) mientras que los átomos de O aceptan ( $2e^-$ ); Entonces se deben unir dos átomos de Al con tres de O, como podemos ver a continuación:



**La Unión iónica es aquella en que hay transferencia de ( $e^-$ ) de un METAL a un NO METAL, formándose CATIONES  $^+$  y ANIONES  $^-$  respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.**

### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

1. Tener *puntos de fusión y ebullición altos (más de  $700^\circ C$ )*, esto significa que a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
2. Son *solubles en agua*. (se disuelven en agua)
3. Presentan *estructura cristalina iónica*.
4. Son *duras y frágiles*. (dureza la capacidad de ser rayados) (frágiles la capacidad de romperse)

**Los Compuesto Iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**

**Aclaración y Repaso:** Los elementos que siguen a continuación se escriben con subíndice 2, porque en la naturaleza se presentan de forma diatómica o biatómica.

$H_2$  = Hidrogeno;  $N_2$  = Nitrógeno;  $O_2$  = Oxígeno;  $F_2$  = Flúor;  $Cl_2$  = Cloro;  $Br_2$  = Bromo;  $I_2$  = Yodo

### **Ejercicio Nro1.:** $Na + Cl_2$

1) Identificación de los dos elementos en la tabla periódica:

Se busca en la tabla periódica la valencia para el sodio Na, es (I) uno y para el cloro Cl (en este caso el cloro actúa con su menor valencia (I) en la unión iónica porque solo necesita 1 electrón para completar el octeto).

2) Escritura de la ecuación química:

Se escribe la ecuación química y se realiza el cruzamiento de valencias: los componentes que se encuentran a la izquierda de la **flecha** se llaman "**Reactivos**", y los que están a la derecha de la misma se denominan "**Productos**"

### ECUACION QUIMICA

#### Reactivos

$Na^I + Cl_2^I$  **que forman**

#### Productos

$Na_1 Cl_1$

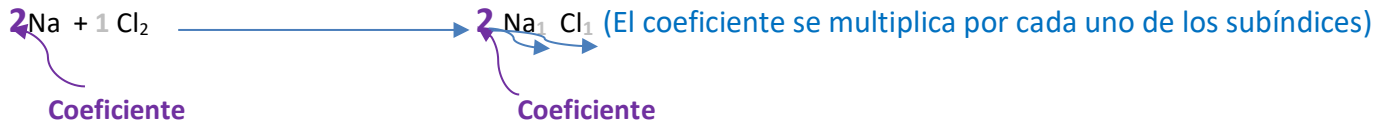
Cruzamiento de Valencias (1 no se escribe, por ser el primer ejercicio esta visible y en color gris)

3) Simplificación de subíndices (si es que se puede), se deben simplificar todos, o sino ninguno

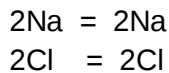
4) Coeficientes y Balanceo

El coeficiente es un numero entero (no es siempre el mismo) y se utiliza para balancear la ecuación química, de tal manera que existan la misma cantidad de átomos en los reactivos y en los productos, (*ley de conservación de la masa*). Se recomienda escribir los coeficientes con lápiz negro, para ir probando con que numero queda finalmente balanceada la ecuación.

\_en este ejemplo se utiliza como coeficiente el número 2(dos).



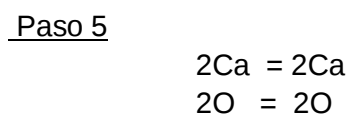
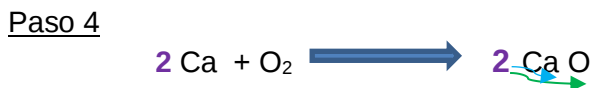
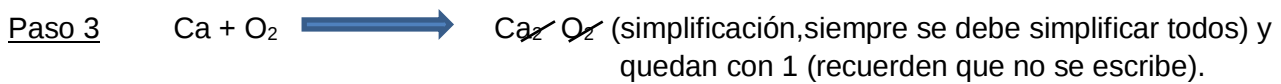
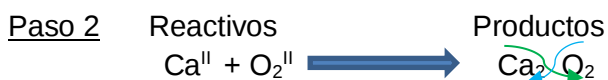
##### 5) Verificación



6) Unión iónica Na Cl (sin Coeficientes), "Tiene nombre pero todavía no se enseñó a nombrarlas"

### **Ejercicio Nro2.:** Ca + O<sub>2</sub>

Paso 1 Ca<sup>II</sup> y O<sub>2</sub><sup>II</sup>



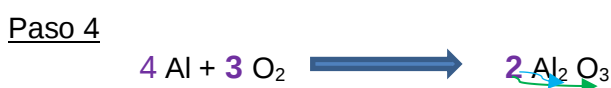
Paso 6 CaO

### **Ejercicio Nro. 3:** Al + O<sub>2</sub>

Paso 1 Al<sup>III</sup> y O<sup>II</sup>



Paso 3 – en este caso **no se puede simplificar**



Paso 6 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

| Actividad Nro. 1    |                          | EJERCICIOS DE UNIONES IONICA |          |          |          |
|---------------------|--------------------------|------------------------------|----------|----------|----------|
| K y Cl <sub>2</sub> | Nombres de los elementos | Grupo:                       | Periodo: | ; Grupo: | Periodo: |
| Ba y O <sub>2</sub> | Nombres de los elementos | Grupo:                       | Periodo: | ; Grupo: | Periodo: |
| Sc y O <sub>2</sub> | Nombres de los elementos | Grupo:                       | Periodo: | ; Grupo: | Periodo: |

### UNION COVALENTE

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de **NO METALES**, como es el caso de las moléculas biatómicas (porque están formadas por dos átomos) de los gases simples (Hidrogeno, **H<sub>2</sub>**, Nitrógeno **N<sub>2</sub>**, Oxígeno **O<sub>2</sub>**, Flúor **F<sub>2</sub>**, Cloro **Cl<sub>2</sub>**, Bromo **Br<sub>2</sub>**, Iodo **I<sub>2</sub>**).

En la **Unión Covalente** los átomos comparten uno ó más pares de electrones para completar el Octeto Externo. Esta unión se produce entre los **átomos NO METALES**.

**A Tener en cuenta** En todos los casos, los electrones siempre se comparten dé a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos, tres pares de electrones, dando uniones covalentes: Simples, Dobles, o Triples, respectivamente

### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Las sustancias que presentan unión covalente manifiestan las siguientes propiedades:

- \_ Los puntos de fusión y ebullición son bajos (menos de 300°C) porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.
- \_ Solubles en solventes orgánicos no polares, como éter, cloroformo, sulfuro de carbono, nafta, etcétera. Generalmente insolubles en agua(pero hay muchas excepciones) aunque la solubilidad en ésta depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en el agua.
- \_ No conducen la corriente eléctrica pues carecen de iones.
- \_ Presentan estructura cristalina atómica o molecular.

**Ejemplo Nro. 1:** En la molécula de cloro **Cl<sub>2</sub>**, los átomos que la forman tienen **7e<sup>-</sup> externos y necesitan 1e<sup>-</sup> más para completar el octeto**. Es lógico suponer que uno de los átomos de Cl **"NO puede"** quitarle **1e<sup>-</sup>** al otro porque son iguales, entonces **"<COMPARTEN>" un par de e<sup>-</sup>** (uno de cada uno).



**UCS Unión Covalente Simple**

**Ejemplo Nro.2:** en el caso del oxígeno como los átomos tienen **6e<sup>-</sup>** externos deben compartir **DOS PARES** de e<sup>-</sup> para parecerse al gas más inerte más cercano NEON =Z=10

|                                                                                                     |               |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------|
| <b>17</b>                                                                                           | <b>Cl</b>     |
|                                                                                                     | <b>CLORO</b>  |
|                                                                                                     | <b>35.453</b> |
| <b>3,0</b>                                                                                          |               |
| <b>± 1,3,4,5,6,7</b>                                                                                |               |
| <b>2- 8-7</b>  |               |
| <b>1,56</b>                                                                                         |               |
| <b>[N<sub>e</sub>] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup></b>                                                |               |



UCD Unión Covalente Doble

8

O

OXÍGENO  
15.9994

3,5

- 2

2-6

1,14

$[H_e] 2s^2 2p^4$

**Ejemplo Nro.4:** en el caso del nitrógeno  $N_2$  al tener  $5e^-$  en su última orbita deben compartir TRES PARES de  $e^-$  para formar una molécula de Nitrógeno



UCT Unión Covalente Triple

7

N

NITRÓGENO  
14.0067

3,0

$\pm 3,5,4,2$

2-5

0,81

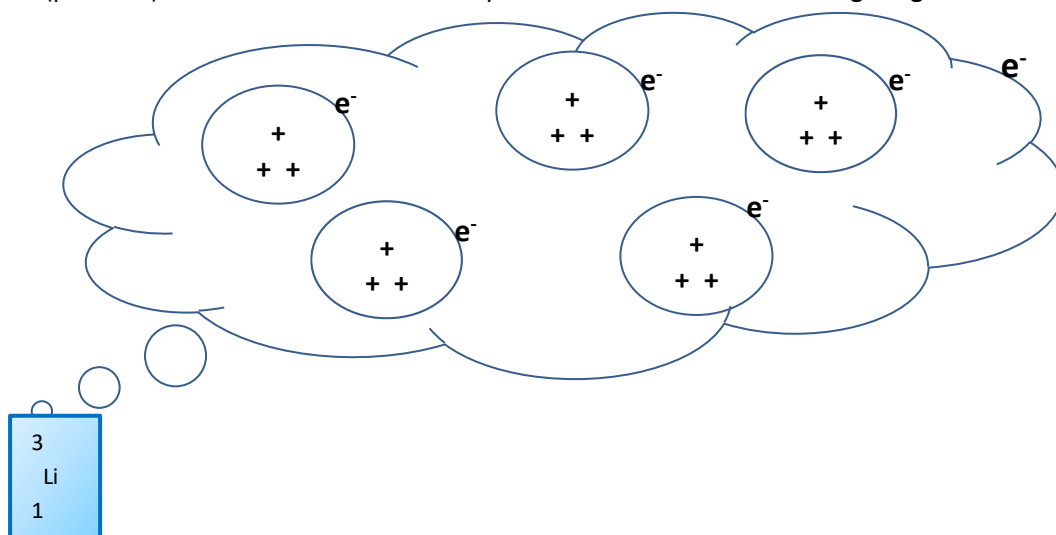
$[H_e] 2s^2 2p^3$

| Actividad Nro. 2 EJERCICIOS DE UNIONES COVALENTES |                      |        |          |
|---------------------------------------------------|----------------------|--------|----------|
| H <sub>2</sub>                                    | Nombre del elemento  | Grupo: | Periodo: |
| F <sub>2</sub>                                    | Nombres del elemento | Grupo: | Periodo: |

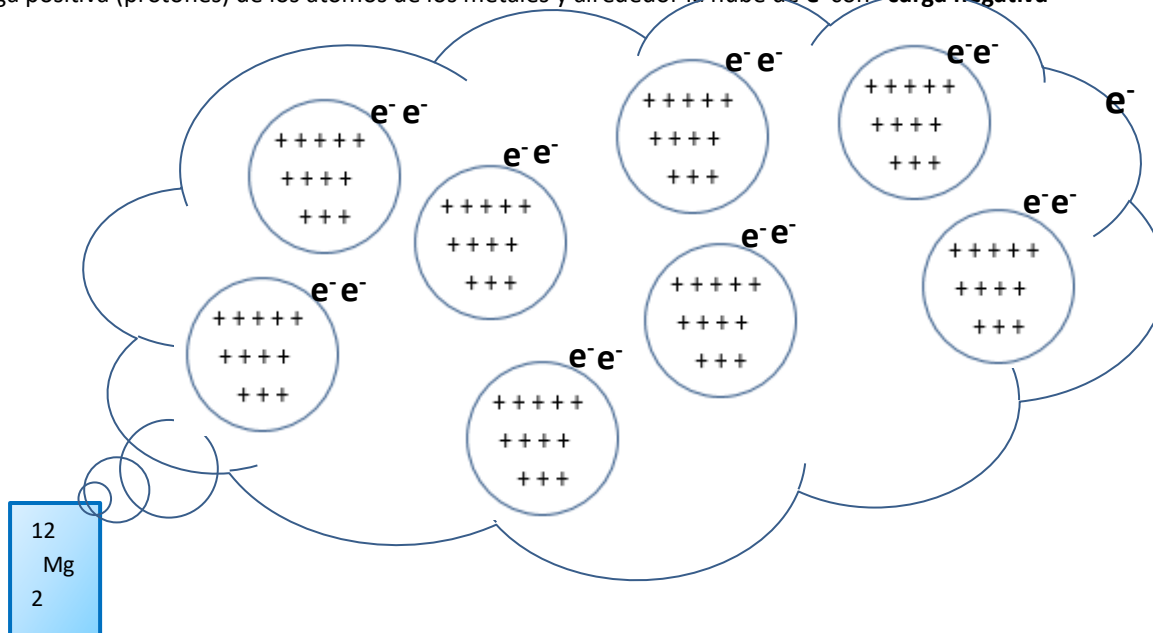
## UNION METALICA

Es la unión entre átomos de un mismo **METAL**, a través de los  $e^-$  de valencia, Los  $e^-$  de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía en un átomo y ellos están implicados en los enlaces. Debido a la interacción entre los "electrones de valencia" de los átomos del **Metal** se forma una densa **NUBE CARGADA "NEGATIVAMENTE"**.

**Ejemplo Nro.1:** el **Litio Li** tiene tres  $3 P^+$  en el núcleo y  $1 e^-$  de valencia. A continuación se representa los núcleos con carga positiva (protones) de los átomos de los metales y alrededor la nube de  $e^-$  con "carga negativa"



**Ejemplo Nro.2** El **Magnesio Mg** tiene doce  $12 P^+$  en el núcleo y  $2 e^-$  de valencia. A continuación se representa los núcleos con carga positiva (protones) de los átomos de los metales y alrededor la nube de  $e^-$  con "carga negativa"



## PROPIEDADES FISICAS DE LOS METALES

**Brillo Característico:** Este brillo se debe a la movilidad de los  $e^-$  de su última órbita que son libres, los cuales absorben la luz que incide en ellos, y como éstos  $e^-$  libres se mueven muy rápidamente son los que emiten energía radiante que se aprecia como brillo.

**Conductividad eléctrica:** La corriente eléctrica es el desplazamiento de los  $e^-$  libres que se encuentran en la última órbita.

**Conductividad del calor:** En presencia del calor, los átomos de los metales aumentan la velocidad de los  $e^-$  libres de la última órbita y comienzan a producirse múltiples choques entre ellos y por tal motivo conduce al calor.

**Maleabilidad y Ductilidad:** Como los núcleos ( $+$ ) se atraen muy fuertemente entre ellos, se produce una atracción débil entre los electrones externos y el núcleo. Esto hace que se pueden producir fácilmente láminas delgadas de metal y también hilos.

| Actividad Nro. 3 |                     | EJERCICIOS DE UNIONES METALICAS |          |
|------------------|---------------------|---------------------------------|----------|
| Na               | Nombre del elemento | Grupo:                          | Periodo: |
| Al               | Nombre del elemento | Grupo:                          | Periodo: |

**Aclaración:** Dentro de cada Circulo deben ir la cantidad de + que corresponden a los protones de cada elemento, como tienen los ejemplos (no importan la cantidad de círculos).