



# Capítulo 3: CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

- Desarrollo de la tabla periódica
- Capas de los electrones vs Tamaño de átomos
- Energía de Ionización
- Afinidades electrónicas
- Metales, no metales y metaloides

# Propiedades periódicas de los elementos. Ideas Preliminares

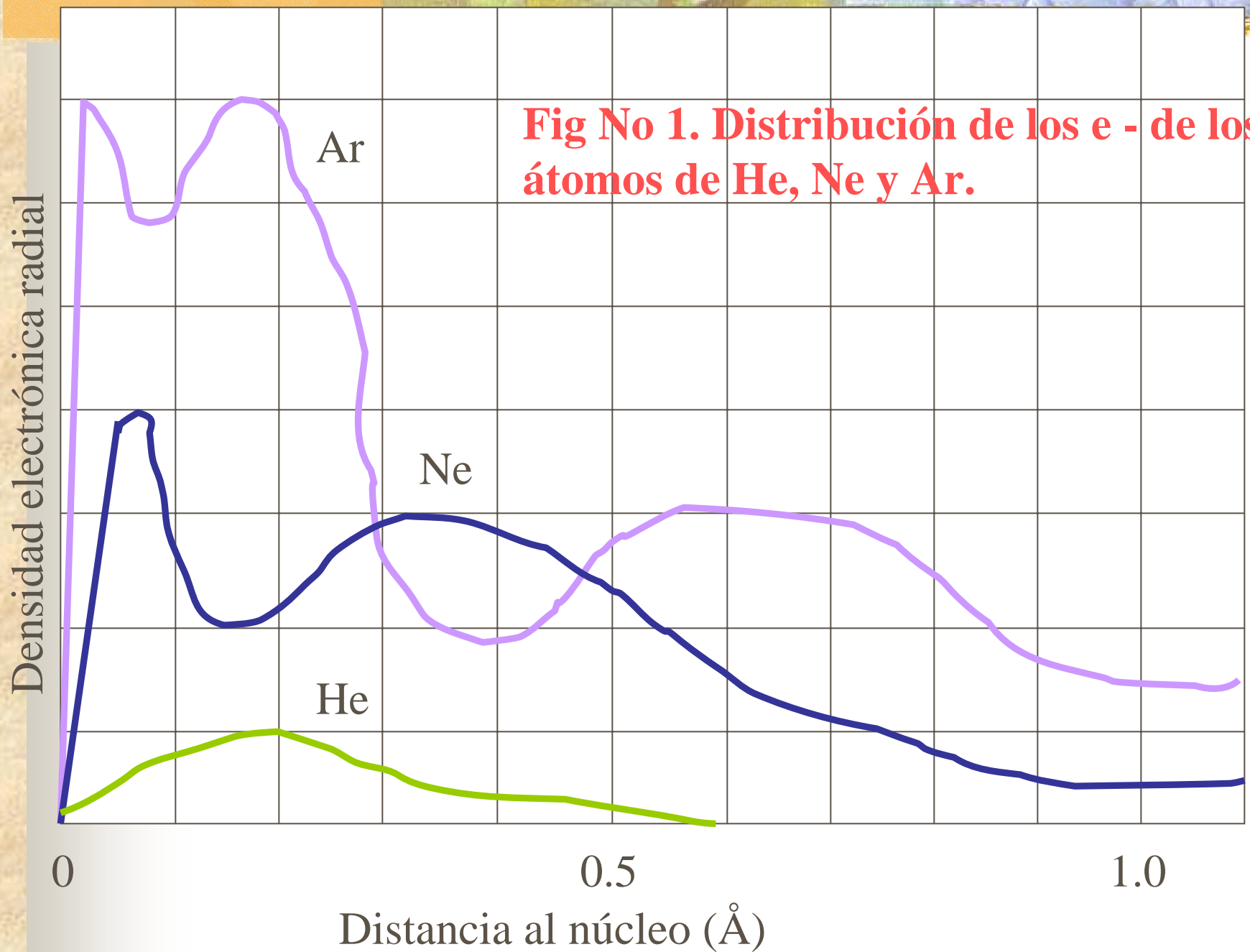
- Es conveniente comprender las propiedades periódicas para entender muchas propiedades físicas y químicas que muestran variaciones periódicas, así como después entender los enlaces en los compuestos simples.
- Definición: Es aquella que sigue una tendencia definida por la estructura de la tabla periódica
- En esta sección veremos tres propiedades: TAMAÑO ATOMICO, ENERGIA DE IONIZACION Y AFINIDAD ELECTRONICA. En el siguiente estudiaremos una cuarta: ELECTRONEGATIVIDAD

# Desarrollo de la tabla periódica

- La dificultad del descubrimiento de nuevos elementos fue debido a que, la mayor parte de los elementos, aunque estables, se encuentran dispersos en la naturaleza en forma de compuestos, (o sea no aparecen en forma elemental, ej: oro)
- En 1869 Mendeleev y Meyer publicaron esquemas de clasificación casi idénticos en donde los elementos se acomodan de acuerdo a su peso atómico, desconociendo la razón del orden periódico que encontraron.
- En 1913, Moseley desarrolló el concepto de números atómicos, (frecuencia característica de un elemento dado, producida por la emisión de rayos X cuando se bombardea con electrones de alta frecuencia).
- La clasificación fortuita de los elementos por Mendeleev y Meyer fue correcta porque, en lo general los pesos atómicos aumentan al aumentar el número atómico.

# Capas de electrones

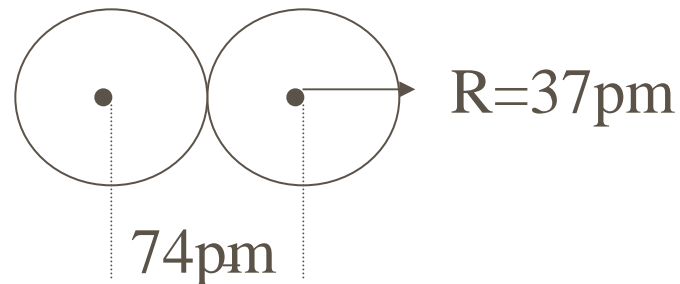
- Capa electrónica: Todos los orbitales que tienen el mismo valor  $n$
- Utilizando la mecánica cuántica es posible calcular con exactitud la densidad electrónica radial,  $\phi^2$ , que es la probabilidad de localización de un electrón a una distancia dada del núcleo = Capa electrónica
- ¿Por qué la capa 1s en el argón está más cerca del núcleo que la capa 1s del helio? La distancia de la capa electrónica al núcleo depende directamente de la carga efectiva nuclear de sus  $e^-$  internos. (Ver figura No 1)
- La ilustración de las capas electrónicas muestran que los átomos no tienen una frontera bien definida.



**Fig No 1. Distribución de los e - de los átomos de He, Ne y Ar.**

# Tamaño atómicos

- De acuerdo al concepto de capas electrónicas el átomo no tiene límites definidos que determinen su tamaño.
- La fuerza con que el núcleo atómico es capaz de atraer hacia si los e- más externos determina el tamaño de los átomos.
- El radio atómico se determina experimentalmente calculando la medida de la distancia que existe entre los núcleos de 2 átomos de un mismo elemento.
- Los radios atómicos nos permiten estimar las longitudes de enlace entre los diferentes elementos en las moléculas



# Tamaños atómicos (continuación)

■ El tamaño atómico depende del tamaño del orbital más exterior, por ende, dos factores lo determinan: # cuántico principal y la carga efectiva nuclear sobre sus e-, por lo que:

*\*Al aumentar el número cuántico principal aumenta el tamaño del orbital.*

*\*Al aumentar la carga nuclear efectiva se reduce el tamaño del orbital*

■ Por lo que, la variación del tamaño atómico en la tabla periódica es la siguiente:

- 1.- En un grupo(columna) el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo, influye mayormente  $n$
- 2.- En un periodo(hilera o fila) el radio atómico tiende a disminuir de izquierda a derecha, influye mayormente  $Z_{ef}$ .

# Carga efectiva nuclear

- En un átomo de muchos electrones, cada electrón es simultáneamente atraído hacia el núcleo y repelido por los otros e-
- La repulsión del electrón individualmente es estimado considerando su interacción con el entorno promedio.
- Carga nuclear efectiva: Es la carga positiva neta que atrae al electrón determinado su energía.

$$Z_{ef} = Z - S \quad Z = \# \text{ de protones, } S = \# \text{ medio de electrones}$$

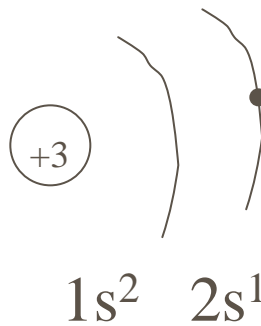
- $Z_{ef}$  que experimenta los e- de la capa exterior siempre es menor que la  $Z_{ef}$  de los electrones de las capas inferiores, debido al efecto de pantalla

# Tamaños atómicos y carga efectiva nuclear

- Para un valor dado de  $n$ ,  $Z_{ef}$  disminuye al aumentar el valor de  $l$ .
- La energía de un orbital (con el mismo valor de  $n$ ) aumenta al aumentar el valor de  $l$ .

Li :  $1s^2 2s^1$

3 protones

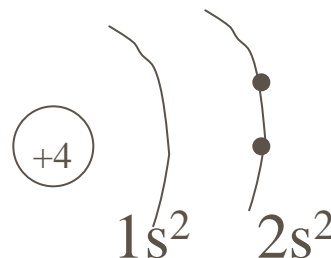


$Z_{ef} = \# \text{protones} - \# e^-$  entre el núcleo y el  $e^-$  en cuestión.

$$Z_{ef} = 3 - 2 = +1$$

Be:  $1s^2 2s^2$

4 protones



$$Z_{ef} = 4 - 2 = +2$$

# Energía de ionización

■ Es la energía necesaria para formar un ión unipositivo, mediante la eliminación de un electrón en estado basal que se encuentre menos ligado a la atracción nuclear del átomo o ion gaseoso aislado = I



■ La facilidad con que los  $e^-$  se pueden remover de un átomo, es un indicador importante del comportamiento químico del átomo, por lo que, la I es una medida de atracción de un átomos por sus  $e^-$  .

■ La primera energía de ionización( $I_1$ ) es la energía requerida para quitar el primer  $e^-$  de un átomo neutro

# Energía de ionización (continuación)

- La segunda energía de ionización ( $I_2$ ) es la energía requerida para quitar el segundo  $e^-$ .



- Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar un electrón y aumenta conforme se eliminan  $e^-$  sucesivos:  $I_1 < I_2 < I_3$ , etc.
- Cuanto mayor es la carga efectiva, mayor es la energía requerida para eliminar un  $e^-$ .
- Todos los elementos tienen un aumento importante en la  $I$  cuando se eliminan  $e^-$  de su centro de gas noble, debido a esto, sólo los  $e^-$  exteriores intervienen para compartir y transferir  $e^-$  que dan origen a los enlaces y reacciones químicas.

# Tendencias periódicas en las energías de ionización

- 1.- En un periodo la I aumenta al aumentar el número atómico. Los metales tienen menor I que los no metales (más difíciles de ionizar).
- 2.- En un grupo la I disminuye ligeramente al aumentar el número atómico. Por ejemplo, las I de  $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$ .
- 3.- La variación de la I es mayor en los elementos representativos que en los metales de transición. En general en los metales de transición las I aumentan de izquierda a derecha en un periodo.

# Energía de ionización (continuación)

## EN UN PERIODO

SIMBOLO	$I_1$ , MJ/MOL
Li	0.520
<b>Be</b>	<b>0.899 (*)</b>
B	0.801
C	1.086
<b>N</b>	<b>1.402 (*)</b>
O	1.314
F	1.681
Ne	2.081

## EN UN GRUPO

SIMBOLO	$I_1$ , MJ/MOL
Li	0.520
Na	0.496
K	0.419
Rb	0.403
Cs	0.376

# Tendencias periódicas en las energías de ionización. Explicación

- La  $I$  aumenta al incrementarse la  $Z_{ef}$  y al disminuir la distancia media entre el  $e^-$  y el núcleo, por lo que:
  - Al movernos hacia la derecha en un periodo, hay un aumento en la  $Z_{ef}$  como una disminución en el radio atómico, lo que hace que la  $I$  aumente.
  - Cuando bajamos por una columna el radio atómico aumenta, mientras la  $Z_{ef}$  permanece prácticamente constante
- Las irregularidades dentro de un periodo (Ej: Boro y Nitrógeno) se debe esencialmente por su parcial estabilidad electrónica

# Afinidad electrónica

- Es el cambio de energía(cantidad de energía absorbida o liberada) cuando se agrega un e- a un átomo gaseoso= E
- Es una medida de la fuerza que tiene un átomo para atraer electrones adicionales
- Por convección se asigna valor positivo a la energía absorbida (reacción endotérmica) y negativo a la que se desprende (reacción exotérmica).
- Cuanto mayor es la atracción entre un átomo dado y un electrón añadido, más negativa sera la afinidad electrónica, la del Cl es la más negativa de todos.

Ej.



# Afinidad electrónica (continuación)

- Los elementos con afinidad electrónica muy negativa ganan  $e^-$  con facilidad y forman aniones.
- La ocupación de una subcapa de más energía no es favorable desde el punto de vista energético, así que la  $E$  es positiva:

Ej: En los gases nobles la afinidad electrónica tiene un valor muy positivo, implica que el anión tiene más alta energía que el átomo y el electrón separados, motivo por el cual el ion no se formará (reacción endotérmica).

- Su variación es:

- 1.- En lo general, se hace más negativa conforme avanzamos en cada fila hacia los halógenos (excluyendo a los gases nobles)
- 2.- En un grupo no cambian mucho, aunque tiende a disminuir de arriba hacia abajo.



# Carácter metálico

- La división de los elementos en las propiedades de grandes colecciones de átomos son: METALES, NO METALES Y METALOIDES.
- Mientras mayor sea la medida en que un elemento exhibe las propiedades físicas y químicas de los metales , mayor será su carácter metálico
- De forma similar e inversa podemos hablar de carácter no metálico
- Variación del carácter metálico en lo general:
  - Aumenta conforme bajamos por una columna o grupo
  - Disminuye conforme avanzamos de izquierda a derecha en una fila o período.
- Los metaloides tienen propiedades de metal y de no metal

# Tendencia de los puntos de fusión y ebullición

- Se puede emplear estas tendencias como una medida conveniente de las fuerzas de atracción entre los átomos y moléculas

Estado Físico (s, l, g) VS Punto de Fusión, Punto de ebullición:

Halógenos: aumenta el # atómico y por consiguiente punto de fusión y ebullición creciente

Alcalinos: orden inverso. Debido al debilitamiento de los enlaces metálicos

En un período (izquierda a derecha), hay aumento en los puntos (fusión y ebullición) en elementos sólidos y disminuye en los elementos que son gases

# Tendencias de la densidad y la conductividad

- En un grupo, la densidad de los elementos aumenta conforme lo hace el # atómico
- En un período, la densidad aumenta primero y luego disminuye ( sólido a gas)
- Los elementos de mayor densidad se encuentran en el centro del período 6
- Todos los metales conducen electricidad y calor.  
Ag>Cu>Au>Al>Ca>Mg, los otros conducen en menor cantidad.
- Los no metales no son conductores.

# Propiedades físicas de los metales y no metales

<b>METALES</b>	<b>NO METALES</b>
Elevada conductividad eléctrica	Mala conduct.eléctrica, excepto en el C en forma de grafito
Elevada conduc. Térmica	Buenos aislantes
Tienen un lustre brillante gris, excepto el Cu y Au	No tienen lustre.
Son maleables ( puede laminarse para formar placas)	Suelen ser quebradizos en estado sólido: algunos duros y otros blandos
Son dúctiles ( pueden formar alambres)	No dúctiles
Tienen puntos de fusión y ebullición altos	Tienen puntos de fusión e ebullición bajos
Casi todos son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio	Hay sólidos, líquidos y gaseosos.

# Propiedades Químicas de los metales y no metales

METALES	NO METALES
Las capas externas contienen pocos e <sup>-</sup> , por lo general 3 o menos	Las capas externas contienen 4 o más e <sup>-</sup>
La energía de ionización son bajas	Energía de ionización altas
Afinidades electrónicas ligeramente negativas o positivas	Afinidades electrónicas muy negativas
Forman cationes perdiendo e <sup>-</sup>	Forman aniones ganando e <sup>-</sup>
Forman compuestos iónicos con los no metáles	Forman compuestos iónicos con los metales y compuestos moleculares con otros no metálicos
Oxido metálicos (óxidos básicos) + Agua =hidróxido metálico Ej: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$	Oxido no metalico (óxidos Acidos) + Agua = Acido Ej: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
Oxido metálico + Acido = Sal + Agua Ej: $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$	Oxido no metálico + Base = Sal + Agua Ej: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
METAL + NO METAL $\longrightarrow$ SAL	Ej: $2 \text{Al} + 3\text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{AlBr}_3$