

Propiedades periódicas

1.-Radio atómico

2.-Radio iónico

3.-Potencial de ionización.

4.-Afinidad electrónica

5.-Electronegatividad y carácter metálico.

El estudio de la materia y de sus propiedades en el mundo occidental , empezó ya en la antigüedad , siglo V con los griegos . Se describía el mundo material como la combinación de cuatro elementos. Tierra , agua , aire , y fuego.

A medida que se iban descubriendo nuevos elementos los químicos iban descubriendo analogías en sus propiedades.

Existe por tanto una ley natural que relaciona los distintos elementos y los agrupa en función de sus propiedades.

DÖBERNIER en 1829 , hizo la primera clasificación de los elementos en triadas , conjunto de tres elementos de propiedades muy similares. El central tenía el peso atómico medio de los extremos de la triada.

<i>Li</i>	<i>Ca</i>	<i>Cl</i>	<i>S</i>
<i>Na</i>	<i>Sr</i>	<i>Br</i>	<i>Se</i>
<i>k</i>	<i>Ba</i>	<i>I</i>	<i>Te</i>

NEWLAND , 1866 , formuló la ley de las octavas. En aquella época se hablaba de pesos atómicos y no de masas atómicas. Estos agrupamientos de ocho elementos permitieron definir las primeras propiedades periódicas.

MENDELEIEV Y MEYER , 1869 , tomando de partida los estudios anteriores establecieron la primera tabla de elementos basándose en:

-Colocar los elementos por orden creciente de masas atómicas.

-Agruparlos en función de sus propiedades . En el caso de Mendeleiev en columnas.

Tuvo mérito el dejar espacios libres para los elementos que en ese momento no habían sido aún descubiertos .Prediciendo incluso algunas de sus propiedades . Así predijo la existencia del elemento Germanio , al que inicialmente se le denominó Ekasilicio por sus propiedades semejantes al Silicio.

Posteriormente a partir de la ley dada por Moseley , 1913 , relacionaba la frecuencia de la radiación emitida (rayos X) cuando incidían electrones sobre los metales , con el denominado número atómico Z. Por tanto determina que el número atómico es una propiedad esencial de cada elemento .En la actualidad se sabe que ese número coincide con el número de protones del núcleo .Esto permitió asignar lugares definitivos en el sistema periódico.

Propiedades periódicas generales:

1.-Radio atómico

El tamaño de un átomo no es invariable sino que depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos. Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Se realizan las medidas sobre muestras de elementos puros no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos*.



Los radios atómicos se indican a menudo en **angstroms** Å(10^{-10} m), **nanómetros** (nm, 10^{-9} m) **picometro** (pm, 10^{-12} m).

Variación periódica del Radio atómico.

- **Aumentan hacia abajo en un grupo** (en cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, los orbitales de mayor energía son cada vez más grandes, y además, el efecto de apantallamiento hace que la carga efectiva aumente muy lentamente de un periodo a otro).
- **Disminuyen a lo largo de un periodo** (los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto).
- **En el caso de los elementos de transición**, las variaciones no son tan obvias ya que los electrones se añaden a una capa interior, pero todos ellos tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino o tras llegar a un mínimo.

$$F=K \cdot Z_{ef} / r^2$$

-Aumenta Z_{ef} al aumentar la carga nuclear (protones)

-Disminuye con el número de electrones (apantallamiento)

$$Z_{ef} = Z - S(\text{apant})$$

RESUMEN

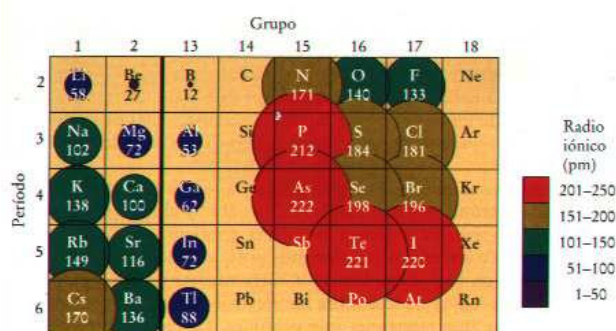
Los radios atómicos aumentan en términos generales hacia abajo en un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo

2.-Radio iónicos

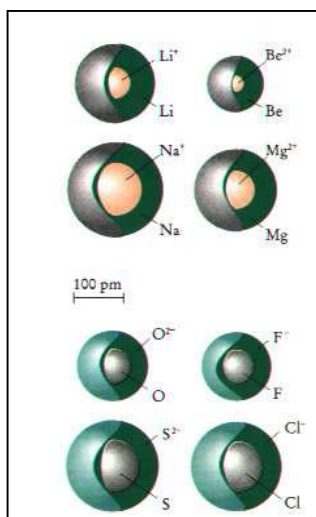
La estructura y la estabilidad de los sólidos iónicos depende de manera crucial del tamaño de los iones. Éste determina tanto la energía de red del sólido como la forma en que los iones se empaquetan en el sólido.

El **tamaño de un ion** depende de:

- Su carga nuclear.
- Número de electrones.
- Orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior.



Variación periódica



- Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.
- Los iones sencillos cargados negativamente son siempre mayores que los átomos de los que derivan. El tamaño aumenta con la carga negativa.
- Dentro de un grupo, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas. Para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta también el tamaño del ion así como el del átomo del que deriva

RESUMEN

Los radios iónicos, en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo. Los cationes son menores que los respectivos átomos neutros y los aniones son mayores.

3.-Potencial de ionización

1^{er} Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar un e^- de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica (abosorve energía).



2º Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar a un ion monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ion dipositivo en las mismas condiciones mas un electrón sin energía cinética.



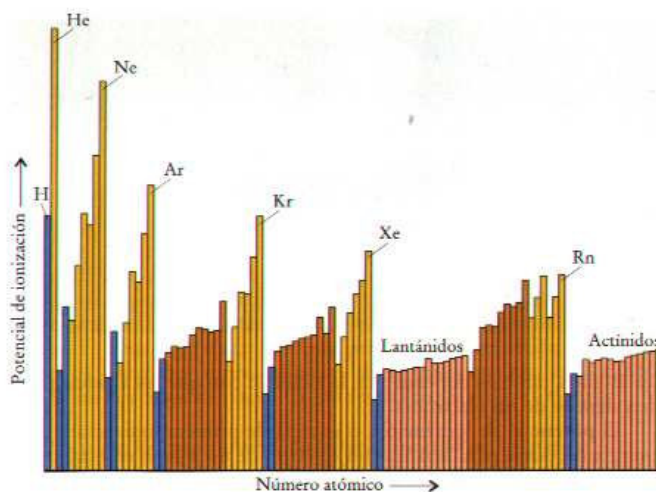
Energía de ionización total para llegar a un ion determinado es la suma de los sucesivos potenciales de ionización.

- Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.
- Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.
- El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

Variación periódica:

- Dentro de una familia, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.
- En un periodo tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.
- En cada segmento periódico, los gases nobles tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.



- **Ejemplo**

Con referencia a la tabla periódica, acomode los átomos siguientes en orden de energía de primera ionización creciente: **Ne, Na, P, Ar y K.**

El orden se predice con base en la posición relativa de los elementos y las tendencias en cuanto a variación de esta propiedad ya comentadas:

- Na, P y Ar están en la misma fila de la tabla periódica, por lo que $P.I._{Na} < P.I._{P} < P.I._{Ar}$.

- Ne y Ar son gases nobles. Puesto que el Ne presenta un menor número atómico es esperable que $P.I._{Ar} < P.I._{Ne}$.
- De igual modo, el Na y el K son metales alcalinos, por lo que atendiendo a su disposición en el sistema periódico, lo esperable es que $P.I._{K} < P.I._{Na}$.
- A partir de estas observaciones concluimos que las energías de ionización siguen el orden $P.I._{K} < P.I._{Na} < P.I._{P} < P.I._{Ar} < P.I._{Ne}$.

(*) Aún no se han llevado a cabo medidas exactas de las energías de ionización (ni de los pesos atómicos y otras propiedades) de algunos elementos, especialmente los actínidos. Algunos de ellos son radiactivos y otros son muy raros y es difícil obtener una cantidad suficiente para efectuar determinaciones precisas.

4.-Afinidad electrónica

Energía desprendida en un proceso en el que un determinado átomo neutro gaseoso en estado fundamental, capta un electrón para dar un ion mononegativo gaseoso en estado fundamental.



Este proceso de captación de electrones suele ser favorable (la atracción nuclear compensa la repulsión electrónica).

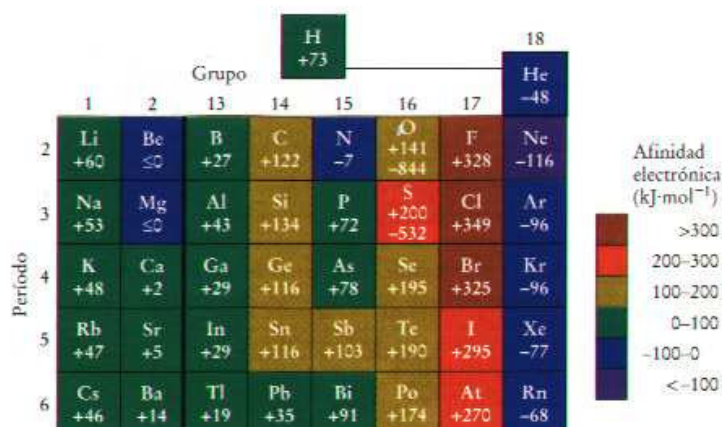
Las segundas, terceras, ... afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables.

La energía total puesta en juego para pasar de un átomo neutro en estado fundamental y gaseoso a un ion negativo con n cargas es la suma de las afinidades electrónicas.

Variación periódica

- La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación del potencial de ionización, aunque es mucho menos periódica. A partir de estas dos propiedades se puede analizar hasta que punto un átomo neutro está satisfecho con su número de electrones. A mayor potencial de ionización y electroafinidad, mayor es la apetencia electrónica (electronegatividad) de la especie.

- Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro.



- En resumen:

Los elementos que tienen mayor actividad química son los que tienen un potencial de ionización muy pequeño y una afinidad electrónica muy grande.

5. Electronegatividad

*La **electronegatividad** de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.*

- Pauling** la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Tabla periódica de elementos con valores de electronegatividad de Pauling. La leyenda indica los rangos de valores:

- Below 1.0 (blanco)
- 1.0-1.4 (naranja claro)
- 1.5-1.9 (naranja)
- 2.0-2.4 (naranja oscuro)
- 2.5-2.9 (rojo claro)
- 3.0-4.0 (rojo oscuro)

Periodo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
1	H 2.1						
2	Li 1.0	Be 1.5					
3	Na 0.9	Mg 1.2					
4	K 0.8	Ca 1.0					
5	Rb 0.8	Sr 1.0					
6	Cs 0.7	Ba 0.9					
7	Fr 0.7	Ra 0.9					

*Lanthanides: 1.1-1.3
‡Actinides: 1.3-1.5

- La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.
- *Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; será muy electronegativo.*
- El método sugerido por el profesor R.S. **Mulliken** promedia los valores del potencial de ionización y afinidad electrónica de un elemento:

$$X_M = 0,0085 (P.I. + A.E.)$$

Variación periódica

- Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo.
- Las variaciones de electronegatividades de los elementos de transición no son tan regulares. En general, las energías de ionización y las electronegatividades son inferiores para los elementos de la zona inferior izquierda de la tabla periódica que para los de la zona superior derecha.
- El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el *tipo de enlace* que originarán dos átomos en su unión:
- El enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar.
- Cuanto mayores sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.
- Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.

Ejemplo:

Compuesto	F ₂	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

La electronegatividad es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico

5.1 Carácter metálico

Se entiende por metal un elemento con pocos electrones en su última capa (1 ó 2) y excepcionalmente (3 ó 4) y gran tendencia a cederlos.

El no metal tendrá gran tendencia a la captación de electrones.

Por tanto a medida que descendemos en un grupo los electrones están “ más libres” , menos atrapados por el campo de atracción del núcleo y el carácter metálico aumentará.

Al avanzar hacia la derecha en un periodo la afinidad electrónica al aumentar , hace que el átomo tenga tendencia a captar electrones (mayor electronegatividad), y por tanto el carácter metálico disminuirá

