

TABLA PERIÓDICA

CRONOLOGÍA

Döbereiner en 1817 y 1829 publicó algunos artículos en los cuales examinaba las propiedades de un conjunto de elementos a los que denominó **Triadas**

Los elementos de cada conjunto tienen propiedades similares, y la masa atómica del segundo elemento de un grupo es aproximadamente igual al promedio de las masas atómicas de los otros dos elementos del conjunto

TRIADA	Li	Na	K
Masa Atómica	7	23	39

$$m.A.(Na) = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

En 1862, **A. E. de Chancourtois**, hizo una gráfica de las masas atómicas de los elementos en forma de hélice sobre un cilindro. Dividiendo la base del cilindro en 16 segmentos, hizo una lista de los elementos con propiedades químicas similares

En 1864, el químico inglés **J. A. R. Newlands** dispuso a los elementos conocidos en orden de su masa atómica creciente. Tuvo la idea de ordenarlos en columnas verticales. Como observó que el octavo elemento tenía propiedades físicas y químicas similares al primero, dejó que el octavo elemento comenzara en una columna nueva.

Newlands denominó a este arreglo "**Ley de las Octavas**". Comparó esta relación con las octavas de las notas musicales. Desafortunadamente, la relación real no es tan simple como supuso Newlands. Su trabajo pareció forzado y no fue tomado seriamente por otros químicos

1ra Octava	Li (Primer elemento)	Be	B	C	N	O	F
2da Octava	Na (Octavo elemento)	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	K	Ca

En 1869, **Dimitri Ivanovich Mendeleev** y **Julius Lothar Meyer** publicaron, independientemente, tablas periódicas similares. En ambas tablas, los 63 elementos conocidos aparecen en orden creciente de su masa atómica. Se colocaron de manera que los elementos con propiedades similares estuvieran en línea horizontal. En 1871, Mendeleev revisó su tabla y clasificó 8 grupos de elementos químicos, que colocó en columnas verticales formadas por elementos similares químicamente. Los elementos de estos grupos fueron elegidos basándose en la composición de sus óxidos comunes

Para hacer que elementos similares aparecieran uno después de otro, Mendeleev tuvo que dejar espacios vacíos para elementos aún no descubiertos. Basándose en su sistema pronosticó las propiedades de tres de los elementos que no se conocían. El descubrimiento posterior del escandio, galio y germanio, cada uno de los cuales resultó poseer propiedades muy parecidas a las previstas por Mendeleev, demostró la validez del Sistema Periódico. Mendeleev fue el primero en enunciar la ley periódica de la siguiente manera: "*Las propiedades físicas y químicas de los elementos presentan una periodicidad en sus propiedades si se les ordena según sus pesos atómicos crecientes*"

Aunque esto es casi correcto en esta proposición se presentan problemas; por ejemplo el de varios pares de elementos vecinos violan la Ley de Mendeleev. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39.95 u) es mayor que la del potasio (39.1 u). Si los elementos se hubieran ordenado solamente de acuerdo a la masa atómica creciente, el argón debería aparecer la posición que ocupa el potasio actualmente. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada

En 1914, **H. Moseley**, un joven físico que trabajaba con Rutherford, publicó los resultados de varios experimentos en los que bombardeó sucesivamente 42 elementos sólidos diferentes con rayos catódicos en un tubo al vacío, con el objeto de producir rayos X de

diferentes longitudes de onda. Las frecuencias de los rayos X emitidos cuando los rayos catódicos golpean un ánodo metálico puro dependen del metal que forma el ánodo. Cada ánodo produce diversas frecuencias de rayos X. Moseley encontró que estas frecuencias varían en el orden en que los elementos metálicos aparecen en la tabla periódica. Moseley observó que la frecuencia de los rayos X emitidos por los elementos se podía correlacionar por la ecuación:

$$\sqrt{\nu} = aZ - b$$

Donde ν es la frecuencia de los rayos X emitidos y, a y b son constantes para todos los elementos. Así, a partir de la raíz cuadrada de la frecuencia medida de los rayos X emitidos, se puede determinar el número atómico de un elemento. Esto era un concepto que Mendeleev y sus contemporáneos desconocían

Con muy pocas excepciones, Moseley encontró que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica. De esta manera se corrigieron las inconsistencias que presentaba el ordenamiento periódico de Mendeleev.

Como resultado del trabajo de Moseley, la **Ley periódica actual** puede expresarse de la siguiente manera: “*Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos*”

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

	1 IA	2 IIA																13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0	
1	H																		B	C	N	O	F	Ne
2	Li	Be																						
3	Na	Mg		3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB		Al	Si	P	S	Cl	Ar				
4	K	Ca		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
5	Rb	Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd		In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
6	Cs	Ba		Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
7	Fr	Ra		Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub			Uuq		Uuh		Uuo				
				LANTÁNIDOS	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb						
				ACTÍNIDOS	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No						

La Tabla Periódica es la ordenación sistemática de los elementos químicos en forma creciente de sus números atómicos.

Los **periodos** son ordenaciones horizontales de elementos químicos. A lo largo de un periodo (de izquierda a derecha) aumenta el número atómico. Los elementos que pertenecen a un mismo periodo no presentan relación alguna entre sus propiedades químicas. La Tabla Periódica Actual presenta 7 periodos.

Los **Grupos** son ordenaciones verticales de elementos químicos. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan propiedades químicas similares.

Existen dos grandes familias de elementos químicos. Los elementos de la familia A se denominan **elementos Representativos** o Típicos. Los elementos de la familia B se denominan **elementos de Transición**

FAMILIA A : ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

$ns^x np^y$	n : Periodo (nivel mas externo) x + y: Grupo (Suma de electrones)
-------------	--

GRUPO	FAMILIA	NIVEL EXTERNO
IA	Alcalinos	ns^1
IIA	Alcalinos térreos	ns^2
IIIA	Térreos o Familia del Boro	$ns^2 np^1$
IVA	Familia del Carbono	$ns^2 np^2$
VA	Familia del Nitrógeno	$ns^2 np^3$
VIA	Anfígenos o calcógenos	$ns^2 np^4$
VIIA	Halógenos	$ns^2 np^5$
VIIIA	Gases nobles	$ns^2 np^6 (*)$

(*) Excepto el Helio (Z=2) cuya configuración electrónica es $1s^2$

FAMILIA B : ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

$ns^x (n-1)d^y$	n : Periodo (nivel mas externo) x + y: Grupo (Suma de electrones)
-----------------	--

Principales grupos:

GRUPO	FAMILIA	NIVEL EXTERNO
VIIIB	Elementos Ferromagnéticos	$ns^2 (n-1)d^y$ (y = 6, 7 u 8)
IB	Elementos de Acuñación	$ns^1 (n-1)d^{10}$
IIB	Elementos de Puente	$ns^2 (n-1)d^{10}$

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Los elementos de transición se ubican en la parte central de la tabla periódica. En general las propiedades de los metales de transición son bastante similares. Estos metales son quebradizos y tienen puntos de fusión y ebullición mas elevados que otros metales. Es posible encontrar muestras relativamente puras de metales de transición como plata, oro, hierro o manganeso.

Los metales de transición presentan orbitales *d* parcialmente ocupados. Sus iones y sus compuestos son coloreados. Forman muchos iones complejos. Con pocas excepciones, presentan múltiples estados de oxidación.

METALES DE TRANSICIÓN INTERNA

Las dos filas de la parte inferior de la tabla periódica se conocen como metales de transición interna

Lantánidos. Son elementos cuyos números atómicos están comprendidos entre 58 y 71. Estos elementos completan el llenado del subnivel 4f.

Actínidos. Son elementos cuyos números atómicos están comprendidos entre 90 y 103. Estos elementos completan el llenado del subnivel 5f.

Los lantánidos y los actínidos tienen propiedades químicas tan similares que resulta difícil separarlos químicamente. A diferencia de los metales de transición, estos elementos son blandos y maleables

Los *elementos transuránicos* son un conjunto de elementos artificiales cuyos números atómicos son mayores de 92.

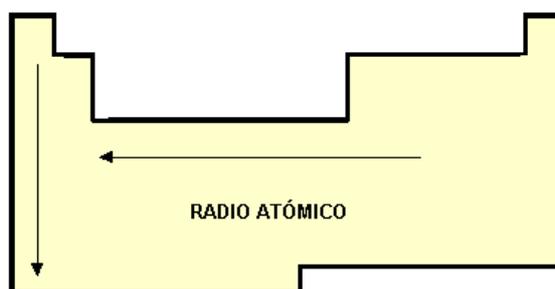
TENDENCIAS PERIÓDICAS**TAMAÑOS ATÓMICOS**

Los átomos no tienen fronteras que fijen su tamaño. No obstante los científicos se han valido de diversos medios para estimar el radio de un átomo, lo que denominan radio atómico. Uno de los métodos mas comunes para determinar los radios es considerar a los átomos como esferas que se tocan cuando están enlazados.

El **radio atómico** es una medida relativa del tamaño que tendría el átomo si fuera una esfera maciza.

Dentro de cada grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo debido a que a medida que descendemos por una columna de elementos el número cuántico principal correspondiente al nivel de valencia aumenta.

Al movernos horizontalmente (de izquierda a derecha) a lo largo de un periodo, la **carga nuclear efectiva** aumenta. La carga nuclear efectiva es la carga positiva neta que experimenta un electrón en un átomo con muchos electrones. Esta carga no es la carga nuclear completa (carga de todos los protones) porque hay cierto ocultamiento del núcleo por otros electrones internos. Al aumentar la carga nuclear efectiva, los electrones son atraídos mas cerca del núcleo. Es por esto que el radio atómico disminuye conforme nos movemos de izquierda a derecha a lo largo de un periodo



El sentido de las flechas indica aumento

RADIOS IÓNICOS

- Los iones simples cargados positivamente (cationes) son siempre mas pequeños que los átomos neutros de los cuales se forman

Según el tamaño : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Na} > \text{Na}^{1+} \\ \text{Ca} > \text{Ca}^{2+} \end{array} \right.$

- Los iones simples cargados negativamente (aniones) son siempre mas grandes que los átomos neutros de los cuales se forman

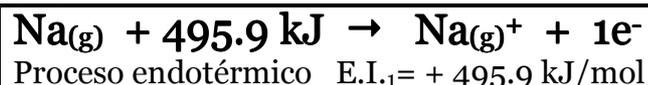
Según el tamaño : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Cl} < \text{Cl}^{1-} \\ \text{S} < \text{S}^{2-} \end{array} \right.$

- En series isoelectrónicas de iones, los radios iónicos disminuyen al aumentar el radio atómico porque aumenta la carga nuclear

Según el tamaño : ${}_{19}\text{K}^{1+} < {}_{18}\text{Ar} < {}_{17}\text{Cl}^{1-} < {}_{16}\text{S}^{2-}$

ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN

La primera energía de ionización es la mínima energía requerida para extraer al electrón menos fuertemente unido a un átomo neutro gaseoso en su estado basal para convertirlo en un catión de carga (+1)



La segunda energía de ionización es la energía requerida par extraer al segundo electrón



La energía de ionización es una medida de cuan fuertemente están unidos los electrones a un átomo

La ionización siempre requiere energía para separar al electrón de la fuerza atractiva del núcleo. El extraer electrones adicionales requiere de la adición de mas energía, así:



Los elementos con bajas energía de ionización pierden fácilmente electrones
Los metales alcalinos son los elementos que poseen las menores energías de ionización

Los gases nobles son los elementos que poseen las mayores energías de ionización En un periodo la energía de ionización aumenta a medida que aumenta el número atómico, es decir; de izquierda a derecha

En un grupo la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba, es decir conforme disminuye el número atómico

AFINIDAD ELECTRÓNICA

El cambio de energía asociado cuando un átomo neutro gaseoso aislado en su estado de mínima energía se le añade un electrón para formar un anión de carga (-1) se denomina afinidad electrónica



El sentido de las flechas indica aumento

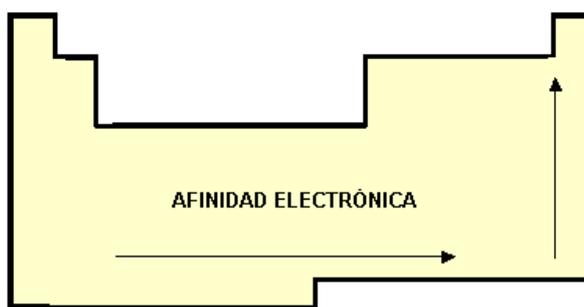


Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan fácilmente electrones para formar iones negativos (aniones)

Por diversas razones la variación de las afinidades electrónicas no son regulares. La tendencia general en un periodo es de aumento a medida que aumenta el número atómico, es decir; de izquierda a derecha. En un grupo la afinidad electrónica aumenta conforme disminuye el número atómico, es decir ; de abajo hacia arriba

ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad es la *capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones de enlace hacia si mismo*. Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será su capacidad para atraer electrones. La electronegatividad de un átomo en una molécula esta relacionada con su energía de ionización y su afinidad electrónica, que son propiedades de átomos aislados. *La energía de ionización mide la fuerza con que un átomo*

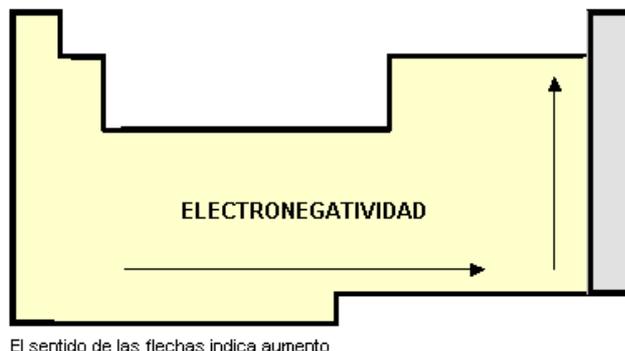


El sentido de las flechas indica aumento

se aferra a sus electrones, y la afinidad electrónica es una medida de la fuerza con que un átomo atrae electrones adicionales

La electronegatividad es un concepto relativo en el sentido de que la electronegatividad de un elemento solo se puede medir con respecto a las electronegatividades de otros elementos

La primera escala de electronegatividad, y la de mas amplio uso, fue desarrollada por el químico estadounidense **Linus Pauling** (1903-1994), quien basó su escala en datos termodinámicos. El flúor es el elemento mas electronegativo, con una electronegatividad de 4. Los mínimos valores de electronegatividad corresponde al cesio y al francio La tendencia de variación de la electronegatividad es de aumento en un periodo a medida que aumenta el número atómico. En un grupo, la electronegatividad aumenta conforme disminuye el número atómico



CARÁCTER METÁLICO

PROPIEDADES GENERALES DE LOS METALES Y LOS NO METALES	
METALES	NO METALES
<ul style="list-style-type: none"> • Presentan brillo metálico; diversos colores, pero casi todos son plateados • Los sólidos son maleables y dúctiles • Son buenos conductores del calor y la electricidad • Tienden a oxidarse (perder electrones) para formar cationes • Todos son sólidos excepto el mercurio, que es líquido a temperatura ambiente • Tienen elevados puntos de fusión y ebullición 	<ul style="list-style-type: none"> • No tienen lustre. La gran mayoría son opacos • Los sólidos suelen ser quebradizos, algunos duros y otros blandos • Son malos conductores del calor y la electricidad. Son buenos aislantes • Tienden a reducirse (ganan electrones) para formar aniones • Los no metales tienen bajos puntos de fusión y ebullición • Se encuentran en estado: <ul style="list-style-type: none"> Gaseoso: <ul style="list-style-type: none"> Monoatómicos: He Ne Ar Kr Xe Rn Diatómicos: H₂ N₂ O₂ F₂ Cl₂ Triatómicos: O₃ Líquido: Br₂ Todos los demás son sólidos