



“TRABAJO PRÁCTICO N° 4”

Espacio Curricular: Química

Curso: 4 “B”

Docente: Espejo Paula

Tema: Tabla Periódica de los Elementos

Historia

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara.

Primeras Clasificaciones

Antoine Lavoisier



Clasificó los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los dividió en metales, como el hierro, la plata o el cobre, y no metales, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, por lo que también se podía hablar de elementos semimetálicos.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría.

Jean Baptiste Dumas

Ideó un método para determinar el contenido en nitrógeno de los compuestos orgánicos. También aisló el antraceno y descubrió la fórmula del alcanfor. En 1834, demostró que los halógenos pueden reemplazar al hidrógeno en los compuestos orgánicos. Por último clasificó los elementos en familia de halógenos y anfígenos.

Johann W. Döbereiner

Observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó tríadas.

Johan Alexander Newlands

Ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles). Newlands llamó a esta organización la ley de las octavas; de esta manera quedaron en el mismo grupo elementos con propiedades similares.

Por último ordenó los elementos en grupos y períodos, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

Ivanovich Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer

Publicaron por separado tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta esa fecha (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de **Mendeleiev** hacía especial énfasis en las **propiedades químicas** de los elementos; mientras que **Meyer** hacía hincapié en las **propiedades físicas**.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes (figura 34).

Por último resumió su descubrimiento estableciendo su **ley periódica**, que dice: “*Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica*”.

Este sistema, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores.

Tabla Periódica Actual

En 1913, Henry G. J. Moseley sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o familias.

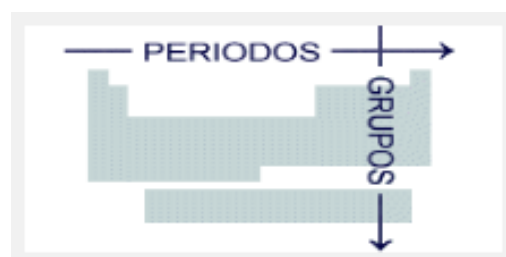
1																	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun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

Tabla periódica moderna.

En la tabla los elementos se representan en recuadros que contienen información sobre ellos, como el nombre, el número atómico y la configuración electrónica, entre otros. La cantidad de información y la forma de representarla puede variar de una tabla a otra.

¿Cómo se organiza?

La posición que ocupa un elemento en la tabla periódica no es aleatoria, sino que depende de su configuración electrónica, la que define las propiedades químicas y físicas de los elementos. Existen 7 filas horizontales que se denominan **períodos** y 18 columnas verticales que se denominan **grupos**



Periodos

Los elementos de un mismo periodo se caracterizan por tener el mismo número de niveles energéticos, es decir, todos los elementos que pertenecen un mismo periodo coinciden en el nivel mayor de energía que poseen. Así, cada elemento se coloca según su configuración electrónica.

Por ejemplo: la configuración electrónica del sodio (Na) es $1s^2-2s^2-2p^6-3s^1$, al tener 3 niveles energéticos, se ubica en el grupo 3

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

LEYENDA:

- Metales (Azul)
- Semimetales (Naranja)
- No metales (Verde)
- Metales alcalinos (Azul claro)
- Metales alcalinoteros (Azul oscuro)
- Elementos de transición (Azul gris)
- Lantánidos (Azul muy claro)
- Actínidos (Azul muy oscuro)
- Arifgenos (Verde claro)
- Halógenos (Verde oscuro)
- Gases nobles (Verde muy claro)

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C):

- Ne - gaseoso
- Fe - sólido
- Hg - líquido
- Ti - sintético

GRUPO 3

GRUPO IUPAC

GRUPO CAS

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

NÚMERO ATÓMICO

SÍMBOLO

NOMBRE DEL ELEMENTO

PERIODO

LA LANTANÓIDOS

ACTINÓIDOS

Copyright © 2012 Eni Generali

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2136 (2009)
 Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

Grupos

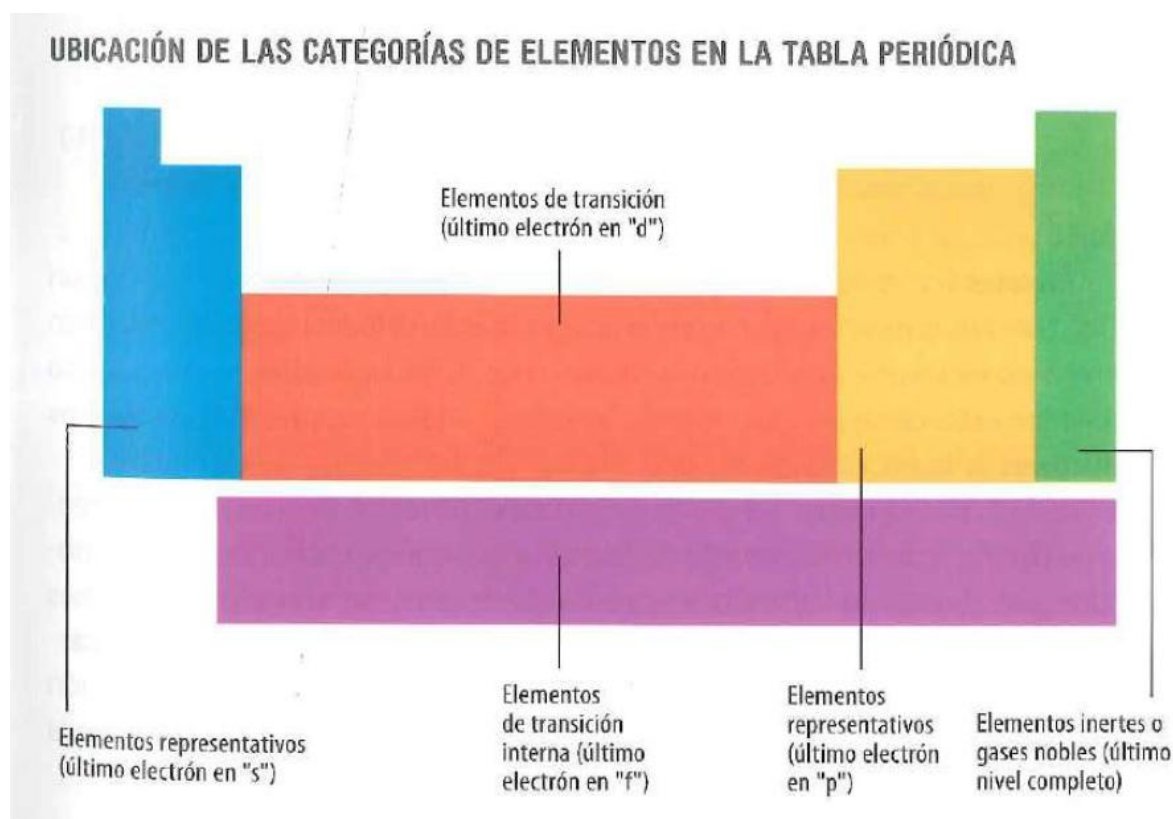
Los elementos de un mismo grupo se caracterizan por tener propiedades químicas y físicas muy similares. Esto se debe a que, aunque pertenezcan a distintos períodos, en un mismo grupo se reúnen elementos que tienen el mismo número de electrones en su último nivel energético (o nivel más externo), es decir, tienen igual valencia. Como ejemplo veremos el siguiente cuadro:

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	1s ¹
Litio	Li	2s ¹
Sodio	Na	3s ¹
Potasio	K	4s ¹
Rubidio	Rb	5s ¹
Cesio	Cs	6s ¹
Francio	Fr	7s ¹

Clasificación de los Elementos

Como ya vimos los elementos se ordenan según su configuración electrónica. En consecuencia, pueden clasificarse:

- Según donde se ubique el electrón de mayor energía (último electrón), dividiéndose en cuatro grupos:
 - Elementos representativos:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "s" o "p". pertenecen al grupo "A", y a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17.
 - Elementos de transición:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "d". pertenecen al grupo "B", a los grupos 3 a 12 de la tabla periódica.
 - Elementos de transición interna:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "f". estos elementos no se clasifican en grupos, ya que se encuentran entre los grupos 3 y 4. Se representan mediante dos filas que se desprenden de los periodos 6 y 7, y se ubican en la parte inferior de la tabla. Estos elementos se denominan *lantánidos* y *actínidos*
 - Elementos inertes o gases nobles:** son aquellos que se caracterizan por tener todos sus niveles energéticos completos. Pertenecen al grupo 18. Los gases nobles poseen ocho electrones en su último nivel, y su configuración electrónica externa se representa con $ns^2 np^6$, a excepción del He, que tiene solo dos electrones en su último nivel, y una $CE = 1s^2$



- Según la tendencia a ganar o perder electrones:
 - **Metales:** Tienen tendencia a perder electrones y formar iones con cargas positivas "cationes" (alcalinos, alcalinoterreos, transición y transición interna).

Propiedades físicas de los metales:

- 1.- Alta conductividad térmica y eléctrica.

- 2.- Gris metálico o brillo plateado.
- 3.- Punto de fusión generalmente elevado.
- 4.- Ductibilidad (capacidad para formar alambres).
- 5.- Maleabilidad (capacidad para formar hojas o láminas delgadas)
- 6.- Casi todos son sólidos.
- 7.- En estado sólido se caracterizan por enlaces metálicos.

➤ **No Metales:** Tienen tendencia a ganar electrones y formar iones con cargas negativas “aniones”.

Propiedades físicas de los no metales:

- 1.- Mala conductividad eléctrica.
- 2.- Buenos aislantes térmicos.
- 3.- No poseen brillo metálico.
- 4.- Son sólidos, líquidos o gaseosos.
- 5.- Quebradizos en estados sólidos.
- 6.- No dúctiles
- 7.- Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son mono atómicos.

➤ **Semimetales:** Estos muestran algunas propiedades características tanto de los metales como de los no metales. Muchos metaloides como el silicio, el germanio y el antimonio, actúan como semiconductores, y son importantes para los circuitos electrónicos de estado sólido. Los semiconductores son aislantes a temperaturas inferiores, pero algunos son conductores a temperaturas más altas.

➤ **Gases Nobles:** son poco reactivos, es decir, prácticamente no forman compuestos químicos.

Propiedades físicas de los gases nobles:

1. Son monoactivos, desprovistos de color, olor y sabor
2. Baja reactividad



Propiedades Periódicas

Algunas propiedades de los elementos varían de manera regular por la posición que ocupan en la tabla periódica, a estas propiedades se les llama **propiedades periódicas**.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq	Uuh		Uuo	
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

RADIO ATÓMICO

En un grupo: El radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.

En un período: El radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq	Uuh		Uuo	
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

En un grupo: La energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.

En un período: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y cuesta más energía arrancarlos.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq	Uuh		Uuo	
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

CARÁCTER METÁLICO

En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.

En un período: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq	Uuh		Uuo	
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

ELECTRONEGATIVIDAD

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.

En un período: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.