

Interpretación matemática de la tabla periódica

Licda. Roma Yolanda Mata Apuy
Colegio Técnico Profesional José Albertazzi Avendaño
romamata12@gmail.com

El conocimiento emana de la observación y experimentación y la matemática colabora a su sistematización dándole gran belleza y sentido lógico-práctico.

El ser humano tratando de entender y explicar todo lo que le rodea se ha dedicado a través del tiempo a buscar los mecanismos que permitan ordenar la información en forma coherente y explícita.

En su quehacer filosófico los individuos propician el nacimiento de diversas áreas del saber, entre ellas las ciencias exactas o duras. Estas ciencias son disciplinas que conceden la formulación de sus teorías considerando principios, consecuencias y hechos demostrables.

Entre las ciencias exactas se encuentran la matemática, la física, la química y otras. Las letras antes mencionadas son complementarias.

La matemática se caracteriza por expresar su conocimiento en un lenguaje simbólico de variables y números que se interrelacionan operacionalmente para expresar conceptos mensurables de gran aplicación en otros saberes.

Por otro lado la química es la ciencia natural que se encarga de estudiar la transformación de la materia. La estructura de la materia a nivel macroscópico es muy diversa debido a que se presenta como un número infinito de combinaciones físicas y químicas, que en su mayoría están presentes como mezclas complejas.

Estructuralmente la materia se puede imaginar como un todo constituido de partículas muy pequeñas con identidad propia, que en un principio se interpretaron como indivisibles y corresponden al concepto de átomos.

Los átomos como unidades fundamentales de la materia presentan características particulares que los diferencian entre sí. Los átomos de un mismo tipo se denominan elementos los cuales se combinan químicamente para generar sustancias más complejas llamadas compuestos, que a su vez se combinan físicamente originando las mezclas.

Actualmente se conocen ciento dieciocho elementos que se organizan considerando su estructura electrónica en una tabla denominada tabla periódica.

La tabla periódica se ha ido modificando en el tiempo y contempla una serie de relaciones entre los átomos que pueden sistematizarse matemáticamente.

Historia de la tabla periódica de los elementos químicos

La necesidad de organizar la información sobre los elementos químicos hace nacer a la tabla periódica.

El primero en clasificar los elementos fue Berzelius utilizando como criterio la agrupación de los elementos en dos categorías: metales y no metales.

Döbereiner agrupa los elementos por triadas bajo el criterio que la masa atómica del elemento intermedio corresponde al promedio de los otros dos elementos extremos.

K = 39,100	Ca = 40,08	Cl = 35,457
Rb = 85,48	Sr = 88,63	Br = 79,916
Cs = 132,91	Ba = 137,36	I = 126,91
$\bar{X} = $ 86,0	$\bar{X} = $ 88,7	$\bar{X} = $ 81,2

Figura 1. Triadas de Dobereiner.

J. Newlands propone la ley de las octavas que especifica que las propiedades se repiten cada ocho elementos y se cumple hasta el elemento calcio.

G	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
E	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Figura 2. Ordenamiento de Newlands.

G = grupo E = elemento

Chancourtois propone el anillo telúrico que muestra la superficie de un cilindro dividida en dieciséis columnas e hileras horizontales correspondientes a las masas atómicas que se relacionan por una línea helicoidal que inicia en el oxígeno identificado como punto 0 de referencia y termina en el decimo sexto valor de masa atómica.

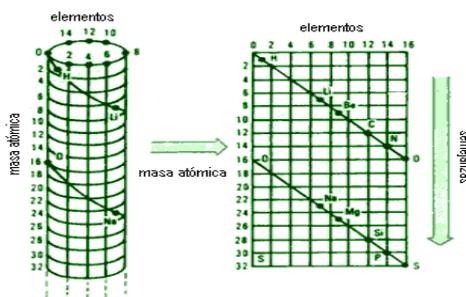


Figura3. Anillo telúrico de Chancourtois.

Tomado de la guía 2000. <http://b.scorecardresearch.com/p?c1=2&c2=13321514&cv=2.0&cj=1/>

Dimitri Mendeleiev y Lothar Mayer descubren independientemente que la relación de organización debe ser la secuencia de las masas atómicas de los elementos, el primero se basa en las propiedades físicas y el segundo en las propiedades químicas. Mendeleiev propone la repetición periódica de las propiedades de los elementos hasta entonces conocidos y dejando espacios libres para los que aún no se

conocían pero encajaban en la distribución y este hecho hace que se le denomine el padre de la tabla periódica.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 1							
Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
K 39	Ca 40		Ti 50	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe(56), Co(59), Ni(59), Cu(63)
Cu 63	Zn 65			As 75	Se 78	Br 80	
Rb 85	Sr 87	Y 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96		Ru(104), Rh(104), Pd(104), Ag(108)
Ag 108	Cd 112	In 113	Sa 118	Sb 122	Te 128	I 127	
Cs 133	Ba 137			Ta 182	W 184		Os(199), Ir(198), Pt(197), Au(197)
Au 197	Hg 200	Tl 203	Pb 207	Bi 208			
R ₂ O	R ₂ O ₂	R ₂ O ₃	R ₂ O ₄	R ₂ O ₅	R ₂ O ₆	R ₂ O ₇	R ₂ O _n RO _n

Figura 4. Tabla periódica de Mendeleiev.
 Tomado de imágenes yahoo.

Moseley elabora la estructura de la tabla periódica actual considerando tres aspectos: la secuencia de los elementos por su número atómico, el ordenamiento de los elementos en períodos, líneas horizontales denominadas períodos, considerando propiedades químicas semejantes de los elementos que formen columnas denominadas familias.

The image shows a modern periodic table with elements color-coded by groups. On the right side, there are labels for various groups: IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, and 0 (Noble gases). A legend on the right lists categories: Metales alcalinos, Metales alcalinotérreos, Metales de transición, Lantánidos, Actínidos, Otros metales, No metales, and Gases nobles. The table includes elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og).

Figura 5. Tabla periódica actual. Tomada de www.profesorenlinea.cl. Registro N° 188.540

Gil Chaverri propone un arreglo donde los elementos de la tabla periódica obedecen al ordenamiento por número atómico, períodos, familias y estructura electrónica.

The image shows a periodic table titled 'TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS' by Gil Chaverri. It is based on electronic structure. The table is organized into several sections: 'ELEMENTOS REPRESENTATIVOS' (top right), 'ELEMENTOS DE TRANSICION' (middle), and 'ELEMENTOS TIERRAS RARIAS' (bottom left). It includes atomic numbers and chemical symbols for various elements, with a focus on the transition metals and rare earth elements.

Figura 6. Tabla periódica de Gil Chaverri

Características de la tabla periódica

1. Los elementos se acomodan en orden creciente de número atómico.
2. La disposición espacial de los elementos en la tabla periódica se da en columnas y filas.
3. Las columnas se denominan familias y las filas períodos.
4. Las familias y los períodos están numerados en orden consecutivo.
5. Los elementos de la tabla periódica se dividen en tres grupos identificados como elementos representativos, elementos de transición y elementos de transición interna o tierras raras.
6. Los elementos de la tabla periódica también pueden ser agrupados bajo el criterio de la naturaleza de los elementos en tres grupos: los metales, no metales y los metaloides.
7. Las propiedades químicas y físicas de las familias de compuestos son similares y las estructuras electrónicas son análogas.

Información que provee la tabla periódica

1. Número atómico (Z)
2. Masa atómica promedio \bar{A}
3. Número másico (A)
4. Símbolo del elemento que representa cada elemento químico.
5. Números cuánticos para cada electrón de cada elemento.
6. Estructura electrónica.
7. Propiedades periódicas de los elementos químicos.
8. (Electronegatividad, afinidad electrónica, energía de ionización, radio atómico, radio iónico y carácter metálico).
9. Estados de oxidación de cada elemento.
10. Estados de oxidación de los oxo-aniones.
11. Estructuras de Lewis de los elementos químicos.
12. Hibridaciones de los elementos químicos.
13. Geometrías de los elementos químicos.
14. Propiedades físicas de los elementos químicos.

Inferencias a partir de la tabla periódica

1. Números de oxidación.
2. Representación simbólica de los iones (aniones y cationes)
3. Nomenclatura para los elementos y compuestos químicos.
4. Naturaleza del enlace químico.
5. Geometrías moleculares de algunos compuestos.
6. Polaridad de las posibles moléculas.
7. Estabilidad energética de los elementos en la formación de compuestos.

Conceptos matemáticos que involucra la interpretación de la tabla periódica

1. Conteo
2. Agrupación
3. Representación gráfica y simbólica.
4. Operaciones básicas (suma, resta, multiplicación, división)
5. Potenciación
6. Principios básicos de álgebra
7. Series
8. Simetría
9. Geometría

Interpretación de la tabla periódica

El número atómico de un elemento químico es equivalente al número de protones en el núcleo, se manifiesta como una secuencia de números consecutivos del 1 al 118.

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII	IB	IIB	IIIE	IIIE	IVB	VB	VIB	VIE	0	
H 1																He 2	
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	* 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
Fr 87	Ra 88	LANTÁNIDOS															
		* La 57 Ce 58 Pr 59 Nd 60 Pm 61 Sm 62 Eu 63 Gd 64 Tb 65 Dy 66 Er 67 Ho 68 Tm 69 Yb 70 Lu 71															
		+ Ac 89 Th 90 Pa 91 U 92 Np 93 Pu 94 Am 95 Cm 96 Bk 97 Cf 98 Es 99 Fm 100 Mv 101 No 102 Lw 103															

Figura 7. Ordenamiento de los elementos químicos por número atómico.

http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/094/htm/sec_4.htm.

El número de masa reportado en la tabla periódica corresponde a la masa promedio de todos los **isótopos** del elemento.

Una forma simbólica de representar los elementos es utilizando el símbolo acompañado del número másico y el número atómico en la forma A_ZX .



Figura 8. Representación simbólica para el elemento sodio. Tomado de imágenes yahoo.

La interpretación de esta representación indica que en el átomo de sodio existen 11 protones y 12 neutrones en el núcleo.

El significado del número másico corresponde a la suma del número de protones y neutrones en el núcleo. El átomo en estado **basal o fundamental** es eléctricamente neutro por lo que el número de protones y electrones debe ser igual.

Fórmulas:

$$\#p^+ = z$$

$$\#e^- = z$$

$$\#n^0 = A - Z$$

A = número másico

z = número atómico

p^+ = protones

e^- = electrones

n^0 = neutrones

El número másico corresponde a un número entero obtenido del redondeo de la masa atómica promedio. Los datos de las masas promedio que aparecen en las tablas periódicas aparecen con decimales los cuales son redondeados por defecto o exceso para ser utilizados en la representación simbólica. El cálculo de las masas promedio corresponde a la siguiente expresión:

$$\bar{A} = \sum_{i=1}^n f_i A_i$$

\bar{A} = masa atómica promedio

f_i = abundancia relativa del isótopo

A_i = masa atómica del isótopo

i = primer término

n = término enésimo

Evolución de los modelos atómicos

Para conceptualizar un átomo de un elemento se requiere de un modelo que se ajuste a la teoría atómica. Desde los inicios de la química se han desarrollado un cierto número de modelos que pretenden explicar la estructura del átomo y por ende el comportamiento de la materia a nivel microscópico y macroscópico.

La primera explicación a la composición de la materia nace en el pueblo griego destacando la propuesta aristotélica de los cuatro elementos aire, agua, tierra y fuego. Se supone a toda la materia formada por estos elementos en diferentes proporciones.

Leucipo y Demócrito proponen la existencia del átomo como partículas diminutas e indivisibles.

Apoyado en los conceptos de Leucipo y Demócrito, **Dalton** propone la teoría atómica con las siguientes consideraciones:

1. Los elementos están constituidos por átomos, partículas indivisibles.
2. Todos los átomos de un elemento son iguales.
3. Los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas.
4. Los átomos de un elemento son idénticos en tamaño, forma, masa y todas las demás cualidades.
5. Dos o más átomos pueden combinarse para originar compuestos.

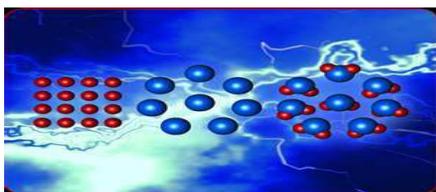


Figura 9. Modelo de John Dalton. Tomado de imágenes yahoo.

De acuerdo a los hallazgos encontrados en el área de la electricidad por Galvani, Volta y Faraday respecto a reacciones químicas sugiere que la materia está compuesta por partículas eléctricas y esto propicia el modelo de **J.J. Thompson** conocido como el budín con pasas donde los átomos están constituidos por electrones de carga negativa que están inmersos en el átomo cargado positivamente.

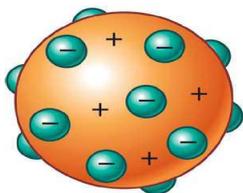


Figura 10. Modelo atómico de Thompson.
Pudín con pasas. Tomado de imágenes de yahoo.

Rutherford en sus investigaciones con una placa de oro de espesor micrométrico que irradiaba con partículas alfa utilizando una pantalla de sulfuro de zinc como detector de la trayectoria de las partículas irradiadas concluyó de sus observaciones:

1. El núcleo es vacío en su mayor parte.
2. Cada átomo tiene un núcleo central muy pequeño donde se concentra la mayor parte de la masa del núcleo.
3. Los átomos son eléctricamente neutros.

Rutherford propone un modelo atómico basado en sus conclusiones.

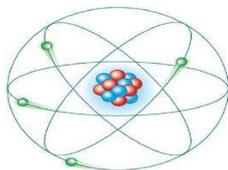


Figura 11. Modelo atómico de Rutherford (Tomado de imágenes de yahoo).

Bohr basándose en las ideas de Planck y Einstein plantea un modelo atómico que corresponde a una reforma del de Rutherford. El modelo de **Bohr** propone lo siguiente:

1. Los electrones solo pueden encontrarse en ciertos niveles de energía.
2. Mientras los electrones se mantengan en un determinado nivel no sufren ni pérdida ni ganancia de energía.
3. Los electrones pueden sufrir transiciones electrónicas entre un nivel y otro.
4. A mayor distancia que se produzca una transición electrónica mayor es la radiación emitida.

El modelo de Bohr es solo válido para el átomo de hidrógeno.

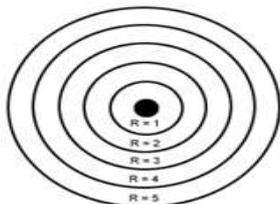


Figura 12. Modelo de Niels Bohr. Tomado de imágenes yahoo.

Considerando los aportes de De Broglie sobre el carácter dual de la partículas, el principio de incertidumbre de Heisemberg **Schrödinger** propone su modelo probabilístico del átomo. Representado por una ecuación de onda (Ψ).

$$\hat{H}|\Psi(t)\rangle = i\hbar \frac{d}{dt} |\Psi(t)\rangle = \frac{\hat{p}^2}{2m} |\Psi(t)\rangle + V(\vec{r}, t) |\Psi(t)\rangle$$

El modelo de Schrödinger es un modelo abstracto, que predice la probabilidad de encontrar al electrón en una región perifera al núcleo que esta divide en zonas cuantizadas energéticamente denominadas niveles.

Derivado de la ecuación de Schrödinger aparecen cuatro parámetros que permiten la localización probable de un electrón denominados números cuánticos.

El primer número cuántico denominado número cuántico principal se representa con la variable **n** y determina el valor del nivel energético referidos del núcleo hacia afuera. Los valores asignados a este número inician en 1 y van hasta el infinito.

El segundo número cuántico o azimutal se representa con la variable **l** y determina el momento angular del electrón y la forma de la zona donde se mueve el mismo. Los valores asignados van en forma consecutiva desde 0, hasta n-1

El tercer número cuántico o magnético se representa con la letra m_l y determina la probabilidad espacial de los orbitales. Los valores asignados a este parámetro dependen del valor de l y corresponden a los valores determinados por una secuencia consecutiva que va desde $-l$ hasta $+l$ incluyendo al 0. El cuarto número cuántico o spin determina la dirección de giro del electrón. Los valores asignados a este parámetro son $+1/2$ y $-1/2$.

Los cuatro números cuánticos son una especie de códigos que determinan la posible dirección de cada electrón en un átomo y pueden ser expresados como una cuarteta ordenada (n, l, m_l, m_s) .

¿Cómo determinar los números cuánticos directo en la tabla periódica? De acuerdo a la posición de cada elemento se puede inferir los valores de los cuatro números cuánticos del **electrón diferenciante**.

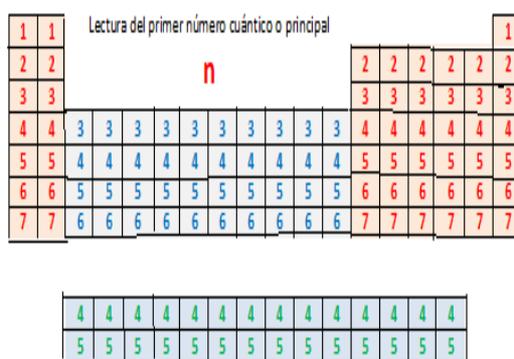


Figura 13. Guía para lectura del número cuántico principal n .

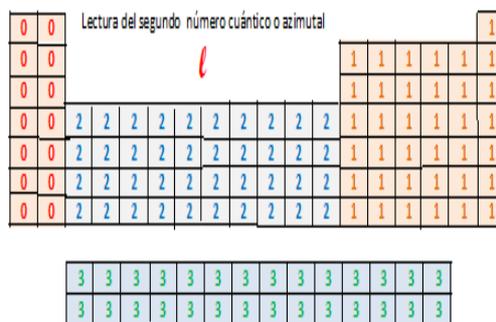


Figura 14. Guía para la lectura del número cuántico secundario o número cuántico azimutal.



Figura 15. Guía para la lectura del tercer número cuántico o número cuántico magnético.

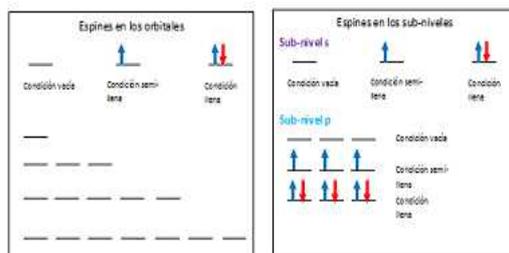


Figura 21. Llenado de espines en los orbitales y los sub-niveles.

El conteo de la distribución de electrones siguiendo la regla de Auf Bau y la de Hund se conoce como estructura electrónica y se puede expresar de dos maneras: expandida y condensada.

La configuración expandida inicia el conteo desde el nivel uno hasta el nivel que se alcance con el último electrón del elemento estudiado. La configuración electrónica condensada sustituye el fragmento de configuración electrónica correspondiente al último gas noble anterior al nivel incompleto.

El gas noble se denomina tronco electrónico y el número total de electrones después de él los electrones de valencia.

La configuración electrónica puede determinarse de dos formas siguiendo el triángulo de Auf Bau o lectura directa en la tabla periódica.

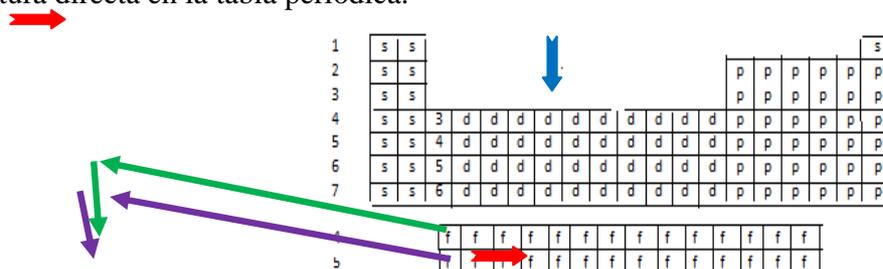


Figura 22. La lectura de la configuración electrónica expandida y condensada se realiza de izquierda a derecha avanzando de arriba abajo.

En las configuraciones electrónicas se presentan anomalías en las posiciones cuatro, ocho y nueve, donde hay migraciones electrónicas del orbital s al d para lograr mayor estabilidad energética.

Las configuraciones electrónicas generales para las anomalías se representan:

- Posición 4 [TE] $ns^1(n-1)d^5$
 - Posición 8 [TE] $ns^0(n-1)d^{10}$
 - Posición 8 [TE] $ns^1(n-1)d^9$
- TE = tronco electrónico

Los troncos electrónicos corresponden a las configuraciones electrónicas de los gases nobles y se representan [TE], TE= gas noble.

Para comprender mejor la información contenida en la tabla periódica es necesario hacer alusión al ordenamiento propio de los elementos en esta tabla.

Los elementos en la tabla periódica están organizados por períodos y familias y pueden ser identificados por conjuntos de familias que tienen nombres específicos o por conjuntos de elementos con características físicas o químicas análogos.

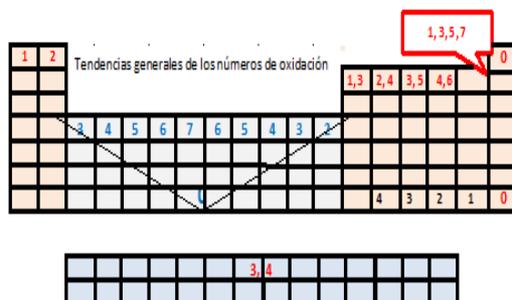


Figura 26. Lectura de la tendencia general de los números de oxidación.

Los electrones de valencia pueden ser cedidos o aumentados para lograr mayor estabilidad energética y esto da origen a los números de oxidación que permiten entender la forma en que se combinan los elementos para generar compuestos. **Ejemplo:** para los metales alcalinos su configuración electrónica es ns^1 perder un electrón le asigna una configuración de gas noble y un número de oxidación de +1, esto se cumple para todos los congéneres, de igual manera se pueden predecir los números de oxidación para el resto de las familias analizando las relaciones de datos bajo el mismo criterio anterior.

La lectura de los estados de oxidación para los elementos representativos en la tabla periódica corresponde al conteo en una secuencia consecutiva que inicia con 1 en los metales alcalinos, a partir de los elementos térreos se da la doble numeración sumándole dos al número de cada posición y adicionando dos términos consecutivos impares en la familia de los halógenos y el valor de cero para los gases nobles. El conteo en sentido inverso iniciando en cero con los gases nobles hasta el valor de cuatro corresponde a los números de oxidación negativos de los no metales.

2ª Número oxidación = $n+2$

Para los halógenos sería $n, n-2, n-4, n-6$.

Las especies químicas generadas con la pérdida o ganancia de electrones se denominan iones. Hay dos tipos de iones los cationes cuando los átomos se cargan positivamente y aniones cuando se cargan negativamente.

Al igual que los átomos en estado basal los iones se pueden representar simbólicamente utilizando variables e indicando su carga.

M^{+n} cationes simples

Y^{-m} aniones simples

$M = \text{metal}$ $Y = \text{no metal}$

n estado de oxidación del metal

$m = \text{estado de oxidación del no metal}$

Los no metales que forman oxoaniones se dividen en tres grupos: el grupo uno está formado por B, C y Si, estos elementos forman un solo oxoanión con el estado de oxidación mayor, el segundo grupo está constituido por los no metales de los nitrogenoides y los calcógenos; estos elementos forman dos oxoaniones uno por cada estado de oxidación. El último grupo está formado por los halógenos de los cuales el flúor no forma oxoanión, pero los demás elementos pueden formar cuatro oxoaniones como máximo.

La lectura de estos oxoaniones en la tabla periódica es sencilla solo se tabulan los valores que se obtienen de la fórmula

X	3	2	3	2	1
P	3	3	3/4	3/4	1/2/3/4
		3	3/4	3/4	1/2/3/4
Oxoaniones			3/4	3/4	1/2/3/4
				3/4	1/2/3/4
					1/2/3/4

YO_p^{-x}

Figura 28. Datos para leer las variables x e p para escribir las fórmulas de los oxoaniones.

A los iones se les asigna el nombre siguiendo las siguientes reglas:

Para los cationes simples:

1. Se nombra el tipo de ión acompañado del nombre del elemento que lo origina y el estado de oxidación en números romanos si el elemento presenta más de un número de oxidación.

$$\text{Nombre del catión simple} = \text{Cación} + \underline{M} + (\underline{E.O \#rom})$$

M se utiliza para indicar que se debe nombrar el nombre del elemento metálico, E.O #rom se usa para mostrar que se debe escribir el estado de oxidación en números romanos, la instrucción subrayada una vez indica que la información varía y el subrayado doble significa que la instrucción debe ser ejecutada de acuerdo a la condición de la existencia de más de un estado de oxidación.

2. Se nombra la raíz del nombre del elemento no metálico con el sufijo uro excepto para el oxígeno que le corresponde el nombre de óxido. (O^{-2})

$$\text{Nombre del anión simple} = \underline{RAY} + \text{uro}$$

RAY significa raíz del nombre del no metal.

El nombre de los oxoaniones puede ser escrito como una ecuación igual que el caso de los cationes y aniones simples.

El nombre del oxoanión se forma con un prefijo per o hipo la raíz del nombre del no metal y un sufijo ato o ito. Los prefijos se utilizan solo para el grupo tres de los oxoaniones y los sufijos siempre se utilizan.

$$\text{Nombre del oxoanión} = \underline{PREF} + \underline{RAY} + \underline{SUF}$$

PREf = prefijo SUF= sufijo

La lectura de los nombres de los oxoaniones se puede hacer directamente en la tabla periódica.

Las fórmulas que representan a los compuestos químicos inorgánicos se forman considerando dos aspectos: las especies catiónicas se escriben a la izquierda y las aniónicas a la derecha intercambiando sus números de oxidación.

ato	ato	ato/ito	ato/ito	hipo ato/ito per
	ato	ato/ito	ato/ito	hipo ato/ito per
		ato/ito	ato/ito	hipo ato/ito per
			ato/ito	hipo ato/ito per
				hipo ato/ito per

Prefijos y sufijos para dar nombre a los oxoaniones según su grupo

Los prefijos hipo y per se utilizan para los números de oxidación mas pequeño y mas grande

Figura 29. Prefijos y sufijos utilizados para dar nombre a los oxoaniones.

Los compuestos inorgánicos se agrupan por familias con fórmulas análogas. Algunos de los compuestos inorgánicos comunes son los óxidos, ácidos, bases, hidruros y sales.

Cada tipo de compuesto puede subdividirse en dos o más categorías.

Compuestos inorgánicos	Óxidos	Metálicos
		No metálicos
	Ácidos	Hidrácidos
		Oxácidos
	Bases	Hidróxidos
	Hidruros	Hidruros
	Sales	Binarias
		Terciarias
		Cuaternarias

Figura 30. Fórmulas generales para la representación simbólica de los compuestos químicos.

La combinación de los elementos para formar compuestos está relacionada con las propiedades periódicas de los mismos.

Las propiedades periódicas de los elementos son la electronegatividad, afinidad electrónica, energía de ionización, radio atómico, radio iónico y carácter metálico.

Existen dos maneras de evaluar a estas propiedades cualitativa y cuantitativamente. La primera se basa en una predicción del aumento o disminución de estas propiedades por la posición del elemento en la tabla periódica y la segunda forma es operacional, mediante tablas de valores se asignan valores numérico a cada propiedad, en el caso de la electronegatividad, esta permite predecir el tipo de enlace con el cual se combinan los elementos para formar compuestos considerando sus diferencias.

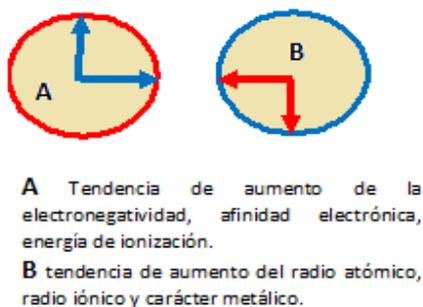


Figura 31. Tendencias de aumento de las propiedades periódicas de los elementos.

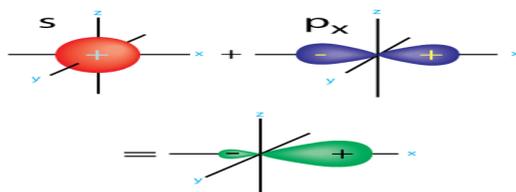


Figura 37. Obtención de un orbital híbrido sp a partir del s y el p_x . (Tomado de imágenes de yahoo)

La combinación de orbitales atómicos s y p para originar híbridos generan tres combinaciones posibles que se denominan hibridación sp , sp^2 y sp^3 respectivamente.

Las orientaciones espaciales de estos orbitales híbridos cumplen con las teorías de enlace de valencia y repulsión electrónica.

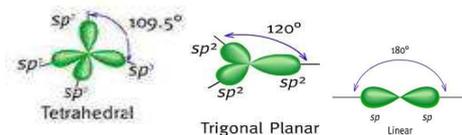


Figura 38 Disposición espacial de los orbitales híbridos (Tomado de imágenes de yahoo).

Las geometrías atómicas y moleculares están estrechamente relacionadas con las hibridaciones y se ajustan a condiciones geométricas y a reglas mecánico-cuánticas.

La organización de los elementos en la tabla periódica permite predecir estas condiciones para los elementos representativos.

Se pueden generalizar las estructuras puntuales de Lewis tomando en cuenta la regla de Hund y se cumple para los congéneres de una misma familia.

H [•]	Las Estructuras de Puntos de Lewis						H [•]
Li [•]	Be ^{••}	•B [•]	•C ^{••}	•N ^{•••}	•O ^{••••}	••F ^{••••}	•••Ne ^{••••••}

Figura 39. Estructuras puntuales de Lewis (Tomado de imágenes de yahoo).

Las geometrías moleculares cumplen con reglas geométricas y físicas de manera tal que si se considera la combinación química de los elementos representativos del período dos.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica	Geometría
AB	lineal		
AB ₂	lineal		
AB ₂	Trigonal plana		
AB ₄	tetraédrica		
AB ₂ E	piramidal trigonal		
AB ₂ E ₂	angular plana		
ABE ₃	lineal		

Figura 40. Tipos de moléculas (Tomado de imágenes de yahoo).

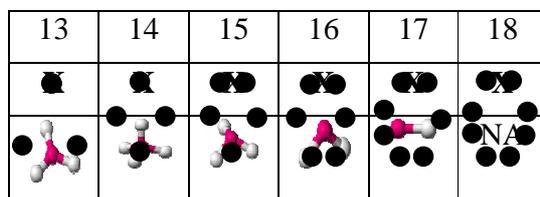
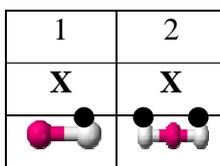


Figura 41. Estructuras de Lewis y geometrías moleculares. Imágenes tomadas de yahoo imágenes.

Fuentes de información:

Anthony Carpi, Ph.D. Enlaces Químicos

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s. Consultado 02-06-12

García González, Luis Ignacio (2008). «Cómo introducir la geometría molecular en 3º de la ESO». *Anales de la Real Sociedad Española de Química*

104. Consulta <http://dialnet.unirioja.es/servlet/articulo?codigo=2558239>. Consultado 03-06-12

Historia de la tabla periódica. <http://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm#ixzz1sOvA7NB3>. Consultado 20-05-12

Elementos químicos

<http://personal1.iddeo.es/romeroa/latabla/Historiaelementos.htm>. Consultado 11-05-12

Radio atómico. <http://www.mitecnologico.com/Main/RadioAtomico>. Consultado 11-05-12

Propiedades periódicas. <http://www.educaplus.org/properiodicas/index.html>. Consultado 17-05-12