

ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU PERIODICIDAD

ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU PERIODICIDAD

Fernando Bellandi
Bernardo Fontal / Marisela Reyes
Trino Suárez / Ricardo Contreras

VII Escuela Venezolana

para la Enseñanza de la **Química**

Mérida, del 05 al 09 de Diciembre de 2005



VII ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Edición 2005

El libro ***Elementos Químicos y su Periodicidad***, fue escrito especialmente como material de apoyo de uno de los cursos ofrecidos en la *VII Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química*. La *Escuela* es un programa organizado por CELCIEC-ULA, diseñada en base a Cursos de Actualización dirigidos a los docentes de Química de la Educación Básica, Media y Diversificada.

Evaluación de la edición: Bernardo Fontal, Ricardo Contreras

Comité organizador del VI Encuentro con la Química:

Bernardo Fontal, Fernando Bellandi,
Marisela Reyes, Ricardo Contreras

Autor: Fernando Bellandi

E-mail: bellandi@ula.ve

Portada: Yanelly Gavidia

Diseño y diagramación: Smart Service C.A.

Se autoriza la reproducción parcial y total de esta obra, únicamente para fines de enseñanza, respetando los créditos del VII Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química y de los autores.

Derechos reservados © 2005, Universidad de Los Andes, Facultad de Ciencias, Departamento de Química, Laboratorio de Organometálicos La Hechicera, Mérida 5101, Venezuela. Tlf.: +58 274 2401380, Fax: +58 274 2401286, E-mail: escueladequimica@hotmail.com

Hecho en Venezuela
Depósito legal:

TABLA DE CONTENIDO

Introducción

- Los Primeros Elementos
- Los Alquimistas
- Desarrollo Histórico de la Idea de la Periodicidad Química
- Tabla Periódica y Configuración Electrónica
- Carga Nuclear Efectiva
- Propiedades Periódicas de los Elementos
- Radio Atómico
- Energía de Ionización
- Energía de Afinidad Electrónica
- Electronegatividad
- Principio de Singularidad
- Tamaño pequeño de los primeros elementos de grupo
- Mayor probabilidad de enlaces π en los primeros elementos de grupo
- Ausencia de orbitales “d” en los primeros elementos de grupo
- Efecto Diagonal
- Efecto del Par Inerte
- Carácter Metálico de los Elementos
- Reacciones Químicas y Periodicidad
- Hidruros
- Óxidos
- Actividades de Auto evaluación:

Bibliografía

- Propiedades de los Elementos del Grupo 1
- Propiedades de los Elementos del Grupo 2
- Propiedades de los Elementos del Grupo 3
- Propiedades de los Elementos del Grupo 4



- Propiedades de los Elementos del Grupo 5
- Propiedades de los Elementos del Grupo 6
- Propiedades de los Elementos del Grupo 7
- Propiedades de los Elementos del Grupo 8
- Propiedades de los Elementos del Grupo 9
- Propiedades de los Elementos del Grupo 10
- Propiedades de los Elementos del Grupo 11
- Propiedades de los Elementos del Grupo 12
- Propiedades de los Elementos del Grupo 13
- Propiedades de los Elementos del Grupo 14
- Propiedades de los Elementos del Grupo 15
- Propiedades de los Elementos del Grupo 16
- Propiedades de los Elementos del Grupo 17
- Propiedades de los Elementos del Grupo 18
- Propiedades de los Elementos del Bloque “f” (Lantanoides)
- Propiedades de los Elementos del Bloque “f” (Actinoides)

ELEMENTOS QUÍMICOS Y SUS PROPIEDADES PERIÓDICAS

INTRODUCCIÓN

El determinación de las propiedades y la clasificación de los elementos ha sido uno de los logros más importantes de la Química. Es posible ordenar los elementos químicos, en un arreglo razonablemente sistemático, que aunque no ideal, es extremadamente útil. Esta representación se conoce como “Tabla Periódica”, en cualquiera de las muchas variaciones en las que ha sido propuesta. Su función es servir como una estructura, soporte o esquema de organización, para la amplia información química.

Cualquier estructura satisfactoria para un grupo de hechos, deberá ser construida sobre una base bien sólida. Así, la base para la tabla periódica, es la “Ley Periódica”, la cual, en su versión moderna establece que “las propiedades de los elementos químicos son función periódica de su número atómico”. Todas las formas de la tabla periódica son, necesariamente, solo intentos arbitrarios y artificiales de representar esta ley, de la manera más adecuada posible. Pero la Ley Periódica tiene asimismo, su propia base fundamental, la cual necesita ser entendida al detalle, a fin de que la tabla periódica pueda tener la máxima efectividad.

Actualmente se conoce que cada elemento posee una “configuración electrónica” dada, en su estado fundamental, y que los elementos con configuraciones electrónicas externas similares, se comportan de manera parecida en muchos aspectos. Podría creerse, según esto, que la clasificación periódica de los elementos es simplemente una consecuencia de las investigaciones sobre la estructura atómica, y que es solo un modo conveniente de expresar los resultados de las mismas. Sin embargo, no es así, ya que el desarrollo de la clasificación periódica precedió a los estudios que establecieron la teoría atómica moderna. De hecho, las clasificaciones periódicas conseguidas como resultado de las observaciones meticulosas de las propiedades de los elementos y de sus compuestos, constituyeron las bases fundamentales para el establecimiento de la teoría atómica moderna, y no al contrario.



La forma original en que se construyó la tabla periódica en el siglo XIX se basó en cambio, en el conocimiento que tenían los químicos de ese tiempo acerca de los pesos atómicos, ya que solo poseían una vaga idea de los átomos y de las moléculas y no conocían la existencia de los protones y electrones. Para ese entonces, ya se habían hecho mediciones exactas de los pesos atómicos de muchos elementos, y ordenarlos de acuerdo con sus pesos atómicos parecía lógico a aquellos químicos, que sentían que el comportamiento químico debía estar de alguna manera relacionado con esta propiedad.

LOS PRIMEROS ELEMENTOS

Desde los tiempos más antiguos, los seres humanos han estado intrigados por la composición del mundo que los rodea. Durante la prehistoria se realizaron los primeros grandes progresos de la humanidad: el lenguaje, el fuego, la domesticación de animales, el cultivo de la tierra, etc. Pero de esa época, solo se tienen nociones generales y vagas, debido a que son muy escasas las evidencias remanentes, dado que los implementos que utilizaba el hombre prehistórico fueron aquellos que se encontraban en su estado natural: piedras, madera, huesos.... De allí que en la actualidad, se distinguen los diferentes períodos según el material más duradero empleado en ellos para fabricar útiles de caza e implementos domésticos. Así en la “Edad de Piedra”, la cual abarca los períodos Paleolítico (aprox. 100.000 – 10.000 a.C.) y Neolítico (aprox. 10.000 – 5.000 a.C.), este fue el material predominante el cual, primero tallado y luego pulido, permitió el desarrollo de la civilización.

El hombre prehistórico debe de haberse sentido fascinado por otros materiales más brillantes, más coloridos y más difíciles de conseguir que las piedras comunes. Las pepitas de oro y de plata que algunas veces resaltaban en el terreno, probablemente les parecieron tan diferentes a todo lo conocido que las llamaban “sudor del sol” y “lágrimas de la luna”, por lo que seguramente el primer uso que se les dio fue como ornamentos, en los rituales dedicados a estos astros celestes.

Así, es muy posible que la palabra “metal”, utilizada para nombrarlos, derive del vocablo griego **meta** que significa “buscar”. Pero a la plata y el oro no se les dio otra utilidad que la decorativa, ya que lo poco abundante de estos materiales “preciosos” y su escasa dureza no los hacían adecuados para fabricar herramientas o implementos de uso cotidiano.

Por ello el cobre, un material más resistente y el cual era posible encontrarlo en mayores cantidades en forma libre en la naturaleza separado de otros minerales, llegó a ser el primer metal empleado por el hombre con fines utilitarios. En la “Edad de Cobre” (aprox. 5.000 –3.000 a.C.) se fabricaron herramientas y armas de este metal, las cuales a diferencia de las de piedra, podían volver a afilarse. El cobre se hizo más abundante cuando se descubrió que podía obtenerse en crisoles primitivos, en los que se alcanzaban temperaturas suficientemente altas para extraerlo de las rocas donde se le encontraba mezclado con otros minerales.

Sin embargo, la maleabilidad del cobre impedía emplearlo en la manufactura de implementos verdaderamente resistentes. Este inconveniente se resolvió cuando se descubrió que al calentar juntos minerales de cobre y de estaño, se obtenía un nuevo metal, el bronce, mucho más apto por su dureza para forjar con él toda clase de instrumentos. Durante la “Edad de Bronce” (aprox. 3.000 – 1.500 a.C.) los pueblos que conocían el arte de producirlo adquirieron una gran superioridad bélica, pues este metal sirvió para mejorar las espadas, puntas de flecha, corazas y cascos de sus guerreros, permitiéndoles vencer a cualquier ejército que no tuviese armas de este metal. Tal era el prestigio del cual gozaban los forjadores en aquella época, que casi siempre formaban parte de las cortes reales, y en la mitología eran honrados a través de la figura de Hefestos, dios griego del fuego y del metal.

La “Edad de Hierro” (aprox. 1.500 - 500 a.C.) se inició con el descubrimiento del secreto para fundir este metal, el cual requiere de un calor más intenso que para fundir el bronce, lo cual se lograba utilizando hornos alimentados con carbón vegetal y suministrando aire mediante un fuelle. Los hititas, que habían levantado un poderoso



imperio en el Asia Menor, fueron los primeros en utilizar comúnmente el hierro en la confección de herramientas. El hierro en sí no es demasiado duro, pero podía mejorarse su dureza dejando que permaneciera en contacto con el carbón, formando la aleación que ahora conocemos como “acero”. Los dorios, antigua tribu griega, equipados con armas de hierro, invadieron el Peloponeso desde el norte, aproximadamente en el año 1.100 a.C. y fueron sometiendo gradualmente a los pueblos micénicos que, a pesar de su civilización más avanzada, solo disponían de armamentos de bronce. El primer ejército totalmente equipado con hierro de buena calidad fue el asirio, lo que le permitió 900 años a.C., formar un extenso imperio.

En Grecia, hacia el año 600 a.C., los filósofos observaron con detenimiento todos los diferentes cambios que se producían a su alrededor, bien por causa de los fenómenos naturales, o por causas inducidas por el hombre. Esto les llevó a cuestionarse acerca de la naturaleza del Universo y de los materiales que en él existían. Aunque más interesados en el “por que” de las cosas, que en sus aplicaciones prácticas, trataron de comprender y explicar de manera racional, cuales eran los componentes básicos de los objetos que los rodeaban. Tales de Mileto (aprox. 640 – 546 a.C.) se planteó, que si algunas sustancias podían transformarse en otras, probablemente todos los materiales conocidos no serían sino variaciones diferentes de una materia básica, o “elemento”. Ya que para Tales, lo más abundante en la naturaleza era el agua, él consideró que esta era el “elemento” a partir del cual estaban constituidas todas las cosas.

Esta tesis sobre un elemento primigenio fue muy aceptada entre los filósofos griegos, aunque Anaxímenes de Mileto (aprox. 550 – 480 a.C.) consideraba que era el aire, y no el agua, el elemento constituyente del universo. El aire podía comprimirse formando las sustancias más densas como el agua o la tierra. Heráclito (aprox. 540 – 475 a.C.) de Efeso, por su parte, creía que lo más característico del Universo era el cambio, por lo que el fuego en su constante mutación, representaba con más certeza al elemento original. También Empédocles (aprox. 490 – 430 a.C) de Agrigento, compartía la idea de sus predecesores, pero consideraba que en lugar de uno, eran cuatro los elementos

precursores: el agua de Tales, el aire de Anaxímenes, el fuego de Heráclito y la tierra, añadida por el mismo Empédocles.

Aristóteles (384-322 a.C.) adoptó y complementó esta teoría de los cuatro “elementos”, aunque planteaba que estos elementos no eran en sí, las mismas sustancias que conocemos como tales, sino que eran entidades representadas por las sustancias físicas más parecidas o relacionadas con dichos elementos. También estableció la existencia de cuatro “propiedades” elementales: calor y frío; sequedad y humedad, de cuyas combinaciones se originaban los elementos. Así, calor + sequedad = Fuego; calor + humedad = Aire; frío + sequedad = Tierra; frío + humedad = Agua. Estos “elementos” eran por naturaleza imperfectos, así que además postuló la existencia en los cielos, de un quinto elemento inmutable: el éter.

La gran influencia de Aristóteles en el pensamiento occidental, permitió que haya perdurado hasta nuestros días la expresión “elementos aristotélicos”, y que se utilice de manera figurada dentro del lenguaje corriente. A los signos del zodiaco, por ejemplo, se les divide en signos de agua, tierra, aire y fuego, según sean las características supuestamente asignables a la personalidad de quienes nacen bajo algún signo en particular. También se habla de la “furia de los elementos”, para denotar la violencia de los fenómenos naturales (tormentas, terremotos, avalanchas, etc.). Y cuando se quiere señalar que ciertos materiales, objetos o ideas, son muy puros, concentrados o resumen claramente un concepto, se utiliza la palabra “quintaesencia”, que es la transformación al latín de “quinto elemento”, la entidad perfecta e inmutable de la antigüedad.

Un discípulo de Aristóteles, Alejandro Magno (356-323 a.C.), llegó a conquistar todo el mundo conocido para la época, a través de sus épicas campañas. Los imperios persa y egipcio pasaron a estar regidos por descendientes de los griegos, y en consecuencia adoptaron mucha de su cultura, entremezclándola con la propia. Ptolomeo (aprox. 350-283 a.C.) uno de los generales de Alejandro Magno, estableció un reino en Egipto, cuya capital fue la ciudad de Alejandría (fundada por el mismo Alejandro en 331 a.C.). Esta



ciudad fue el centro artístico y literario del imperio, heredera de la civilización helénica. Además, ya antes de esta dominación griega, los egipcios eran expertos metalúrgicos, conocían los métodos de embalsamamiento de cuerpos y preparaban pigmentos minerales y extractos vegetales. De allí, que los griegos admirados por estos conocimientos llegaron a llamarlos **khemeia** o “el arte egipcio”.

En este “Período Helenístico” (300 a.C.-600 d.C.) ya se conocían además de los metales nativos oro, plata y cobre, el azufre, que podía encontrarse en forma natural cerca de los volcanes o aguas termales, y el carbón, extraído naturalmente de la tierra o producido por la combustión de la materia vegetal. Asimismo, se conocían otros metales como hierro, plomo, estaño y mercurio que eran obtenidos de los minerales que los contienen por descomposición térmica o por reducción con fuego de leña y suministro de aire con un fuelle.

LOS ALQUIMISTAS

A partir del siglo VII comenzó la expansión del Islamismo, doctrina religiosa estructurada por Mahoma (570-632) la cual llevó a los árabes a conquistar grandes territorios en Siria, Palestina y Persia. También conquistaron Egipto y todo el norte de África, y luego la península española, donde se mantuvieron hasta el siglo XV, cuando fueron expulsados por los Reyes Católicos. Durante este período, mientras que en el resto de Europa no se produjeron avances significativos, los árabes llegaron a dominar en muchas áreas del conocimiento humano. De hecho en árabe, la palabra **khemeia** llegó a convertirse en **al-kimiya**, la cual se generalizó en Europa como “alquimia”. En la actualidad se denomina con este término, al desarrollo de todos los conocimientos y aplicaciones de la química entre los años 300 y 1600 d.C.

Durante los siglos posteriores, la alquimia estuvo envuelta en un halo de misterio, ya que a los pocos que la practicaban se les consideraba dotados de poderes sobrenaturales. Esto fue incentivado además por los mismos alquimistas, a quienes les interesaba mantener ocultos sus estudios relacionados con la transmutación de los metales, destinados a convertir el plomo o el hierro en oro. No fue sino hasta el siglo X,

que el alquimista persa Al Razi (aprox. 850-925) conocido en Europa como Rhazes, describe detalladamente el antimonio, no obstante que este ya era usado anteriormente con fines medicinales. Al Razi se interesó más por la medicina que por la obtención de oro, dando origen a los aspectos médicos de la alquimia, que continuaron con el persa Ibn Sina (979-1037) cuyo nombre latinizado llegó a ser Avicena.

Alberto de Bollstadt (aprox. 1200-1280) fue un filósofo cristiano, poseedor de unos amplios conocimientos y sabiduría, que le ganaron el título de San Alberto Magno, patrono de los científicos. Se erigió como el primer alquimista europeo importante, y en los escritos que describen sus experimentos, detalla con precisión el arsénico, por lo que se le considera su descubridor, aunque probablemente este ya era conocido por los antiguos alquimistas.

Siglos más tarde, el alemán Georg Bauer (1494-1555), conocido como “Agrícola”, recopiló en su libro De Re Metálica, el uso práctico que se le daba a los minerales en esa época, y en el que se describe el bismuto, por lo que algunos le atribuyen su descubrimiento, pese a que este era producido en Alemania antes del siglo XV. Asimismo, el suizo Teophrastus Bombastus von Hohenheim (1493-1591) mejor conocido por el seudónimo de “Paracelso”, en su búsqueda de la “piedra filosofal” obtuvo el cinc y con frecuencia se le considera su descubridor, aunque este, puro o en forma de aleación con el cobre (latón), ya se empleaba en la India y en China desde antes del siglo XVI.

Alrededor de 1670, el alquimista alemán Henning Brandt (¿ -aprox. 1692) consiguió aislar el fósforo, obteniéndolo a partir de la orina, en la cual creía podía conseguir la “piedra filosofal”. Brandt ha sido llegado a ser conocido como “el último alquimista” y fue el primer hombre en reportar el descubrimiento de un elemento desconocido hasta la época, previamente al desarrollo de la ciencia moderna.

En 1661, el irlandés Robert Boyle (1627-1691) publicó su libro “El Químico Escéptico”, en el cual se utiliza por primera vez el término “químico”, en lugar de “alquimista” (este



paralelismo es más notorio en el idioma inglés, ya que estas palabras se traducen respectivamente como “chemist” y “alchemist”). Aun cuando él consideraba a los elementos como las sustancias más simples primarias de las cuales se formaban todos los demás materiales, no estaba de acuerdo en identificarlos con sus homólogos aristotélicos, aire, agua, tierra y fuego.

Boyle fue el primero en dar una definición de elemento químico: “Entiendo por elementos, con la misma convicción con que aquellos químicos hablan categóricamente de sus Principios, a ciertos cuerpos primitivos y simples, o perfectamente no mezclados que, no estando constituidos por otros cuerpos –o uno por otro-, son los ingredientes de los cuales todos los cuerpos perfectamente mixtos se encuentran compuestos, y en los cuales estos últimos se resuelven cuando son divididos hasta las últimas consecuencias”. Según esto, una sustancia simple podía considerarse un elemento, solo hasta que se pudiera convertirla en dos ó mas sustancias aún más simples todavía.

DESARROLLO HISTÓRICO DE LA IDEA DE LA PERIODICIDAD QUÍMICA

El descubrimiento de nuevos elementos, aparte de los nueve conocidos desde la antigüedad y de los cinco estudiados por los alquimistas medievales, se incrementó de manera impresionante a partir de mediados del siglo XVIII, a tal punto que en la primera década de 1800 se conocían unos cincuenta elementos diferentes. Sus propiedades variaban extensamente entre sí, y no parecía existir alguna relación entre ellos. Para esa época, algunos químicos se preguntaban cual sería el número de elementos existentes en la naturaleza, y por ende cuantos elementos quedaban aún por descubrir. También algunos de ellos buscaban una manera de poner en orden los elementos ya conocidos, esperanzados en hallar alguna razón que explicase su número, y de alguna manera justificar la gran diversidad de propiedades que presentaban.

El químico francés Louis Bernard Guyton de Morveau (1737-1816) desarrolló en 1772, la primera tabla de sustancias “químicamente simples”, la cual incluía todos los elementos conocidos, ordenándolos según sus nombres antiguos y relacionándolos con

los nombres que tenían para esa fecha. En 1787, junto con sus colegas Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), Claude Louis Berthollet (1748-1822) y Antoine François de Fourcroy (1755-1808), publicaron el “Método de Nomenclatura Química”, en el cual se incluía su tabla anterior, y en la que los nuevos nombres dados a algunos de los elementos, tenían por objeto recordar sus propiedades más notables, independientemente de cualquier teoría. Así, oxígeno significaba “generador de ácidos”; hidrógeno significaba “generador de agua”; ázoe (más tarde llamado nitrógeno) significaba “sin vida”.

En 1815, el químico y médico inglés William Prout (1785-1850) estableció una teoría en la que consideró que todos los elementos químicos estaban formados por agregados sucesivos de hidrógeno. Así, según él, sería posible dar un orden a los elementos conocidos, ya que el peso atómico de cada elemento de esta clasificación, correspondería al peso atómico del hidrógeno multiplicado por un número entero, en orden ascendente. Por fundamental que fuera la teoría de Prout, quedó desacreditada por las desviaciones observadas experimentalmente entre los pesos atómicos y los números enteros, y ya para 1860 las determinaciones más exactas de los pesos atómicos, condujeron a un abandono total de la misma.

Las primeras observaciones publicadas en relación con la periodicidad química, parecen haber sido las de un profesor de química alemán, en la Universidad de Jena, llamado Johann Wolfgang Dóbereiner (1780-1849). En 1817, reportó que habían algunas “triadas” de elementos, que al ser ordenados en orden creciente de pesos atómicos, el elemento del medio parecía tener propiedades intermedias entre los dos de los extremos. Así, el cloro, bromo y yodo no solo mostraban una progresiva gradación en propiedades como color y reactividad, sino que el peso atómico del bromo parecía estar justo a medio camino entre los del cloro y el yodo. Dóbereiner llegó a encontrar otros dos grupos de tres elementos que exhibían claras gradaciones de propiedades: calcio, estroncio y bario; y azufre, selenio y telurio. En ambos grupos, el peso atómico del segundo elemento, era aproximadamente el promedio de los otros dos elementos. Pero el hecho de que la mayoría de los elementos conocidos hasta la fecha no pudieran



colocarse en ninguna triada, hizo que los químicos decidieran que los hallazgos de Dóbereiner eran mera coincidencia.

Elemento	Peso Atómico (uma)
Cl	35,5
Br	80
I	127

Elemento	Peso Atómico (uma)
Ca	40
Sr	87
Ba	137

Elemento	Peso Atómico (uma)
S	32
Se	78
Te	125

TRIADAS DE DOBEREINER

Sin embargo estas ideas no cayeron en el total olvido, ya que en 1827, el afamado químico alemán Leopold Gmelin (1788-1853), en la Universidad de Heilderberg, al investigar sobre los nuevos elementos descubiertos hasta la fecha, logró encontrar otros grupos de tres elementos que cumplían con el concepto de Dobereiner. Posteriormente, en 1843 y en 1852, volvió a presentar nuevos grupos de elementos que podían considerarse como "triadas". Gmelin fue el único químico bien conocido para la época, que estudió antes de 1850, el problema de la periodicidad de los elementos.

En 1850, Max von Pettenkofer (1818-1901), químico y bacteriólogo alemán, en la Universidad de Munich, revivió de alguna manera la hipótesis de Prout acerca de la materia primaria, al sugerir que entre los elementos químicamente semejantes, las diferencias sucesivas de pesos atómicos eran constantes o eran múltiplos de una constante. Esto en realidad equivale a afirmar que entre dichos elementos, los pesos atómicos pueden derivarse mediante una progresión aritmética modificada, que depende del peso atómico más bajo y de múltiplos de un entero. Así, en la serie oxígeno (16), azufre (32), selenio (86) y telurio (128), la diferencia entre los dos primeros es 16, lo cual equivale a 2×8 , y entre los otros dos es 48, o sea 6×8 .

En 1857, el también químico inglés William Odling (1829-1921) ordenó los cincuenta y siete elementos entonces conocidos en trece grupos, basándose en las semejanzas entre las propiedades químicas y físicas, colocando a los miembros de cada grupo en

orden de sus pesos atómicos. Aún cuando este esquema situaba junto a los elementos más parecidos, no ponía de relieve las relaciones entre los pesos atómicos y las características químicas. La ordenación de Odling, semeja más a los grupos que hoy se utilizan en Química Analítica, ya que colocó juntos a los elementos que formaban compuestos de solubilidades semejantes.

Jean-Baptiste Dumas (1800-1884) químico francés, en la Universidad de la Sorbona, comparó en 1851, las familias de los elementos con las familias de los compuestos orgánicos. El retomó la idea de Pettenkofer y luego refinó su sistema incluyendo algunas complicadas progresiones aritméticas. Extendió las triadas de Dobereiner en familias de cuatro elementos: F, Cl, Br, I; Mg, Ca, Sr, Ba.

Aunque en los próximos años se descubrieron nuevos elementos, y se incrementó el conocimiento químico en forma notable, no fue sino hasta 1862, en que el geólogo francés Alexander Emile Beguyer de Chancourtois (1820-1886) desarrolló un sistema en el que los elementos estaban ordenados en forma creciente según su peso atómico, distribuidos en forma de espiral a lo largo de la superficie de un cilindro. Cada vuelta contenía 16 elementos (ya que se tomó como referencia al oxígeno cuyo peso atómico era 16 unidades atómicas de masa) y el observó que existía una gran similitud entre los elementos que se encontraban uno bajo otro en la misma línea vertical (los cuales tenían entre sí, una diferencia de 16 unidades atómicas de masa). El llamó a esta representación cilíndrica un “tornillo telúrico” y presentó un modelo ante la Academia Francesa, pero sus trabajo también pasó inadvertido.

P	44						
e	40						
s	36			K	Ca		
o	32	Cl					S
	28					Si	P
A	24				Mg	Al	
t	20			Na			



ó	16		F						O
m	12							C	N
i	8				Be	B			
c	4				Li				
o									
		2	4	6	8	10	12	14	16

TORNILLO TELÚRICO DE CHANCOURTOUIS

Tres años más tarde, el químico inglés John Alexander Reina Newlands (1837-1898) reportó ante la Sociedad Química Real Inglesa, que al disponer los elementos químicos en una tabla, con columnas verticales de siete elementos ordenados en orden creciente de sus pesos atómicos, las propiedades de los elementos que quedaban en las filas horizontales tendían a ser muy semejantes. Esta observación, en la cual cada octavo elemento coincidía en sus propiedades, le llevó a establecer una “ley de las octavas”, en comparación con las octavas musicales, sugiriendo una armonía química fundamental. Desgraciadamente, mientras unas filas de esta tabla contenían elementos semejantes, otras contenían elementos enormemente dispares. Sus colegas contemporáneos pensaron, que lo que Newlands trataba de demostrar, era más una coincidencia que algo significativo, por lo que lo ridiculizaron y no pudo conseguir que su trabajo fuese publicado.

Elemento	Peso Atómico (uma)	Elemento	Peso Atómico (uma)	Elemento	Peso Atómico (uma)	Elemento	Peso Atómico (uma)
H	1	F	19	Cl	35,5	Co/Ni	59
Li	7	Na	23	K	39	Cu	63,4
Be	9,4	Mg	24	Ca	40	Zn	65,2
B	11	Al	27,4	Ti	50	Y	60
C	12	Si	28	Cr	52	In	73,6
N	14	P	31	Mn	55	As	75
O	16	S	32	Fe	56	Se	79,4

OCTAVAS DE NEWLANDS

Gustavus Detlef Hinrichs (1836-1923), químico estadounidense, en la Universidad de Iowa, también estableció en 1867, que las propiedades de los elementos químicos eran función de sus pesos atómicos, y desarrolló una representación en espiral, con cada uno de los grupos químicos similares dispuestos a lo largo de los ejes, la cual tenía la peculiaridad de dejar espacios vacíos para elementos que aún no eran descubiertos.

Más éxito tuvo el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895), quien en 1868, consideró el volumen ocupado por determinados pesos fijos de los diversos elementos. En tales condiciones, cada peso contenía el mismo número de átomos de su elemento. Esto significaba que la razón de los volúmenes de los diversos elementos era equivalente a la razón de los volúmenes de los átomos simples que componían a dichos elementos. Así, pues, se podía hablar de volúmenes atómicos. Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos, se obtenía un gráfico con una serie de curvas que alcanzaban valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio. Cada tramo entre un máximo o mínimo correspondería a un “período” en la tabla de elementos. En cada período, también variaban otras propiedades físicas, además del volumen atómico.

El hidrógeno, el primero de la lista de elementos (porque tiene el peso atómico más bajo), es un caso especial, y puede considerarse que constituye él solo el primer período. El segundo y tercer períodos de la tabla de Meyer comprendían siete elementos cada uno, y repetían la ley de Newlands de las octavas. Sin embargo, las dos curvas siguientes comprendían más de siete elementos, y eso demostraba claramente, que Newlands había cometido un error. No se podía forzar a que la ley de las octavas se cumpliera estrictamente a lo largo de toda la tabla de elementos, con siete elementos en cada fila horizontal. Los últimos períodos tenían que ser más largos que los primeros. En 1864, Meyer publicó una tabla periódica incompleta en un libro, y en 1869 la extendió para incluir 56 elementos, organizados en grupos y subgrupos.

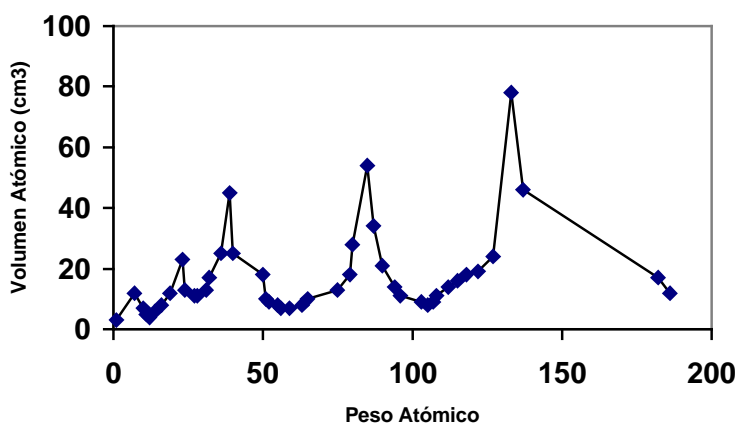


GRÁFICO VOLÚMEN ATÓMICO VS PESO ATÓMICO DE MEYER

Ese mismo año, el químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907) publicó su “Ensayo de un sistema de los elementos basado en su peso atómico y el parecido químico”, en el que proponía el arreglo de los elementos en siete grupos, en función creciente de sus pesos atómicos, pero tomando también en cuenta el criterio de la valencia. Con el fin de que los elementos cumplieren con la condición de tener la misma valencia, cuando estuviesen en la misma columna, Mendeléiev se vio obligado en algunos casos, a colocar un elemento de peso atómico ligeramente superior delante de otro de peso atómico inferior. Así, al teluro (peso atómico 127,6; valencia 2) tuvo que colocarlo delante del yodo (peso atómico 126,9; valencia 1) con el fin de mantener el teluro en la columna de valencia 2 y el yodo en la columna de valencia 1. Además, tuvo que dejar unos espacios vacíos en su tabla, por no encontrar elementos que tuviesen las propiedades que correspondiesen al grupo. Una vez ubicados los elementos conocidos hasta el momento (unos 60), encontró que aquellos que tenían propiedades semejantes, quedaban uno debajo del otro en un orden sorprendente.

El éxito del trabajo de Mendeléiev se debe a que en su tabla periódica publicada en 1871, hacía predicciones de las propiedades y valores de constantes fisicoquímicas de unos elementos desconocidos hasta entonces, correspondientes a los espacios vacíos presentes en la misma. Estas vacantes se encontraban debajo del boro, del aluminio y del silicio y él llamó a esos elementos faltantes eka-boro, eka-aluminio y eka-silicio

“Eka” proviene del sánscrito y significa “primero”; así, eka-boro sería el primer elemento bajo el boro, en el mismo grupo). Años más tarde, al ser descubiertos el Escandio (Sc), el Galio (Ga) y el Germanio (Ge), se encontró que sus propiedades coincidían casi exactamente con aquellas descritas por Mendeléiev para sus eka-elementos.

De acuerdo a Mendeléiev, el patrón básico subyacente para la clasificación periódica de los elementos era el peso atómico. Ahora bien, si esto era verdad, ¿ como se podrían diferenciar dos elementos con pesos atómicos muy parecidos, pero con propiedades fisicoquímicas diferentes. ¿Por ejemplo, el peso atómico del argón (39,95 uma) es mayor que el del potasio (39,10 uma). Si los elementos estuviesen ordenados solo de acuerdo con el aumento del peso atómico, el argón aparecería en la posición ocupada por el potasio, lo cual alteraría todo el esquema periódico ya descubierto. Tales discrepancias, sugirieron que otra propiedad fundamental, diferente al peso atómico, era la base de la periodicidad observada.

Serie	Grupo I ----- R ₂ O	Grupo II ----- RO	Grupo III ----- R ₂ O ₃	Grupo IV RH ₄ RO ₂	Grupo V RH ₃ R ₂ O ₅	Grupo VI RH ₂ RO ₃	Grupo VII RH R ₂ O ₇	Grupo VIII ----- RO ₄
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	--- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56 Co = 59 Ni = 59 Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	--- = 68	--- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	R = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 95	--- = 100	Ru = 104 Rh = 104 Pd = 106 Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 172	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	---	---	---	--- --- -



9	(---)	---	---	---	---	---	---	Os = 195
10	---	---	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	---	Ir = 197
11	(Au = 199)	Hg = 200	Ti = 204	Pb = 207	Bi = 208	---	---	Pt = 198
12	---	---	---	Th = 231	---	U = 240	---	Au = 199

								-

TABLA PERIÓDICA DE MENDELÉIEV

En 1913, dos años después de que el físico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937) propusiera el modelo nuclear para el átomo, el físico inglés Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915) bombardeó diferentes elementos con electrones de alta energía y observó que la frecuencia de los rayos X que se generaban, variaba con regularidad al pasar de un elemento a su vecino inmediato, por lo que acomodó estas frecuencias en orden, asignando a cada elemento un valor entero único al cual llamó “número atómico”. Así, al medir la frecuencia de los rayos X generados por un elemento, se podía calcular su número atómico, y este número en efecto, resultaba igual a la magnitud de la carga positiva del núcleo atómico de dicho elemento. Entonces fue que se entendieron las discrepancias mencionadas anteriormente. Puesto que se determinó que el número atómico del argón es 18 y el del potasio es 19, entonces el argón debe estar ordenado primero que el potasio en la tabla periódica.

Cuando se demostró que el número atómico de un elemento (representado por la letra Z) era numéricamente igual a la carga del núcleo, y al número de electrones presentes en sus átomos, se dilucidó la esencia física de la ley periódica. Sin embargo, ¿por qué las propiedades de los elementos químicos cambian periódicamente, a medida que crece la carga del núcleo?. ¿Por qué el sistema periódico está estructurado precisamente de esta manera y no de otra y por qué sus períodos contienen un número estrictamente definido de elementos?. Todavía no había respuesta a estas cuestiones de primordial importancia.

Ese mismo año de 1913, Niels Henrik David Bohr (1865-1962), un físico danés,

estableció que los electrones solo podían encontrarse en ciertas “órbitas” determinadas alrededor del núcleo, y que absorben o emiten energía en cantidades muy específicas, cuando se mueven de una órbita a otra. Cada órbita corresponde entonces a un “nivel de energía” y únicamente puede contener un número estrictamente definido de electrones, dado por la relación “ $2n^2$ ”, donde “n” es el número del nivel de energía (considerando como $n = 1$ el más cercano al núcleo). Finalmente, la otra conclusión notable fue que, dentro de cada nivel de energía, los electrones se podían agrupar en “subniveles”, y que cada subnivel solo podía contener un número dado de electrones.

Aunque Bohr hizo una contribución significativa para la comprensión de la estructura atómica, y su principio de que la energía de un electrón en un átomo está “cuantizada” todavía permanece inalterado, su teoría no proporciona una descripción completa del comportamiento electrónico en los átomos más pesados. Cuando los científicos se dieron cuenta de esto, empezaron a buscar una ecuación fundamental que pudiera describir el comportamiento y la energía de partículas subatómicas en general, una ecuación análoga a las leyes de movimiento de Newton para los objetos macroscópicos.

En 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) utilizando una técnica matemática complicada, formuló la tan buscada ecuación. El se basó en la suposición de que el electrón, a velocidades cercanas a la luz, puede comportarse como una onda y que se puede definir una “función de onda” (ψ) que permite describir el movimiento de un electrón alrededor del núcleo. La función de onda en si misma, no tiene significado físico real directo, sin embargo, el cuadrado de la función de onda (ψ^2) está relacionado con la probabilidad de encontrar un electrón en cierta región del espacio alrededor del núcleo. Esta región del espacio se denominó entonces “orbital” (para distinguirla de las orbitas del modelo de Bohr), y pueden existir diferentes orbitales en un mismo átomo, dependiendo de la cantidad de electrones presentes en el mismo. La solución matemática de la “Ecuación de Schrödinger” para el átomo de hidrógeno, genera una serie de “números cuánticos (principal, secundario y magnético) que permiten describir la energía, la forma y la orientación de los orbitales. Un cuarto número cuántico (de



spín) permite completar la descripción de cada electrón, para poder designar el ordenamiento que toman los electrones en los orbitales (las llamadas “configuraciones electrónicas”).

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Aunque la tabla periódica se desarrolló originalmente basándose en la información sobre pesos atómicos y valencias, así como de las propiedades fisicoquímicas de los elementos, probablemente es más fácil entender su estructura, si se la enfoca relacionando las propiedades químicas de los elementos con la configuración electrónica de sus orbitales más exteriores. En la tabla periódica moderna, los elementos se encuentran ordenados en función de sus números atómicos crecientes, distribuidos en 18 columnas verticales denominadas “grupos” y en 7 filas horizontales llamadas “períodos”. A los grupos o familias se les ha asignado un número romano, seguido de una letra “A” para los elementos representativos, o “B” para los elementos de transición. Los períodos están numerados del 1 al 7, y se corresponden con los niveles energéticos (o números cuánticos principales) de los electrones en el último nivel. El primer período contiene 2 elementos (H y He) pero el segundo y tercer períodos contienen 8 elementos cada uno (de Li hasta Ne, y de Na hasta Ar). La cantidad de elementos presentes en cada período es tal, que los elementos con una configuración electrónica similar, quedan directamente abajo unos de otros. Para ilustrar este punto, considérense los elementos de los períodos 2 y 3. Se puede ver que todos los elementos del 3 al 10 difieren en sus estructuras externas; a partir del elemento 11 se empieza un nuevo período, en el cual los elementos tienen la misma configuración que los situados directamente encima de ellos (ns^1 para el grupo IA, ns^2 para el grupo IIA, etc.). Hay ocho elementos en cada una de estas filas o períodos, porque se necesitan ocho electrones para llenar totalmente los orbitales “s” y “p” correspondientes a un valor dado de n (esto es, ns^2np^6).

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Número Atómico	3	4	5	6	7	8	9	10

Configuración electrónica último nivel	del $2s^1$	$2s^2$	$2s^2$ $2p^1$	$2s^2$ $2p^2$	$2s^2$ $2p^3$	$2s^2$ $2p^4$	$2s^2$ $2p^5$	$2s^2$ $2p^6$
Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Número Atómico	11	12	13	14	15	16	17	18
Configuración electrónica último nivel	del $3s^1$	$3s^2$	$3s^2$ $3p^1$	$3s^2$ $3p^2$	$3s^2$ $3p^3$	$3s^2$ $3p^4$	$3s^2$ $3p^5$	$3s^2$ $3p^6$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS DE LOS PERÍODOS 2 Y 3

El cuarto período posee 18 elementos (de K hasta Kr), ya que adicionalmente a los 8 elementos en los grupos “A”, aparecen otros 10 elementos de los grupos “B”, llamados “metales de transición”, los cuales, empezando por el escandio (Sc, $Z = 21$) y continuando hasta el cinc (Zn, $Z = 30$), poseen electrones en los orbitales “d”. Dado que estos orbitales “d” pueden albergar hasta 10 electrones, habrá pues, 10 elementos que cumplan esta condición para un período dado (esto es, $ns^2np^6(n-1)d^{10}$). Estos elementos difieren en su estructura solamente por la presencia de más o menos electrones en el mismo orbital “d”, y se asemejan unos a otros en algunas de sus propiedades. En el quinto período hay otra vez 18 elementos: 8 en los grupos “A” y 10 en los grupos “B”.

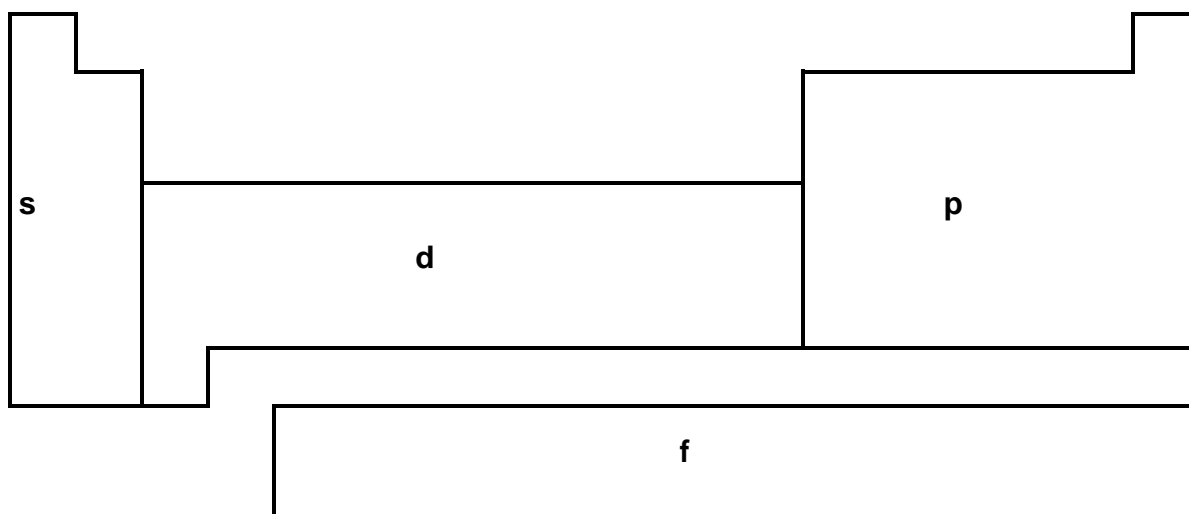
El sexto y séptimo períodos poseen 32 y 17 elementos (de Cs hasta Rn, y de Fr hasta Lw), respectivamente, y en ellos continúa el modelo general, aunque con la adición de 14 elementos más en cada fila. Estos elementos, denominados “de transición interna” o “tierras raras”, forman la serie de los “lantánidos” (de La hasta Lu) y la de los “actínidos” (de Ac hasta Lw) y se caracterizan por poseer electrones en orbitales “f”. Dado que estos orbitales “f” pueden albergar hasta 14 electrones, habrá pues, 14 elementos que cumplan esta condición para un período dado (esto es, $ns^2np^6(n-1)d^{10}(n-2)f^{14}$). Para mantener la simplicidad de la tabla y hacerla menos larga, estos elementos se colocan fuera del cuerpo central de esta tabla.

Es conveniente aclarar que existen diferentes formas de numerar los grupos o familias. La descrita hasta ahora se corresponde con la tabla periódica publicada por Deeming en 1923, en la que la numeración del grupo se corresponde con el número de



electrones que se encuentran en el nivel energético más externo. Así, el grupo IA tendrá un electrón en su capa más externa; el IIA, dos electrones, y así sucesivamente, hasta llegar al grupo VIIIA ó 0, donde el número de electrones en su nivel energético más externo es el máximo permitido. Esta es la versión de la tabla periódica más usada en el hemisferio occidental, aunque en Europa se usa preferentemente la versión de la IUPAC, emitida en 1970, en la que la nomenclatura de los grupos IIIB al VIIB se intercambia con la de los grupos IIIA al VIIIA. En 1989, con el propósito de eliminar la confusión creada con las letras “A” y “B” para los grupos, la IUPAC ha recomendado adoptar una tabla en la que los grupos se designan con números arábigos continuos, del 1 al 18. Sin embargo, esta numeración presenta la desventaja de no reflejar la relación que hay entre el grupo al cual pertenece el elemento y el número de electrones en su nivel energético más externo. Por esta razón ha traído mucha controversia en la comunidad química internacional, y aún está por verse si será aceptada de manera definitiva.

Paralelamente a la división en grupos y períodos, es posible considerar que la tabla periódica moderna, está constituida por cuatro “bloques”, cada uno de los cuales se corresponde con aquellos elementos en cuyo último nivel se encuentran orbitales “s”, “p” “d” ó “f” parcialmente llenos. Los elementos que se encuentran en los bloques “s” y “p” son los llamados “representativos”. En el bloque “d” están los “elementos de transición” y en el “f” se encuentran los “elementos de transición interna” o “tierras raras”. Esta división en bloques, permite visualizar de una manera más rápida y efectiva, cual es la configuración electrónica de un determinado elemento.



BLOQUES PRINCIPALES DE LA TABLA PERIÓDICA MODERNA

Carga Nuclear Efectiva

Un aspecto clave para la comprensión de las propiedades periódicas, es el concepto de “carga nuclear efectiva” (Z^*), o sea, la carga positiva “real” sentida por un electrón ubicado en un orbital determinado, la cual es siempre menor que la carga nuclear real ($Z =$ número atómico). Esto es debido a que la atracción de los electrones de las capas externas ocasionada por el núcleo, está parcialmente compensada por la repulsión debida a los electrones de las capa internas ocupadas. Se dice entonces, que los electrones en los orbitales internos “apantallan” o escudan a los electrones en los orbitales externos. Entonces, la carga nuclear efectiva que actúa sobre un electrón dado de un átomo, es igual a la carga nuclear real ($Z =$ número atómico), menos una constante de apantallamiento “ σ ” que tiene en cuenta el efecto de los electrones ubicados en orbitales más cercanos al núcleo, que aquellos que acompañan al electrón en consideración. La relación entre estos parámetros, se muestra en la siguiente ecuación:

$$Z^* = Z - \sigma$$

donde:

- $Z^* =$ Carga Nuclear Efectiva
- $Z =$ Número Atómico
- $\sigma =$ Constante de Apantallamiento



En 1930, J. S. Slater formuló un conjunto de reglas empíricas para determinar la constante de apantallamiento " σ ". Estas reglas estaban basadas en cálculos en los cuales las energías y tamaños de los orbitales atómicos en átomos multi o polielectrónicos se estiman por el "método del campo autoconsistente" (SCF, por sus siglas en inglés), el cual considera que un electrón dado está en el campo de potencial que crean la carga nuclear más el efecto neto de todas las nubes cargadas negativamente de los otros electrones. Las reglas de Slater pueden resumirse de la siguiente manera:

1. Se escribe la configuración electrónica del elemento o ión correspondiente y se dividen los orbitales en grupos adecuados (ns np), (nd), (nf) \Rightarrow (1s) (2s2p) (3s3p) (3d) (4s4p) (4d) (4f) (5s5p).....
2. Se calcula la constante de apantallamiento tomando en cuenta las siguientes contribuciones:
 - a) **0,00** para cada electrón ubicado en los orbitales más exteriores ($> n$) (a la derecha) del que se considera
 - b) **0,35** para cada electrón ubicado en el mismo grupo " n " que se considera (excepto para el grupo 1s, para el que esta contribución es de 0,30)
 - c) **0,85** para cada electrón ubicado en un grupo precedente " $n-1$ " (si el grupo considerado es uno "ns np")
 - d) **1,00** para cada electrón ubicado en un grupo precedente " $n-1$ " (si el grupo considerado es uno "nd" o "nf")
 - e) **1,00** para cada electrón ubicado en todos los grupos menores que " $n-1$ "

Contribución a la Constante de Apantallamiento				
Grupo de electrones	Grupos con $n' > n$	Grupo n	Grupos con $n' = n-1$	Grupos con $n' < n-1$
(1s)	0,00	0,30	---	---
(ns np)	0,00	0,35	0,85	1,00
(nd), (nf)	0,00	0,35	1,00	1,00

Para ver cómo se utilizan estas reglas se puede calcular la carga nuclear efectiva sentida por un electrón del nitrógeno, ubicado en un orbital 2p. Primero se escribe la

configuración electrónica de la forma correcta $(1s^2)(2s^2, 2p^3)$ (regla 1). Ya que no existen electrones en los grupos mayores que n ($> n$), la contribución al apantallamiento es cero (regla 2a). Los otros cuatro electrones de valencia que acompañan en el mismo orbital ($2s^2 2p^2$) al electrón considerado aportarán una contribución de $4 \times 0,35 = 1,40$ (regla 2b), mientras que los dos electrones del orbital inferior ($1s^2$) harán una contribución de $2 \times 0,85 = 1,70$ (regla 2c).

1. $(1s^2) (2s^2 2p^3)$
 2. a) $> (n) = (0) \times (0,00) = 0,00$
 - b) $(n) = (4) \times (0,35) = 1,40$
 - c) $(n-1) = (2) \times (0,85) = 1,70$
 - d) $< (n-1) = (0) \times (0,00) = 0,00$
-
- $\sigma \quad 3,10$

$$Z^* = Z - \sigma \quad 7,00 - [(4 \times 0,35) + (2 \times 0,85)]$$

$$Z^* = 7,00 - 3,10 = \underline{\underline{3,90}}$$

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Como se ha visto, las configuraciones electrónicas de los elementos muestran una variación periódica al aumentar el número atómico. En consecuencia los elementos también presentan variaciones periódicas en cuanto a su comportamiento fisicoquímico. Son muchas las propiedades de los elementos que muestran periodicidad respecto a su número atómico, sin embargo algunas de ellas son más importantes que otras cuando se quiere explicar o predecir la conducta química de los elementos. Entre estas últimas podemos citar el radio atómico, la energía de ionización, la energía de afinidad electrónica, la electronegatividad, y el carácter metálico de los elementos.

Radio Atómico

En relación al radio atómico es conveniente establecer que, de acuerdo al modelo actual del átomo, este no tiene límites claramente definidos que determinen su tamaño. En general se piensa en el tamaño atómico, como el volumen que contiene el 90% de la totalidad de la densidad electrónica alrededor del núcleo. Así, en teoría, el



radio atómico se puede definir como la distancia desde el centro del núcleo, hasta el borde externo del orbital (que contiene el 90% de densidad electrónica) de mayor número cuántico principal, de un átomo dado. Sin embargo, no se puede aislar un átomo solo y medir su radio, como se mide el radio de una esfera de material sólido. En consecuencia, el radio atómico se determina de manera indirecta, considerando su entorno inmediato y su interacción con los átomos circundantes. En la práctica, el radio atómico se puede definir como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes, bien sea que estén involucrados en un enlace metálico o en un enlace covalente. En general, el valor del “radio metálico” es mayor que el valor del “radio covalente”, para un mismo átomo que pueda formar ambos tipos de enlace. La razón de esta diferencia radica en la naturaleza de los enlaces. Mientras que en un enlace metálico, los electrones están más o menos libres para desplazarse dentro del agregado metálico, en el caso del enlace covalente, los electrones están localizados únicamente entre los dos átomos involucrados en el enlace.

Al recorrer de izquierda a derecha cualquier período de la tabla, el número de electrones internos de cada uno de los elementos en dicho período, se mantiene constante, en tanto que la carga del núcleo aumenta. Los electrones ubicados en los orbitales más externos, sienten entonces una mayor “carga nuclear efectiva”, siendo atraídos con mayor fuerza hacia el núcleo, lo que hace que el radio atómico disminuya. Al recorrer hacia abajo la tabla, a lo largo de un mismo grupo, la carga nuclear efectiva permanece relativamente constante, en tanto que el número cuántico principal se incrementa; en consecuencia, el tamaño del orbital respectivo es mayor, y por ende el radio atómico aumenta.

Grupo Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 32							He 50
2	Li 152	Be 112	B 98	C 92	N 91	O 73	F 72	Ne 70
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar 94
4	K 231	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr 109
5	Rb 244	Sr 215	In 167	Sn 141	Sb 1,40	Te 137	I 133	Xe 130
6	Cs 262	Ba 217	Tl 171	Pb 175	Bi 146	Po 150	At 140	Ra 140

Radios Atómicos de los elementos representativos (picómetros)

Uno de los beneficios del conocimiento de las tendencias periódicas de los elementos, es que a través de ellas es posible predecir las características de los compuestos químicos que pueden formarse. Para ello se requiere, sin embargo, considerar tres conceptos que juegan un papel importante al determinar si los elementos formarán preferentemente compuestos iónicos o covalentes: la energía de ionización, la energía de afinidad electrónica y la electronegatividad.

Energía de Ionización:

La energía de ionización es la mínima energía requerida para quitar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental. La magnitud de la energía de ionización es una medida del esfuerzo necesario para que un átomo libere un electrón, y forme un ión positivo, o de cuán fuertemente está atraído un electrón por el núcleo en el átomo. A mayor energía de ionización, es más difícil quitar el electrón. Es posible, sin embargo, remover más de un electrón de la mayoría de los átomos. Para un átomo



polieletrónico, la cantidad de energía requerida para quitar el “primer” electrón del átomo en su estado fundamental, viene representada por la ecuación:



y se denomina “primera energía de ionización” (I_1). Por convención, la energía absorbida por átomos (o iones) en el proceso de ionización, tiene un valor positivo. Así que las energías de ionización son todas cantidades positivas. La “segunda energía de ionización” (I_2), es la energía requerida para la remoción de un segundo electrón:



Las energías de ionización sucesivas están definidas de una manera similar. Después que se ha quitado un electrón a un átomo neutro, se necesita mayor energía para sacar otro electrón del ión cargado positivamente, ya que la carga del núcleo permanece constante y atrae con más fuerza a los electrones restantes. Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden, para un átomo dado:

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$

Este comportamiento de las energías de ionización sucesivas, fundamentan la idea de que solo los electrones más externos de los átomos pueden compartirse o transferirse, para dar lugar a los cambios químicos. Se necesita tanta energía para extraer a los electrones más internos, los cuales están tan firmemente unidos al núcleo, que difícilmente van a formar parte de un enlace o unión química.

Como ya se ha dicho, la energía de ionización varía periódicamente con el número atómico. Así para un mismo período, si se toma en cuenta la primera energía de ionización, esta aumenta de izquierda a derecha. Los metales alcalinos presentan la menor energía de ionización, mientras que los gases nobles presentan la mayor energía de ionización dentro de cada período. Esto puede ser explicado en base al hecho, de que al avanzar a lo largo de un período, los electrones más externos se encuentran más fuertemente unidos al núcleo, ya que se incrementa la carga nuclear efectiva de los átomos. Hay algunas excepciones a esta tendencia general: Al ir del

grupo IIA al IIIA (por ejemplo del Be al B, y del Mg al Al) disminuye la energía de ionización, debido a que se necesita menos energía para remover el único electrón situado en el orbital “p” de los átomos del grupo IIIA, que para remover un electrón, de los dos apareados presentes en el orbital “s”, de los átomos del grupo IIA. Otra irregularidad ocurre entre los grupos VA y VIA (por ejemplo, del N al O, y del P al 5), ya que en los elementos del grupo VA (ns^2np^3) los electrones “p” están desapareados, cada uno en un orbital de un tipo diferente (p_x , p_y , p_z), mientras que en el grupo VIA (ns^2np^4) el electrón adicional, debe aparearse con uno de los tres electrones “p” ya citados. La proximidad entre los dos electrones apareados en el mismo orbital, provoca una gran repulsión electrostática, lo cual facilita la ionización de un átomo de un elemento del grupo VIA, aún cuando su carga nuclear aumenta en una unidad. Por esto, las energías de ionización de los elementos del grupo VIA son menores que las del grupo VA del mismo período.

Verticalmente, la energía de ionización disminuye cuando se avanza de arriba hacia abajo, a lo largo de un mismo grupo. Esto se debe a que aunque la carga nuclear efectiva aumenta, también aumenta el radio atómico, pero este lo hace en una proporción tal, que cada vez es menor la atracción del núcleo sobre el electrón más externo, de tal manera que se hace más fácil extraer los electrones al ir de un elemento al otro al descender en un mismo grupo.

Grupo Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 1312							He 2.373
2	Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1.400	O 1.314	F 1.680	Ne 2.080
3	Na 496	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1.012	S 1.000	Cl 1.251	Ar 1.521
4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1.140	Kr 1.351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1.008	Xe 1.170
6	Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 920	Ra 1.037

Primeras Energías de Ionización de los elementos representativos (KJ/mol)



Energía de Afinidad Electrónica

Los átomos no solo pierden electrones para formar iones con carga positiva, sino que también pueden ganar electrones para formar iones con carga negativa. El cambio de energía que ocurre cuando un electrón se adiciona a un átomo gaseoso o a un ion se llama “energía de afinidad electrónica” (AE). El proceso para un átomo gaseoso neutro se puede representar como:



De acuerdo con la convención usada en termodinámica, se asigna un valor negativo a la energía de afinidad electrónica cuando se libera energía. Entre más negativa sea la energía de afinidad electrónica, mayor será la tendencia del átomo a aceptar un electrón. Por otro lado, cuando el valor de la energía de afinidad electrónica es positivo, significa que es necesario forzar a los átomos correspondientes a aceptar dichos electrones.



Por muchas razones, la variación de la energía de afinidad electrónica a lo largo de un período no es regular. La tendencia general, sin embargo, es que los valores aumenten (se hacen más negativos) de izquierda a derecha en cada período. Son excepciones notables los elementos de los grupos IIA, VA y VIIIA que tienen valores menos negativos (o más positivos) de lo que sugiere la tendencia. Esto se debe a que los orbitales “s” están llenos para los elementos del grupo IIA (Be, Mg, Ca Sr, Ba), en tanto que para los elementos del grupo VA (N, P, As, Sb, Bi) los orbitales “p” están semillenos, de modo que la inclusión de un electrón adicional en ellos requiere energía. El caso es similar para los gases nobles (grupo VIIIA: He, Ne, Ar, Xe, Rn) en donde tanto los orbitales “s” como los orbitales “p” están completamente llenos.

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
-------	----	-----	------	-----	----	-----	------	-------

Período								
1	H -77							He (21)
2	Li -58	Be (241)	B -23	C -123	N 0	O -142	F -333	Ne (29)
3	Na -53	Mg (230)	Al -44	Si -120	P -74	S -200	Cl -348	Ar (35)
4	K -48	Ca (154)	Ga -35	Ge -118	As -77	Se -195	Br -324	Kr (39)
5	Rb -47	Sr (120)	In -34	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe (40)
6	Cs -45	Ba (52)	Tl -48	Pb -101	Bi -100	Po -180	At -270	Ra (41)

Energía de Afinidad Electrónica de los elementos representativos (KJ/mol)

Al descender a lo largo de un grupo, la energía de afinidad electrónica no varía en forma apreciable, sin embargo, se puede observar una tendencia a la disminución de los valores de esta propiedad. A medida que se avanza en el grupo, el electrón adicional entra en un orbital de número cuántico mayor, y por ende de mayor tamaño. La distancia promedio del electrón al núcleo se incrementa y la fuerza con que el núcleo atrae a los electrones disminuye proporcionalmente, haciendo menor la energía de afinidad electrónica.

Electronegatividad

Otra propiedad periódica que nos ayuda a predecir el comportamiento químico de los elementos, cuando forman parte de un compuesto, es la llamada Electronegatividad (EN ó χ). Esta se define como la capacidad relativa que tiene un átomo, para atraer los electrones sobre si, cuando esta químicamente enlazado con otro átomo. Como es de esperarse, la electronegatividad de un elemento está relacionada con sus energías de ionización y de afinidad electrónica. Un átomo con una energía de ionización elevada y una energía de afinidad electrónica muy negativa, evitará que sus electrones sean

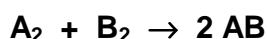


atraídos por otros átomos y en cambio atraerá electrones fácilmente, por lo que será muy electronegativo.

Este planteamiento anterior, es la base para una escala cuantitativa de electronegatividad, establecida por Robert Mulliken (1868-1953), quién sugirió que este parámetro es proporcional al promedio de las energías de ionización y de afinidad electrónica de cada átomo.

$$\chi_A = \frac{I_A + E_A}{2} \quad \Rightarrow \quad I_A \text{ y } E_A \text{ están en unidades de eV.}$$

Sin embargo la escala de electronegatividad más usada actualmente fue desarrollada por Linus Carl Pauling (1901-1998), la cual se basa en las diferencias de energías de enlace, entre las moléculas diatómicas polares y las moléculas diatómicas covalentes. Esta diferencia de energía, es considerada por Pauling como una medida de la diferencia de la electronegatividad de los átomos. Las reacciones del tipo



casi siempre son exotérmicas y el enlace formado entre los dos átomos A y B debe ser más fuerte que el promedio de las energías de enlace de las moléculas A-A y B-B. Por ejemplo:



La diferencia en electronegatividad entre los átomos A y B ($\chi_A - \chi_B$) es proporcional a las energías de enlace de la molécula A-B y las energías de enlace de las moléculas A_2 y B_2 , según la fórmula:

$$(\chi_A - \chi_B) = 0,28 [(D_{AB}) - (D_{AA} \times D_{BB})^{1/2}]^{1/2}$$

Aunque se han propuesto otras escalas de electronegatividad (Sanderson, Allred-Rochow, etc.) basadas en diferentes propiedades de los átomos, todas son escalas relativas, no absolutas, (por lo que no se les asigna unidades de medida) y se encuentra con frecuencia, que una escala difiere de otra solamente en un factor constante de multiplicación, de este modo que todas ellas pueden ser equivalentes en gran medida. Por ejemplo:

$$\chi_{A(\text{Pauling})} = \chi_{A(\text{Mulliken})} / 2,8$$

En general, la electronegatividad aumenta al avanzar de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, es decir desde el grupo IA hasta el grupo VIIIA. Por el contrario, al descender en un grupo, la electronegatividad (con algunas excepciones, en especial entre los metales de transición) disminuye al aumentar el número cuántico principal. Según la escala de Pauling, el flúor es el elemento más electronegativo, con un valor de 4,0 mientras que el cesio tiene un valor de 0,7, siendo así el elemento menos electronegativo. Esta distribución permite establecer que los elementos más electronegativos (halógenos, oxígeno, nitrógeno y azufre) están ubicados en el ángulo superior derecho de la tabla periódica, y los menos electronegativos (metales alcalinos y alcalinoterreos) se encuentran en el ángulo inferior izquierdo.

Grupo Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 2,1							He ---
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne ---
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar ---
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr ---
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe ---
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Ra ---



ELECTRONEGATIVIDADES DE LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS (SEGÚN PAULING)

Los átomos de elementos con diferencias de electronegatividad grandes, tienden a formar enlaces iónicos unos con otros, dado que los elementos menos electronegativos donan sus electrones al elemento de mayor electronegatividad. Los átomos con electronegatividades similares tienden a formar entre sí enlaces covalentes o covalentes polares, ya que sólo ocurre un desplazamiento ligero de la densidad electrónica.

Principio de Singularidad

La “Ley Periódica”, tal como se señaló anteriormente, establece que “las propiedades de los elementos químicos son función periódica de su número atómico”. Este es el primer y más útil principio que subyace tras la organización de la Tabla Periódica; sin embargo, existen otros aspectos que también influyen en la posición y características que tienen los diversos elementos químicos dentro de la Tabla Periódica.

Uno de estos principios adicionales es el “Principio de Singularidad”, que establece que la química de los elementos del segundo período (Li, Be, B, C, N, O, Ne) es a menudo significativamente diferente a la de los distintos elementos que los acompañan en sus respectivos grupos. De hecho, estos ocho elementos son tan diferentes de sus congéneres (elementos del mismo grupo) que algunos autores los tratan en forma separada a los del grupo al cual pertenecen. En este texto, se estudian estos elementos en conjunto con los del resto de su grupo, pero importante saber que el primer elemento no es el más representativo del grupo como conjunto. De hecho, se puede hacer una mejor correlación tomando el segundo elemento de cada grupo (Na, Mg, Al, Si, P, S, Ar) como el más representativo. ¿A qué se debe que los primeros de cada uno de los grupos sean tan diferentes de sus congéneres? Hay tres razones esenciales: 1) su excepcional pequeño tamaño; 2) su intensa habilidad para formar enlaces π , y 3) la indisponibilidad de los orbitales d en estos elementos.

Tamaño pequeño de los primeros elementos de grupo:

Una inspección a la Tabla de Radios atómicos de los elementos representativos, revela que los primeros elementos son excepcionalmente pequeños en comparación con sus congéneres. Esta tremenda diferencia en los tamaños nos lleva a la correspondiente diferencia en las afinidades electrónicas. De hecho, las afinidades electrónicas de los primeros elementos de cada grupo son inesperadamente bajas con respecto al resto de los elementos de dicho grupo. Por ejemplo, la afinidad electrónica del flúor no es mayor que la del cloro, como cabría esperar de nuestra discusión previa. Lo mismo ocurre con el oxígeno comparado con el azufre. Los electrones que se unen a estos átomos pequeños y compactos de la parte superior de cada grupo, experimentan más repulsiones electrón-electrón, y por tanto es un poco más difícil añadir un electrón a estos átomos, que lo que es el añadirlo a alguno de sus congéneres.

Otro aspecto de la singularidad de los primeros elementos (particularmente Li, Be, B, y C) que está relacionado con su inusual pequeño tamaño, es el relativamente alto grado de carácter covalente encontrado en los compuestos de estos elementos. De manera normal se esperaría, por ejemplo, que los compuestos de los Grupos IA y 2A, elementos de baja energía de ionización, fuesen principalmente iónicos. De hecho, todos los congéneres del litio y el berilio forman compuestos con un alto grado de carácter iónico, pero estos dos elementos tienden a formar compuestos con un mayor carácter covalente que el esperado. ¿Por qué ocurre esto? Como ejemplo representativo consideremos el cloruro de litio, LiCl, el cual se puede representar, basándose en una baja energía de ionización para el litio y una afinidad electrónica altamente exotérmica para el cloro, como $\text{Li}^{+1} \text{Cl}^{-1}$.

Es de notar que el pequeñísimo catión litio puede llegar muy cerca de la nube electrónica llena del anión cloro. Tan cerca, de hecho, que la gran y algo difusa nube electrónica del cloro puede distorsionarse o “polarizarse”, por efecto del litio cargado positivamente. Esta polarización hace más efectivo el solapamiento entre los orbitales de los dos iones. El solapamiento de orbitales y la compartición de electrones entre las dos especies es característico de un enlace covalente. Pero no solo el pequeño tamaño del catión litio influye en este aspecto. Cuanto mayor es la carga positiva del catión,



mayor es su poder de distorsión, o de polarización, y por ende se desarrollará un mayor carácter covalente del enlace. Normalmente estos efectos se dice que cuanto mayor es la relación carga-radio (Z/r) del catión, mayor es su poder de polarización.

Mayor probabilidad de enlaces π en los primeros elementos de grupo:

El pequeño tamaño de los primeros elementos incrementa la probabilidad de formación de enlaces π entre ellos y con otros elementos. Los enlaces π conllevan un solapamiento lateral entre dos orbitales "p", o dos orbitales "d" (e incluso entre dos orbitales moleculares antienlazantes de algunas moléculas). Si los dos átomos involucrados son grandes, entonces el solapamiento lateral de tipo π será menos efectivo. Por otra parte, los enlaces σ , caracterizados por solapamiento frontal de dos orbitales cuyos nodos están sobre una misma línea recta, serán más fuertes cuanto mayor sea el tamaño de los orbitales participantes. Una consecuencia importante de estas consideraciones es una mayor incidencia de los enlaces dobles y triples, utilizando tanto los enlaces π como los σ , en la química de los primeros elementos ($C=C$, $C\equiv C$, $O=O$, $C=O$, $C\equiv O$, $N\equiv N$, etc.) que en la de sus congéneres.

Ausencia de orbitales "d" en los primeros elementos de grupo:

El tercer aspecto relacionado con la singularidad, es la ausencia de disponibilidad de orbitales "d" en los primeros elementos de cada grupo. Comenzando con elementos como el silicio, el fósforo, el azufre y el cloro y continuando en los períodos posteriores, se encuentra que los orbitales "d" son lo suficientemente bajos en energía, como para ser ocupados sin un excesivo gasto al "promover" un electrón de un orbital de más baja energía a uno de más alta energía. La disponibilidad de dichos orbitales "d" en los congéneres más pesados de cada grupo, hace posible que alrededor de cada elemento se puedan ordenar más de ocho electrones, dando origen a los "octetos expandidos", mientras que la ausencia de estos orbitales "d" en los primeros elementos de cada grupo, los imposibilita para lograr esta expansión.

Hay muchas consecuencias que se derivan de esta diferencia en la disponibilidad de los orbitales "d". Por ejemplo, el carbono sólo puede formar compuestos como el CF_4

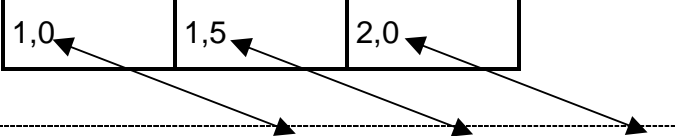
pero el silicio puede formar el ión SiF_6^{-2} . En términos de la teoría de enlace de valencia, la hibridación del átomo de carbono en el CF_4 sería sp^3 , mientras que el átomo de silicio sería sp^3d^2 . Un segundo ejemplo involucra a la química de los halógenos. El flúor puede, en general, formar sólo enlaces sencillos con cualquier otro elemento como en el F_2 ó el HF. El cloro, sin embargo, puede formar un número de compuestos en los cuales está unido a otros tres átomos, por ejemplo, el ClF_3 , en el cual el Cl tiene hibridación sp^3d .

Efecto Diagonal

La “Ley Periódica” y el “Principio de Singularidad” de los primeros elementos de cada grupo son dos de los principios organizativos de la Tabla Periódica. Un tercero es el “Efecto Diagonal”, el cual establece que existe una relación diagonal entre las propiedades del primer elemento de un grupo y las propiedades del segundo elemento del siguiente grupo. En realidad este efecto es sólo importante para los tres primeros grupos, donde encontramos que el litio y el magnesio son sorprendentemente similares, como ocurre con el berilio y el aluminio, así como con el boro y el silicio.

	Li	Be	B	
Carga del ión	+1	+2	+3	
Radio iónico (pm)	76	34	23	
Densidad de carga	1,4	4,9	12	
Electronegatividad	1,0	1,5	2,0	

		Mg	Al	Si
Carga del ión		+2	+3	+4
Radio iónico (pm)		78	57	26
Densidad de carga		2,8	5,7	10
Electronegatividad		1,2	1,5	1,8





Propiedades relevantes de los elementos relacionados por el efecto diagonal

Existen tres factores principales por los cuales estos pares de elementos tienen tantas características en común. Un factor es el tamaño iónico; los otros son la densidad de carga (o relación carga-radio Z/r) y la electronegatividad. Se puede observar que el radio iónico del Be^{+2} (34 pm) es más similar al del Al^{+3} (57 pm) que al del Mg^{+2} (78 pm). Esto significa que el berilio y el aluminio son más intercambiables en compuestos minerales que el litio y el magnesio, de mayor tamaño.

Las diferencias de electronegatividad entre los átomos que participan en un enlace químico son indicativas del carácter covalente relativo de dicho enlace. Dado que tanto el berilio como el aluminio tienen una electronegatividad de 1,5 se deduce que los enlaces Be-X y Al-X deberían ser, de similar carácter covalente. También se puede observar que las densidades de carga del berilio y del aluminio son 4,9 y 5,7 respectivamente. Los dos iones metálicos polarizarán, por tanto, de forma similar el átomo X en el enlace M-X y darán lugar a un carácter covalente adicional equivalente. Se puede observar que la relación diagonal Be-Al, parece que se produce en gran parte, por las similitudes en el tamaño iónico, la electronegatividad y la densidad de carga de estos átomos. Se puede argumentar de forma análoga para los otros pares (Li-Mg y B-Si) que muestran una relación diagonal.

Efecto del Par Inerte

Hay varios nombres para designar este efecto. Junto al “efecto del par inerte”, se le ha llamado “efecto del par inerte 6s” y “efecto del par inerte s”. Independientemente de cómo se llame, esta idea establece que los electrones de valencia ns^2 de los elementos metálicos, particularmente aquellos pares $5s^2$ y $6s^2$ que siguen a los metales de la segunda y tercera serie de transición, son menos reactivos de lo que cabría esperar basándonos en las tendencias de la carga nuclear efectiva, tamaños iónicos y energías de ionización. Esto se traduce en que el In, Tl, Sn, Pb, Sb, Bi, y en algunos casos el Po, no siempre muestran su máximo estado de oxidación, sino que a veces forman compuestos donde el estado de oxidación es dos unidades inferior que la esperada valencia del grupo.

Parecen existir dos aspectos principales para su explicación. Uno es la tendencia de las energías de ionización a ir descendiendo gradualmente a lo largo un grupo dado, debido al incremento en el tamaño atómico. Si se observan los valores de la primera energía de ionización, por ejemplo, a lo largo del Grupo 3A, la disminución de dicha energía cuando pasa del boro al aluminio es evidente, pero el galio y el talio, en particular, tienen valores más altos que los esperados. ¿Por qué ocurre esto? La mejor explicación es que los electrones 4s, 5s y 6s del Ga, el In y el Tl, respectivamente, no están tan apantallados del núcleo debido a los subniveles llenos d y f. ¿Qué significa esto con respecto al efecto del par inerte? Simplemente significa que los electrones 4s, 5s y 6s reciben una mayor carga nuclear efectiva de lo esperado y, consecuentemente, son más difíciles de arrancar.

El segundo aspecto en la explicación del efecto del par inerte es la tendencia en las energías de enlace a ir disminuyendo en un grupo, como el Grupo 3A. Se espera una disminución en las energías de enlace según se desciende a lo largo de un grupo debido al incremento en el tamaño atómico y, por tanto, en la distancia de enlace. Consecuentemente, los electrones de enlace, en la región de solapamiento de los orbitales de valencia de estos átomos grandes, están más lejos de los núcleos de los átomos y tienen menos posibilidad de mantener los dos núcleos unidos.

La combinación de estos efectos: 1) las energías de ionización más altas que lo esperado para el Ga, el In y el Tl, y 2) las energías de enlace más bajas para compuestos que contengan estos elementos, son al menos parcialmente responsables del efecto del par inerte. En otras palabras, para el talio, por ejemplo, se necesita mucha energía para conseguir que los electrones 6s formen enlaces, y no se recupera tanta energía con la formación del enlace. Por tanto, los compuestos de talio(I) son más numerosos de lo que cabría esperar para un elemento del Grupo 3A.



Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Período								
1								
2								
3								
4								
5			In	Sn	Sb			
6			Tl	Pb	Bi	Po		

ELEMENTOS QUE PRESENTAN EL EFECTO DEL PAR INERTE

Es conveniente indicar aquí, que la Ley Periódica, la cual establece las relaciones entre los elementos de un mismo grupo (por ejemplo, entre el berilio y el magnesio) es todavía el factor dominante, en la organización de la Tabla Periódica, por sobre el Principio de Singularidad, el Efecto Diagonal o el Efecto de Par Inerte. Sin embargo, estas últimas relaciones se mantienen como principios organizativos de importancia adicional en la Tabla Periódica.

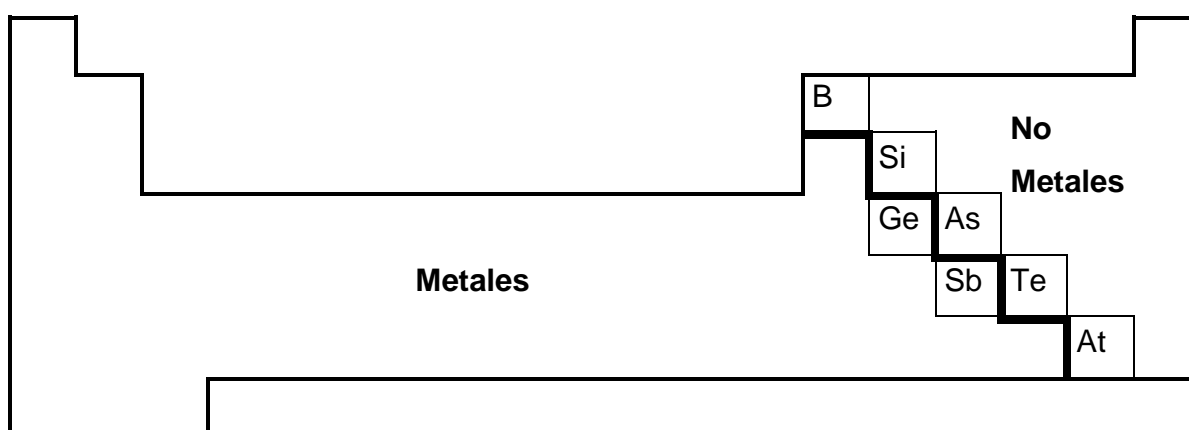
Carácter Metálico de los Elementos

Las propiedades periódicas que se han presentado hasta ahora son representativas de los átomos individuales. Sin embargo, a excepción de los gases nobles, ninguno de los elementos existe en la naturaleza como átomos individuales, aislados. En efecto, las propiedades de los elementos que usualmente observamos, son aquellas presentadas por un conjunto formado por gran cantidad de átomos de un mismo tipo. Entre estas propiedades macroscópicas se puede citar el carácter metálico de los elementos, y como es de esperar, hay una estrecha relación entre las configuraciones electrónicas de los átomos y dicho carácter metálico.

Elementos Metálicos	Elemento No-metálicos
Lustre y brillo característicos	Sin lustre; de varios colores
Sólidos, maleables y dúctiles	Sólidos quebradizos; duros o blandos
Buena conductividad térmica y eléctrica	Malos conductores del calor y la electricidad
La mayor parte de sus óxidos son sólidos iónicos básicos	La mayor parte de sus óxidos son compuestos moleculares ácidos
En solución acuosa existen principalmente como cationes	En solución acuosa existen como aniones u oxianiones

Propiedades características de elementos metálicos y no-metálicos

Aproximadamente, tres cuartas partes de todos los elementos se consideran “metales” y están situados en las secciones media e izquierda de la tabla. Los “no-metales” se localizan en la esquina superior derecha de la tabla, y los “semimetales ó metaloides” quedan en una franja diagonal entre los metales y los no-metales. Es de esperar, que los metales (con sus bajas energía de ionización y bajas afinidades electrónicas positivas o negativas) tiendan a perder electrones para formar iones positivos, mientras que los no-metales (con sus altas energías de ionización y altas afinidades electrónicas negativas) tiendan a ganar electrones para formar iones negativos.



Metales, Semimetales o metaloides y No-metales en la Tabla Periódica (Semimetales indicados por su símbolo en la línea diagonal)

Reacciones químicas y Periodicidad



No solamente las características intrínsecas de los elementos están sujetas a una secuencialidad dada por la Ley Periódica, sino que también la reactividad y el tipo de compuestos que forma cada elemento, se rigen por este principio. Así, es posible ilustrar la periodicidad de las propiedades químicas considerando algunas reacciones de los elementos ubicados en la Tabla Periódica, con el hidrógeno y/o el oxígeno, los cuales, son los elementos que forman más clases de compuestos con los otros elementos. Adicionalmente, los compuestos de hidrógeno y oxígeno son muy importantes en fenómenos tan diversos como los procesos biológicos y la mayoría de los procesos de corrosión.

Hidruros

El hidrógeno reacciona con metales y otros no-metales para formar compuestos binarios denominados hidruros. El hidrógeno atómico tiene la configuración electrónica $1s^1$, pudiendo formar a) Hidruros iónicos, que contienen iones hidruro H^- , ganando un electrón por átomo de un metal activo, o b) hidruros moleculares, al compartir electrones con un átomo de otro no-metal. El carácter iónico o molecular de los compuestos binarios de hidrógeno, depende de la posición del otro elemento en la Tabla Periódica. Las reacciones de H_2 con los metales alcalinos (IA) y los alcalinoterreos (IIA) más pesados, resulta en hidruros iónicos sólidos, a menudo denominados hidruros salinos.

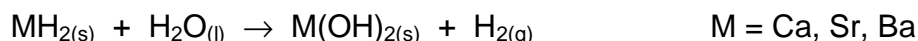
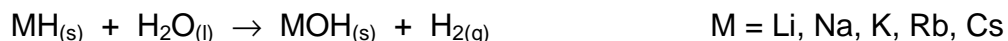
La reacción del hidrógeno con los metales del grupo IA puede representarse en término generales como:



Así mismo, en términos generales, la reacción del hidrógeno con los metales más pesados del grupo IIA puede representarse como:



Estos hidruros iónicos son todos básicos porque los iones hidruro reaccionan con agua para formar iones hidróxido:



El hidrógeno reacciona con los no-metales para formar hidruros moleculares binarios. Por ejemplo, al combinarse con los elementos del grupo VIIA (halógenos) forma haluros de hidrógeno gaseosos, y cuando se combina con elementos del grupo VIA forma compuesto moleculares:



Grupo Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H ₂							He
2	LiH	BeH₂	B ₂ H ₆	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	Ne
3	NaH	MgH ₂	(AlH ₃) _x	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	Ar
4	KH	CaH ₂	Ga ₂ H ₆	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr	Kr
5	RbH	SrH ₂	InH₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI	Xe
6	CsH	BaH ₂	TlH	PbH ₄	BiH ₃	H ₂ Po	HAt	Rn

Hidruros comunes de los elementos representativos

Muchos de los hidruros moleculares son ácidos; sus disoluciones acuosas producen iones H⁺. El carácter ácido de los hidruros aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período, y de arriba hacia abajo en un grupo.

Oxidos:

El oxígeno forma óxidos por combinación directa con todos los demás elementos, excepto con los gases nobles helio, neón, argón y kriptón. Los óxidos son compuestos binarios que contienen oxígeno. En general, los metales del grupo IA se combinan con el oxígeno para formar tres clases de productos iónicos sólidos denominados óxidos, peróxidos y superóxidos. Los óxidos "normales" se forman por combinación con el oxígeno, el cual está presente en estos compuestos como ión O²⁻:



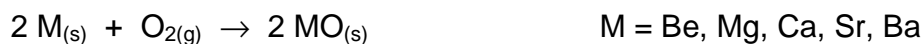
Así mismo, los peróxidos se forman por combinación con un exceso de oxígeno, el cual está presente en estos compuestos como ión O₂²⁻:



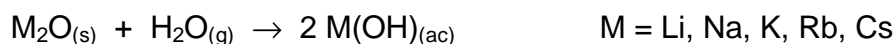
Por último, los superóxidos se forman por combinación con un exceso de oxígeno, el cual está presente en estos compuestos como ión O_2^- :



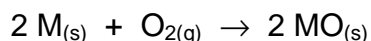
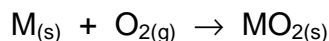
La tendencia de los metales del grupo IA a formar compuestos ricos en oxígeno aumenta al descender en el grupo. Esto se debe a que el radio del catión aumenta en ese mismo sentido, observándose una tendencia similar para los metales del grupo IIA. Los elementos de este grupo reaccionan con el oxígeno a temperaturas moderadas para formar óxidos iónicos, MO , y a altas presiones de oxígeno, los miembros más pesados forman peróxidos iónicos, MO_2 :



Los óxidos de los metales se denominan anhídridos básicos porque muchos de ellos se combinan con agua para formar bases, sin cambiar el estado de oxidación del metal. Los anhídridos básicos que son solubles en agua reaccionan para producir los correspondientes hidróxidos:

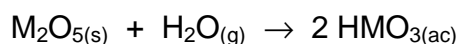
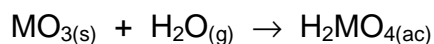
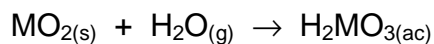


El oxígeno se combina con muchos no metales para formar óxidos moleculares de diferentes estequiometrías, dependiendo de las cantidades de oxígeno y elemento no metálico que se combinen:



Los óxidos no metálicos se denominan anhídridos ácidos porque muchos de ellos se combinan con agua para formar soluciones ácidas, sin cambiar el estado de oxidación del metal. Los anhídridos que son solubles en agua reaccionan para producir los

correspondientes oxoácidos, que son ácidos que contienen el grupo M-O-H, donde M = no-metal.



El carácter ácido de los óxidos aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período, y de arriba hacia abajo en un grupo.

Grupo Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H ₂ O							He
2	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	O ₃	FO ₂	Ne
3	Na₂O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO₃	Cl₂O₇	Ar
4	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇	Kr
5	Rb ₂ O	SrO	In₂O₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇	Xe
6	Cs ₂ O	BaO	Tl₂O₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇	Rn

Oxidos normales de los elementos representativos



Actividades de Autoevaluación:

1.- Cuales son los símbolos y nombres de los elementos con las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$

2.- Sin acudir a la tabla periódica, determinar el número atómico de las siguientes especies:

- a) El tercer elemento de la primera serie de transición
- b) El undécimo elemento normal
- c) El segundo gas noble

3.- Para cada una de las siguientes especies: Ca, Ti, Au^{+1} , Fe^{+2} , O^{-2} , Ne, N^{-3} , Xe, Br^{-1} , Co^{+3} , Ru^{+2} , Ba, Cr, S^{-2} , P^{-1}

- a) Dé la configuración de valencia
- b) Diga el número de electrones desapareados
- c) Prediga sus propiedades magnéticas
- d) Agrúpelas en series isoelectrónicas

4.- Para cada una de las siguientes especies: Ti^{+3} , Ge^{+4} , Ir^{+2} , Pt^{+2} , Pd^{+2} , Ag^{+1} , Gd^{+3} , Tb^{+4} , Cu^{+1} , Cu^{+2} , Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+5} , Al^{+3} , Zr^{+3} , Na^{-1}

- a) Dé la configuración electrónica
- b) El número de electrones desapareados

5.- Dé la configuración de valencia para los siguientes grupos periódicos (Ej: ns^1 para los metales alcalinos):

- a) Gases nobles
- b) Halógenos
- c) Pnicógenos

6.- Sin acudir a la tabla periódica, expresar la configuración electrónica y el número de electrones desapareados de los siguientes elementos:

- a) El séptimo elemento de la primera serie de transición
- b) El cuarto gas noble
- c) El ión más estable del elemento 38

- 7.- Identifique en la tabla periódica todos los elementos que posean una configuración electrónica anómala y escríbalas en orden creciente de número atómico.
- 8.- Explique detalladamente la tendencia general en los radios atómicos para:
- Los elementos del tercer período
 - Los metales alcalinos
 - Los halógenos
 - Los elementos de la primera serie de transición
- 9.- Explique detalladamente:
- Porqué la variación del radio atómico entre el Na y el Cl es 0,55 Å, mientras que del Sc al Zn es solo 0,19 Å.
 - Porqué la variación del radio atómico entre el Li y el Be es mucho mayor que entre el Na y el Mg, o que entre el K y el Ca.
 - Los iones Li^{+1} e H^{-1} (hidruro) poseen una configuración electrónica idéntica en su estado fundamental. Sin embargo, el radio iónico del H^{-1} (1,54 Å) es mucho mayor que el radio iónico del Li^{+1} (0,68 Å)
- 10.- En cada uno de los siguientes grupos de especies químicas, indique la especie de mayor tamaño:
- O, S^{-1} , S^{-2}
 - Ca^{+1} , Na, Na^{+1}
 - Na^{+1} , Ne
 - Ca, Ca^{+1} , Ca^{+2}
- 11.- En cada uno de los siguientes grupos de especies químicas, indique la especie de menor tamaño:
- O, F, Ne
 - Cr, Mo, W
 - Li^{+1} , Be^{+2} , B^{+3}
 - N, N^{+3} , N^{-3}
- 12.- Disponga los siguientes iones isoelectrónicos por orden de radio iónico decreciente:
- Ti^{+4} , Sc^{+3} , Mn^{+7} , Cr^{+6} , V^{+5}
 - Be^{+2} , Li^{+1} , C^{+4} , B^{+3}



e) Cl, S⁺², Si⁻⁴, P⁻³

13.- El B⁺⁴ y el C⁺⁵ son isoelectrónicos con el He⁺¹ y el H. Como esperarías que fueran las energías de ionización del B⁺⁴ y del C⁺⁵ comparadas con las del He⁺¹ y del H.

14.- Utilizando las reglas de Slater, calcula la Z* para el Al, Al⁺¹, Al⁺² y Al⁺³. Discute tus resultados en relación a las energías de ionización esperadas para estas especies.

15.- Utilizando las reglas de Slater, calcula la Z* para sobre el electrón de valencia np¹ del Al. Haga un cálculo similar para el Ga, In y Ti. Comente los resultados en relación a las primeras energías de ionización de estos elementos

16.- Explique detalladamente:

a) Porqué la primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio.

b) Porqué la primera energía de ionización del oxígeno es menor que la del nitrógeno

c) Es más difícil remover un electrón de valencia del potasio que del sodio, después de que este último ha sido excitado al nivel 4s

d) Es más difícil remover un electrón de valencia del berilio, cuando previamente ha sido excitado al nivel 3s, que el correspondiente al magnesio en su estado fundamental

17.- Ordenar cada una de las siguientes series de elementos en orden creciente de su primera energía de ionización:

a) Fe, Co, Ni, Cu

b) Sb, Te, Y, Xe, Cs

e) V, Nb, Ta

d) Na, F, I, Cs, Ar

18.- Como esperarías que fuesen las primeras energías de ionización del H, He⁺¹ y Li⁺² al compararlas.

19.- Ordenar cada una de las siguientes series de elementos en orden decreciente de su afinidad electrónica:

a) Cl, Na, P, Cs, I

b) C, N, O, F

e) Al, Si, P, S

20.- Puesto que la afinidad electrónica de un átomo de oxígeno gaseoso es de 141 KJ/mol y el calor de reacción del proceso: $O_{(g)} + 2e^- \rightarrow O^{2-}_{(g)}$ es 639 KJ/mol, cual es la afinidad electrónica del O^- gaseoso.

21.- Nombre cuales escalas de electronegatividad conoce y describa brevemente la base teórica que soporta a cada una.

22.- Dé cuatro ejemplos que muestren como los valores de electronegatividad pueden ser usados para predecir el tipo de enlace formado en un compuesto.

23.- Explique detalladamente:

a) Porqué el oxígeno elemental se caracteriza por moléculas diatómicas formadas por enlaces sigma y pi, mientras que el azufre elemental se caracteriza por anillos y cadenas formados por enlaces sencillos.

b) Porqué la forma más estable del nitrógeno elemental es la molécula de N_2 caracterizada por un enlace triple, mientras que la forma más estable del fósforo elemental es la molécula de P_4 , caracterizada por un tetraedro de fósforo que se mantienen unidos por enlaces sencillos

24.- Comente el carácter metálico de los siguientes elementos:

a) Na, Mg, Al, Si, P, S

b) Zn, Ga, Ge, As, Se, Br

25.- Explique detalladamente:

a) Los elementos de transición producen una gama más amplia de estados de oxidación que los elementos del grupo principal con el mismo número de electrones de valencia

b) Porqué el sodio puede ser cortado con un cuchillo.

e) Porqué el neón es inerte químicamente.

d) En el átomo de hidrógeno los orbitales 3s y 3p presentan similares energías, pero en el átomo de cloro, el orbital 3s posee una energía considerablemente menor que la del orbital 3p.



BIBLIOGRAFÍA

- Asimov, Isaac. Breve Historia de la Química. Alianza Editorial. Madrid (España) 1984, pags. 122-142.
- Brescia, F.; Mehlman, S.; Pellegrini, F.; Stambler, S. Chemistry. A Modern Introduction. W. B. Saunders Co. Philadelphia (USA) 1974, pags. 188-205.
- Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B. Química. La Ciencia Central. Prentice-Hall Hispanoamericana. México (México) 1993, pags. 237-275.
- Chang, Raimond. Química. McGraw-Hill Interamericana. México (México) 1992, pags. 305-346.
- Cotton, F.; Wilkinson, G.; Murillo, C.; Bochmann, M. Advanced Inorganic Chemistry. Sixth Edition. John Wiley and Sons, Inc. New York (USA) 1999. pags. 633-1130.
- Fontal, B.; Contreras, R. Origen de los Nombres de los Elementos Químicos. Editorial Casablanca. Mérida (Venezuela) 2002, pags. 27-35.
- González, O.; Márquez, P.; Pérez de Albrizzio, J.; Pérez, C.; Pujol, R. Química. 2do. Año de Ciencias Básicas y Tecnología. Unidad II: Elementos Químicos. Estructura Atómica y Tabla Periódica. CENAMEC. Caracas (Venezuela) 1994, pags. 129-150.
- Mahan, Bruce. Química. Curso Universitario. Fondo Educativo Interamericano. México (México) 1977. pags. 545-567.
- Marcano, Deanna (Editor). Estructura Atómica y Tabla Periódica. Editorial Miró. Caracas (Venezuela) 1992, pags. 55-79.
- Masterton, W.; Slowinski, E. Química General Superior. Nueva Editorial Interamericana. México (México) 1974, pags. 149-157.
- Petriánov, I.; Trífonov, D. La Magna Ley. Editorial MIR. Moscú (URSS) 1981, pag. 8-49.
- Rodgers, Glen. Química Inorgánica. McGraw-Hill Interamericana. Madrid (España) 1995, pags. 255-286.
- Sanderson, R. Chemical Periodicity. Reinhold Publishing Corporation. New York (USA) 1962, pags 1-15, 70-161.
- Strong, Judith. The Periodic Table and Electronic Conflgurations. Journal of Chemical Education, Vol. 63, N^o 10, 1986.
- Valenzuela, Cristobal. Introducción a la Química Inorgánica. McGraw-Hill Interamericana. Madrid (España) 1999, pags. 485-622.

Whitten, K.; Davis, R.; Peek, M. Química General. McGraw-Hill Interamericana. Madrid (España) 1998, pags. 197-242.

Referencias Electrónicas:

<http://www.webelements.com/>

<http://pearl1.lanl.gov/periodic/default.htm>

<http://www.chemicalelements.com/elements>

<http://www.chemicool.com>

<http://environmentalchemistry.com>

<http://www.lenntech.com/periodic-chart.htm>

http://www.chemsoc.org/viselements/pages/periodic_table.htm

<http://pubs.acs.org/cen/80th/elements.htm>

<http://site.ifrance.com/okapi/chemistry.htm>

<http://adigital.pntic.mec.es/upe.de.oria/materias/quimica/tabla.htm>

<http://www.castillayleon.com/cultura/cientificos/mendeleev.htm>

<http://www.cneq.unam.mx/paidoteca/tablaperiodica/>

<http://www.mty.itesm.mx/dia/deptos/g/Enlaces.html>

<http://www.quien-es-quien.com.ve/Qq-2-21/Mitologia.htm>

Propiedades de los Elementos del Grupo 1 (1A, IA, Metales Alcalinos)

Elemento	Hidrógeno	Litio	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio	Francio
Símbolo	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Nº Atómico	1	3	11	19	37	55	87
Electrones de valencia	1s ¹	2s ¹	3s ¹	4s ¹	5s ¹	6s ¹	7s ¹
Masa atómica (g/mol)	1,008	6,941	22,989	39,098	85,468	132,905	(223)
Estados de oxidación	<u>+1</u> , 0, -1	<u>+1</u> , 0, -1	<u>+1</u> , 0, -1	<u>+1</u> , 0	<u>+1</u> , 0	<u>+1</u> , 0	(<u>+1</u> , 0)
Radio atómico (pm)	32	152	186	231	244	262	---
Radio iónico (M ⁺) (pm)	10 ⁻⁵	76	102	151	161	174	(180)
Energía de Ionización (kJ/mol)	1312	520	496	419	403	376	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-77	-58	-53	-48	-47	-45	---
Electronegatividad (Pauli)	2,1	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	(0,7)
Carga nuclear efectiva (Slater)	1,00	1,30	2,20	2,20	2,20	2,20	2,20
Reacción con hidrógeno	H ₂	LiH	NaH	KH	RbH	CsH	---
Reacción con halógenos	HX	LiX	NaX	KX	RbX	CsX	---
Reacción con oxígeno	H ₂ O H ₂ O ₂	Li ₂ O	Na ₂ O Na ₂ O ₂	K ₂ O K ₂ O ₂	Rb ₂ O	Cs ₂ O	---
Acidez del óxido	Neutro	Base	Base	Base	Base	Base	(Base)



Propiedades de los Elementos del Grupo 1 (1A, IA, Metales Alcalinos)

Elemento	Hidrógeno	Litio	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio	Francio
Símbolo	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Nº Atómico	1	3	11	19	37	55	87
Descubierto por	H. Cavendish	J. Arfwedson	H. Davy	H. Davy	R. Bunsen G. Kirchhoff	R. Bunsen G. Kirchhoff	M. Perey
Descubierto Año	1766	1807	1807	1807	1861	1860	1939
Descubierto Lugar	Londres (Reino Unido)	Estocolmo (Suecia)	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Heidelberg (Alemania)	Heidelberg (Alemania)	París (Francia)
Abundancia terrestre (ppm)	1.520	20	23.000	21.000	90	3	---
Estado físico (293 °K)	Gaseoso	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	(Sólido)
Densidad (g/mL)	0,076	0,534	0,971	0,862	1,532	1,873	---
Color	Incoloro	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Dorado	---
Temperatura de fusión (°K)	14,1	453,7	370,9	336,8	312,2	301,5	(300)
Temperatura de ebullición (°K)	20,3	1.620	1.156	1.047	961	951	(950)
Entalpía de fusión (kJ/mol)	0,12	4,60	2,64	2,40	2,20	2,09	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	0,46	134,70	89,04	77,53	69,20	65,90	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	161	161	109	90	86	79	---
E° (V)	0,00	-3,05	-2,71	-2,92	-2,93	-2,92	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 2 (2A, IIA, Metales Alcalinoterreos)

Elemento	Berilio	Magnesio	Calcio	Estroncio	Bario	Radio
Símbolo	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Nº Atómico	4	12	20	38	56	88
Electrones de valencia	2s ²	3s ²	4s ²	5s ²	6s ²	7s ²
Masa atómica (g/mol)	9,012	24,305	40,078	87,620	137,327	226,025
Estados de oxidación	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>
Radio atómico (pm)	112	160	197	215	217	223
Radio iónico (M ⁺²) (pm)	34	78	106	127	143	152
Energía de Ionización (kJ/mol)	899	738	590	549	503	(501)
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	241	230	154	120	52	---
Electronegatividad (Pauli)	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9	0,9
Carga nuclear efectiva (Slater)	1,95	2,85	2,85	2,85	2,85	1,65
Reacción con hidrógeno	Ninguno	MgH ₂	CaH ₂	SrH ₂	BaH ₂	(RaH ₂)
Reacción con halógenos	BeX ₂	MgX ₂	CaX ₂	SrX ₂	BaX ₂	RaX ₂
Reacción con oxígeno	BeO	MgO	CaO	SrO	BaO	RaO
Acidez del óxido	Anfótero	Base débil	Base	Base	Base	Base



Propiedades de los Elementos del Grupo 2 (2A, IIA, Metales Alcalinoterreos)

Elemento	Berilio	Magnesio	Calcio	Estroncio	Bario	Radio
Símbolo	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Nº Atómico	4	12	20	38	56	88
Descubierto por	N. L. Vauquelin	J. Black	H. Davy	A. Crawford	H. Davy	M. Curie P. Curie
Descubierto Año	1797	1755	1808	1790	1808	1898
Descubierto Lugar	París (Francia)	Edimburgo (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Edimburgo (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	París (Francia)
Abundancia terrestre (ppm)	2,6	23.000	41.000	370	500	6×10^{-7}
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	1,848	1,738	1,550	2,540	3,594	(5,0)
Color	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Plateado brillante
Temperatura de fusión (°K)	1.551	922	1.112	1.042	1.002	973
Temperatura de ebullición (°K)	3.243	1.363	1.757	1.657	1.910	1.413
Entalpía de fusión (kJ/mol)	9,80	9,04	9,33	9,16	7,66	7,15
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	308,80	128,70	149,95	138,91	150,90	136,80
Energía de atomiz. (kJ/mol)	324	148	178	164	180	159
E° (V)	-1,85	-2,37	-2,87	-2,89	-2,90	-2,92

Propiedades de los Elementos del Grupo 3 (3B, IIIB)

Elemento	Escandio	Ytrio	Lantano	Actinio
Símbolo	Sc	Y	La	Ac
Nº Atómico	21	39	57	89
Electrones de valencia	3d ¹ 4s ²	4d ¹ 5s ²	5d ¹ 6s ²	6d ¹ 7s ²
Masa atómica (g/mol)	44,956	88,906	138,906	(227)
Estados de oxidación	0, +1, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>
Radio atómico (pm)	161	181	188	190
Radio iónico (M ⁺³) (pm)	83	106	122	118
Energía de Ionización (kJ/mol)	631	616	538	499
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-18	-29	-48	-29
Electronegatividad (Pauli)	1,4	1,2	1,1	1,1
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,00	3,00	2,85	1,80
Reacción con hidrógeno	ScH ₃	YH ₃	LaH ₃	AcH ₃
Reacción con halógenos	ScX ₃	YX ₃	LaX ₃	AcX ₃
Reacción con oxígeno	Sc ₂ O ₃	Y ₂ O ₃	La ₂ O ₃	Ac ₂ O ₃



Propiedades de los Elementos del Grupo 3 (3B, IIIB)

Elemento	Escandio	Ytrio	Lantano	Actinio
Símbolo	Sc	Y	La	Ac
Nº Atómico	21	39	57	89
Descubierto por	L. F. Nilson	J. Gadolin	C. G. Mosander	A. Debiere
Descubierto Año	1879	1794	1839	1899
Descubierto Lugar	Upsala (Suecia)	Abo (Finlandia)	Estocolmo (Suecia)	París (Francia)
Abundancia terrestre (ppm)	16	---	---	---
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	2,989	4,469	6,145	10,060
Color	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado
Temperatura de fusión (°K)	1.814	1.795	1.194	1.320
Temperatura de ebullición (°K)	3.104	3.611	3.730	3.470
Entalpía de fusión (kJ/mol)	15,90	17,20	10,04	14,20
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	304,80	393,30	399,60	293,00
Energía de atomiz. (kJ/mol)	378	423	423	385

Propiedades de los Elementos del Grupo 4 (4B, IVB)

Elemento	Titanio	Circonio	Hafnio	Rutherfordio (Kurtchatovio, Unilcuadro)
Símbolo	Ti	Zr	Hf	Rf (Ku, Unq)
Nº Atómico	22	40	72	104
Electrones de valencia	3d ² 4s ²	4d ² 5s ²	5d ² 6s ²	6d ² 7s ²
Masa atómica (g/mol)	47,880	91,224	178,490	(261)
Estados de oxidación	-1, 0, +2, +3, +4	0, +1, +2, +3, +4	0, +2, +3, +4	(0, +4)
Radio atómico (pm)	145	160	156	---
Radio iónico (M ⁺⁴) (pm)	62	87	84	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	658	660	642	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-8	-42	(0)	---
Electronegatividad (Pauli)	1,6	1,3	1,3	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,15	3,15	3,15	3,15
Reacción con hidrógeno	TiH ₄	ZrH ₄	HfH ₄	(RfH ₄)
Reacción con halógenos	TiX ₄	ZrX ₄	HfX ₄	RfX ₄
Reacción con oxígeno	TiO ₂	ZrO ₂	HfO ₂	RfO ₂



Propiedades de los Elementos del Grupo 4 (4B, IVB)

Elemento	Titanio	Circonio	Hafnio	Rutherfordio (Kurtchatovio, Unilcuadrío)
Símbolo	Ti	Zr	Hf	Rf (Ku, Unq)
Nº Atómico	22	40	72	104
Descubierto por	R. W. Gregor	M. H. Klaproth	D. Coster G. C. Von Hevesey	Varios
Descubierto Año	1791	1789	1923	1964-1969
Descubierto Lugar	Cornwall (Reino Unido)	Berlín (Alemania)	Copenhage (Dinamarca)	Dubna - Berkeley (URSS) - (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	5.600	190	5,3	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	4,450	6,506	13,310	---
Color	Plateado brillante	Plateado brillante	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	1.933	2.125	2.503	---
Temperatura de ebullición (°K)	3.560	4.650	5.470	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	20,90	23,00	25,50	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	428,90	581,60	661,10	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	470	609	619	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 5 (5B, VB)

Elemento	Vanadio	Niobio	Tántalo	Dubnio (Joliotio, Hahnio, Nielsbohrio, Unilpentio)
Símbolo	V	Nb	Ta	Db (Jl, Ha, Ns, Unp)
Nº Atómico	23	41	73	105
Electrones de valencia	3d ³ 4s ²	4d ³ 5s ²	5d ³ 6s ²	6d ³ 7s ²
Masa atómica (g/mol)	50,942	92,906	108,948	(262)
Estados de oxidación	-1, 0, +1, +2, +3, +4, <u>+5</u>	-1, 0, +2, +3, +4, <u>+5</u>	-1, 0, +2, +3, +4, <u>+5</u>	(0, <u>+5</u>)
Radio atómico (pm)	132	143	143	---
Radio iónico (M ⁺⁵) (pm)	59	69	64	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	650	664	761	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-50	-86	-14	---
Electronegatividad (Pauli)	1,6	1,6	1,5	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,30	3,30	3,30	3,30
Reacción con hidrógeno	VH ₅	NbH ₅	NbH ₅	(DbH ₅)
Reacción con halógenos	VX ₅	NbX ₅	TaX ₅	DbX ₅
Reacción con oxígeno	V ₂ O ₅	Nb ₂ O ₅	Ta ₂ O ₅	Db ₂ O ₅



Propiedades de los Elementos del Grupo 5 (5B, VB)

Elemento	Vanadio	Niobio	Tántalo	Dubnio (Joliotio, Hahnio, Nielsbohrio, Unilpentio)
Símbolo	V	Nb	Ta	Db (Jl, Ha, Ns, Unp)
Nº Atómico	23	41	73	105
Descubierto por	A. M. del Rio	C. Hatchett	A. G. Ekeberg	Varios
Descubierto Año	1801	1801	1802	1967-1970
Descubierto Lugar	Ciudad de México (México)	Londres (Reino Unido)	Upsala (Suecia)	Dubna - Berkeley (URSS) - (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	160	20	2	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	6,110	8,570	16,654	---
Color	Plateado brillante	Plateado brillante	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	2.160	2.741	3.269	---
Temperatura de ebullición (°K)	3.650	5.015	5.698	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	17,60	27,20	31,40	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	458,60	696,60	753,10	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	514	726	782	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 6 (6B, VIB)

Elemento	Cromo	Molibdeno	Tungsteno (Wolframio)	Seaborgio (Unihexio)
Símbolo	Cr	Mo	W	Sg (Unh)
Nº Atómico	24	42	74	106
Electrones de valencia	$3d^5 4s^1$	$4d^5 5s^1$	$5d^4 6s^2$	$6d^4 7s^2$
Masa atómica (g/mol)	51,996	95,940	183,850	---
Estados de oxidación	-2, -1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , +4, +5, <u>+6</u>	-2, -1, 0, +1, +2, +3, <u>+4</u> , +5, <u>+6</u>	-2, -1, 0, +1, +2, +3, <u>+4</u> , +5, <u>+6</u>	(0, <u>+6</u>)
Radio atómico (pm)	125	136	137	---
Radio iónico (M^{+6}) (pm)	48	62	62	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	653	685	770	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-64	-72	-79	---
Electronegatividad (Pauli)	1,7	2,2	1,5	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,30	3,30	2,4	---
Reacción con hidrógeno	CrH_6	MoH_6	WH_6	(SgH_6)
Reacción con halógenos	CrX_6	MoX_6	WX_6	SgX_6
Reacción con oxígeno	Cr_2O_3, CrO_2, CrO_3	MoO_3	WO_3	SgO_3



Propiedades de los Elementos del Grupo 6 (6B, VIB)

Elemento	Cromo	Molibdeno	Tungsteno (Wolframio)	Seaborgio (Unihexio)
Símbolo	Cr	Mo	W	Sg (Unh)
Nº Atómico	24	42	74	106
Descubierto por	N. L. Vauquelin	P. J. Hjelm	J. J. Elhúyar F. Elhúyar	Varios
Descubierto Año	1780	1781	1783	1974
Descubierto Lugar	París (Francia)	Upsala (Suecia)	Vergara (España)	Berkeley (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	100	1,5	1	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	7,190	10,220	19,300	---
Color	Plateado azulado	Plateado brillante	Blanco plateado	---
Temperatura de fusión (°K)	2.130	2.890	3.680	---
Temperatura de ebullición (°K)	2.945	4.885	5.930	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	15,30	27,60	35,20	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	348,78	594,14	799,10	---
Energía de atomiz (kJ/mol)	397	658	849	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 7 (7B, VIIB)

Elemento	Manganeso	Tecnecio	Renio	Bohrio (Unilseptio)
Símbolo	Mn	Tc	Re	Bh (Uns)
Nº Atómico	25	43	75	107
Electrones de valencia	3d ⁵ 4s ²	4d ⁵ 5s ²	5d ⁵ 6s ²	6d ⁵ 7s ²
Masa atómica (g/mol)	54,938	98,906	186,215	---
Estados de oxidación	-3, -2, -1, 0, +1, <u>+2</u> , +3, <u>+4</u> , +5, +6, <u>+7</u>	-3, -1, 0, +1, +2, +3, <u>+4</u> , +5, +6, <u>+7</u>	-3, -1, 0, +1, +2, +3, <u>+4</u> , +5, +6, +7	(0, <u>+7</u>)
Radio atómico (pm)	124	136	137	---
Radio iónico (M ⁺⁷) (pm)	42	56	60	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	717	702	760	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	< 0	-96	-14	---
Electronegatividad (Pauli)	1,6	1,9	1,9	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,60	3,60	3,60	---
Reacción con hidrógeno	MnH ₇	TcH ₇	ReH ₇	(BhH ₇)
Reacción con halógenos	MnX ₂ , MnX ₇	TcX ₇	ReX ₇	BhX ₇
Reacción con oxígeno	Mn ₂ O ₃ , MnO ₂ , Mn ₃ O ₄	TcO ₄ ⁻	ReO ₄ ⁻	BhO ₄ ⁻



Propiedades de los Elementos del Grupo 7 (7B, VIIB)

Elemento	Manganeso	Tecnecio	Renio	Bohrio (Unilseptio)
Símbolo	Mn	Tc	Re	Bh (Uns)
Nº Atómico	25	43	75	107
Descubierto por	J. C. Grahn	C. Perrir E. G. Segré	W. Noddack I. Tacke	Varios
Descubierto Año	1774	1937	1925	1981
Descubierto Lugar	Estocolmo (Suecia)	Palermo (Italia)	Berlín (Alemania)	Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	950	---	4×10^{-4}	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	7,440	11,500	21,022	---
Color	Plateado	Plateado	Plateado	---
Temperatura de fusión (°K)	1.517	2.445	3.453	---
Temperatura de ebullición (°K)	2.235	5.150	5.900	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	14,45	23,81	33,14	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	219,70	585,22	707,13	---
Energía de atomiz (kJ/mol)	281	677	770	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 8 (VIIB)

Elemento	Hierro	Rutenio	Osmio	Hassio (Unilactio)
Símbolo	Fe	Ru	Os	Hs (Uno)
Nº Atómico	26	44	76	108
Electrones de valencia	3d ⁶ 4s ²	4d ⁷ 5s ¹	5d ⁶ 6s ²	6d ⁶ 7s ²
Masa atómica (g/mol)	55,847	101,072	190,200	---
Estados de oxidación	-2, -1, 0, +1, <u>+2</u> , <u>+3</u> , +4, +5, +6	-2, 0, +1, +2, <u>+3</u> , <u>+4</u> , +5, +6, +7, +8	-2, 0, +1, +2, +3, <u>+4</u> , +5, +6, +7, +8	(0, <u>+8</u>)
Radio atómico (pm)	124	134	135	---
Radio iónico (M ⁺⁸) (pm)	40	54	58	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	759	711	840	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-15	-101	-106	---
Electronegatividad (Pauli)	1,8	2,2	2,2	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,75	3,75	3,75	---
Reacción con hidrógeno	FeH ₈	RuH ₈	OsH ₈	(HsH ₈)
Reacción con halógenos	FeX ₂ , FeX ₃	RuX ₈	OsX ₈	HsX ₈
Reacción con oxígeno	Fe ₂ O ₃ , FeO ₂ , Fe ₃ O ₄	RuO ₄ ⁻	OsO ₄ ⁻	HsO ₄ ⁻



Propiedades de los Elementos del Grupo 8 (VIIIB)

Elemento	Hierro	Rutenio	Osmio	Hassio (Uniloctio)
Símbolo	Fe	Ru	Os	Hs (Uno)
Nº Atómico	26	44	76	108
Descubierto Por	Conocido desde la antigüedad	J. A. Sniadecki	S. Tennant	Varios
Descubierto Año		1808	1803	1984
Descubierto Lugar		Vilno (Polonia)	Londres (Reino Unido)	Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	41.000	1×10^{-3}	1×10^{-4}	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	7,874	12,370	22,590	---
Color	Gris Plateado	Gris Plateado	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	1.808	2.583	3.327	---
Temperatura de ebullición (°K)	3.023	4.173	5.300	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	14,92	23,70	29,34	---
Entalpía de va- poriz. (kJ/mol)	351,00	567,81	627,65	---
Energía de ato- miz. (kJ/mol)	418	643	791	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 9 (VIIB)

Elemento	Cobalto	Rodio	Iridio	Meitnerio (Unileno)
Símbolo	Co	Rh	Ir	Mt (Une)
Nº Atómico	27	45	77	109
Electrones de valencia	3d ⁷ 4s ²	4d ⁸ 5s ¹	5d ⁷ 6s ²	6d ⁷ 7s ²
Masa atómica (g/mol)	58,933	102,906	192,220	---
Estados de oxidación	-1, 0, +1, <u>+2</u> , <u>+3</u> , +4, +5	-1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , +4, +5, +6	-1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , <u>+4</u> , +5, +6	(0, <u>+9</u>)
Radio atómico (pm)	125	135	136	---
Radio iónico (M ⁺⁸) (pm)	---	---	---	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	760	720	880	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-63	-110	-151	---
Electronegatividad (Pauli)	1,9	2,3	2,2	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,90	3,90	3,90	---
Reacción con hidrógeno	CoH ₆	RhH ₆	IrH ₆	(MtH ₆)
Reacción con halógenos	CoX ₂ , CoX ₃	RhX ₆	IrX ₆	MtX ₆
Reacción con oxígeno	Co ₂ O ₃ , CoO	RhO ₄ ⁻	IrO ₄ ⁻	MtO ₄ ⁻



Propiedades de los Elementos del Grupo 9 (VIIIB)

Elemento	Cobalto	Rodio	Iridio	Meitnerio (Unileno)
Símbolo	Co	Rh	Ir	Mt (Une)
Nº Atómico	27	45	77	109
Descubierto por	G. Brandt	W. H. Wollaston	S. Tennant	Varios
Descubierto Año	1735	1803	1803	1982
Descubierto Lugar	Estocolmo (Suecia)	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	20	2×10^{-4}	3×10^{-6}	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	8,900	12,410	22,560	---
Color	Plateado azulado	Plateado brillante	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	1.768	2.239	2.683	---
Temperatura de ebullición (°K)	3.143	4.000	4.403	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	15,20	21,55	26,43	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	382,40	495,48	563,60	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	425	556	665	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 10 (VIIB)

Elemento	Níquel	Paladio	Platino	Ununnilio
Símbolo	Ni	Pd	Pt	Uun
Nº Atómico	28	46	78	110
Electrones de valencia	$3d^8 4s^2$	$4d^{10} 5s^0$	$5d^9 6s^1$	$6d^8 7s^2$
Masa atómica (g/mol)	58,690	106,420	195,080	---
Estados de oxidación	-1, 0, +1, <u>+2</u> , +3, +4	0, <u>+2</u> , <u>+4</u>	0, <u>+2</u> , <u>+4</u> , +5, +6	(0, <u>+2</u>)
Radio atómico (pm)	125	138	138	---
Radio iónico (M^{+2}) (pm)	78	86	85	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	737	805	870	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-156	-54	-205	---
Electronegatividad (Pauli)	1,9	2,2	2,3	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	4,05	4,05	4,05	---
Reacción con hidrógeno	NiH_2	PdH_2, PdH_4	PtH_2, PtH_4	$(UunH_2)$
Reacción con halógenos	NiX_2	PdX_2, PdX_4	PtX_2, PtX_4	$UunX_2$
Reacción con oxígeno	NiO	PdO, PdO_2	PtO, PtO_2	$UunO$



Propiedades de los Elementos del Grupo 10 (VIIIB)

Elemento	Níquel	Paladio	Platino	Ununnilio
Símbolo	Ni	Pd	Pt	Uun
Nº Atómico	28	46	78	110
Descubierto por	A. F. Cronstedt	W. H. Wollaston	Conocido por las culturas precolombinas. Llevado a Europa hacia 1750	Varios
Descubierto Año	1751	1803		1994
Descubierto Lugar	Estocolmo (Suecia)	Londres (Reino Unido)		Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	80	6×10^{-4}	1×10^{-3}	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	8,902	12,020	22,450	---
Color	Plateado brillante	Plateado brillante	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	1.726	1.825	2.045	---
Temperatura de ebullición (°K)	3.005	3.413	4.100	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	17,64	17,20	19,70	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	371,87	393,35	510,52	---
Energía de atomiz (kJ/mol)	430	378	565	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 11 (IB)

Elemento	Cobre	Plata	Oro	Ununonio
Símbolo	Cu	Ag	Au	Uuu
Nº Atómico	29	47	79	111
Electrones de valencia	3d ¹⁰ 4s ¹	4d ¹⁰ 5s ¹	5d ¹⁰ 6s ¹	6d ¹⁰ 7s ¹
Masa atómica (g/mol)	63,546	107,868	196,967	---
Estados de oxidación	0, <u>+1</u> , <u>+2</u> , +3, +4	0, <u>+1</u> , +2, +3	-1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , +5	(0, <u>+1</u>)
Radio atómico (pm)	128	144	144	---
Radio iónico (M ⁺) (pm)	96	113	137	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	745	731	890	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-119	-126	-223	---
Electronegatividad (Pauling)	1,9	1,9	2,6	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	4,20	4,20	4,20	---
Reacción con hidrógeno	CuH, CuH ₂	AgH	AuH ₃	(UuuH)
Reacción con halógenos	CuX, CuX ₂	AgX	Au ₂ X ₃	UuuX
Reacción con oxígeno	Cu ₂ O, CuO	Ag ₂ O	Au ₂ O ₃	Uuu ₂ O



Propiedades de los Elementos del Grupo 11 (IB)

Elemento	Cobre	Plata	Oro	Unununio
Símbolo	Cu	Ag	Au	Uuu
Nº Atómico	29	47	79	111
Descubierto por	Conocido desde la antigüedad	Conocido desde la antigüedad	Conocido desde la antigüedad	Varios
Descubierto Año				1994
Descubierto Lugar				Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	50	7×10^{-2}	$1,1 \times 10^{-3}$	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	---
Densidad (g/mL)	8,960	10,500	19,320	---
Color	Rojo parduzco	Plateado brillante	Dorado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	1.357	1.235	1.338	---
Temperatura de ebullición (°K)	2.840	2.845	3.080	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	13,00	11,32	12,75	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	304,60	255,14	324,40	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	338	284	366	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 12 (IIB)

Elemento	Cinc	Cadmio	Mercurio	Ununbio
Símbolo	Zn	Cd	Hg	Uub
Nº Atómico	30	48	80	112
Electrones de valencia	$3d^{10}4s^2$	$4d^{10}5s^2$	$5d^{10}6s^2$	$6d^{10}7s^2$
Masa atómica (g/mol)	65,390	112,411	200,59	---
Estados de oxidación	0, <u>+2</u>	0, <u>+2</u>	-0, <u>+1</u> , <u>+2</u>	(0, <u>+2</u>)
Radio atómico (pm)	133	149	160	---
Radio iónico (M^{+2}) (pm)	83	103	112	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	904	868	1.007	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-9	26	18	---
Electronegatividad (Pauling)	1,7	1,7	2,0	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	4,35	4,35	4,35	---
Reacción con hidrógeno	ZnH_2	CdH_2	HgH_2	$(UubH_2)$
Reacción con halógenos	ZnX_2	CdX_2	Hg_2X_2 , HgX_2	$UubX_2$
Reacción con oxígeno	ZnO	CdO	HgO	$UubO$



Propiedades de los Elementos del Grupo 12 (IIB)

Elemento	Cinc	Cadmio	Mercurio	Ununbio
Símbolo	Zn	Cd	Hg	Uub
Nº Atómico	30	48	80	112
Descubierto por	Conocido en China e India antes de 1500	F. Stromeyer	Conocido desde la antigüedad	Varios
Descubierto Año		1817		1996
Descubierto Lugar		Göttingen (Alemania)		Darmstadt (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	75	$1,1 \times 10^{-1}$	5×10^{-2}	(Artificial)
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Líquido	---
Densidad (g/mL)	7,133	8,650	13,546	---
Color	Blanco plateado	Gris plateado	Plateado brillante	---
Temperatura de fusión (°K)	693	594	234	---
Temperatura de ebullición (°K)	1180	1,038	630	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	6,67	6,11	2,33	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	115,30	99,87	59,15	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	131	112	61	---

Propiedades de los Elementos del Grupo 13 (3A, IIIA)

Elemento	Boro	Aluminio	Galio	Indio	Talio
Símbolo	B	Al	Ga	In	Tl
Nº Atómico	5	13	31	49	81
Electrones de valencia	2s ² 2p ¹	3s ² 3p ¹	4s ² 4p ¹	5s ² 5p ¹	6s ² 6p ¹
Masa atómica (g/mol)	10,810	26,982	69,723	114,820	204,283
Estados de oxidación	0, +1, <u>+3</u>	0, +1, <u>+3</u>	0, +1, <u>+3</u>	0, +1, +2, <u>+3</u>	0, <u>+1</u> , <u>+3</u>
Radio atómico (pm)	98	143	153	167	171
Radio iónico (M ⁺³) (pm)	23	57	62	92	105
Energía de Ionización (kJ/mol)	801	578	579	558	589
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-23	-44	-35	-38	-48
Electronegatividad (Pauling)	2,0	1,5	1,6	1,7	1,8
Carga nuclear efectiva (Slater)	2,60	3,50	5,00	5,00	5,00
Reacción con hidrógeno	[B ₂ H ₆] _n	[AlH ₃] _∞	Ga ₂ H ₆	---	---
Reacción con halógenos	BX ₃ , B ₂ X ₄	AlX ₃	GaX ₃	InX ₃	TlX, TlX ₃
Reacción con oxígeno	B ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃	In ₂ O ₃	Tl ₂ O, Tl ₂ O ₃
Acidez del óxido	Acido débil	Anfótero	Anfótero	Base débil	Base



Propiedades de los Elementos del Grupo 13 (3A, IIIA)

Elemento	Boro	Aluminio	Galio	Indio	Talio
Símbolo	B	Al	Ga	In	Tl
Nº Atómico	5	13	31	49	81
Descubierto por	L. J. Lussac L. J. Thenard	H. C. Oersted	P. E. Lecoq de Boisbaudran	F. Reich H. Richter	W. Crookes
Descubierto Año	1808	1825	1875	1863	1861
Descubierto Lugar	París (Francia)	Copenhage (Dinamarca)	París (Francia)	Friburgo (Alemania)	Londres (Reino Unido)
Abundancia terrestre (ppm)	10	82.000	18	$4,9 \times 10^{-2}$	6×10^{-1}
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	2,340	2,698	5,907	7,310	11,850
Color	Rojo oscuro	Blanco plateado	Blanco plateado	Blanco plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	2573	934	303	429	577
Temperatura de ebullición (°K)	3.931	2.740	2.676	2.353	1.730
Entalpía de fusión (kJ/mol)	22,20	10,67	5,59	3,27	4,31
Entalpía de vaporización (kJ/mol)	538,90	293,72	256,10	226,46	162,10
Energía de atomización (kJ/mol)	573	326	286	243	182
E° (V)	-0,90	-1,66	-0,56	-0,34	-0,33

Propiedades de los Elementos del Grupo 14 (4A, IVA)

Elemento	Carbono	Silicio	Germanio	Estaño	Plomo
Símbolo	C	Si	Ge	Sn	Pb
Nº Atómico	6	14	32	50	82
Electrones de valencia	2s ² 2p ²	3s ² 3p ²	4s ² 4p ²	5s ² 5p ²	6s ² 6p ²
Masa atómica (g/mol)	12,011	28,086	72,610	118,710	207,200
Estados de oxidación	-4, -3, -2, -1, 0, +1, <u>+2</u> , +3, <u>+4</u>	-4, 0,+2, <u>+4</u>	-4, 0,+2, <u>+4</u>	-4, 0, <u>+2</u> , <u>+4</u>	0, <u>+2</u> , <u>+4</u>
Radio atómico (pm)	92	117	122	141	175
Radio iónico (M ⁺⁴) (pm)	29	40	67	74	84
Energía de Ionización (kJ/mol)	1.086	786	762	709	716
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-123	-120	-118	-121	-101
Electronegatividad (Pauling)	2,5	1,8	1,8	1,8	1,9
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,25	4,15	5,65	5,65	5,65
Reacción con hidrógeno	CH ₄	Ninguno	Ninguno	Ninguno	Ninguno
Reacción con halógenos	CX ₄	SiX ₄	GeX ₄	SnX ₄	PbX ₂
Reacción con oxígeno	CO, CO ₂	SiO ₂	GeO ₂	SnO, SnO ₂	PbO, PbO ₂
Acidez del óxido	Acido	Acido	Acido débil	Anfótero	Anfótero



Propiedades de los Elementos del Grupo 14 (4A, IVA)

Elemento	Carbono	Silicio	Germanio	Estaño	Plomo
Símbolo	C	Si	Ge	Sn	Pb
Nº Atómico	6	14	32	50	82
Descubierto por	Conocido desde la prehistoria	J. J. Berzelius	C. A. Winkler	Conocido desde la antigüedad	Conocido desde la antigüedad
Descubierto Año		1824	1875		
Descubierto Lugar		Estocolmo (Suecia)	Friburgo (Alemania)		
Abundancia terrestre (ppm)	480	277.000	1,8	2,2	14
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	2,260	2,329	5,323	7,310	11,350
Color	Negro	Gris azulado	Blanco plateado	Blanco plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	3820	1.683	1.211	505	601
Temperatura de ebullición (°K)	5.100 (sublima)	2.628	3.103	2.543	2.013
Entalpía de fusión (kJ/mol)	105,00	39,64	34,78	7,20	5,12
Entalpía de vaporización (kJ/mol)	710,90	383,30	334,30	290,43	179,40
Energía de atomización (kJ/mol)	717	452	377	302	196
E° (V)	+0,21	-0,91	-0,07	-0,10	-0,74

Propiedades de los Elementos del Grupo 15 (5A, VA, Pnicógenos)

Elemento	Nitrógeno	Fósforo	Arsénico	Antimonio	Bismuto
Símbolo	N	P	As	Sb	Bi
Nº Atómico	7	15	33	51	83
Electrones de valencia	2s ² 2p ³	3s ² 3p ³	4s ² 4p ³	5s ² 5p ³	6s ² 6p ³
Masa atómica (g/mol)	14,007	30,974	74,922	121,750	208,980
Estados de oxidación	<u>-3</u> , -2, -1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , +4, +5	<u>-3</u> , -2, -1, 0, +1, +2, <u>+3</u> , +4, <u>+5</u>	<u>-3</u> , 0, +2, <u>+3</u> , <u>+5</u>	<u>-3</u> , 0, <u>+3</u> , <u>+5</u>	-3, 0, <u>+3</u> , +5
Radio atómico (pm)	91	110	121	140	146
Radio iónico (M ⁺⁵) (pm)	11	38	46	62	74
Energía de Ionización (kJ/mol)	1.400	1.012	947	834	703
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	0	-74	-77	-101	-100
Electronegatividad (Pauling)	3,0	2,1	2,0	1,9	1,9
Carga nuclear efectiva (Slater)	3,90	4,80	6,30	6,30	6,30
Reacción con hidrógeno	NH ₃	PH ₃	---	---	---
Reacción con halógenos	NX ₃	PX ₃ , PX ₅	AsX ₃ , AsF ₅ , AsCl ₅	SbX ₃ , SbF ₅ , SbCl ₅	BiX ₃ , BiF ₅
Reacción con oxígeno	NO, NO ₂ , N ₂ O, N ₂ O ₃ , N ₂ O ₅	P ₂ O ₃ , P ₂ O ₅	As ₂ O ₃ , As ₂ O ₅	Sb ₂ O ₅	Bi ₂ O ₃
Acidez del óxido	Acido fuerte	Acido fuerte	Acido	Acido	Acido débil



Propiedades de los Elementos del Grupo 15 (5A, VA, Pnicógenos)

Elemento	Nitrógeno	Fósforo	Arsénico	Antimonio	Bismuto
Símbolo	N	P	As	Sb	Bi
Nº Atómico	7	15	33	51	83
Descubierto por	D. Rutherford	H. Brandt	Conocido ya en la edad media, por los alquimistas	Conocido ya en la edad media, por los alquimistas	Conocido ya en la edad media, por los alquimistas
Descubierto Año	1772	1669			
Descubierto Lugar	Edimburgo (Reino Unido)	Hamburgo (Alemania)			
Abundancia terrestre (ppm)	25	1.000	1,5	0,2	$4,8 \times 10^{-2}$
Estado físico (293 °K)	Gaseoso	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	$1,25 \times 10^{-3}$	$1,820^{(a)}$	$5,780^{(b)}$	6,691	9,747
Color	Incoloro	Blanco ^(a) , rojo ó negro	Gris ^(b) ó amarillo	Gris plateado	Plateado brillante
Temperatura de fusión (°K)	63	$317^{(a)}$	$1.090^{(b)}$	904	545
Temperatura de ebullición (°K)	77	553	889 (sublima)	1.908	1.833
Entalpía de fusión (kJ/mol)	0,72	2,51	27,70	20,90	10,48
Entalpía de vaporización (kJ/mol)	5,58	51,90	31,93	---	179
Energía de atomización (kJ/mol)	473	315	302	262	207
E° (V)	+0,25	-1,49	-0,68	-0,57	-0,45

Propiedades de los Elementos del Grupo 16 (6A, VIA, Calcógenos)

Elemento	Oxígeno	Azufre	Selenio	Teluro	Polonio
Símbolo	O	S	Se	Te	Po
Nº Atómico	8	16	34	52	84
Electrones de valencia	2s ² 2p ⁴	3s ² 3p ⁴	4s ² 4p ⁴	5s ² 5p ⁴	6s ² 6p ⁴
Masa atómica (g/mol)	15,999	32,066	78,960	127,603	(209)
Estados de oxidación	<u>-2</u> , -1, 0, +1, +2,	<u>-2</u> , -1, 0, +1, <u>+2</u> , +3, <u>+4</u> , +5, <u>+6</u>	<u>-2</u> , 0, <u>+2</u> , <u>+4</u> , <u>+6</u>	<u>-2</u> , 0, <u>+2</u> , <u>+4</u> , <u>+6</u>	<u>-2</u> , 0, <u>+2</u> , <u>+4</u> , +6
Radio atómico (pm)	73	104	117	137	150
Radio iónico (M ⁻²) (pm)	132	184	191	211	230
Energía de Ionización (kJ/mol)	1.314	1.000	941	869	812
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-142	-200	-195	-190	-180
Electronegatividad (Pauling)	3,5	2,5	2,4	2,1	2,0
Carga nuclear efectiva (Slater)	4,55	5,45	6,95	6,95	6,95
Reacción con hidrógeno	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	Ninguno	Ninguno
Reacción con halógenos	OX ₂ , O ₃ X ₂ , O ₅ X ₂ , O ₇ X ₂	SX ₄ , SX ₆ , S ₂ X ₂	SeX ₄ , SeF ₆ , Se ₂ X ₂	TeX ₄ , TeF ₆	PoX ₄
Reacción con oxígeno	---	SO ₂ , SO ₃	SeO ₂ , SeO ₃	TeO ₂ , TeO ₃	PoO ₂
Acidez del óxido	Acido fuerte	Acido fuerte	Acido	Acido	Acido débil



Propiedades de los Elementos del Grupo 16 (6A, VIA, Calcógenos)

Elemento	Oxígeno	Azufre	Selenio	Teluro	Polonio
Símbolo	O	S	Se	Te	Po
Nº Atómico	8	16	34	52	84
Descubierto por	J. Priestley	Conocido desde la antigüedad	J. J. Berzelius	F. J. Müller von Reichenstein	M. Curie
Descubierto Año	1774		1817	1783	1898
Descubierto Lugar	Leeds (Reino Unido)		Estocolmo (Suecia)	Sibiu (Rumania)	Paris (Francia)
Abundancia terrestre (ppm)	474.000	260	$5,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$	---
Estado físico (293 °K)	Gaseoso	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	$1,43 \times 10^{-3}$	2,070	4,790 ^(a)	6,240	9,320
Color	Incoloro	Amarillo	Gris ^(a) ó rojo	Gris plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	55	386	490 ^(a)	723	527
Temperatura de ebullición (°K)	90	718	958	1.263	1.235
Entalpía de fusión (kJ/mol)	0,44	1,23	5,10	13,50	10,00
Entalpía de vaporización (kJ/mol)	6,82	9,62	26,32	50,63	100,80
Energía de atomización (kJ/mol)	249	279	227	197	144
E° (V)	+1,23	+0,14	-0,11	-0,69	-1,00

Propiedades de los Elementos del Grupo 17 (7A, VIIA, Halógenos)

Elemento	Flúor	Cloro	Bromo	Iodo	Astato
Símbolo	F	Cl	Br	I	At
Nº Atómico	9	17	35	53	85
Electrones de valencia	2s ² 2p ⁵	3s ² 3p ⁵	4s ² 4p ⁵	5s ² 5p ⁵	6s ² 6p ⁵
Masa atómica (g/mol)	18,998	34,453	79,904	126,904	(210)
Estados de oxidación	<u>-1</u> , 0, +1	<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7	<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7	<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7	<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7
Radio atómico (pm)	72	99	114	133	140
Radio iónico (M ⁻¹) (pm)	133	181	196	220	227
Energía de Ionización (kJ/mol)	1.680	1.251	1.140	1.008	920
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	-333	-348	-324	-295	-270
Electronegatividad (Pauling)	4,0	3,0	2,8	2,5	2,2
Carga nuclear efectiva (Slater)	5,20	6,10	7,60	7,60	7,60
Reacción con hidrógeno	HF	HCl	HBr	HI	---
Reacción con halógenos	FX, F ₃ X, F ₅ X, F ₇ I	CIX, Cl ₃ I	BrX	IX	---
Reacción con oxígeno	OF ₂ , O ₂ F ₂	OCl ₂ , O ₃ Cl ₂ , O ₅ Cl ₂ , O ₇ Cl ₂	OBr ₂ , O ₃ Br ₂ , O ₅ Br ₂ , O ₇ Br ₂	OI ₂ , O ₃ I ₂ , O ₅ I ₂ , O ₇ I ₂	---
Acidez del óxido	Acido fuerte	Acido fuerte	Acido	Acido	Acido débil



Propiedades de los Elementos del Grupo 17 (7A, VIIA, Halógenos)

Elemento	Flúor	Cloro	Bromo	Iodo	Astato
Símbolo	F	Cl	Br	I	At
Nº Atómico	9	17	35	53	85
Descubierto por	H. Moisan	C. W. Scheele	A. J. Balard	B. Courtois	Varios
Descubierto Año	1866	1774	1826	1811	1940
Descubierto Lugar	Paris (Francia)	Upsala (Suecia)	Montpellier (Francia)	Paris (Francia)	Berkeley (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	950	130	0,37	0,14	---
Estado físico (293 °K)	Gaseoso	Gaseoso	Líquido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	$1,67 \times 10^{-3}$	$3,21 \times 10^{-3}$	3,127	4,930	---
Color	Amarillo pálido	Amarillo verdoso	Rojo	Violeta parduzco	---
Temperatura de fusión (°K)	54	172	266	387	(585)
Temperatura de ebullición (°K)	85	239	332	458	(610)
Entalpía de fusión (kJ/mol)	5,10	6,41	10,80	15,27	23,86
Entalpía de vaporización (kJ/mol)	6,55	172,17	30,00	41,67	---
Energía de atomización (kJ/mol)	79	121	112	107	92
E° (V)	+2,87	+1,36	+1,07	+0,54	+0,30

Propiedades de los Elementos del Grupo 18 (8A, VIIIA, Gases Nobles)

Elemento	Helio	Neón	Argón	Kriptón	Xenón	Radón
Símbolo	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Nº Atómico	2	10	18	36	54	86
Electrones de valencia	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$	$7s^2 7p^6$
Masa atómica (g/mol)	4,003	20,179	39,948	83,80	131,290	(222)
Estados de oxidación	0	0	0	0, <u>± 2</u>	0, <u>± 2</u> , +4, +6, +8	0
Radio atómico (pm)	50	70	94	109	130	140
Radio iónico (M^+) (pm)	---	---	---	169	190	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	2.373	2.080	1.521	1.351	1.170	1.037
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	(21)	(29)	(35)	(39)	(40)	(41)
Electronegatividad (Pauli)	---	---	---	---	---	---
Carga nuclear efectiva (Slater)	1,70	5,85	6,75	8,25	8,25	8,25
Reacción con hidrógeno	---	---	---	---	---	---
Reacción con halógenos	---	---	---	---	XeF ₂ , XeF ₄ , XeF ₆ , XeF ₈	---
Reacción con oxígeno	---	---	---	---	XeO, XeO ₂ , XeO ₃ , XeO ₄	---
Acidez del óxido	---	---	---	---	---	---



Propiedades de los Elementos del Grupo 18 (8A, VIIIA, Gases Nobles)

Elemento	Helio	Neón	Argón	Kriptón	Xenón	Radón
Símbolo	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Nº Atómico	2	10	18	36	54	86
Descubierto por	W. Ramsay	W. Ramsay M.W. Travers	L. Rayleigh W. Ramsay	W. Ramsay M.W. Travers	W. Ramsay M.W. Travers	F. E. Dom
Descubierto Año	1895	1898	1894	1898	1898	1898
Descubierto Lugar	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Londres (Reino Unido)	Halle (Alemania)
Abundancia terrestre (ppm)	8×10^{-3}	7×10^{-5}	1,2	1×10^{-5}	2×10^{-6}	---
Estado físico (293 °K)	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso
Densidad (g/mL)	$1,79 \times 10^{-4}$	$8,90 \times 10^{-4}$	$1,78 \times 10^{-3}$	$3,75 \times 10^{-3}$	$5,89 \times 10^{-3}$	$9,73 \times 10^{-3}$
Color	Incoloro	Incoloro	Incoloro	Incoloro	Incoloro	Incoloro
Temperatura de fusión (°K)	1	25	84	117	161	202
Temperatura de ebullición (°K)	4	27	87	121	166	211
Entalpía de fusión (kJ/mol)	0,021	0,32	1,21	1,64	3,10	2,75
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	0,082	1,74	6,53	9,05	12,65	18,10
Energía de atomiz. (kJ/mol)	0	0	0	0	0	0
E° (V)	---	---	---	---	---	---

Propiedades de los Elementos del Bloque f (Lantanoides)

Elemento	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio
Símbolo	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Nº Atómico	58	59	60	61	62	63	64
Electrones de valencia	4f ² 6s ²	4f ³ 6s ²	4f ⁴ 6s ²	4f ⁵ 6s ²	4f ⁶ 6s ²	4f ⁷ 6s ²	4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
Masa atómica (g/mol)	140,115	140,908	144,240	(145)	150,360	151,965	154,250
Estados de oxidación	0, +2, <u>+3</u> , <u>+4</u>	0, +2, <u>+3</u> , <u>+4</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+2</u> , <u>+3</u>	0, +1, +2, <u>+3</u>
Radio atómico (pm)	183	183	182	181	180	204	180
Radio iónico (M ⁺³) (pm)	107	106	104	106	100	112	---
Energía de Ionización (kJ/mol)	527	523	527	536	543	547	593
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	≥-50	≥-50	≥-50	≥-50	≥-50	≥-50	≥-50
Electronegatividad (Pauling)	1,1	1,1	1,1	---	1,2	---	1,2
Carga nuclear efectiva (Slater)	2,85	2,85	2,85	2,85	2,85	2,85	2,85
Reacción con hidrógeno	---	---	---	---	---	---	---
Reacción con halógenos	CeX ₃ CeX ₄	PrX ₃ PrX ₄	NdX ₃	PmX ₃	SmX ₃	EuX ₂ EuX ₃	GdX ₃
Reacción con oxígeno	Ce ₂ O ₃ CeO ₂	Pr ₂ O ₃ PrO ₂	Nd ₂ O ₃	Pm ₂ O ₃	Sm ₂ O ₃	EuO Eu ₂ O ₃	Gd ₂ O ₃



Propiedades de los Elementos del Bloque f (Lantanoides)

Elemento	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio
Símbolo	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Nº Atómico	58	59	60	61	62	63	64
Descubierto por	J. Berzelius W. Hisinger	A. Welsbach	A. Welsbach	Varios	P. E. Lecoq de Boisbaudran	E. Demarçay	J. C. Galissard de Marignac
Descubierto Año	1803	1885	1885	1945	1879	1901	1880
Descubierto Lugar	Verstmanland (Suecia)	Viena (Austria)	Viena (Austria)	Oak-Ridge (USA)	París (Francia)	París (Francia)	Ginebra (Suiza)
Abundancia terrestre (ppm)	68	9,5	38	---	7,9	2,1	7,7
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	8,240	6,773	7,007	7,220	7,520	5,243	7,900
Color	Gris metálico	Gris plateado	Gris plateado	Gris metálico	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	1.072	1.204	1.294	1.441	1.350	1.095	1.586
Temperatura de ebullición (°K)	3.699	3.785	3.341	(3.000)	2.064	1.870	3.539
Entalpía de fusión (kJ/mol)	8,87	11,3	7,11	12,60	10,92	10,50	10,50
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	313,80	332,60	283,74	---	191,63	175,78	311,71
Energía de atomiz. (kJ/mol)	419	356	328	301	207	178	398
E° (V)	-2,34	-2,35	-2,32	-2,29	-2,30	-1,99	-2,29

Propiedades de los Elementos del Bloque f (Lantanoides)

Elemento	Terbio	Disproσιο	Holmio	Erbio	Tulio	Yterbio	Lutecio
Símbolo	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Nº Atómico	65	66	67	68	69	70	71
Electrones de valencia	$4f^9 6s^2$	$4f^{10} 6s^2$	$4f^{11} 6s^2$	$4f^{12} 6s^2$	$4f^{13} 6s^2$	$4f^{14} 6s^2$	$4f^{14} 5d^1 6s^2$
Masa atómica (g/mol)	158,925	162,500	164,930	167,260	168,934	173,040	174,967
Estados de oxidación	0, +1, <u>+3</u> , +4	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>
Radio atómico (pm)	178	177	177	176	175	194	173
Radio iónico (M^{+3}) (pm)	93	91	89	89	87	86	85
Energía de Ionización (kJ/mol)	565	572	581	589	597	603	524
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	≥ -50	---	≥ -50	≥ -50	≥ -50	≥ -50	≥ -50
Electronegatividad (Pauling)	---	1,2	1,2	1,2	1,3	---	1,3
Carga nuclear efectiva (Slater)	2,85	2,85	2,85	2,85	2,85	2,85	3,00
Reacción con hidrógeno	---	---	---	---	---	---	---
Reacción con halógenos	TbX_3	DyX_3	HoX_3	ErX_3	TmX_3	YbX_2	LuX_3
Reacción con oxígeno	Tb_2O_3	Dy_2O_3	Ho_2O_3	Er_2O_3	Tm_2O_3	Yb_2O_3	Lu_2O_3



Propiedades de los Elementos del Bloque f (Lantanoides)

Elemento	Terbio	Disproσιο	Holmio	Erbio	Tulio	Yterbio	Lutecio
Símbolo	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Nº Atómico	65	66	67	68	69	70	71
Descubierto por	C. Mosander	P. E. Lecoq de Boisbaudran	P. Cleve y M. Delafontaine	C. Mosander	P. Cleve	J. C. Galissard de Marignac	G. Urrbain
Descubierto Año	1843	1886	1878	1842	1879	1878	1907
Descubierto Lugar	Estocolmo (Suecia)	París (Francia)	Upsala (Suecia)	Estocolmo (Suecia)	Upsala (Suecia)	Ginebra (Suiza)	París (Francia)
Abundancia terrestre (ppm)	1,1	6	1,4	3,8	0,48	3,3	0,51
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	8,229	8,550	8,795	9,066	9,321	6,965	9,840
Color	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	1.629	1.685	1.747	1.802	1.818	1.097	1.936
Temperatura de ebullición (°K)	3.396	2.835	2.968	3.136	2.220	1.466	3.668
Entalpía de fusión (kJ/mol)	16,30	17,20	17,20	17,20	18,40	9,20	19,20
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	391	293	251	293	247	159	428
Energía de atomiz. (kJ/mol)	389	291	301	317	232	152	---
E° (V)	-2,30	-2,29	-2,33	-2,31	-2,31	-2,22	-2,30

Propiedades de los Elementos del Bloque f (Actinoides)

Elemento	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio
Símbolo	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
Nº Atómico	90	91	92	93	94	95	96
Electrones de valencia	$6d^2 7s^2$	$5f^2 6d^1 7s^2$	$5f^3 6d^1 7s^2$	$5f^4 6d^1 7s^2$	$5f^6 7s^2$	$5f^7 7s^2$	$5f^7 6d^1 7s^2$
Masa atómica (g/mol)	232,038	231,036	238,029	237,048	(244)	(243)	(247)
Estados de oxidación	0, +2, +3, <u>+4</u>	0, +3, +4, <u>+5</u>	0, +3, +4, +5, <u>+6</u>	0, +3, +4, <u>+5</u> , +6, +7	0, +3, <u>+4</u> , +5, +6, +7	0, +2, <u>+3</u> , +4, +5, +6	0, <u>+3</u> , +4
Radio atómico (pm)	180	161	139	131	151	184	---
Radio iónico (M^{+3}) (pm)	101	113	103	110	108	107	99
Energía de Ionización (kJ/mol)	587	568	584	597	585	578	581
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	---	---	---	---	---	---	---
Electronegatividad (Pauling)	1,3	1,5	1,4	1,4	1,3	1,3	1,3
Carga nuclear efectiva (Slater)	1,95	1,80	1,80	1,80	1,65	1,65	1,80
Reacción con hidrógeno	---	---	---	---	---	---	---
Reacción con halógenos	ThX_4	PaX_4 PaX_5	$UX_3, UX_4,$ UX_5, UX_6	$NpX_3, NpX_4,$ NpX_6	$PuX_3, PuX_4,$ PuX_6	$AmX_2, AmX_3,$ AmX_4	CmX_3
Reacción con oxígeno	ThO_2	Pa_2O_5 PaO_2	$UO_2, U_3O_8,$ UO_3	$NpO_2, NpO_3,$ $Np_2O_5,$	PuO_2, PuO_3	$AmO_2,$ Am_2O_3	Cu_2O_3



Propiedades de los Elementos del Bloque f (Actinoides)

Elemento	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio
Símbolo	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
Nº Atómico	90	91	92	93	94	95	96
Descubierto por	J. Berzelius	O. Hahn y L. Meitner	M. H. Klaproth	Varios	Varios	Varios	Varios
Descubierto Año	1815	1917	1789	1940	1940	1944	1944
Descubierto Lugar	Estocolmo (Suecia)	Berlín (Alemania)	Berlín (Alemania)	Berkeley (USA)	Berkeley (USA)	Chicago (USA)	Berkeley (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	12	---	2,4	---	---	---	---
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	11,720	15,370	18,950	20,250	19,840	13,670	13,300
Color	Gris metálico	Gris plateado	Gris plateado	Gris metálico	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	2.023	2.113	1.406	913	914	1.267	1.610
Temperatura de ebullición (°K)	5.060	(4.300)	4.018	4.175	3.505	2.880	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	< 19,2	16,7	15,5	9,5	2,8	14,4	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	543,9	481,0	422,6	336,3	343,5	238,5	
Energía de atomiz. (kJ/mol)	419	356	328	301	207	178	398
E° (V)	-1,17	-1,49	-1,66	-1,79	-2,00	-2,07	-2,06

Propiedades de los Elementos del Bloque f (Actinoides)

Elemento	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio
Símbolo	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Nº Atómico	97	98	99	100	101	102	103
Electrones de valencia	$5f^9 7s^2$	$5f^{10} 7s^2$	$5f^{11} 7s^2$	$5f^{12} 7s^2$	$5f^{13} 7s^2$	$5f^{14} 7s^2$	$5f^{14} 6d^1 7s^2$
Masa atómica (g/mol)	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(259)	(260)
Estados de oxidación	0, <u>+3</u> , +4	0, +2, <u>+3</u> , +4	0, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, +2, <u>+3</u>	0, <u>+3</u>
Radio atómico (pm)	170	169	(169)	(194)	(194)	(194)	(171)
Radio iónico (M^{+3}) (pm)	98	98	98	97	96	95	94
Energía de Ionización (kJ/mol)	601	608	619	627	635	642	---
Afinidad Electrónica (kJ/mol)	---	---	≥ -50	---	---	---	---
Electronegatividad (Pauling)	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3
Carga nuclear efectiva (Slater)	1,65	1,65	1,65	1,65	1,65	1,65	1,80
Reacción con hidrógeno	---	---	---	---	---	---	---
Reacción con halógenos	BkX_3 , BkF_4	CfX_3	EsX_3	FmX_3	MdX_3	NbX_3	LrX_3
Reacción con oxígeno	Bk_2O_3 , BkO_2	Cf_2O_3 , CfO_2	Es_2O_3	Fm_2O_3	Md_2O_3	Nb_2O_3	Lr_2O_3



Propiedades de los Elementos del Bloque f (Actinoides)

Elemento	Berkelio	Californio	Einstenio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio
Símbolo	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Nº Atómico	97	98	99	100	101	102	103
Descubierto por	Varios	Varios	Varios	Varios	Varios	Varios	Varios
Descubierto Año	1949	1950	1952	1952	1955	1958	1961
Descubierto Lugar	Berkeley (USA)	Berkeley (USA)	E. T. Pacífico (USA)	E. T. Pacífico (USA)	Berkeley (USA)	Berkeley (USA)	Berkeley (USA)
Abundancia terrestre (ppm)	---	---	---	---	---	---	---
Estado físico (293 °K)	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Densidad (g/mL)	14,790	---	---	---	---	---	---
Color	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado	Gris plateado
Temperatura de fusión (°K)	---	---	---	---	---	---	---
Temperatura de ebullición (°K)	---	---	---	---	---	---	---
Entalpía de fusión (kJ/mol)	---	---	---	---	---	---	---
Entalpía de vaporiz. (kJ/mol)	---	---	---	---	---	---	---
Energía de atomiz. (kJ/mol)	---	---	---	---	---	---	---
E° (V)	-1,97	-2,01	-1,98	-1,95	-1,66	-1,78	-2,06