

UNIVERSIDAD ESTATAL PENÍNSULA DE SANTA ELENA



Fundamentos de Química General: El Átomo, Tabla Periódica y Enlace Químico

Serie de Textos Académicos
de la Facultad de Ingeniería

Manuel Martínez Santana
Marisol Mejía Quintero



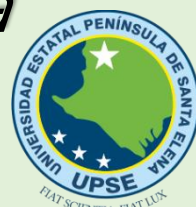
Fundamentos de Química General:

El Átomo, Tabla Periódica y Enlace Químico

1º Edición

Manuel Martínez Santana

Universidad Estatal Península de Santa Elena
ECUADOR



Marisol Mejía Quintero

Universidad Central de Venezuela
VENEZUELA



Ficha Bibliográfica:

MARTÍNEZ SANTANA MANUEL

MEJÍA QUINTERO MARISOL

Fundamentos de Química General:

El Átomo, Tabla Periódica y Enlace Químico

Primera Edición, 2017

Editorial UPSE

ISBN: 978-9942-8603-8-5

Formato: 17 x 24 cm

#páginas: 104

Derechos Reservados © 2017

Universidad Estatal Península de Santa Elena

Ediciones UPSE

Avenida La Libertad-Santa Elena

Ciudadela Universitaria UPSE

www.upse.edu.ec

Fundamentos de Química General:

El Átomo, Tabla Periódica y Enlace Químico

1º Edición, 2017

Este libro ha sido evaluado bajo el sistema de pares académicos y mediante la modalidad de doble ciego.

Portada: Manuel Martínez Santana.

No está permitida la reproducción total o parcial de esta obra ni su tratamiento o transmisión por cualquier medio o método sin autorización escrita de los autores.



IMPRESO EN ECUADOR

Printed in Ecuador

Contenido

1.	<i>Estructura atómica</i>	1
	La materia según los griegos	1
	Ley de Avogadro	5
	Número de Avogadro	7
	Modelo Atómico de Thomson	7
	Experimento de Rutherford	9
	Modelo Atómico de Rutherford	10
	Advenimiento de la Mecánica Cuántica	11
	Modelo de Bohr	13
	Ventajas y limitaciones del modelo de Bohr	15
	Mecánica Cuántica y el átomo	16
	Modelo mecano-cuántico del átomo	18
	Orden de llenado de los orbitales	25
	Regla de la lluvia	28
	Ejercicios	30
2.	<i>El sistema periódico</i>	32
	Un ruso excepcional	32
	Periodicidad de las propiedades físicas y químicas	36
	Metales, No Metales y Metaloides	39
	Metales	41
	No Metales	43
	Elementos anfóteros o metaloides	45
	Estados de oxidación más frecuentes en los elementos químicos	46
	<i>Elementos de los grupos principales</i>	46
	Elementos de los grupos de transición	48
	No metales y metaloides en su estado fundamental	49
	Ejercicios	50
3.	<i>El Enlace Químico</i>	53
	Naturaleza del enlace covalente	55
	Naturaleza del enlace iónico	59
	Comparación entre enlace iónico y covalente	63
	Enlace covalente polar	65
	Fuerzas intermoleculares	67
	Fuerzas de van der Waals	70

Ejercicios	71
<i>4. Propiedades de los elementos por grupos</i>	<i>72</i>
Hidrógeno	72
Metales del Grupo 1: Alcalinos	75
Metales del Grupo 2: Alcalinotérreos	77
Metales de transición: Bloque d	78
Metales de transición interna: Bloque f (lantánidos)	80
No metales: Grupo 15	83
No metales: Grupo 16	85
No metales: Grupo 17 o Halógenos	87
No metales: Grupo 18 o Gases Nobles	88
<i>Glosario</i>	<i>90</i>
<i>Índice de términos</i>	<i>101</i>
<i>Bibliografía</i>	<i>104</i>

Presentación

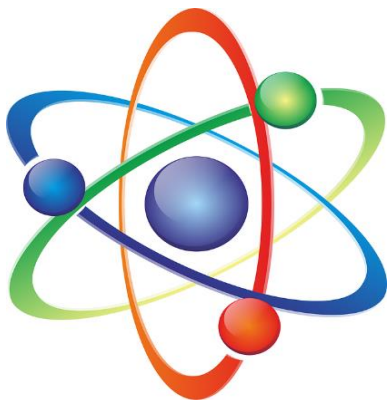
El objetivo de este libro es sencillo: servir como libro de texto académico o texto complementario para estudiar teoría atómica de una manera eficiente y lo más sencilla posible.

En aras de la sencillez, se han omitido aspectos matemáticos complejos que aparecen en otros libros de mayor nivel. Por el contrario, en este material de texto el estudiante encontrará los conceptos y las ideas transmitidas de forma sencilla y práctica.

Se ha buscado incorporar abundantes figuras que ilustren y hagan más fácil la lectura y comprensión. Además, los diferentes capítulos incluyen algunos ejercicios para la autoevaluación del estudiante.

Por último, para verificar conceptos o términos nuevos puede llevarlo a cabo con solo consultar el glosario que aparece al final de la obra, en el cual figuran todos los términos en orden alfabético.

Los autores



1. Estructura atómica

La materia según los griegos

La civilización griega fue posiblemente la primera en analizar el concepto de materia. Demócrito (~460 - 370 a.c.) desarrolló su visión atomista de la materia. En su percepción filosófica, toda la materia está constituida por átomos; éstos son partículas únicas, indivisibles, eternas, y homogéneas. Los átomos de distintos elementos presentan diferencias en forma y dimensiones; así, las propiedades de la materia varían según qué tipo de átomos la constituyen.

Por tanto, Demócrito fundó la doctrina atomista, creando el término átomo (del griego a-tomo, ἄτομον "no cortado, indivisible sin tomos o particiones).

En contraposición a Demócrito se encontraban algunos otros filósofos griegos, entre quienes destacó Aristóteles, quien consideraba que la materia debería ser continua, es decir, se podría dividir indefinidamente conservando sus propiedades.



Figura 1.1. Busto de Demócrito de Abdera, de la Villa de los Papiros de Herculano.

Modelo atómico de Dalton

Luego del Renacimiento, aparecen paulatinamente metodologías más apropiadas para separar compuestos. Se van desarrollando las leyes ponderales, que ya fueron mencionadas. A su vez, varios físicos ingleses y franceses, trabajando con gases, descubren leyes que permiten avanzar en la Química.

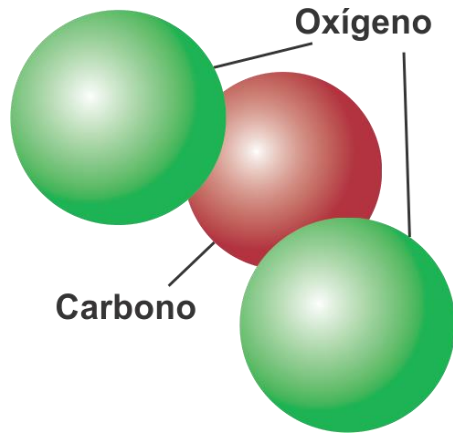


Figura 1.2. Representación de John Dalton. A la derecha, representación de dióxido de carbono según su modelo.

Ya para comienzos del siglo XIX y para tratar de explicar las anteriores leyes ponderales, así como las leyes acerca de los gases, Dalton reflexionó sobre la constitución de la materia; él recuperó la concepción del átomo de Demócrito, y enunció el primer modelo atómico de la Era Moderna (dada en 1803 y publicada en 1808) que consta de las siguientes proposiciones:

1. Los elementos están constituidos por átomos, partículas discretas de materia, que son indivisibles e inalterables.

2. *Todos los átomos de un elemento dado son idénticos en masa y propiedades.*
3. *Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y propiedades.*
4. *Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse entre sí en proporciones definidas para formar compuestos. Los "átomos" de un determinado compuesto son a su vez idénticos en masa y en todas sus propiedades. (Dalton supuso la relación más simple posible. Así la fórmula que asignó al agua fue HO, al amoníaco NH, etc. Dalton no tenía el concepto de molécula.*
5. *Los átomos no experimentan cambios en el curso de las reacciones químicas. Una reacción química implica una reorganización de los átomos con respecto a sus combinaciones originales para dar lugar a nuevas combinaciones pero, el número de átomos de cada elemento es el mismo antes y después de la reacción.*

Del análisis del modelo atómico de Dalton, se deduce que entonces, un **Elemento** es una sustancia que está constituida por una sola clase de átomos; por el contrario, un **Compuesto** es una sustancia que contiene dos o más clases de átomos combinados en proporciones fijas.

Desde que Dalton propuso su modelo, ha quedado corroborado plenamente que la materia está compuesta por átomos. Cabe destacar que, contrariamente a lo establecido por Dalton, no es cierto que el átomo es indivisible.

Hoy en día se sabe que el átomo está integrado por partículas aún más pequeñas, denominadas partículas subatómicas: son las principales el **protón**, **neutrón** y el **electrón**.

Otro detalle erróneo del modelo de Dalton fue el proponer que todos los átomos de un elemento son idénticos. La presencia de más o menos neutrones en el núcleo de los átomos de un mismo elemento determina diferencias en masa. Así, los átomos de un elemento que tienen el mismo número de protones y de electrones pero diferente número de neutrones

se llaman isótopos; por lo que la definición actual de elemento es:

Elemento es una sustancia formada por átomos de igual número atómico (n° de protones)

Las distintas leyes ponderales podían ser explicadas mediante el modelo de Dalton. Por ejemplo, la Ley de Conservación de la Masa establece la inalterabilidad de la materia; desde el punto de vista del modelo de Dalton, las leyes ponderales se visualizan acorde a las figuras 1.3 y 1.4.

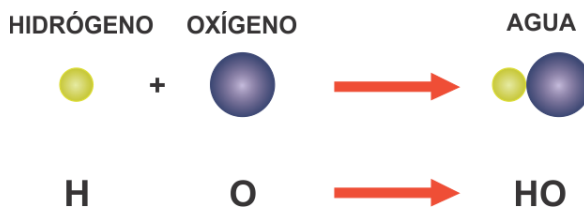


Figura 1.3.
Representación del agua según Dalton.

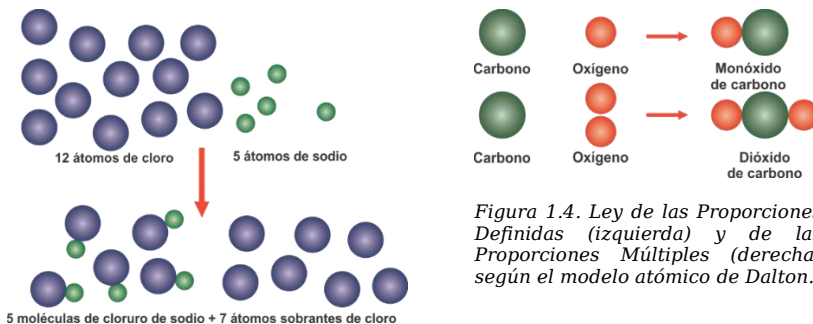


Figura 1.4. Ley de las Proporciones Definidas (izquierda) y de las Proporciones Múltiples (derecha) según el modelo atómico de Dalton.

Características positivas del modelo de Dalton:

- Explica las Leyes Ponderales
- Explica la existencia de los elementos y los compuestos
- Es el primer modelo atómico de la Era Moderna

- Permitió concebir la Química de otra forma, dándole un gran impulso.

No obstante, este modelo presentó limitaciones, entre las que destacan:

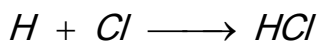
- No explica por qué los átomos se combinan para formar moléculas
- No explica la electricidad

Más adelante se descubre la radioactividad, que deja claro que algunos átomos no son estables, contrariamente a lo indicado en el modelo.

Se conocía que los electrones provenían de los átomos, pero no forman parte del modelo. Esto a su vez dejaba claro que había partículas más pequeñas que el átomo, y que por tanto, era divisible.

Ley de Avogadro

La ley de los volúmenes de combinación ya enunciada, no podía ser interpretada por el modelo de Dalton. Para la reacción del hidrógeno con el bromo según la visión del Dalton, sería



Teniendo en cuenta el modelo de Dalton,

1 átomo de hidrógeno + 1 átomo de cloro formarían 1 molécula de cloruro de hidrógeno. Y admitiendo que a igual número de átomos igual volumen, se deduciría que:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro, generaría 1 volumen de cloruro de hidrógeno

Esta deducción contradice los resultados experimentales de Gay-Lussac, quien halló que se obtenían 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno y no uno.

Avogadro en 1811, reflexionó sobre estos resultados. Tomó en cuenta también que si todos los gases se dilataban en la misma proporción con el aumento de temperatura, esto se debía a que cualquier gas a una temperatura dada debía contener el mismo número de partículas por unidad de volumen. Estas partículas podrían ser átomos o moléculas.

A partir de tales razonamientos Avogadro llegó a la siguiente conclusión:

"Volúmenes iguales de todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

Es decir, un mismo número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen en idénticas condiciones. Este enunciado se conoce con el nombre de **Ley de Avogadro**.



Figura 1.5. Sello Postal conmemorativo del centenario del fallecimiento de Amedeo Avogadro.

Número de Avogadro

La ley de Avogadro establece, como se indicó en el enunciado anterior, que dos gases que se encuentren en las mismas condiciones de presión, temperatura y volumen deben contener el mismo número de partículas. Para un mol de gas, este número es $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Este valor se conoce como Número de Avogadro.

Posteriormente, y a raíz del reconocimiento explícito del mol como unidad de cantidad de sustancia, se cambia el nombre de Número de Avogadro a Constante de Avogadro. No se trata ahora de un número sencillo, sino de una magnitud física que posee una unidad de medida, que es el recíproco de mol (mol^{-1} o $1/\text{mol}$), en las unidades del Sistema Internacional SI.

El valor aceptado al momento de la redacción de este libro es

$$N_A = 6,022\,141\,29(27) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Los dígitos entre paréntesis corresponden a su incertidumbre estándar.

Con la ley de Avogadro, y ahora, conociendo también el valor de la Constante del mismo nombre, ya sabemos que entonces en un mol de cualquier sustancia habrá $6,022 \times 10^{23}$ partículas (moléculas en el caso de una sustancia, y átomos en el caso de un elemento).

Modelo Atómico de Thomson

El modelo atómico de Dalton no consideró en ningún momento a los electrones, una partícula que debía provenir del átomo ya que se tenía claro que los fenómenos eléctricos provenían de la materia.

En 1898 Joseph John Thomson busca incorporar al electrón en el átomo. Para ello, propone un nuevo modelo atómico, en el

que aparecen los electrones “embebidos” en una matriz de carga positiva.

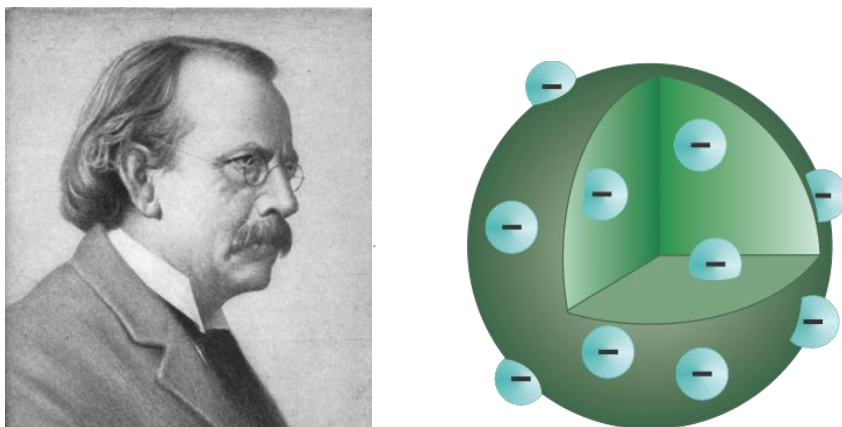


Figura 1.6. Izquierda: J.J. Thomson. Derecha: esquema de su modelo atómico. Los electrones aparecen incrustados en una matriz de carga positiva.

Esta teoría presenta como único elemento positivo y distintivo de la de Dalton, la incorporación de los electrones en el átomo. Por lo demás, y como veremos seguidamente, presenta más limitaciones que aspectos positivos, pues realmente los electrones no están incrustados; la facilidad con la que los electrones salen de los átomos permite sugerir una mayor “disponibilidad” de esta partícula que la postulada por Thomson. En realidad los electrones están girando en torno a un núcleo con características muy diferentes a las pensadas por este físico.

No obstante estas dificultades, el gran mérito de este modelo es la presencia de los electrones como parte constituyente de la materia. Este modelo ya derrumba la idea del átomo como una estructura indivisible.

Experimento de Rutherford

En 1911 Ernest Rutherford, un científico neozelandés realizó un experimento tendiente a observar la desviación de las partículas alfa al atravesar una delgada lámina de oro.

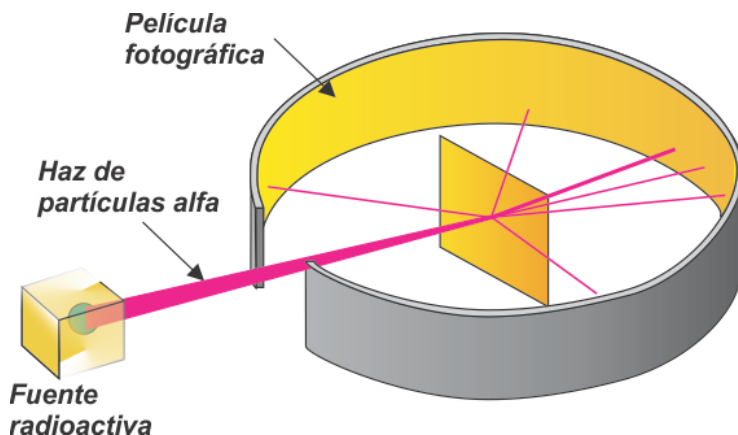


Figura 1.7. Experimento de Rutherford. Una fuente de partículas alfa ingresa en un cilindro cubierto internamente por una placa fotográfica sensible a las partículas radioactivas; al alcanzar una delgada lámina de oro, el modelo de Thomson permite predecir que la gran mayoría de los haces atravesarán la lámina metálica, y solo una fracción de la radiación atravesada sufrirá desviaciones menores.

Conforme a lo esperado, la mayor parte de los haces de radiación atravesaron la lámina metálica sin desviación neta de su trayectoria. Rutherford y sus ayudantes esperaban que una fracción minoritaria de los haces mostrasen una desviación menor en el ángulo de la trayectoria, lo cual concordaba con el modelo de Thomson. En efecto, si las cargas positivas estaban difuminadas en la extensión del átomo, pues podrían presentarse desviaciones menores en la trayectoria de las partículas alfa al interactuar con los átomos.

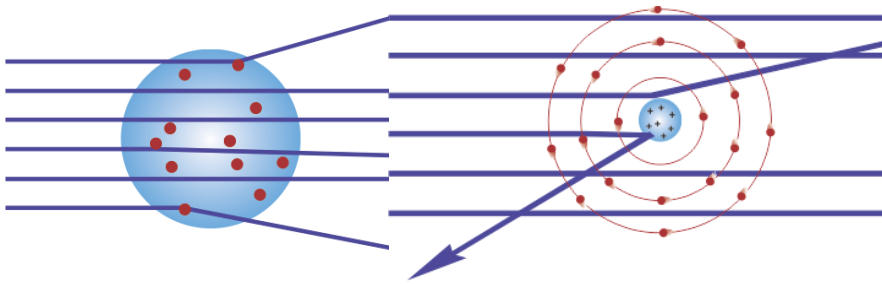


Figura 1.8. Izquierda: Haz de partículas alfa atravesando un átomo de Thomson, sin desviaciones importantes en la trayectoria. Lamentablemente éste no fue el resultado en el experimento de Rutherford. Derecha: Desviaciones importantes en la trayectoria, e incluso haces en rebote no pueden explicarse con el modelo de Thomson; pero si las cargas positivas estuviesen concentradas en una región muy pequeña del espacio (el núcleo), podrían ser explicados los rebotes de haces de radiación alfa.

Contrariamente a lo esperado, la placa fotográfica sensible a la radiación alfa mostró tanto haces sin desviación en la trayectoria, como desviaciones leves, importantes e incluso haces rebotados respecto a la lámina de oro.

Debido a estos resultados incoherentes con el modelo de Thomson comúnmente aceptado en aquel momento, Rutherford repitió este experimento varias veces, ya que pensó que por manipulación errónea de las placas fotográficas, pudo haberlas velado accidentalmente, afectando el resultado de la experiencia. Sin embargo, luego de varias repeticiones con el mismo resultado, tuvo que admitir que no había ningún error; simplemente el modelo de Thomson no era correcto.

Modelo Atómico de Rutherford

A causa de los resultados obtenidos por Rutherford en su experimento, se vio obligado a proponer otro modelo atómico, que lleva su nombre. El modelo de Rutherford coloca los electrones en la parte externa del átomo, orbitando un núcleo denso en el que se encuentran concentradas todas las cargas negativas.

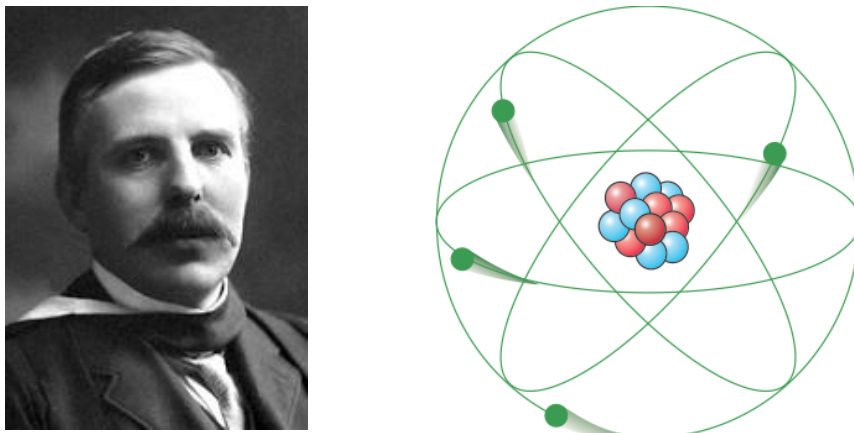


Figura 1.9. Izquierda: Ernest Rutherford. Derecha: Modelo atómico de Rutherford. El núcleo contiene los protones y neutrones; los electrones orbitan el núcleo, en similitud al sistema planetario.

Una de las diferencias fundamentales del Modelo atómico de Rutherford respecto al de su antecesor, es que da forma a la idea de un núcleo cargado positivamente.

Sin embargo, uno de los grandes problemas del modelo de Rutherford estaba relacionado con su estabilidad. La Física Clásica predice que una partícula con carga y girando, como los electrones del modelo de Rutherford, deberían producir radiación electromagnética, perdiendo así energía; por tanto, inevitablemente disminuiría su radio de órbita hasta terminar colisionando con el núcleo atómico. Por tanto, el modelo es físicamente inestable.

Advenimiento de la Mecánica Cuántica

Varios científicos presentaron, en la primera mitad del siglo XX, evidencias que dejaban claro que la Física Newtoniana o Física Clásica, no lograba explicar a satisfacción los fenómenos del micromundo. Una nueva Física se hizo evidente, donde la transferencia de energía a nivel atómico o molecular se encuentra cuantizada (significa que la energía se manifiesta en paquetes discretos denominados cuantos). De

entre los científicos que hicieron aportes en el conocimiento de la Física Cuántica (o Mecánica Cuántica, en contraposición a la Mecánica Clásica) destacaron Planck y Einstein.

Max Planck: Ya en el año 1900 Max Planck propuso un modelo para explicar la radiación electromagnética emitida por un cuerpo a una temperatura dada, denominada Ley de Planck. Para Planck, la radiación emitida por un cuerpo negro (se entiende por cuerpo negro a un objeto que absorbe toda la energía radiante que incide sobre él) no puede hacerlo de forma continua, sino únicamente en pequeñas cantidades o paquetes de energía denominados cuantos o fotones. La energía de un cuanto o fotón se puede calcular según Planck a través de la ecuación:

$$E = h\nu \qquad \text{Ecuación 1.1}$$

Donde E es la Energía del fotón, ν la frecuencia, y h una constante denominada Constante de Planck, que tiene el valor $6,626 \times 10^{-34}$ J*s.

Albert Einstein: Por su parte, Einstein en 1905 estudió el efecto fotoeléctrico. Este fenómeno consiste en la emisión de electrones (corriente eléctrica) en metales cuando eran irradiados con haces de energía luminosa, principalmente ultravioleta. Al analizar la relación existente entre la cantidad de electrones que abandonaba el metal y la intensidad de la radiación incidente, utilizó la ecuación propuesta por Planck. La única forma de entender el efecto fotoeléctrico era admitir que la luz estaba conformada por partículas (los mismos fotones de Planck). Esta concepción chocaba con la visión ondulatoria de la luz.

Según Einstein, la luz podía ser considerada en forma dual, tanto como onda como partícula. La cantidad de energía requerida para que los electrones pudieran salir del metal tenía que estar cuantizada, en una magnitud dada por la Ecuación 1 antes mostrada; exactamente la misma ecuación presentada por Planck unos pocos años antes.

De este modo podían explicarse todas sus propiedades y su comportamiento; el único pre-requisito era considerar que no podía mantenerse únicamente como onda o únicamente como partícula. Como veremos más adelante, esta concepción fue determinante para el desarrollo de la actual teoría atómica.

Modelo de Bohr

En 1913 aparece en la escena científica un físico danés de nombre Niels Bohr, quien presentó el primer modelo atómico fundamentado en las recién presentadas ideas de que la energía a nivel atómico está cuantizada. En su modelo, los diferentes electrones de un átomo están restringidos a valores específicos de energía o niveles energéticos. Así, los electrones están girando alrededor del núcleo confinados a valores predeterminados de energía en forma de capas, siendo las capas más internas las más estables o menor energía; a medida que aumentamos de energía, los electrones se sitúan en niveles más altos y por tanto más alejados del núcleo.

A cada nivel de energía le asigna un número cuántico, que él denomina número cuántico principal o n . En cada nivel se ubica un número diferente de electrones. Así, para $n=1$, caben 2 electrones. Cuando $n=2$, se ubican 8 electrones... y en general, para la capa o nivel n , hay cabida para el doble del cuadrado del número del nivel:

$$\#e^- = 2n^2$$

Ecuación 1.2

Donde $n=1,2,3,\dots$ es un número entero.

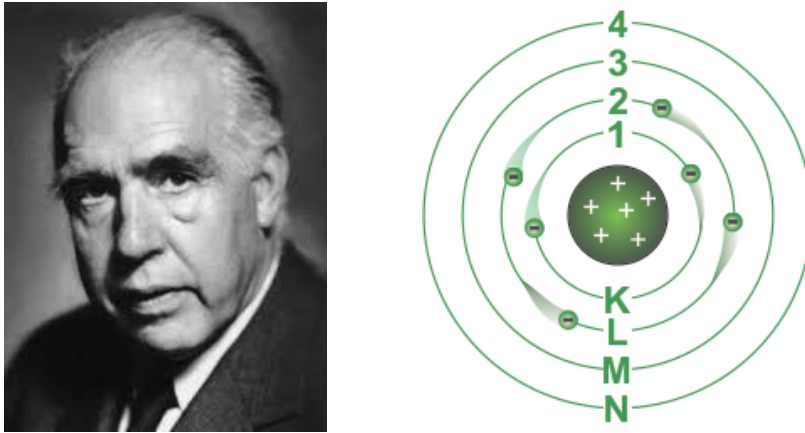


Figura 1.10. Izquierda: Niels Bohr. Derecha: Modelo atómico de Bohr. Los electrones se distribuyen por capas. Cada capa posee un nivel de energía diferente, y los electrones se distribuyen en las capas acorde a la energía que poseen y a si existen vacantes en ese nivel.

Bohr creía que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares. La absorción de energía por parte de un electrón le permite saltar a un nivel superior, de mayor energía. Sin embargo, como mismo absorbió esa energía, la puede liberar y entonces vuelve al estado o nivel anterior.

Además propone que “un electrón siempre absorbe o emite energía en cuantos completos de $h\nu$ ” donde h es la Constante de Planck (primer postulado). Como la luz emitida no contiene todas las frecuencias, Bohr sugiere que no todas las órbitas son posibles para un electrón y, en concreto, propone que “las únicas órbitas en que se puede mover un electrón son aquellas en las que su momento angular es $nh/2\pi$, donde n es un número entero. Cuando un electrón se encuentra en estas órbitas, no emite energía” (segundo postulado). El número n se llama número cuántico principal.

A partir de estos postulados, Bohr calculó el radio y la energía de las órbitas de un electrón para el átomo de hidrógeno.

Ventajas y limitaciones del modelo de Bohr

Este modelo significó un gran avance en el entendimiento del átomo. Sus ventajas indiscutibles son, entre otras:

- Es el primer modelo que explica cuantitativamente al átomo. En efecto, a partir de su modelo se puede calcular el radio y la energía de las distintas órbitas que un electrón podía tomar en el átomo de hidrógeno.
- Explica perfectamente los espectros de líneas del átomo de hidrógeno.
- Predice un radio atómico para el hidrógeno que coincide, dentro del error experimental, con el medido experimentalmente.
- Resuelve el problema de estabilidad que presentaba el átomo de Rutherford.
- Introduce por primera vez términos cuánticos en un modelo atómico.

No obstante, este modelo aun con todas las ventajas enumeradas, también tropezó con limitaciones que afectaron su credibilidad:

- Solo acierta en la predicción del radio atómico para el hidrógeno. No acierta en las características energéticas ni en radio para los restantes elementos de la tabla.
- No logra explicar los espectros de líneas de ningún otro elemento.
- Imagina a los electrones ubicados perfectamente en órbitas específicas en el átomo, y por tanto localizables.

- No podía explicar el efecto Zeeman- desdoblamiento de las señales de líneas del átomo en presencia de un campo magnético.

Mecánica Cuántica y el átomo

Aunque el modelo de Bohr introduce la mecánica cuántica y la incorpora en la explicación de los fenómenos atómicos, queda claro que aún le faltaba desarrollar en mayor medida sus ideas para explicar a cabalidad a la materia. En pocas palabras, los fenómenos, procesos y cuerpos, a escala infinitesimalmente pequeña como la que tiene lugar en los átomos, moléculas y electrones, son difícilmente entendibles para el ser humano, cuyas experiencias de vida y comprensión tienen lugar a otra escala.

Algunos otros científicos llevaron a cabo avances notables en el desarrollo de la Mecánica Cuántica. Destacaron notablemente los aportes de Heisenberg y De Broglie.

Werner Heisenberg propuso su hoy famoso Principio de Incertidumbre, que señala que es imposible medir simultáneamente de forma precisa la posición y el momento lineal (o velocidad) de una partícula tan pequeña como el electrón. Matemáticamente puede expresarse así:

$$\Delta x \Delta p = \frac{h}{4\pi}$$

Ecuación 1.3

Δx = imprecisión en la posición

Δp = imprecisión en el momento (m x v, masa por velocidad)

h = Constante de Planck.



Figura 1.11. Werner Heisenberg, creador del Principio de Incertidumbre que lleva su nombre.

Aun cuando el postulado de Heisenberg puede lucir como impreciso, en realidad deja claro que para referirnos al electrón debemos hablar de probabilidades y no de certezas. De hecho, luce como “chocante” que un principio o postulado, una ley en ciencia, hable sobre incertidumbre. Sin embargo, esta brillante idea de Heisenberg es uno de los pilares en los que descansa la Mecánica Cuántica actual.

Por otra parte, en 1924 De Broglie, un estudiante de doctorado de la Universidad de Paris, propuso que la dualidad onda-partícula invocada por Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico, podría ser aplicada a los electrones para explicar el por qué orbitan en niveles específicos de energía como predice Bohr. Para De Broglie, un electrón puede considerarse una onda:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Ecuación 1.4

Las ideas de De Broglie recibieron confirmación en 1927, cuando se pudo registrar la difracción de un haz de electrones. La difracción es un fenómeno netamente ondulatorio, que está siendo detectado en electrones.

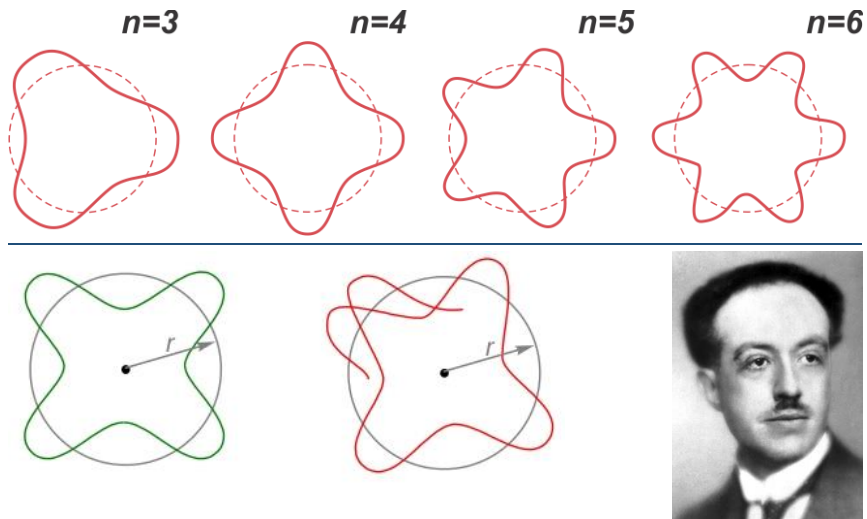


Figura 1.12. Idea básica de De Broglie. Arriba: si el electrón es considerado una onda, su "giro" alrededor de un núcleo implica una onda circular que solo puede tomar las longitudes de onda que permitan una onda constructiva. De izquierda a derecha: una onda que repite su trayectoria con una longitud de onda que permite la aparición de tres valles y tres crestas; pero pueden darse situaciones igualmente estables para longitudes de onda menores (frecuencias y por tanto energías mayores) con cuatro, cinco y seis juegos de crestas y valles. Abajo, izquierda: Una onda puede hallarse en fase constructiva (trayectoria verde) o destructiva (trayectoria en rojo); sólo las longitudes de onda del electrón (considerado como una onda) en las que la onda es constructiva son válidas. Abajo, derecha: Imagen de Louis De Broglie.

Modelo mecano-cuántico del átomo

Aparece en escena Schrödinger. Este autor propone representar el comportamiento del electrón mediante una ecuación de ondas. Así, cada electrón tiene asociada una función de onda (ψ). El valor de ψ en un punto es la densidad de probabilidad en dicho punto. El producto ψdV da la probabilidad de encontrar al electrón dentro del volumen infinitesimal dV .

Cuando se aplica la ecuación de Schrödinger al caso del electrón en un átomo de hidrógeno, se observa que los estados posibles para un electrón se describen mediante tres números cuánticos (n , l y m_l). El primer número cuántico n , es el mismo propuesto por Bohr en su modelo, El segundo número cuántico l se conoce como de momento angular o

azimutal. El tercer número cuántico m_l se denomina número cuántico de momento magnético. Existe un cuarto número cuántico (m_s) que sólo aparece al considerar efectos relativistas y se conoce como número cuántico de momento de giro o simplemente, número cuántico de spin.

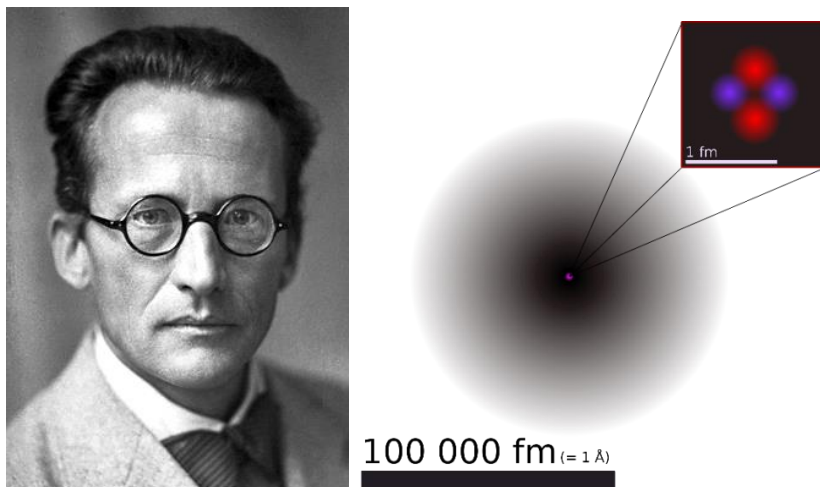


Figura 1.13. Erwin Schrödinger. La visión del átomo según el modelo mecano-cuántico de Schrödinger es infinitamente más compleja que las de los modelos anteriores, porque ahora el electrón está “deslocalizado” alrededor del núcleo, con una mayor probabilidad de hallarlo en la región del espacio sombreada (derecha). El núcleo del átomo de helio representado mide apenas un femtómetro (10^{-12} m), mientras que el espacio donde la probabilidad de hallar al electrón es máxima es de orden de 1 angstrom ($1\text{Å} = 10^{-10}$ m).

Así, el cálculo de la energía de un electrón en un átomo requiere disponer de la función de onda de ese electrón. Y la función de onda no puede establecerse hasta fijar los valores de los números cuánticos que lo definen. Y aquí aparecen unas reglas básicas para la obtención de los valores específicos de cada número cuántico.

NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL: El número cuántico principal n puede tomar los valores de números enteros y sencillos a partir de uno (Ecuación 5):

$$n = 1, 2, 3, \dots, n$$

Ecuación 1.5

El número cuántico principal es el responsable básico de la energía del electrón y determina la capa o nivel en que se encontrará. Así, un electrón en $n=3$ indica que se encuentra en el tercer nivel o capa.

Cuando se presentó el átomo de Bohr quedó claro que cada capa tiene una capacidad para alojar electrones, y viene dada por la relación ya citada $2n^2$. Por consiguiente, en un nivel o capa 3 hay cabida para 18 electrones. Es decir, que en un átomo pueden existir hasta 18 electrones en este nivel.

NÚMERO CUÁNTICO AZIMUTAL. LOS ORBITALES: El número cuántico de momento angular l toma los valores de números enteros y sencillos a partir de cero, hasta $n-1$ (Ecuación 6):

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1) \quad \text{Ecuación 1.6}$$

Así, para un electrón cuyo n valga 3, $n=3$, l puede tomar los valores 0, 1 o 2. Tomando el caso del ejemplo anterior, en que $n=3$, con cabida para 18 electrones, pues algunos de ellos tendrán un valor de $l=0$, otros con $l=1$ y otros con $l=2$.

El número cuántico azumutal l se asocia con los subniveles, del mismo modo que n está asociado con los niveles. Cuando $n=1$, $l=0$, lo que significa que en el nivel 1 (capa K), hay un solo subnivel que tiene el valor de $l=0$.

En el caso de que $n=2$, pues l puede tomar los valores $l=0$ y $l=1$. Por tanto, para la capa o nivel 2, habrá dos subniveles, 0 y 1. Cuando $n=3$, pues habrá tres subniveles (0, 1 y 2) y así sucesivamente.

La posibilidad de elevar la función de onda al cuadrado permite obtener la probabilidad de hallar al electrón en una determinada región del espacio. De este modo se puede obtener una representación espacial de las regiones del espacio en las que hay mayor probabilidad de hallar al electrón (esta región del espacio recibe el nombre de orbital).

Al obtener la representación espacial para un electrón que se encuentra en un valor de $n=1$ y $l=0$ se obtiene una forma esférica:

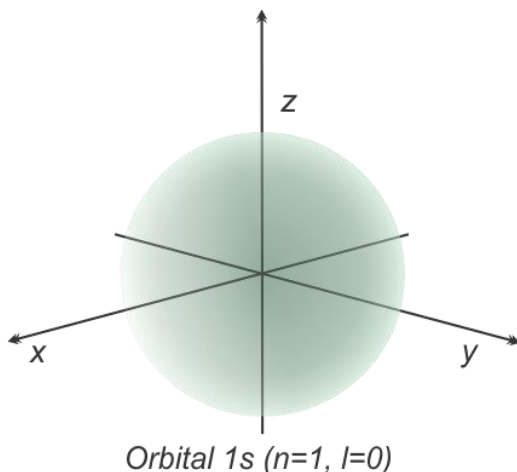


Figura 1.14. Representación en el espacio de la probabilidad de hallar un electrón en el caso de un número cuántico principal $n=1$, y número cuántico azimutal $l=0$. Se obtiene así una región esférica. Esta zona de mayor probabilidad es un orbital. Los orbitales en los que $l=0$ se denominan orbitales s. Como se trata de $n=1$, entonces este orbital se designa como 1s.

La representación de un orbital 1s como el mostrado en la figura es relativamente sencilla. Esta representación sería igualmente válida para el 2s, 3s, y en general cualquier orbital en donde el número cuántico azimutal es $l=0$. Sin embargo, para valores mayores de este número cuántico, la distribución de probabilidad radial en el espacio se complica. Para el caso de $l=1$ ($n=2$; $l=1$, un orbital 2p) se tiene una representación espacial orientada hacia uno de los ejes cartesianos. Dado que tenemos tres ejes, pues existirán en total 3 orbitales p.

NÚMERO CUÁNTICO DE MOMENTO MAGNÉTICO: El número cuántico de momento magnético varía entre los valores $-l$ y $+l$, pasando por cero:

$$m_l = l, [l-1], [l-2], \dots, 0, \dots, [-l-2], [-l-1], l \quad \text{Ecuación 1.7}$$

Para el caso en que $n=1$: Si n vale 1, entonces el número cuántico de momento angular o azimutal l debe valer 0, como ya vimos anteriormente. Si $l=0$, entonces, $m=0$ también, porque m varía entre $-l$ y $+l$. Tenemos entonces un orbital 1s.

$\Psi_1 = (1, 0)$ (donde el primer número cuántico corresponde a n y el segundo a l)

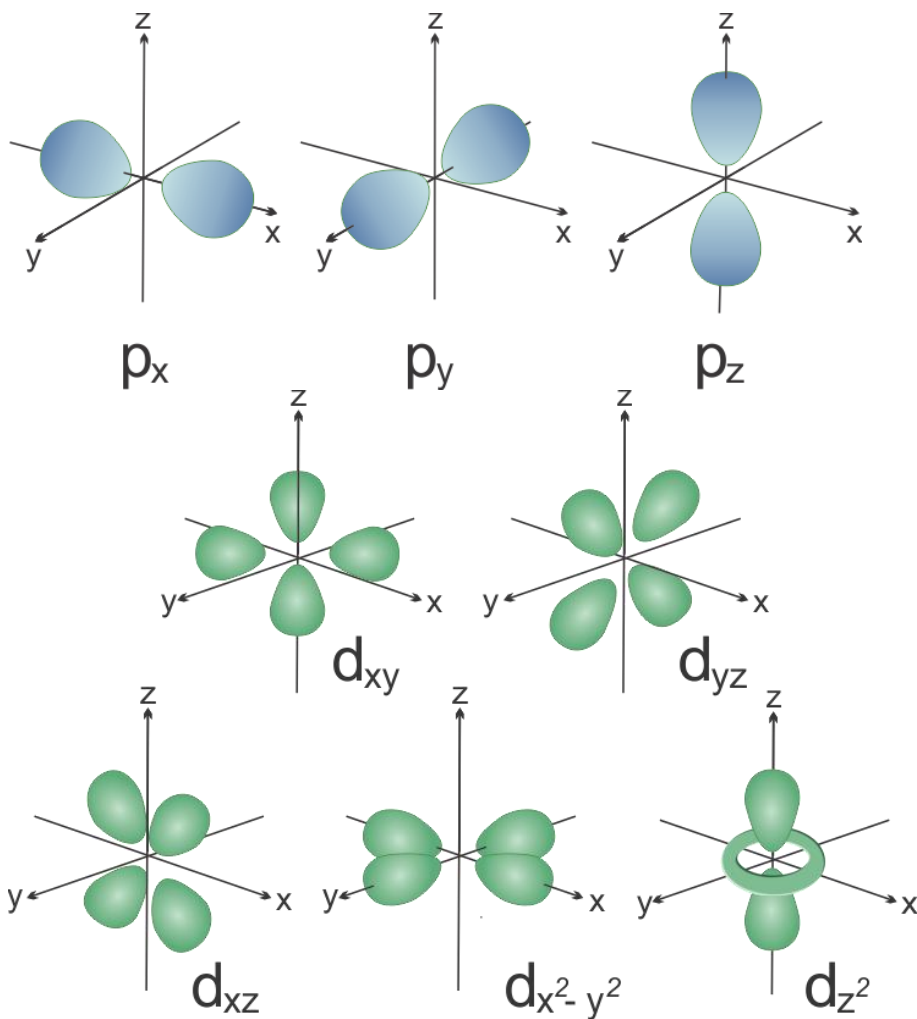


Figura 1.15. Arriba: Representación en el espacio de la probabilidad de hallar un electrón en el caso de un número cuántico principal $n=2$, y número cuántico azimutal $l=1$. Los orbitales p pueden orientarse en x , y o z , por lo que existen los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$. Abajo: Para $l=2$, aparecen cinco posibles orbitales, cuyos lóbulos se orientan entre los ejes cartesianos (obsérvese la diferencia con los orbitales p , que sólo poseen dos lóbulos que se orientan en los ejes).

Para el caso en que $n=2$:

Cuando $n=2$, l puede valer 0 o 1, puede tomar cualquiera de esos dos valores. Así que analizaremos cada particular. Si

El caso que nos falta es aquel en que $n=3$, $l=2$. Aquí, m puede tomar los valores $-2, -1, 0, +1$ y $+2$. Por tanto aparecen cinco probabilidades (cinco orbitales) para este caso:

$\Psi_1 = (3, 2, -2)$	Orbital $3d_{xy}$
$\Psi_2 = (3, 2, -1)$	Orbital $3d_{yz}$
$\Psi_3 = (3, 2, 0)$	Orbital $3d_{xz}$
$\Psi_4 = (3, 2, +1)$	Orbital $3d_{x^2-y^2}$
$\Psi_5 = (3, 2, +2)$	Orbital $3d_z^2$

Estos son los mismos cinco orbitales d que aparecen en la figura 1.15.

Luego de este desarrollo, aparecen ciertas regularidades que es conveniente remarcar:

- El número cuántico principal (n) determina no sólo el nivel y la energía sino también el número de subniveles: si $n=1$, hay un solo subnivel ($1s$); para $n=2$, aparecen los subniveles $2s$ y $2p$. Para $n=3$, tendremos tres subniveles, $3s$, $3p$ y $3d$. Es obvio prever entonces que para $n=4$, debemos esperar entonces cuatro subniveles: en efecto, existen los subniveles $4s$, $4p$, $4d$ y $4f$.
- El número de orbitales en cada subnivel es determinado por m . Dado que por cada valor de l habrá $(2l+1)$ valores de m , entonces por cada subnivel, el número de orbitales será $2l+1$. Ejemplo= para $l=0$, el número de orbitales será 1 (un solo orbital s). En cambio, si $l=1$, tendremos $(2(1)+1)= 3$ orbitales p . Del mismo modo, para $l=2$, se esperan 5 orbitales d . Se predice entonces que para $l=3$, deben existir 7 orbitales f . Y de hecho, es así.

NÚMERO CUÁNTICO DE MOMENTO DE SPIN: El número cuántico de spin como también se le conoce, toma los valores $+1/2$ y $-1/2$.

Este último número cuántico es consecuencia del hecho de que en cada orbital caben dos electrones. Ya se había indicado que el número total de electrones que podían alojarse en cada nivel es función de $2n^2$; por tanto, para $n=1$, por ejemplo, caben 2 electrones. Sin embargo, acabamos de establecer que para $n=1$ sólo hay un orbital, el 1s. De igual manera, para $n=2$, donde caben 8 electrones, hay 4 orbitales, 2s, 2p_x, 2p_y y 2p_z. Para cualquier valor de n que coloquemos, el número total de electrones permitidos es el doble que el de orbitales (por ejemplo, para $n=4$, donde están presentes los orbitales un orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f -en total, 16 orbitales-, caben 32 electrones).

La solución a esta situación es admitir que en cada orbital pueden haber dos electrones. Pero dado que dos electrones en un mismo orbital poseen entonces los mismos valores de n , l y m , es necesario un cuarto número cuántico que los distinga. Aquí es donde aparece el número cuántico de momento de spin o giro, denominado m_s o simplemente spin, s .

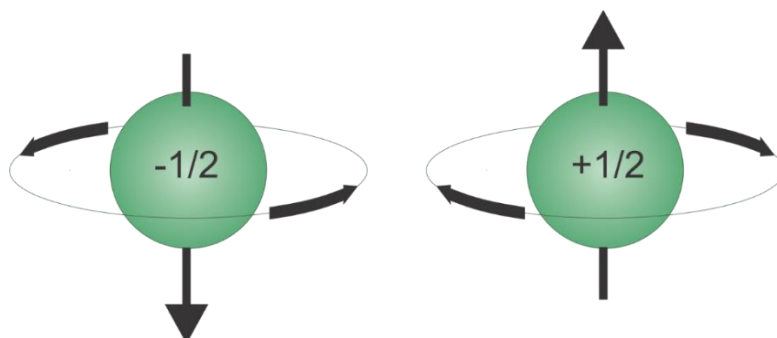


Figura 1.16. El electrón puede girar en un sentido o en el otro, por lo que existen dos valores de spin, $+1/2$ y $-1/2$.

Orden de llenado de los orbitales

La ecuación de Schrödinger es irresoluble de forma exacta para átomos polielectrónicos. De modo que es necesario hacer aproximaciones. Hoy en día, con la ayuda de supercomputadoras, se pueden calcular aproximaciones para las

ecuaciones de energía cuyos resultados son muy cercanos a los valores experimentales.

Una forma muy simplificada de aproximación es la de asumir que los electrones se van “colocando” en los orbitales en orden creciente de $n+l$. Así, primero se llenan los orbitales $1s$ ($n=1, l=0, n+l=1$), luego $2s$ ($n=2, l=0, n+l=2$) y luego $2p$ ($n+l=3$). Lo que es importante es asegurar que sólo existan dos electrones en un orbital, a fin de asegurar el llamado Principio de Exclusión de Pauli.

Principio de exclusión de Pauli. **“Dos electrones de un átomo no pueden tener los mismos valores para los cuatro números cuánticos”.**

Configuración electrónica del Hidrógeno ($Z=1$) = $1s^1$

Configuración electrónica del Helio ($Z=2$) = $1s^2$

Configuración electrónica del Litio ($Z=3$) = $1s^2 2s^1$

Observamos que una vez que se completa la primera capa o nivel ($n=1$), donde ya sabemos que solo caben dos electrones, pasamos al litio, el primer elemento en el que comienza a llenarse el nivel $n=2$. Ya sabemos (ver ecuación 2) que en este segundo nivel caben 8 electrones, por lo que ya se ha completado con el Neón ($Z=10$) todos los orbitales presentes en este nivel, y su configuración electrónica será $1s^2 2s^2 2p^6$.

Al pasar al Sodio ($Z=11$), la configuración será ahora $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Puede observarse que la configuración electrónica de este elemento, cuyo Z es mayor en una unidad al del Neón ($Z=10$) es muy similar, diferenciándose en la ubicación del nuevo electrón en el nivel 3. Así, se acostumbra abreviar la configuración electrónica de los átomos tomando como referencia a la configuración de los gases nobles (elementos que poseen la última capa totalmente llena, y que corresponde a Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón). Así, la nomenclatura para la distribución electrónica del sodio puede escribirse: $[\text{Ne}] 3s^1$; el Neón entre corchetes significa que la

distribución electrónica del sodio es equivalente a la del neón, y sólo se diferencia en la existencia de un electrón adicional en el orbital 3s.

A partir de aquí, una vez lleno el nivel anterior ($n=2$) comienzan a llenarse los distintos orbitales que están presentes en $n=3$, que son, el 3s, 3p y 3d. Para $n=3$:

Configuración electrónica del Na ($Z=11$) =	[Ne] 3s ¹
Configuración electrónica del Mg ($Z=12$) =	[Ne] 3s ²
Configuración electrónica del Al ($Z=13$) =	[Ne] 3s ² 3p ¹
Configuración electrónica del Si ($Z=14$) =	[Ne] 3s ² 3p ²
Configuración electrónica del P ($Z=15$) =	[Ne] 3s ² 3p ³
Configuración electrónica del S ($Z=16$) =	[Ne] 3s ² 3p ⁴
Configuración electrónica del Cl ($Z=17$) =	[Ne] 3s ² 3p ⁵
Configuración electrónica del Ar ($Z=18$) =	[Ne] 3s ² 3p ⁶

Luego del argón, viene $Z=19$, Potasio. La distribución esperada para Potasio, siguiendo los criterios establecidos al momento, sería:

Configuración electrónica (esperada) del K ($Z=19$) = [Ne] 3s² 3p⁶ 3d¹

Sin embargo, debido a consideraciones energéticas que derivan de conceptos que escapan del alcance del texto (apantallamiento, penetración y carga nuclear efectiva, conceptos que pueden revisarse en textos avanzados de Química), ocurren situaciones en las que ciertos orbitales se saltan el orden de llenado indicado anteriormente. Sucede así con el orbital 4s, que se llena antes que el 3d, por lo que para el potasio:

Configuración electrónica (real) del K ($Z=19$) = [Ar] 4s¹

En el caso del Calcio, será $[\text{Ar}] 4s^2$; ya con el escandio, una vez lleno el subnivel $4s$, comienza el llenado de los $3d$. Igual situación ocurre con los orbitales $5s$ que se anteponen a los $4d$, o los $4f$, antes que los $5d$... y como éstos, numerosos otros saltos están presentes en la tabla periódica.

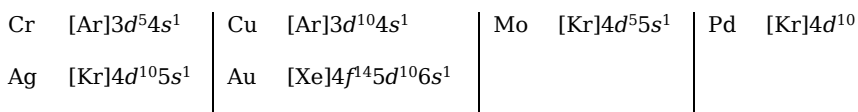
Regla de la lluvia

El número de saltos similares a los mostrados en las líneas anteriores puede ser “recordado” atendiendo a una sencilla regla mnemotécnica, conocida como regla de la lluvia (figura 1.17). En esta regla, se colocan en líneas distintas los diferentes orbitales, con los todos sus electrones.



Figura 1.17. Regla de la lluvia. A la izquierda, los subniveles posibles en cada nivel son colocados en renglones distintos, ordenados de izquierda a derecha, y con el número máximo de electrones disponibles por subnivel. A la derecha, una serie de líneas diagonales (simulando lluvia) cruzan los subniveles, generando el orden de llenado correcto.

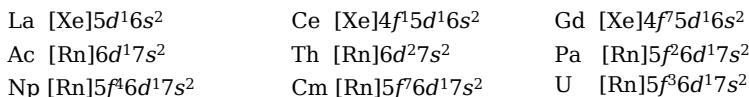
Existen algunas excepciones no previstas por la regla de la lluvia. Se presentan en algunos elementos de transición, en algunos lantánidos y actínidos. Generalmente están asociados a algunas transiciones electrónicas que permiten obtener configuración de subnivel lleno o semilleno:



- Los estados con subniveles completos o completos a mitad (o totalmente vacíos) tienen una especial estabilidad, lo que justifica algunas excepciones en el llenado de orbitales:



- En los casos anteriores y siguientes, influye también la pequeña diferencia de energía entre los niveles (n-1)d y ns:



- En los lantánidos y actínidos, se observan excepciones similares para los orbitales (n-2)f y (n-1)d.
- Al formar cationes, los electrones salen primero de los orbitales np, luego ns y finalmente (n-1)d.



Tabla 1: Configuración electrónica de los elementos químicos

Z	Sím.	Configuración	Z	Sím.	Configuración	Z	Sím.	Configuración
1	H	1s ¹	35	Br	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	69	Tm	[Xe]4f ¹³ 6s ²
2	He	1s ²	36	Kr	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	70	Yb	[Xe]4f ¹⁴ 6s ²
3	Li	[He]2s ¹	37	Rb	[Kr]5s ¹	71	Lu	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
4	Be	[He]2s ²	38	Sr	[Kr]5s ²	72	Hf	[Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²
5	B	[He]2s ² 2p ¹	39	Y	[Kr]4d ¹ 5s ²	73	Ta	[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
6	C	[He]2s ² 2p ²	40	Zr	[Kr]4d ² 5s ²	74	W	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
7	N	[He]2s ² 2p ³	41	Nb	[Kr]4d ⁴ 5s ¹	75	Re	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²
8	O	[He]2s ² 2p ⁴	42	Mo	[Kr]4d ⁵ 5s ¹	76	Os	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
9	F	[He]2s ² 2p ⁵	43	Tc	[Kr]4d ⁵ 5s ²	77	Ir	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²
10	Ne	[He]2s ² 2p ⁶	44	Ru	[Kr]4d ⁷ 5s ¹	78	Pt	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
11	Na	[Ne]3s ¹	45	Rh	[Kr]4d ⁸ 5s ¹	79	Au	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
12	Mg	[Ne]3s ²	46	Pd	[Kr]4d ¹⁰	80	Hg	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²
13	Al	[Ne]3s ² 3p ¹	47	Ag	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	81	Tl	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹
14	Si	[Ne]3s ² 3p ²	48	Cd	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	82	Pb	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
15	P	[Ne]3s ² 3p ³	49	In	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	83	Bi	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
16	S	[Ne]3s ² 3p ⁴	50	Sn	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	84	Po	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴
17	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	51	Sb	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	85	At	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
18	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶	52	Te	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	86	Rn	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶
19	K	[Ar]4s ¹	53	I	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	87	Fr	[Rn]7s ¹
20	Ca	[Ar]4s ²	54	Xe	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	88	Ra	[Rn]7s ²

21	Sc	$[\text{Ar}]3d^14s^2$	55	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$	89	Ac	$[\text{Rn}]6d^17s^2$
22	Ti	$[\text{Ar}]3d^24s^2$	56	Ba	$[\text{Xe}]6s^2$	90	Th	$[\text{Rn}]6d^27s^2$
23	V	$[\text{Ar}]3d^34s^2$	57	La	$[\text{Xe}]5d^16s^2$	91	Pa	$[\text{Rn}]5f^26d^17s^2$
24	Cr	$[\text{Ar}]3d^54s^1$	58	Ce	$[\text{Xe}]4f^15d^16s^2$	92	U	$[\text{Rn}]5f^36d^17s^2$
25	Mn	$[\text{Ar}]3d^54s^2$	59	Pr	$[\text{Xe}]4f^36s^2$	93	Np	$[\text{Rn}]5f^46d^17s^2$
26	Fe	$[\text{Ar}]3d^64s^2$	60	Nd	$[\text{Xe}]4f^46s^2$	94	Pu	$[\text{Rn}]5f^67s^2$
27	Co	$[\text{Ar}]3d^74s^2$	61	Pm	$[\text{Xe}]4f^56s^2$	95	Am	$[\text{Rn}]5f^77s^2$
28	Ni	$[\text{Ar}]3d^84s^2$	62	Sm	$[\text{Xe}]4f^66s^2$	96	Cm	$[\text{Rn}]5f^76d^17s^2$
29	Cu	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	63	Eu	$[\text{Xe}]4f^76s^2$	97	Bk	$[\text{Rn}]5f^97s^2$
30	Zn	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$	64	Gd	$[\text{Xe}]4f^75d^16s^2$	98	Cf	$[\text{Rn}]5f^{10}7s^2$
31	Ga	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^1$	65	Tb	$[\text{Xe}]4f^96s^2$	99	Es	$[\text{Rn}]5f^{11}7s^2$
32	Ge	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$	66	Dy	$[\text{Xe}]4f^{10}6s^2$	100	Fm	$[\text{Rn}]5f^{12}7s^2$
33	As	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$	67	Ho	$[\text{Xe}]4f^{11}6s^2$	101	Md	$[\text{Rn}]5f^{13}7s^2$
34	Se	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$	68	Er	$[\text{Xe}]4f^{12}6s^2$	102	No	$[\text{Rn}]5f^{14}7s^2$

Ejercicios

1. Escribe los postulados de la teoría atómica de Dalton.
2. Explica en qué consiste:
 - a) la ley de las proporciones definidas
 - b) la ley de las proporciones múltiples
 - c) la ley de la conservación de la materia
3. Escribe los aspectos fundamentales de la teoría atómica de Thomson.
4. Describe el experimento de Rutherford.
5. El átomo está compuesto por un núcleo positivo con electrones distribuidos por niveles de energía cuantizados. Este es el modelo de:
 - a) Thomson
 - b) Dalton
 - c) Bohr
 - d) Demócrito

6. Un electrón que se encuentra en el nivel 4, subnivel p, puede tener el siguiente conjunto de números cuánticos: [4,2,0,1/2]

Verdadero

Falso

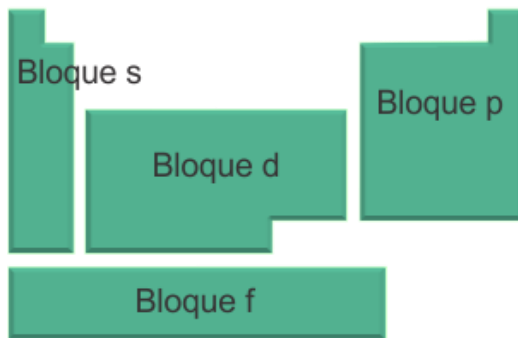
7. Un electrón que posee el siguiente conjunto de números cuánticos [5,1,-1,1/2] se halla en un orbital 5p

Verdadero

Falso

8. Hallar la configuración electrónica y determinar cuántos electrones tendrán en su última capa las especies que se indican seguidamente:

- a) $Z=35$
- b) $Z=51$
- c) $Z=18$



2. El sistema periódico

Un ruso excepcional

En el siglo XIX se inició un período frenético en la Química, por el descubrimiento de una gran cantidad de elementos químicos. En el año 1830 ya se conocían 55 elementos, todos ellos con propiedades distintas, y no parecía haber un orden. Algunos químicos se dedicaron a buscar patrones regulares en el comportamiento químico de los elementos recién descubiertos. En 1817, J. W. Dobereiner en Alemania, notó que la masa atómica del estroncio se aproxima al valor promedio de las masas atómicas de dos elementos similares, que eran el calcio y el bario. Posteriormente se percató que habían otros grupos de tres elementos, en los que la masa atómica de uno de ellos era intermedia entre la de los otros dos: litio-sodio-potasio y cloro-bromo-yodo. En base a esto Dobereiner propuso las triadas que llevan hoy su nombre, como un método de clasificación de los elementos químicos. Sin embargo, muchos elementos quedaban fuera de sus triadas, por lo que su método no resultó útil.

Newlands propuso la llamada ley de las octavas, después de advertir que si los elementos químicos se organizaban en orden creciente a su masa atómica, cada octavo elemento tenía propiedades similares. Baste decir que su trabajo no fue aceptado por la Royal Chemical Society, y fue ridiculizado por otros científicos de su época.

Una organización mucho más satisfactoria de los elementos fue obra de Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), un profesor ruso de Química, que indicó que las propiedades físicas y químicas de los distintos elementos varían en forma periódica, con el aumento de su masa atómica. Esta afirmación se conoce como la llamada Ley periódica de los elementos.

Ya en 1869, con 35 años, Mendeleev publicó su primera tabla periódica, bastante parecida a la actual, con los elementos ordenados en forma creciente. Su tabla en realidad es una matriz, donde las filas fueron denominadas períodos, y las columnas, grupos. En su arreglo, los elementos que tuviesen propiedades químicas similares quedaban en un mismo grupo. Aparecieron así inmediatamente en esta tabla, todas las tríadas que había publicado Dobereiner 52 años antes; igualmente, en los períodos aparecieron en forma natural las distintas octavas presentadas por Newlands apenas 5 años antes.

Una de las genialidades de Mendeleev estuvo en colocar algunos elementos "invertidos" respecto a su masa atómica, pero asegurándose que coincidieran sus propiedades. Así, situó el telurio (masa atómica 127,6) antes que el yodo, aun cuando este es más liviano (masa atómica 126,9) , debido a que con este arreglo, el telurio queda debajo del azufre y el selenio, a quienes se asemeja más, mientras que el yodo queda debajo de cloro y el bromo, con quienes posee muchas más propiedades en común.

P 30,97	S 32,06	Cl 35,45	Ar 39,95
As 74,90	Se 78,96	Br 79,90	Kr 83,80
Sb 121,7	I 126,9	Te 127,6	Xe 130,3

P 30,97	S 32,06	Cl 35,45	Ar 39,95
As 74,90	Se 78,96	Br 79,90	Kr 83,80
Sb 121,7	Te 127,6	I 126,9	Xe 130,3

Figura 2.1: Mendeleev se encontró en un problema con el telurio y el yodo. Siguiendo el orden creciente de masas atómicas (izquierda) ambos elementos quedaban en grupos con los que no compartían propiedades similares. Así asignó correctamente las casillas en base a las propiedades de sus compañeros de grupo (izquierda), ignorando el orden creciente en masa atómica (derecha).

La tabla periódica de Mendeleev presentó otros aspectos igualmente geniales. En forma acertada dedujo que los huecos o espacios vacíos que aparecieron en su tabla no eran debidos a errores o fallas en su tabla, sino a la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos. Más aún, predijo incluso las propiedades de algunos de esos elementos faltantes. Por ejemplo, Mendeleev planteó la existencia de un elemento desconocido que llamó eka-aluminio y predijo algunas de sus propiedades. (Eka es una palabra en sánscrito que significa "primero"; así, el eka-aluminio sería el primer elemento bajo el aluminio en el mismo grupo.) Cuando el galio se descubrió, cuatro años más tarde, notó que sus propiedades coincidían significativamente con las que pronosticó para el eka-aluminio:

En su forma actual, la tabla periódica está compuesta por 7 periodos horizontales, 18 grupos verticales y otro grupo constituido por 2 series de elementos (lantánidos y actínidos).

Los grupos se numeran del 1 al 18. Los grupos 1-2 forman el bloque s, los grupos 3-12, el bloque d, los grupos 13-17, el bloque p, y los lantánidos y actínidos el bloque f.

Tabla 2: Comparación entre las propiedades predichas para el eka-aluminio por Mendeleev y los valores experimentales para el galio.

	Eka-aluminio (Ea)	Galio (Ga)
Masa atómica	68 uma*	69,9 uma
Punto de fusión	Bajo	29,8°C
Densidad	5,9 g/cm ³	5,94 g/cm ³
Fórmula del óxido	Ea ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃

uma = Unidad de masa atómica

La definición de los bloques está relacionada con los orbitales que el elemento está llenando; como ejemplo citaremos el estaño, Sn, cuyo $Z=50$. La distribución electrónica del estaño, siguiendo la regla de la lluvia (figura 1.17) es: [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$. El último nivel con electrones es el 5^{to} ($n=5$), por lo que el estaño está, en el quinto período.

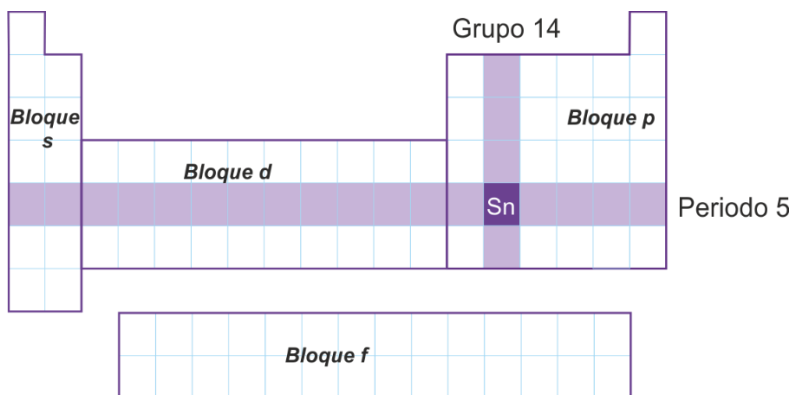


Figura 2.2: La ubicación de cualquier elemento en la tabla periódica, en base a los grupos y períodos, es una función de su distribución electrónica. Así, el estaño, cuyo $Z=50$ presenta una distribución electrónica con dos electrones en un orbital $5p$, por lo que queda ubicado en el quinto período, bloque p, segundo grupo de este bloque (determinado por el número de electrones en el orbital p).

Por otra parte, los orbitales que se encuentran parcialmente llenos (o parcialmente vacíos) son orbitales p, lo que indica que el estaño está en el bloque p de la tabla. Por último, como sólo hay dos electrones en el subnivel $5p$, pues el estaño debe

estar en la segunda casilla correspondiente al bloque p, o lo que es lo mismo, en el grupo 14 (figura 2.2):

Periodicidad de las propiedades físicas y químicas

Una propiedad que muestra un patrón periódico claro es el radio atómico, que no es más que la distancia que existe desde el núcleo o centro del átomo hasta el electrón más externo, y su valor presenta variaciones conforme aumenta el número atómico, como se muestra en la figura 2.3.

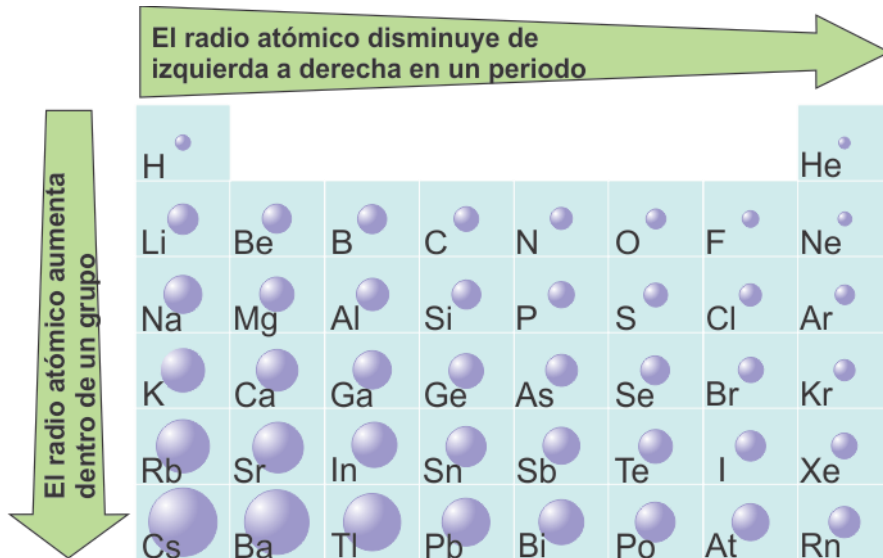


Figura 2.3: El radio atómico es una propiedad periódica. Como tal, su valor incrementa y disminuye como consecuencia del incremento del radio atómico. La figura muestra cómo tiene lugar una disminución paulatina de esta propiedad a medida que avanza el número atómico; al llegar a un gas noble, nuevamente ocurre un incremento. Este patrón periódico corresponde a disminución durante un periodo e incremento dentro de un grupo.

Se observa con claridad que el paso de un nivel a otro dentro de un grupo va acompañado de un aumento en el tamaño del átomo. Es por ello que el bario por ejemplo, es más grande

que el berilio; igual ocurre para cualquiera de los grupos. Este fenómeno es fácilmente explicable: a medida que el incrementa el valor de n , los electrones se ubican en un nuevo nivel o capa cada vez más externa. Sin embargo, es algo más difícil entender la disminución del radio dentro de un período.

En el paso desde el sodio ($Z=11$) hasta argón ($Z=18$) lleva a un aumento en Z , lo que corresponde al ingreso de más cargas positivas en el núcleo; sin embargo, los nuevos electrones se mantienen en el mismo nivel n , que en este caso es $n=3$. Hay cada vez más cargas positivas en el núcleo, pero como los electrones se hallan en el mismo nivel, tiene lugar una contracción neta del átomo. Es por este motivo que el radio atómico disminuye para átomos dentro de un mismo período.

Como una consecuencia del análisis del radio atómico, surge otro concepto asociado: el radio iónico, que es muy similar en concepto al radio atómico, pero referido a alguno de los iones de ese mismo átomo. Así, el radio atómico del bario no es el mismo que su radio iónico (figura 2.4):

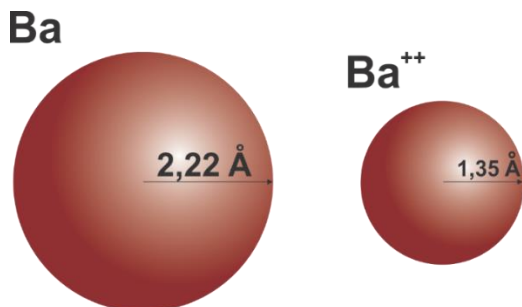
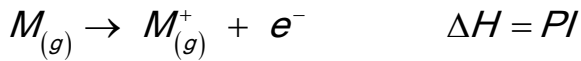


Figura 2.4: Diferencia entre el radio atómico del Bario (izquierda) y el ión bario (derecha). En los cationes, el radio iónico es siempre menor al radio atómico; por el contrario, en los aniones, donde el ión adquiere carga negativa, el átomo incrementa en tamaño, por lo que el radio atómico de un anión es siempre mayor que el del átomo neutro.

Una segunda propiedad periódica es el potencial o energía de ionización, **PI**, que no es más que la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo de un elemento en estado gaseoso. Por tratarse de un fenómeno endotérmico (absorbe energía), siempre los potenciales de ionización son intrínsecamente positivos:



La variación de entalpía asociada al proceso de pérdida de un electrón para un átomo en estado gaseoso será entonces el Potencial de Ionización. Cada elemento en la tabla periódica posee un valor de Potencial de Ionización, cuya magnitud va a depender de la facilidad que tenga el electrón para liberarse de la influencia del átomo. Cuando los valores de PI para cada elemento son representados, se obtiene una variación que es una función periódica del número atómico, en forma análoga al radio atómico.

El comportamiento periódico de las energías o potenciales de ionización es inverso al del radio atómico (figuras 2.3 y 2.5): disminuye al bajar en un grupo y aumenta a lo largo de un periodo. Existen ciertas irregularidades que pueden ser justificadas por la estabilidad de los subniveles llenos o llenos a mitad (salto leve al pasar de nitrógeno a oxígeno, fósforo a azufre y en general de los elementos del grupo 15 al 16).

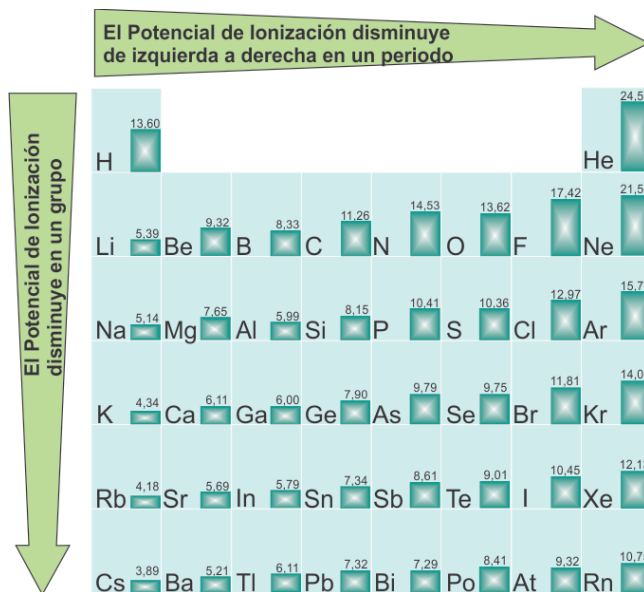


Figura 2.5: Variación del Potencial de Ionización dentro de los grupos y periodos de la tabla periódica. Por simplicidad no se muestran los elementos de los bloques d y f. Los valores de Potencial de Ionización están expresados en electrón-voltios.

Existen otras propiedades periódicas observables en los elementos dentro de la la Tabla: destacan la Afinidad Electrónica y la Electronegatividad. Otras propiedades de menor relevancia muestran igualmente comportamiento periódico, como la densidad, la dureza, los puntos de fusión, etc, aunque, por estar afectados por otras variables, no siempre se aprecia con claridad el comportamiento periódico.

Metales, No Metales y Metaloides

Los conceptos de radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y en general las distintas propiedades periódicas son, en última instancia, propiedades de los átomos individuales.

Para entender mejor las propiedades de los elementos también debemos examinar las tendencias periódicas en las propiedades no sólo de los átomos de modo individual, sino de los elementos a nivel macroscópico. Así, los elementos se pueden agrupar a grandes rasgos en las categorías de metales, no metales y metaloides (figura 2.6).

Aproximadamente tres cuartas partes de los elementos son metales, y están situados en las secciones izquierda y central de la tabla periódica. Por otra parte, los no metales se encuentran en la esquina derecha, y los metaloides están entre los metales y los no metales. Cabe señalar que el hidrógeno, que se encuentra en la esquina superior izquierda, es un no metal. Es por esta razón que separamos el hidrógeno del resto de los elementos del grupo 1. En la tabla 3 se resumen algunas de las propiedades distintivas de los metales y los no metales.

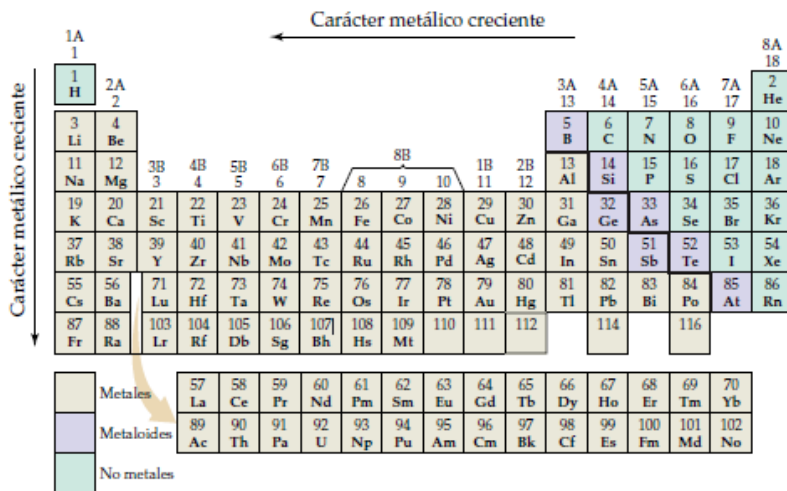


Figura 2.6. - Clasificación de los elementos conforme a sus características metálicas o no.

Tabla 3: Comparación entre las propiedades típicas de metales y no metales.

METALES	NO METALES
Presentan lustre brillante; diversos colores, pero en general son plateados.	No tienen lustre. Presentan distintos colores.
Los sólidos son maleables y dúctiles.	Los sólidos suelen ser quebradizos; algunos duros y otros blandos.
Son buenos conductores del calor y la electricidad.	Son malos conductores del calor y la electricidad.
Casi todos los óxidos metálicos son sólidos iónicos con carácter básico.	La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman soluciones ácidas
Tienden a formar cationes en disolución acuosa.	Tienden a formar aniones u oxoaniones en disolución acuosa.

Metales

La mayoría de los elementos metálicos exhibe el lustre brillante que asociamos con los metales (figura 2.7).



Figura 2.7.- Virutas de cobre. Al igual que el resto de los metales, se caracteriza por su brillo metálico característico.

Los metales conducen el calor y la electricidad, son maleables (se pueden golpear para formar láminas delgadas) y dúctiles (se pueden estirar para formar alambre). Todos son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio (punto de fusión -39°C), que es un líquido. Dos metales se funden a temperaturas un poco mayores que la ambiente: el cesio a 28°C y el galio a casi 30°C . En el otro extremo, muchos metales se funden a temperaturas muy altas.

Por ejemplo, el cromo se funde a 1900°C . Los metales tienden a tener energías de ionización bajas y por tanto tienden a formar iones positivos con relativa facilidad. Por tanto, los metales se oxidan (pierden electrones) cuando participan en reacciones químicas.

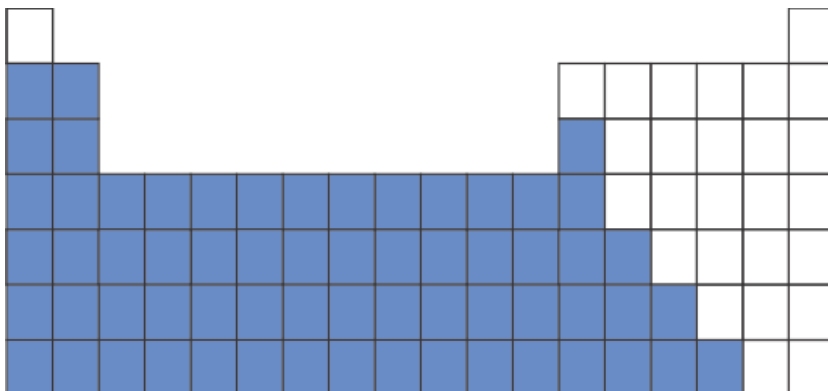


Figura 2.8. Distribución de los metales en la tabla periódica.



Figura 2.9. El mercurio es líquido a temperatura ambiente. El cesio y el galio también son líquidos a temperaturas del orden de 30°C

En los elementos del primer grupo (Los Metales Alcalinos) los electrones s exteriores se pierden con facilidad para producir una configuración electrónica de gas noble; de esta manera adquieren carga monopositiva (+1). Los metales Alcalino-térreos (Grupo 2) pierden también fácilmente los dos electrones s de su última capa para adquirir la configuración del gas noble previo, por lo que todos ellos suelen formar iones con carga +2.

Las cargas de los iones de los metales de transición, sin embargo, poseen un patrón obvio. Muchos iones de metales de transición tienen carga +2, aunque también se aprecian iones +1 y +3; en algunos casos, forman compuestos con carga formal +4, +5, +6 y hasta +7. Una de las características distintivas de los metales de transición es su capacidad para formar más de un ion positivo. Así, el hierro puede tener carga +2 y +3.

No Metales

A diferencia de los metales, los no metales generalmente no poseen lustre y varían mucho en apariencia. Son por lo general malos conductores del calor y la electricidad. Presentan igualmente bajos puntos de fusión y ebullición (ojo, ésta no es una propiedad diagnóstica: elementos como el silicio, boro y carbono poseen altísimos puntos de fusión y ebullición). De igual modo, la dureza no es un atributo reservado en exclusiva a los metales, ya que el diamante -una forma alotrópica de carbono- es el material más duro conocido.

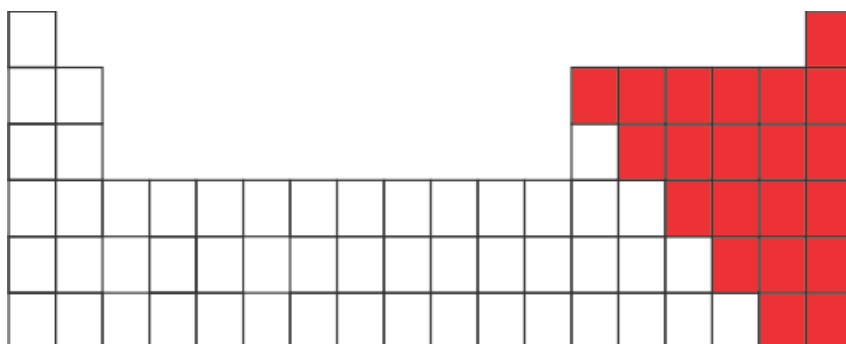


Figura 2.10. No metales en la tabla periódica.

Siete no metales existen en condiciones ordinarias, en forma de moléculas diatómicas. Algunos son gases como el hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, fluor y cloro (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y

Cl_2), uno es líquido (Br_2) y uno es un sólido volátil (I_2). El resto de los no metales son sólidos con dureza variable, aún dentro del mismo elemento (el carbono en su forma de diamante es durísimo, en tanto que el grafito es blando).

Debido a sus afinidades electrónicas, los no metales, al reaccionar con metales, tienden a ganar electrones. Por ejemplo, la reacción entre hierro y bromo produce bromuro de hierro, un compuesto que contiene el ion hierro (III), Fe^{3+} , y el ion bromuro, Br^{1-} .

Los no metales generalmente ganan suficientes electrones para llenar el subnivel p y así tomar cargas negativas, contrariamente a los metales. De esta manera adquieren la configuración electrónica de un gas noble.



Figura 2.11. Los no metales tienen en general el aspecto de materiales sin el típico lustre metálico, como el azufre (arriba, izquierda), o terroso (fósforo, sobre estas líneas). A la izquierda, un gas difundiéndose en el aire.

Elementos anfóteros o metaloides

Un grupo reducido de la tabla periódica, conformado por no más de 10 elementos, los que presentan cualidades y apariencia similar a los metales; pero a la vez presentan comportamiento químico mixto, intermedio entre los metales y los no metales. Ellos son los elementos anfóteros, semimetales o simplemente metaloides.

Diagrama de la tabla periódica que muestra los elementos anfóteros o metaloides resaltados en amarillo. Estos elementos se encuentran en la transición entre los metales y los no metales, específicamente en los grupos 13, 14, 15 y 16, y en los períodos 2, 3, 4, 5 y 6.

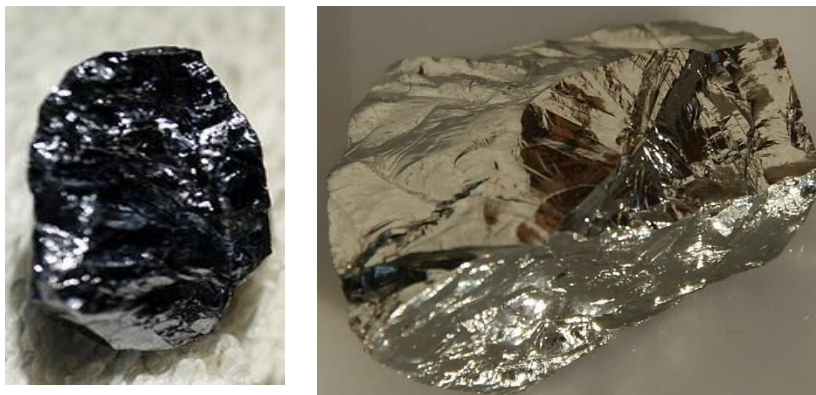


Figura 2.12. Los elementos anfóteros o metaloides se encuentran en la transición entre los metales y los no metales (arriba). Los metaloides presentan comúnmente aspecto metálico, como el silicio (izquierda) o el germanio (derecha).

Pueden ser tanto brillantes como opacos, y su forma puede cambiar fácilmente. Generalmente, los metaloides son mejores conductores de calor y de electricidad que los no metales,

pero no tanto como los metales. No hay una forma unívoca de distinguir los metaloides de los metales verdaderos, pero generalmente se diferencian en que los metaloides son semiconductores antes que conductores. Los no metales son opacos y de varios colores.

Estados de oxidación más frecuentes en los elementos químicos

Algunas reglas generales son las siguientes:

- Sólo los elementos más electronegativos suelen tener estados de oxidación negativos. Fundamentalmente son H (iones hidruro, H^{1-} , fluoruro, F^{1-} , cloruro, Cl^{1-} , bromuro, Br^{1-} , yoduro, I^{1-} , óxido, O^{2-} , sulfuro, S^{2-} , seleniuro, Se^{2-} , telururo, Te^{2-} , nitruro, Te^{2-} , fosfuro, P^{3-} , carburo, C^{4-} , siliciuro, Si^{4-} .
- Como la suma de los estados de oxidación de un compuesto químico debe ser 0, los elementos anteriores forman parte de la gran mayoría de combinaciones químicas.
- Cada elemento sólo suele tener un estado de oxidación negativo que coincide con el número de electrones que le faltan para completar la capa de valencia.

Elementos de los grupos principales

Los elementos de los grupos 1 y 2 alcanzan fácilmente los estados de oxidación $1+$ y $2+$ respectivamente.

El hidrógeno también presenta el estado de oxidación $1-$.

Para los grupos 13, 14 y 15, aparte de los estados de oxidación 3+, 4+ y 5+, se conocen los estados de oxidación 1+, 2+ y 3+ respectivamente.

La estabilidad de estos últimos estados de oxidación se justifica por la inercia del par electrónico ns^2 a participar en enlaces químicos. Esta inercia aumenta al descender en el grupo ya que, los enlaces formados son cada vez más débiles y compensan peor la energía necesaria para promocionar un electrón de un orbital ns a un orbital np . Por ello, la estabilidad máxima de los estados de oxidación bajos se presenta en los elementos más pesados de cada grupo.

El elemento cabecera del grupo 15 (nitrógeno) es especial por la alta inestabilidad del estado de oxidación 5+, que se justifica por la ausencia de orbitales d en la capa de valencia. Además para el nitrógeno también son importantes los estados de oxidación 2+ y 4+. Cuando es la parte más electronegativa del enlace, presenta también el estado de oxidación 3-.

Tabla 4: Estados de oxidación más comunes para los elementos de los grupos 13-15

GRUPO 13	GRUPO 14	GRUPO 15
<i>B, Al, Ga: sólo 3+</i>	<i>C, Si: principalmente 4+</i>	<i>P: 3+ ó 5+</i>
<i>In: 3+ ó 1+</i>	<i>Ge, Sn: 4+ y 2+</i>	<i>As, Sb: principalmente 3+</i>
<i>Tl: principalmente 1+</i>	<i>Pb: principalmente 2+</i>	<i>Bi: 3+</i>

Los elementos del grupo 16 pueden presentar estados de oxidación 6+, 4+ y 2+. Sin embargo, el oxígeno (cabecera de grupo) no puede alcanzar los estados de oxidación 6+ ni 4+. Al ser el elemento más electronegativo junto al flúor, el estado de oxidación más frecuente es el 2-. Este estado de oxidación también es frecuente en el azufre. Salvo para el elemento

cabecera, la estabilidad de los bajos estados de oxidación aumenta al descender en el grupo.

En el grupo 17, el flúor sólo presenta estado de oxidación 1-, mientras que los demás elementos presentan estados de oxidación 1-, 1+, 3+, 5+ y 7+.

Elementos de los grupos de transición

En la tabla 5 se muestran los estados de oxidación conocidos para los metales de transición, habiéndose subrayado los estados de oxidación más comunes. Algunos aspectos a resaltar son:

- Los compuestos de los elementos de los grupos principales raramente tienen electrones desapareados, por lo que adoptan estados de oxidación separados por dos unidades. En contraste, los compuestos de los metales de transición adquieren fácilmente configuraciones estables con electrones desapareados, debido a la menor tendencia de los orbitales *d* a participar en enlaces. Por ello pueden adoptar estados de oxidación que se diferencian en una unidad.
 - Contrariamente a los elementos de los grupos principales, la estabilidad de los altos estados de oxidación aumenta al descender en el grupo.
 - Los elementos de la izquierda prefieren altos estados de oxidación mientras que los de la derecha prefieren bajos estados de oxidación. Ello se puede racionalizar por la mayor estabilidad de los orbitales ***d*** al avanzar en el grupo, lo que disminuye su tendencia a participar en enlaces.

Tabla 4: Estados de oxidación más comunes para los elementos de los grupos 3–12 dentro del periodo 4 de la tabla periódica. En negrillas y sombreado, los más importantes de cada elemento.

GRUPO	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
ELEMENTO	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
En negrita los estados de oxidación más comunes									1+	
		2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+
	3+	3+	3+	3+	3+	3+	3+			
		4+	4+	4+	4+			4+		
			5+	5+	5+					
				6+	6+					
					7+					

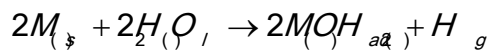
No metales y metaloides en su estado fundamental

Grupo 18. Al tener ocho electrones de valencia, en estado elemental son gases formados por moléculas monoatómicas que interaccionan mediante fuerzas de London que aumentan al aumentar el tamaño del átomo, lo que se refleja en la variación de los puntos de fusión y de ebullición.

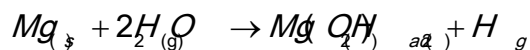
Grupo 17 e hidrógeno. En estado elemental se encuentran formando moléculas diatómicas en las que los átomos se encuentran unidos mediante enlaces simples.

Grupos 14-16. Oxígeno y nitrógeno se encuentran formando moléculas diatómicas en las que los átomos se encuentran unidos mediante enlaces dobles y triples, respectivamente. El aumento en la multiplicidad del enlace se refleja en el aumento de la energía de enlace al pasar de F_2 a O_2 y a N_2 .

Reactividad de los metales. La reactividad de los metales está en relación con la facilidad con la que se oxidan. Los metales alcalinos reaccionan violentamente con agua en medio neutro:



Los elementos Ca, Sr y Ba también reaccionan con agua a temperatura ambiente. Mg reacciona con vapor de agua:



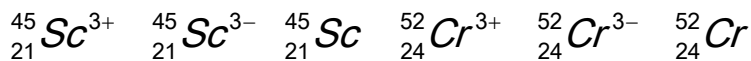
Otros metales son menos reactivos y sólo se disuelven en medio ácido. Los metales nobles (Au, Pt, Hg, Cu, etc.) no son atacados por ácidos no oxidantes.

Ejercicios

1. ¿Por qué se puede conocer el número de electrones presentes en un átomo neutro a partir del número atómico?
2. ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que contiene 28 neutrones?
3. ¿Cuántos neutrones tiene el Pu-239?
4. Completa la siguiente tabla:

ISÓTOPO	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de electrones
${}^3_2\text{He}$			
${}^{15}_7\text{N}$			
${}^{31}_{15}\text{P}^{3+}$			
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$			
${}^{84}_{38}\text{Sr}^{2+}$			
${}^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$			

5. El símbolo del ion que contiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones es:



6. Una especie atómica posee 20 protones y 20 neutrones en su núcleo. Externamente, se encuentran 18 electrones. Esta especie es:

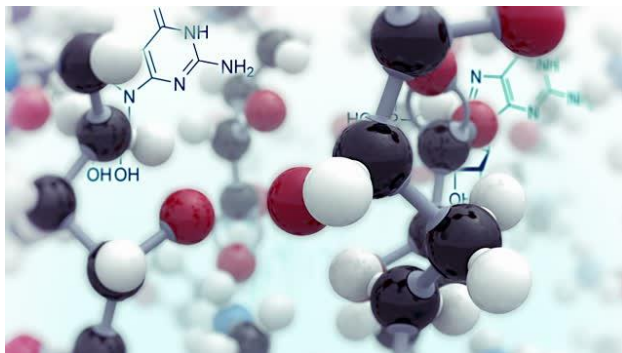
- | | |
|---------------------------------|---------------------------------|
| a) ${}^{20}_{40}\text{Co}^{2+}$ | b) ${}^{40}_{20}\text{Co}^{2+}$ |
| c) ${}^{20}_{20}\text{Fe}^{2+}$ | d) ${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$ |
| e) ${}^{56}_{30}\text{Ca}^{2+}$ | f) ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ |
| g) ${}^{20}_{20}\text{Ca}^{2+}$ | h) ${}^{40}_{20}\text{Fe}^{2+}$ |

7. Completa la siguiente tabla:

SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	MASA ATÓMICA	NÚMERO DE PROTONES	NÚMERO DE NEUTRONES
	4	8		
C	6			8
		12	6	
Na	23			
		64		36
			80	121
⁵⁸ Cu				

8. Completa la siguiente tabla:

SÍMBOLO	Nº PROTONES	Nº ELECTRONES
Na		
	20	18
Al ³⁺		
	8	10
N ³⁻		
	16	14
S ²⁻		
Cl ¹⁻		
	35	34
Mn ²⁺		
	6	2



3. El Enlace Químico

Las propiedades físicas, estabilidad química e incluso la apariencia de las sustancias dependen principalmente de la naturaleza de los enlaces químicos que mantienen unidos sus átomos. ¿Qué determina el tipo de enlaces en cada sustancia?

¿Cómo es que las características de esos enlaces originan diferentes propiedades físicas y químicas?

Las claves para contestar la primera pregunta se encuentran en las estructuras electrónicas de los átomos, que ya fue presentado y discutido en los capítulos 1 y 2. En este capítulo examinaremos las relaciones entre la estructura electrónica, las fuerzas de enlace químico y los tipos de enlaces.

Siempre que los átomos se asocian de algún modo unos con otros, es porque tiene lugar un enlace químico entre ellos. Hay tres tipos generales de enlaces químicos: iónicos, covalentes y metálicos.

El término enlace iónico se refiere a las fuerzas electrostáticas que existen entre iones con carga opuesta. Los iones podrían formarse a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre metales del extremo izquierdo de la tabla periódica con no metales del extremo derecho (se excluyen siempre de este análisis los gases nobles, cuyo comportamiento y total inercia química será analizada aparte).

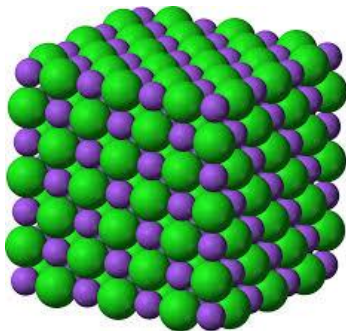


Figura 3.1. Ejemplo de un cristal iónico. El cloruro potásico (KCl) está conformado por un retículo de cationes K^{1+} (esferas de color azul) rodeados completamente por iones cloruro, Cl^{1-} . Cada ión cloruro está rodeado por 6 iones positivos y éstos a su vez por 6 aniones cloruro. De esta manera se contruye un retículo iónico particularmente estable.

Un enlace covalente es el resultado de compartir electrones entre dos átomos. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes se observan en las interacciones de los elementos no metálicos entre sí. Dedicaremos gran parte de este capítulo y el siguiente a describir y entender los enlaces covalentes.

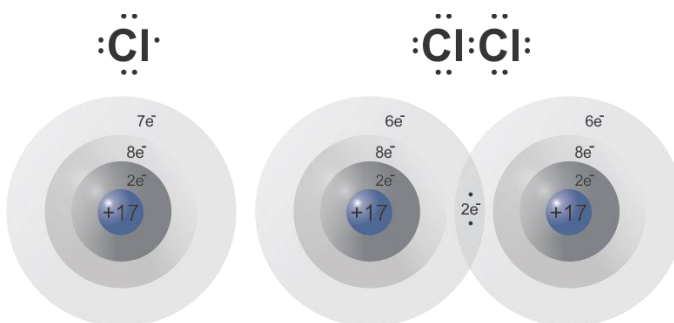


Figura 3.2. Ejemplo de un enlace covalente. A diferencia del enlace iónico, en el covalente la interacción entre los átomos no requiere la formación de iones. Lo que tiene lugar es la compartición de electrones entre los átomos involucrados en el enlace, para de esta manera adquirir configuración de gas noble. Cada átomo de fluor comparte un electrón; de este modo ambos quedan con 8 electrones en su última capa.

Los enlaces metálicos se encuentran en metales como cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse dentro de toda la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan pie a propiedades metálicas típicas como elevada conductividad eléctrica y lustre.

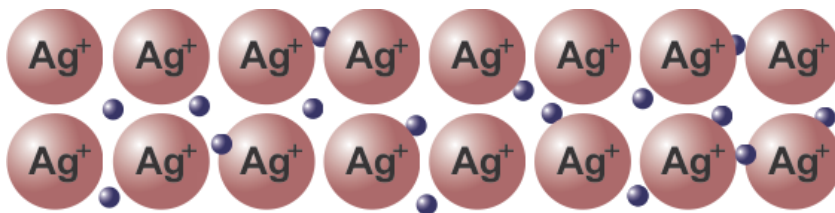


Figura 3.3. En el enlace metálico, los distintos átomos del metal se enlazan poniendo a disposición uno o más electrones, que quedan "flotantes" y deslocalizados a lo largo de todo el retículo metálico. Se dice que los electrones se hallan en "un mar" de partículas semilibres. Este modelo explica satisfactoriamente las propiedades particulares de los metales. En la figura, los átomos de plata han perdido un electrón; los electrones se hallan semilibres entre los distintos átomos.

Naturaleza del enlace covalente

Ya hemos visto indicios claros de que los iones comunes son aquellos que adquieren la configuración de gas noble; en otras palabras, esta es una configuración particularmente estable.

Sólo los gases inertes, correspondientes al grupo 18, en el extremo derecho de la tabla periódica, ya poseen esa configuración. Este hecho explica la ausencia de reactividad química que caracteriza a estos gases. Todos los demás elementos químicos necesitan perder o ganar electrones para lograr estabilidad. La tabla 5 muestra las configuraciones estables de electrones para los elementos de los primeros tres periodos de la tabla periódica.

Tabla 5. Configuraciones electrónicas de los gases nobles de los primeros tres periodos de la tabla periódica.

Elemento	Número atómico	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Capa de valencia
He	2	$1s^2$	2	$1s^2$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8	$2s^2 2p^6$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	$3s^2 3p^6$

La mayoría de los átomos logran un número estable de electrones de valencia compartiendo electrones con otros átomos. Como ejemplo está el fluor, elemento de $Z=9$, con la configuración $1s^2 2s^2 2p^5$. Los orbitales de la capa de valencia son $2s^2 2p^5$, y estos 7 electrones de valencia pueden ser representados en un diagrama ideado por el químico estadounidense Gilbert Lewis (1875-1946). En la figura 3.4 se muestra el diagrama de Lewis para el fluor, donde cada electrón de valencia se representa como un punto.

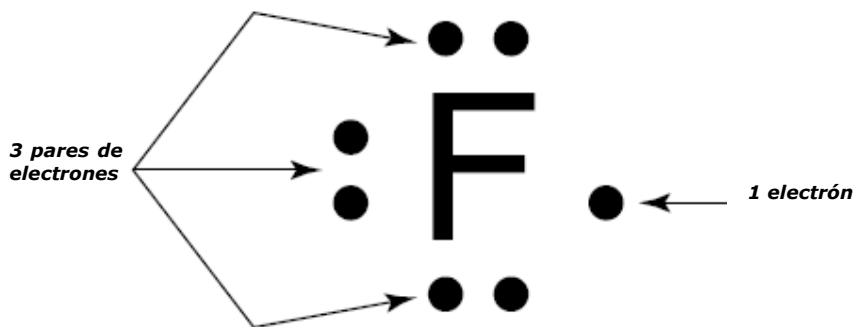


Figura 3.4: Diagrama de Lewis del fluor.

En la figura 3.5, dos átomos de flúor pueden llenar cada uno sus orbitales de valencia con 8 electrones si se acercan de tal manera que logran compartir cada uno su electrón solitario.

De esta manera cada átomo de fluor queda con 8 electrones: los 7 electrones propios más el compartido del otro átomo.

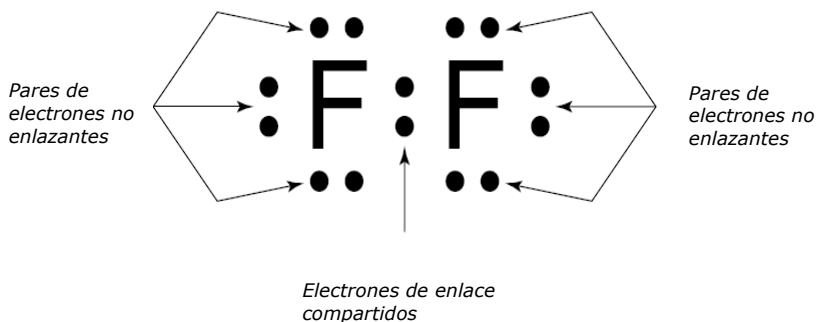


Figura 3.5: Diagrama de Lewis para la molécula de fluor, F_2 . Se ha formado un enlace covalente (compartición de electrones) entre dos átomos de fluor. Con este arreglo, cada fluor queda con la configuración de gas noble (8 electrones).

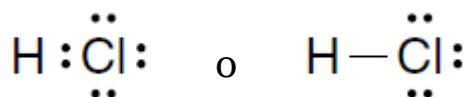
Al contar el número de electrones en el diagrama de Lewis del fluor, observamos que hay 14 electrones, cada átomo aportando 7. Los dos átomos de fluor forman una molécula estable F_2 por compartir 2 electrones. **Este tipo de enlace recibe el nombre de covalente.**

11	12	13	14	15	16	17
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$
1	2	3	4	5	6	7

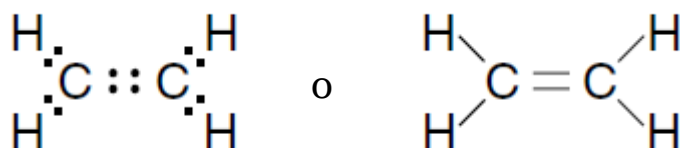
Nº de e- incrementa hacia la derecha

Figura 3.6: Electrones de valencia en los elementos del tercer periodo de la tabla periódica.

El fósforo tiene 5 electrones de valencia, y el cloro tiene 7, por lo que si queremos preparar un enlace covalente entre fósforo y cloro, el primer paso es construir el diagrama de Lewis correspondiente.

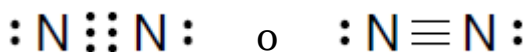


En algunas moléculas, los átomos unidos comparten más de 2 electrones, como en el etileno (C_2H_4), donde los dos carbonos comparten 4 electrones. Se dice que los dos átomos de carbono presentan un enlace doble.



Cada carbono logra 8 electrones por compartición, porque cada par compartido constituye un solo enlace covalente, los 2 pares compartidos corresponden al doble enlace.

Incluso existen enlaces triples con 6 electrones compartidos, como en la molécula de nitrógeno. En el N_2 , cada átomo de nitrógeno aporta 5 electrones de valencia. De los 10 electrones aportados entre los dos átomos, 4 no se unen, y 6 comprenden el triple enlace que mantiene los átomos de nitrógeno juntos.



Naturaleza del enlace iónico

Aunque los átomos enlazados con igual número de protones y electrones no presentan carga eléctrica, es común que los átomos alcancen la configuración electrónica estable de los gases inertes al ganar o perder electrones. Los elementos metálicos del lado izquierdo de la tabla periódica tienen

electrones que pueden perder fácilmente para adquirir la configuración de gas noble.

Tabla 6. Ejemplos de especies que forman iones positivos (cationes) estables.

Elemento	Z	#e ⁻ en su última capa	Electrones perdidos	Ion resultante
Neón	10	10	0	Ninguno
Sodio	11	1	1	Na ¹⁺
Magnesio	12	2	2	Mg ²⁺
Aluminio	13	3	3	Al ³⁺

La carga positiva sobre el ión metálico resultante se debe al átomo que posee más cargas positivas (los protones nucleares) que electrones. Los electrones de valencia están distantes del núcleo; por lo tanto, están debilmente sujetos por las fuerzas electrostáticas del núcleo y en consecuencia, son fácilmente despojados de los electrones externos. Y de este modo adquieren configuración del gas noble previo.

Por el contrario, los elementos no metálicos en el lado derecho de la tabla periódica, tienen muchos electrones de valencia y pueden alcanzar más fácilmente la configuración estable de un gas inerte si obtienen electrones en vez de ganarlos, contrariamente a los metales. En la tabla 7 se comparan tres no metales con el gas argón.

Tabla 7. Ejemplos de especies que forman iones negativos (aniones) estables.

Elemento	Z	#e ⁻ en su última capa	Electrones ganados	Ion resultante
Fósforo	15	5	3	P ³⁻
Azufre	16	6	2	S ²⁻
Cloro	17	7	1	Cl ¹⁻
Argón	18	8	0	Ninguno

Debido a que los elementos metálicos tienden a perder electrones, mientras que los no metálicos tienden a ganar electrones, un par de elementos contrastantes intercambiarán electrones, por lo que ambos logran configuraciones electrónicas estables. Los iones resultantes de carga opuesta tienen una fuerza fuerte de atracción electrostática, que es llamado **enlace iónico**.

Nota: Este enlace se forma mediante la transferencia completa de electrones de un átomo a otro, en contraste con el intercambio de electrones del enlace covalente.

El enlace iónico se da preferentemente entre especies muy alejadas entre sí en la tabla periódica:

+1	+2		+3	+4	-1	-2	-3
Li ⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Ti ⁴⁺	F ⁻	O ²⁻	N ³⁻
Na ⁺	Ca ²⁺	Ni ²⁺	Cr ³⁺	Pb ⁴⁺	Cl ⁻	S ²⁻	P ³⁻
K ⁺	Sr ²⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Sn ⁴⁺	Br ⁻	Se ²⁻	As ³⁻
Rb ⁺	Ba ²⁺	Sn ²⁺	Au ³⁺		I ⁻		
H ⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Co ³⁺		H ⁻		
Ag ⁺	Hg ²⁺	Zn ²⁺					
Hg ⁺	Co ²⁺						
Cu ⁺							

Algunas otras especies complejas también forman iones:

+1	-1	-2		-3
NH ₄ ⁺	NO ₃ ⁻	ClO ⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ₃ O ⁺	NO ₂ ⁻	ClO ₂ ⁻	SO ₃ ²⁻	P ³⁻
PH ₄ ⁺	CN ⁻	ClO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	As ³⁻
	MnO ₄ ⁻	ClO ₄ ⁻	Cr ₂ O ₇ ²⁻	

La combinación de cualquiera de los cationes con los aniones generará compuestos con enlace iónico formal. La tabla 8 presenta una lista extensa de iones comunes en Química General.

Tabla 8. Iones comunes en Química. Existen otros muchos iones, no enlistados aquí.

IONES POR CARGA			
POSITIVOS		NEGATIVOS	
+1		-1	
Amonio	NH ₄ ⁺	Hidruro	H ⁻¹
Cesio	Cs ⁺	Fluoruro	F ⁻¹
Cobre (I) o cuproso	Cu ⁺	Nitrito	NO ₂ ⁻¹
Hidrógeno o Protón	H ⁺	Nitrato	NO ₃ ⁻¹
Litio	Li ⁺	Cloruro	Cl ⁻¹
Plata	Ag ⁺	Hipoclorito	ClO ⁻¹
Potasio	K ⁺	Clorito	ClO ₂ ⁻¹
Sodio	Na ⁺	Clorato	ClO ₃ ⁻¹
Vanadilo (V)	VO ₃ ⁺	Perclorato	ClO ₄ ⁻¹
Cobre (I) cuproso	Cu ⁺	Permanganato	MnO ₇ ⁻¹
Rubidio	Rb ⁺¹	Bromuro	Br ⁻¹
Plata (I) argentoso	Ag ⁺¹	Hipobromito	BrO ⁻¹
Cesio	Cs ⁺¹	Bromito	BrO ₂ ⁻¹
Mercurio (I) mercurioso	Hg ⁺¹	Bromato	BrO ₃ ⁻¹
		Perbromato	BrO ₄ ⁻¹
+2		Yoduro	I ⁻¹
Hierro (II) -ferroso	Fe ²⁺	Tiocianato	SCN ⁻¹
Berilio	Be ²⁺	Hidróxido	OH ⁻¹
Magnesio	Mg ²⁺	Bicarbonato	HCO ₃ ⁻¹
Calcio	Ca ²⁺	Bisulfato	HSO ₄ ⁻¹
Titanio (II)	Ti ²⁺	Acetato	CH ₃ COO ⁻¹
Vanadio (II)	V ²⁺	Cianuro	CN ⁻¹
Vanadilo (IV)	VO ²⁺	-2	
Cromo (II)	Cr ²⁺	Óxido	O ⁻²
Manganeso (II)	Mn ²⁺	Carbonato	CO ₃ ⁻²
Cobalto (II) cobaltoso	Co ²⁺	Sulfuro	S ⁻²
Níquel (II) níqueloso	Ni ²⁺	Sulfito	SO ₃ ⁻²
Cobre (II) cúprico	Cu ²⁺	Sulfato	SO ₄ ⁻²
Zinc	Zn ²⁺	Tiosulfato	S ₂ O ₃ ⁻²
Estroncio	Sr ²⁺	Seleniuro	Se ⁻²
Estaño (II) estannoso	Sn ²⁺	Seleniato	SeO ₄ ⁻²
Bario	Ba ²⁺	Cromato	CrO ₄ ⁻²
Mercurio (II) mercurioso	Hg ²⁺	Dicromato	Cr ₂ O ₇ ⁻²
Plomo (II)	Pb ²⁺	Manganato	MnO ₇ ⁻²
+3		Peróxido	O ₂ ⁻²
Hierro (III) o férrico	Fe ³⁺	Oxalato	C ₂ O ₄ ⁻²
Cobalto (III) o cobáltico	Co ³⁺	-3	
Aluminio	Al ³⁺	Nitruro	N ⁻³
Escandio	Sc ³⁺	Fosfito	PO ₃ ⁻³
Vanadio (III)	V ³⁺	Fosfuro	P ⁻³
Cromo (III)	Cr ³⁺	Fosfato	PO ₄ ⁻³
Manganeso (III)	Mn ³⁺	Borato	BO ₃ ⁻³
Cobalto (III) cobáltico	Co ³⁺	Arsenito	AsO ₃ ⁻³
Níquel (III) níquelico	Ni ³⁺	Arseniato	AsO ₄ ⁻³
Galio	Ga ³⁺		
Arsénico (III) arsenioso	As ³⁺		
+4			
Titanio (IV)	Ti ⁴⁺		
Manganeso (IV)	Mn ⁴⁺		
Germanio (IV)	Ge ⁴⁺		
Estaño (IV) estánnico	Sn ⁴⁺		
Plomo (IV)	Pb ⁴⁺		

Comparación entre enlace iónico y covalente

Ambas modalidades de enlace químico presentan algunas similitudes, pero también grandes diferencias. La tabla 9 recoge algunos aspectos de estas diferencias.

Tabla 9. Diferencias entre ambos tipos de enlace químico.

Diferencias entre el enlace iónico y el covalente	
ENLACE IÓNICO	ENLACE COVALENTE
Un átomo acepta electrones mientras otro los pierde.	Compartición de electrones. Ninguno de los átomos involucrados pierde o gana electrones.
La electronegatividad de los átomos es muy diferente.	La electronegatividad de los átomos es idéntica o muy similar.
Estructuras compactas.	Estructuras no compactas.
Enlace omnidireccional.	Enlace direccional.
La fuerza del enlace aumenta con la carga.	La fuerza del enlace aumenta con el grado de superposición de los orbitales.

Las diferencias que exhiben los compuestos iónicos respecto a los covalentes quedan muy bien expresados en sus características físicas y químicas: puntos de fusión y ebullición marcadamente diferentes, dureza, conductividad térmica y eléctrica y solubilidad en agua, como lo revela la tabla 10.

Tabla 10. Propiedades típicas de las sustancias iónicas y covalentes.

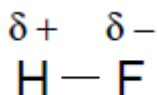
<i>Diferencias entre compuestos Iónicos y Covalentes</i>	
COMPUESTOS IÓNICOS	COMPUESTOS COVALENTES
Sólidos con altos puntos de fusión, normalmente por encima de los 400°C.	Gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión (menor a 300°C).
Muchos de ellos (pero no todos) son solubles en agua.	Muchos de ellos (pero no todos) son insolubles en agua.
Insolubles en solventes no polares como el hexano.	Solubles en solventes no polares como el hexano.
En estado fundido conducen bien la electricidad por poseer cargas.	Los compuestos líquidos o fundidos no conducen la electricidad.
Las soluciones acuosas de los compuestos iónicos conducen bien la electricidad.	Las pocas soluciones acuosas de compuestos covalentes no conducen la electricidad.

Ambas formas de enlace representan en realidad extremos opuestos en el comportamiento químico. En la naturaleza sin embargo, existen infinidad de situaciones intermedias, gradacionales, que corresponden a sustancias que no son totalmente iónicas ni covalentes, pero guardan propiedades físicas y químicas que son intermedias entre ambos extremos. ¿Cómo si no, podríamos explicar que ciertos compuestos orgánicos como la sacarosa (en principio, formada por enlaces covalentes) sea soluble en agua? Y sin embargo, gracias a esto, ¡podemos disfrutar de un buen café por las mañanas!

Enlace covalente polar

Muchas sustancias contienen enlaces que tienen un carácter intermedio entre enlaces covalentes puros y enlaces iónicos puros. Dichos enlaces polares ocurren cuando uno de los elementos atrae los electrones compartidos más fuertemente que el otro elemento. En el fluoruro de hidrógeno, por ejemplo, los electrones compartidos son mucho más atraídos por el flúor que el hidrógeno, lo que implica que los electrones pasan más tiempo cerca del flúor que del hidrógeno. El resultado neto es que el flúor siente una fracción de carga negativa adicional, mientras que el hidrógeno siente una fracción de carga positiva.

Debido a la distribución desigual de los electrones de unión, los 2 átomos tienen cargas eléctricas fraccionarias, representadas por la letra griega delta (δ):



Un enlace covalente “descentrado” donde los electrones están más asociados a un elemento que al otro, terminan mostrando un carácter iónico parcial. Una molécula en la que hay cargas eléctricas residuales se denomina **dipolo**. Los dipolos no son otra cosa entonces que pequeños “imanes” que poseen una carga positiva parcial en un extremo, y una carga negativa en otro.

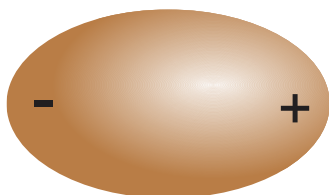


Figura 3.8. Representación de un dipolo.

Alrededor de 1935, el químico americano Linus Pauling desarrolló una escala de **Electronegatividad** para describir la atracción que tiene un elemento para los

electrones en un enlace químico. Los valores de la figura 3.9 son mayores para los elementos que más fuertemente atraen a los electrones, lo que aumenta la probabilidad de una carga parcial en ese átomo.

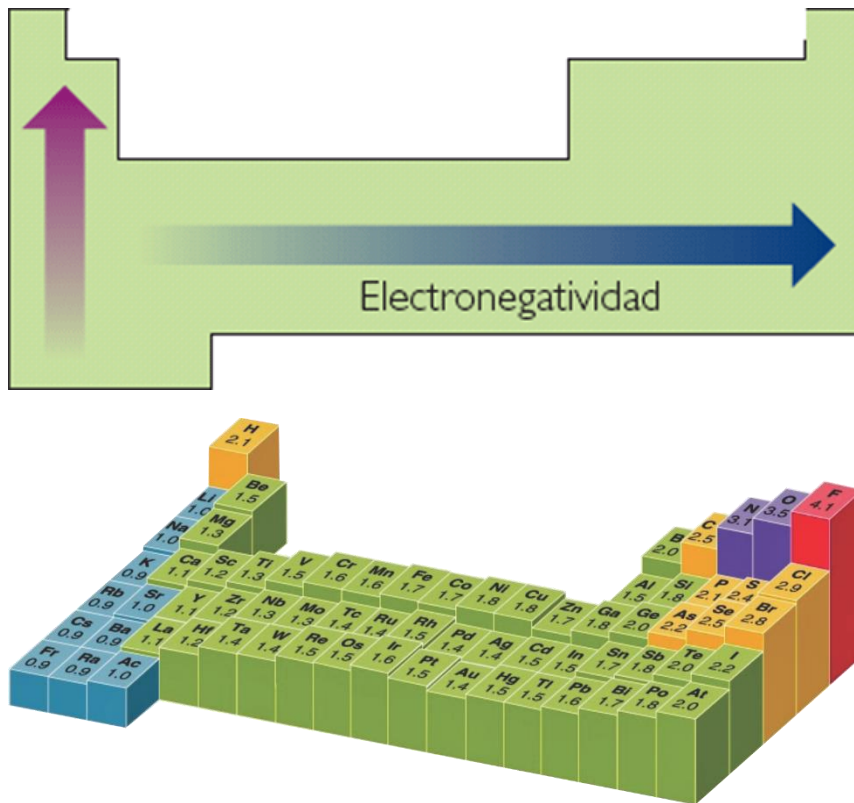


Figura 3.9: La electronegatividad es también una propiedad periódica. Aumenta dentro de un período de izquierda a derecha, y disminuye al bajar en un grupo. El elemento menos electronegativo es el cesio; el elemento más electronegativo de la tabla periódica es el fluor.

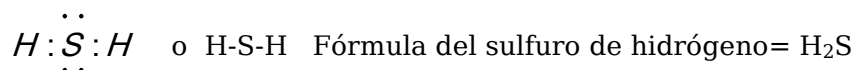
Dos átomos de la misma electronegatividad compartirán los electrones por igual en un enlace covalente puro; por tanto, cualquier molécula que contenga átomos de un elemento, como H_2 o Cl_2 , tiene un enlace covalente puro.

Dos átomos de diferentes electronegatividades, sin embargo, tendrán o el electrón parcialmente transferido al elemento más electronegativo en un enlace polar, o la transferencia completa de electrones, propio del enlace iónico.

Tabla 11. Tipo de enlace según la diferencia en electronegatividad.

Diferencia de electronegatividad	% carácter iónico	% carácter covalente	Tipo de enlace
0.0	0	100	Covalente
0.5	5	95	Covalente
1.0	20	80	Covalente
1.5	40	60	Polar
2.0	60	40	Polar
2.5	75	25	Iónico
3.0	90	10	Iónico

Ahora podemos usar la electronegatividad como criterio para para estimar el carácter de enlace en el sulfuro de hidrógeno. La estructura de Lewis para el sulfuro de hidrógeno es



La diferencia en electronegatividad es $2,5 - 2,1 = 0,4$

Se puede interpolar este valor en la primera columna de la Tabla 11 para encontrar que tal enlace es aproximadamente 4% iónico y 96% covalente, que es prácticamente puro enlace covalente.

Fuerzas intermoleculares

Los enlaces iónicos, covalentes, metálicos y polares explican la unión entre elementos dentro de una molécula. Así, en la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ están presentes numerosos enlaces C-C,

C-H, C-O y O-H, en un arreglo tridimensional que se muestra en la figura 3.10. Pero no queda claro cómo interacciona una molécula de sacarosa con otra, a fin de formar la estructura cristalina que conocemos bien en el azúcar:

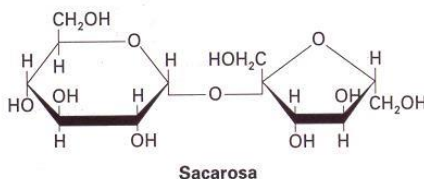


Figura 3.10. Izquierda: la sacarosa es un compuesto orgánico sólido; el empaquetamiento cristalino en este compuesto indica que las distintas moléculas de sacarosa se enlazan entre sí mediante fuerzas intermoleculares, que no son evidentes en la estructura del compuesto (derecha).

Un enlace polar entre el hidrógeno y un elemento muy electronegativo, tal como O, N o F, permite una unión secundaria única entre el hidrógeno parcialmente positivo y átomos con una carga negativa parcial. La atracción entre hidrógeno y estas especies negativas se llama puente o enlace de hidrógeno, que es mucho más débil que el enlace polar primario.

Los puentes de hidrógeno están presentes en el agua, en la sacarosa, y en muchos compuestos orgánicos e inorgánicos. En el agua, la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el oxígeno alcanza 1,4, indicando un enlace polar con aproximadamente 36% carácter iónico.

La polaridad del enlace hidrógeno-oxígeno es responsable de gran parte de la fuerza de atracción entre moléculas de agua en agua líquida:

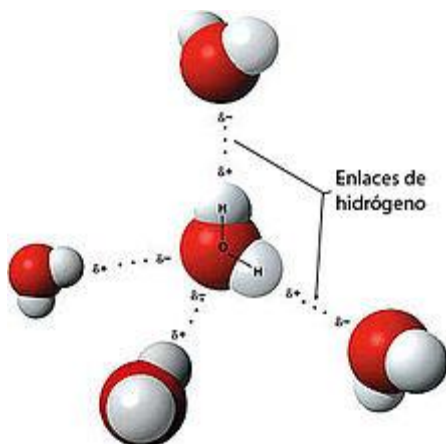
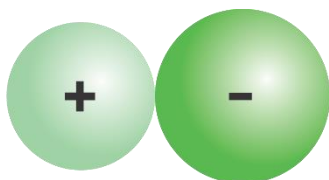
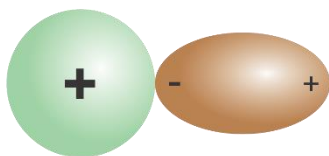


Figura 3.11. Representación de los puentes o enlaces de hidrógeno en el agua líquida.

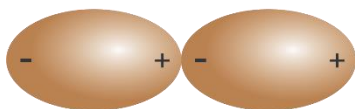
Lo puentes de hidrógeno constituyen tal vez el primer ejemplo de un grupo de fuerzas intermoleculares débiles, pero que son sumativas. Tanto así, que estas interacciones débiles logran poner en solución acuosa a infinidad de compuestos inorgánicos y orgánicos, tanto iónicos como polares.



Interacción ión-ión: propia del enlace iónico. Ejemplo: NaCl



Interacción ión-dipolo, propia de las disoluciones. Ejemplo: interacción entre el ión sodio y el agua en una solución Na^+ - H_2O



Interacción dipolo-dipolo, como la que tiene lugar en el seno de las moléculas de agua.

Figura 3.12. Tipos de interacciones entre partículas con carga

Fuerzas de van der Waals

Las fuerzas de Van der Waals se llaman así en honor al físico holandés Johannes Van der Waals. Estas fuerzas son las responsables de muchos fenómenos físicos y químicos como la adhesión, rozamiento, difusión, tensión superficial y la viscosidad. Se conocen tres variedades de fuerzas de van der Waals: interacciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión de London.

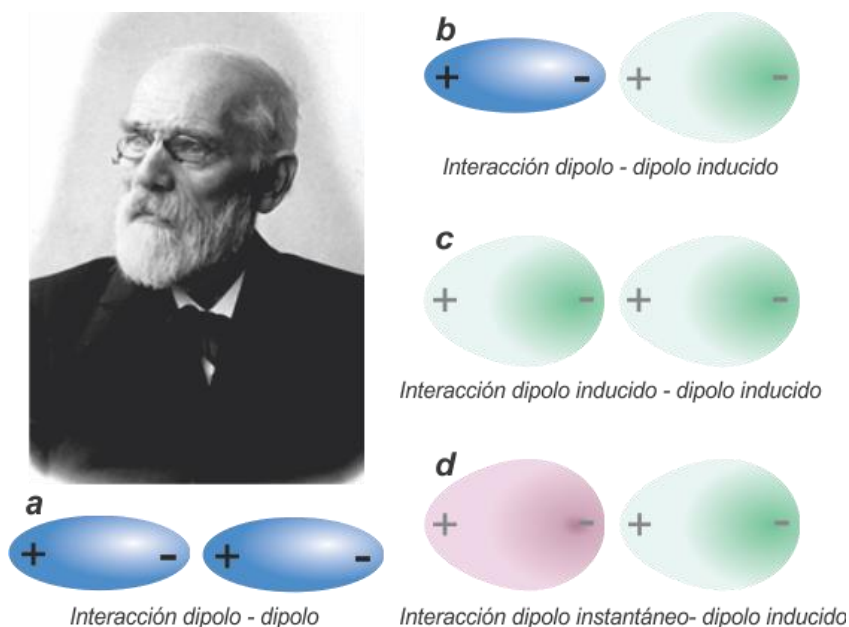


Figura 3.13. Las fuerzas de Van der Waals se llaman así en honor al físico holandés Johannes Van der Waals. a) Interacciones dipolo-dipolo (como la del agua, también llamado Puente de Hidrógeno). b) Cuando un dipolo se acerca a una molécula, puede deformar su nube electrónica e inducir en ella un dipolo (dipolo-dipolo inducido) c) Un dipolo inducido puede a su vez inducir a otro dipolo (interacción dipolo inducido-dipolo inducido). d) Por último, en las interacciones dipolo instantáneo-dipolo inducido, conocido también como Fuerzas de Dispersión de London, una molécula neutra puede instantáneamente convertirse en un dipolo, simplemente por concentración momentánea de electrones en una parte de un orbital con respecto a otra dentro del átomo o molécula. Este dipolo instantáneo puede inducir otro dipolo.

Ejercicios

1.-¿Cuántos electrones de valencia posee un átomo de oxígeno?

- a) 2
- b) 4
- c) 6

2.-¿Cuántos electrones están compartidos en un enlace doble entre dos átomos?

- a) 2
- b) 3
- c) 4

3.-Cuando el magnesio (Mg) y el fluor (F) reaccionan para formar iones, cuáles son las cargas en el ión Mg y en el ión F, respectivamente?

- a) +2 y +2
- b) +1 y -2
- c) +2 y -1

4.- ¿Cuál será la fórmula del compuesto que formarán el Mg y el F?

- a) MgF
- b) Mg₂F
- c) MgF₂
- d) Mg₂F₂

5.- ¿Cuál es la fórmula esperada para un compuesto formado si uno de los átomos es azufre y el otro es hidrógeno?

- a) HS
- b) H₆S
- c) H₂S
- d) HS₂

e) HS_6 f) H_2S_3 

4. *Propiedades de los elementos por grupos*

Seguidamente presentaremos las características más notables de los elementos más comunes e importantes de la tabla periódica.

Hidrógeno

El hidrógeno es el elemento más sencillo. Como ya vimos, su número atómico es 1, por tanto, es el átomo más simple posible: un solo protón en el núcleo, y un único electrón en el orbital más pequeño posible, el 1s.

Tales características confieren al hidrógeno propiedades únicas, que impiden a este elemento estudiarlo dentro de un grupo. De hecho, su posición en la Tabla periódica es algo

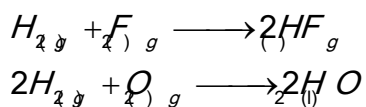
arbitraria. Suele colocarse en el extremo superior izquierdo, justo encima del primer grupo de la Tabla, los metales alcalinos. Sin embargo, no es un metal.

1 H 1.008				

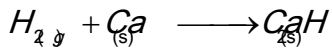
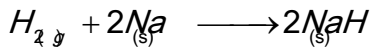
Figura 4.1. Ubicación del hidrógeno en las tablas periódicas más comunes.

La única similitud del hidrógeno con los elementos del Grupo 1 con los que suele asociarse, es su estado de oxidación formal +1, similar a sus congéneres del Grupo 1. Pero por otra parte, su relativa facilidad para formar hidruros, en los que su estado de oxidación formal es -1, sus propiedades típicas de no metal y su estado físico gaseoso, lo aproximan al grupo 17, de los Halógenos. De modo que es relativamente común encontrar algunos textos, sobre todo de los años 70, en los que el hidrógeno se situaba en el extremo superior derecho, justo sobre el fluor y al lado del helio.

Mientras que los metales alcalinos donan fácilmente su electrón de valencia a un no metal para formar compuestos iónicos, el hidrógeno comparte su electrón con no metales para formar compuestos moleculares.



El hidrógeno también reacciona con metales para formar hidruros metálicos, iónicos, en los que el hidrógeno se comporta como el anión hidruro.



El hidrógeno forma compuestos covalentes con la mayor parte de los no metales. Así, compuestos como amoníaco, metano, agua, borano, son hidruros covalentes:



Ademas de los hidruros iónicos y los covalentes, existe un tercer grupo de hidruros metálicos; son aquellos en los que el hidrógeno se combina directamente con metales de transición, para formar compuestos no estequiométricos. Estos compuestos mantienen las propiedades de conductividad eléctrica de los metales de los que proceden:



Hidruro de sodio -iónico-



Hidruro de hierro (II) -un hidruro metálico intersticial-



Hidruro de nitrógeno o Amoníaco, un hidruro covalente.



El hidruro más abundante en la Tierra: el agua, es un hidruro de oxígeno.

Figura 4.2. Ejemplos de hidruros.

Metales del Grupo 1: Alcalinos

El grupo 1 de la tabla periódica está constituido por los llamados metales alcalinos. En la siguiente tabla se muestran sus propiedades más características. Los elementos del grupo 1 o metales alcalinos presentan una densidad muy baja con respecto a los metales comunes, al igual que funden a temperaturas relativamente bajas. Estas propiedades aumentan con el número atómico.

Tabla 12. Algunas propiedades características de los metales alcalinos.

ELEMENTO	Punto de fusión, °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)	Potencial de ionización (kJ/mol)
Litio	181	0,53	1,34	520
Sodio	98	0,97	1,54	496
Potasio	64	0,86	1,96	419
Rubidio	39	1,53	2,11	403
Cesio	28	1,88	2,60	376

También puede observarse algunas de las tendencias esperadas conforme se baja en el grupo, como el aumento en el radio atómico y disminución en el potencial de ionización.

3 Li 6,941		
11 Na 22,990		
19 K 39,098		
37 Rb 85,468		
55 Cs 132,95		
87 Fr 223,02		

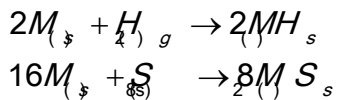
Figura 4.3. Grupo 1, llamados también metales alcalinos.

De cada fila de la tabla periódica, el metal alcalino tiene el valor de Potencial de Ionización más bajo, lo que refleja la relativa facilidad con que se le puede quitar su único electrón s externo.

En consecuencia, todos los metales alcalinos son muy reactivos, y pierden fácilmente un electrón para formar iones con carga 1+.

Los metales alcalinos no se hallan libres en la naturaleza; es común encontrarlos sin embargo, en forma de compuestos relativamente sencillos, como es el caso del cloruro sódico, NaCl.

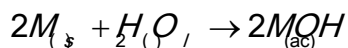
Los metales alcalinos se combinan directamente con la mayor parte de los no metales. Por ejemplo, reaccionan con hidrógeno para formar hidruros, y con azufre para formar sulfuros:



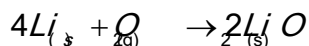
Donde M es un metal alcalino. El azufre elemental, como veremos más adelante, es mejor descrito como S₈.

En los hidruros de metales alcalinos (LiH, NaH, etc.) el hidrógeno está presente como un anión H¹⁻ llamado ion hidruro. El ion hidruro es distinto del ion hidrógeno, H⁺, que se forma cuando un átomo de hidrógeno pierde su electrón.

Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso y soluciones de hidróxidos de metales alcalinos:



Estas reacciones son muy exotérmicas. En muchos casos, se genera suficiente calor para encender el H₂ y producir fuego o una explosión. Los metales alcalinos reaccionan con oxígeno para formar óxidos metálicos, que contienen el ión discreto O²⁻.



Sin embargo, para los miembros más pesados del grupo, esta reacción da lugar a la formación de peróxidos:



Incluso, ya en el caso del cesio, se forma el poco común superóxido:



Metales del Grupo 2: Alcalinotérreos

Del mismo modo que los metales alcalinos, los alcalinotérreos (Grupo 2) son sólidos con propiedades metálicas, como se muestra en la tabla 13.

Tabla 13. Algunas propiedades características de los metales alcalinotérreos.

ELEMENTO	Punto de fusión, °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)	Potencial de ionización (kJ/mol)
Berilio	1287	1,85	0,90	899
Magnesio	650	1,74	1,29	738
Calcio	842	1,54	1,74	590
Estroncio	777	2,63	1,92	549
Bario	727	3,50	2,15	503

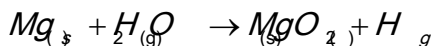
	4 Be 9,012		
	12 Mg 24,03		
	20 Ca 40,08		
	38 Sr 87,62		
	56 Ba 137,33		
	88 Ra 226,03		

Figura 4.4.: Grupo 2, llamados también metales alcalinotérreos

En general, los metales alcalinotérreos son más duros y densos que los alcalinos. De igual modo, funden a mayor temperatura, y poseen también mayores potenciales o energía de ionización que los correspondientes metales alcalinos, si bien siguen siendo bajas.

Al igual que los alcalinos, los metales alcalinotérreos pierden con facilidad sus electrones de valencia, por lo que asumen fácilmente el estado de oxidación +2, formando los iones bivalentes típicos: Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} y Ra^{2+} .

Y al igual que ellos, los metales alcalinotérreos forman fácilmente sales con los halógenos, oxígeno y azufre. La tendencia de reactividad dentro del grupo se manifiesta en el comportamiento de los elementos hacia el agua. Así, el berilio no reacciona con el agua ni aún por calentamiento intenso. El magnesio por su parte, no reacciona con agua en estado líquido, pero sí lo hace con vapor de agua, formando hidróxido de magnesio, y liberando hidrógeno:



El calcio y los elementos que están debajo de él reaccionan fácilmente con el agua a temperatura ambiente (aunque más lentamente que los metales alcalinos adyacentes a ellos en la tabla periódica).

Metales de transición: Bloque d

cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre, y el constituyente mayoritario del núcleo del planeta (>90% Fe, 5-9% Ni, <1% S y O). Sus características físicas y químicas ilustran en general el comportamiento de los restantes elementos integrantes del bloque d, al menos del período 4 o más livianos. Se caracteriza por su alto punto de fusión y ebullición, alta densidad, brillo metálico, facilidad para formar aleaciones, estados de oxidación +2 y +3, fácil oxidación en presencia de aire para formar el óxido más estable, Fe₂O₃. En la tabla 14 se muestran algunas propiedades típicas de elementos representativos de este bloque.

Tabla 14. Algunas propiedades características de los metales de transición del bloque d.

ELEMENTO	Z	T _{fusión} °C	T _{ebullición} °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)
Titanio	22	1668	3287	4,51	1,76
Cromo	24	1857	2672	7,14	1,66
Manganeso	25	1246	2061	7,43	1,61
Hierro	26	1535	2750	7,87	1,56
Cobalto	27	1495	2927	8,92	1,52
Níquel	28	1455	2457	8,91	1,49
Cobre	29	1083	2562	8,96	1,45
Zinc	30	420	907	7,14	1,42
Molibdeno	42	2623	4639	10,28	1,90
Plata	47	962	2162	10,49	1,65
Wolframio	74	3422	5930	19,25	1,93
Oro	79	1064	2856	19,30	1,74

Metales de transición interna: Bloque f (lantánidos)

Los metales de transición interna o lantánidos, corresponden a los elementos comprendidos entre el lantano y lutecio. Los lantánidos reciben también el nombre de Tierras Raras, término éste muy utilizado en Geología y Geoquímica.

Los elementos lantánidos poseen orbitales f parcialmente ocupados con electrones, ya sea en su estado fundamental o como algunos de sus iones. Como caben hasta 14 electrones en el subnivel 4f, existen 14 elementos lantánidos (figura 4.6).

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
138,9	140,1	140,9	144,2	145,0	150,4	151,9	157,2	158,9	162,5	164,9	167,2	168,9	173,0	174,9

Figura 4.6. Elementos lantánidos y una ubicación "artística" dentro de la tabla periódica.

Los elementos lantánidos son metales activos. Se caracterizan por su aspecto metálico brillante; integrantes de esta familia son: Cerio (Ce), Praseodimio (Pr), Neodimio (Nd), Prometio (Pm), Samario (Sm), Europio (Eu), Gadolinio (Gd), Terbio (Tb), Disprobio (Dy), Holmio (Ho), Erblio (Er), Tulio (Tm), Iterbio (Yb) y Lutecio (Lu). Se trata de elementos muy poco comunes en la naturaleza, no tienen funciones biológicas conocidas, aunque su exposición prolongada generalmente afecta al hígado o a los pulmones. Industrialmente poseen muy pocas aplicaciones tecnológicas. Destaca el neodimio, por su capacidad de absorber luz, lo que permite su uso en astronomía para crear cristales con los que se calibran los espectrómetros y filtros infrarrojos. También es empleado extensamente en la fabricación de imanes de alta intensidad magnética. Así, los aparatos audífonos de alta calidad son de neodimio. También son empleados en discos duros de computadores. Algunas propiedades de los lantánidos se muestran en la tabla 15.

Tabla 15. Algunas propiedades características de los elementos lantánidos.

ELEMENTO	Z	T _{fusión} °C	T _{ebullición} °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)
Cerio	58	798	3426	6.78	2.7

Praseodimio	59	931	3520	6.78	2.67
Neodimio	60	1024	3100	7.00	2.64
Prometio	61	1100	3000	7.2	2.62
Samarium	62	1072	1803	7.54	2.59
Europio	63	826	1527	5.24	2.56
Gadolinio	64	132	3250	7.87	2.54
Terbio	65	1356	3230	8.33	2.51
Disproso	66	1407	2567	8.54	2.49
Holmio	67	1474	2700	8.80	2.47
Erbio	68	1795	2863	9.16	2.45
Tulio	69	1545	1947	9.32	2.42
Iterbio	70	824	1194	7.01	2.4
Lutecio	71	1652	3402	9.85	2.25

Contrariamente a lo que podría esperarse, el lantano no es un lantánido. Históricamente, antes era considerado el primero de la serie. Posteriormente la IUPAC estableció que el primer lantánido formal es el cerio.

Un análisis detallado de la tabla 15 muestra como, con el aumento del número atómico, disminuye el tamaño del átomo, como se aprecia en la magnitud decreciente del radio. Este fenómeno se conoce como la Contracción de los lantánidos. A medida que incrementa el Z, cada nuevo electrón ingresa en un orbital 4f interno; así, la configuración de la capa externa no varía, mientras que en contrapartida, el núcleo está paulatinamente incrementando su carga positiva. Así, tiene lugar un efecto neto de atracción de todas las nubes electrónicas, dando así lugar a la disminución neta del radio atómico. Una consecuencia ocasionada por la contracción lantánida es la similitud de radios iónicos entre la segunda y tercera serie de transición, lo que deriva en grandes semejanzas en su reactividad química. Así, el hafnio (Z= 72) que posee un radio atómico e iónico (2.25 y 0.81 Å respectivamente) presenta un gran parecido con el circonio (Z=40, radio atómico, 2.30 Å; radio iónico, 0.80 Å). El gran parecido entre estos elementos, hace que aún cuando poseen una diferencia de Z de 32, todos los minerales de circonio posean hafnio, y la separación entre estos dos metales sea particularmente difícil dado su gran parecido químico, consecuencia de la contracción lantánida (figura 4.7).

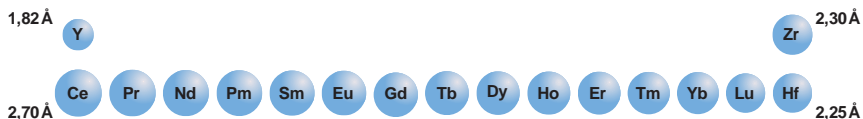


Figura 4.7. Contracción de los lantánidos. El paso desde el Ce hasta el Hf implica una disminución de 0,55 Å. Así, el Hf, a pesar de ser mucho más pesado que el Zr, posee casi exactamente el mismo radio atómico (e iónico) que su compañero de grupo, por lo que su química es muy similar.

No metales: Grupo 15

		7 N 14,007		
		15 P 30,974		
		33 As 74,92		
		51 Sb 121,76		
		83 Bi 208,98		

Figura 4.8: Grupo 15 o Grupo del Nitrógeno.

El Grupo 15, también llamado Grupo del Nitrógeno, por ser el elemento más emblemático y conocido del mismo, está conformado por los no metales Nitrógeno y Fósforo, los semimetales o metaloides Arsénico y Antimonio, mientras que el más pesado del Grupo, el Bismuto, es un metal propiamente dicho.

La tabla 15 recoge algunas de las propiedades más relevantes de los elementos de este grupo. El Nitrógeno es el gas más importante en la atmósfera, representando más del 78% en volumen. En forma gaseosa, este elemento se halla como una molécula diatómica, N_2 , satisfaciendo así sus requerimientos de estabilidad electrónica por compartición de electrones. Cada átomo de nitrógeno en su estado fundamental contiene 5 electrones en su capa de valencia; una manera de estabilizarse es mediante la compartición de tres pares de electrones (figura 4.9).

Tabla 15. Algunas propiedades características de los elementos del grupo del nitrógeno.

ELEMENTO	Punto de fusión, °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)	Potencial de ionización (ev)
Nitrógeno	-210	0,81	0,91	14,66
Fósforo	44,2	1,82	1,28	11,00
Arsénico	817	5,72	1,39	10,08
Antimonio	630,6	6,62	1,59	8,68
Bismuto	271,4	9,8	1,70	8,07

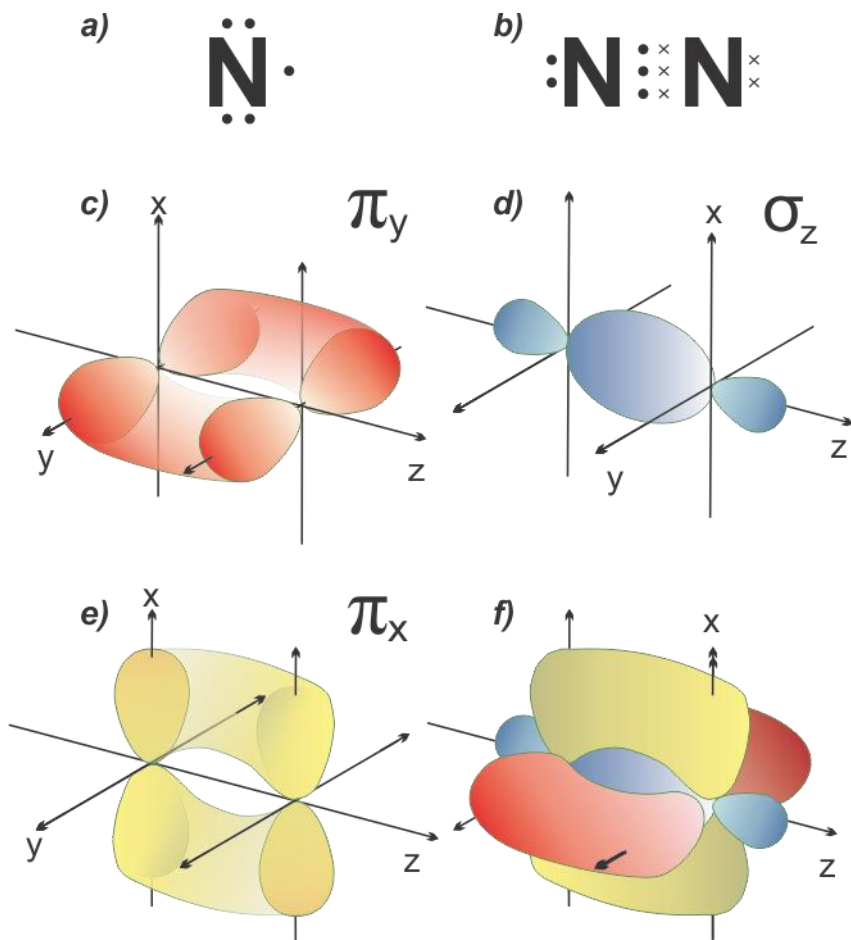


Figura 4.9: Conformación de la molécula de nitrógeno. a) Notación de Lewis para el átomo de nitrógeno, con cinco electrones en su última capa. b) Estructura de Lewis para la molécula de nitrógeno. En esta molécula, cada átomo de nitrógeno adquiere el octeto (configuración con ocho electrones o de gas noble) mediante compartición de tres pares de electrones. c) Formación de enlace π entre dos átomos de nitrógeno utilizando los orbitales y . d) Enlace σ entre los orbitales p_z de cada átomo de nitrógeno. Los enlaces σ son frontales, contrariamente a los enlaces π , que son laterales. e) Formación de enlace π (π_y) con los orbitales p_x . f) Superposición de los tres enlaces, uno σ y dos enlaces π , para formar la molécula de nitrógeno.

Aún cuando el nitrógeno molecular es casi tan inerte como un gas noble, los compuestos de este elemento son muy variados, y muchos de ellos son importantes en los procesos vitales así como en la industria. Así, las proteínas, compuestos imprescindibles para la formación de los tejidos y las estructuras orgánicas, son compuestos nitrogenados de alto peso molecular, conformados por estructuras de aminoácidos, un tipo de compuesto orgánico con nitrógeno. Por tanto, el nitrógeno está presente en todos los materiales vivos, así como en los alimentos.

Industrialmente, destacan como valiosos compuestos químicos el amoníaco, ácido nítrico y los nitratos, componente fundamental de los fertilizantes, de los que depende la alimentación mundial hoy en día.

El fósforo ya es sólido, aunque con bajo punto de fusión. Aunque el elemento en sí es venenoso, algunos de sus derivados son de gran importancia en los sistemas vivos, como los fosfatos, componentes básicos de los huesos; asimismo, la transmisión de energía en las células requiere ATP, una estructura orgánica fosforada. Y al igual que los nitratos, los fosfatos inorgánicos son cruciales en la composición de los fertilizantes.

El arsénico y antimonio son metaloides, relativamente escasos en la naturaleza, y en general tóxicos. Por su parte el bismuto, ya un metal propiamente dicho, es un elemento muy denso como puede apreciarse en la tabla 15, y presenta algunas aplicaciones en la elaboración de fusibles y componentes eléctricos. También se emplean algunas sales de bismuto en la composición de medicamentos para las úlceras estomacales.

No metales: Grupo 16

Los primeros miembros del Grupo 16 o Grupo del oxígeno lo conforman elementos decididamente no metálicos: oxígeno, azufre y selenio; el telurio o teluro es un metaloide, y de hecho manifiesta algunas propiedades metálicas, en tanto que el polonio es decididamente metálico (e inestable, fuertemente radioactivo).

	8 O 16,00		
	16 S 32,064		
	34 Se 78,96		
	52 Te 127,60		
	84 Po (209)		

Figura 4.10: Grupo 16, comúnmente conocido como Grupo del Oxígeno o Calcófilos.

Las propiedades químicas de los componentes de este grupo presentan diferencias importantes entre sí. El oxígeno es un gas a temperatura ambiente, y su conformación es la de una molécula diatómica, O_2 .

Por el contrario, el azufre es un sólido de color amarillo, presente en la naturaleza en dos formas alotrópicas, el azufre rómbico, y el monoclinico. Estructuralmente está conformado por anillos de ocho átomos, por lo que la manera correcta de expresarlo es como S_8 .

El selenio es mucho menos abundante que los anteriores, y se presenta como un no metal similar al azufre, en tanto que el telurio y el polonio ya presentan mayores puntos de fusión, como se ilustra en la tabla 16. Se emplea en procesos de fotocopiado xerográfico, en tintado de vidrios, y como pigmento en variadas matrices.

Los elementos telurio y polonio son sumamente raros en la naturaleza. El primero se suele encontrar como elemento libre, asociado algunas veces con selenio, y también existe

asociado formando telururos de plata y oro. Tiene escasas aplicaciones en la industria, como por ejemplo, adicionándolo a algunos aceros para incrementar su ductilidad, como aditivo en catalizadores para la desintegración catalítica del petróleo, como material colorante de vidrios y como aditivo del plomo para incrementar su fuerza y resistencia a la corrosión.

Tabla 16. Algunas propiedades características de los elementos del Grupo 16.

ELEMENTO	Punto de fusión, °C	Densidad (g/cm ³)	Radio atómico (Å)	Potencial de ionización (kJ/mol)
Oxígeno	-218	1,43	0,73	1314
Azufre	119	1,96	1,02	1000
Selenio	221	4,82	1,16	941
Telurio	450	6,24	1,35	869
Polonio	254	9,2	1,9	812

No metales: Grupo 17 o Halógenos

Los Halógenos (del griego, formadores de sales) constituyen un Grupo característico en la tabla periódica, con reactividad y propiedades químicas únicas. Se encuentran en la parte extrema derecha de la Tabla Periódica, justo antes de los gases nobles, y presentan los más altos Potenciales de Ionización y la mayor electronegatividad; en su estado fundamental, se encuentran siete electrones en su nivel cuántico de valencia; cada átomo de halógeno puede obtener la estructura estable del átomo de gas noble más próximo en la tabla periódica ganando un solo electrón. Por tanto, su valencia más común es -1. Tienen tendencia a formar sales iónicas con casi todos los metales, si bien el grado de carácter iónico varía dependiendo del metal. Así, el cloruro sódico es por excelencia la sal emblemática del enlace iónico; en contrapartida, el tetracloruro de estaño o el pentacloruro de antimonio son líquidos, el punto de ebullición del SnCl₄ es 114°C mientras que el SbCl₅ se descompone antes de entrar en ebullición:

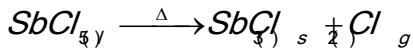


Figura 4.11: Grupo de los elementos halógenos.

Todos los halógenos forman compuestos con oxígeno, y formalmente son óxidos, como el óxido cloroso, bromoso o yodoso: Cl_2O_3 , Br_2O_3 , I_2O_3 ; el F_2O es formalmente un fluoruro de oxígeno, ya que el fluor es más electronegativo que el oxígeno.

Los dos primeros miembros del Grupo, fluor y cloro, son gases a temperatura ambiente, altamente corrosivos, se combinan con los restantes elementos de la ta-

bla periódica para formar los respectivos haluros. Incluso, se combinan en ciertas condiciones con algunos gases nobles, como el hexafluoruro de xenón.

Tabla 17. Algunas propiedades características de los halógenos

ELEMENTO	Punto de fusión, °C	Densidad (kg/m ³)	Radio atómico (Å)	Potencial de ionización (kJ/mol)
Fluor	-220	1,696	0,42	1681
Cloro	-102	3,214	0,79	1251
Bromo	-7	3119	0,94	1139
Yodo	114	4930	1,15	1008
Astato	302	-	1,27	920

No metales: Grupo 18 o Gases Nobles

Los Gases Nobles se hallan en el extremo derecho de la tabla periódica y constituyen el último Grupo, 18. Lo conforman los gases Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón. Todos ellos poseen la distribución electrónica $ns^2 np^6$, y por tanto tiene completa la capa de valencia. Este hecho les confiere una estabilidad excepcional y es la razón por la que no muestran reactividad química alguna.

			2 He 4.00
			10 Ne 20.18
			18 Ar 39.95
			36 Kr 83.80
			54 Xe 131.29
			86 Rn 222.00

Figura 4.12.- Ubicación de los gases nobles en la tabla periódica.

De hecho, hasta la década de los 60 del siglo pasado se les llamaba Gases Inertes. Sin embargo, cuando en 1962 logró prepararse el primer compuesto de xenón, el hexafluoroplatinato de xenón, $Xe[PtF_6]$; en este compuesto, el Xe existe como ión formal Xe^+ . Posteriormente, han sido preparado con éxito muchos otros compuestos de xenón: fluoruros (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6), oxifluoruros ($XeOF_2$, $XeOF_4$, XeO_2F_2 , XeO_3F_2 , XeO_2F_4) y óxidos (XeO_3 y XeO_4).

Unos pocos compuestos de argón, kriptón y radón han sido igualmente preparados. Sin embargo, al momento no se conocen compuestos de helio ni neón.



Glosario

Acido

Un compuesto que libera iones H^+ (realmente iones hidronio, H_3O^+) en solución acuosa; o una solución en la cual la concentración de iones hidronio excede a la de iones oxhidrilo, OH^- .

Áctínido

Elementos químicos ubicados en el período 7 de la tabla periódica, desde el torio hasta el lawrencio. En la distribución electrónica de los actínidos, los orbitales 5f se encuentran incompletos.

Álcali

Sinónimo de base.

Alcalinos, metales

Grupo I de elementos en la tabla periódica, desde el litio hasta el francio. Constituyen los metales más reactivos de la tabla.

Alcalino-térreos, metales

Grupo II de elementos en la tabla periódica, desde el berilio hasta el radio. Después de los metales alcalinos, son los más reactivos.

Alfa, partículas

Partícula ionizante constituida por dos protones y dos neutrones. Equivale a un átomo de helio-4 (${}^4\text{He}$) que ha perdido sus dos electrones. Es una de las partículas emitidas por los núcleos radiactivos.

Anión

Especie química con carga negativa.

Ánodo

Electrodo negativo, en el cual tiene lugar la oxidación.

Ácuoso

Referente a una solución en la cual el agua actúa como solvente.

Átomo

Partícula que conforma a los elementos y moléculas, constituida por un núcleo que contiene protones y neutrones, rodeado de un conjunto de electrones.

Base

Un compuesto que al disolverse en solución acuosa, libera iones OH^{1-} ; o una solución en la cual la concentración de iones oxhidrilo excede a la de hidronios, H_3O^+ .

Beta, partículas

Partícula ionizante constituida por un electrón. Es emitido por los núcleos radiactivos.

Caloría

Unidad de energía, equivalente a 4,184 Joules.

Capacidad calórica

Cantidad de energía necesaria para incrementar la temperatura de una masa específica de sustancia, en un grado centígrado.

Catalizador

Sustancia que acelera o retarda la velocidad de una reacción química sin ser consumido.

Cátodo

Electrodo en el que tiene lugar la reducción.

Catión

Átomo o especie cargada positivamente.

Compuesto

Sustancia formada por la combinación de dos o más elementos.

Concentración

Abundancia relativa de un soluto en una solución.

Condiciones normales

0°C y 1 atm.

Condiciones estandar

25°C y 1 atm.

Constante Universal de los Gases, R

0,082 (atmósferas * litro)/(Kelvin*mol)

Cristal

Arreglo ordenado de iones, átomos o moléculas en un sólido, en disposición ordenada y repetitiva.

Descomposición

Variedad de reacción química en la que una sustancia o compuesto es degradado a sus elementos constituyentes.

Disociación

Separación de un soluto en solución en sus iones constituyentes.

Ecuación química

Expresión que representa una reacción o proceso químico, haciendo uso de símbolos de elementos y fórmulas de compuestos.

Ecuación de estado de gas ideal

Expresión matemática que relaciona los parámetros presión, volumen y temperatura con el número de moles de un gas: $PV=nRT$.

Electrón

Partícula subatómica liviana, con carga negativa; normalmente se encuentra en los orbitales que rodean al núcleo atómico.

Electrones de valencia

Número de electrones más externos de un átomo o ión.

Electronegatividad

Número que describe el poder de atracción de electrones de un elemento en un enlace químico.

Elemento

Sustancia que no puede ser descompuesta. Cada elemento químico está caracterizado por el número de protones presentes en su núcleo.

Endotérmico

Refiere a una reacción que requiere energía para que tenga lugar.

Energía

Concepto de movimiento o calor requerido para efectuar un trabajo.

Energía libre

Cantidad termodinámica que mide la tendencia de espontaneidad de una reacción química.

Enlace covalente

Fuerza que mantiene unidos dos átomos, mediante compartición de electrones.

Enlace iónico

Fuerza que mantiene unidos dos o más iones de cargas opuestas.

Enlace metálico

Fuerza que mantiene unidos un conjunto importante de átomos mediante compartición de electrones parcialmente móviles, conformando una nube. Los átomos se agrupan en forma muy cercana unos a otros, produciendo estructuras muy compactas.

Enlace polar

Variedad de enlace, intermedio entre el iónico y el covalente.

Entalpía

Cantidad termodinámica que mide el calor de una sustancia o sistema.

Entropía

Cantidad termodinámica que mide el grado de desorden de una sustancia o sistema.

Equilibrio químico

Condición balanceada que tiene lugar a partir de dos reacciones químicas opuestas.

Estado fundamental

Condición de un átomo en la que los electrones se hallan en los estados más bajos de energía posibles.

Estequiometría

Rama de la Química que permite el cálculo cuantitativo de formación de compuestos en una reacción química.

Exotérmico

Refiere a una reacción que libera energía (generalmente térmica cuando tiene lugar).

Fase

Sustancia o mezcla de sustancias con composición uniforme y un estado físico definido.

Fluido

Refiere a materiales químicos en un estado físico en el que no presentan volumen propio: líquidos y gases.

Fracción molar

Fracción de moles de una sustancia respecto a los moles totales de todas las sustancias presentes en una mezcla.

Gas

Un estado de la materia en el que las moléculas o átomos que lo constituyen se encuentran ampliamente separadas, sin fuerzas intermoleculares. Los gases son fluidos expansibles y compresibles, sin forma propia.

Gas ideal

Un gas ideal es aquel que cumple con la ecuación de estado del mismo nombre. Un gas ideal está conformado por partículas sin volumen, y los choques entre estas partículas son totalmente elásticos.

Gas noble o inerte

Elementos del Grupo 18 de la Tabla periódica. Todos ellos son gases, y van desde el helio hasta el radón. Son totalmente inertes químicamente.

Grupo

Columna de elementos dentro de la tabla periódica. Todos ellos poseen propiedades químicas similares.

Halógenos

Grupo 17 de elementos de la tabla periódica, desde el fluor hasta el astato.

Hidróxido

También denominado hidroxilo u oxhidrilo. Corresponde al ión OH^{1-} . Es el ión responsable del comportamiento básico de muchas sustancias.

Ión

Un átomo con carga eléctrica, debida a la ganancia o pérdida de electrones.

Ionización

Fenómeno de adición o sustracción de electrones a un átomo, a fin de generar un ión.

Isoelectrónico

Refiere a átomos o iones diferentes pero que presentan la misma distribución electrónica.

Isótopo

Variedad de un elemento químico caracterizada por un número específico de neutrones en su núcleo. Un elemento químico puede estar conformado por átomos con el mismo número atómico Z , pero diferente número de neutrones, como por ejemplo, ^{16}O y ^{18}O .

Ley de Avogadro

Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.

Ley de Boyle

El volumen de un gas varía inversamente con la presión.

Ley de Charles

El volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta.

Lantánido

Conjunto de elementos de la tabla periódica, comprendidos entre el cerio y el lutecio. También son llamados Tierras Raras. En los lantánidos, la distribución electrónica presenta el subnivel $4f$ parcialmente ocupado.

Líquido

Estado de la materia en el cual las moléculas se tocan, pero no presentan un arreglo rígido como en los sólidos. Es un fluido incompresible.

Masa atómica

Masa en g de un mol de un elemento químico; en forma aproximada, el número de protones y neutrones presentes en su núcleo.

Metal

Elemento en el centro y parte izquierda de la tabla periódica, exceptuando el hidrógeno. Se caracterizan por su brillo, lustre metálico, y por poseer alta conductividad térmica y eléctrica.

Metal de transición

Elementos en el centro de la tabla periódica, desde el escandio al mercurio. Se caracterizan por poseer orbitales d parcialmente ocupados.

Mol

Cantidad de sustancia, equivalente a la masa en gramos contenida en el número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$) de partículas.

Molaridad

Unidad de concentración de una disolución. Corresponde al número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

Molécula

Grupo de átomos unidos por enlaces, comúnmente covalentes.

Neutralización

Reacción química entre un ácido y una base para generar una sal y agua.

Neutrón

Partícula subatómica pesada, con carga neta cero, encontrada en el núcleo atómico.

No metal

Elemento en la parte derecha de la tabla periódica, incluyendo al hidrógeno. Normalmente son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión ($<300^{\circ}\text{C}$).

Núcleo

Parte interna del átomo, que contiene a los protones y los neutrones. Responsable de la masa total del átomo.

Número atómico

Número de protones presentes en el núcleo de los átomos de un elemento químico.

Número de Avogadro

$6,02 \times 10^{23}$, el número de moléculas en un mol de sustancia.

Número de oxidación

Número entero que representa la carga real o hipotética de un átomo.

Orbital

Componente de un subnivel, ocupado por dos electrones. Es una región del átomo donde la posibilidad de hallar el electrón es máxima.

Oxidación

Pérdida de electrones por parte de un átomo o ión.

Óxido

Compuesto conformado por oxígeno y algún otro elemento.

Período

Fila horizontal de elementos en la tabla periódica.

pH

Número que describe la concentración de iones H^+ en una disolución acuosa. Es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio: $pH = -\log[H_3O^+]$.

Precipitado

Sólido que se separa de una solución.

Protón

Partícula subatómica pesada, presente en el núcleo, que posee carga positiva.

Puente de Hidrógeno

También denominado Enlace de Hidrógeno. Es una modalidad de fuerza intermolecular relativamente débil, que tiene lugar entre un átomo de hidrógeno cargado parcialmente positivo, y un átomo fuertemente electronegativo como oxígeno, fluor, cloro o nitrógeno.

Radioactividad

Emisión de partículas subatómicas en forma espontánea por núcleos inestables.

Redox

Variedad de reacción química en la cual tiene lugar la transferencia de electrones entre especies que se oxidan y reducen.

Reducción

Ganancia de electrones por parte de un átomo o ión.

Sal

Compuesto sólido constituido por elementos metálicos y no metálicos, frecuentemente como iones.

Saturada

Solución o disolución que posee la máxima cantidad de soluto capaz de disolver, para un volumen específico.

Símbolo

Abreviatura del nombre de un elemento.

Sólido

Estado de la materia en la que las moléculas se encuentran en estrecho contacto, y poseen forma rígida, no compresible.

Solubilidad

Límite superior de concentración de un soluto.

Solución

Mezcla homogénea, conformada por una sola fase, en la cual uno o más solutos aparecen disueltos en un disolvente.

Soluto

Sustancia que se disuelve en una solución.

Solvente

Sustancia en la que se disuelve un soluto, para formar una solución.

Sublimación

Transformación de un sólido directamente al estado gaseoso sin pasar previamente por el estado líquido.

Tabla periódica

Arreglo tipo matriz de elementos en orden creciente de número atómico, en el cual los elementos con comportamiento químico similar quedan en columnas llamadas grupos.

Temperatura de ebullición

Temperatura a la cual un líquido cambia al estado gaseoso.

Temperatura de fusión

Temperatura a la cual un sólido cambia al estado líquido.

Temperatura de sublimación

Temperatura a la cual un sólido cambia al estado gaseoso, sin pasar previamente por el estado líquido.

Valencia

Número entero que describe el poder de combinación de un átomo.

Índice de términos

- actínidos, 31, 32, 37, 80, 92
 Afinidad Electrónica, 42
 Agua, 6, 7, 52, 65, 66, 70, 71, 72, 76, 78, 79, 80, 93, 99
 Alcalinos, 45, 77, 92
 Alcalino-térreos, 45, 93
 alfa, 12, 13
 alotrópica, 46
 anfóteros, 48
 aniones, 40, 43, 56, 62, 63
 Antimonio, 84, 85
 apantallamiento, 30
 Argón, 29, 62, 90
 Aristóteles, 5
 Arsénico, 64, 84, 85
 Átomo, 5, 6, 7, 8, 9, 11, 12, 13, 14, 16, 17, 18, 19, 21, 22, 23, 29, 33, 39, 40, 41, 52, 53, 56, 57, 59, 61, 62, 63, 65, 68, 72, 73, 74, 78, 83, 85, 86, 89, 93, 95, 96, 97, 99, 100, 101, 102
 Átomos, 6, 7, 8, 9, 11, 12, 13, 19, 28, 29, 40, 42, 52, 55, 56, 57, 58, 59, 60, 61, 65, 67, 68, 70, 73, 86, 88, 94, 95, 96, 97, 98, 99
 Avogadro, 9, 10, 11, 99, 100
 azimutal, 21, 24, 25
 Azufre, 36, 41, 47, 50, 73, 78, 79, 87, 88
 Bario, 35, 39, 40
 Bismuto, 84, 85
 bloque f, 37, 80
 bloque p, 37, 38
 bloque s, 37
 Bohr, 16, 17, 18, 19, 20, 21, 23, 33
 brillante, 20, 43, 44, 82
 Bromo, 8, 35, 36, 47
 bromuro, 47, 49
 Calcio, 30, 64, 79
 calor, 43, 44, 46, 48, 78, 95, 96
 Carbono, 5, 46, 47, 61
 carburo, 49
 carga nuclear efectiva, 30
 cationes, 32, 40, 43, 56, 62, 63
 Cerio, 82, 83
 Cesio, 44, 45, 68, 78
 Circonio, 84
 Cloro, 9, 35, 36, 46, 59, 60, 90, 100
 cloruro, 9, 49, 56, 60, 77, 89
 Compuesto, 6, 94, 100, 101
 conductores, 43, 46, 48
 cuantos, 15, 17
 Dalton, 5, 6, 7, 8, 11, 33
 De Broglie, 19, 20, 21
 Demócrito, iv, 5, 6, 33
 diamante, 46, 47
 difracción, 20
 Disociación, 94
 Disprosidio, 82, 83
 Dobereiner, 35, 36
 dúctiles, 43, 44
 dureza, 42, 46, 47, 65
 ebullición, 46, 52, 65, 81, 89, 102
 efecto fotoeléctrico, 15, 20
 efecto Zeeman, 19
 Einstein, 15, 16, 20
 eka-aluminio, 37, 38
 electricidad, 8, 43, 44, 46, 48, 66
 electrón, 7, 11, 17, 18, 19, 20, 21, 22, 23, 24, 25, 28, 29, 33, 34,

- 39, 40, 41, 50, 56, 57, 58, 60, 68, 74, 75, 77, 78, 83, 89, 93, 100
- Electronegatividad, 42, 67, 95
- Elemento, 6, 7, 58, 62, 95, 98, 99
- endotérmico, 40
- enlaces, 50, 51, 52, 55, 56, 57, 60, 61, 66, 67, 69, 71, 86, 99
- entalpía, 41
- Era Moderna, 6, 8
- Erbio, 82, 83
- espectros de líneas, 18
- Estados de oxidación, 49, 50, 51, 81
- Estaño, 38, 89
- Estructura atómica, iv
- Europio, 82, 83
- femtómetro, 22
- Física Clásica, 14, 15
- Física Cuántica, 15
- Fluor, 46, 56, 58, 59, 67, 68, 73, 75, 90, 97, 100
- fluoruro, 49, 67, 90
- Fósforo, 41, 47, 59, 60, 87
- fosfuro, 49
- fotón, 15
- frecuencia, 15, 17, 21
- función de onda, 22
- fusión, 38, 42, 44, 46, 52, 65, 66, 77, 79, 81, 85, 87, 88, 89, 90, 99, 102
- Gadolinio, 82, 83
- Galio, 37, 38, 44, 45
- gas noble, 39, 45, 47, 56, 57, 59, 60, 62, 86, 89
- gases, 5, 6, 9, 10, 29, 46, 52, 56, 57, 58, 61, 89, 90, 91, 96, 97, 98, 99
- Gay-Lussac, 9
- Geología, 82
- Geoquímica, 82
- Germanio, 48
- grupos, 35, 36, 37, 38, 39, 41, 49, 50, 51, 74, 80, 102
- Hafnio, 84
- Heisenberg, 19, 20
- Helio, 22, 60, 75, 91, 93, 97
- Hidrógeno, 8, 9, 17, 18, 21, 42, 46, 49, 52, 60, 67, 69, 70, 71, 73, 74, 75, 76, 78, 80, 98, 99, 100
- hidruro, 49, 75, 76, 78
- Hierro, 46, 47, 53, 57, 76, 81
- Holmio, 82, 83
- ion, 46, 47, 53, 78
- iones, 40, 44, 45, 46, 49, 55, 56, 57, 62, 63, 64, 73, 77, 79, 80, 82, 92, 93, 94, 95, 98, 100, 101
- iónicos, 43, 55, 65, 66, 67, 69, 71, 75, 76, 84
- irregularidades, 41
- Iturbio, 82, 83
- IUPAC, 83
- Kriptón, 29
- lantánidos, 31, 32, 37, 80, 82, 83, 84, 98
- Ley de Avogadro, 8, 9, 98
- Ley de Conservación de la Masa, 7
- Ley de las octavas, 36
- Leyes ponderales, 5, 6, 7, 8
- limitaciones, iii, 8, 12, 18
- líquido, 44, 45, 46, 60, 80, 81, 102
- Litio, 29, 64, 77
- lustre, 43, 44, 46, 47, 57, 99
- Lutecio, 82, 83
- luz, 15, 16, 17, 83
- magnitud física, 10
- maleables, 43, 44
- masa atómica, 35, 36, 37, 38
- materia, 5, 6, 7, 11, 12, 19, 33, 97, 98, 101
- Mecánica Clásica. Véase Física Clásica
- Mendeleev, 36, 37, 38
- Mercurio, 44, 45, 81, 99
- metales, 15, 42, 43, 44, 45, 46, 47, 48, 51, 52, 56, 57, 62, 75, 76, 77, 78, 79, 80, 81, 82, 84, 87, 89, 90, 92, 93
- Metales, 42, 44, 45, 77, 79, 80, 82
- metales de transición, 46, 51, 76, 80, 81, 82
- Metaloides, 42, 48, 52, 84, 87
- Modelo atómico, 5, 6, 7, 8, 11, 14, 16, 17, 18
- molécula, 6, 9, 59, 60, 61, 67, 68, 69, 72, 85, 86, 88
- momento angular, 17, 21, 23, 25
- Neodimio, 82, 83
- Neón, 29, 30, 62, 90, 91
- neutrón, 7
- Newlands, 36
- Nitrógeno, 41, 46, 50, 52, 61, 76, 85, 86, 100
- nitruro, 49
- nivel de energía, 16, 17
- niveles, 16, 20, 23, 32, 33
- no metales, 42, 43, 46, 47, 48, 49, 56, 62, 75, 78
- núcleo, 7, 12, 13, 14, 16, 17, 21, 22, 33, 39, 40, 53, 62, 74, 81, 83, 93, 95, 98, 99, 100

- número cuántico, 16, 17, 21, 22,
23, 24, 25, 26, 27, 28
Número de Avogadro, 10
onda, 16, 20, 21, 22, 23
ondulatorio, 20
órbita, 14
orbitales, iii, 24, 25, 26, 27, 28,
29, 30, 31, 32, 38, 50, 51, 58,
65, 80, 82, 86, 92, 95, 99
órbitas. Véase órbita
Oro, 12, 13, 80, 88
óxido, 38, 49, 81, 90
óxidos, 43, 78, 90, 91
Oxígeno, 41, 46, 50, 52, 70, 73,
76, 78, 79, 87, 88, 89, 90, 100
oxoaniones, 43
partículas, iv, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12,
13, 15, 57, 71, 93, 97, 99, 101
partículas subatómicas, 7, 101
penetración, 30
Periodicidad, iii, 39
periodos, 36, 37, 41, 57, 58
Planck, 15, 16, 17, 19
Potasio, 30, 64, 77
Potencial de Ionización, 40, 41, 77
Praseodimio, 82, 83
Principio de exclusión de Pauli, 29
Principio de Incertidumbre, 19, 20
probabilidad, 21, 22, 23, 24, 25
Prometio, 82, 83
proteínas, 86
protón, 7, 74
radiación electromagnética, 14, 15
radio, 14, 17, 18, 39, 40, 41, 42,
77, 83, 84, 93
radio atómico, 18, 39, 40, 41, 42,
77, 83, 84
Radioactividad, 100
Radón, 29, 90
reacción química, 6, 94, 95, 96,
101
reactividad, 52, 57, 79, 80, 84, 89,
91
Redox, 101
Reducción, 101
Royal Chemical Society, 36
Rutherford, iii, 12, 13, 14, 18, 33
Sal, 101
Samarium, 82, 83
Saturada, 101
Schrödinger, 21, 22, 28
Selenio, 36, 87, 88
seleniuro, 49
semiconductores, 49
Silicio, 46, 48
siliciuro, 49
Símbolo, 101
sistema periódico, iii, 35
Sodio, 29, 62, 64, 77
sólidos, 43, 44, 47, 66, 79, 81, 98,
99
Solubilidad, 101
soluciones ácidas, 43
Solute, 101
Solvente, 101
spin, 22, 27, 28
Sublimación, 101
subnivel, 23, 27, 30, 31, 33, 38,
47, 80, 82, 98, 100
subniveles, 23, 27, 31, 32, 41
sulfuro, 49, 69
Tabla periódica, 74, 97, 102
Telurio, 36, 37, 87, 88
telururo, 49
Temperatura, 102
Terbio, 82, 83
Thomson, iii, 11, 12, 13, 33
Tierras Raras, 82, 98
Tulio, 82, 83
ultravioleta, 15
valencia, 49, 50, 52, 58, 59, 60,
61, 62, 73, 75, 79, 85, 89, 91,
95
Valencia, 102
volátil, 46
Xenón, 29, 90, 91
Yodo, 35, 36, 37
yoduro, 49

Bibliografía

1. Avila Garrido, Mario; Calderón Valdés, Patricia; Maureria Quintanilla, Claudia. **Química**. Editorial Santillana. 2008, 340 páginas.
1. Babor Joseph A., Ibarz Aznárez José. **Química general moderna**. Editorial Marín, Barcelona, 1973. 1144 páginas.
2. Brown, Lemay, Bursten, Murphy & Woodward. **Química, La Ciencia Central**. Prentice Hall, 12^º Edición, 2014, 1200 páginas.
3. Burns, Ralph. **Fundamentos de Química**. 5^º Edición. Pearson. 2011, 780 páginas.
4. Chang, Raymon. Química, 9^º Edición. McGraw-Hill Interamericana. 2007, 1160 páginas.
5. Christen, Hans Rudolf. **Química General**. Ediciones Reverté, 1977. 241 páginas.
6. Cruz, Avila, Osuna y Ramírez, **Química General: Un enfoque en competencias**. Dirección General de Escuelas Preparatorias, Universidad Autónoma de Sinaloa. México, 2011. 350 páginas.
7. Daub & Seese. **Química**. Pearson Education, 7a. Edición, 1996, 808 páginas.

8. Farías Camero, Diana María. **Teoría, estructura y modelos atómicos en los libros de texto de química de educación secundaria.** Universitat de Barcelona. Tesis Doctoral, España. 2012, 116 páginas.
9. Levenspiel, Octave. **Ingeniería de las reacciones químicas.** Ediciones Repica, S. A. 1987, 662 páginas.
10. Moreno Esparza, Rafael. Química General. UNAM, 399 páginas.
11. Nathan, Harold, Henrickson Charles. **CliffsQuick Review Chemistry.** Hungy Minds. 2011, 194 páginas.
12. Petrucci, Harwood, Herring. **General Chemistry, Principles and Modern Applications.** 8^o Edición. Prentice Hall. 659 páginas.
13. Quiroga Nilda, Villalba de Scarlatti Ana María, Pons de Sidali, Estela. **Introducción a Las Ciencias.** Colección Alinorma. 9a. Edición, Madrid, España. 1984, 78 páginas.
14. Rosenberg, Jerome; Epstein, Lawrence; Krieger, Peter. **Serie SCHAU M de Química.** McGraw Hill, 2009. 406 páginas.
15. Seba y Roca. **Atlas temático de Química.** Editorial Emegé, Barcelona. 1997, 130 páginas.
16. Teijón, García, Jiménez, Guerrero. **La Química en problemas.** 2^o Edición. Editorial Té bar Flores, S. L., Madrid. 2005, 780 páginas.
17. Valenzuela Calahorro, Cristóbal. **Química general. Introducción a la Química Teórica.** Universidad de Salamanca, 1995, 559 páginas.

Los Autores

Manuel Martínez Santana

Licenciado en Química, 1984. Doctor en Ciencias, Mención Geoquímica, 1996. Profesor Investigador -actualmente Jubilado- del Instituto de Ciencias de la Tierra, Facultad de Ciencias, Universidad Central de Venezuela. Profesor del Postgrado desde 1997 al presente. Experiencia académica y profesional en el campo de la Química y la Geoquímica. Actividad de Investigación en Geoquímica del Carbón y del Petróleo, y Quimioestratigrafía. Actualmente se desempeña como Director del Instituto de Investigación Científica y Desarrollo Tecnológico (INCYT), y como Docente Investigador en la Facultad de Ciencias de la Ingeniería, Carrera de Petróleo de la Universidad Estatal Península de Santa Elena (UPSE), Ecuador.

Marisol Mejía Quintero

Licenciada en Química, 1994. Licenciada en Educación, 1997. Experiencia académica de 23 años como Docente de Educación Media, en el área de la Química General y Orgánica. Autora de numerosos manuales y guías de Química dirigidas a estudiantes de Bachillerato y primeros años de Universidad.

ISBN: 978-9942-8603-8-5

