

PERIODO II

ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIODICA.



UNIDAD II

ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIODICA.

OBJETIVO:

El estudiante explicará la estructura y propiedades del átomo mediante el análisis de los modelos atómicos y la clasificación de los elementos químicos, que le permitan desarrollar inferencias acerca del uso de diferentes modelos, sus implicaciones epistemológicas y repercusión social.

PROPOSITO:

Que el estudiante comprenda la evolución de los diferentes modelos atómicos, el descubrimiento de las partículas que constituyen al átomo y la forma en que éstas se encuentran distribuidas en el, que permitieron la concepción actual de la estructura atómica y la clasificación de los elementos químicos en lo que conocemos como tabla periódica.

METODOLOGÍA DIDACTICA

Para esta Unidad se ejecutara la lectura de comprensión del apunte, resolución de la autoevaluación que se encuentra al final de cada unidad, y la revisión del mapa conceptual el cual sirve como retroalimentación para el estudiante.

Unidad II

- ❖ La elaboración de un cuadro donde registre diferencias y semejanzas que presentan los modelos atómicos estudiados.
- ❖ Entregar una investigación por escrito de la existencia de tres grupos de radiación a partir de revisión de artículos, video, programas e Internet.

EVALUACIÓN DIAGNOSTICA CONOCIMIENTOS PREVIOS

Antes de comenzar con el estudio de esta unidad, es conveniente que contestes la siguiente evaluación diagnóstica, la cual te servirá como indicador de tus conocimientos respecto a la estructura atómica.

I. Contesta lo que a continuación se te pide:

1. El modelo atómico que tiene dos protones, es el elemento cuyo número atómico es: _____
2. De acuerdo con tu respuesta, ¿a qué elemento corresponde ese número atómico?

3. ¿Cuál es su símbolo? _____
4. ¿Cuál es el valor de su masa atómica? _____
5. ¿Cuál es el nombre del formato donde están ordenados los elementos en periodos y grupos, con base en su número atómico? _____

UNIDAD II

2.1 Primeras aproximaciones al modelo atómico actual

La materia es de lo que están constituidas todas las cosas, tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Esta a su vez está constituida por unas partículas diminutas que no podemos ver a simple vista, ni aun con ayuda de microscopios convencionales.

Los filósofos griegos Demócrito y Leucipo, fueron los primeros en introducir la palabra átomo, que se refería a una porción de la materia y que era indivisible. Todas las cosas se componían de átomos.

John Dalton, de Inglaterra, propuso la primera teoría atómica. Su teoría proponía que los átomos eran partículas indestructibles muy pequeñas y de forma esférica, sólidas y de peso fijo.

Los electrones eran las primeras partículas constituyentes del átomo y su carga eléctrica era negativa.

En la Francia de 1898, Becquerel y los Curie descubrieron el fenómeno de la radiactividad, que consistía en la emisión espontánea de radiaciones y partículas (alfa, beta y gamma) por parte de un átomo.

En 1911, el inglés Rutherford propuso otro modelo atómico como resultado de sus experimentos al bombardear láminas de oro y platino con partículas alfa. Se descubrió el núcleo del átomo y se propuso que en su mayor parte, el átomo era espacio vacío. La masa y la carga positiva del átomo estaban concentradas en un núcleo y los electrones giraban a manera de satélites, describiendo

diferentes trayectorias. Las dimensiones de este átomo eran 10^{-12} cm para el diámetro del núcleo y 10^{-8} cm (1 angstrom Å) para la extensión del átomo.

Niels Bohr, físico danés, modificó en 1913 el modelo de Rutherford y propuso un átomo cuántico.

Entre los postulados de su modelo atómico estableció que los electrones se mueven en niveles estacionarios de energía.

El estudio del átomo y su estructura ha pasado por varias etapas, pero la concepción actual es:

Átomo, es la partícula más pequeña de un elemento y retiene la composición y propiedades del mismo.

2.1.1 Leyes ponderales y la teoría atómica de Dalton

Teoría atómica de Dalton.

Las leyes ponderales de las combinaciones químicas encontraron una explicación satisfactoria en la *teoría* atómica formulada por DALTON en 1803 y publicada en 1808. Dalton reinterpreta las leyes ponderales basándose en el concepto de átomo. Establece los siguientes *postulados* o hipótesis, partiendo de la idea de que la materia es discontinua:

- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **átomos**.
- Hay distintas clases de átomos que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas. Los átomos de elementos distintos tienen propiedades diferentes.
- Los **compuestos** se forman al combinarse los átomos de dos o más elementos en proporciones fijas y sencillas. De modo que en un compuesto los de átomos de cada tipo están en una relación de números enteros o fracciones sencillas.
- En las **reacciones químicas**, los átomos se intercambian de una a otra sustancia, pero ningún átomo de un elemento desaparece ni se transforma en un átomo de otro elemento.

Aunque el químico irlandés HIGGINS, en 1789, había sido el primero en aplicar la hipótesis atómica a las reacciones químicas, es Dalton quien le comunica una base más sólida al asociar a los átomos la idea *de masa*.

Los átomos de **DALTON** difieren de los átomos imaginados por los filósofos griegos, los cuales los suponían formados por la misma materia primordial aunque difiriendo en forma y tamaño. La hipótesis atómica de los antiguos era una doctrina filosófica aceptada en sus especulaciones científicas por hombres como GALILEO, BOYLE, NEWTON, etc., pero no fue hasta DALTON en que constituye una verdadera teoría científica mediante la cual podían explicarse y coordinarse cuantitativamente los fenómenos observados y las leyes de las combinaciones químicas.

2.2 Partículas subatómicas



Orbitales. Evolución del modelo atómico.

El descubrimiento de los rayos "X" y de la radiactividad motivó a varios científicos a investigar su naturaleza. Uno de ellos, Ernest Rutherford, encontró que los rayos alfa eran átomos de helio. Posteriormente, utilizó esas partículas para estudiar la estructura de la

materia, descubriendo el núcleo atómico en 1911. En 1932 Chadwick descubre el neutrón.

Una vez establecida la constitución del núcleo, formado por protones y neutrones, el siguiente problema fue entender la fuerza que los mantiene unidos. En su primer modelo teórico sobre esta fuerza, Yukawa predijo la existencia de una partícula emisaria de ese campo, partícula cuya masa debía ser intermedia entre la del electrón y el protón: el mesón. Poco tiempo después, una partícula tal, el muon, fue descubierta en los rayos cósmicos; sin embargo sus propiedades eran muy diferentes a las predichas para el mesón. Años después Lattes, Occhialini y Poweill descubrieron la verdadera partícula de Yukawa.

Además de los muones, existen otras partículas insensibles a la fuerza fuerte, como el fotón, el electrón, el positrón, y los neutrinos. Sin contar el fotón, a estas partículas se les conoce como leptones (ligeros), por su masa pequeña comparada con las partículas que sí sienten la fuerza fuerte, denominados hadrones (fuertes).

CUADRO RESUMEN DE ALGUNAS CARACTERÍSTICAS DE LASPARTÍCULAS SUBATÓMICAS						
	Carga eléctrica		Masa		Localización en El átomo	Símbolo
	Coulomb		g	u.m.a.		
Electrón	-1.6 $\times 10^{19}$	-1	9.1×10^{-28}	0.00055	Giran alrededor del núcleo	e-
Protón	-1.6 $\times 10^{19}$	1+	1.67×10^{-24}	1.00727	En el núcleo	p+
Neutrón	0	0	1.68×10^{-24}	1.00866	En el núcleo	n 0

2.2.1 Electrón y el modelo atómico de Thomson

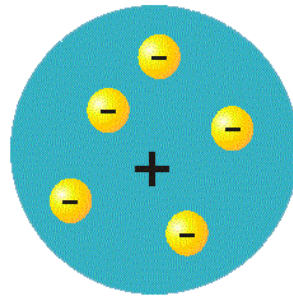
Joseph Thomson (1.856-1.940) partiendo de las informaciones que se tenían hasta ese momento presentó algunas hipótesis en 1898 y 1.904, intentando justificar dos hechos:

- A. La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.
- B. Los electrones pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.

El **modelo atómico de Thomson**, también conocido como el **modelo del pudín**, es una teoría sobre la estructura atómica propuesta por Joseph John Thomson, descubridor del electrón, antes del descubrimiento del protón o del neutrón. En dicho modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como las pasas en un pudín. Se pensaba que los electrones se distribuían uniformemente alrededor del átomo. En otras ocasiones, en lugar de una sopa de carga positiva se postulaba con una nube de carga positiva.

Si hacemos una interpretación del modelo atómico desde un punto de vista más macroscópico, puede definirse una estructura estática para el mismo dado que los electrones se encuentran inmersos y atrapados en el seno de la masa que define la carga positiva del átomo.

Dicho modelo fue superado tras el experimento de Rutherford, cuando se descubrió el núcleo del átomo. El modelo siguiente fue el modelo atómico de Rutherford.



2.2.2 El protón y los rayos canales

Generalmente se le acredita a Ernest Rutherford el descubrimiento **del protón**. En el año de 1918 Rutherford encontró que cuando se disparan partículas alfa contra un gas de nitrógeno, sus detectores de centelleo mostraron los signos de núcleos de hidrógeno. Rutherford determinó que el único sitio del cual podían provenir estos núcleos era del nitrógeno y que por tanto el nitrógeno debía contener núcleos de hidrógeno. Por estas razones Rutherford sugirió que el núcleo de hidrógeno, que para la época se sabía que su número atómico era 1, debía ser una partícula fundamental.

Para Ernest Rutherford, el átomo era un sistema planetario de electrones girando alrededor de un núcleo atómico pesado y con carga eléctrica positiva.

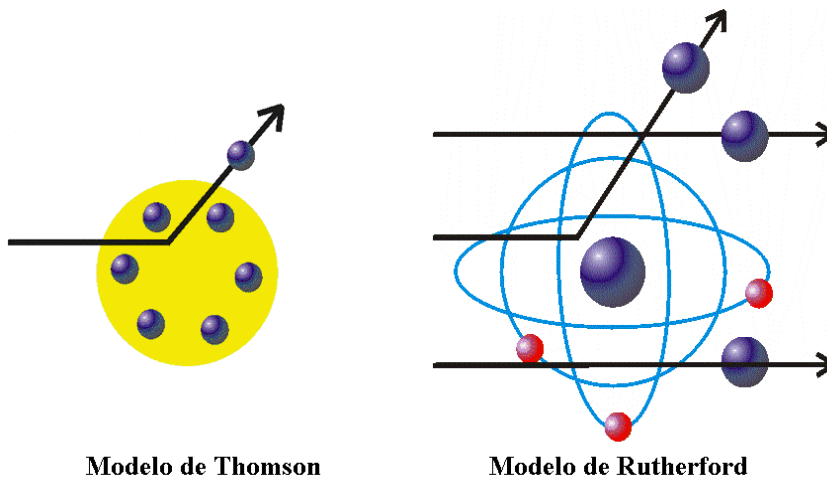
El modelo atómico de Rutherford puede resumirse de la siguiente manera:

- El átomo posee un núcleo central pequeño, con carga eléctrica positiva, que contiene casi toda la masa del átomo.
- Los electrones giran a grandes distancias alrededor del núcleo en órbitas circulares.
- La suma de las cargas eléctricas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, ya que el átomo es eléctricamente neutro.

Rutherford no solo dio una idea de cómo estaba organizado un átomo, sino que también calculó cuidadosamente su tamaño (un diámetro del orden de 10^{-10} m) y el de su núcleo (un diámetro del orden de 10^{-14} m). El hecho de que el núcleo tenga un diámetro unas diez mil veces menor que el átomo supone una gran cantidad de espacio vacío en la organización atómica de la materia.

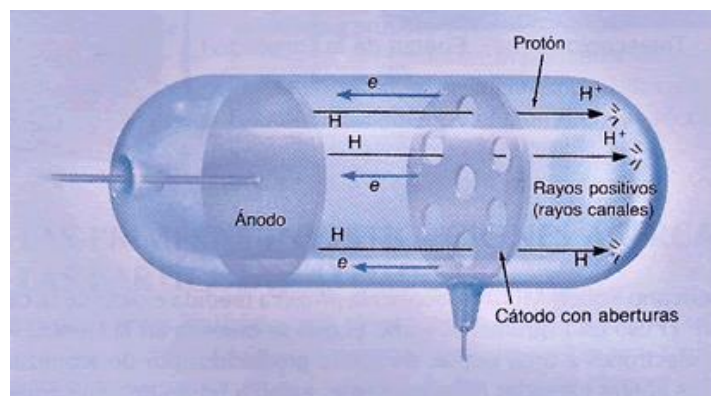
Para analizar cual era la estructura del átomo, Rutherford diseñó un experimento:

El experimento consistía en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio). De ser correcto el modelo atómico de Thomson, el haz de partículas debería atravesar la lámina sin sufrir desviaciones significativas a su trayectoria. Rutherford observó que un alto porcentaje de partículas atravesaban la lámina sin sufrir una desviación apreciable, pero un cierto número de ellas era desviado significativamente, a veces bajo ángulos de difusión mayores de 90 grados. Tales desviaciones no podrían ocurrir si el modelo de Thomson fuese correcto.



El bombardeo de una lámina de oro con partículas mostró que la mayoría de ellas atravesaba la lámina sin desviarse. Ello confirmó a Rutherford que los átomos de la lámina debían ser estructuras básicamente vacías.

Antes que Rutherford, Eugene Goldstein, había observado **rayos canales** compuestos de iones cargados positivamente. Luego del descubrimiento del electrón por J.J. Thomson, Goldstein sugirió que puesto que el átomo era eléctricamente neutro, el mismo debía contener partículas cargadas positivamente. Goldstein usó los rayos canales y pudo calcular la razón carga/masa. Encontró que dichas razones cambiaban cuando cambiaba los gases que usaba en el tubo de rayos catódicos. Lo que Goldstein creía que eran protones resultaron ser iones positivos. Sin embargo, sus trabajos fueron largamente ignorados por la comunidad de físicos.



2.2.3 El neutrón y los experimentos de Chadwick

El neutrón de símbolo n^0 fue descrito por vez primera por el físico inglés, Sir James Chadwick (1891-1874). Es una partícula **sin carga** y su masa es de 1.674×10^{-24} g (1.0087 uma), por lo que una vez más se redondea su **masa** a **1 uma**.

JAMES CHADWICK: Nació en Manchester, Inglaterra en 1891. Fue colaborador de Rutherford y en 1932 fue reconocido por el descubrimiento del neutrón. Esto condujo directamente a la fisión nuclear y a la bomba atómica y fue el principal científico encargado de los trabajos de investigación de la bomba nuclear británica. En 1935 recibió el premio Nóbel de Física.

2.2.4 Número atómico, masa atómica y número de masa.

NUMERO ATÓMICO

Los átomos de varios elementos difieren debido a que tienen distintas cantidades de electrones, protones y neutrones; los núcleos de los átomos de un elemento dado, tienen el mismo número de protones y, por tanto, los átomos del elemento también deben tener el mismo número de electrones. La cantidad de protones dentro del núcleo de un átomo o el número de electrones en órbita del mismo, se conoce con el nombre de número atómico.

$$\text{Número atómico} = \text{número de electrones} = \text{número de protones}$$

Cada elemento tiene un número atómico propio y éste se reporta en la tabla periódica.

$$\begin{array}{llll} \text{Hidrógeno} = 1 & & \text{Nitrógeno} = 7 & & \text{Bromo} \\ = 35 & & \text{Oxígeno} = 8 & & \text{Plata} = 47 \end{array}$$

NUMERO DE MASA

Debido a que la masa del electrón es muy pequeña, pues la masa del átomo está exclusivamente en el núcleo de éste, podemos decir que la suma de protones y neutrones de un núcleo atómico nos da el número de masa:

$$\text{Número de masa} = \text{Número de protones} + \text{Número de neutrones}$$

El número de masa siempre es un número entero y no está reportado en la tabla periódica, pero es posible determinar este número utilizando la masa o peso atómico (número fraccionario que sí está reportado en la tabla periódica), aproximando el valor de éste al número entero inmediato superior o inferior según sea el caso:

Masa atómica del Na = 22.9	Número de masa del Na = 23
Masa atómica del Ru = 101.07	Número de masa del Ru = 101

De esta manera, conociendo el número de masa de un átomo, así como su número atómico (número de p⁺ o número de e⁻), es posible calcular el número de neutrones que un átomo tiene en su núcleo:

$$\text{Número de neutrones} = \text{Número de masa} - \text{Número atómico}$$

$$\text{Núm. de neutrones del N} = 23 - 11 = 12$$

$$\text{Núm. de neutrones del Ru} = 101 - 44 = 57$$

$$\text{Núm. de neutrones del Cl} = 35 - 17 = 18$$

PESO ATÓMICO

Una de las diferencias importantes entre los átomos de diferentes elementos es la de presentar masas distintas. Sabemos que la masa de un átomo depende principalmente de la cantidad de neutrones y protones que contenga, y que la suma de protones y neutrones siempre es un número entero (no puede haber fracciones de protones ni de neutrones); sin embargo, la tabla periódica reporta valores fraccionarios para las masas de la mayoría de los elementos.

En un mismo elemento pueden existir átomos diferentes por los isótopos; la mayoría de los elementos son mezclas de isótopos con distintas masas atómicas, es decir, en una muestra de un elemento existen diferentes porcentajes de isótopos. Entonces:

La masa o peso atómico es la suma porcentual promedio de las masas isotópicas de una muestra de átomos de un mismo elemento.

La unidad aceptada para expresar la masa atómica es la u.m.a. (unidad de masa atómica).

Los químicos han acordado definir la masa de un átomo del isótopo común del carbono (carbono 12) como exactamente 12 u.m.a., de esta manera las masas de los átomos de todos los demás elementos se pueden expresar en relación con el carbono 12. La elección del carbono 12 es arbitraria pero conveniente, ya que ninguno de los átomos de los elementos tendrá una masa inferior a 1 u.m.a.

2.2.5 Isótopo y sus aplicaciones

ISÓTOPOS

Un átomo de un elemento dado siempre contiene el mismo número de protones y electrones (éste es el número atómico); pero después de efectuar un estudio profundo de los átomos de los elementos se determinó que para la mayoría de éstos existen dos o más tipos de átomos. La diferencia entre estas clases de átomos del mismo elemento es que contienen distintas cantidades de neutrones. A estos átomos se les denomina **isótopos**.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico y diferente número de masa debido a diferente número de neutrones

Aunque un elemento tenga isótopos, todos sus átomos se comportan de la misma manera, debido al número de electrones.

Los isótopos radiactivos tienen amplio campo de aplicación en medicina tanto para el tratamiento de tumores como para esterilizar material y equipo quirúrgico; en la industria del petróleo y de la petroquímica para separar fracciones; también es posible utilizarlos en el análisis, trazado y seguimiento de ríos, minerales, detergentes, elaboración de polímeros, producción de energía, etcétera.

Las radiaciones que este tipo de isótopos generan pueden dañar las células de los seres vivos (animales, vegetales, organismo humano) y a partir de ciertas dosis pueden ocasionar tumores malignos y mutaciones genéticas.

Tal vez el primer uso de los isótopos radiactivos fue en la fabricación de bombas (atómica, de neutrones, etc.)

2.3 La radiación y el modelo de Rutherford

Radioactividad es la propiedad que presentan los núcleos atómicos de ciertos isótopos de modificar espontáneamente su constitución, emitiendo simultáneamente una radiación característica. La radioactividad puede ser:

- Radioactividad natural: Es la que manifiestan los isótopos que se encuentran en la naturaleza.
- Radiactividad artificial o inducida: Es la que ha sido provocada por transformaciones nucleares artificiales.

RADIOACTIVIDAD NATURAL

Antecedentes

En 1895 Wilhelm Honrad **Roentgen** (1845-1923), descubrió los **rayos X**, los cuales pueden penetrar otros cuerpos y afectar las placas fotográficas. Tiempo después, Antoine Henri Becquerel (1825-1908) comprobó que la sal de uranio emitía rayos que afectaban las placas fotográficas sin necesidad de la luz solar. Así mismo, demostró que los rayos provenientes del uranio son capaces de ionizar el aire y también de penetrar láminas delgadas de metal.

Probablemente el término radiactividad fue utilizado por primera vez por **Marie Curie** en 1898. **La radiactividad** se define como la emisión espontánea de partículas y radiación de elementos inestables; los elementos que presentan esta característica, son **radiactivos**.

En 1898 Marie Sklodowska Curie (1867-1934) y su esposo, Pierre Curie (1859-1906) se interesaron en la radiactividad. Marie Curie descubrió dos elementos nuevos, el polonio (Po) y el radio (Ra), ambos radiactivos.

Ernest Rutherford en 1899, al estudiar la naturaleza de los rayos X. encontró dos tipos de partículas a las que llamo **alfa (α) y beta (β)** y comprobó, que el uranio al emitir estas partículas se convertía en otro elemento.

Paul Villard (1860-1934) descubrió los rayos **gamma (γ)**, un tercer tipo de rayos similares a los rayos X.

Radiaciones, α , β y γ

Tipos de radiación	Símbolo	Masa (uma)	Carga
Alfa	α	4	2+
Beta	β	0.00055	1-
Gama	γ	0	0

La **partícula alfa (α)** es un núcleo de Helio. **Cuando se emite una partícula alfa del núcleo se forma un elemento diferente.** El número atómica del nuevo elemento es menor en dos unidades y la masa es menor en 4 unidades del elemento original.

La **partícula beta (β)** es idéntica en masa y carga a un electrón. Una partícula beta y un protón se producen por la descomposición de un neutrón **Cuando un átomo pierde una partícula beta, se forma un elemento diferente que tiene la misma masa pero su número atómico es 1 unidad mayor al del elemento original**

Los **rayos gamma (γ)** son fotones de energía. **La emisión de rayos gamma (γ) no altera el número atómico ni la masa de un elemento.**

Radiactividad artificial.

Se produce la radiactividad inducida cuando se bombardean ciertos núcleos estables con partículas apropiadas.

Si la energía de estas partículas tiene un valor adecuado penetran dentro del núcleo bombardeado y forman un nuevo núcleo que, en caso de ser inestable, se desintegra después radiactivamente.

2.4 Modelo atómico actual

MODELO ATÓMICO DE LA MECÁNICA CUÁNTICA ONDULATORIA

El modelo actual de los átomos fue desarrollado por Erwin Schrodinger, en el que se describe el comportamiento del electrón en función de sus características ondulatorias.

La teoría moderna supone que el núcleo del átomo está rodeado por una nube tenue de electrones que retiene el concepto de niveles estacionarios de energía, pero a diferencia del modelo de Bohr, no le atribuye al electrón trayectorias definidas, sino que describe su idealización en términos de probabilidad.

Esta teoría deriva de tres conceptos fundamentales:

1. *Concepto de estados estacionarios de energía del electrón propuesto por Bohr.*

Normalmente los electrones se encuentran en el nivel de mínima energía (estado basal o fundamental), pero pueden absorber energía, pasando a un nivel superior, más alejado del núcleo (estado excitado); este estado es inestable y al regresar el electrón a su nivel original emite la energía absorbida en forma de radiación electromagnética.

Mientras los electrones describen una órbita, no hay absorción ni emisión de energía.

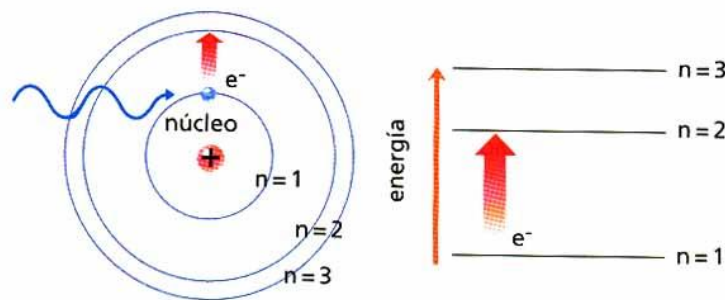
2. *Naturaleza dual de la masa sugerida por Luis De Broglie.*

De Broglie concluyó que la masa, como la luz, tiene ambas características: de partícula y de onda.

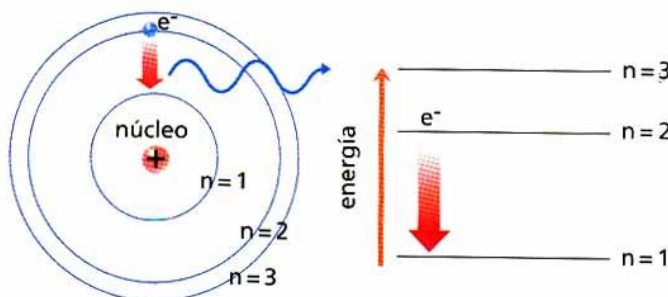
3. *Principio de incertidumbre de Heisenberg.*

Werner Heisenberg presentó el principio de incertidumbre como una consecuencia de la dualidad de la naturaleza del electrón.

Heisenberg imaginó un microscopio superpotente por medio del cual se pudiese observar la colisión entre un fotón y un electrón, y postuló que, debido a que ambos cambian su posición y su velocidad, es imposible en un momento dado establecer la posición y velocidad del electrón en un nivel energético.



Cuando un electrón absorbe energía electromagnética, pasa a un nivel de energía mayor.



Un electrón puede caer desde un nivel a otro de menor energía emitiendo energía electromagnética.

Fue así como Schrödinger, después de sopesar las ideas de Bohr y de De Broglie, y tratando de aunar ambas, dedujo una ecuación matemática en la que el electrón era tratado en función de su comportamiento ondulatorio.

De acuerdo con la ecuación de onda de Schrödinger, la posición probable de un electrón está determinada por cuatro parámetros llamados cuánticos, los cuales tienen valores dependientes entre sí.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos son el resultado de la ecuación de Schrödinger, y la tabulación de ellos nos indica la zona atómica donde es probable encontrar un electrón.

Las literales que representan a los números cuánticos son:

n, l, m y s; aportados teóricamente y experimentalmente por Bohr, Sommerfeld, Zeeman, y Stern-Gerlach, respectivamente.

Número cuántico principal (n). El número cuántico principal designa el nivel energético principal en el cual se localiza un electrón dado; este número también expresa la energía de los niveles dentro del átomo. El número cuántico "n", puede asumir teóricamente cualquier valor entero, de 1 a infinito, aunque con 7 valores (1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7), es posible satisfacer a los átomos conocidos actualmente.

Número cuántico secundario (l). El número cuántico secundario L, determina la energía asociada con el movimiento del electrón alrededor del núcleo; por lo tanto, el valor de l indica el tipo de subnivel en el cual se localiza un electrón y se relaciona con la forma de la nube electrónica.

Cada nivel electrónico se divide en subniveles que contienen electrones de la misma energía.

Los valores, l, están determinados por el valor de n; para cierto nivel, l, puede asumir cualquier valor entero desde 0 hasta n - 1. Así:

En el 1er. Nivel energético sólo hay un subnivel, al cual l da el valor de cero y lo representa por la letra s (del inglés, sharp).

En el 2o. nivel energético hay dos subniveles, a los que l da el valor de 0 y 1; y los representa por las literales s y p, respectivamente (p del inglés principal).

En el 3er. nivel energético hay tres subniveles, a los que l da el valor de: 0, 1 y 2; y los representa por las literales: s, p y d, respectivamente (d de diffuse).

En el 4o. nivel energético hay cuatro subniveles, a los que l, da el valor de: 0, 1, 2 y 3; y los representa por las literales: s, p, d y f respectivamente (f de fundamental).

Para el 5o, 6o, y 7o. nivel energético, teóricamente habría: 5, 6 y 7 subniveles respectivamente, sólo que, para los átomos conocidos, son suficientes, 4 subniveles en el 5o. nivel (.s, p, d y f); 3 subniveles para el 6o. nivel (s, p y d), y 2 subniveles en el 7o. nivel energético (s y p).

De esta manera podemos decir que para l:

$$s = 0$$

$$p = 1$$

$$d = 2$$

$$f = 3$$

Número cuántico magnético (m). El número cuántico magnético representa la orientación espacial de los orbitales contenidos en los subniveles energéticos, cuando éstos están sometidos a un campo magnético. Los subniveles energéticos están formados por orbitales. Un orbital (REEMPE) es la región del espacio energético donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón.

El número de electrones por subnivel depende del valor de éste y está dado por la relación $(2l + 1)$ que puede ser desde $-l$ hasta $+l$, pasando por cero.

En un subnivel s ($l = 0$), hay un solo orbital al que m da el valor de 0.

$$\frac{s}{0}$$

En un subnivel p ($l = 1$), hay tres orbitales, a los que m da los valores de: -1, 0 y +1, respectivamente.

$$\frac{p}{-1} \quad \frac{p}{0} \quad \frac{p}{+1}$$

En un subnivel d ($l = 2$), hay cinco orbitales, a los que m da los valores de: -2, -1, 0, +1 y +2, respectivamente:

$$\frac{d}{-2} \quad \frac{d}{-1} \quad \frac{d}{0} \quad \frac{d}{+1} \quad \frac{d}{+2}$$

En un subnivel f ($l = 3$), hay siete orbitales, a los que m da los valores de: -3, -2, -1, 0, +1, +2, y +3, respectivamente:

$$\frac{f}{-3} \quad \frac{f}{-2} \quad \frac{f}{-1} \quad \frac{f}{0} \quad \frac{f}{+1} \quad \frac{f}{+2} \quad \frac{f}{+3}$$



De esta manera cada orbital, de cada uno de los subniveles, queda perfectamente bien identificado por el número cuántico magnético " m ".

Número cuántico spin (s), (algunos autores lo identifican por la literal m_j). Este número cuántico expresa el campo eléctrico generado por el electrón al girar sobre su propio eje, que sólo puede tener dos direcciones, una en dirección de las manecillas del reloj y la otra en sentido contrario; los valores numéricos permitidos para el número cuántico spin s son:

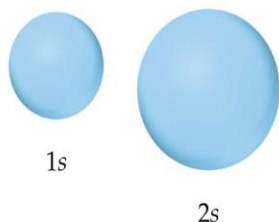
$$+ \frac{1}{2} \text{ y } - \frac{1}{2}$$

Esquematización de los electrones con spin contrario.

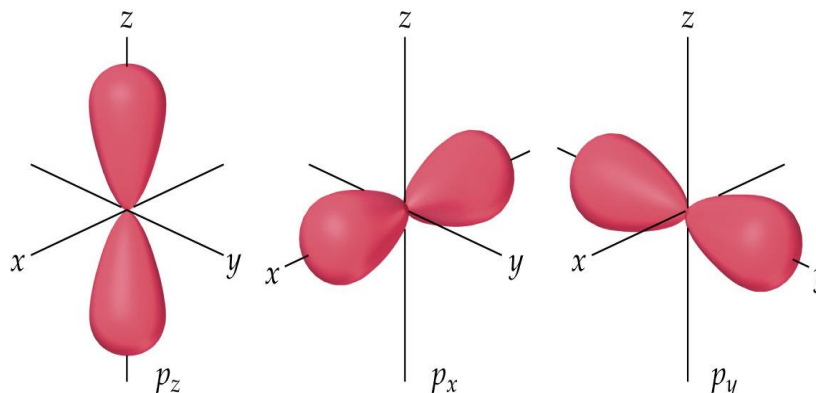
En cada orbital puede haber como máximo dos electrones, uno con giro positivo y el otro con giro negativo.

FORMAS DE LOS ORBITALES

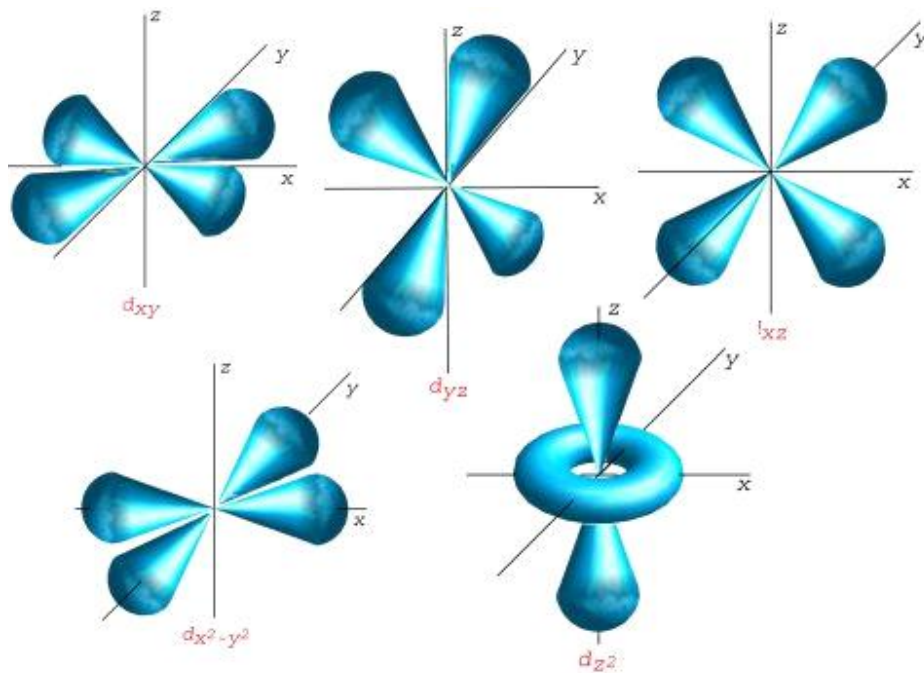
La forma atribuida a los orbitales s es esférica. Formas atribuidas a los orbitales d esférica, y para los orbitales de tipo p se considera elíptica



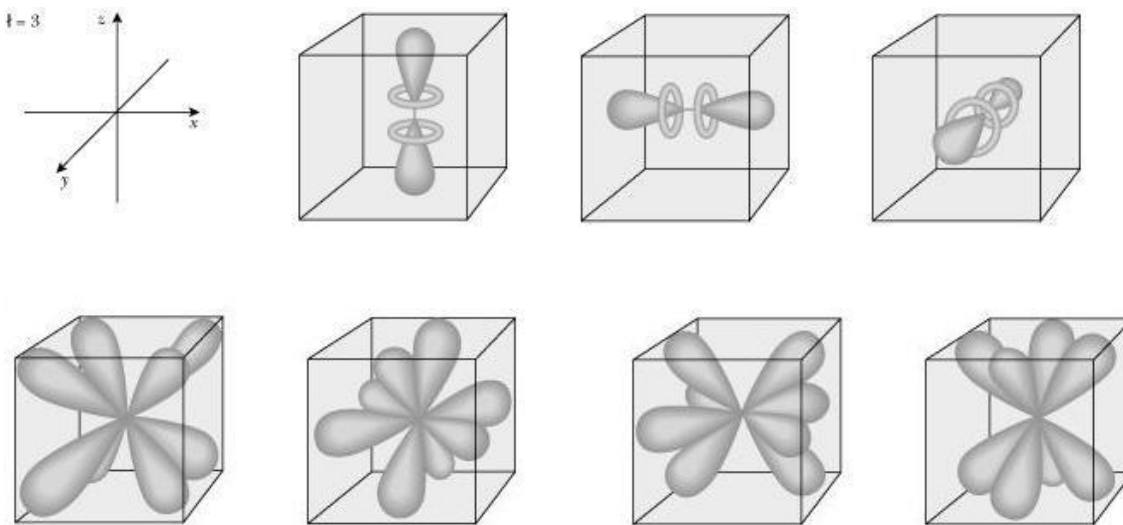
Orbitales s



Orbitales p



Orbitales d



Orbitales f

Ahora bien, resumiendo los datos que los números cuánticos nos proporcionan, podemos decir que:

a) Un orbital soporta como máximo dos electrones.

b) Los orbitales que tienen la misma energía forman los subniveles

atómicos.

c) Un subnivel s, con un solo orbital, soporta como máximo 2 electrones.

Un subnivel p, con tres orbitales, puede soportar máximo 6 electrones -

Un subnivel d, con cinco orbitales, puede soportar máximo 10 electrones.

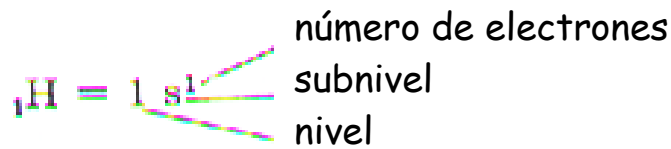
Un subnivel f, con siete orbitales, puede soportar máximo 14 electrones.

d) En el primer nivel energético ($n = 1$) habrá máximo 2 electrones, ya que éste solamente tiene un orbital s.

En el segundo nivel energético ($n = 2$) puede haber hasta 8 electrones: dos del orbital s y seis de los tres orbitales del subnivel p.

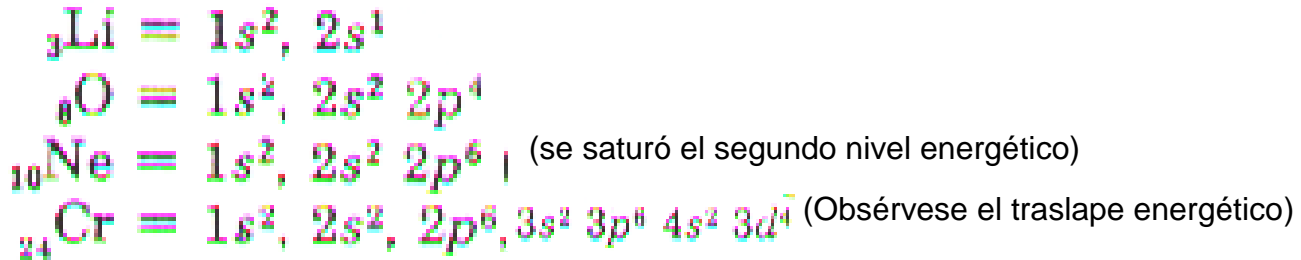
En el tercer nivel energético ($n = 3$) puede haber hasta 18 electrones: dos del orbital s, seis de los tres orbitales del subnivel p y 10 de los cinco orbitales del subnivel d. En el cuarto nivel energético ($n = 4$) puede haber hasta 32 electrones: dos del orbital s, seis de los tres orbitales p, 10 de los cinco orbitales del subnivel d y 14 de los siete orbitales del subnivel f. De esta misma manera es posible calcular la cantidad máxima de electrones que pueden soportar los niveles energéticos 5o., 6o. y 7o.

Ejemplo:



En la configuración del átomo de hidrógeno, el único electrón de éste ocupa el subnivel s del 1er. Nivel energético.

De esta manera la configuración de los siguientes átomos será:



De acuerdo con su contenido energético el subnivel 4s se ocupa primero que el subnivel 3d. La configuración electrónica de un átomo de muchos electrones será:

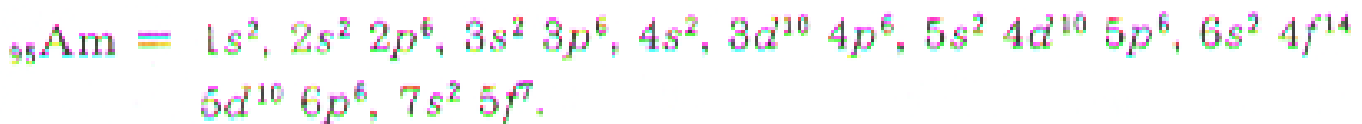
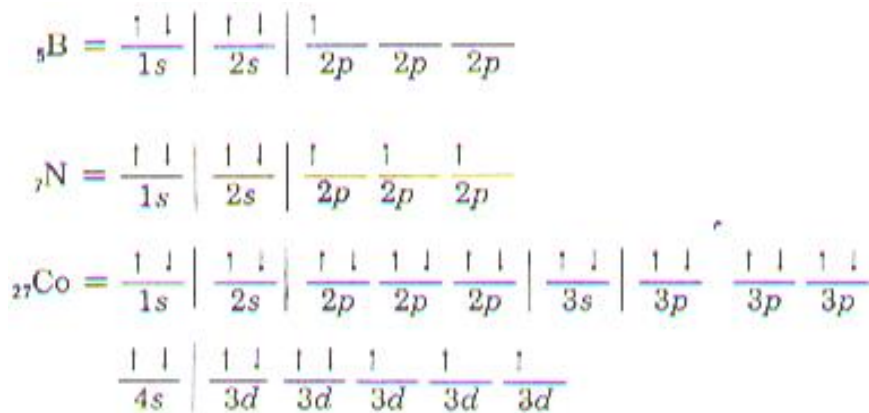


DIAGRAMA ENERGÉTICO

En los diagramas energéticos los electrones se representan con flechas y se anotan sobre guiones que son los orbitales correspondientes a cada subnivel; así s con 1; p con 3; d con 5 y f con 7. Debajo del guión se anota el número del nivel energético y el subnivel que corresponde a cada orbital. La flecha hacia arriba representa un electrón con giro positivo y la flecha hacia abajo es un electrón con giro negativo.

Ejemplos:



Uso de kernel*

Las configuraciones electrónicas o diagramas energéticos para los átomos multielectrónicos serían muy laboriosos; en estos casos es posible utilizar el kernel, que es una abreviación de las distribuciones electrónicas.

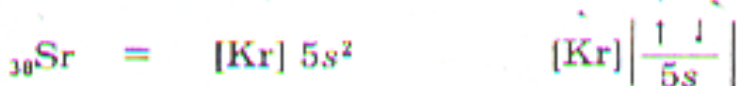
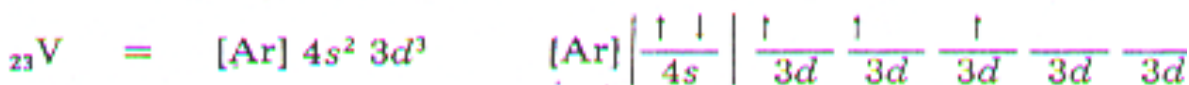
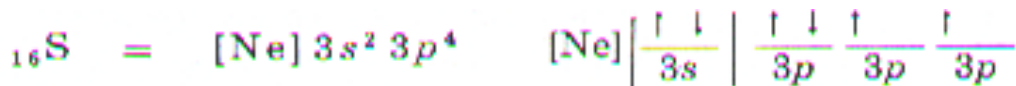
El kernel es la configuración de cualquier gas noble y la podemos representar.



Para simplificar una configuración electrónica o un diagrama energético, debe partirse del gas noble cuyo número de electrones sea inmediato inferior al del átomo que se desea representar.

Ejemplos:

No. de e	Configuración Electrónica	Diagrama energético
----------	---------------------------	---------------------

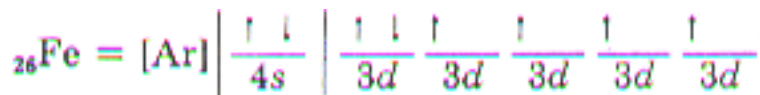


Electrón diferencial. Se llama así al último electrón que entra a un átomo de acuerdo con las reglas de ocupación de orbitales; es decir, lo que distingue a un átomo de un elemento del que lo precede en la clasificación periódica.

Si se desea identificar por los valores de sus 4 números cuánticos al electrón diferencial de un átomo dado deberán considerarse, de acuerdo con la regla de Hund, todos los valores posibles del número cuántico magnético m , antes de asignar un número cuántico spin s ; el número cuántico n es el número anotado abajo del guión correspondiente, y el valor de l está determinado por el valor del subnivel en el que se encuentre el último electrón.

Ejemplo:

El valor de los cuatro números cuánticos del electrón diferencial del átomo de:



Dado que el último electrón se encuentra en un orbital 3d, entonces $n = 3$; al subnivel d, "l" le da el valor de 2; de los cinco orbitales del subnivel d, el electrón diferencial ocupa el que "m" da el valor de -2 y como la flecha se dirige hacia abajo "s" = -1/2.

Entonces:

$$n = 3; \quad l = 2; \quad m = -2 \quad \text{y} \quad s = -1/2$$

Por ejemplo, si tuviéramos la necesidad de saber la configuración electrónica del elemento cuyo número atómico fuera 60, procederíamos de la siguiente forma:

1. El gas noble más cercano a este número es Xe con 54 electrones
2. Siguiendo la diagonal, tendríamos [Xe] 6s², tomando la diagonal por orden de aparición, obtendremos, con esta configuración tenemos que el número atómico deseado.
Se pasa en 10 electrones, por lo que finalmente, la configuración electrónica resultante será:



2.5 Tabla periódica actual

La tabla periódica es la clasificación de los elementos químicos conocidos actualmente (109) por orden creciente de su número atómico. Varios fueron los intentos que se hicieron desde 1817 hasta 1914 y más recientemente aún, para clasificar los elementos.

Uno de esos trabajos correspondió a Dimitrí I, Mendeleiev. Quien ordenara los 63 elementos conocidos en su tiempo tomando en cuenta su peso atómico y la repetición de ciertas propiedades entre los elementos. De esta manera predijo las propiedades de 10 elementos, mismas que se confirmaron al ser descubiertos.

La tabla actual se basa en la propuesta por Alfred Werner, que se llama tabla periódica larga. Henry Moseley fue quien propuso el orden para los elementos con base en su número atómico, como resultado de sus experimentos en rayos X. Así se puede enunciar la ley periódica: ***"las propiedades de los elementos y de sus compuestos son funciones periódicas del número atómico de los elementos"***.

Una clasificación más reciente es la llamada clasificación cuántica de los elementos, que resulta de una repetición periódica de la misma configuración electrónica externa.

2.5.1 Ubicación y clasificación de los elementos

Los elementos se representan por un símbolo que consiste en una o dos letras que derivan de su nombre latino.

Uno de los aspectos más interesantes de la ciencia es que toda la materia conocida se compone de aproximadamente 100 elementos, algunos de ellos conocidos desde la antigüedad como el cobre, hierro, plata, azufre, oro, etcétera. Los elementos que van del hidrógeno al uranio se conocen tradicionalmente como naturales y los restantes como sintéticos.

Se estima que en el Universo 90% es hidrógeno, 9% es helio y 1 % el resto de los elementos. En el Sol se han identificado unos 60 elementos conocidos en la Tierra. En la Tierra los elementos más abundantes son: oxígeno, silicio, aluminio, hierro, calcio, sodio, magnesio, hidrógeno y titanio.

Un elemento es una sustancia que no se puede descomponer en otras más sencillas por métodos químicos.

Información de los cuadros de la tabla periódica:

Peso atómico. 226.0254

Símbolo químico Ra

Número atómico 88

Configuración electrónica

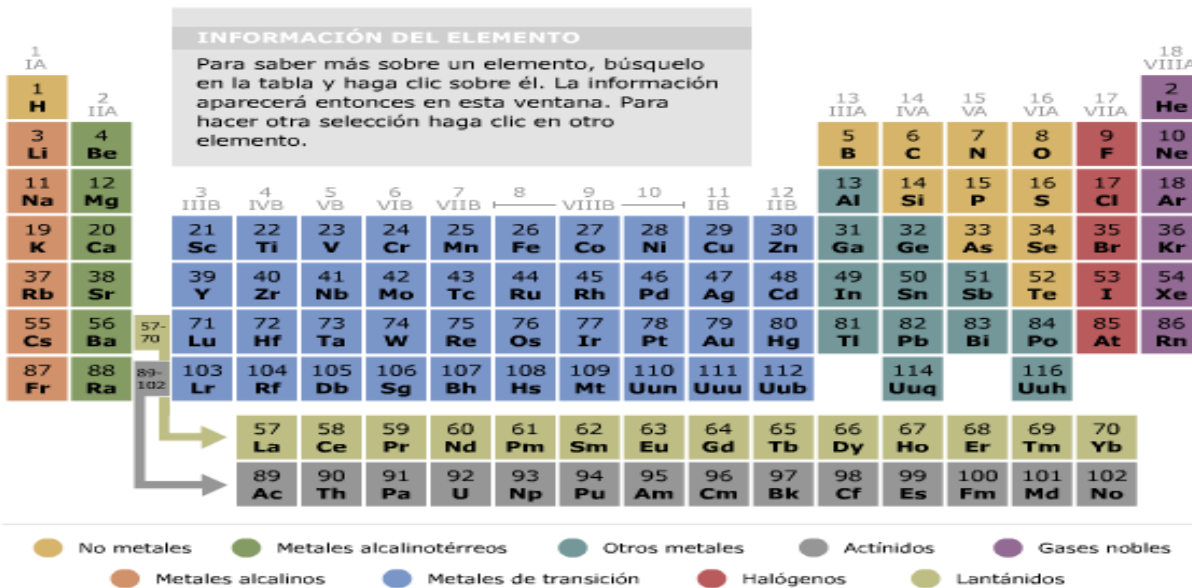
2
8
18
32
18
8
2

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS Y DE TRANSICIÓN

Se llaman elementos representativos de la valencia y carácter a los elementos de los subgrupos **A**, tienen orbitales **s o p** para su electrón diferencial o electrones de valencia. Los elementos con electrones de valencia en orbitales **d** se llaman **elementos de transición** y corresponden a los **subgrupos B**. Dentro de estos elementos están los **lantánidos y actínidos** que se llaman **elementos de transición interna**, pues sus electrones están en **orbitales f**.

NUMERO DE ELEMENTOS POR PERIODO

- En el primer período (n = 1) 2 elementos s2
- En el segundo periodo (n = 2) 8 elementos s2p6
- En el cuarto período (n = 4) 18 elementos s2p6d10
- En el sexto periodo (n = 6) 32 elementos s2p6 d10f14
- El séptimo periodo está incompleto con 21 elementos.



2.5.2 Grupos y periodos. Bloques s, p, d y f.

S GRUPO

Son conjuntos de elementos que tienen configuración electrónica externa

semejante. Se tienen ocho grupos divididos en subgrupos A y B. Corresponden a las columnas verticales.

Ejemplo: Grupo I

subgrupo A: H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

subgrupo B: Cu, Ag, Au

Nota: El radio es un elemento extremadamente raro. Toda la cantidad extraída hasta la fecha puede caber en una caja de cerillos.

NOMBRES DE LAS FAMILIAS O GRUPOS REPRESENTATIVOS

Grupo I — Metales alcalinos (de álcali, cenizas)

Grupo II — Metales alcalinotérreos (de álcali en la tierra)

Grupo III — Familia del boro

Grupo IV — Familia del carbono

Grupo V — Familia del nitrógeno

Grupo VI — Familia del oxígeno o calcógenos

Grupo VII — Halógenos (formadores de sal)

Grupo 0 — Gases nobles, raros o inertes (sin actividad)

NOMBRES DE LOS ELEMENTOS

Ejemplos:

Helio (He) — Sol, por haberse descubierto durante un eclipse.

Cromo (Cr) — Por los colores de sus compuestos.

Fósforo (P) — Portador de luz.

Polonio (Po) — En honor del país natal de Marie Curie.

Einstenio (Es) — En honor a Albert Einstein.

Tantalio (Ta) — Recuerda a Tántalo de la mitología griega.

Neptunio (Np) — Por el planeta Neptuno.

El vanadio (V) fue descubierto en México en 1801 por Andrés Manuel del Río (español) en unos minerales de plomo procedentes del estado de Hidalgo, pero muchos autores atribuyen el descubrimiento a un sueco después de haberlo reconocido como elemento químico en 1830.

PERIODOS

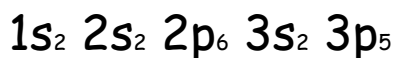
Conjuntos de elementos dispuestos en líneas horizontales. Se tienen siete períodos y los hay cortos y largos. Cada periodo comienza con un metal activo y termina con un gas noble, haciendo el recorrido de izquierda a derecha.

Ejemplo 1:

Período 2. Li, Be, B, C, N, O, F, Ne

Ejemplo 2:

Sea un elemento cuya configuración está dada por:



a partir de esta información podemos saber su localización en la tabla (grupo y período).

El grupo lo da el número de electrones en el último nivel de energía y el período lo da el nivel donde están esos electrones. ASÍ, el elemento para el cual se ha dado su configuración, se encuentra en el grupo VII A y en el periodo 3,

Si los electrones del último nivel o de valencia estuvieran en orbitales d, se trataría de un elemento en un subgrupo B.

Clase

Conjunto de elementos en los cuales el valor de l de su electrón diferencial es idéntico. Se distinguen cuatro clases.

Clase **s** donde $l = 0$ (familias 1 y 2) Ejemplos: H, He, K, Ra

Clase **p** donde $l = 1$ (familias 3 a 8) Ejemplos: C, Br, Al, Pb

Clase **d** donde $l = 2$ (familias 9 a 18) Ejemplos: Zn, Ag, Pt, Cr

Clase **f** donde $l = 3$ (familias 19 a 32) Ejemplos: La, Ac, Ce. U

Familia

Conjunto de elementos en los cuales el valor de l de su electrón diferencial es el mismo y además tiene idéntico valor de m . Se tienen así 32 familias.

Ejemplos: Al observar los valores de l y m del electrón diferencial para el nitrógeno (N) o para el bismuto (Bi) se encuentra que son iguales, esto indica que pertenecen a la misma familia. En la tabla cuántica se encuentran, efectivamente, en la misma familia, la quinta.

Periodicidad.

La colocación de los elementos dentro de la tabla coincide con su estructura electrónica y sí por ejemplo, se conoce la química del sodio, entonces será conocida la química del litio, potasio o rubidio, porque estos elementos se encuentran en el mismo grupo.

Valencia y número de oxidación

La valencia es la capacidad de combinación que tiene el átomo de cada elemento, y consiste en el número de electrones que puede ganar o perder en su último nivel de energía. El número de grupo da la valencia.

Grupo:	I	II	III	IV	V	VI	VII	0
Valencia:	+1	+2	+3	+4	-3	-2	-1	0
				-4				

La tendencia de todos los elementos es la de estabilizar su último nivel de energía con ocho electrones y parecerse al gas noble más cercano. Para los elementos de los tres primeros grupos es más fácil perder electrones adquiriendo carga eléctrica positiva. Para los elementos de los últimos grupos es más fácil ganar electrones adquiriendo carga negativa.

Algunos elementos presentarán dos o más valencias debido a que su capacidad de combinación les permite perder o ganar electrones en diferente cantidad, dependiendo de las condiciones a que se somete, o bien dependiendo del elemento que tenga para combinación.

El estado de oxidación de todos los elementos cuando están puros, sin combinación, es cero (0).

Ejemplo:

el sodio ${}_{11}\text{Na} = 1s_2, 2s_2 2p_6, 3s_1$

y el cloro ${}_{17}\text{Cl} = 1s_2, 2s_2 2p_6, 3s_2 3p_5$ **electrones de valencia**

Al sodio, por tener un solo electrón en su último nivel (el 3), le será más fácil perderlo y quedar con ocho electrones en el nivel 2 pareciéndose al neón, que ganar 6 electrones y completar el nivel 3, pareciéndose al argón.

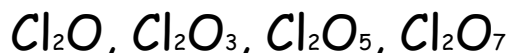
Al cloro, por tener siete electrones en su último nivel (el 3), le será más fácil ganar un electrón, para completar el orbital p y tener ocho electrones (2 en 3s y 6 en 3p) pareciéndose al argón, que perder sus siete electrones y parecerse al neón.

Obsérvese que los electrones de valencia encuadrados dan el grupo donde se localiza el elemento en la tabla periódica. La valencia del sodio será +1 y la del cloro de -1.

Otro caso es cuando el cloro y el oxígeno se unen para formar varios óxidos. En todos ellos el cloro es positivo porque pierde electrones y como el oxígeno gana dos, es negativo.

En este caso es mejor aplicar el concepto de número o estado de oxidación que se refiere a la carga eléctrica, que presenta un elemento dentro de un compuesto y que no se relaciona directamente con el grupo de la tabla periódica donde se localiza.

Los óxidos del cloro son:



Los números de oxidación del cloro son respectivamente:

+1, +3, +5, +7

Para el oxígeno es de -2 .

Otro caso donde se aplica mejor la definición de número o estado de oxidación es: en el ácido oxálico $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ donde el carbono está como +3 y que no corresponde al grupo IV donde se localiza.

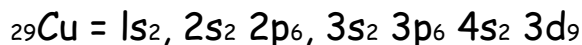
+1 +3 -2



Una posible explicación a las valencias variables es el acomodo de electrones entre los orbitales, traslapándose para completar unos y dejar vacíos otros.

Ejemplo:

el cobre Cu tiene como números de oxidación +1 y +2.



Si un electrón de 4s pasa a completar el orbital 3d, entonces la configuración terminará: $4s^1 3d^{10}$, al perder el electrón de 4s se explicaría su estado de +1, pero si pierden los dos electrones de 4s, quedándose hasta el nivel 3, entonces se explicaría su estado de +2.

La valencia de los elementos del grupo 0 o gases nobles es cero, pues tienen completos sus orbitales con 2 y 8 electrones y no presentan capacidad de combinación, aunque esta afirmación no es del todo vigente, ya que se han logrado sintetizar compuestos de Xe, Kr, O, Pt y F.

Los estados de oxidación para los lantánidos son de +3, +2, +4 y para los actínidos de +3, +4.

2.5.3 Metales, no-metales y semimetales. Su importancia socioeconómica.

Metales y no metales

Se distinguen dos regiones de elementos, los metálicos a la izquierda de la tabla y cuyo comportamiento es el de perder electrones convirtiéndose en cationes. La otra región está a la derecha y corresponde a los no metales, cuyo comportamiento es el de ganar electrones convirtiéndose en aniones,

El carácter metálico en la tabla aumenta de arriba hacia abajo en un grupo y de derecha a izquierda en un período. El carácter no-metálico aumenta de abajo hacia arriba en un grupo y de izquierda a derecha en un período.

ASÍ, el elemento más metálico es el francio (Fr) y el elemento más no metálico es el flúor (F).

Aproximadamente 78% de los elementos son metales, 10% son no metales, 5.5% son gases nobles y el resto son metaloides.

Metaloides o semimetales:

Son los elementos que se encuentran en la región fronteriza entre metales y no metales, su comportamiento en unos casos corresponde al de un metal además de su aspecto, y en otros casos se parecen a un no metal: Al, Si, Ge, As, Sb, Te, At. Algunos autores opinan que el término metaloide está mal empleado para estos elementos, que el más apropiado sería "semimetales".

Propiedades generales de los metales:

- Poseen bajo potencial de ionización y alto peso específico.
 - Por regla general, en su último nivel de energía tienen de 1 a 3 electrones.
 - Son sólidos a excepción del mercurio (Hg), galio (Ga), cesio (Cs) y francio (Fr), que son líquidos.
 - Presentan aspecto y brillo metálicos.
 - Son buenos conductores del calor y la electricidad.
 - Son dúctiles y maleables, algunos son tenaces, otros blandos.
 - Se oxidan por pérdida de electrones
 - Su molécula está formada por un solo átomo, su estructura el XeO, y el KrF
- Al unirse con el oxígeno forma óxidos y éstos al reaccionar con agua, forman hidróxidos.
- Los elementos alcalinos son los más activos.

Propiedades generales de los no metales:

- Tienen tendencia a ganar electrones.
- Poseen alto potencial de ionización y bajo peso específico.
- Por regla general, en su último nivel de energía tienen de 4 a 7 electrones.
- Se presentan en los tres estados físicos de agregación.
- No poseen aspecto ni brillo metálico.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- No son dúctiles, ni maleables, ni tenaces.
- Se reducen por ganancia de electrones.
- Su molécula está formada por dos o más átomos,
- Al unirse con el oxígeno forman anhídridos y éstos al reaccionar con el agua, forman oxiácidos.
- Los halógenos y el oxígeno son los más activos.
- Varios no metales presentan alotropía.

Alotropía

La existencia de un elemento en dos o más formas bajo el mismo estado físico de agregación, se conoce como alotropía.

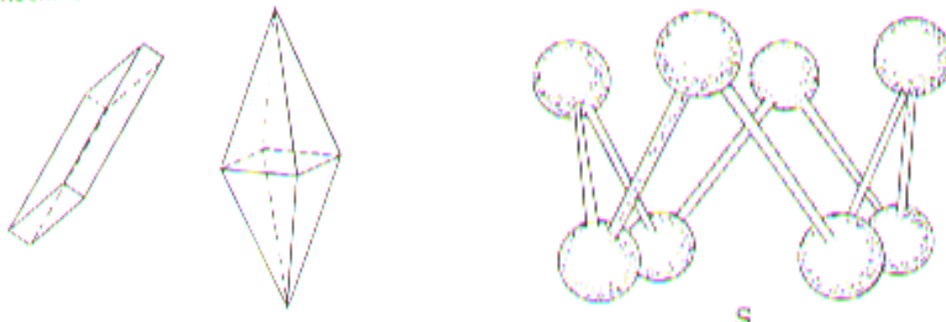
Las formas diferentes de estos elementos se llaman alótropos.

La alotropía se debe a alguna de las dos razones siguientes:

1. Un elemento tiene dos o más clases de moléculas, cada una de las cuales contiene distintos números de átomos que existen en la misma fase o estado físico de agregación.
 2. Un elemento forma dos o más arreglos de átomos o moléculas en un cristal.
- Este fenómeno se presenta sólo en los no-metales.

Ejemplos:

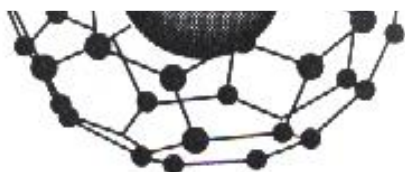
<i>Elemento</i>	<i>Alótropos</i>
Carbono	C Diamante (cristal duro), grafito (sólido amorfo), y el C60 (Fullereno)
Azufre	S Monoclínico, rómbico, triclínico, plástico (todos sólidos).
Fósforo	P Blanco (venenoso y brillante), rojo (no venenoso y opaco), ambos son sólidos.
Oxígeno	O Diatómico (O ₂) y ozono (O ₃) ambos son gases.
Selenio	Se Metálico gris y monoclinico rojo (sólidos).
Silicio	Si Sílice, cuarzo, pedernal, ópalo (sólidos).



Los fullerenos son formas alotrópicas del carbono, el más común de ellos está constituido de 60 átomos, C₆₀. Presentan estructuras muy simétricas, tanto que al C₆₀ se le puede considerar como la más redonda entre las moléculas redondas. Su forma es muy parecida a la del balón de fútbol soccer (de ahí el nombre informal de fútbolenos), una estructura hueca con caras penta y hexagonales. Se les llama fullerenos en honor de Richard Buckminster Fuller, arquitecto inventor del domo geodésico que tiene una estructura similar.



Molécula del Fullereno, forma alotrópica del Carbono 60; parecida a un balón de fútbol soccer. Descubierta en 1990 por Harold Kroto, James Heath, Richard Curl y Wolfgang Kratschmer.



DESCRIPCIÓN DE LAS PROPIEDADES Y APLICACIONES DE ALGUNOS DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Los gases nobles, grupo modelo y clave del sistema periódico

Grupo I, metales alcalinos

Con excepción del hidrógeno, son todos blancos, brillantes, muy activos, y se les encuentra combinados en forma de compuestos. Se les debe guardar en atmósfera inerte o bajo aceite.

Los de mayor importancia son el sodio y el potasio, sus sales son empleadas industrialmente en gran escala.

Grupo II, metales alcalinotérreos

Estos elementos son muy activos aunque no tanto como los del grupo I. Son buenos conductores del calor y la electricidad, son blancos y brillantes. Sus compuestos son generalmente insolubles como los sulfates, los carbonates, los silicatos y los fosfatos.

El radio es un elemento radiactivo.

Grupo III, familia del boro

El boro es menos metálico que los demás. El aluminio es anfótero.

El galio, el indio y el talio son raros y existen en cantidades mínimas. El boro tiene una amplia química de estudio,

Grupo IV, familia del carbono

El estudio de los compuestos del carbono corresponde a la Química Orgánica. El carbono elemental existe como diamante y grafito.

El silicio comienza a ser estudiado ampliamente por su parecido con el carbono. Los elementos restantes tienen más propiedades metálicas.

Grupo V, familia del nitrógeno

Se considera a este grupo como el más heterogéneo de la tabla periódica. El nitrógeno está presente en compuestos tales como las proteínas, los fertilizantes, los explosivos y es constituyente del aire. Como se puede ver, se trata de un elemento tanto benéfico como perjudicial. El fósforo tiene ya una química especial de estudio, sus compuestos son generalmente tóxicos.

El arsénico es un metaloide venenoso. El antimonio tiene gran parecido con el aluminio, sus aplicaciones son más de un metal.

Grupo VI, calcógenos

Los cinco primeros elementos son no metálicos, el último, polonio, es radiactivo. El oxígeno es un gas incoloro constituyente del aire, del agua y de la tierra. El azufre es un sólido amarillo y sus compuestos por lo general son tóxicos o corrosivos. La química del telurio y selenio es compleja.

Grupo VII, halógenos

Los formadores de sal se encuentran combinados en la naturaleza por su gran actividad. Las sales de estos elementos con los de los grupos I y II están en los mares. Las propiedades de los halógenos son muy semejantes. La mayoría de sus compuestos derivados son tóxicos, irritantes, activos y tienen gran aplicación tanto en la industria como en el laboratorio.

El astatinio o ástato difiere un poco del resto del grupo.

Elementos de transición

Estos elementos no son tan activos como los representativos, todos son metales y por tanto son dúctiles, maleables, tenaces, con altos puntos de fusión y ebullición, conductores del calor y la electricidad. Poseen orbitales semillenos, y debido a esto es su variabilidad en el estado de oxidación.

Debido al estado de oxidación, los compuestos son coloridos.

También presentan fenómenos de ferromagnetismo, diamagnetismo y paramagnetismo.

Ejemplos:

elementos ferromagnéticos: **Fe, Co, Ni**
(son fuertemente atraídos por un imán)

elementos paramagnéticos: **Se, T, Cr**
(débilmente atraídos por campos magnéticos)

elementos diamagnéticos: **Cu, Zn, Ag, Au**
(no son atraídos por campos magnéticos)

Esto se debe a los diferentes momentos del spín de los electrones d desapareados.

Una propiedad importante y característica de estos elementos es la de ser catalizadores, ya sea como elementos o en sus compuestos.

Un catalizador acelera una reacción química y no sufre cambio.

Ejemplos:

en reacciones de alquilación se usa. . .	Fe Cl ₃
en reacciones de hidrogenación. . .	Pt, Pd, Ni, Rh
en halogenaciones orgánicas. ..	Fe
descomposición del clorato de potasio. . .	MnO ₂
producción de SO ₃ para el ácido sulfúrico, ..	V ₂ O ₅

Los lantánidos y actínidos (llamados tierras raras) tienen propiedades semejantes; se emplean también como catalizadores, en aspecto metálico sus compuestos son coloridos, como el sulfato de cerio que es amarillo.

ELEMENTOS IMPORTANTES PARA MÉXICO POR SU GRADO DE ABUNDANCIA O DEFICIENCIA

Aluminio (Al)

Metal ligero, resistente a la corrosión, resistente al impacto, se puede laminar e hilar, por lo que se le emplea en construcción, en partes de vehículos, de aviones y utensilios domésticos. Se le extrae de la bauxita, la cual contiene alúmina Al₂O₃ por reducción electrolítica México carece de bauxita pero en Veracruz hay una planta que produce lingotes de aluminio.

Azufre (S)

No metal, sólido de color amarillo, se encuentra en yacimientos volcánicos aguas sulfuradas. Se emplea en la elaboración de fertilizantes, medicamentos, insecticidas, productos químicos y petroquímicos; se recupera de los gases amargos en campos petrolíferos como en Cd. PEMEX, Tabasco.

Cobalto (Co)

Metal de color blanco que se emplea en la elaboración de aceros especiales debido a su alta resistencia al calor, corrosión y fricción. Se emplea en herramientas mecánicas de alta velocidad, imanes y motores. En forma de polvo se emplea como pigmento azul para el vidrio. Es catalizador. Su isótopo radiactivo se emplea en el Instituto Nacional de Investigaciones Nucleares (I.N.I.N.) México, porque produce radiaciones gamma,

Cobre (Cu)

Metal de color rojo que se carbonata al aire húmedo y se pone verde, conocido desde la antigüedad.

Se emplea principalmente como conductor eléctrico, también para hacer monedas, y en aleaciones como el latón y bronce.

Hierro (Fe)

Metal dúctil, maleable, de color gris negrozco, conocido desde la antigüedad, se oxida al contacto con el aire húmedo. Se extrae de minerales como la hematita, limonita, pirita, magnética y siderita. Se le emplea en la industria, arte y medicina. Para fabricar acero, cemento, fundiciones de metales no ferrosos; la sangre lo contiene en la hemoglobina

Flúor (F)

Este no metal está contenido en la fluorita CaF_2 en forma de vetas encajonadas en calizas. La fluorita se emplea como fundente en hornos metalúrgicos para obtener HF, NH_4F y grabar el vidrio; también en la industria química, cerámica y potabilización del agua.

Fósforo (P)

Elemento no metálico que se encuentra en la roca fosfórica que contiene Po en la fosforita. Los huesos y los dientes contienen este elemento, Tiene aplicaciones para la elaboración de detergentes, plásticos, lacas, cerillos, explosivos, refinación de azúcar, industria textil, fotografía, fertilizantes, cerámica, pinturas, alimentos para ganado y aves.

Mercurio (Hg)

Metal líquido a temperatura ambiente, de color blanco brillante, resistente a la corrosión y buen conductor eléctrico. Se le emplea en la fabricación de instrumentos de precisión, baterías, termómetros, barómetros, amalgamas dentales, armas, preparar cloro, sosa caustica, medicamentos, insecticidas, fungicidas y bactericidas.

Plata (Ag)

Metal de color blanco, su uso tradicional ha sido en la acuñación de monedas y manufactura de vajillas y joyas. Se emplea en fotografía, aparatos eléctricos, aleaciones, soldaduras.

La producción de plata en México se obtiene como subproducto del beneficio de sulfures de plomo, cobre y zinc que la contienen.

Plomo (Pb)

Metal blando, de bajo punto de fusión, bajo límite elástico, resistente a la corrosión, se le obtiene del sulfuro llamado galena PbS .

Se usa en baterías o acumuladores, pigmentos de pinturas, linotipos, soldaduras, investigaciones atómicas. Otros productos que se obtienen o se pueden recuperar de los minerales que lo contienen son: cadmio, cobre, oro, plata, bismuto, arsénico, telurio y antimonio.

Oro (Au)

Metal de color amarillo, inalterable, dúctil, brillante, sus propiedades y su rareza le hacen ser excepcional y de gran valor.

Es el patrón monetario internacional. En la naturaleza se encuentra asociado al platino, a la plata y al telurio en unos casos.

Sus aleaciones se emplean en joyería y ornamentos, piezas dentales, equipos científicos de laboratorio. Recientemente se ha substituido su uso en joyería por el iridio y el rutenio; en piezas dentales por platino y paladio

Uranio (U)

Utilizado como combustible nuclear, éste es un elemento raro en la naturaleza y nunca se presenta en estado libre. Existen 150 minerales que lo contienen. El torio se encuentra asociado al uranio. En México este mineral está regido por la ley promulgada en 1949, que declara como reservas mineras nacionales los yacimientos de uranio torio y demás sustancias de las cuales se obtengan isótopos que pueden producir energía nuclear.