



QUÍMICA

4° AÑO (Divisiones 1°, 2°, 3°, 4°, 5° y 6°)

y 3° AÑO (División 7°)

Unidad I:

Tabla periódica y Estructura atómica.

Presentación

El mundo contemporáneo se ha visto conmovido por grandes cambios en los que el desarrollo de la Química ha tenido un papel relevante. La vida cotidiana y los medios masivos de comunicación colocan a las personas en permanente interacción con los diferentes conocimientos científicos. El desarrollo de competencias básicas para desempeñarse en el mundo actual requiere visiones actualizadas de la Química acorde con una currícula espiralada que tienda a la formalización de los conceptos, su revisión y profundización de acuerdo con el proyecto de la institución y el de sus educandos.

La Química tiene como objeto de estudio la estructura de la materia y las transformaciones que en ella se producen. Su cabal comprensión nos lleva a reconocer su implicancia en las actividades cotidianas, a la vez que nos permite descubrir cómo contribuye a enfrentar y a resolver problemas que se presentan en la vida del hombre.

Los contenidos conceptuales y procedimentales tienden a favorecer una mejor construcción del conocimiento propio de la disciplina, a la vez que dan el fundamento para los cambios actitudinales.

El aprendizaje de los conceptos teóricos resulta de la observación, la experimentación, el análisis y la reflexión del complejo mundo que nos rodea.

También es necesario el tratamiento de los aspectos de Química relacionados con los recursos naturales, los procesos industriales, el cuidado de la salud y la protección del medio ambiente.

Es importante superar el conocimiento cotidiano por medio de la construcción de otro cada vez más profundo, riguroso y creativo. La construcción del conocimiento químico que va desde lo fenomenológico, concreto y observable, hasta la creación de imágenes, diagramas y/o modelos del mundo abstracto y no observable, debe alcanzar niveles de profundización acordes con la evolución del educando, la calidad de los procedimientos utilizados y las expectativas de logros de la propuesta institucional.

¿De qué trata la Química?

La química se relaciona con la naturaleza o la composición de las cosas: las rocas de la tierra, el agua y la sal del mar, el aire que respiramos, el papel en el cual escribimos, los alimentos que ingerimos, el neumático sobre el que ruedan nuestros vehículos y los remedios que tomamos, por mencionar tan sólo algunos ejemplos.

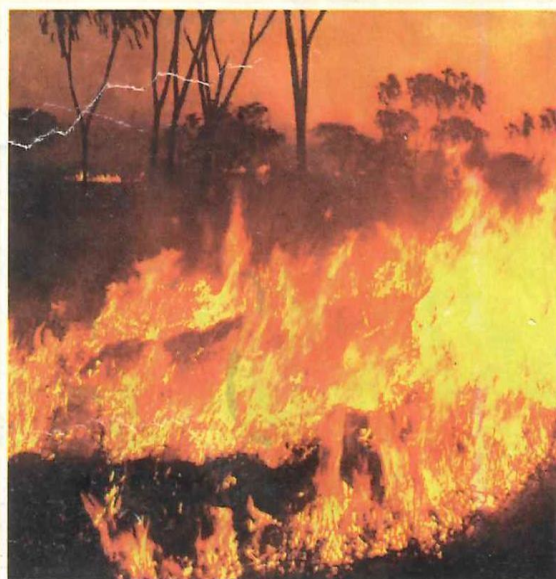
La química se relaciona también con las mil formas en que las sustancias cambian o se comportan en presencia de otras sustancias.

Por ejemplo, el químico se interesa por saber por qué un fleje de acero expuesto a la atmósfera se herrumbra, por qué una placa fotográfica se oscurece al ser alcanzada por la luz, qué sucede cuando el alimento se transforma durante el proceso de digestión, de qué modo el antibiótico descubre las bacterias invasoras y las destruye, por qué el follaje verde de las plantas cambia de color durante el otoño, por qué el bombardeo con pequeños corpúsculos materiales, llamados neutrones, de una partícula de uranio puede desencadenar un cataclismo. Además, la química incluye también el estudio de los cambios energéticos que acompañan las transformaciones químicas, como, por ejemplo, el desprendimiento de calor, de luz o de electricidad.

En otras palabras, la química estudia cualquier gas, líquido o sólido que forme parte de nuestro mundo o de cualquier luna o planeta o sol, entre los trillones de estrellas que tachonan los cielos. Más aún, el químico ha creado cosas nuevas que la naturaleza jamás pudo producir: colorantes artificiales que rivalizan con los colores del arco iris; fibras sintéticas que superan a las que producen la oveja, el gusano de seda o el algodón; drogas más potentes que cualquier extracto obtenido de minerales, vegetales o animales.



Los diferentes materiales son estudiados por la química.



Cuando hay fuego existe un cambio químico.

Los elementos químicos

Los átomos de una misma especie corresponden a un determinado elemento químico: hidrógeno, oxígeno, carbono, aluminio, hierro, calcio, etcétera.

Los elementos químicos son las unidades químicas fundamentales a partir de las cuales se forman las sustancias simples y compuestas.

Los elementos químicos conocidos son unos 114, de los cuales 92 son naturales y los restantes artificiales, es decir, obtenidos por el hombre en el laboratorio.

Los átomos de los 92 elementos químicos naturales se combinan entre sí de muy diversas formas, a punto tal que llegan a producir varios millones de sustancias químicas diferentes.

¿Cómo se representan los elementos químicos?

Los elementos químicos se representan por medio de abreviaturas, denominadas **símbolos**. Estas abreviaturas están formadas por la inicial en mayúscula de su nombre en griego o en latín como, por ejemplo, hidrógeno: H; oxígeno: O; nitrógeno: N; carbono: C; azufre: S. Muchas veces se le agrega una letra minúscula para distinguirlo de otro con la misma inicial. Así, por ejemplo, calcio: Ca; cadmio: Cd; cobalto: Co; cesio: Cs; cobre: Cu.

En el siguiente cuadro se nombran algunos de los elementos químicos más conocidos, sus símbolos y el origen de su nombre:

Elemento	Símbolo	Origen	Nombre
Aluminio	Al	Latín	Alumen
Arsénico	As	Latín	Arsenium
Azufre	S	Latín	Sulphurium
Calcio	Ca	Latín	Calx
Carbono	C	Latín	Carbo
Cinc	Zn	Alemán	Zink
Cloro	Cl	Griego	Chloros
Cobre	Cu	Latín	Cuprum
Estaño	Sn	Latín	Stannum
Fósforo	P	Griego	Phosphoros
Hidrógeno	H	Griego	Hydro genes
Hierro	Fe	Latín	Ferrum
Mercurio	Hg	Griego	Hydrargyrium
Níquel	Ni	Alemán	Nikolaus
Oro	Au	Latín	Aurum
Oxígeno	O	Griego	Oxys genes
Plata	Ag	Latín	Argentum
Platino	Pt	Español	Platina
Plomo	Pb	Latín	Plumbum
Silicio	Si	Latín	Silex
Yodo	I	Griego	Iodes

El ordenamiento de los elementos: la tabla de Mendeleiev

Desde fines del siglo XVIII, los científicos han tratado de clasificar los elementos químicos tomando en cuenta las semejanzas que se observan en sus propiedades. Entre otras, se pueden mencionar las propuestas de **Lavoisier**, **Döbereiner** y **Newlands** como aportes de importancia.

En 1869, el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) pensó que existía una relación entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos (actualmente se considera más apropiado denominarlos masas atómicas). Independientemente, en la misma época, el químico y médico alemán **Lothar Meyer** (1830-1895) llegó a una conclusión similar referida principalmente a las propiedades físicas.

En base a esta suposición, **Mendeleiev** confeccionó una tarjeta para cada elemento en la que consignó el símbolo, las propiedades principales y el peso atómico. Luego, procedió a organizar las tarjetas por masas atómicas crecientes, es decir, de menor a mayor, y de ese modo los siete primeros elementos quedaron ordenados del siguiente modo:

Li	Be	B	C	N	O	F
----	----	---	---	---	---	---

(Al hidrógeno lo dejó afuera porque sus propiedades diferían mucho de las de los otros elementos.)

Al continuar el ordenamiento por masas atómicas crecientes, observó que el elemento siguiente, que era el sodio (Na), tenía propiedades semejantes al litio (Li), por lo cual comenzó una nueva hilera. El magnesio (Mg) que seguía al sodio presentaba propiedades similares al berilio (Be); el aluminio (Al) era parecido al boro (B), y así continuó hasta el cloro (Cl), obteniendo lo siguiente:

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Después del cloro estudió al potasio (K), viendo que sus propiedades son similares al sodio; por lo cual inició una tercera fila. Luego ubicó al calcio (Ca) en la segunda columna. El elemento conocido siguiente era el Titanio (Ti) cuyas propiedades son más parecidas al silicio que al aluminio. Esta dificultad le hizo inferir la existencia de un elemento aún no descubierto en su época. Entonces, la tabla se presentaba así:

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	?	Ti	V	Cr	Mn

De este modo se fueron formando columnas verticales que denominó grupos, en las cuales los elementos tienen propiedades semejantes, y filas horizontales, a las que llamó períodos.

Como hemos observado, cuando los elementos se disponen en orden creciente de sus masas atómicas, las propiedades físicas y químicas se repiten periódicamente. Este hallazgo se conoce como **Ley periódica de Mendeleiev** y puede enunciarse así:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su masa atómica.

En sus primeras clasificaciones, **Mendeleiev** no incluyó a los gases inertes porque todavía no se sabía de su existencia. Cuando se concretó su descubrimiento, los incorporó a la tabla formando una nueva familia que denominó Grupo cero.

En 1906, **Mendeleiev** publicó su última tabla periódica que transcribimos a continuación:

P \ G	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		H							
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni (Cu)
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru Rh Pd (Ag)
7		Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Xe	Cs	Ba	La	Ce	—	—	—	— — — —
9		—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os Ir Pt (Au)
11		Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—	
12	—	—	Ra	—	Th	—	U		

- El hidrógeno no tiene una ubicación adecuada, pues sus propiedades no corresponden al grupo I que es donde debería estar.
- Algunos elementos no están ordenados por sus masas atómicas (A) crecientes, como en los casos del telurio ($A = 127,60$) y el yodo ($A = 126,90$); el cobalto ($A = 58,93$) y el níquel ($A = 58,71$), y el argón ($A = 39,95$) y el potasio ($A = 39,10$). Estos cambios en el orden de los elementos fueron realizados por Mendeleiev para ubicarlos en los grupos correspondientes a sus propiedades químicas. Por eso se llaman **“inversiones de la Tabla Periódica”**.

- En las primeras tablas, el ordenamiento de los elementos en grupos de acuerdo con sus propiedades, hizo necesario dejar algunos casilleros vacíos. Mendeleiev explicó este hecho sosteniendo que dichos sitios correspondían a elementos desconocidos en ese momento. Así predijo la existencia de tres elementos aún no descubiertos que denominó *eka-aluminio*, *eka-boro* y *eka-silicio*. Esta predicción fue uno de los mayores éxitos de Mendeleiev, pues efectivamente esos elementos fueron descubiertos veinte años después, recibiendo el nombre de *galio* (Ga), *escandio* (Sc) y *germanio* (Ge).

Esta propuesta sigue siendo la base de la clasificación empleada en la actualidad, aunque se ha ido modificando y perfeccionando como consecuencia de los importantes descubrimientos logrados en el campo de la estructura atómica.

Moseley perfecciona la Tabla Periódica

En 1913, el joven físico inglés **Henry Moseley**, de sólo 25 años de edad, como resultado de sus experiencias, llegó a la conclusión de que las

propiedades de los elementos químicos se repiten periódicamente en función del *número atómico* (Z) y no de los pesos atómicos como sostenía Mendeleiev.

En consecuencia la ley periódica quedó modificada del siguiente modo:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

Desde ese entonces, los elementos se han ordenado por sus números atómicos crecientes, lo cual ha permitido corregir algunos defectos de la Tabla de Mendeleiev, tales como las “inversiones de la tabla periódica”, antes señalados.

¿Cómo es la Tabla Periódica actualmente?

La tabla periódica que se utiliza actualmente está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos conocidos, tanto los 92 que se hallaron en la Naturaleza, como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.

Las principales características de la tabla periódica son:

- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente. Comienza por el ${}_1\text{H}$, sigue con el ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, etcétera.
- A cada elemento le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la configuración electrónica, etcétera.
- Las filas horizontales se denominan **períodos** y las columnas verticales reciben el nombre de **grupos**.

Nº atómico	17	35,453	Peso atómico
Punto de ebullición °C	-34,7	± 1,3, 5, 7	Valencia
Punto de fusión °C	-101,0		Símbolo
Densidad g/ml	1,58		Estructura atómica
			Nombre

Cl

[Ne] 3s²3p⁵

Cloro

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Tabla de isótopos radioactivos seleccionados

[illegible]

Las designaciones de los subgrupos A y B, que se aplican a los elementos de las líneas 4, 5, 6 y 7, son las recomendadas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Los números de los elementos 104-106 son propuestos pero no son aceptados por IUPAC.

[illegible]

Propiedades de los metales

Los **metales** se pueden identificar por sus **propiedades físicas**. Por ejemplo, el brillo es una propiedad muy fácil de ver en ellos. Por otra parte, son buenos conductores del calor y la electricidad, ya que estos pasan con facilidad a través de la mayoría de los metales.

Todos son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido, y tiene altos puntos de fusión.

Además, son dúctiles, es decir que se pueden estirar para formar hilos finos, como los utilizados en el interior de los cables eléctricos. Y también son maleables, lo que significa que con ellos es posible fabricar láminas, como las de las carrocerías de los automóviles (figura 4-14). La facilidad con la que los metales pueden convertirse en hilos y láminas los hace apropiados para su uso en joyería, la construcción de casas y edificios, la industria automotriz, maquinarias y dispositivos industriales, etcétera.

También es posible identificar los metales por sus **propiedades químicas**, aunque no siempre resulten tan fáciles de observar. Los metales reaccionan con el oxígeno atmosférico y el agua para dar óxidos, reacción química que causa la corrosión de numerosos objetos fabricados con ellos, como vimos en el capítulo 3.

Propiedades de los no metales

Del mismo modo que los metales, los **no metales** pueden identificarse por sus propiedades físicas. Contrariamente a los metales, los no metales carecen de brillo, se presentan en alguno de los tres estados de agregación a temperatura ambiente (figura 4-15), son

frágiles y quebradizos, malos conductores del calor y la electricidad, y su reactividad química es muy baja.

Entre los metales y no metales: los metaloides

Los **metaloides** son un pequeño grupo de elementos químicos integrado por el boro, el silicio, el germanio, el arsénico, el antimonio, el telurio, el polonio y el astato, y se ubican en la tabla como una diagonal entre los metales y los no metales.

Tienen propiedades en común con los metales y los no metales, presentan brillo metálico, son sólidos a temperatura ambiente, son dúctiles y maleables, pero son semiconductores y tienen puntos de ebullición y de fusión más altos que los no metales.

Los elementos radiactivos

Seguramente escuchaste hablar de la radiación, en especial cuando las noticias informan de algún accidente en una planta nuclear. ¿Cómo se descubrieron las radiaciones? Henri Becquerel estudió los rayos X, un tipo de radiación, emitidos por ciertas sales de uranio, y descubrió otras distintas, que más tarde se identificarían como radiación alfa, beta y gamma. Se llaman **elementos radiactivos** todos aquellos que emiten alguno de los tipos de radiación que acabamos de mencionar. Todo elemento radiactivo es inestable y tiende a desintegrarse emitiendo radiación; a medida que los núcleos de los elementos radiactivos se desintegran, emiten radiación y se transforman en núcleos más estables, hasta convertirse en elementos no radiactivos.



Fig. 4-14. Los metales son ampliamente utilizados en la industria automotriz.



Fig. 4-15. A temperatura ambiente los no metales pueden ser sólidos, como el azufre (A), gaseosos, como el cloro (B), o líquidos, como el bromo (C).

Actividades.

1. Indicar los símbolos de los siguientes elementos:

Calcio	
Plata	
Sodio	
Hierro	
Aluminio	

Radio	
Mercurio	
Silicio	
Oro	
Estroncio	

2. Dados los siguientes símbolos, indicar el nombre del elemento que representan:

Li	
F	
Be	
Pb	
Mn	

O	
Zn	
Cu	
S	
H	

3. De la siguiente nómina de elemento: Ar, C, K, Na, B, Cl, P, F, Li, Br, I, Ne, Xe, Al, Mn y As indica cuáles son: a) Metales b) Gases inertes c) No metales d) Metaloides.
4. Dados los elementos químicos: A ($Z = 17$); B ($Z = 20$); C ($Z = 38$); D ($Z = 45$); E ($Z = 24$); F ($Z = 52$), determinar: Nombre, símbolo, grupo y periodo, clasificación.
5. Un elemento cuyos átomos neutros poseen 34 electrones es importante para la salud si se ingiere en pequeñas cantidades. Sin embargo, en exceso puede causar pérdida del cabello. Busca en la tabla periódica cuál es el nombre, símbolo y número atómico de este elemento.
6. Arma dos columnas con las propiedades de los metales y no metales:
Son quebradizos – Forman aniones – Tienen brillo metálico - Son opacos – Son dúctiles y maleables – Tiene punto de fusión bajos – Son buenos conductores del calor – Existen en los tres estados de agregación - Forman cationes.
7. Indica un elemento que cumpla las siguientes condiciones:
- a) no metal de menor número atómico
 - b) Metaloide del grupo 14
 - c) No metal líquido
 - d) Gas inerte del período 5
 - e) Metal de menor número atómico
 - f) Metal de transición del período 4

8. Completar la siguiente tabla:

Símbolo	Grupo	Periodo	Clasificación
Ba			
Cd			
I			
	4	5	
	1	4	
V			
	15	5	

- 8) A partir de la lectura del texto de las páginas 13 y 14 y utilizando la Tabla periódica realiza las siguientes actividades:
- ¿A qué grupo corresponden los metales alcalinos y por qué no se encuentran libres en la naturaleza? Nombra 2 ejemplos de este grupo de elementos que no mencione el texto.
 - El calcio y el magnesio son considerados como elementos muy importantes para la salud humana. Investiga y justifica esa afirmación.
 - Selecciona tres metales de transición indicando sus usos.
 - Nombra los elementos considerados metaloides e indica nombre y uso del principal compuesto que forma el Boro.
 - Indica qué tipo de elementos se ubican en el grupo 14.
 - Nombra los distintos compuestos que forma el Carbono.
 - Describe los principales usos del Silicio.
 - Nombra el gas más abundante de la atmósfera, que se ubica en el grupo 15, indicando cuál es su importancia para nuestro cuerpo.
 - Indica nombre, símbolo y ubicación de los halógenos. Menciona sus usos.
 - Indica nombre, símbolo y ubicación de los gases nobles ó inertes. Menciona sus usos.
 - Con respecto a los elementos denominados “tierras raras”
 - Determina su ubicación en la tabla
 - Investiga donde se encuentran en nuestro país y por qué reciben ese nombre
 - Indica cuáles son sus principales usos
 - Cuáles son los factores que entorpecen la explotación de este recurso?

Ver: <https://mineriasustentable.com.ar/contenido/1323/tierras-raras-en-argentina-una-riqueza-poco-explorada-y-explotada-con-un-potenci>

Historia de la tabla periódica

En la Antigüedad se conocían apenas unos pocos elementos químicos, siete metales (oro, plata, cobre, hierro, estaño, plomo y mercurio) y dos no metales (carbono y azufre).

A medida que se fueron descubriendo nuevos elementos químicos, los científicos intentaron encontrar relaciones entre ellos, de modo de organizarlos para su estudio. En el año 1800, John Dalton asignó un símbolo para cada elemento conocido hasta ese momento y un peso atómico. Estableció de manera arbitraria una escala relativa de pesos atómicos y al átomo más pequeño, el hidrógeno, le dio el valor 1 (uno). Al comparar cuánto mayor es un átomo respecto de otro que se toma como referencia, Dalton calculó, por ejemplo, el peso atómico del nitrógeno (14) y el del oxígeno (16). Con esta información confeccionó la primera tabla de elementos (figura 4-10).

Con posterioridad, en 1869, Dmitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) (figura 4-11) publicó su versión de la **tabla periódica de los elementos**. En ella aparecían ordenados los 63 elementos conocidos en ese momento. Enunció una **ley periódica**, según la cual las propiedades de los elementos varían en forma periódica de acuerdo con sus pesos atómicos, parámetro que luego fue reemplazado por la masa atómica relativa.

Es importante que no confundas el concepto de número másico con el de masa de un átomo. En química, cuando hablamos de la masa nos referimos a la cantidad de materia que poseen los átomos.

En la actualidad se habla de masas atómicas en lugar de pesos atómicos. Se considera **unidad de masa atómica (u)** la doceava parte de la masa del ^{12}C ($1,6605 \cdot 10^{-24}$ g), y la **masa atómica relativa (Ar)** se define como el número que indica cuántas veces mayor que una unidad de masa atómica es la masa de un átomo. Por ejemplo, el hidrógeno tiene masa atómica relativa 1 u, el nitrógeno, 14 u, y el oxígeno, 16 u.

Por otra parte, Mendeleiev descubrió que todos los elementos que quedaban agrupados en una misma columna de su tabla mostraban propiedades físicas y químicas semejantes.

Respetando el orden de propiedades físicas y químicas, Mendeleiev dejó espacios vacíos en su tabla para aquellos elementos que aún no se habían descubierto. Pero no hizo solo esto, también se aventuró y predijo sus propiedades físicas y químicas. En años posteriores se comprobó, cuando se descubrieron estos elementos faltantes, que sus predicciones habían sido acertadas y encajaban perfectamente, como piezas en un rompecabezas, en esos espacios vacíos.

La tabla periódica de Mendeleiev no era perfecta. Al ubicar los elementos en orden de peso atómico creciente, varios de ellos quedaban fuera de lugar. Es decir que sus propiedades físicas y químicas no coincidían con las de los otros elementos de la columna. Cuarenta años después, con el descubrimiento del número atómico, se modificó la tabla de Mendeleiev. Cuando los elementos se ordenaron por número atómico creciente, los que tenían propiedades físicas y químicas semejantes quedaban en el lugar correcto, sin excepción.

ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Azote	5	Barytes	68
Carbon	4	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Fig. 4-10. Tabla de los elementos confeccionada por John Dalton.



Fig. 4-11. Dimitri Ivanovich Mendeleiev fue un importante químico ruso.

Grupos de la tabla periódica

En general, se hace referencia a los elementos por el número del grupo al que pertenecen; sin embargo, se utilizan también otras clasificaciones y muchos elementos son mencionados genéricamente de acuerdo con ellas. Comencemos por los metales.

Los elementos del grupo 1 se conocen como **metales alcalinos**.

Este grupo incluye el litio (Li), el sodio (Na), el potasio (K), el rubidio (Rb), el cesio (Cs) y el francio (Fr). Todos los elementos de este conjunto son blandos y de color gris plateado. No se encuentran libres en la naturaleza porque son muy reactivos. Reaccionan fácilmente con el agua y el oxígeno del aire para producir compuestos oxigenados.



Los elementos del grupo 2 se conocen como **metales alcalinotérreos**. Igual que los metales alcalinos, no se encuentran libres en la naturaleza.

Este grupo está constituido por berilio (Be), calcio (Ca), magnesio (Mg), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). Las reacciones con oxígeno y agua se vuelven más violentas a medida que se desciende en el grupo. El calcio y el magnesio son muy importantes en la industria y para la salud humana. El calcio es el quinto elemento más abundante en la corteza terrestre, forma el mármol y la caliza.



Los **metales de transición** se

encuentran ubicados en los grupos 3 al 12. Muchos compuestos de estos elementos forman parte de los pigmentos utilizados para fabricar pinturas. El uso y las aplicaciones de la mayoría de estos metales son muy conocidos. Por ejemplo, el oro y la plata se emplean en la fabricación de joyas y objetos de orfebrería; el cinc y el hierro, en construcciones, como edificios y puentes. El cromo y el níquel se emplean principalmente en metalurgia; el titanio es muy usado en la industria aeroespacial, y el cobre, como conductor de los cables eléctricos.



Sigamos avanzando hacia la derecha de la tabla periódica. Los metales van transformando sus propiedades hasta llegar a los no metales. Como vimos anteriormente, algunos elementos presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales: los **metaloides**.

El **boro**, el primero de los metaloides de la tabla, se encuentra en la naturaleza solo formando compuestos. El de mayor importancia industrial es el **bórax**, empleado en la fabricación de fibras de vidrio. Así llegamos a las primeras familias o grupos destacados de los elementos no metales. Veamos.

Hulla, una variedad de carbón



Los elementos del grupo 14 constituyen la **familia del carbono**. Este grupo es bastante heterogéneo: el primer elemento, el carbono, es no metal, le siguen el silicio y el germanio, dos metaloides, y por último, el estaño y el plomo, que son dos metales.

El **carbono** es un elemento muy especial. Muchas de las moléculas formadas por carbono, como los glúcidos, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos, son la base de la química de los seres vivos. Se encuentra presente en gran cantidad de compuestos y hay una rama de la química que se dedica a estudiar especialmente los compuestos del carbono o compuestos orgánicos. Los hidrocarburos, compuestos de carbono e hidrógeno, son los principales componentes del petróleo con el que se fabrica la nafta.

El **silicio** es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre. Se utiliza en la fabricación de siliconas, y uno de sus compuestos, el dióxido de silicio, es uno de los principales componentes en la fabricación del vidrio, el hormigón y los ladrillos. Se emplea también como material básico para la elaboración de chips electrónicos.

El **plomo** es un metal muy tóxico que antes se utilizaba en la fabricación de caños de agua. Además, solía ser un componente de las naftas y también de las pinturas para los hogares.

El grupo 15 de la tabla periódica corresponde a la **familia del nitrógeno**—ya que este es el primer elemento—, el gas más abundante en la atmósfera. Además, el nitrógeno forma moléculas esenciales para la vida, como los ácidos nucleicos. Los compuestos nitrogenados tienen infinidad de aplicaciones. Por ejemplo, son la materia prima en la fabricación de fertilizantes.

El **fósforo** es un elemento muy reactivo. Quedan dos, el **arsénico**, un poderoso veneno, y el **bismuto**, un regulador de las disfunciones intestinales.



Fertilizante

El grupo 16 se conoce como la **familia del oxígeno**, ya que este es su primer y principal elemento. Es un gas formado por dos átomos (O_2), que se encuentra en la atmósfera, y del cual depende la vida en la Tierra. El oxígeno es el único gas del grupo, los otros elementos (azufre, selenio y telurio), son sólidos a temperatura ambiente.

Azufre



Los **halógenos** son los elementos químicos que forman el grupo 17. El primero de los elementos es el **flúor**, extremadamente oxidante y electronegativo. Sus compuestos son muy importantes en la industria, utilizados en la producción de

lubricantes y anticongelantes. El **cloro** se aplica como agente blanqueador. Los compuestos de **bromo** se utilizan en medicina, como sedantes. El **yodo** es fundamental para el metabolismo humano, ya que es un componente de la hormona tiroidea. Finalmente, el **astato** es un elemento radiactivo.



Cloruro de sodio

Al grupo 18, conocido como los **gases nobles**, ya lo hemos mencionado.

Sabemos que estos se nombran así por ser inertes y muy estables.

Todos los gases nobles—**helio, neón, argón, criptón, xenón y radón**—se

encuentran en la atmósfera. El helio se emplea, por ejemplo, para inflar los dirigibles que surcan el cielo con propagandas. Otros de estos gases se utilizan para rellenar tubos luminosos, ya que emiten colores característicos cuando se hace circular una corriente eléctrica a través de ellos.



Dirigible

Ya terminamos de describir los distintos grupos de la tabla periódica, sin embargo, hay un conjunto de elementos ubicados en su parte inferior. La primera hilera comienza con el lantano (La), y a todos los elementos de ella se los conoce como **elementos lantánidos** o **tierras raras**. La segunda comienza con el actinio (Ac), por lo que la serie toma el nombre de **elementos actínidos**. Estos elementos forman parte de los períodos 6 y 7, y se denominan, en conjunto, **elementos de transición interna**.

Dm

DERRIBANDO MITOS

¿Las "tierras raras" son elementos difíciles de encontrar?

Ni tierras, ni tan raras. "Tierras raras" es el nombre con el que se conoce a las mezclas de hidróxidos y óxidos formados por los elementos lantánidos. ¿Por qué se las denomina así? Antes se solía llamar "tierras" a los óxidos, y los lantánidos se encontraban siempre combinados en la naturaleza en forma de óxidos. El término "raras" nos hace pensar que se trata de elementos poco abundantes, cosa que no es real. Por ejemplo, el cerio y el neodimio son más abundantes que el plomo. Entonces, tan "raras" no son estas "tierras". El problema es que no se solían utilizar porque era muy difícil separar los lantánidos de los minerales que constituían. El nombre "lantano" (en griego *lanthanon*) significa "estoy escondida". En la actualidad los diecisiete minerales que componen las "tierras raras" son fundamentales para el desarrollo y la fabricación de productos de alta tecnología, como teléfonos inteligentes.



Confirmado: Elemento 117, novedad en la tabla periódica de Mendeleiev

Un nuevo elemento químico podrá unirse oficialmente a la tabla periódica. Se trata del 117º elemento, sintetizado por científicos alemanes. El ununseptio (Uus) es el segundo elemento más pesado del mundo.

Físicos del centro de investigación de Alemania GSI, compañía para la investigación de iones pesados, lograron sintetizar cuatro átomos de un nuevo elemento químico, que es 40% más pesado que el plomo, informó la revista *NewScience*.

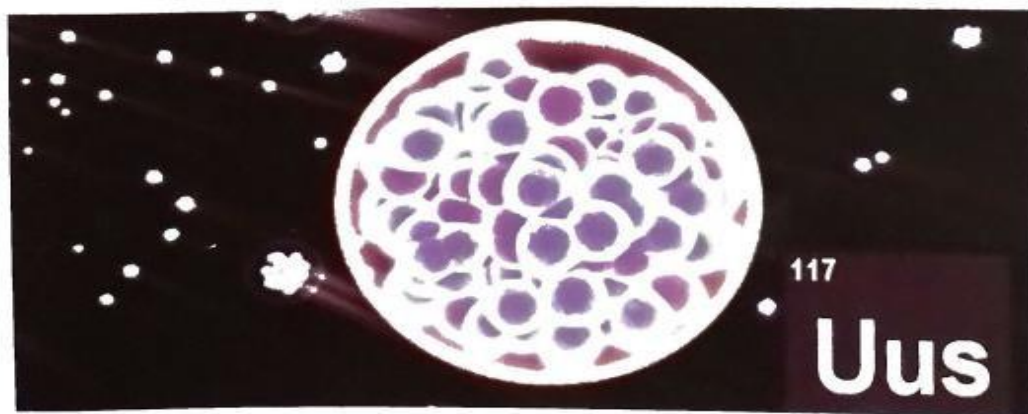
El ununseptio es el elemento 117 pero no es nuevo. Los primeros en sintetizarlo fueron un grupo de investigadores rusos y norteamericanos de la Universidad de Dubna en 2010, pero no estaba reconocido. Para que un nuevo elemento químico sea incorporado en la tabla periódica, debe de ser sintetizado al menos por dos laboratorios independientes.

Esa doble confirmación es la única manera de que la Unión internacional de química pura y aplicada (IUPAC) apruebe su entrada en la tabla. La confirmación de la nueva síntesis del elemento 117 ha sido anunciada por la Universidad Nacional de Australia, que también participaba en el proyecto, informa el portal Gizmodo.

“Hacer este elemento está en el límite absoluto de lo que es posible en este momento”, afirmó el profesor David Hinde, profesor de la Universidad Nacional de Australia. El ununseptio era el elemento químico con más protones que quedaba por confirmar, pero no es el más pesado de la tabla periódica. Ese récord lo tiene el elemento 118, el ununoctio.

Fuente: Servicio de Información y Noticias Científicas SINC (first state public agency specialising in science, technology and innovation information in Spanish).

Sitio: <http://www.agenciasinc.es/>. Publicado el 4 mayo de 2014.



Actividad: Leer el artículo y responder:

- ¿Qué requisitos deben cumplirse para incorporar un elemento nuevo a la tabla periódica? ¿Quién lo autoriza?
- ¿Qué característica tiene el elemento 117?
- ¿Cuánto protones tiene en su núcleo?
- ¿A qué grupo y periodo pertenece?
- ¿Cómo se sintetiza un nuevo elemento?

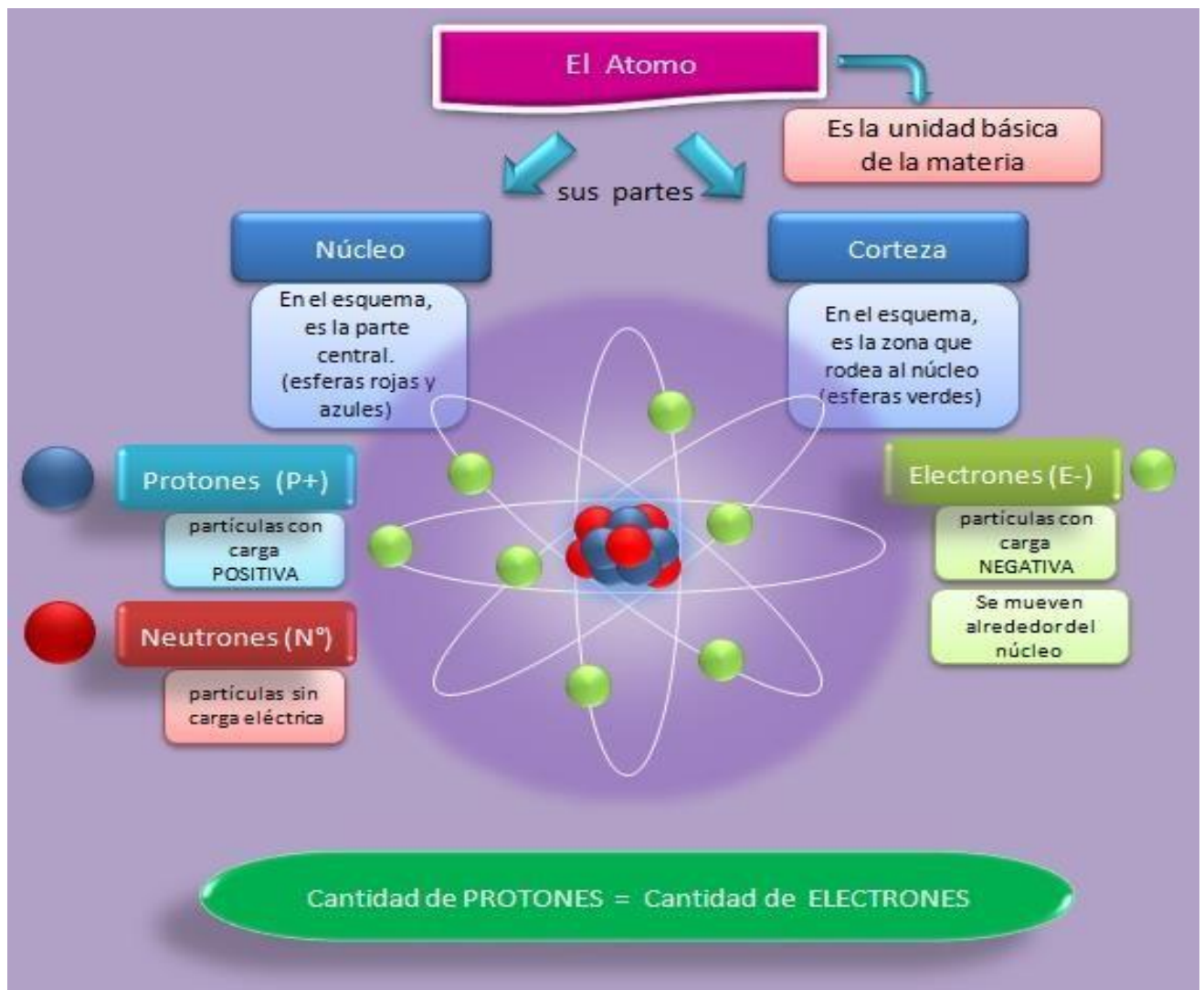
El átomo

En el átomo distinguimos dos partes: el núcleo y la corteza.

El núcleo es la parte central del átomo y contiene partículas con carga positiva, los protones, y partículas que no poseen cargas eléctricas, es decir son neutras, los neutrones. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón. Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones. Este número, que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás, es el **número atómico** y se representa con la letra **Z**.

La corteza es la parte exterior del átomo. En ella se encuentran los electrones, con carga negativa. Estos, ordenados en distintos niveles, giran alrededor del núcleo. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón.

Los átomos son eléctricamente neutros, debido a que tienen igual número de protones que electrones. Así, el número atómico también coincide con el número de electrones.



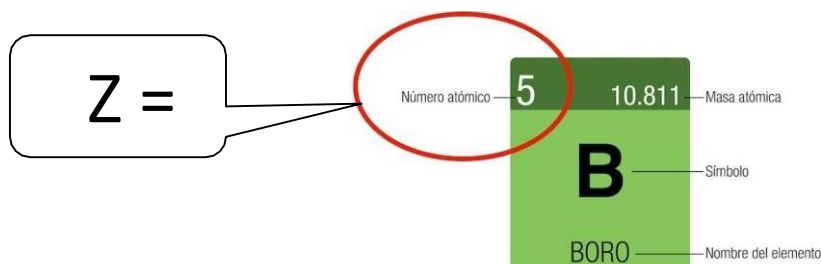
Números importantes.

La estructura de los átomos se puede reconocer a través de los números atómicos y másicos.

Cada elemento químico (H, He, Li, O, Na, Cl, Fe, Ag, Au, U, etc.) tiene un determinado número de protones en el núcleo de sus átomos que le es propio y característico. Ese número se denomina número atómico y se representa con la letra Z.

En consecuencia:

El número atómico es la cantidad de protones (p^+) que tiene un átomo en su núcleo.



Como los átomos neutros tienen igual número de protones que de electrones, el Z también indica el número de electrones que los átomos tienen en su corteza.

Por lo tanto

El número atómico indica el número de protones del núcleo o de electrones de la corteza y permite identificar los elementos químicos.

La masa de un átomo está concentrada en el núcleo formado por protones y neutrones, porque la masa de los electrones es tan pequeña que no puede tenerse en cuenta. Por esta razón, se ha establecido que la suma de protones y neutrones de un átomo se denomine número de masa o número másico y se representa con la letra A.

Número de masa o número másico es igual a la suma del número de protones y de neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

Entonces, conociendo el número atómico y el número de masa de un átomo, se puede establecer cuántos protones, electrones y neutrones los constituyen.



Representación de los átomos.

La representación de la estructura de los átomos de un elemento cualquiera (X), en forma simplificada, se suele realizar del siguiente modo:



X = Símbolo del elemento

A = Número másico

Z = Número atómico

Así, por ejemplo:

$^{12}_6C$ Indica que el átomo de carbono tiene **A** = 12 y **Z** = 6, es decir, protones = 6, electrones = 6 y neutrones = 12 - 6 = 6

$^{23}_{11}Na$ Significa que un átomo de sodio está constituido por protones = 11, electrones = 11 y neutrones = 23 - 11 = 12

Actividades.

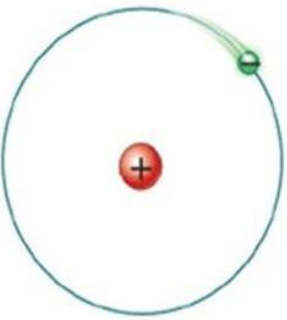
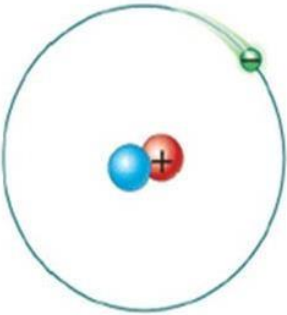
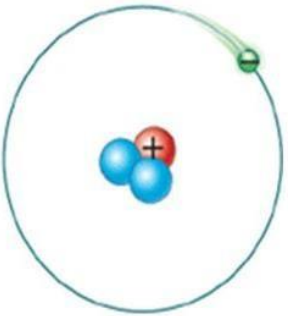
1) Completar la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Cl	17	35			
B		11	5		
Ne		20		10	
Mo				54	42
Bi		209		126	
Cs	55	133			
P				16	15
Co			27	31	
Mg		24	12		

- 2) Un átomo tiene 61 neutrones y un número másico de 108.
- ¿Cuántos protones tiene este átomo?
 - ¿Cuántos electrones tiene este átomo?
 - ¿Cuál es el número atómico de este elemento?
 - ¿Cuál es el nombre del elemento?
- 3) Si Z es el número atómico de un átomo de un elemento y A es su número másico, entonces A-Z es su:
- Número de neutrones.
 - Número de neutrones menos su número de protones.
 - Número de electrones.
- 4) El núcleo de un átomo consta de 6 protones y 8 neutrones, entonces:
- Su número atómico es 8.
 - Su número másico es 8.
 - Su número atómico es 14.
 - Su número másico es 14.
 - Su número de electrones es 14
- 5) Calcula el número de protones, el de protones más neutrones, el de neutrones y el de electrones de los siguientes átomos:
- $${}_{79}^{159}\text{Au} \quad {}_{35}^{80}\text{Br} \quad {}_7^{14}\text{N} \quad {}_3^7\text{Li}$$
- 6) Busca y corrige el error en las siguientes afirmaciones:
- El electrón es una partícula de masa muy pequeña que tiene carga eléctrica positiva.
 - Un protón es mucho mayor en masa que un neutrón, y aproximadamente igual que un electrón.
 - El neutrón tiene la misma carga que el electrón, pero de signo contrario.
 - Los electrones y los protones se repelen porque tienen cargas de signo contrario.
- 7) Dibuja un átomo con 5 protones y 6 neutrones en el núcleo. ¿Qué cantidad de electrones deberías incorporarle para que sea neutro. ¿Crees que un átomo puede tener menos neutrones que protones? Explícalo

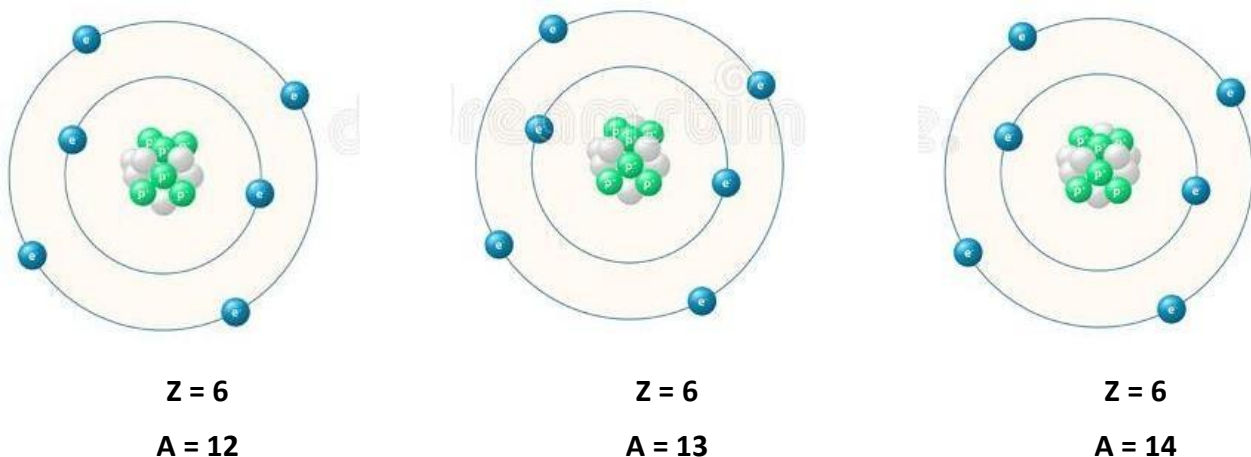
Semejantes pero no iguales: los isótopos

Al estudiar los átomos de hidrógeno (H) se encontraron estas tres clases:

		
Protio $Z = 1$ $A = 1$	Deuterio $Z = 1$ $A = 2$	Tritio $Z = 1$ $A = 3$

Los tres átomos corresponden al elemento hidrógeno (H) porque tiene un solo protón en su núcleo ($Z = 1$). Sin embargo, tienen diferente número de neutrones por lo cual su número másico es distinto ($A = 1$; $A = 2$; $A = 3$). A estos átomos que tienen igual número de protones pero diferente número de neutrones se los denomina isótopos.

Veamos el caso del carbono (C):



Los tres átomos son de carbono porque su $Z = 6$, pero tienen diferente A . En consecuencia:

Isótopos son átomos que tienen igual número atómico pero distinto número de masa.

Estos átomos pertenecen a un mismo elemento químico pero presentan distinta masa.

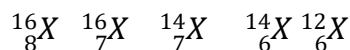
Todos los elementos químicos tienen isótopos y algunos de ellos son radiactivos. Estos últimos son muy importantes por sus aplicaciones en arqueología, en diagnósticos y tratamientos médicos, en la agricultura, en la producción de electricidad, en la esterilización de material quirúrgico, en la radio preservación de alimentos, etc.

El isótopo carbono 14 es utilizado para calcular la antigüedad de los restos fósiles.

La existencia de los isótopos explica por qué los valores de las masas atómicas que se encuentran en la tabla periódica no son números enteros.

Actividades.

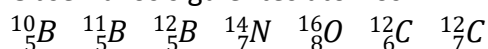
- 1) El sodio, cuyo número atómico es $Z = 11$, es uno de los pocos elementos que poseen solo un isótopo estable (no radiactivo). Si dicho isótopo posee 12 neutrones, ¿cuál es su número másico?
- 2) El radón, elemento químico de número atómico $Z = 86$, es un gas radiactivo cuya inhalación prolongada puede causar cáncer de pulmón. ¿Cuántos protones y neutrones contiene un átomo de Rn-222?
- 3) La letra X se emplea en cada caso como símbolo del elemento
a- ¿Cuáles son isótopos del mismo elemento?



b- ¿Cuál de los cinco tipos de átomos tiene el mismo número de neutrones?

- 4) Un átomo tiene 3 protones y 4 neutrones, será isótopo de:
Un átomo con 7 protones y 4 neutrones.
Un átomo con 4 protones y 3 neutrones.
Un átomo con 3 protones y 5 neutrones.
- 5) Un átomo tiene $Z = 8$ y $A = 16$, por tanto:
Es isótopo de un átomo que tenga $Z = 8$ y $A = 18$
Es isótopo de un átomo que tenga $Z = 8$ y $A = 17$
Es isótopo de un átomo que tenga $Z = 9$ y $A = 16$

- 6) Observa los siguientes átomos:



Agrupar los átomos anteriores según:

- a) Sean isótopos.
- b) Tengan el mismo número másico.
- c) Tengan el mismo número de neutrones.

- 7) Relacione cada término con la definición correspondiente:

- ☐ 1. Son átomos con el mismo número de protones, pero con diferente número de neutrones. a. Átomo
- ☐ 2. Es la masa promedio ponderada de los isótopos de un elemento. b. Isótopo
- ☐ 3. Número de protones en un átomo. c. Masa atómica
- ☐ 4. Es la partícula más pequeña de un elemento. d. Núcleo
- ☐ 5. Es la parte de un átomo donde se encuentran los protones y neutrones e. Número atómico

8) Par cada una de las imágenes de abajo, decide si el par de átomos son diferentes elementos o diferentes isótopos. Seleccione el símbolo químico correcto debajo de cada imagen.

¿Son estos átomos isótopos entre sí, o diferentes elementos?

☐ $^{19}_9\text{F}$ ☐ $^{19}_9\text{F}$
☐ $^{18}_9\text{F}$ ☐ $^{18}_9\text{F}$
☐ $^{19}_9\text{O}$ ☐ $^{19}_9\text{O}$
☐ $^{18}_9\text{O}$ ☐ $^{18}_9\text{O}$

Símbolo químico

¿Son estos átomos isótopos entre sí, o diferentes elementos?

☐ $^{40}_{18}\text{Ar}$ ☐ $^{40}_{18}\text{Ar}$
☐ $^{35}_{18}\text{Ar}$ ☐ $^{35}_{18}\text{Ar}$
☐ $^{40}_{17}\text{Cl}$ ☐ $^{40}_{17}\text{Cl}$
☐ $^{35}_{17}\text{Cl}$ ☐ $^{35}_{17}\text{Cl}$

Símbolo químico

Formación de iones.

Un **ion** es un átomo que adquiere carga eléctrica positiva o negativa, por pérdida o ganancia de electrones. Existen dos tipos de iones:

- **cación:** ion con carga positiva.
- **anión:** ion con carga negativa.

Recordemos que un **átomo neutro** es aquel que presenta **carga eléctrica nula**, por tener **el mismo número de protones (carga positiva) y de electrones (carga negativa)**.

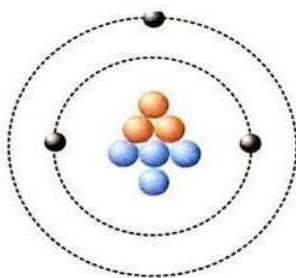
Un **ion** en cambio, es un átomo que presenta diferente número de protones y electrones.

La **Teoría de Lewis, o Teoría del octeto electrónico** establece que los átomos de los metales y no metales, buscan parecerse al gas inerte más cercano (en número atómico) en la Tabla periódica para lograr así su estabilidad.

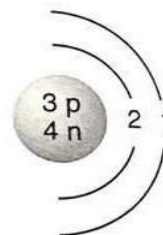
La cantidad máxima de electrones que se pueden ganar o perder es hasta tres.

Entre los elementos químicos se encuentran los metales y los no metales.

- Los átomos de los **metales** tienen menos de cuatro electrones en su órbita externa y tienden a perderlos. Así, por ejemplo, el átomo de litio (Li), cuyo $Z = 3$ y su $A = 7$, presenta la siguiente estructura:

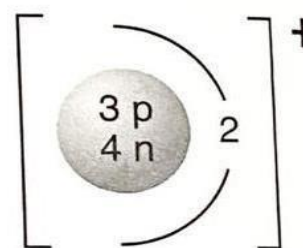


Esta representación se puede simplificar así:



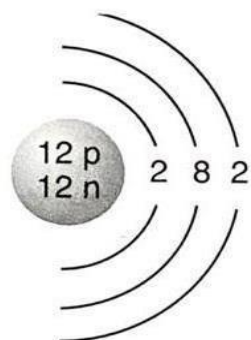
Átomo de litio (Li).

- Este átomo trata de perder el electrón de su última órbita. Cuando ello sucede queda con 3 protones y 2 electrones y, por lo tanto, ya no es eléctricamente neutro sino que manifiesta una carga positiva:



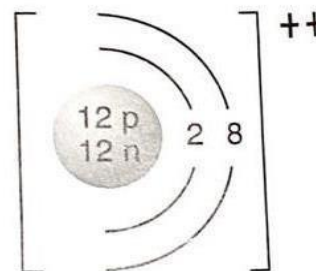
Catión de litio (Li⁺).

Otro ejemplo se puede ver en el caso del magnesio (Mg):



Átomo de magnesio (Mg).

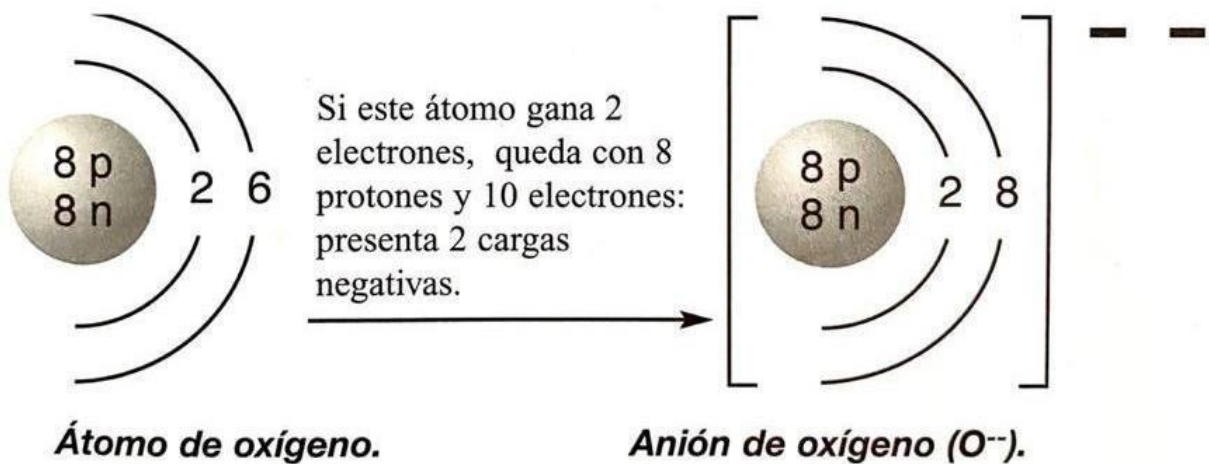
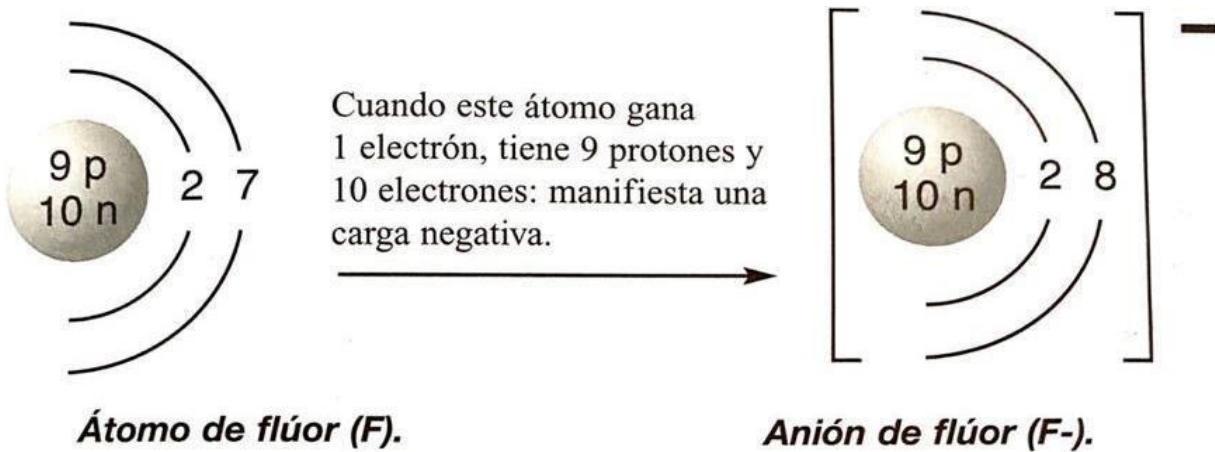
En este caso, si pierde 2 electrones, queda con 12 protones y 10 electrones: presenta 2 cargas positivas.



Catión de magnesio (Mg⁺⁺).

Los átomos de los metales que tienen en su órbita externa 1, 2 o 3 electrones tienden a perderlos, transformándose en cationes.

- Los átomos de los **no metales** tienen más de cuatro y menos de ocho electrones en su última órbita y procuran ganar electrones para tener ocho electrones en dicha órbita.
Así, por ejemplo, el átomo de flúor (F), cuyo $Z = 9$ y $A = 19$, presenta la siguiente estructura:



Los átomos de los no metales que tienen en su órbita externa 5, 6 o 7 electrones, tienden a ganar electrones transformándose en aniones

Actividades

- 1) Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes iones:
A) S^{2-} ($Z = 16$, $A = 32$)
B) Ag^{1+} ($Z = 47$, $A = 108$)
- 2) Por pedido médico se determina en sangre, los siguientes iones: K^{1+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^{1-}
 - a) Determina para cada uno de ellos, número atómico, número másico, número de protones, número de electrones y número de neutrones.
 - b) Agrupar los cationes y aniones, clasificarlos en metales y no metales.
- 3) Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica su número másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.
- 4) Un ion del elemento aluminio ($Z = 13$, $A = 27$) contiene diez electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.
- 5) Un ion de un átomo con número de oxidación -1 contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica su número atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.
- 6) Un átomo perdió 3 electrones y el ion producido tiene 10 electrones:
 - a) Indica nombre y símbolo del elemento, tipo de elemento y cuántos protones tiene el núcleo.
 - b) ¿Qué tipo de ion se formó? Indica número y signo de su carga.
- 7) Un átomo gana 2 electrones y forma un ion que contiene 10 electrones:
 - a) Indica cuál elemento, a qué tipo pertenece y cuántos protones tiene su núcleo.
 - b) ¿Qué tipo de ion se formó? Indica número y signo de su carga.
- 8) Completa la siguiente tabla:

Ion	Número de p ⁺	Número de e ⁻	Carga eléctrica
Ca ⁺²	20		
F ⁻		10	
	19	18	
	16		2-
		10	3+
Br ⁻			
Na ⁺			

Propiedades periódicas.

En la tabla periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos (Z) crecientes, se observa una variación sistemática de ciertas propiedades, denominadas **propiedades periódicas**, tales como el radio atómico, el radio iónico, la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad. Nosotros sólo veremos algunas de esas propiedades.

En razón que los átomos tienen forma esférica se ha establecido que:

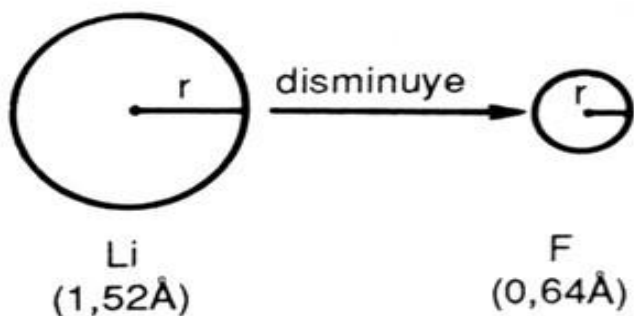
Radio atómico:

Es la distancia que hay desde el centro del núcleo hasta el electrón más externo del mismo.

Al observar los radios atómicos de los elementos en la tabla periódica se observa que:

	1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A		8A
1	 H													 He	
2	 Li	 Be	 B	 C	 N	 O	 F	 Ne							
3	 Na	 Mg	 Al	 Si	 P	 S	 Cl	 Ar							
4	 K	 Ca	 Ga	 Ge	 As	 Se	 Br	 Kr							
5	 Rb	 Sr	 In	 Sn	 Sb	 Te	 I	 Xe							
6	 Cs	 Ba	 Tl	 Pb	 Bi	 Po	 At	 Rn							

Radio atómico (r) (Período 2)

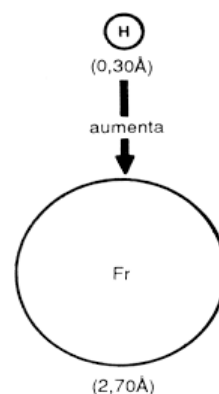


a) En un mismo período, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha. Esto se debe al aumento de la carga nuclear. Así por ejemplo, el Li con 3 protones atrae menos a los electrones que el F con 9 protones, por lo tanto éste último tiene un radio atómico menor.

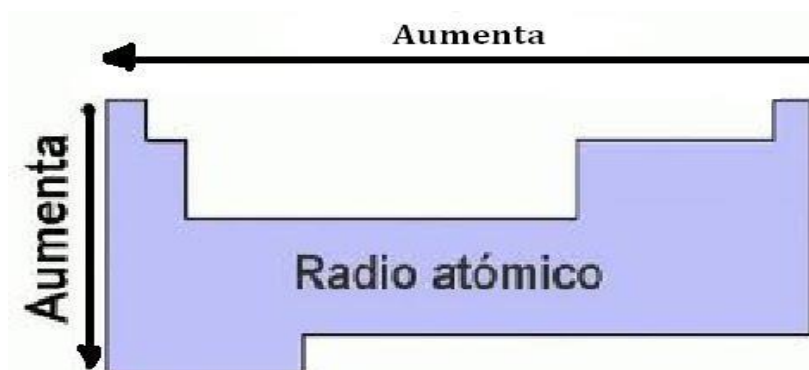
Los gases inertes constituyen una excepción a este comportamiento, pues al tener un número mayor de electrones en su última órbita, la repulsión eléctrica que se establece entre ellos por ser todos negativos, produce un incremento del radio atómico.

b) En un mismo grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo. El incremento del radio atómico es consecuencia del aumento del número de órbitas. Si bien la carga nuclear aumenta hacia abajo dentro de un mismo grupo, también aumentan el número de niveles de energía que producen un “efecto pantalla” al reducir la atracción que ejerce sobre los electrones externos el núcleo positivo.

Radio atómico (r) (Grupo 1)



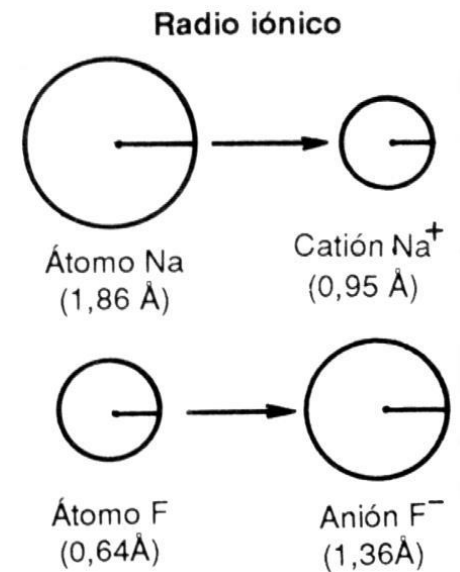
La variación del radio atómico en la Tabla Periódica puede esquematizarse así:



Radio iónico:

Es la distancia que hay entre el centro de núcleo y la órbita electrónica externa.

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. Así por ejemplo, el átomo de sodio cuyo radio es $1,86 \text{ Å}$, al convertirse en catión reduce su radio a $0,95 \text{ Å}$. En cambio, si un átomo gana electrones completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta. Este aumento se explica por la repulsión eléctrica entre los electrones. En el flúor, por ejemplo, el radio atómico es de $0,64 \text{ Å}$, mientras que el radio iónico de su anión aumenta a $1,36 \text{ Å}$.



Electronegatividad:

Es una propiedad periódica que mide la tendencia que tiene un átomo, dentro de una molécula, para atraer a los electrones.

El **flúor** es el elemento de mayor electronegatividad. La electronegatividad del flúor es igual a **3.98**, y atrae a los electrones de valencia de otros átomos con mayor fuerza que los átomos de cualquier otro elemento. Las medidas de electronegatividad para los demás elementos son relativas a este valor.

Se puede observar esta tendencia desde los metales alcalinos que presentan la menor electronegatividad de toda la tabla periódica, hasta los halógenos, que presentan los mayores valores.

El flúor es el elemento más electronegativo de todos ($\text{EN} = 3.98$), y el cesio el menos electronegativo ($\text{E} = 0.79$).

AUMENTO DE ELECTRONEGATIVIDAD

1 H Hydrogen 1,00794																	2 He Helium 4,003																		
3 Li Lithium 6,941	4 Be Beryllium 9,012182															5 B Boron 10,811	6 C Carbon 12,0107	7 N Nitrogen 14,00674	8 O Oxygen 15,9994	9 F Fluorine 18,9984032	10 Ne Neon 20,1797														
11 Na Sodium 22,989770	12 Mg Magnesium 24,3050															13 Al Aluminum 26,981538	14 Si Silicon 28,0855	15 P Phosphorus 30,973761	16 S Sulfur 32,066	17 Cl Chlorine 35,4527	18 Ar Argon 39,948														
19 K Potassium 39,0983	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,955910	22 Ti Titanium 47,867	23 V Vanadium 50,9415	24 Cr Chromium 51,9961	25 Mn Manganese 54,938049	26 Fe Iron 55,845	27 Co Cobalt 58,933200	28 Ni Nickel 58,6934	29 Cu Copper 63,546	30 Zn Zinc 65,39	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,61	33 As Arsenic 74,92160	34 Se Selenium 78,96	35 Br Bromine 79,904	36 Kr Krypton 83,80	37 Rb Rubidium 85,4678	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,90585	40 Zr Zirconium 91,224	41 Nb Niobium 92,90638	42 Mo Molybdenum 95,94	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,90550	46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Silver 107,8682	48 Cd Cadmium 112,411	49 In Indium 114,818	50 Sn Tin 118,710	51 Sb Antimony 121,760	52 Te Tellurium 127,60	53 I Iodine 126,90447	54 Xe Xenon 131,29
55 Cs Cesium 132,90545	56 Ba Barium 137,327	57 La Lanthanum 138,9055	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantalum 180,9479	74 W Tungsten 183,84	75 Re Rhenium 186,207	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,217	78 Pt Platinum 195,078	79 Au Gold 196,96655	80 Hg Mercury 200,59	81 Tl Thallium 204,3833	82 Pb Lead 207,2	83 Bi Bismuth 208,98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)	87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (266)	110 Ds Darmstadtium (269)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Cn Copernicium (277)	113 Nh Nihonium (278)	114 Fl Flerovium (279)	115 Mc Moscovium (288)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)

AUMENTO DE ELECTRONEGATIVIDAD

Actividades.

1) Ordena los siguientes elementos teniendo en cuenta la electronegatividad creciente, justifique su respuesta: Ca, P, Mg, Si, N, F.

2) Marca la/s respuesta/s correcta/s

a) ¿Cuál es la tendencia general de la electronegatividad a lo largo de un período?

Aumentar / Disminuir / No existe una tendencia general / Permanecer constante.

b) Indica cuál es elemento más electronegativo de la serie:

Be / Ba / Ca / Mg

c) ¿Qué es la electronegatividad?

- Es la tendencia que presenta un elemento a atraer hacia si electrones.
- Es la tendencia de un átomo en estado gaseoso a repeler los electrones.
- Es la carga negativa que presenta un anión.
- Es la diferencia entre radio iónico y radio atómico.

d) ¿Cuál de los siguientes átomos presenta el menor radio?

O / Cs / Al / Ca.

3) Indica cuál es el enunciado incorrecto:

- El ion Ca^{+2} presenta un radio atómico mayor al del Ca.
- El Fe^{+2} tiene un radio iónico inferior al del Fe.
- El Se^{-2} tiene un radio iónico mayor que el Se.
- El I^{-1} presenta un radio iónico superior al I.

4) Ordena de mayor a menor según sus radios atómicos a los siguientes átomos (Justifique):

a) Be, B, K y Ca

b) F, Al, P y Cl

5) Ordena de mayor a menor según sus electronegatividades a los siguientes átomos (Justifique):

a) N, Na, Al y P

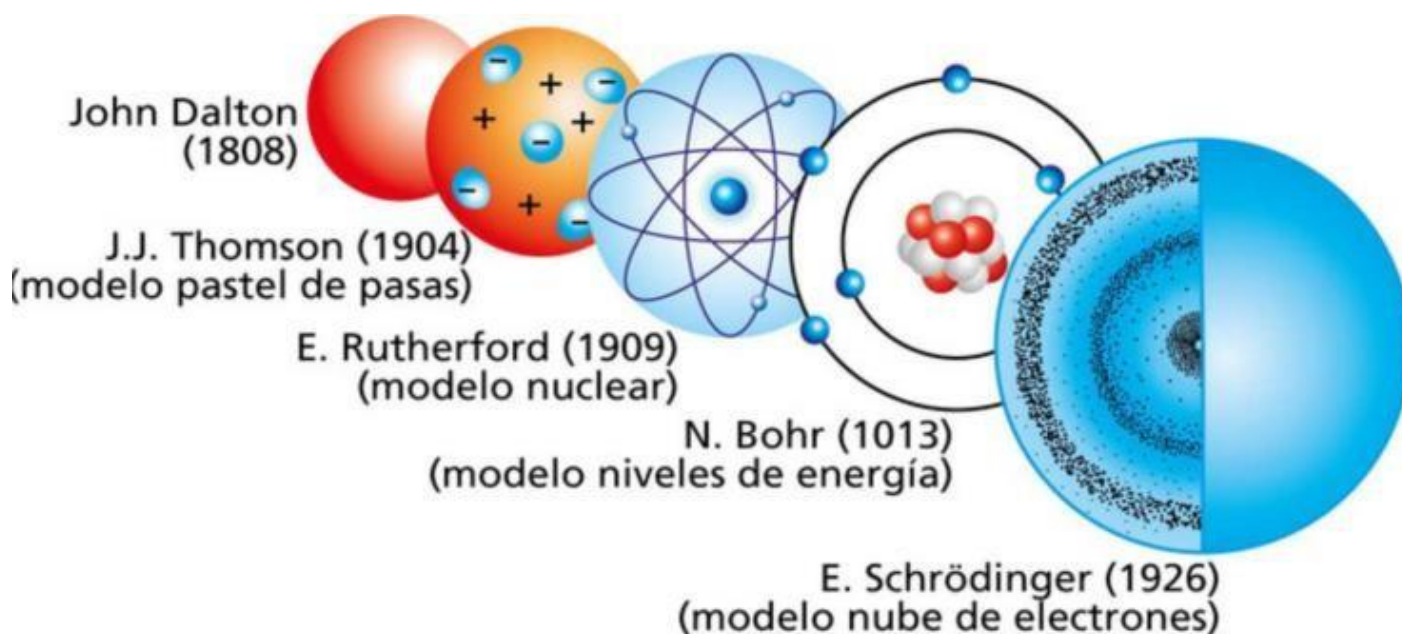
b) Be, C, O y Mg

6) De todos los elementos del grupo 14 (desde el C hasta el Pb) indica:

- ¿Qué elemento tiene el menor radio atómico?
- ¿A cuál elemento resulta más difícil quitarle un electrón?
- Los elementos semiconductores.
- Elementos metálicos y no metálicos.

- 7) Dados los valores de Z de los siguientes elementos: 9, 13, 32, 17, 50, 37.
- Escribe su nombre y símbolo.
 - Ordenalos de acuerdo a su electronegatividad creciente.
- 8) Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica, justifica razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- El número atómico del ion Na^+ es igual al del átomo Ne.
 - El número de electrones del ion Na^+ es igual al del átomo Ne.
 - El radio del ion Na^+ es menor que el del átomo Ne
- 9) Justica por qué:
- El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo de la tabla periódica.
 - El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la tabla periódica.
 - El tamaño del ion Na^+ es menor que el del átomo de Na.
- 10) Algunos de los elementos de los nutrientes vegetales que requieren los cultivos son: P, K, S, Ca, Mg, N, Fe.
- Clasifica los elementos.
 - Ordena en forma decreciente los radios atómicos de los elementos alcalinotérreos.
 - Ordena en forma creciente la electronegatividad de los elementos ubicados entre el grupo 13 y 18.
 - Ordena en forma decreciente el carácter metálico de los metales dados.

Hacia el modelo mecánico cuántico.

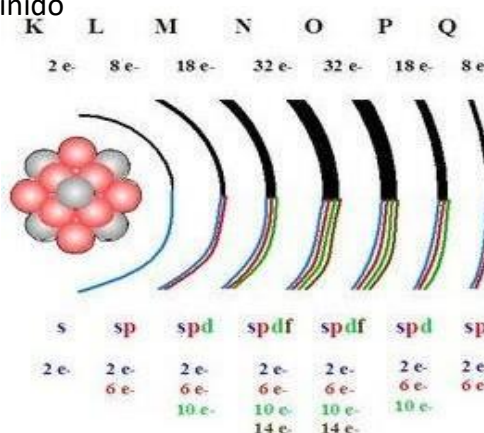


Niels Bohr basándose en el análisis de los espectros del átomo de hidrógeno ideó el modelo atómico muy bien explicado en el que describía que el electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas y con un nivel de energía característico, incluso pueden los electrones pasar de un nivel energético a otro de energía superior o inferior.

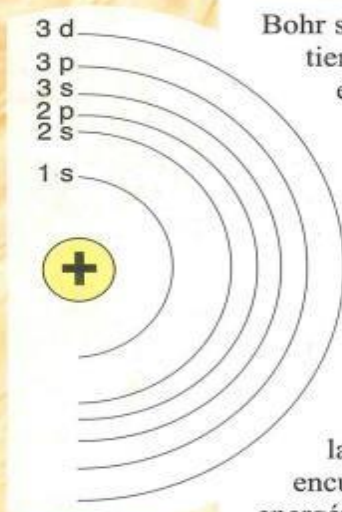
Pero ese modelo no pudo ser explicado para otros átomos que contengan más de un electrón dónde las líneas del espectro muchas veces se desdoblan.

El modelo atómico actual contempla los estudios de **Louis de Broglie** que postuló que toda partícula en movimiento está asociada a una onda, de **Werner Heisenberg** cuyo principio de incertidumbre demuestra que no puede medirse al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón, y del físico **Erwin Schrödinger** a través de la ecuación de ondas; con todos ellos, el modelo atómico nuevo invalidó el concepto de órbita como un lugar definido

dónde encontrar al electrón en un momento determinado e instaló en cambio el concepto de **ORBITAL** y el de **NÚMEROS CUÁNTICOS**, relacionados con los niveles y subniveles de energía, la forma y la orientación espacial de los orbitales y el movimiento del electrón.



2. Los subniveles energéticos



Sharp = agudo.
Permanent = permanente.
Diffuse = difuso.
Fundamental = fundamental.

Bohr suponía que todos los electrones de una misma órbita o nivel tienen igual cantidad de energía. Sin embargo, el estudio de los espectros de diferentes elementos demostró que, a excepción del primer nivel de energía, los otros están formados por varios subniveles íntimamente agrupados entre sí.

Se ha establecido que el número de subniveles de cada nivel energético es igual al *número cuántico principal (n)* de ese nivel. Así, la órbita **K** ($n = 1$) consta de un solo nivel; la órbita **L** ($n = 2$) de dos subniveles; la órbita **M** ($n = 3$) de tres subniveles y así sucesivamente.

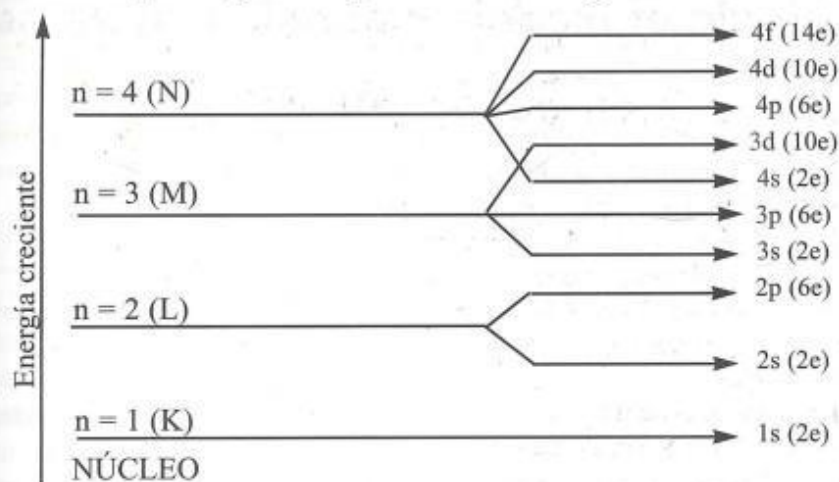
Entonces, los dos electrones de la órbita **K** poseen la misma energía, pero en las otras órbitas o niveles no todos los electrones tienen exactamente la misma cantidad de energía. En la órbita **L** ($n = 2$) los ocho electrones que pueden existir se encuentran separados en dos grupos con diferente contenido energético; en la órbita **M** ($n = 3$) hay tres grupos; en la órbita **N** ($n = 4$) hay cuatro; etcétera.

Los subniveles se designan con las letras **s**, **p**, **d** y **f**, que corresponden a las iniciales de las palabras del inglés relacionadas con los espectros atómicos: sharp, permanent, diffuse y fundamental.

El nivel energético **1 (K)** presenta el subnivel **s**; el nivel **2 (L)**, los subniveles **2s** y **2p**; el nivel **3 (M)**, los subniveles **3s**, **3p** y **3d**; el nivel **4 (N)**, los subniveles **4s**, **4p**, **4d** y **4f**, etcétera.

Así como cada nivel admite un máximo de electrones, cada subnivel tiene limitado el número de electrones que puede contener: los subniveles **s** hasta dos electrones, los subniveles **p** hasta seis, los subniveles **d** hasta diez y los **f** hasta catorce.

Lo antes expuesto, puede esquematizarse del siguiente modo:



NIVEL	SUBNIVEL
1	1s
2	2s
	2p
3	3s
	3p
	3d
4	4s
	4p
	4d
	4f

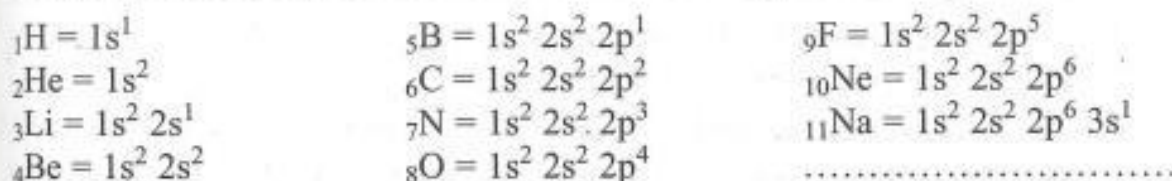
Diagrama de niveles y subniveles energéticos.

En el análisis de este diagrama llama la atención el entrecruzamiento de los subniveles **4s** y **3d**. Como ya fue expresado, la diferencia de energía entre los niveles es cada vez menor a medida que se alejan del núcleo, es decir, que el nivel **1** está más separado del **2** que éste del **3** y así sucesivamente.

Entonces, a medida que aumenta el valor de **n**, los niveles de energía están más próximos entre sí. Además, al aumentar **n** también crece el número de subniveles de cada nivel. Esto determina que en los niveles superiores las energías de los subniveles cercanos difieran muy poco entre sí, llegando a su entrecruzamiento. Éste es aún mayor si se consideran los niveles 5, 6 y 7.

¿Qué es la configuración electrónica?

La distribución de los electrones de un átomo en sus niveles y subniveles se puede representar en forma abreviada del siguiente modo:

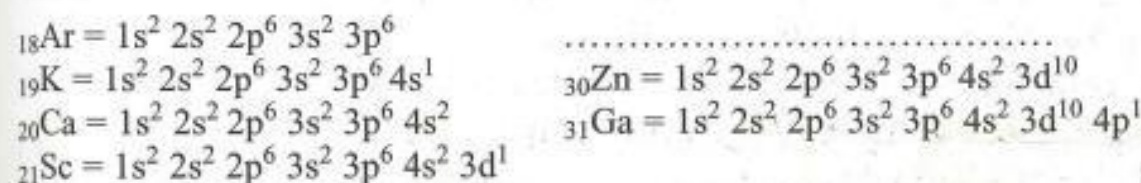


Estos ejemplos muestran que la configuración electrónica se representa por medio de:

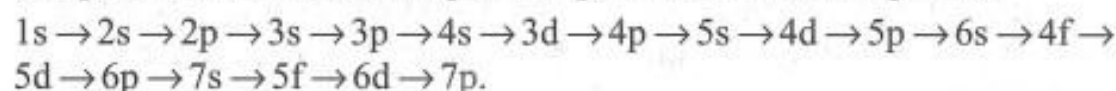
- Un coeficiente que indica el número del nivel de energía (**n**).
- Una letra que corresponde al subnivel.
- Un supraíndice que señala el número de electrones que hay en el subnivel.

A medida que se eleva el número de los niveles se produce el entrecruzamiento de los subniveles.

A modo de ejemplo:



En razón del entrecruzamiento de subniveles, el orden en que se van completando los subniveles por energía creciente es el siguiente:



Entonces, se puede establecer que **la configuración electrónica es un modo para representar en forma abreviada la distribución de los electrones en niveles y subniveles energéticos.**

El modelo mecánico-cuántico

Se inicia con los estudios del físico francés **Luis De Broglie**, quién recibió el Premio Nobel de Física en 1929. Según De Broglie, una partícula con cierta cantidad de movimiento se comporta como una onda. En tal sentido, el electrón tiene un comportamiento dual de onda y de corpúsculo, pues tiene masa y se mueve a velocidades elevadas. Al comportarse el electrón como una onda, es difícil conocer en forma simultánea su posición exacta y su velocidad, por lo tanto, sólo existe la probabilidad de encontrar el electrón en un cierto momento y en una región dada en el átomo, denominándose a tales regiones **orbitales**. La idea principal de este postulado se conoce con el nombre de **Principio de incertidumbre de Heisenberg**.

La **mecánica cuántica moderna** se basa en la teoría de **Planck** y tomó como punto de partida la dualidad onda-corpúsculo de Luis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg. Esta teoría es capaz de explicar en forma satisfactoria la constitución atómica y otros fenómenos fisicoquímicos.

Dualidad onda-partícula

Albert Einstein, en 1905, cuando trataba de explicar el efecto fotoeléctrico, sostuvo que la luz no se comporta sólo como onda, sino que lo hace también como un chorro de corpúsculos a los que denominó **fotones**.

En 1923, el físico francés **Luis De Broglie** (1892-1987) propuso que el fotón puede ser considerado como un corpúsculo que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética, del mismo modo que un proyectil que se desplaza a alta velocidad origina en el espacio circundante ondas que nosotros percibimos como sonidos.

Por otra parte, si la luz presenta un comportamiento dual (partícula-onda), ¿por qué no pensar que todas las partículas pequeñas también pueden presentarlo? Este cuestionamiento, hizo que De Broglie sostuviera que las partículas muy pequeñas que se desplazan a alta velocidad (como es el caso de los electrones) tienen la propiedad de comportarse, en ocasiones, como corpúsculos materiales y, en otros fenómenos, como ondas. Así, un haz de electrones, en ciertos casos, actúa como partícula, rebotando sobre la superficie sólida de un cuerpo y, en otros, como onda, difractándose al atravesar un cristal sólido de modo similar a lo que le sucede a un haz de luz que pasa por una rendija estrecha.

Este razonamiento llevó a que **De Broglie** enunciara el siguiente principio:

Toda partícula en movimiento está asociada a una onda.

Efecto fotoeléctrico:
Emisión de electrones por la superficie de un metal cuando sobre éste incide un rayo luminoso de determinada frecuencia.
(Producción de una corriente eléctrica por la acción de la luz.)

Entonces, las pequeñas partículas en movimiento pueden comportarse como ondas o como corpúsculos. El carácter ondulatorio se manifiesta especialmente en ciertos fenómenos, mientras que el corpuscular prevalece en otros.

Este comportamiento dual que presentan las partículas en movimiento se suele denominar **dualidad onda-partícula**.

Principio de incertidumbre y probabilidad

Cuando se ilumina un cuerpo en movimiento, como sucede al tomarle una fotografía, se hace incidir sobre dicho cuerpo una radiación dotada de energía. Si el objeto es de un tamaño considerable, la radiación no modifica su velocidad ni su posición. Pero si se trata de una partícula muy pequeña, cuya energía es equivalente a la de los fotones de la luz, la velocidad de esa partícula será modificada en el momento en que se produce el choque.

Esta observación llevó al físico alemán **Werner Heisenberg**, en 1926, a enunciar el **principio de incertidumbre**:

Es imposible conocer con certeza en forma simultánea la velocidad y la posición de una partícula en movimiento.

En el caso del electrón, si se intenta determinar su posición en un momento dado fotografiándolo, la luz modifica su velocidad; por el contrario, si se desea conocer su velocidad en un determinado instante, la posición se verá borrosa.

Entonces, como resulta imposible determinar la trayectoria del electrón dentro del átomo, es mejor buscar la **probabilidad** de que dicho electrón se encuentre en una determinada zona del átomo.

El cálculo para determinar la probabilidad de establecer la posición del electrón en un átomo es un problema matemático muy complejo que se resuelve aplicando los principios de la **mecánica ondulatoria**.

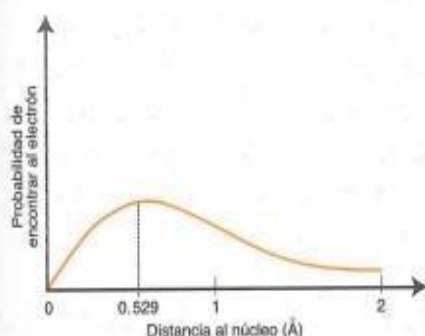
Ésta utiliza la ecuación matemática sobre el movimiento de las ondas para deducir la probabilidad de localizar las partículas minúsculas, como los electrones, que se pueden comportar como ondas.

Así, resolviendo la ecuación de ondas de **Schrödinger**, se puede conocer la probabilidad de encontrar un electrón a diferentes distancias del núcleo.

Werner Heisenberg, Premio Nobel de Física en 1932, formuló la teoría mecánica cuántica conjuntamente con Bohr y Jordan.

Erwin Schrödinger (1887-1961), físico austriaco, desarrolló las ideas de Luis de Broglie referentes a la mecánica ondulatoria.

Orbital atómico



En el caso del hidrógeno, que es el átomo más simple que existe, aplicando la ecuación de onda de **Schrödinger** se obtiene el siguiente gráfico:

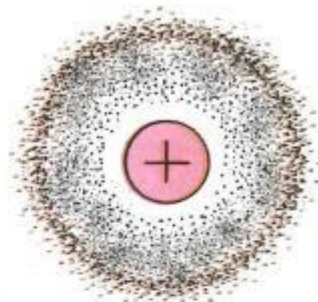
$\text{\AA} = \text{angstrom} = 10^{-10} \text{ m.}$

En este gráfico se observa que la probabilidad de encontrar el electrón en el núcleo es cero.

A medida que se aleja del núcleo aumenta dicha probabilidad hasta alcanzar su máximo valor a la distancia de $0,529 \text{ \AA}$. A partir de allí la probabilidad disminuye paulatinamente.

La distancia $0,529 \text{ \AA}$ coincide con el radio que había deducido **Bohr** para el primer nivel de energía. Esto permite comprender por qué el **modelo de Bohr** explicaba bien el espectro del hidrógeno aunque no sucedía lo mismo con los otros elementos. Además, demuestra que dicho modelo de Bohr es una aproximación al modelo atómico moderno.

La interpretación del gráfico permite deducir que la probabilidad de encontrar el electrón está dada en una zona esférica de un radio de $0,529 \text{ \AA}$ alrededor del núcleo, que puede representarse tal cual aparece en la figura adjunta.



Esta esfera es de contornos difusos porque existe alguna probabilidad, aunque muy pequeña, de que el electrón esté fuera de la zona de mayor densidad.

En consecuencia, se puede imaginar al núcleo positivo del átomo rodeado por una nube de carga eléctrica negativa, producida por el electrón en movimiento. Dicha nube es más densa en la región en que existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.

Es conveniente aclarar que en la actualidad se habla del electrón no tanto como una partícula sino como una onda o nube de carga negativa que ocupa un espacio alrededor del núcleo.

A partir de esta interpretación se estableció el concepto de **orbital atómico**, que puede expresarse así:

Orbital atómico es la zona alrededor del núcleo donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón.

La noción de orbital difiere sustancialmente de la idea de órbitas definidas que los electrones describen en su movimiento giratorio alrededor del núcleo, según sostenía Bohr.

¿Cuál es la forma y el número de orbitales de cada nivel?

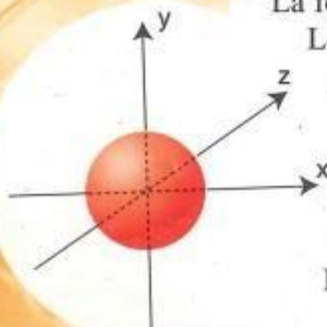
El concepto de orbital es abstracto, es una función de ondas de la cual deriva una ecuación de probabilidades. Sin embargo, es útil lograr una representación física que sea lo más fiel posible al modelo matemático. La forma de los orbitales depende del subnivel que ocupa el electrón.

Los orbitales de los subniveles *s* tienen forma esférica. Esto implica que la probabilidad de encontrar al electrón es igual en todas las direcciones a partir del núcleo y sólo depende de la distancia al mismo.

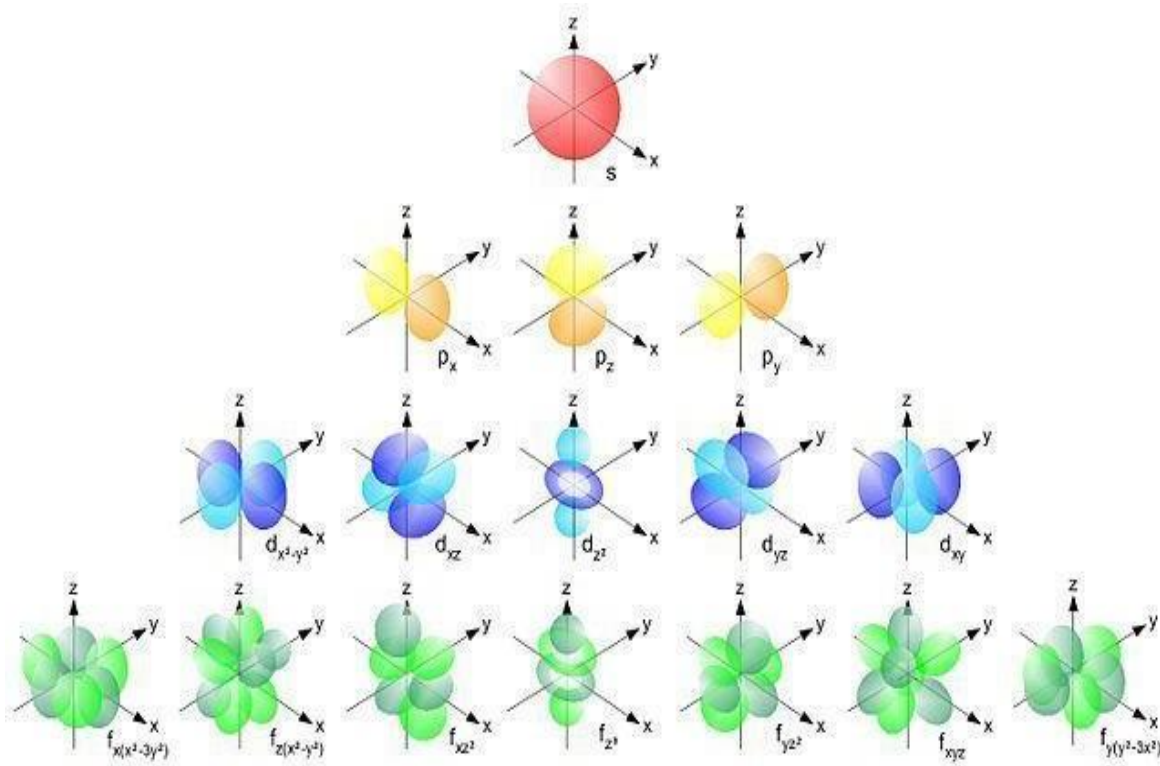
(El núcleo del átomo está en el centro de la esfera, en la intersección de los ejes *x*, *y*, *z*.)

En cada subnivel *s* hay un solo orbital *s*.

Orbital *s*.

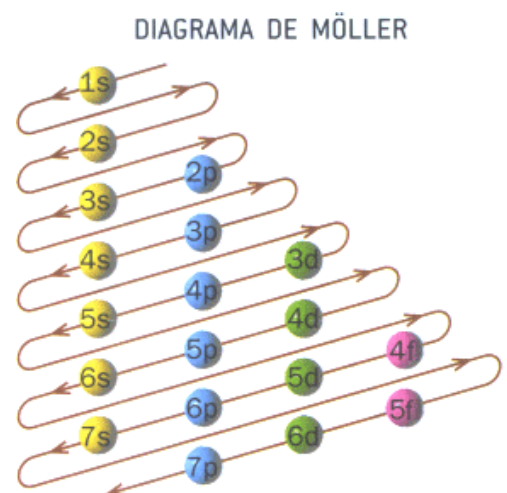


Los orbitales de los subniveles **p** no presentan simetría esférica. La probabilidad de encontrar al electrón no sólo depende de la distancia al núcleo, sino también de la dirección que se sigue. De acuerdo con el cálculo de probabilidades, se considera que un orbital **p** está formado por dos esferas difusas a ambos lados del núcleo. En cada subnivel **p** hay tres orbitales **p** que suelen llamarse **p_x**, **p_y** y **p_z**, los cuales son perpendiculares entre sí y se hallan orientados hacia los tres ejes **x**, **y**, **z** de un sistema cuyo origen está en el núcleo.



Regla de las diagonales o Moller

Conociendo el número atómico de un elemento químico, se puede hallar la distribución que sus electrones toman en los subniveles, según el orden ascendente de energía. Para realizar la distribución electrónica de un elemento, se debe tener en cuenta que los electrones ocupan primero los subniveles de menor energía, en orden ascendente. Para ello, lo mejor es utilizar la regla mnemotécnica del diagrama de Moller:



Recuerda que fue el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** uno de los primeros en organizar el orden y la ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica por orden creciente de sus masas atómicas quedándole grupos y períodos.

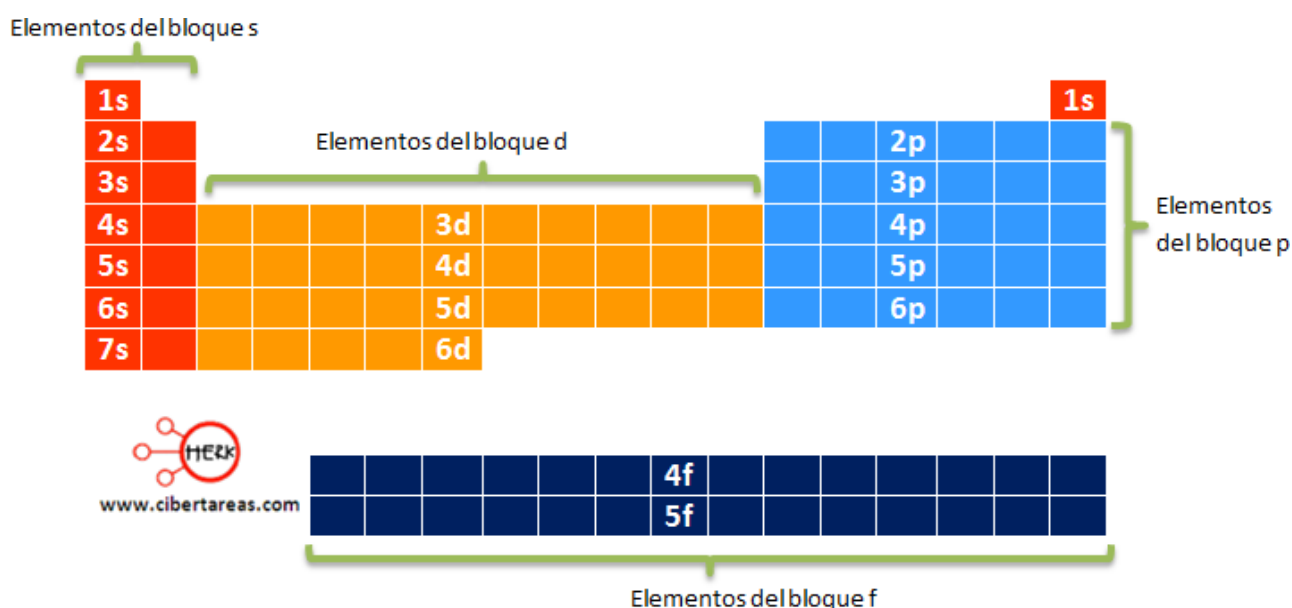
La tabla periódica actual se basa en el número atómico creciente de los elementos y los grupos y períodos formados guardan muy estrecha relación con la estructura atómica, es decir con la configuración electrónica.

La configuración electrónica nos permite predecir el comportamiento de un elemento químico, por eso es importante tener noción de ella.

Al final de cada período (fila) de elementos, significa que hay un nivel energético externo que se completa con 8 electrones, correspondiente a un gas noble. **La cantidad de niveles del átomo está dada por el número del período.** Fila 1, un nivel, fila 2 dos niveles, fila 3 tres niveles, etc.

Mientras que **cada grupo tendrá la misma configuración electrónica externa**, es decir la misma cantidad de electrones más externos y en el mismo tipo de orbital.

Por eso, así como identificamos grupos, períodos y clases de elementos en la tabla, también podemos identificar los **BLOQUES** de la tabla periódica. Cada bloque de elementos se relaciona a la configuración electrónica externa de los mismos, es decir a la distribución de los electrones en los niveles y subniveles más externos de sus átomos.



En **ROJO**: Bloque s: comprende a los elementos que completan los subniveles s, ellos son del grupo 1 y del grupo 2, metales alcalinos y alcalinos térreos respectivamente, incluido el Helio (del grupo 18).

En **ANARANJADO**: Bloque d: comprende a los elementos que van completando los subniveles d, abarca desde el grupo 3 al grupo 12; son los llamados elementos metálicos de transición.

En **CELESTE**: Bloque p: comprende desde el grupo 13 al 18; son los elementos que van completando los subniveles p. En el grupo 13 hay un electrón en el subnivel p, hasta el grupo 18 donde hay seis electrones que completan el subnivel. Se exceptúa el helio.

En **AZUL**: Bloque f: comprende a los elementos de los períodos 6 y 7 que comienzan después del Lantano (los lantánidos) y después del Actinio (los actínidos), respectivamente. Se los llama en su conjunto **elementos de transición interna** o elementos del **bloque f** (por tener sus electrones de valencia en el orbital f). Aunque en la tabla periódica de los elementos tendrían que estar después de esos dos elementos, se suelen representar separados del resto. También se conocen los Lantánidos como tierras raras.

Actividades.

- 1) Indica el nombre, símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 12, 15 y 37.
- 2) Indica el período, grupo y tipo de elemento para los átomos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $3s^2 3p^5$ b) $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- 3) Para los elementos que tienen número atómico 11, 18 y 25, respectivamente:
 - a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento.
 - b) Clasifica dichos elementos en los bloques s, p, d, o f.
 - c) Indica los electrones externos.
- 4) Escribe la CE y señala la CEE para los siguientes elementos:
 - a) El segundo no metal del grupo 17
 - b) El segundo gas inerte.
 - c) El elemento del G 14 y P3.

5) Analiza las siguientes configuraciones electrónicas

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $6s^2 6p^5$

Indica a qué elemento y bloque pertenecen y cómo se clasifican.

6) Dados los siguientes iones: Al^{3+} , O^{2-} , Pb^{2+} , I^- , Ag^+ , N^{3-} , Fe^{3+} ,

a) Escribe las configuraciones electrónicas correspondientes.

7) Responde:

- a) ¿A qué bloque de la tabla pertenecen los no metales?
- b) ¿Qué elementos químicos tienen siempre completos los subniveles p?
- c) Escribe la configuración electrónica del carbono y explica su significado.
- d) Nombra dos elementos lantánidos y dos del bloque s.
- e) Nombra dos elementos que posean una configuración electrónica externa de tres electrones en los subniveles p.
- f) Escribe la configuración completa del átomo de hierro.

8) Los siguientes datos corresponden a diferentes átomos de elementos en su estado fundamental de energía:

- a. Átomo con 12 electrones y número másico 24.
- b. $[Ne] 3s^2 3p^6$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- d. $[Xe] 6s^2$
- e. Átomo con 7 neutrones y número másico 15.
- f. $[Kr] 5s^1$
- g. $Z = 14$

Identifica cada uno de los elementos dados y clasificalos: • Según su configuración electrónica externa indicando el bloque al que pertenecen. • Como metales, no metales o metaloides. • Según grupo y período al que pertenecen.

9) De los elementos A, B, C y D se tienen los siguientes datos:

- A: pertenece al grupo 2 y período 3.
- B: su número atómico es 17.
- C: su configuración electrónica en el estado fundamental es $[Ne] 3s^2 3p^1$
- D: $[Ne] 3s^2 3p^6$

- a) Identifica los elementos mencionados.
- b) Compara radio atómico y la electronegatividad de los átomos de dichos elementos.
- c) Ordena en forma creciente el carácter metálico.

