



Estructura atómica y Tabla periódica

Composición atómica

Un átomo es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. Los experimentos realizados a fines del siglo XIX y principios del XX demostraron que los átomos están constituidos por partículas de menor tamaño, protones, neutrones y electrones, denominadas partículas subatómicas.

Tabla 1: Masa y carga de Partículas subatómicas

partícula	electrón (e)	protón (p)	neutrón (n)
masa (g)	$9,11 \cdot 10^{-28}$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	$1,675 \cdot 10^{-24}$
carga unitaria	(-1)	(+1)	(0)

Todos los átomos tienen un núcleo, formado por protones y neutrones, alrededor del cual se encuentran los electrones (zona extranuclear). El número de protones en el núcleo coincide con el número de electrones en la nube, por lo tanto, los átomos son eléctricamente neutros.

La masa del protón es cercana a la del neutrón y éstas, mucho mayores que la del electrón, entonces, se puede considerar que la masa de un átomo se concentra en el núcleo, y la masa del electrón se considera despreciable. El tamaño del núcleo es muy pequeño frente al tamaño total del átomo.

Número Atómico

El número de protones de un núcleo sirve para identificar al átomo de un determinado elemento y recibe el nombre de **Número atómico (Z)**. A partir de este dato, se puede determinar el número de electrones de un átomo.

Número Másico

El número másico (A) de un átomo es la suma del número de protones y del número de neutrones contenidos en su núcleo

$$A = n^{\circ} \text{protones} + n^{\circ} \text{neutrones} = Z + n^{\circ} n$$

Los números másicos son siempre números enteros.

Definimos nucleido como aquella partícula caracterizada por un valor de Z y uno de A, o como un conjunto de nucleones: protones y neutrones. La notación simbólica para un átomo del elemento X es:





Química

Isótopos

Son átomos que poseen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A) Para la mayoría de los elementos, los núcleos de sus átomos, pueden tener distinto número de neutrones. Los átomos de un mismo elemento (igual valor de Z) con distinto número de neutrones, se llaman **isótopos**.

Por ejemplo para el átomo de hidrógeno existen tres nucleidos, isótopos:

Símbolo	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Nombre	hidrógeno	deuterio	Tritio
Composición nuclear	1protón 0 neutrón	1 protón 1 neutrón	1 protón 2 neutrones
Número de electrones	1 electrón	1 electrón	1 electrón

Iones

Un ion es una especie cargada positiva o negativamente formada a partir de átomos o moléculas que han ganado o perdido electrones como resultado de un cambio químico.

Los protones, presentes en el núcleo atómico no se modifican durante los cambios químicos habituales,

Los iones con carga positiva se llaman **cationes** y los que poseen carga negativa se denominan **aniones**.

Por ejemplo: un átomo de Potasio (K) pierde un electrón con facilidad y se transforma en un catión K^+ .

Un átomo de ${}^{39}_{19}\text{K}$ posee 19 protones, 20 neutrones y 19 electrones se forma el ion ${}^{39}_{19}\text{K}^+$ que posee 19 protones, 20 neutrones y 18 electrones (observar que se perdió un electrón) y por lo tanto quedó una especie positiva que se denomina ion monovalente o catión monovalente. Cuando un átomo pierde 2 electrones se denomina catión divalente (como por ejemplo el Calcio).

Un átomo de Azufre (S) puede ganar 2 electrones formando el anión sulfuro (S^{2-}).

Un átomo de ${}^{33}_{16}\text{S}$ posee 16 protones, 17 neutrones y 16 electrones, cuando se forma el ion ${}^{33}_{16}\text{S}^{2-}$ la estructura queda 16 protones, 17 neutrones y 18 electrones y se denomina anión divalente.

La relación entre el número de protones y el número de electrones se puede generalizar del siguiente modo:

Átomos $n^\circ \text{ protones} = n^\circ \text{ electrones}$

Cationes $n^\circ \text{ protones} > n^\circ \text{ electrones}$

Aniones $n^\circ \text{ protones} < n^\circ \text{ electrones}$



Especies isoelectrónicas

Se denominan así a las partículas que tienen el mismo número de electrones.

Para los ejemplos dados anteriormente el K^+ y el S^{2-} son especies isoelectrónicas, también el Argón es isoelectrónico con ambos iones.

Estructura electrónica de los átomos

1- Modelo de Bohr

Bohr ofreció una explicación teórica al espectro de emisión del hidrógeno en 1913. Ya era conocido que los átomos estaban constituidos por protones y que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares. El átomo de Hidrógeno (está formado por un protón en el núcleo y la zona extranuclear donde se mueve el electrón

El electrón solo puede moverse en algunas órbitas permitidas en las cuales no emite ni absorbe energía. Dichas órbitas determinan los niveles de energía. Cada uno de estos niveles se designan con un número entero n : 1,2,3,.....7

El primer nivel ($n=1$) es el más cercano al núcleo y la órbita que describe tiene el radio más pequeño. Un electrón en esta capa tiene la energía más baja posible. Con el aumento de la distancia del núcleo hacia afuera, el radio de la órbita y la energía del electrón aumentan. El electrón no puede tener una energía que lo coloque **entre** los niveles permitidos.

Cuando el electrón se encuentra en el nivel $n=1$ se dice que el átomo está en su **estado fundamental**, estado de menor energía, cuando el átomo recibe luz o calor, el electrón absorbe energía y pasa a una órbita superior, ahora el átomo se encuentra en **estado excitado**. El electrón vuelve al nivel inferior y emite esa energía que corresponde a la diferencia de energía entre ambos estados como cuanto de luz (fotón), ese cuanto tiene una frecuencia característica que produce una línea espectral propia de cada átomo.

El modelo de Bohr no se pudo aplicar a átomos con más electrones que el Hidrógeno, pero la contribución hecha por Bohr respecto al comportamiento del electrón en el átomo fue significativa.

2- Modelo Orbital:

En el modelo actual se sigue considerando que en el mundo de dimensiones muy pequeñas la energía aumenta de a saltos llamados cuantos. En un sistema cuántico, es posible el pasaje de un valor de energía a otro mayor solo cuando el sistema recibe la energía correspondiente necesaria. Otro aporte fundamental es asumir la naturaleza dual de la materia (onda-partícula) y el principio de incertidumbre de Heisenberg que establece que es imposible determinar simultáneamente y con exactitud la velocidad y la posición de un cuerpo tan pequeño como el electrón, por lo tanto no es posible definir una *trayectoria* del electrón, entonces se habla de la **probabilidad** de encontrar a un electrón en una región particular del átomo a la que se denomina **orbital**.

Schrödinger establece una ecuación matemática muy compleja que describe el comportamiento y la energía del electrón. La ecuación se conoce como "Ecuación de Onda" y de su resolución matemática derivan los números cuánticos.



Química

El modelo atómico de la mecánica cuántica es un modelo de base matemática que se propone en función de probabilidades y establece: "Un orbital atómico tiene una energía característica así como una distribución característica de densidad de probabilidad electrónica". Existen distintas formas de distribución de densidades electrónicas o nubes de carga que se simbolizan con letras s, p, d, f. El número de orientaciones posibles en el espacio para una nube de carga determina el número de orbitales con dicha forma.

Existe **1 orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f**.

El orbital atómico se simboliza con una letra y un número.

El *número* caracteriza el nivel energético en el cual se encuentra el orbital (1,2,3....7) y está relacionado con la **distancia al núcleo**, a mayor valor de n, mayor es la distancia al núcleo y con la **energía** y el tamaño del orbital, a mayor energía, mayor tamaño del orbital.

La *letra* indica dentro del nivel, el subnivel, como se mencionó existen subniveles s, p, d y f y el orden de energía de los subniveles es $s < p < d < f$.

El número de subniveles es igual al valor de n del nivel.

Tabla 2: Distribución en niveles, subniveles y orbitales

NIVEL ENERGÉTICO	NÚMERO DE SUBNIVELES	ORBITALES
1	1	1s
2	2	2s 2p
3	3	3s 3p 3d
4	4	4s 4p 4d 4f

En la tabla 3 se relaciona el número de orbitales con el máximo de electrones por orbital, subnivel y nivel teniendo en cuenta que cada orbital se completa con 2 electrones y los electrones se van asignando en el átomo de acuerdo al **Principio de Aufbau**, que establece que el electrón que diferencia a un elemento del inmediatamente anterior (según el orden de sus números atómicos) ocupa el orbital de menor energía.

Química

Tabla 3: Número de orbitales y máximo de electrones

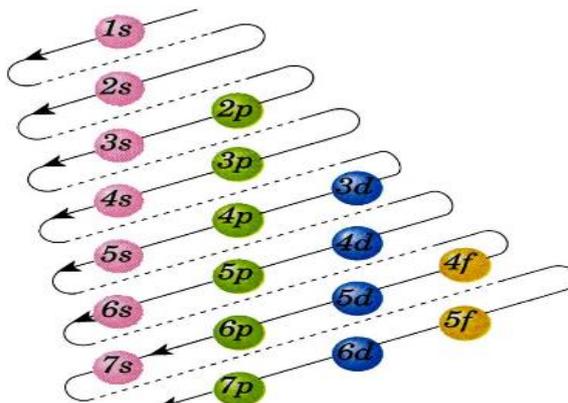
NIVEL DE ENERGÍA: n	ORBITAL	N° ORBITALES	N° máximo de electrones	Número máximo de electrones por nivel
1	1s	1	2	2
2	2s	1	2	8
	2p	3	6	
3	3s	1	2	18
	3p	3	6	
	3d	5	10	
4	4s	1	2	32
	4p	3	6	
	4d	5	10	
	4f	7	14	

La **Configuración electrónica (CE)** es la expresión que indica la ubicación de los electrones en un átomo en su estado fundamental.

En el estado fundamental, los electrones van ocupando los orbitales disponibles de manera de hacer mínima la energía total del átomo (de acuerdo al Principio enunciado en párrafo anterior).

Se puede expresar a partir de la Regla de las Diagonales, o considerando la energía orbital creciente, como se indica en la Tabla Periódica.

Figura 1: Orden de llenado de subniveles atómicos en un átomo polielectrónico (Regla de las diagonales)





Química

Esta regla consiste en disponer los orbitales atómicos de acuerdo con el esquema que se muestra en la figura 1 y recorrerlo según las diagonales, quedaría:



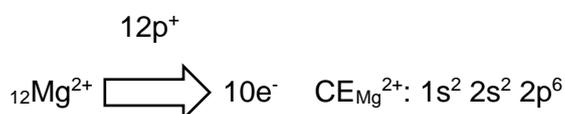
Indica la ocupación de los orbitales de un átomo polieletrónico, es decir **el orden de llenado** que no coincide exactamente con la energía orbital. Ejemplo de las dos maneras:



En este caso se escribe el símbolo del gas noble más cercano con menos electrones entre corchetes que el átomo considerado y luego se continúa con la distribución del resto de los electrones.



Para representar las configuraciones electrónicas de iones es necesario recordar que la carga del ion indica la diferencia entre cargas positivas (n° de protones) y negativas (n° de electrones).



La **Configuración Electrónica Externa (CEE)** es la distribución de los electrones que podrían intervenir en las uniones químicas, es decir, los electrones externos. Para determinarlas se parte del mayor nivel energético hasta el final de la configuración, si existen subniveles d o f completos y por lo menos 1 electrón en un subnivel de mayor energía, los electrones pertenecientes a esos subniveles completos (d o f) no corresponden a la CEE. Ejemplos:

Elemento	Z	CE	CEE
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^3$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$4s^2 3d^8$
Ga	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$4s^2 4p^1$



Química

Los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma CEE general (varían el nivel energético pero poseen el mismo número de electrones externos). Por ejemplo, la CEE de los elementos del grupo 2 es ns^2 . A esto se debe que presenten propiedades químicas similares, igual capacidad de combinación, y que formen cationes divalentes.

Tabla 4: Relación entre la Configuración electrónica externa y el Grupo en la Tabla Periódica

CEE	GRUPO	NOMBRE
ns^1	1 o IA	Metales Alcalinos
ns^2	2 o IIA	Metales Alcalino-Térreos
$ns^2 np^1$	3 o IIIA	Familia del Boro
$ns^2 np^2$	14 o IVA	Familia del Carbono
$ns^2 np^3$	15 o VA	Familia del Nitrógeno
$ns^2 np^4$	16 o VIA	Calcógenos
$ns^2 np^5$	17 o VIIA	Halógenos
$ns^2 np^6$	18 o VIIIA	Gases Nobles o Inertes

El número de período se relaciona con el **mayor nivel energético** de la configuración electrónica externa.

Los elementos pueden clasificarse según sus propiedades características en metales, no metales y gases inertes (Figura 2). **Los metales** presentan brillo propio característico, son maleables (se convierten en láminas), dúctiles (se convierten en hilos), buenos conductores del calor y la electricidad, y en su mayoría sólidos a temperatura ambiente. **Los no metales** en cambio, resultan malos conductores del calor y la electricidad, a temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos y gaseosos. **Los gases inertes**, en tanto son gases a temperatura ambiente y se caracterizan por su casi total inactividad química.

Hay ciertos elementos que no tienen propiedades bien definidas, sino intermedias entre las de un metal y un no metal y se llaman metaloides, están situados próximos a la línea escalonada que divide los metales de los no metales (ejemplos Germanio y Antimonio)

Iones más frecuentes de Elementos Representativos

Los átomos de la mayoría de los elementos tienden a adquirir la configuración electrónica externa del gas noble más cercano por ganancia o pérdida de electrones formando aniones o cationes.



Química

Tabla 5: Iones más frecuentes por Grupo en la Tabla Periódica

GRUPO	CEE	Ganancia o pérdida de e	Iones
1	ns^1	Pierden 1 e	M^+
2	ns^2	Pierden 2 e	M^{2+}
16	$ns^2 np^4$	Ganan 2 e	X^{2-}
17	$ns^2 np^5$	Ganan 1 e	X^-

El Hidrógeno puede formar iones H^- o H^+ .

Propiedades Periódicas

Existen una serie de propiedades de los elementos, que están relacionadas con la configuración electrónica externa y la atracción del núcleo por los electrones de los átomos que los forman, se designan periódicas porque varían regularmente y esto puede apreciarse fácilmente por la forma en la que han sido ubicados los elementos en la tabla periódica.

Se analizará el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad especialmente para los elementos representativos.

Radio atómico.

El tamaño de un átomo se define en términos de su radio atómico, que es la mitad de la distancia entre los dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes. Para los átomos que están unidos entre sí formando una red tridimensional, el radio atómico es la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. Para los elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula específica.

Dentro de un grupo, el radio aumenta a medida que aumenta el número atómico, ya que aumenta el número cuántico principal de los electrones de valencia y en consecuencia quedan a mayores distancias del núcleo. Sin embargo, en un período, el radio disminuye a medida que aumenta el número atómico. En este caso, el número cuántico principal de los electrones es el mismo, pero a medida que aumenta la carga nuclear, los electrones tienden a ser más atraídos hacia el núcleo y por lo tanto los átomos se hacen más pequeños.

El radio iónico es el radio de un catión o de un anión. Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, se espera un cambio de tamaño. En el caso en que se forme un catión, el radio de éste es menor al de sus respectivos átomos, porque a medida que aumenta la carga nuclear, la nube electrónica tiende a contraerse. Al igual que los radios atómicos, los radios de los cationes aumentan al descender en un grupo debido a que los electrones ocupan niveles con un mayor número cuántico principal. En cambio, cuando se forma un anión, el radio es mayor que el del elemento en estado neutro. Esto se debe a que la carga nuclear permanece constante pero los electrones se repelen entre sí con mayor fuerza al aumentar el número de electrones de la capa de valencia.



Química

Energía de ionización.

La energía de ionización es la energía que se requiere para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. Cuanto mayor es la energía de ionización es más difícil quitar el electrón.

La primera energía de ionización corresponde a la energía necesaria para quitar un electrón de un átomo:



La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un catión monovalente en fase gaseosa:



Siempre se cumple que la primera energía de ionización es menor que la segunda y a su vez la segunda menor que la tercera. Esto se debe a que el ion al tener carga positiva cada vez mayor hay mas predominio de la carga nuclear sobre los electrones y es mas difícil sustraerle un nuevo electrón. Asimismo cuando el catión adquiere la configuración electrónica del gas noble se hace mucho más difícil quitarle otro electrón.

La primera energía de ionización aumenta a medida que aumentan los números atómicos de los elementos dentro de un período. Por otro lado, se observa una disminución a medida que aumenta el número atómico en un grupo. Esto indica que se necesita menos energía para arrancar un electrón de un átomo de Bario, por ejemplo, que a un átomo de berilio. Los elementos con baja energía de ionización tienden a formar cationes fácilmente.

Electronegatividad.

La capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace covalente se denomina electronegatividad. Los átomos con electronegatividad alta tienen más tendencia a atraer electrones que aquellos con electronegatividad baja. Como es de esperarse, la electronegatividad se relaciona con la afinidad electrónica y la energía de ionización. De esta manera, un átomo con afinidad electrónica y energía de ionización altas posee electronegatividad alta. Por el contrario, un átomo con baja energía de ionización y baja afinidad electrónica tiene electronegatividad baja.