

Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura
Universidad Nacional del Nordeste
Avenida Libertad 5450- 3400. Corrientes
TE: (03783)457996- Int. 105

QUÍMICA GENERAL

Unidad III: Distribución de electrones en los átomos

Contenidos temáticos desarrollados por:

Lic. Maria Irene Vera . Especialista en Docencia Universitaria
Profesor Adjunto

CARRERAS: Ingeniería Electrónica- Ingeniería Eléctrica
Profesorado en Física y Licenciatura en Física

2010

AL ALUMNO: El apunte aquí desarrollado tiene como finalidad orientar la búsqueda bibliográfica que necesariamente se debe hacer en el estudio de un determinado contenido. De ninguna manera intenta reemplazar a un libro. Se sugiere tomarlo como guía y buscar los temas aquí tratados en la bibliografía sugerida, para elaborar un material personal de estudio para consulta y para el examen final de la asignatura.

Lic. María Irene Vera.
Especialista en Docencia Universitaria
Profesor Adjunto
Química General

UNIDAD III DISTRIBUCIÓN DE ELECTRONES EN LOS ATOMOS.

CONTENIDOS CONCEPTUALES: Teoría cuántica. Significado y valores de los números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuración electrónica y clasificación periódica de los elementos. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Propiedades periódicas. Energía de ionización. Electroafinidad. Electronegatividad.

BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA

Atkins, P. y Jones, L. "Química. Moléculas. Materia. Cambio". Ediciones Omega S.A. Barcelona. España. 1998

Atkins, P. y Jones, L. "Principios de Química". Los Caminos del Descubrimiento. Editorial Médica Panamericana. Buenos Aires. 2006

Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. "Química la Ciencia Central". Prentice Hall Hispanoamericana S.A. México. 1998.

Chang, R. "Química". McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C. V. México. 1999

Whitten, K., Davis, R., Peck, M. Química General. McGraw-Hill/Interamericana de España S.A.U. 1998.

Significado y Valores de los Números Cuánticos

Las soluciones de la ecuación de Schrodinger *son funciones*, no son números y se llaman **funciones de onda ψ** . La función de onda de un electrón puede tener un signo positivo o negativo. El cuadrado de esa función ψ^2 es una expresión matemática de la forma en que varía de un lugar a otro *la probabilidad* de encontrar un electrón en un pequeño volumen. La probabilidad de encontrar un electrón debe ser positiva, porque el electrón debe estar en algún lugar. Una probabilidad negativa carece de significado. El volumen en el espacio donde es probable encontrar un electrón con determinada energía se llama **orbital**. Se lo puede considerar como **la función de onda del electrón de un átomo**.

Un orbital atómico, tiene una energía característica y una distribución característica de la densidad electrónica en el espacio, lo que le da su forma característica.

La ecuación de Schrodinger tiene infinitas soluciones. Cada solución se identifica con tres **números cuánticos**. Se necesita un conjunto de tres números cuánticos para describir a un electrón porque los electrones en los átomos se mueven en el espacio tridimensional. Estos números cuánticos, además de identificar el orbital, indican las propiedades del electrón que ocupa un orbital determinado.

Cada electrón en un átomo tiene una serie de cuatro números cuánticos que fijan su energía y la forma de su nube de carga.

- n : número cuántico principal**
- ℓ : número cuántico azimutal (o del momento angular**
- $m\ell$ número cuántico magnético**
- m_s : número cuántico del espín**

Analizaremos los números cuánticos de los electrones en *átomos aislados, gaseosos, y en su estado fundamental (de mínima energía)*

Estos números cuánticos permiten identificar completamente a un electrón, en cualquier orbital de cualquier átomo.

1) Número cuántico principal (n):

Este número cuántico describe el tamaño de un orbital (la distancia promedio de un electrón en el orbital, respecto del núcleo) y determina en gran parte su energía. A mayor valor de n mayor energía del electrón y mayor distancia del electrón respecto del núcleo, lo que significa menor estabilidad.

n solo puede tomar valores enteros positivos empezando con el 1; $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

*Todos los orbitales que tienen el mismo número cuántico principal se llaman **capa**. Esto significa que a cada valor de n en un átomo, le corresponde **un nivel de energía principal o capa**. A cada valor de n se le asigna una letra: K ($n = 1$), L ($n = 2$), M ($n = 3$), N, O, P, Q (para cada letra se incrementa en una unidad el valor de n). La energía menor de todas las posibles corresponde al valor de $n = 1$; este estado recibe el nombre de **estado fundamental del átomo**. Un aumento del valor de n corresponde a un aumento del tamaño de las nubes que representan los orbitales. Un electrón está lo más cerca posible del núcleo en el estado fundamental ($n = 1$). Todas las capas excepto la primera, se dividen en *subcapas o subniveles*.*

2) Número cuántico de momento angular o azimutal (ℓ):

Este número determina la forma de los orbitales. Cada nivel principal n incluye n subniveles o subcapas. Todos los orbitales de un subnivel tienen el mismo número cuántico de momento angular (ℓ) además del mismo número cuántico principal (n). Como sugiere su nombre, ℓ indica el momento angular orbital del electrón, una medida de la velocidad a la cual el electrón circula alrededor del núcleo.

ℓ puede tomar valores enteros positivos desde 0 hasta $(n - 1)$.

$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

Si $n = 1$ entonces $\ell = 0$ en el primer nivel principal solo hay un subnivel

Si $n = 2$ entonces $\ell = 0$
1 } hay dos subniveles

Si $n = 3$ entonces $\ell = 0$
1 } hay tres subniveles
2 }

En cada nivel principal n hay n subniveles diferentes.

A cada valor de ℓ se le asignan letras para evitar confusiones.

ℓ	0	1	2	3	4
Tipo de subniveles	s	p	d	f	g

Las letras s, p, d y f describen las rayas en los espectros de emisión atómica de los metales alcalinos: **s**harp (aguda), **p**rincipal, **d**ifusa y **f**undamental. Después de la **f**, las demás letras se asignan en orden alfabético.

Generalmente, al designar un subnivel, también se indica su número cuántico principal.

Ejemplo: subnivel **1s** ($n = 1 \ell = 0$); subnivel **2p** ($n = 2 \ell = 1$); subnivel **3d** ($n = 3 \ell = 2$).

La energía de los subniveles aumenta en el orden:

$$ns < np < nd < nf$$

3) Número cuántico magnético (m_ℓ):

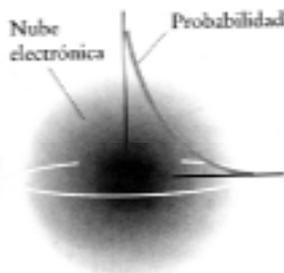
Este número cuántico describe la dirección del movimiento orbital del electrón en el espacio, designa el número de orbitales contenidos en cada subnivel. Tiene valores enteros desde $-\ell$ hasta $+\ell$

$$m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$$

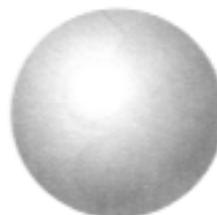
Para cada valor de ℓ hay $(2\ell + 1)$ valores enteros de m_ℓ , es decir, **en cada subnivel, habrá $(2\ell + 1)$ orbitales.**

Subnivel s ($\ell = 0$) $m_\ell = 0$: un subnivel s contiene un orbital.

Los orbitales s tienen forma esférica. Normalmente, en lugar de representar el orbital **s** como una nube se dibuja la **superficie límite**, que es la superficie que incluye las zonas más densas de la nube. En la práctica, solo será posible encontrar el electrón en el interior de esta superficie. La superficie límite de un orbital **s** es esférica porque la nube electrónica es esférica. Los orbitales **s** de energía elevada tienen superficies límites de mayor diámetro.



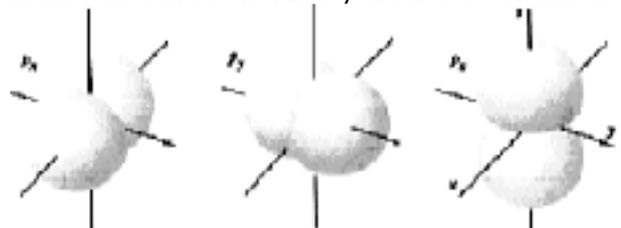
Representación tridimensional de la nube electrónica correspondiente al orbital 1s del hidrógeno



Representación de la superficie límite de un orbital s

Como se deduce de la elevada densidad de la nube cerca del núcleo, un electrón en un orbital **s** tiene una probabilidad no nula de encontrarse en el mismo núcleo.

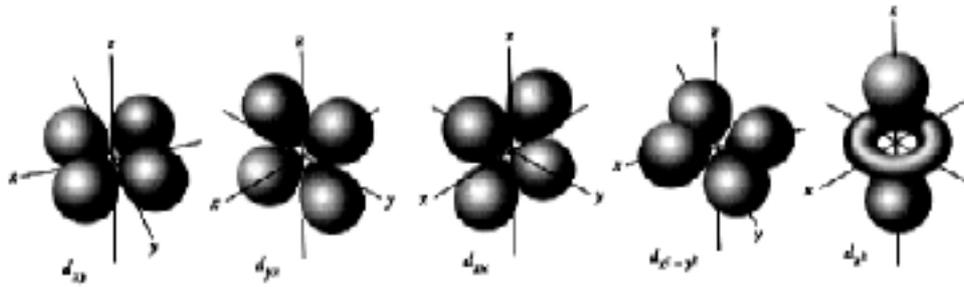
Subnivel p ($\ell = 1$) $m_\ell = -1, 0, 1$: dentro de cada subnivel p hay tres orbitales con orientaciones diferentes p_x, p_y, p_z . La diferencia en el signo significa que la dirección del movimiento es opuesta, el electrón en un estado circula en sentido horario y en el otro estado lo hace en sentido antihorario



Estos orbitales son idénticos en tamaño, forma y energía. Pueden ser imaginados como dos lóbulos a los lados opuestos del núcleo. Los dos lóbulos están separados por un plano llamado **plano nodal** que atraviesa el núcleo. En dicho plano, nunca se encuentra un electrón **p**; de modo que nunca se puede encontrar en el núcleo. Esta diferencia respecto a un orbital **s** es muy importante para entender la estructura de la tabla periódica y proviene del hecho de que un electrón en un orbital p tiene un momento angular orbital no nulo que lo expulsa lejos del núcleo.

Unidad Nº 3: Distribución de electrones en los átomos

Subnivel d ($\ell = 2$) $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$: dentro de cada subnivel d hay cinco orbitales con orientaciones diferentes. Cada orbital d posee cuatro lóbulos con la excepción del designado d_{z^2}
 Según los ejes: d_{z^2} ; $d_{x^2-y^2}$
 Según los planos: d_{xy} ; d_{xz} ; d_{yz}



Los números cuánticos principales, los de momento angular y los magnéticos surgen de la solución matemática para la ecuación de Schrödinger.

Los números cuánticos deducidos con la ecuación de Schrodinger explican gran parte de los datos experimentales pero no prevén que algunas rayas espectrales atómicas consisten en realidad en dos rayas muy próximas. W. Pauli, físico austríaco, propuso que se pueden explicar las dos rayas si el electrón tiene dos estados disponibles y que puede ocupar cualquiera de los dos. Así surge el cuarto número cuántico:

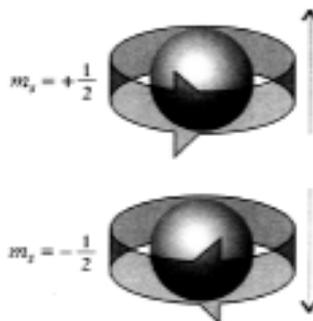
4) Numero cuántico magnético de espín (m_s) :

El cálculo de Schrödinger de las energías de los orbitales del átomo de hidrógeno fue fundamental para el desarrollo de la Teoría Atómica Moderna, pero las líneas espectrales experimentales no coincidían exactamente con las frecuencias teóricamente calculadas. Goudsmit y Uhlenbeck, dos físicos holando-estadounidenses, en 1925 explicaron estas diferencias proponiendo que un electrón se comporta como una esfera giratoria, al igual que los planetas que giran sobre su eje. Esta propiedad se denominó "de espín" del inglés "spin" que significa girar sobre si mismo.

De acuerdo a la mecánica cuántica, un electrón posee dos estados de espín, representados por las flechas hacia arriba (\uparrow) para indicar el giro en sentido horario o hacia abajo (\downarrow) para indicar el giro en sentido antihorario o por las letras α y β .

Estos dos estados se distinguen mediante un cuarto número cuántico, el *número cuántico magnético de espín* (m_s). Los únicos valores que puede tomar m_s son dos, iguales y opuestos : $+1/2$ y $-1/2$. Estos valores no dependen de los valores de n , ℓ o m_ℓ

Si dos electrones tienen el mismo valor de m_s , se dice que tienen los espines paralelos. Si los valores de m_s difieren, se dice que están apareados



Uno de los principios fundamentales de la Mecánica Cuántica es el **Principio de Exclusión de Pauli**. Pauli propuso que: **dos electrones en un átomo, no pueden tener iguales los cuatro números cuánticos**. Para idénticos valores de n , ℓ , y m_ℓ , deben diferir en m_s . Como resultado de este principio, **cada orbital podrá contener como máximo dos electrones y deberán tener sus espines opuestos**.

Repasando: **CAPACIDAD DE NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES.**

- 1) Cada nivel principal de número cuántico n , tienen un total de n subniveles.
- 2) Cada subnivel de numero cuántico ℓ tiene un total de $(2\ell + 1)$ subniveles.

Subnivel $s(\ell = 0)$	\rightarrow 1 orbital	2 electrones
Subnivel $p(\ell = 1)$	\rightarrow 3 orbital	6 electrones
Subnivel $d(\ell = 2)$	\rightarrow 5 orbital	10 electrones

Unidad Nº 3: Distribución de electrones en los átomos

Subnivel $f(l = 3) \rightarrow 7$ orbital 14 electrones

3) Cada orbital puede tener hasta dos electrones con espines opuestos. El número máximo de electrones en un subnivel es **$2(2l + 1)$** .

4) El número total de orbitales en un nivel de número cuántico **n es n^2**

5) El número total de electrones en un nivel es **$2n^2$**

	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Capa	K	L	M	N
n	1	2	3	4

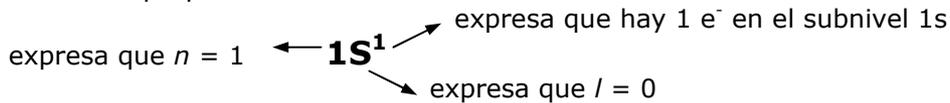
Configuración Electrónica y Clasificación Periódica de los Elementos

Vimos que los cuatro números cuánticos, permiten identificar completamente **un electrón, en cualquier orbital de cualquier átomo**. Se puede emplear el concepto de orbital atómico para describir las estructuras electrónicas basado en el átomo de hidrógeno. Estas estructuras electrónicas son la clave de la organización de la tabla periódica, de las propiedades periódicas de los elementos y de la capacidad de los átomos para formar enlaces químicos.

Hay distintas maneras de mostrar la distribución de los electrones entre los niveles, subniveles y orbitales. La estructura electrónica de un átomo se indica mediante su **configuración electrónica**.

La **configuración electrónica muestra una lista de todos los orbitales ocupados indicando el número de electrones que cada uno contiene**. Permite conocer el número de electrones en cada nivel principal y subnivel. El conocimiento de las configuraciones electrónicas ayuda a entender y predecir las propiedades de los elementos.

Ejemplo ${}_1\text{H}$



Se lee "uno ese uno"

Consideremos las configuraciones electrónicas de átomos plurielectrónicos (o polielectrónicos). Recordamos que: solo trataremos con átomos gaseosos, aislados y en su estado fundamental. Para encontrar la configuración electrónica de cualquier átomo, a medida que Z aumenta en una unidad, los electrones se agregan de a uno a los orbitales, simultáneamente con el agregado de uno en uno de protones en el núcleo y siempre ocupando **el nivel de menor energía**. Este principio se conoce como **principio de Aufbau** (Aufbau en alemán significa construcción) del sistema periódico. Para saber el orden en que se llenan los subniveles, hay una regla sencilla. Se llenan primero, aquel subnivel que tenga la suma **$(n+l)$** más baja.

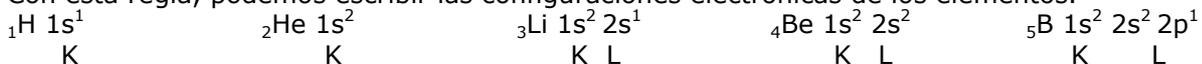
Subnivel **4s** ($n = 4, l = 0; 4+0 = 4$) se llena antes que

Subnivel **3d** ($n = 3, l = 2; 3+2 = 5$)

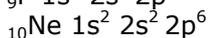
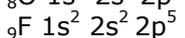
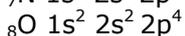
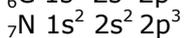
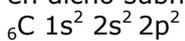
Cuando $(n+l)$ da el mismo valor para dos subniveles, se llenará primero aquel que tenga menor valor de n .

3d ($3+2=5$) se llena antes que 4p ($4+1=5$)

Con esta regla, podemos escribir las configuraciones electrónicas de los elementos.



Cuando llegamos al carbono ¿dónde se ubica el sexto electrón? ¿Se aparea con uno de los orbitales 2p ya llenos o se coloca en un orbital 2p diferente? (Recordar que hay tres orbitales 2p diferentes en dicho subnivel)



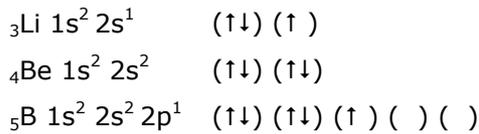
Si representamos con flechas \uparrow el espín del electrón, estamos empleando el **diagrama orbital**, que indica la distribución de los electrones **dentro de los orbitales**.

Un electrón con $m_s = +1/2$ se representa (\uparrow) y con $m_s = -1/2$ (\downarrow)

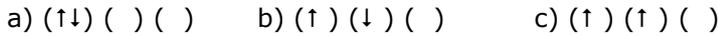
Cada orbital se representa como \square ó $()$ ó $_$ y dentro del orbital, como máximo podemos poner dos electrones con espines opuestos.



Unidad N° 3: Distribución de electrones en los átomos



Retomando el caso del carbono, $1s^2 2s^2 2p^2$, ¿cómo se distribuyen los dos electrones $2p$? ¿Ocupan 1 o 2 orbitales?



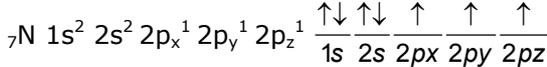
a), b) o c) no violan el principio de exclusión de Pauli.

Habrá que determinar cuál de las tres opciones dará mayor estabilidad. La respuesta la da la **Regla de Hund**, que se puede aplicar a átomos, iones o moléculas, y que establece que:

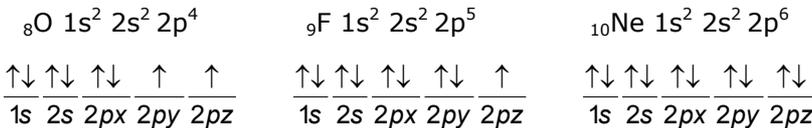
Los electrones deben ocupar todos los orbitales de un subnivel dado en forma individual, antes que se inicie el apareamiento. Dicho de otro modo. La distribución más estable de electrones en los subniveles será aquella que tenga el mayor número de espines paralelos. En nuestro caso el diagrama c)

La regla de Hund, está probablemente asociada con los efectos de repulsión entre los electrones. Hay mayor repulsión electrónica cuando los dos electrones están en el mismo orbital que cuando están en orbitales separados.

Un subnivel semillero tiene asociado una estabilidad adicional, como sucede en el ${}_{7}\text{N}$.



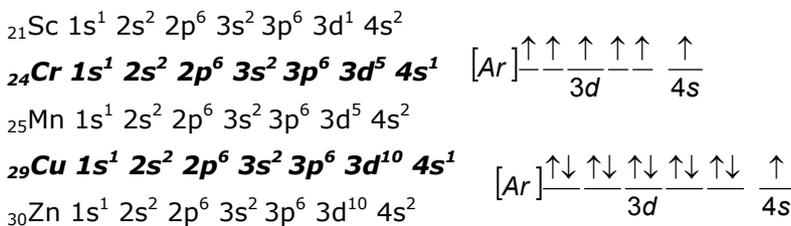
La configuración electrónica de los gases nobles, con subniveles completos, es más estable.



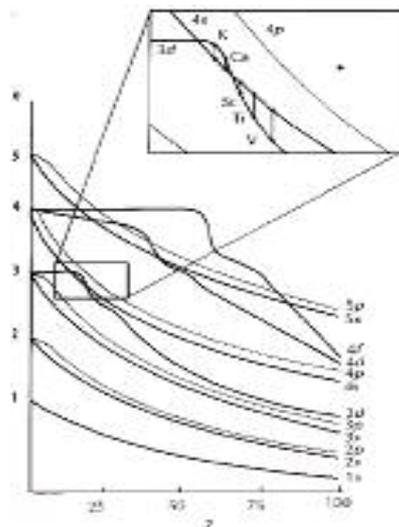
El **paramagnetismo** es una propiedad característica de las sustancias con momentos magnéticos permanentes, y esta asociado a la presencia de electrones sin aparear en un átomo, ión o molécula. Si todos los electrones están apareados, se anulan los efectos de los espines electrónicos, siendo una sustancia **diamagnética**.

Los elementos del ${}_{21}\text{Sc}$ al ${}_{29}\text{Cu}$ llenan los orbitales $3d$ de acuerdo a la regla de Hund.

Capacidad del subnivel $3d$: 10 electrones



Los electrones de los metales de transición ocupan los orbitales **d** progresivamente a medida que Z aumenta. No obstante hay dos excepciones: la configuración correspondiente al subnivel **d** semillero (**d⁵**) o completamente lleno (**d¹⁰**), tienen una energía menor de lo que la teoría sugiere. En algunos casos, un átomo neutro tiene una energía total menor si el subnivel **3d** está semilleno (**d⁵**) o completamente lleno (**d¹⁰**), como resultado de transferir un electrón **4s** a un orbital **d**.



Ejercitación:

a) Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos e iones

${}_{26}\text{Fe}$:

${}_{34}\text{Se}$:

${}_{20}\text{Ca}^{2+}$:

${}_{17}\text{Cl}^-$:

${}_{42}\text{Mo}$:

${}_{25}\text{Mn}^{2+}$:

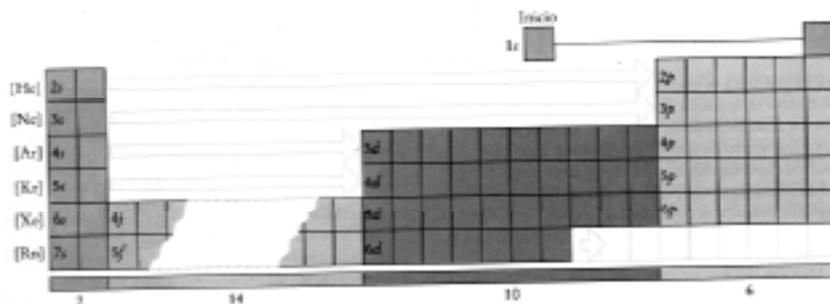
Al formarse un ion, se pierden uno o más electrones del nivel con valor de n más alto, ocupado. Los orbitales $3d$ son más estables que el orbital $4s$ por lo cual, en los metales de transición se pierden primero los electrones **ns** y después los **$(n-1) d$**

N^{3-} :

In :

In^+ :

In^{3+} :



Ejercicios de repaso

- En qué difiere un orbital atómico de una órbita?
- De los siguientes orbitales cuáles no existen: $1p$, $2s$, $2d$, $3p$, $3d$, $3f$.
- Un electrón de un átomo está en el nivel cuántico $n=3$. Enumere los valores posibles de l y m_l que puede tener.
- De los valores de los números cuánticos asociados a los siguientes orbitales: a) $2p$, b) $3s$, c) $5d$.

Unidad N° 3: Distribución de electrones en los átomos

- e) Calcule el número total de electrones que pueden ocupar a) un orbital s; b) tres orbitales p; c) cinco orbitales d; e) siete orbitales f.

Tabla Periódica o Clasificación Periódica de los Elementos

La tabla periódica recibe este nombre para reflejar la repetición periódica que se observa en las propiedades de las familias de los elementos a medida que Z aumenta.

La tabla periódica esta organizada en base a las configuraciones electrónicas de los átomos.

Clasificar: es ordenar por clase.

Periódico: repetición regular de algo.

Vamos a clasificar elementos químicos.

La ley periódica establece que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

En la tabla periódica los elementos se disponen en orden creciente de sus números Z, de tal manera que los elementos que tienen propiedades semejantes queden acomodados en la misma columna vertical.

Cada elemento químico esta representado mediante un símbolo químico, que es la notación que se utiliza para representarlo; generalmente es la letra inicial del nombre del elemento en mayúscula imprenta; o bien la 1ª y 2ª letra, esta ultima ya en minúscula.

C, Ca, Cr

M, Mo, Mn

La tabla periódica tiene dieciocho columnas verticales llamadas grupos o familias y siete filas horizontales llamadas periodos, que empiezan en un metal alcalino y termina en un gas noble.

La IUPAC aconseja numerar los grupos del uno al dieciocho pero las tablas de uso corriente distinguen dos tipos de grupos, los A y los B. Hay ocho grupos A y ocho grupos B.

$\frac{8 \text{ grupo A} + 8 \text{ grupo B}}{16 \neq 18}$ Se debe a que tres columnas corresponden a un grupo, el VIII B. se llaman triadas del Fe, del Pd y del Pt.

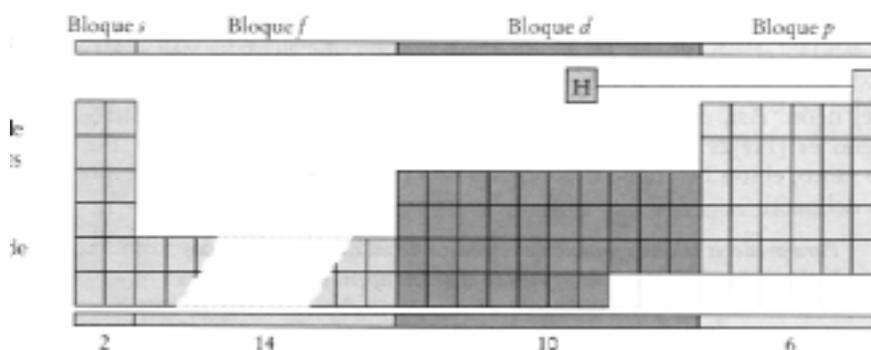
La forma de la tabla periódica, tiene estrecha relación con la estructura electrónica de los átomos de los diferentes elementos. El número de periodo al que pertenece un elemento es igual al número de nivel de energía en donde el átomo aloja sus electrones externos, llamados de valencia porque son los que intervienen en la formación de los enlaces químicos.

En los elementos de los Grupa A, el número de grupo es igual al número de electrones de valencia que tienen sus átomos.

As numero de orden $z=33$ $33 p^+$ en su núcleo

Periodo 4 $n = 4$, 4 capas o niveles de energía la 4ª es la capa de valencia

Grupo VA tiene $5e^-$ en su capa de valencia.



De acuerdo con el tipo de subnivel que se esta llenando, los elementos se clasifican en:

Elementos representativos: (bloque s y p) son los elementos de los grupos A de la tabla periódica, en los que el último electrón se añade a un orbital **s** o **p**, con excepción del helio los gases nobles tienen completamente lleno el subnivel p ($He 1s^2$, los demás $ns^2 np^6$)

Cada grupo tiene nombre específico:

IA: Li – Fr: metales alcalinos.

IIA: Be – Ra: metales alcalinoterreos.

IIIA: B – Tl: terreos – familia del boro.

IVA: C – Pb: carbonoides – familia del carbono.

VA: N – Bi: nitrogenoides o pnicturos – familia del nitrógeno.

VIA: O – Po: anfígenos o calcógenos – familia del oxígeno

VII: F – At: halógenos.

VIIIA: He – Rn: gases nobles.

El bloque representativo incluye elementos metálicos y no metálicos. Hay una línea quebrada que comienza en el B y termina en el At. A la *izquierda* están los **metales**, y a la derecha en la parte *superior*, los **no metales**.

La configuración electrónica externa para los elementos representativos es:



Elementos de transición o metales de transición:

Llenan los subniveles "d" de la penúltima capa. Se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica, en los periodos 4, 5 y 6.

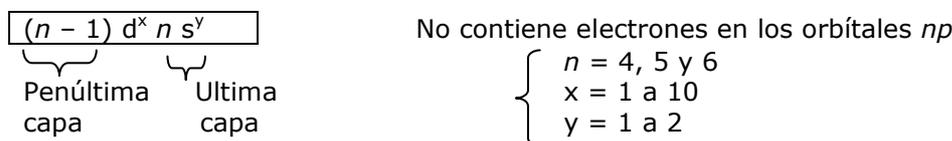
Periodo 4: ${}_{21}\text{Sc} \rightarrow {}_{30}\text{Zn}$

Periodo 5: ${}_{39}\text{Y} \rightarrow {}_{48}\text{Cd}$

Periodo 6: ${}_{57}\text{La} \rightarrow {}_{80}\text{Hg}$

Pueden ser considerados como una transición entre los elementos alcalinos (formadores de base) que están a la izquierda y los formadores de ácidos, que están a la derecha.

La configuración electrónica de la capa de valencia es:

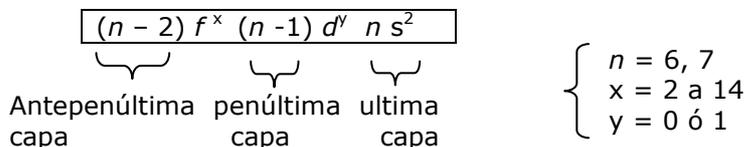


Elementos de transición interna:

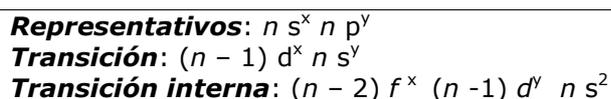
Se añaden electrones a los orbitales *f*. Todos son metales. Están localizados entre los grupos IIIB y IVB. Son 1º serie de transición *f* (lantánidos) ${}_{58}\text{Ce}$ a ${}_{71}\text{Lu}$ y 2º serie de transición *f* (actínidos) ${}_{90}\text{Th}$ a ${}_{103}\text{Lr}$.

Los electrones ingresan en los orbitales *f* de la antepenúltima capa.

La configuración electrónica externa de la capa de valencia es:



Resumiendo:



Propiedades periódicas

Así como la configuración electrónica de los elementos, muestra una variación de Z, los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico.

Recordemos la ley periódica: *La ley periódica establece que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.*

El punto de fusión, punto de ebullición, radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, se denominan **Propiedades Periódicas**.

Energía de Ionización (I)

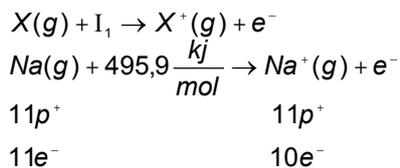
La energía de ionización (I) es la mínima energía requerida para quitar 1 mol de electrones a 1 mol de átomos en estado gaseoso en su estado fundamental. Unidades KJ/mol, Kcal/mol, eV/mol

$$1\text{eV} = 23,06 \text{ Kcal/mol} = 1,6022 \cdot 10^{-16} \text{ kJ}$$

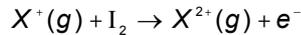
Su magnitud es una medida de la fuerza con que está unido el electrón al átomo. Un valor alto de **I**, implica que será más difícil de quitar un electrón.

En átomos polielectrónicos: la energía requerida para quitar el 1º electrón del átomo gaseoso en su estado fundamental se denomina primera energía de ionización (**I₁**).

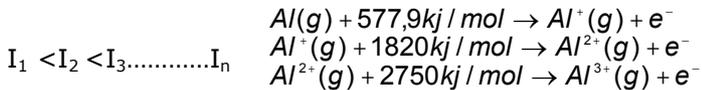
Unidad N° 3: Distribución de electrones en los átomos



La 2º energía de ionización (**I₂**) se refiere al proceso:



Siempre es un proceso endotérmico por convenio es (+).



I₁ aumenta en un periodo de izquierda a derecha, ya que la carga nuclear efectiva aumenta en ese sentido y el electrón externo está más fuertemente atraído.

Disminuye hacia abajo en un grupo ya que los electrones externos ocupan un nivel más alejado del núcleo están menos fuertemente atraídos.

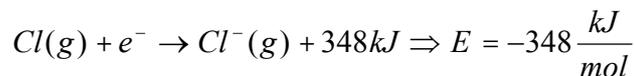
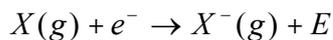
Los menores valores corresponden a los elementos situados en la esquina inferior izquierda (cerca del Cs). Los mayores, a los situados en la zona superior derecha (cerca del He).

Los elementos con bajos valores de I₁, forman cationes fácilmente y conducen la electricidad en estado sólido.

Las diferencias en los valores de I, explica por que los metales siempre forman cationes, y los no metales forman aniones en compuestos iónicos.

Electroafinidad o afinidad electrónica

La afinidad electrónica (E) es la energía desprendida cuando se añade 1 mol de electrones a 1 mol de átomos en estado gaseoso, para formar un unión (g).



Variación: **E**: aumenta en un periodo de izquierda a derecha
disminuye en un grupo hacia abajo

Los halógenos tienen los valores más altos de afinidad electrónica. Las Electroafinidades de los metales generalmente son menores que los valores de los no metales. En un grupo, la variación de los valores es pequeña.

Los elementos con E muy negativas, ganan fácilmente electrones para convertirse en aniones.

Las Electroafinidades de aniones son siempre positivas (+) porque para acercar una carga negativa (el e⁻) a otra carga negativa (el anión) hay que suministrar energía para vencer la repulsión electrónica.

Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento, es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer los electrones del enlace cuando está químicamente combinado con otro átomo.

Los elementos con electronegatividad alta, tienen más tendencia para atraer los electrones del enlace que los elementos con electronegatividad baja. La electronegatividad se relaciona con I y E.

Un átomo como F que tiene la > E y una I alta (no pierde electrones con facilidad), tiene electronegatividad alta. El Na tiene baja E, baja I y baja electronegatividad.

En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo y disminuye hacia abajo en un grupo.

La electronegatividad de un elemento, se mide respecto de la del otro elemento (es un concepto relativo). Linus Pauling desarrollo un método para calcular las electronegatividades relativas de la mayoría de los elementos. Es un número sin unidades.

La afinidad electrónica y la electronegatividad están relacionadas pero son diferentes. Si bien ambas propiedades indican la tendencia de un átomo a atraer electrones, la afinidad electrónica se refiere a la atracción de un átomo aislado por un electrón adicional, mientras la electronegatividad se refiere a la habilidad de un átomo que está unido a otro átomo para atraer los electrones compartidos.