

UNIDAD II

MODELO CUANTICO Y TABLA PERIÓDICA

INTRODUCCION

En esta unidad nos referiremos nuevamente al átomo, pero ahora a aquellos que tienen más de un electrón y que se llaman **átomos polieletrónicos**.

Se sabe en la actualidad que existen en la naturaleza más de 118 elementos (átomos diferentes) 93 naturales y el resto transuránicos (artificiales). Estos átomos se diferencian por la cantidad de electrones que tienen, principalmente por su último electrón llamado **electrón diferencial**.

Cada átomo se identifica por la cantidad de protones que tiene, de ahí su número atómico, pero además debe tener también la misma cantidad de electrones, ya que el átomo es neutro eléctricamente.

Para saber **cómo están distribuidos estos electrones en el átomo**, es decir, cuál es su configuración electrónica debemos considerar el modelo cuántico del átomo, que hace referencia a que el átomo es un cuerpo formado por un núcleo rodeado de varios niveles de energía (capas) donde pueden localizarse cada uno de los electrones que forman el átomo.

Al término de esta unidad, el alumno, a partir del número atómico del elemento, deberá poder:

- 1.- Escribir la configuración electrónica del átomo.**
- 2.- Determinar sus números cuánticos del electrón diferencial**
- 3.- Determinar sus electrones de la última capa (valencia)**
- 4.- Definir su ubicación en la tabla periódica (período y grupo)**
- 5.- Deducir sus propiedades periódicas**

A.mcd

A) MODELO CUANTICO DEL ATOMO

Este modelo atómico cuántico determina LA LOCALIZACION Y MOVIMIENTO de cada uno de los electrones que conforman un átomo; los distribuye en diferentes niveles de energía y en diferentes tipos de orbitales en torno al núcleo. Esta distribución de electrones se conoce con el nombre de **Configuración o distribución electrónica**.

Cada uno de los electrones de los átomos se localiza en torno al núcleo, en un determinado nivel (n) o radio atómico, en un tipo de figura-orbital (l), en una ubicación u orientación en el espacio tridimensional (m) y tiene el electrón un sentido de giro (s) sobre su propio eje al moverse alrededor del núcleo. A estos cuatro parámetros de localización y movimiento de los electrones se les llama **números cuánticos**.

Nombres de los números cuánticos

“ n “ = número cuántico energético

“ l “ = número cuántico orbital

“ m “ = número cuántico magnético

“ s ” = sentido de su giro (sobre su propio eje del electrón) spin

Número cuántico principal (n)

Define las diferentes distancias de giro traslacional del electrón alrededor de su núcleo. Se les llama niveles de energía. Se conocen hasta siete niveles: $n = 1, 2, 3$, etc.

Número cuántico orbital (l)

Los electrones de un átomo se mueven sobre orbitales que son zonas imaginarias de mayor probabilidad de encontrarlos. Pueden ser de tipo: **s, p, d, f**. **ligar**.

El Número cuántico orbital, define los tipos de orbitales (formas geométricas tridimensionales de mayor probabilidad...) sobre los que se pueden encontrar los electrones. **La cantidad de tipos de orbitales diferentes depende del nivel energético de que se trate**. Por ejemplo:

Nivel 1, tiene un solo orbital tipo (S) esférico, que numéricamente se le asigna o corresponde el valor cero.

Nivel 2, tiene 2 tipos de orbitales (el tipo (S) esférico, y el tipo (P) elíptico) que numéricamente les corresponde el valor cero y uno, respectivamente.

Nivel 3, tiene 3 tipos de orbitales (el tipo (S) esférico, el tipo (P) elíptico y el tipo (d) con anillos), que numéricamente les corresponde cero, 1, y 2 respectivamente.

Nivel 4, tiene 4 tipos de orbitales (el tipo (S) esférico, el tipo (P) elíptico, el tipo (d) con anillos y otro tipo (f)), que numéricamente les corresponde cero, 1, 2, 3 respectivamente.

Así sucesivamente para los demás niveles.

Estructurando estas consideraciones, se obtiene esta figura casi triangular:

1S

2S 2P

3S 3P 3d

4S 4P 4d 4f

5S 5P 5d 5f 5g

6S 6P

7S

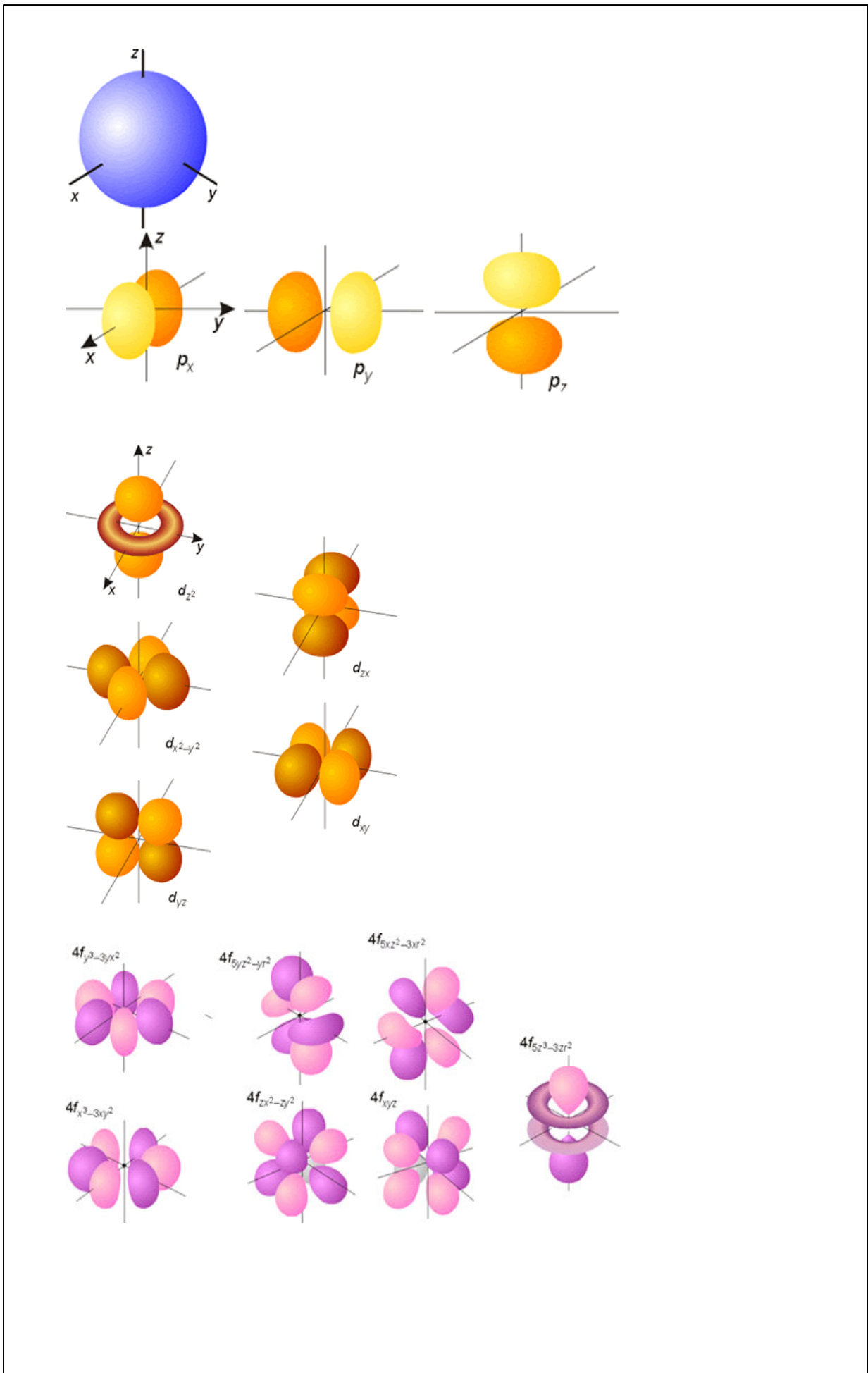
Resumiendo, cada tipo de orbital le corresponde un número (puesto que es cuántico):

Orbital s (esférica)----->> numericamente le corresponde: “ l “ = 0

Orbital p (ovoides)----->> le corresponde “ l “ = 1

Orbital d (ovoides y anillo)----->> le corresponde “ l “ = 2

Orbital f (otra) ----->> le corresponde “ l “ = 3



¿Cómo se irán distribuyendo los electrones en estos niveles y orbitales?

Según el “**Principio de Auf Bau**” los electrones irán ocupando primeramente los niveles de menor energía ($n = 1$), los más cercanos al núcleo, hasta llegar a los de mayor energía. Por lo tanto se llenan en este orden, siguiendo la secuencia señalada en el triángulo anterior, que puede llamarse Triángulo de Auf Bau:

1S, / 2S 2P, / 3S 3P, / 4S 3d 4P, / 5S 4d 5P, / 6S 4f 5d 6P, / 7S

Cadena o estructura que se conoce con el nombre de **Configuración electrónica general**.

* Aún no hay átomos con suficientes electrones para llenar todo el nivel 7.

Orientaciones en el espacio (m)

Es decir zona donde se localizan los orbitales y sus electrones, con respecto al núcleo, que debe considerarse en el centro de los ejes cartesianos, por lo tanto los orbitales con sus electrones deben encontrarse ¿sobre los ejes? ¿entre los ejes?, ¿o en algún cuadrante del espacio tridimensional?

La cantidad de orientaciones en el espacio (m) depende del tipo de orbital o sea su forma geométrica (l): **Desde -l hasta +l pasando por cero.**

tipo S : (0) una sola orientación: S

tipo P: (-1, 0, +1) tres orientaciones : Px, Py, Pz

tipo d: (-2, -1, 0, +1, +2) cinco orientaciones: d1, d2, d3, d4, d5

tipo f: (-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3) siete orientaciones: f1, f2, f3, etc.

¿Cuántos electrones caben en cada orbital tomando en cuenta las orientaciones en el espacio? Según el “**principio de exclusión de Pauling**” solo dos electrones pueden ocupar cada orbital .”.

S : una sola orientación: S : 2 electrones

P: tres orientaciones : Px, Py, Pz : 6 electrones (2 en cada orientación)

d: cinco orientaciones: d1, d2, d3, d4, d5 : 10 electrones

f: siete orientaciones: 14 electrones

Spin o giro (S).- Además “no pueden 2 electrones en el mismo átomo tener los mismos 4 números cuánticos iguales, por lo menos difieren en el sentido de su giro sobre su propio eje, o sea, el primer electrón en un orbital gira en sentido positivo; y el segundo para completar la pareja gira en sentido negativo y toman numéricamente los siguientes valores:

+ 1/2 y -1/2 . Ejemplo: 3S¹, 3S².

Triángulo de Auf Bau.- Incorporando esta información (cantidad máxima de electrones en cada tipo de orbital), la estructura final se conoce como Triángulo de Auf Bau y queda así :

Trián-
gulo

de

Auf
Bau

1S²
2S² 2P⁶
3S² 3P⁶ 3d¹⁰
4S² 4P⁶ 4d¹⁰ 4f¹⁴
5S² 5P⁶ 5d¹⁰ ----
6S² 6P⁶ -----
7S² -----

Verifique la cantidad máxima de electrones por nivel de acuerdo con esta fórmula. $2(n)^2$

¿ Cómo se distribuyen los electrones por niveles (n), tipos (l) y orientaciones (m)?

Distribución General de los electrones (DGE)

Según el "Principio de Auf Bau" o "triángulo de Auf Bau", los electrones irán ocupando primeramente los niveles de menor energía (n = 1), los más cercanos al núcleo, hasta llegar a los de mayor nivel de energía. Por lo tanto se llenarán los del primer nivel y luego los demás en este orden, de izquierda a derecha:

1S²,/ 2S² 2P⁶,/ 3S² 3P⁶,/ 4S² 3d¹⁰ 4P⁶,/ 5S² 4d¹⁰ 5P⁶,/ 6S² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6P⁶,/ 2He),.....10Ne),.....18Ar),.....36Kr),.....54Xe),.....86Rn)

Observe que los gases llamados inertes (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) son los que justo llenan cada nivel antes de pasar al siguiente.

Tabla periódica

A1.mcd

A1.CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

Enseguida se presentan algunos ejemplos para ver cómo se escribe la **configuración total, parcial y la distribución por capas** de los electrones, partiendo del conocimiento únicamente de su número atómico. La configuración electrónica general servirá para ilustrar estos ejemplos:

Distribución general de electrones (DGE)

1S²,/ 2S² 2P⁶,/ 3S² 3P⁶,/ 4S² 3d¹⁰ 4P⁶,/ 5S² 4d¹⁰ 5P⁶,/ 6S² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6P⁶,/ 2He),.....10Ne),.....18Ar),.....36Kr),.....54Xe),.....86Rn)

Ejercicios.-Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos(X) según su cantidad de electrones es :

- 1) 2X : $1S^2$
- 2) 6X : $1S^2, / 2S^2 2P^2$
- 3) 10X : $1S^2, / 2S^2 2P^6$
- 4) 11X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^1$
- 5) 16X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^4$
- 6) 20X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^6, / 4S^2$
- 7) 23X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^6, / 4S^2 3d^3$
- 8) 25X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^6, / 4S^2 3d^5$
- 9) 26X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^6, / 4S^2 3d^6$
- 10) 36X : $1S^2, / 2S^2 2P^6, / 3S^2 3P^6, / 4S^2 3d^{10}4P^6$

Observe:

- 1.- Se llenan primero los niveles de menor energía (**Principio de Auf-Bau**)
- 2.- Solo dos electrones en cada orbital (**Principio de exclusión de Pauling**)
- 3.- Algunos niveles mayores se adelantan a niveles menores, porque son de menor energía.

Comparando energías entre 2 niveles:

Aplice la siguiente fórmula ("n" + "l ") el que resulte menor es el de menor energía por lo tanto es el que se llena primero o cuando los resultados son iguales el de menor nivel se llena primero.

Entre 3d y 4S:

$$3d : 3 + 2 = 5 \quad (\text{se llena primero})$$

$$4S : 4 + 0 = 4$$

Entre 3P y 4S:

$$3P : 3 + 1 = 4 \quad (\text{se llena primero})$$

$$4S : 4 + 0 = 4$$

Regla de Hunt o de máxima multiplicidad.- Además de los dos principios mencionados y esta comparación de energías habrá que considerar la regla de Hunt que se refiere a los niveles que son degenerados (como Px, Py, Pz) o sea de igual nivel de energía. Y que dice:

- 1.- Los electrones tienden hasta donde sea posible ocupar el máximo número de orbitales degenerados.
- 2.- Cuando en orbitales degenerados se encuentran electrones desapareados sus spines son del mismo signo (+ 1/2), o sea todos son del mismo sentido de giro.

Configuración total y parcial:

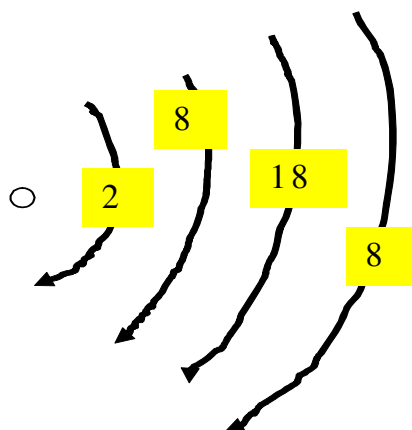
Configuración total:

$$2) \quad 6X : \quad 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2P^2$$

- 3) 10X : $1S^2 2S^2 2P^6$
 4) 11X : $1S^2 2S^2 2P^6 / 3S^1$

Configuración parcial:

- 2) 6X : $2(\text{He}) 2S^2 2P^2$
 3) 10X : $2(\text{He}) 2S^2 2P^6$
 4) 11X : $10(\text{Ne}) 3S^1$



Distribución de electrones por capas:

Cada nivel o capa del átomo tiene una determinada cantidad de electrones. La cantidad máxima por nivel (n) se puede calcular con: $2(n)^2$.

- | | | |
|----------|--|----------|
| 1) 2X : | $1S^2$ | 2/ |
| 2) 11X : | $1S^2 / 2S^2 2P^6 / 3S^1$ | 2/8/1 |
| 3) 23X : | $1S^2 / 2S^2 2P^6 / 3S^2 3P^6 / 4S^2 3d^3$ | 2/8/11/2 |
| 4) 36X : | $1S^2 / 2S^2 2P^6 / 3S^2 3P^6 / 4S^2 3d^{10} 4P^6$ | 2/8/18/8 |

A2.mcd

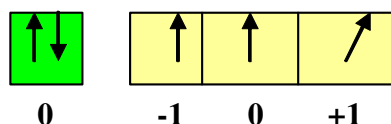
A2.- NUMEROS CUANTICOS DE LOS ATOMOS

Todos los electrones de un átomo tienen sus números cuánticos (**n, l, m, s**). Pero, específicamente para cada átomo lo que interesa conocer es la **localización y movimiento de su electrón diferencial**, es decir su electrón último, el más alejado (según su configuración electrónica) de su núcleo, y que lo diferencian del átomo anterior inmediato y del átomo posterior inmediato.

En los siguientes ejemplos se pretende obtener los cuatro numeros cuánticos de la localización del electrón diferencial de un átomo. Para ello se auxilia del diagrama orbital para ilustrar la distribución de los electrones (de la última capa) en las orientaciones correspondientes (Según la Regla de Hunt o de máxima multiplicidad)

Ejemplos: ¿Cuáles son los números cuánticos (n, l, m, s) de la localización del **electrón diferencial** del átomo (7X) ?, Dibuje el diagrama orbital correspondiente.

- 1) 7X : $2(\text{He}) 2S^2 2P^3$ n, l, m, s = 2, 1, +1, +1/2



2) 20X : 18(Ar) 4S² 4, 0, 0, -1/2

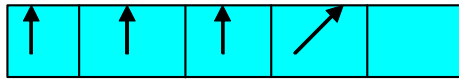


0

3) 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴ 3, 2, +1, +1/2



0



-2

-1

0

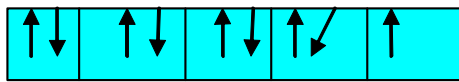
+1

+2

4) 29X : 18(Ar) 4S² 3d⁹ 3, 2, +1, -1/2



0



-2

-1

0

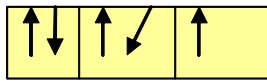
+1

+2

5) 35X : 18(Ar) 4S² 3d¹⁰ 4P⁵ 4, 1, 0, -1/2



0



-1

0

+1

- Observe y compare el ejemplo 3) y 4), sus tres primeros números cuánticos son iguales pero se diferencian en el spin (por el principio de exclusión de Pauling).

A3.mcd

A3. GRUPOS, BLOQUES, CAPA DE VALENCIA, PERIODOS

Se trata de **determinar la ubicación del elemento químico (átomo) en la tabla periódica (T.P)**. Es decir, en qué Grupo, Bloque y Período. Además distinguir cuántos electrones (llamados electrones de valencia) se encuentran en la capa última, capa de mayor nivel, llamada nivel de valencia.

Por muy grande o pequeño que sea el átomo, la capa externa (capa de valencia) donde se localiza el electrón diferencial es la que interesa para la ubicación del elemento correspondiente en la tabla periódica. Sabemos que esta información se obtiene de la configuración electrónica de cada elemento.

Tipos de Grupo.- Según el tipo de orbital donde se localiza el electrón diferencial es el tipo de grupo:

Grupo "A" .- Orbitales "S", "p"

Ejemplo: 7X : 2(He) 2S² 2P³

Grupo "B" .- Orbitales "d" y "f"

Ejemplo: 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴

Bloques.- Son cuatro áreas (S,p, d, f) en la tabla periódica donde se ubican los elementos, según el orbital (S, p, d, f) donde el electrón diferencial se localiza por su configuración electrónica.

Ejemplo: 7X : 2(He) 2S² 2P³ <---- Se localiza en el bloque p

Ejemplo: 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴ <---- Se localiza en el bloque d

Capa o nivel de valencia.- Es la capa mayor de la configuración electrónica.

Ejemplo: 7X : 2(He) 2S² 2P³ <---- Capa de valencia: 2

Ejemplo: 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴ <---- Capa de valencia: 4

Electrones de valencia.- Es el total de electrones que se encuentran en la capa externa, excluyendo los electrones de los orbitales llenos.

Ejemplo: 7X : 2(He) 2S² 2P³ <---- Electrones de valencia: 5

Ejemplo: 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴ <---- Electrones de valencia: 6

Ejemplo: 35X : 18(Ar) 4S² 3d¹⁰ 4P⁵ <---- Electrones de valencia: 7

Ejemplo: 10X : 2(He) 2S² 2P⁶ <---- Electrones de valencia: 0

Entre menor sea el número de **electrones de valencia** más metálico es el elemento y mientras mayor sea el número de electrones de valencia más no-metálico es el elemento

Períodos.- Son filas horizontales en la T.P. El período (1 al 7) **corresponde a la capa de valencia**. Cuando hay dos niveles en la capa externa, el nivel mayor determina el período.

Grupos o familias .- La cantidad de electrones en esta capa externa (uno o dos niveles), excluyendo los electrones de los orbitales que están llenos.

Ejemplo: 7X : 2(He) 2S² 2P³ <---- Grupo V-A

Ejemplo: 24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴ <---- Grupo VI-B

Ejemplo: 35X : 18(Ar) 4S² 3d¹⁰ 4P⁵ <---- Grupo VII-A

Ejemplo: 10X : 2(He) 2S² 2P⁶ <---- Grupo VIII-A

Ejemplos

Para los siguientes elementos químicos, determine:

- a) el nivel de valencia
- b) la cantidad de electrones de valencia,
- c) el grupo y bloque donde se ubica el elemento en la tabla periódica.

1) 7X : $2(\text{He}) 2\text{S}^2 2\text{P}^3$ (2, 5); nivel, período = 2, electrones = 5
nitrógeno = no-metal GRUPO: V-A (orbital P= Grupo A)

2) 20X : $18(\text{Ar}) 4\text{S}^2$ (4, 2); nivel, período = 4, electrones = 2
calcio = metal GRUPO: II-A (orbital S= Grupo A)

3) 24X : $18(\text{Ar}) 4\text{S}^2 3\text{d}^4$ (4, 6); nivel, período = 4, electrones = 6
cromo = metal GRUPO:VI-B (orbital d=GRUPO B)

4) 29X : $18(\text{Ar}) 4\text{S}^2 3\text{d}^9$ (4, 11-10); nivel, período = 4, electrones = 1,
cobre = metal GRUPO: I-B (orbital d= GRUPO B)

5) 35X : $18(\text{Ar}) 4\text{S}^2 3\text{d}^{10} 4\text{P}^5$ (4, 7); nivel, período = 4, electrones = 7
bromo = no-metal GRUPO:VII-A (orbital p= GRUPO A)

B.mcd

B. LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica (T.P.) es una lámina que resume mucha información acerca de los 118 elementos descubiertos a la fecha, algunos son artificiales.

Desde tiempos remotos los hombres primitivos descubrieron los primeros elementos en los efluentes de los ríos (oro, plata, cobre, estaño, plomo, hierro, etc.) guiados por su brillo, color, ductilidad, densidad, etc. Propiedades físicas que los diferencian.

Al irse incrementando la cantidad de elementos, se presentó la preocupación de ordenarlos sistemáticamente para encontrarles ciertas propiedades comunes que los hace semejantes o afines y que permitiera agruparlos en familias. Los primeros intentos los hicieron Mendeleev y después Meyer.

Moseley ordenó los elementos conforme al número atómico y los colocó en filas y columnas en base a la configuración electrónica.

CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA PERIÓDICA (Tabla Periódica)

1.- Los elementos están presentados en orden creciente, siguiendo su número atómico (cantidad de protones) de izquierda a derecha y de arriba a abajo.

2.- Está la tabla estructurada en 7 filas y 18 columnas llamadas períodos y grupos, respectivamente.

3.- Está seccionada en cuatro bloques: "s", "p", "d", "f".

4.- Agrupa en los bloques dos grupos: Metales y no-metales:

METALES, los ubicados en los bloques: "s", "d", "f".

NO-METALES, los ubicados en: "p"

5.- Los grupos son: GRUPO A y GRUPO B, según el bloque a que pertenecen:

GRUPO A, corresponden a los que están en orbitales: "s", "p".

GRUPO B, corresponden a los que están en orbitales: "d", "f".

Grupos A: (Ubicación del electrón diferencial, en orbitales "s" o "p" aunque contenga lleno "d" o "f"). Cada columna corresponde a una familia o grupo de elementos que tienen propiedades químicas semejantes.

I-A	$n S^1$	metales alcalinos
II-A	$n S^2$	metales alcalinoterreos
III-A	$n S^2 n P^1$	Boro
IV-A	$n S^2 (n-1)d^{10} n P^2$	carbono
V-A	$n S^2 (n-1)d^{10} n P^3$	nitrógeno
VI-A	$n S^2 (n-1)d^{10} n P^4$	calcógenos
VII-A	$n S^2 (n-1)d^{10} n P^5$	alógenos
VIII-A	$n S^2 (n-1)d^{10} n P^6$	gases raros

Grupos B: (Ubicación del electrón diferencial, en orbital "d" o "f", contiene lleno "s" y "p"). Son todos llamados metales de transición.

I-B	$(n+1) S^1 n d^{10}$
II-B	$(n+1) S^2 n d^{10}$
III-B	$(n+1) S^2 n d^1$
IV-B	$(n+1) S^2 n d^2$
V -B	$(n+1) S^2 n d^3$
VI -B	$(n+1) S^2 n d^4$
VII -B	$(n+1) S^2 n d^5$
VIII -B	$(n+1) S^2 n d^6$
VIII-B	$(n+1) S^2 n d^7$
VIII-B	$(n+1) S^2 n d^8$

¿Cuál es la característica común electrónicamente de los elementos de la familia de los metales alcalinoterreos? :

$n S^2$,

Todos tienen dos electrones de valencia en un orbital tipo "S".

B1.mcd

B1. PROPIEDADES PERIODICAS

Tabla Periódica

Son las propiedades de los átomos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica. La comprensión de esta periodicidad permitirá entender mejor el enlace de los compuestos simples.

Según la ubicación del elemento en la tabla periódica (en el período y grupo) podemos deducir algunas de sus propiedades físicas (como son: puntos de fusión, de ebullición, etc..) de manera comparativa.

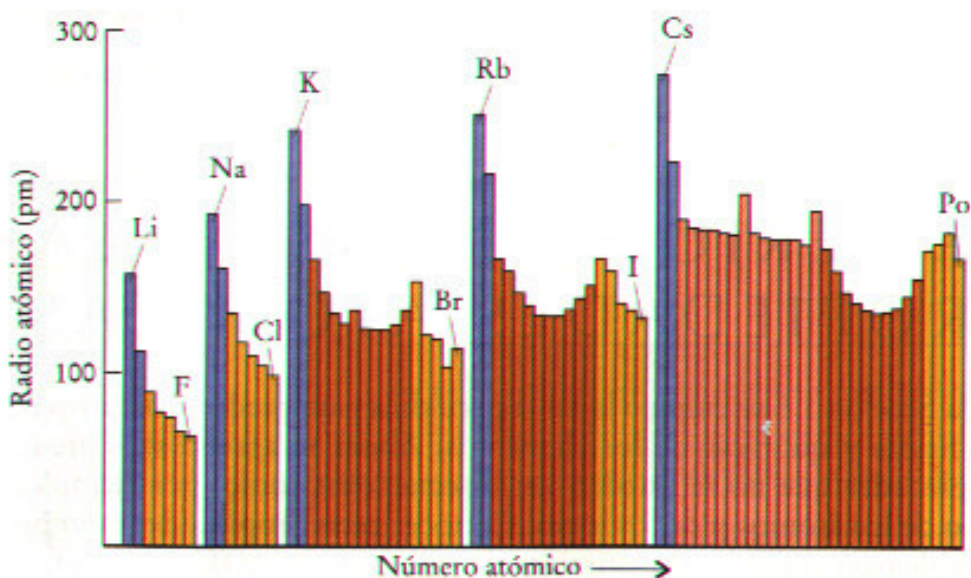
Propiedades metálicas. - Es más metal el elemento mientras más fácilmente suelta su electrón, o sea requiere de menos energía de ionización. Su calidad metálica crece de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo en la T.P. Mientras menos electrones tienen en su última capa es más metal.

---¿Cuál es más metal comparando estos tres elementos ?:

2(He) $2S^2$

2(He) $2S^2 2P^1$

10(Ne) $3S^2$



Radioatómico

Tamaño del átomo neutro. - Su tamaño crece de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo. O sea en **el mismo período** es de mayor radio atómico el de menor cantidad de electrones.

Los radios atómicos se indican a menudo en angstroms $A=10^{-10}m$), nanómetros ($nm=10^{-9} m$) picometro ($pm= 10^{-12} m$).

---¿Cuál es el de mayor diámetro atómico comparando los tres elementos anteriores?:

--- Escriba en orden creciente de radio atómico los tres elementos siguientes: sodio, Berilio y Magnesio

Radioionico

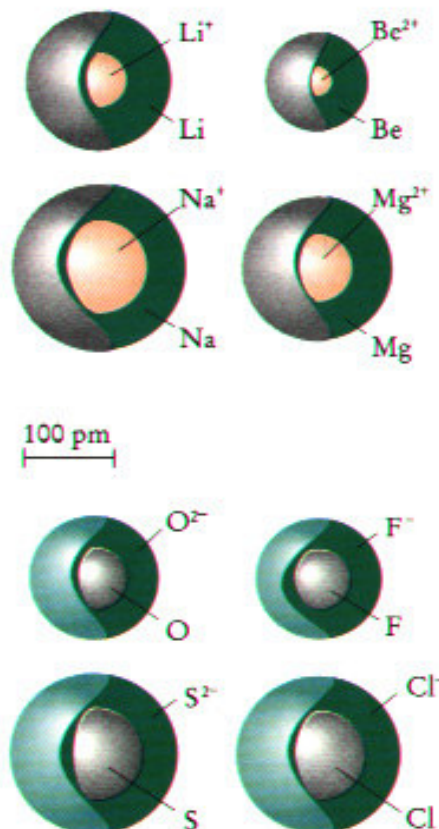
Tamaño del átomo iónico.-

Cuando un átomo neutro pierde electrón se convierte en un catión y su tamaño se reduce grandemente comparado con su estado neutro. Y cuando un átomo gana un electrón se convierte en un anión y su tamaño se incrementa grandemente comparado con su estado neutro.

¿Cuál es de mayor tamaño: Na^0 (sodio neutro) o Na^{+1} (sodio iónico)?

¿Cuál es de mayor tamaño: el cloro neutro o el cloro iónico?

Los radios iónicos en la T.P., en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a la derecha a lo largo de un mismo período.



energíaionizacion

Energía de ionización.- Energía requerida para quitar un electrón de un átomo. El primer electrón requiere menos energía que el siguiente. La energía requerida se incrementa de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba. Los no metales retienen más fuertemente sus electrones.

Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas requeridas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

---¿Cuál requiere mayor energía de ionización comparando los tres elementos anteriores?, ¿y entre estos cinco?

Na^0 ; Cl^0 ; Al^0 ; Br^0 ; Cl^{-1}

O sea en un mismo período entre menos electrones tiene es más metálico, de mayor tamaño y requiere menos energía para desprender su electrón. Y en una familia entre mayor sea el período es más metálico y de mayor tamaño y requiere menos energía para desprender su electrón.

Electronegatividad.- Es un indicador teórico de la tendencia de los átomos a atraer electrones hacia sí mismo en un enlace entre diferentes elementos. Linus Pauling realizó una escala de electronegatividad que va desde el valor cero hasta cuatro. Cuando dos átomos diferentes se unen, la diferencia entre sus electronegatividades indica la fuerza de atracción del enlace. Entre mayor sea la diferencia, el enlace es más fuerte. Los elementos que están más a la derecha y más arriba son de mayor electronegatividad. Por lo tanto el elemento de mayor electronegatividad es el fluor (F), Grupo VII-A.

el octeto.

EjA.mcd

EJERCICIO A:

En qué grupo , periodo y bloque, se localiza el elemento (X) que solo tiene 3 electrones?

A) GRUPO: IA :

3X :	2(He)	2S ¹	Li	(IA / 2 / s)
11X :	10(Ne)	3S ¹	Na	(IA / 3 / s)
19X :	18(Ar)	4S ¹	K	(IA / 4 / s)
37X :	36(Kr)	5S ¹	Rb	(IA / 5 / s)
55X :	54(Xe)	6S ¹	Cs	(IA / 6 / s)

B) GRUPO: VIII -A :

10X :	2(He)	2S ²	2P ⁶	Neon	(VIII-A / 2 / P)	
18X :	10(Ne)	3S ²	3P ⁶	Argón	(VIII-A / 3 / P)	
36X :	18(Ar)	4S ²	3d ¹⁰	4P ⁶	Kriptón	(VIII-A / 4 / P)
54X :	36(Kr)	5S ²	4d ¹⁰	5P ⁶	Xenón	(VIII-A / 5 / P)

C) GRUPO: V - B :

23X :	18(Ar)	4S ²	3d ³	Veridio	(V-B / 4 / d)
41X :	36(Kr)	5S ²	4d ³	Nubio	(V-B / 5 / d)

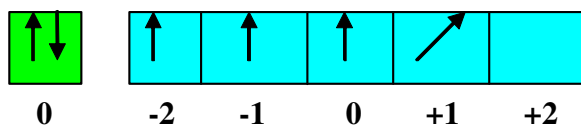
EjB.mcd

EJERCICIO B:

Del elemento 24X conteste las siguientes preguntas:
Escriba:

- La configuración electrónica total
24X : 1S²,/ 2S² 2P⁶,/ 3S² 3P⁶,/ 4S² 3d⁴
- La configuración electrónica parcial
24X : 18(Ar) 4S² 3d⁴
- Los números cuánticos correspondientes
3, 2, +1, +1/2

d) El diagrama orbital



e) La distribución por capa = 2/8/12/2

f) El nivel o capa de valencia = 4

g) Electrones de valencia =6

h) En qué período y bloque se ubica en la T.P. = 4^o., VI-B

i) Es metal o no metal = metal de transición

j) Con qué valencia puede trabajar? = +1, +2

k) ¿ A cuál grupo o familia pertenece: alcalino, alcalinotérreo, alógeno, gas inerte, transuránico u otro ?

l) ¿Cuál de estos átomos es de mayor tamaño? El de 5 electrones o el de 9 electrones.

m) ¿Cuál es el número atómico cuyo electrón diferencial se encuentra en : $5P^6$?.

n) ¿Cuántos electrones tiene el átomo cuyos números cuánticos son: $n = 3$, $l = 2$, $m = 1$, $s = +1/2$?

l) ¿Cuáles son las configuraciones posibles cuando:

$n=2$, $l=1$, $s=+1/2$?

$n=4$, $l=2$, $m=0$?