

## Configuración electrónica

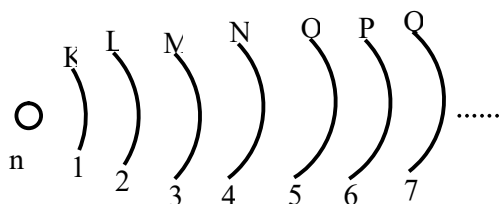
A la luz del modelo de Bohr y con los aportes de Schrödinger, De Broglie y Heisenberg surgieron varias preguntas, entre ellas: ¿cuántos niveles de energía puede tener un átomo? ¿Qué niveles ocupan primero los electrones: los más cercanos al núcleo o los más alejados? ¿Hay "subniveles" de energía? Vayamos por partes.

Para empezar, debemos decir que cada nivel de energía o **nivel principal** se denomina con un **número** ( $n$ ). Cada nivel de energía es la región de la nube electrónica donde se encuentran los electrones con valores similares de energía. Cuanto más lejos del núcleo se ubiquen, más energía tendrán. Puede haber hasta siete niveles de energía.

No todos los electrones de un átomo se ubican a la misma distancia del núcleo, sino que se encuentran en niveles y subniveles de energía. A los niveles de energía ( $n$ ) se les asigna un número comenzando por  $n = 1$ , para el nivel más cercano al núcleo, y así sucesivamente hasta llegar al nivel  $n = 7$ , para los elementos conocidos. (Teóricamente el número de niveles es infinito). Si el electrón de un átomo se ubica en el nivel de energía ( $n = 6$ ), ¿se podría afirmar que dicho electrón cuenta con mayor energía que si estuviera en  $n=1$ ?

Cada nivel de energía está ubicado más lejos del núcleo y los electrones en estos a distancias más grandes tienen mayor cantidad de energía. El orden de los principales niveles de energía es de:

- **Niveles de Energía ( $n$ )** : Son los niveles ó capas del átomo.



C ap as	K	L	M	N	O	P	Q	...
Ni ve l	1	2	3	4	5	6	7	...

- **Subniveles de Energía ( $\ell$ )** :

Subnivel	Símbolo	Valor de $\ell$
Sharp	s	0
Principal	p	1
Difusso	d	2
Fundamental	f	3

FISICOQUIMICA  
EESN° 1  
3°B

A su vez, cada nivel principal de energía contiene ***n* subniveles** u orbitales que se identifican con las letras s, p, d, f, en el orden siguiente:

$$s < p < d < f$$

Las letras *s*, *p*, *d*, *f* identificativas de los tipos de orbitales proceden de los nombres que recibieron los distintos grupos de líneas espectrales relacionadas con cada uno de los orbitales:

sharp: líneas nítidas pero de poca intensidad

principal: líneas intensas

difuse: líneas difusas

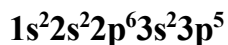
fundamental: líneas frecuentes en muchos espectros

Por ejemplo, el nivel 4 tiene cuatro subniveles que se caracterizan por un tipo de orbital (*s*, *p*, *d* o *f*), y acepta como máximo un cierto número de electrones, como se observa en la siguiente tabla:

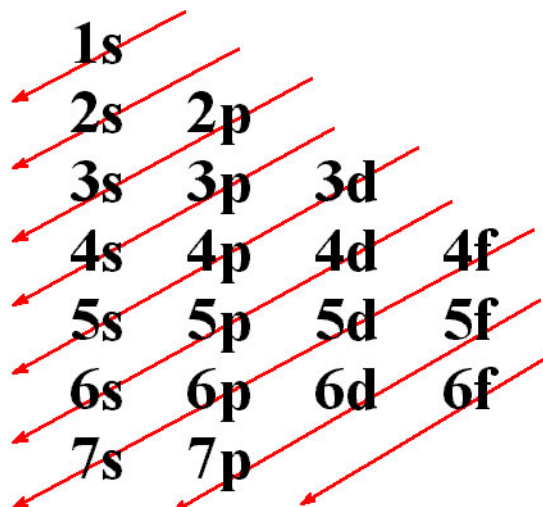
Nivel de energía	Subniveles (orbitales)	Número de electrones
<i>n</i> = 1	<i>s</i>	2
<i>n</i> = 2	<i>s</i>	2
	<i>p</i>	6
<i>n</i> = 3	<i>s</i>	2
	<i>p</i>	6
	<i>d</i>	10
<i>n</i> = 4	<i>s</i>	2
	<i>p</i>	6
	<i>d</i>	10
	<i>f</i>	14

18

La distribución particular de los electrones en los distintos niveles y subniveles determina la **configuración electrónica** del átomo. No es *azarosa*, sino que los orbitales se "llenan" en orden creciente de energía. Para el átomo de cloro, por ejemplo, que cuenta con 17 electrones, la configuración electrónica será:



El llenado de los orbitales ocurre de acuerdo con el esquema conocido como regla de las diagonales



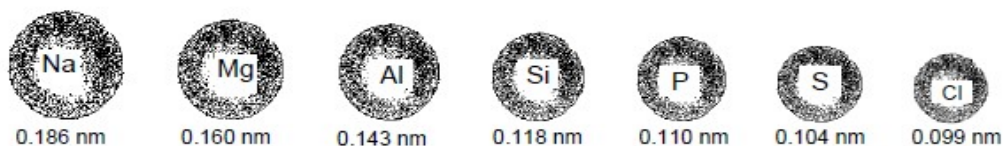
## Propiedades periódicas de los elementos

### Radio atómico

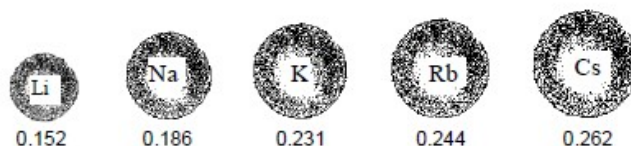
Hablar del tamaño de un átomo es bastante impreciso, puesto que la nube electrónica que rodea al núcleo no posee un límite definido ya que se desvanece gradualmente. Además, no es posible separar, estudiar y medir un átomo aislado; sin embargo, la distancia del enlace entre los núcleos de dos átomos que se encuentran unidos entre sí se pueden medir de varias maneras. De estas distancias de enlaces se derivan los radios atómicos.

El tamaño efectivo de un átomo puede variar según el enlace y el tipo de átomo con el que se encuentran unidos; estas variaciones son muy pequeñas. En términos generales se puede considerar que el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidas entre sí.

En general, los radios atómicos de los elementos dentro de un periodo disminuyen al aumentar la carga nuclear, disminución que se da porque en la medida en que aumenta la carga positiva en el núcleo se ejerce una fuerza de atracción mayor sobre los electrones, haciendo que el átomo sea más pequeño. Por lo tanto, el tamaño de los átomos se hace progresivamente menor de izquierda a derecha dentro de cada periodo.



Si observamos a los elementos de un mismo grupo, podemos identificar que al aumentar el número atómico, aumenta el nivel de energía que ocupa el electrón más externo y, por lo tanto, el radio atómico, lo cual significa un incremento en el número de protones, es decir, de la carga nuclear completa, factor que tiende a disminuir el tamaño atómico; sin embargo, esto se ve contrarrestado porque el número de electrones internos aumenta, también, de átomo en átomo en un grupo. Por consiguiente, en un mismo grupo el radio atómico aumenta de la parte superior a la inferior.



## Electronegatividad

La electronegatividad es un índice que representa la tendencia de un átomo para atraer hacia sí electrones cuando se encuentran en un enlace químico. Esta teoría fue propuesta en 1932 por el químico estadounidense Linus Pauling, quien además destacó que la distribución de la nube electrónica de los electrones que forman un enlace varía, pues si A y B son dos elementos con electronegatividad semejante, ninguno de los dos atrae hacia sí los electrones de enlace. Por el contrario, si A es más electronegativo que B, entonces los electrones de enlace se carga hacia él.

Linus Pauling también desarrolló una escala de electronegatividades relativas, en la que se asignan un valor de 4.0 al flúor, que es el elemento más electronegativo de la tabla periódica. La electronegatividad relativa de los no metales es alta y la de los metales es baja: esta electronegatividad indica que los átomos de los metales tienen mayor probabilidad de perder electrones que los átomos de los no metales, pues mientras mayor sea el valor de la electronegatividad, mayor es la atracción hacia los electrones de enlace. Es importante mencionar que en este caso los gases nobles no participan en la electronegatividad

## TRABAJO PRACTICO N°3

### CONFIGURACION ELECTRONICA

- Si se trata de la capa M es el nivel :
  - 1
  - 2
  - 3
  - 4
  - 5
- Si se trata de la capa Q es el nivel :
  - 1
  - 3
  - 5
  - 6
  - 7
- Si tenemos  $n = 6$  es la capa :
  - K
  - M
  - O
  - P
  - Q
- Si tenemos  $n = 1$  es la capa :
  - K
  - L
  - M
  - P
  - Q

# FISICOQUIMICA

EESN° 1

3°B

1. Elabora la configuración electrónica del siguiente listado de elementos. Indicar de que elemento se trata, de que tipo y el período y grupo al que pertenece.

H<sub>1</sub> B<sub>5</sub> N<sub>7</sub> O<sub>8</sub> Ne<sub>10</sub> Fe<sub>26</sub> Ga<sub>31</sub> Ag<sub>47</sub>

2. Con ayuda de la tabla periódica ordena de mayor a menor radio atómico los siguientes elementos: Ca, S, Br, Si, Sn. Justificar

3. ¿Por que el radio atómico de los elementos de un mismo periodo disminuye de izquierda a derecha?