



Curso: Química

Ciclo Invierno 2020
 TEMA N° 03

3) ESTRUCTURA ATÓMICA

MODELO ATÓMICO

Nos dice que el átomo es un sistema energético en equilibrio, constituido por una parte central llamado Núcleo; y una región de espacio exterior llamado Nube Electrónica.

- Núcleo Atómico:** descubierto por Rutherford
 - Es la parte central del átomo, contiene a los protones (p+) y a los neutrones (N). Tiene carga eléctrica positiva.
 - Concentra aproximadamente el 99,98% de la masa total del átomo.
 - Es una zona de alta densidad y en él existe la interacción fuerte.
 - Protón (1_1P) descubierto por Rutherford.
 - Neutrón (1_0n) descubierto por Chadwick.
- Nube electrónica o zona extranuclear**
 - Es la región que envuelve al núcleo atómico, contiene a los electrones. Tiene carga eléctrica negativa (${}^0_{-1}\bar{e}$) descubiertos por Thomson.
 - Representa aproximadamente el 99,99% del volumen del átomo (es aproximadamente 10 000 veces más grande que el núcleo).
 - Es una zona de baja densidad y en ella existe la interacción débil.
 - Los rayos canales fueron descubiertos por Goldstein.

A) PARTÍCULAS FUNDAMENTALES DEL ATOMO

Son tres las partículas sub atómicas que caracterizan totalmente al átomo de cualquier elemento químico; estas son:

Tamaño: Neutrón > Protón > Electrón

Partícula	Protón	Neutrón	Electrón
Ubicación	Núcleo	Núcleo	Nube electrónica
Símbolo	1_1P	1_0n	${}^0_{-1}\bar{e}$
Masa	Kg	$1,672 \times 10^{-27}$	$9,11 \times 10^{-31}$
	UMA	1,007	$5,5 \times 10^{-4}$
Carga	Coulomb	$+1,6 \times 10^{-19}$	$-1,6 \times 10^{-19}$
	Relativa	+1	-1

B) PARTÍCULAS SUB ATÓMICAS: Clasificación:

- Leptones:** Tienen masa ligera e interacción débil. Ejemplo:
 - Electrones:** son partículas negativas muy estables.
 - Neutrino:** más ligeros que el electrón, tienen masa en reposo cero y carga cero.
 - Muón:** son los más pesados, en reposo su masa es 200 veces mayor que el electrón.
- Hadrones:** Son partículas más pesadas que los leptones tienen interacción electromagnética débil y fuerte, están formados por los quarks. Clases:
 - Bariones:** Están formados por 3 quarks. Ejemplo:
 - Protón: Formados por 3 quarks (2 quarks "up" y 1 quark "down")
 - Neutrón: Formados por 3 quarks (2 "down" y un quark "up").
 - Hiperones lambda, sigma, cascada, omega.
 - Mesones:** Descubiertos por Yukawa, pueden ser mu y tau. Son los ladrones más ligeros, formados por 2 quarks (un quark y un antiquark)

En general a un átomo lo podemos representar de manera simbólica como:

$$\begin{matrix} (\text{Número de masa})A & E^q & (\text{carga iónica}) \\ (\text{Número atómico})Z & E_n & (\text{neutrón}) \end{matrix}$$

NÚMERO ATÓMICO (Z). Denominado carga nuclear, nos indica el número de protones que tiene el átomo en su núcleo; este número identifica a cada uno de los átomos que representa un elemento químico. Nos indica la carga relativa del núcleo de un átomo.

$$Z = \#p^+$$

$$Q_{\text{abs núcleo}} = Z(1.6 \times 10^{-19} \text{ C})$$

Cuando un átomo es neutro se encuentra el estado basal y se cumple:

$$P = \bar{e} = Z$$

NÚMERO DE MASA (A). Llamada también Masa Atómica, nos indica la cantidad de nucleones (p^+ y N) fundamentales contenidos en el núcleo del átomo. Se determina mediante la suma de protones y neutrones.

$$A = Z + N \Rightarrow Z = A - N \Rightarrow N = A - Z$$

TIPOS DE ÁTOMOS POR SU CARGA

De acuerdo al número total de partículas fundamentales con carga, los átomos pueden ser:

- a) **Neutros:** Cuando el número de protones es igual al número de electrones, su carga es cero.

$$\text{Átomo Neutro} \#p^+ = \#e^-$$

- b) **Positivos:** Cuando el número de protones es mayor que el de electrones, a estos se les llama catión (pierde e^-), se oxidan y son reductores.

$$\text{Cación(+)} : \#p^+ > \#e^-$$

- c) **Negativos:** Cuando el número de protones es menor que el número de electrones; se les llama anión. (gana e^-), se reducen y son oxidantes.

$$\text{Anión} : \#p^+ < \#e^-$$

A los cationes y aniones se les llama en general iones; estos pueden ser monovalentes, divalentes, trivalentes, etc de acuerdo al número de cargas (electrones) perdidos o ganados.

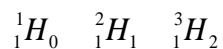
TIPOS DE ÁTOMOS POR SU NÚMERO DE NUCLEONES

De acuerdo al número de partículas que contiene un átomo en su núcleo; estos pueden ser:

- a) **Isótopos:** Llamados también "Hílidos", son átomos que pertenecen a un mismo elemento químico, que se caracterizan por tener diferente número de masa (A), diferente número de neutrones, pero igual número de protones. Los isótopos de un elemento tienen iguales propiedades químicas pero diferentes propiedades físicas.

Isótopos del hidrógeno

Protio Deuterio Tritio



Ejemplo: ${}^{12}_6\text{C}_6$ y ${}^{14}_6\text{C}_8$

- b) **Isóbaros:** Son átomos de diferentes elementos químicos, que tienen igual número de masa pero diferente número atómico y diferente número de neutrones.

Ejemplo: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ y ${}^{40}_{20}\text{Ca}$

- c) **Isótonos:** Son átomos de diferentes elementos químicos, que tienen igual número de neutrones pero diferente número de masa y diferente número atómico.

Ejemplo: ${}^{23}_{11}\text{Na}$ y ${}^{24}_{12}\text{Mg}$

DE ACUERDO AL NÚMERO DE ELECTRONES CONTENIDOS EN LA NUBE ELECTRÓNICA, LOS ÁTOMOS PUEDEN SER:

Isoelectrónicos: Son aquellos átomos de diferentes elementos químicos que tienen la misma configuración electrónica y por consiguiente el mismo número de electrones.

Ejemplo: ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$, ${}_{14}\text{Si}^{4+}$

Radio Química: Es la rama de la Química que abarca las aplicaciones de la radioactividad a la química. Un núcleo radioactivo se convierte en otro núcleo, mediante uno de los siguientes procesos.

- a) **Desintegración Alfa (${}^4_2\alpha$):** Una partícula alfa está formada por dos protones y dos neutrones. También se dice que es un núcleo de Helio (${}^4_2\text{He}$). Si se emite una partícula alfa el núcleo hijo tendrá 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número de masa y se hallará dos lugares a la izquierda de la Tabla periódica, por haber perdido 2 protones.

Ejemplo: ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^4_2\text{He}(\alpha) + {}^{10}_4\text{Be}$

- b) **Desintegración Beta (β^- ó e^-):** Si se emite una partícula beta, el núcleo hijo permanecerá con igual número de masa pero con un número atómico mayor en 1 unidad. El elemento formado se hallará situado hacia la derecha (un casillero más) de la Tabla periódica.

Ejemplo: ${}^{14}_7\text{N} \rightarrow {}^{14}_8\text{O} + {}^0_{-1}e^-$

- c) **Desintegración Gamma (γ):** El elemento formado es estable con la emisión de energía, no cambia ni el número másico ni el número atómico.

- d) **Desintegración de un positrón.** Si se emite un positrón, el núcleo hijo permanecerá con igual número de masa, pero con 1 unidad menor en el número atómico.

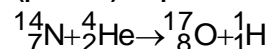


Transmutación artificial: Es la transformación de un núcleo en otro. El proceso se representa utilizando una flecha que señala el sentido de una reacción nuclear.

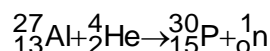
- Si una partícula se emite (se libera, se desprende, se pierde) entonces la partícula se escribe después de la flecha. $\rightarrow + x$
- Si una partícula se bombardea (se absorbe, se gana) entonces la partícula se escribe antes de la flecha) $+y \rightarrow$

Transmutación nuclear: Consiste en obtener nuevos núcleos estables o inestables a partir de núcleos específicos.

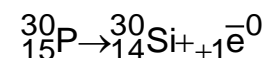
- a) **Para la emisión (pérdida) de protones:**



- b) **Para la emisión de neutrones:**



- c) **Para la emisión de positrones (electrones positivos):** Se obtiene un isóbaro con Z menor en uno.



Los núcleos inestables: cuando poseen cantidad de protones y neutrones impares. Ejemplo:

$$Z = 27 \text{ y } n = 33$$

$$Z = 15 \text{ y } n = 15$$

Los núcleos son estables: cuando poseen un número par de protones y neutrones. Ejemplo:

$$Z = 26, n = 30$$

$$Z = 12, n = 12$$

Los núcleos de mayor estabilidad son los que tienen los "números mágicos" de protones o neutrones: 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126.

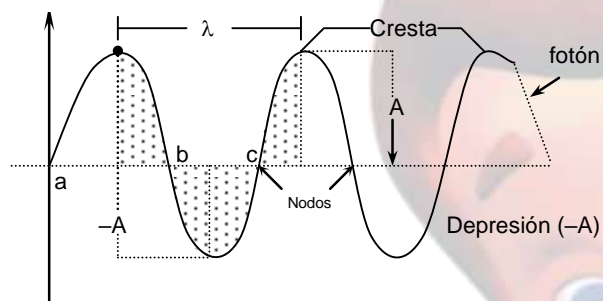
Los núcleos con $Z > 83$ son inestables o radiactivos.

Si los núcleos son isótopos, el más inestable será aquel que tenga mayor número de masa.

ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS

Es un fenómeno vibratorio que resulta de la variación del campo eléctrico y campo magnético.

Características:



a) **Longitud de onda** (λ): Es la distancia que existe entre dos crestas consecutivas. Se expresan en nm o en Å ,

cm, m. $\lambda = \frac{c}{f}$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

$h =$ constante de Planck $= 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg/s}$

$$6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s.}$$

Total de ondas (λ_r)

$$\lambda_r = \frac{\text{distancia}}{\lambda} \quad \lambda : \text{una longitud de onda.}$$

b) **Frecuencia (f):** Es el número de ondas o ciclos que ocurre en la unidad de tiempo. Su unidad es Hertz (Hz) = $\frac{\text{ciclo}}{\text{s}}$ o $\text{Hz} = 1/\text{s}$. $f = \frac{c}{\lambda}$

c) **Período (T):** Es el tiempo que demora en formar un ciclo completo (a, b, c) o el tiempo que demora en formar una longitud de onda (λ). Su unidad es el segundo (s).

d) **Amplitud (A):** Es la altura de la cresta. Representa el tamaño de la cresta (+A) o la depresión (-A). Su unidad es una unidad de longitud.

e) **Energía de una onda (E):** La energía no puede ser absorbida ni emitida en forma continua, sino en pequeñas cantidades discretas (discontinuas) o paquetes, llamadas Fotones o cuantos de luz (teoría cuántica de Planck).

$$(n) \Rightarrow n = \frac{E}{h \cdot f}$$

$$E = h \times f$$

$$E = h \times \frac{c}{\lambda}$$

E = energía, erg, joule

f = frecuencia $f = \frac{c}{\lambda}$

h = constante de Planck $= 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg/s}$

Ecuaciones de Bohr

a) **Ecuación del radio:** $r_n = r_0 n^2$ $r_n = 0,53 \times n^2$

$r_0 =$ radio de Bohr - constante $= 0,529 \text{ Å} = 0,53 \text{ Å}$
 $n = n^\circ$ del nivel

b) **Ecuación de la energía total de un nivel (-k)**

$$E_n = \frac{-K}{n^2} \Rightarrow E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

K = constante

Valores:

a. $-21,79 \times 10^{-12} \text{ erg} = -2,18 \times 10^{-11} \text{ erg}$

b. $-313,6 \text{ kcal/mol } \bar{e}$

c. $-13,6 \text{ e.v}$

$n^2 =$ número de nivel al cuadrado

ESPECTRO VISIBLE



Aumenta λ

Aumenta frecuencia y energía



ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO TOTAL

Ondas hertzianas									
Rayos Cósicos	Rayos Gama	Rayos x	Rayos ultravioleta	Visible	Rayos infrarrojos (calor)	Micro ondas	Ondas TV	Ondas de radio	
							FM	AM	Larga

SERIES ESPECTRALES DE EMISIÓN DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Serie espectral	Nivel de llegada	Nivel de partida	Región del espectro
LYMAN	1	2, 3, 4, ...	Ultravioleta
BALMER	2	3, 4, 5, ...	Visible
PASCHEN	3	4, 5, 6, ...	Infrarrojo cercano
BRACKETT	4	5, 6, 7, ...	Infrarrojo medio
PFUND	5	6, 7, 8, ...	Infrarrojo lejano

Principios de la dualidad de la materia de Bröglie

La materia al igual que la energía tiene doble sentido, es corpuscular y ondulatoria simultáneamente, en la que el electrón es una partícula en movimiento que llega asociado a una longitud de onda determinada.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

λ = longitud de onda

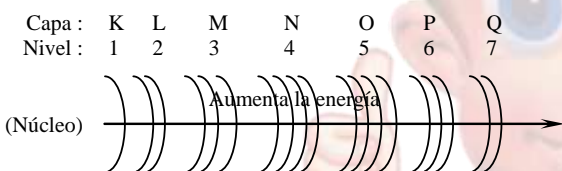
h = constante de Planck $6,62 \times 10^{-27}$ erg.s
 $6,62 \times 10^{-34}$ joule.s

m = masa onda partícula

v = velocidad onda - partícula

LA NUBE ELECTRÓNICA:

Es la parte exterior al núcleo, donde se encuentran los electrones en niveles, subniveles y orbitales en posiciones difíciles de determinar.



Subnivel	s	sp	spd	spdf	spdf	spd	sp
(2n ²) Max e- x Nivel	2	8	18	32	32	18	8
(n ²) Max orbitales	1	4	9	16	16	9	4

por nivel

Nivel de energía (n). Son regiones espaciales formadas por un conjunto de subniveles de energía, con distintos valores de energía y que rodean al núcleo atómico. El valor de la energía de cada nivel es característico de cada átomo.

Nivel	1	2	3	4	5	6	7
Capa	K	L	M	N	O	P	Q
# Max e- (2n ²)	2	8	18	32	32	18	8

Subnivel de energía (l): Son regiones formadas por un conjunto de orbitales del mismo tipo, con distintos valores de energía. En total se conocen hasta 4 subniveles y sus características son:

Subnivel	l	# Max e-	# de Orb.
s (sharp)	0	2	1
p (principal)	1	6	3 px, py, pz
d (difuso)	2	10	5
f (fundamental)	3	14	7

El número del nivel nos indica el n° de subniveles respectivos. El número máximo de electrones y número de orbitales en un subnivel se calculan mediante:

$$\# \text{Max } e^- = 2(2l + 1)$$

$$\# \text{orbitales} = 2l + 1$$

Orbital, reempe o casilla cuántica: Son regiones espaciales energéticas que forman parte de la nube electrónica, donde existe la más alta posibilidad de encontrar como máximo 2 electrones con sentido de giro contrario, pueden estar:



Orbitales degenerados

Cuando tienen la misma energía relativa y se ordenan por el número del nivel.

La energía en los subniveles y orbitales se calcula con la fórmula de AUFBAU (n + l)

Distribución electrónica

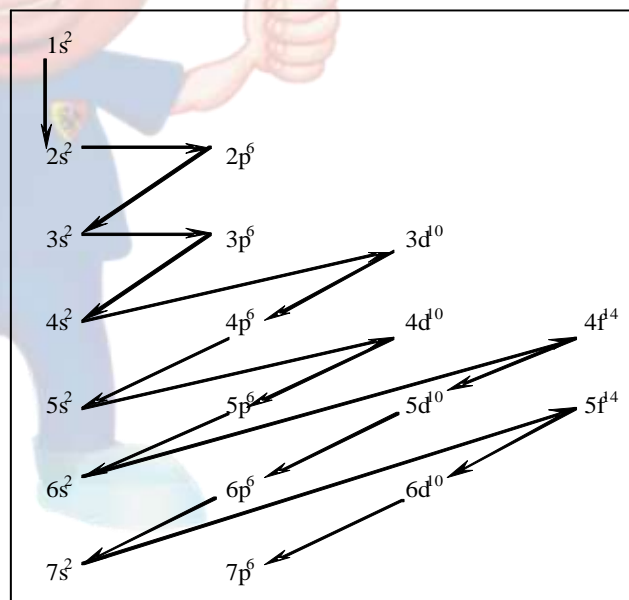
Es la representación simbólica de la ubicación de los electrones en la nube electrónica, nos indica los niveles, subniveles y orbitales. Para llevar a cabo esta tarea debemos recordar y/o conocer que:

El número atómico de elemento indica el número de electrones cuando es neutro.

El número máximo de electrones que van en cada subnivel y orbital.

Kernel: Es la distribución electrónica simplificada del gas noble más cercano al número atómico propuesto.

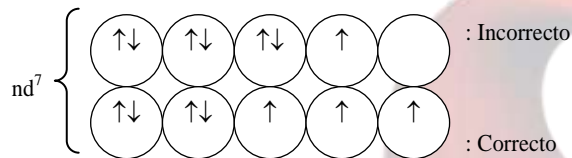
a) Principio de Moller (Regla del Serrucho): Nos indica la distribución de los electrones en niveles y subniveles de energía creciente.



Esto es: 1s², 2s², 2p⁶, ... n.^o número de electrones
 Nivel de energía Subnivel de energía

b) **Principio de máxima multiplicidad (Regla de Hund):** Es útil para distribuir electrones en subniveles que tienen más de un orbital; esto es, p, d, f. Nos sirve para determinar la ubicación de los electrones en los orbitales. Dice: "Al distribuir los electrones en orbitales de un mismo subnivel, en primer lugar se tratará de ocupar todos los orbitales disponibles y vacíos presentes y luego de ser posible se procede a aparearlos".

Ejemplo:



c) **Anomalías en la configuración electrónica:** Se presenta cuando la configuración electrónica de un átomo termina en d⁴, d⁹, f.
Termina en : ... ns², (n - 1)d⁴; se cambia a ... ns¹, (n - 1)d⁵
Termina en : ... ns², (n - 1)d⁹; se cambia a ... ns¹, (n - 1)d¹⁰
Los cationes de los metales de transición (GB) pierden primero sus electrones del nivel mayor.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Notación cuántica de un electrón

Es un conjunto de 4 números que nos indica el nivel, subnivel, orbital y sentido de giro de un electrón cualquier de un átomo; estos son:

- a) **Número cuántico principal (n):** Indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón en estudio. Toma como valores los números (n = 1, 2, 3, ...). Define el tamaño o volumen del orbital.
- b) **Número cuántico secundario o azimutal (l):** Indica el subnivel de energía en el que se encuentra el electrón en estudio. Sus valores dependen de n, varía desde 0(cero) hasta (n - 1); esto es: l = 0, 1, 2, 3, ... (n - 1). Define la forma geométrica espacial del orbital.

Los cuatro subniveles hasta ahora conocidos toman los siguientes valores:

Subnivel	s	p	d	f
Valor (l)	0	1	2	3

c) **Número cuántico magnético (ml):** Nos indica el orbital dentro del subnivel de energía donde se ubica el electrón en estudio. Sus valores dependen de l y varía de -l a +l pasando por cero. Define la circulación espacial del orbital bajo la influencia de un campo magnético externo.

$$N^{\circ} \text{ Max Orbitales} \times \text{Subnivel} = 2l + 1$$

Valores de ml

$$l = 0 : s = 0$$

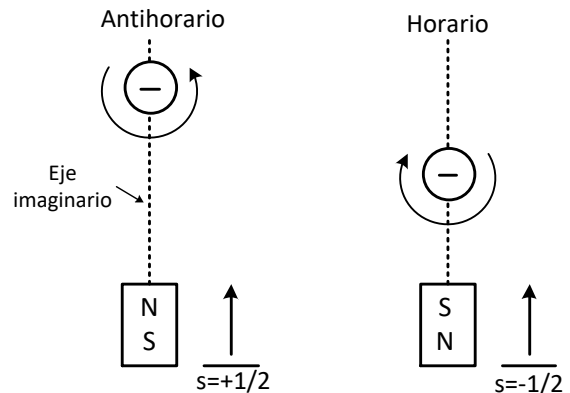
$$l = 1 : p = \begin{matrix} \overline{px} \\ -1 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{py} \\ 0 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{pz} \\ 01 \end{matrix}$$

$$l = 2 : d = \begin{matrix} \overline{d_1} \\ -2 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{d_2} \\ -1 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{d_3} \\ 0 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{d_4} \\ +1 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{d_5} \\ +2 \end{matrix}$$

$$l = 3 : f = \begin{matrix} \overline{f_1} \\ -3 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_2} \\ -2 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_3} \\ -1 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_4} \\ 0 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_5} \\ +1 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_6} \\ +2 \end{matrix} \begin{matrix} \overline{f_7} \\ +3 \end{matrix}$$



d) **Número cuántico de spin (m_s):** Nos indica el sentido de giro del electrón en estudio en el orbital en que se encuentra ubicado. Sólo puede tomar 2 valores (+1/2 y -1/2)



Electrones de valencia: es la suma de los electrones de mayor nivel de la configuración electrónica. Son llamados electrones periféricos o satélites.

Principio de exclusión de Pauli: Nos dice: "Dos o más electrones en un mismo átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos".

De acuerdo a como queden distribuidos los electrones en los orbitales de un subnivel, los átomos pueden ser:

a) **Paramagnéticos:** Son aquellos átomos que presentan electrones desapareados. Son atraídos por un campo magnético generado por un imán o electroimán.

$$\mu = \sqrt{K(K+2)}$$

μ = momento magnético

k = número de orbitales desapareados.

b) **Diamagnéticos:** Son aquellos que no tienen electrones desapareados. Son débilmente repelidos o no son atraídas por un campo magnético.

Principio de incertidumbre de Heisenberg: "Es imposible determinar con exactitud el momento lineal y la posición de una partícula pequeña (electrón, protón, neutrón, etc) que viaja a una gran velocidad, simultáneamente".

"Estudiar, practicar y repasar para poder ingresar y después triunfar por los siglos de los siglos". Amén

Disciplina, perseverancia y tranquilidad
PREMIUM
¡La clave para tu ingreso!

