

INTRODUCCION

En el siglo V antes de Jesucristo, un filósofo griego llamado Demócrito difundió la teoría del átomo, considerando la divisibilidad de la materia y dando a las partes indivisibles que la constituían el nombre de átomo.

Sin embargo, habría de transcurrir muchos siglos hasta que esta teoría tomara su importancia. Quien lo hizo fue John Dalton (1766-1844), físico y matemático inglés de origen muy modesto que dedicó su vida al estudio.

De acuerdo con DALTON: *"Todas las sustancias, independientemente de su apariencia física (sólida, líquida o gaseosa) están formadas de pequeñas partículas llamadas ATOMOS"*.

El átomo es entonces la partícula más pequeña que da identidad a todas las sustancias que se encuentran en la naturaleza de manera perceptible.

De esta importancia se deriva la necesidad de hacer un breve análisis de cómo está el átomo conformado según se conoce en la **actualidad**, para luego analizar los **modelos históricos** que sirvieron de inicio hasta llegar al actual modelo cuántico.

Objetivos de esta Unidad

- En esta unidad el alumno habrá de conocer el concepto de **materia** y sus estados de agregación.
- Aprenderá las características del **átomo** y de las **partículas** que lo componen.
- Conocerá el significado de algunos conceptos relacionados con el átomo y la materia: molécula, isótopo, iones, peso molecular, etc..
- Conocerá el **modelo atómico de Borhn** y su idea del átomo. Determinará el tamaño del átomo de hidrógeno, su velocidad y energía girando en torno al núcleo.
- Determinará la cantidad de energía en forma de radiación que se requiere para que un electrón abandone su átomo.
- Dará cuenta de cómo el modelo atómico de Borhn se fue modificando con las aportaciones de otros científicos (tales como: De Broglie, Schrodinger, Heisenberg, etc. hasta llegar a ser el nuevo modelo conocido como **modelo cuántico del átomo**.

*



LA MATERIA, EL ATOMO Y SUS PARTICULAS

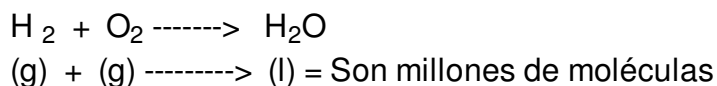
Para poder comprender cómo y por qué se forma la materia en la naturaleza resulta necesario conocer de que está hecha. La química es la disciplina científica que tiene a su cargo el estudio de la materia en su gran variedad de presentación y todas las posibles formas de transformaciones que sufre. Actualmente se sabe que la materia está formada de moléculas y éstas a su vez están formadas de átomos.

Según DALTON: "Todas las sustancias o materia, independientemente de su apariencia física (sólida, líquida o gaseosa) están formadas de pequeñas partículas llamadas ATOMOS".

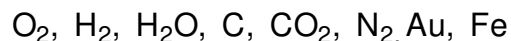
Dada la importancia del átomo, por ser la partícula más pequeña que da identidad a cualquier sustancia, llamada en general materia, resulta imperativo su análisis.

El estudio del átomo nos permitirá comprender:

1) Por qué algunos átomos logran enlazarse para formar las MOLÉCULAS, por ejemplo, dos átomos de hidrógeno se unen para formar una molécula de Hidrógeno y dos átomos de oxígeno forman una molécula de oxígeno, que son ambos gases; y además cómo pueden reaccionar estos gases para formar la sustancia líquida agua que bebemos. **Flash**



2) Por qué algunas moléculas abundan más en la naturaleza, que otras:



3) Y que tan fuertes son los enlaces que mantienen unidos a los átomos para formar las moléculas estables y éstas a su vez se agrupan para constituir las sustancias que percibimos a través de nuestros sentidos.

Para tener respuestas a estas preguntas debemos de estudiar la naturaleza de los ATOMOS y sus partículas subatómicas, porque de ellos se deriva la Materia; además de otros conceptos relacionados como son: Molécula, isotopos, iones, cationes, etc.

LA MATERIA

Materia es el término que en química se usa de manera general para referirse a todo cuerpo físico que invariablemente está formado de átomos ya sea desde una sola molécula o como una agrupación de millones de moléculas, a la cual se le llama sustancia.

Una **sustancia** puede ser **pura** cuando la forman:

a) elementos (átomos) iguales (Ejemplos: los gases hidrógeno, oxígeno)

b) compuestos (moléculas) iguales (Ejemplos: los líquidos, Agua, ácido nítrico, metanol etc.). También puede ser una **mezcla** de diferentes sustancias puras combinadas (Ejemplo: el Aire, formado por los gases hidrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y otros mas).

La materia puede encontrarse en la naturaleza principalmente en tres **estados de agregación** que son: gases, líquidos y sólidos, diferenciándose uno de otros por la distancia de separación entre sus moléculas en la agrupación. Es en el estado sólido donde esta distancia intermolecular es relativamente menor y es en el estado gaseoso donde es mayor.

A esta distancia intermolecular se deben las diferentes características y propiedades físicas y químicas de la materia, tales como la densidad, la viscosidad, la tensión superficial, etc.

Se reconocen otros estados menos peculiares como son el sólido cristalino, vítreo y gel

Los estados de agregación de la materia pueden variar de estado si se someten a un cambio de temperatura o a un cambio de presión o ambas al mismo tiempo. Así por ejemplo, encontramos:

- a) la evaporación, como un **cambio del estado** líquido al estado vapor;
- b) la condensación como un cambio de vapor a líquido;
- c) la fusión como una conversión de sólido a líquido;
- d) la sublimación como una conversión de vapor a gas.

PROPIEDADES FISICAS DE LA MATERIA

Independientemente del estado de agregación (sólido, líquido, gaseoso) en que se encuentre la materia, presenta ciertas características físicas que los identifica y los distingue, que son:

La densidad
La viscosidad
La tensión superficial
La presión de Vapor

Destacamos algunas particularidades de la materia:

- 1) La densidad de los sólidos es mayor que de los gases.
- 2) Sólo los líquidos presentan grados de viscosidad y tensión superficial.
- 3) Los sólidos pueden presentarse en forma cristalina, vítreo y gel.
- 4) Los gases y vapores presentan presiones de vapor dependiendo de la temperatura de su cambio de estado.

PARTICULAS SUBATOMICAS

Actualmente se sabe que los átomos son divisibles y están formados de tres partículas subatómicas (protón, neutrón y electrón) que se diferencian por sus masas (que se miden en unidades de masa atómica) y sus cargas eléctricas (en coulomb) y cuyas

características se muestran en la tabla siguiente:

CARACTERISTICAS DE LAS PARTICULAS SUBATOMICAS

PARTICULAS	CARGA ELECT.	MASA (isótopo C12)
ELECTRÓN	$-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$	$9.11 \times 10^{-31} \text{ Kg} = 0.0005487 \text{ uma.}$
PROTÓN	$+1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$	$1.673 \times 10^{-27} = 1.00759$
NEUTRÓN	cero carga	$1.675 \times 10^{-27} = 1.00866$

C.- Coulomb

uma.- Unidades de masa atómica

$$6 \times 10^{26} \text{ uma} = 1 \text{ Kg}$$

Flash

El electrón por ser la carga eléctrica más pequeña se toma como referencia comparativa y se le asigna carga (-1); así mismo, como su masa es la más pequeña de las tres partículas se le asigna masa cero uma (unidades de masa atómica).

¿Si el átomo tiene 5 protones? ¿Cuánto es su masa y su carga eléctrica?

La masa de los protones = $5(1.00759) = 5.03795 \text{ uma.}$

La carga eléctrica = $5(+1.6 \times 10^{-19}) = 8 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$

La masa que tiene el átomo se debe principalmente a la masa de los neutrones y de los protones ya que la masa de los electrones son despreciables comparativamente.

Si consideramos de acuerdo con las leyes electrostáticas que cargas eléctricas opuestas se atraen. Del electrón, protón y neutrón ¿Cuál de ellos puede pasar dentro de un campo eléctrico sin desviarse? el neutrón, porque es el que no tiene carga eléctrica.

EI ATOMO

ATOMO.- Es la partícula más pequeña que da identidad a la materia. A los diferentes átomos se les llama elementos.

Flash

CARACTERISTICAS DEL ATOMO.

1) El átomo eléctricamente es neutro en su estado natural.

O sea, si el átomo tiene:

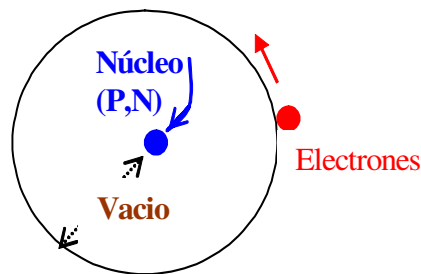
5 electrones también tiene 5

protones y ? neutrones.

2) Es en el núcleo donde se localizan sus protones y neutrones, por lo tanto toda la masa de un átomo se encuentra en su núcleo.

3) El átomo es un cuerpo relativamente vacío, puesto que el núcleo es aproximadamente 10,000 veces menor que el tamaño total del átomo.

4) El átomo se identifica por su cantidad de protones; no por su cantidad de electrones ni neutrones.



El átomo

¿Por qué el átomo se identifica por su cantidad de protones? Porque es una cantidad invariable localizada en el núcleo, en cambio la cantidad de electrones es variable, incrementándose o reduciéndose para formar las partículas llamadas iones.

¿Por qué el átomo no se identifica por la cantidad de neutrones? Porque también puede variar su cantidad en el mismo átomo, de ahí la presencia de las partículas llamadas isótopos.,

¿Por qué el átomo no se identifica por la cantidad de electrones?

SIMBOLOGIA DEL ATOMO



X = El elemento

Z = Número atómico = Cantidad de protones

A = Número de masa = cantidad de protones mas neutrones.

NUMERO ATOMICO.- Es la cantidad de protones que tiene un átomo, por lo tanto cada uno de los elementos químicos es identificado por su número atómico.

NUMERO MASA.- Es la suma redondeada de la masa de la cantidad de protones y neutrones que contiene el átomo en su núcleo.

Número masa del átomo del Hidrógeno = 1.00 uma redondeado.

Masa del átomo del Hidrógeno = 1.0075 uma.

¿Tiene neutrones?

LOS ISOTOPOS

Son átomos del mismo número atómico (o sea de igual cantidad de protones), pero con cantidades diferentes de neutrones, por lo tanto tienen diferentes números masa y masas atómicas. En la naturaleza coexisten todos como una mezcla aunque algunos en mínima proporción.

1H^1 = Hidrógeno (protio) --- cero neutrones

1H^2 = Hidrógeno (deuterio)

1H^3 = Hidrógeno (tritio)

Otros isótopos importantes por sus aplicaciones son:

Isótopos del átomo de carbono que son: el carbono 12 (6 protones y 6 neutrones), el carbono 13 y sobretodo el carbono 14 (6 protones y 8 neutrones). Principalmente este último que es radioactivo y aunque de mínima proporción, se ocupa para determinar la antigüedad de restos arqueológicos orgánicos.

Isótopos del átomo de Uranio que son: el uranio 235 (92 protones y 143 neutrones) y el uranio 238, por su utilización para producir energía nucleoelectrónica.

MASA ATOMICA.- Es la masa promedio de los isótopos de un átomo (masa de los protones mas masa de los neutrones); como resultado de su comparación con la masa atómica del isótopo carbono 12 que se toma internacionalmente como la unidad de medida de masa, por ser el elemento más estable de la naturaleza y su vida media es prolongada hasta de 5 a 6 millones de años.

LOS IONES

Son átomos que no están neutralizados eléctricamente, porque han perdido o ganado electrones. Se expresan con cargas positivas o cargas negativas.

¿Qué expresa la siguiente simbología?

20Ca^{+2} = El átomo contiene 20 protones y 18 electrones (es un catión)

11Na^{+1} = El átomo contiene 11 protones y 10 electrones (es un catión)

17Cl^{-1} = El átomo contiene 17 protones y 18 electrones (es un anión)

LA MOLECULA

Es la partícula neutra que se forma con la unión de átomos iguales o diferentes (Ejemplos: SO_2 , HNO_3) y que en su conjunto representan a las sustancias perceptibles en estado líquido, sólido o gaseoso.

MASA MOLECULAR (PESO MOLECULAR= P.M.).- Es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que forman la molécula y se expresa en una (unidades de masa atómica) o en kg o gr indistintamente, puesto que es una cantidad de masa relativa a otra cantidad de masa que es el carbono isótopo 12.

El isótopo carbono 12 sirve como patrón de unidad para medir la masa de los

demás átomos. En la tabla periódica (T.P.) se encuentran registradas las masas atómicas de cada elemento.

EJEMPLOS

Ejemplo 1. Determine el **Peso Molecular** del ácido sulfúrico, cuya fórmula es: H_2SO_4 . Resultado: 98 u.m.a.

$$\begin{aligned} 2 \text{ átomos (H)} &= 2(1,0075) \text{ u.m.a} \\ 1 \text{ átomo (S)} &= 1(32.07) \text{ u.m.a} \\ 4 \text{ átomos (O)} &= 4(16.00) \text{ u.m.a} \end{aligned}$$

Ejemplo 2.- El **número atómico** del oxígeno es 8. Y de la T.P. la masa atómica = 16.0 u.m.a. ¿Cuál es su número masa?

$$\text{Número masa} = 8P + 8N = 16$$

Ejemplo 3.- El estaño tiene 2 Isótopos más abundantes el 120 y 118. ¿Cuántos **neutrones** tiene cada isótopo si el número atómico del estaño es 50?

$$\begin{aligned} \text{N.M.} - \text{N.A.} &= \text{Neutrones} \\ 120 - 50 \text{ protones} &= 70 \text{ neutrones} \\ 118 - 50 \text{ protones} &= 68 \text{ neutrones} \end{aligned}$$

Ejemplo 4.- Revise los datos de la siguiente tabla, deducidos del átomo de carbono (C) y sus isótopos Carbono 12 y Carbono 14; y del átomo de uranio (U) y sus isótopos Uranio 235 y Uranio 238:

	6C⁰	6C⁻⁴	92U⁰	92U⁰
NEUTRONES	6	8	143	146
ELECTRONES	6	10	92	92
Num. MASA	12	14	235	238
PROTONES	6	6	92	92
MASA ATOMICA	12	14	235	238
CARGAS ELEC(+):	9.6X10 ⁻¹⁹ C;	9.6X10 ⁻¹⁹ C;	1.47X10 ⁻¹⁷ C;	1.47X10 ⁻¹⁷ C



MODELO ATOMICO DE BOHRN

Un modelo es una idea que se concibe de un algo, si es la idea de un átomo entonces se habla de un modelo atómico. Niels Bohr (Premio nobel de física en 1922) marcó la nueva era de la física con su modelo atómico.

Antes que Bohr, otros modelos fueron propuestos:

Modelo de Thompson: Consideraba al átomo como una esfera electrificada positivamente y sobre ella incrustados se localizan todos sus electrones.

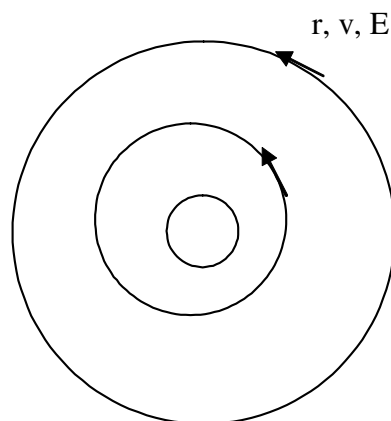
Modelo de Perrin: Consideraba al átomo como: "Un sistema solar en miniatura" donde el núcleo es el sol y los electrones son los planetas.

LOS 3 POSTULADOS DE BOHRN.

El modelo atómico de Bohr basó su estudio en el átomo más pequeño, es decir el hidrógeno H, que solo tiene un electrón.

Su idea del átomo consistió en considerar que el electrón gira alrededor de un núcleo, a una cierta distancia o radio (r), con una cierta velocidad (v) y con un contenido de energía propia (E). Estos tres parámetros cambian de valor conforme cambia el radio de giro del electrón (tamaño del átomo).

Postulado 1. - El electrón en su movimiento circular alrededor del núcleo solo puede recorrer una trayectoria fija que se llama "órbita estacionaria", o sea que no puede moverse en cualquier órbita sino solo en ciertas órbitas y de acuerdo con sus propias características constantes (r, v, E).



Postulado 2. - Las únicas órbitas en las que se puede mover un electrón son aquellas en las que el momento angular del electrón es igual a la siguiente expresión:

$$(m v) r = n (h / 2 \pi)$$

Donde (n) es un número entero y corresponde a cada orbita (n = 1, 2, 3...) del electrón y (h) es un valor llamado constante de Plank.

Postulado 3.-El electrón tiene un contenido de energía que no cambia cuando se mueve en su "órbita estacionaria" sino solo cuando salta de una órbita a otra. Una energía se desprende en forma de radiación cuando el electrón salta de una órbita superior a una inferior y la cantidad emitida corresponde a la diferencia de energía entre las dos órbitas (niveles de energía).

DEMOSTRACION MATEMATICA DEL MODELO DE BOHRN

Postulado 1.

Para que el electrón permanezca en su órbita estacionaria, es necesario que las dos fuerzas ejercidas sobre el electrón sean iguales, o sea la fuerza centrífuga (F_c) y la fuerza centrípeta (llamada coulombica (F_q)): **Figura**

$$F_c = m a = m v^2 / r$$

$$F_q = Z q (q) / r^2 = Z q^2 / r^2$$

Donde:

a= aceleración angular

v= velocidad

r= radio

m = 9.11×10^{-31} Kg = masa del electrón

q = $- 1.6 \times 10^{-19}$ C = Carga eléctrica del electrón

Z = 1 = cantidad de electrón en órbita

Igualando las dos fuerzas: $m v^2 / r = Z q^2 / r^2$

Despejando (r) y aplicando (k) factor de conversión de unidades (masa a carga):

$$r = Z q^2 K / m v^2 \text{ ----- 1)}$$

Como Z, q, K, m son valores constantes, se deduce que:

$$r = f (1 / v^2) \quad f = \text{función de...}$$

La velocidad de giro del electrón es función del radio de la órbita.
"Entre más cerca del núcleo gira el electrón, más rápido se mueve"

Postulado 2.

1) Determinar **el radio de giro** del electrón alrededor del núcleo:

Momento angular de giro del electrón = (m v) r

Igualando: $(m v) r = n (h / 2 \pi) \text{ ----- 2)}$

Despejando (v): $v = n (h / 2\pi m r)$

Sustituyendo (v) en la ec. 1) y despejando (r):

$$r = n^2 (h^2 / 4 m \pi^2 Z q^2 K) \text{ ----- 3)}$$

Como: 4, m, π , Z, q, k y h son valores constantes conocidos, se deduce que, todo lo que está en el parentesis es tambien constante:

$$\text{constante} = \mu = (h^2 / 4 m^2 \pi^2 Z q^2 K)$$

$$r = \mu (n^2) \text{ ----- 4)}$$

El radio de giro del electrón depende del nivel en el que gira.

" El radio crece de manera exponencial conforme crece el nivel de la órbita"

Calculando el valor de (μ): sustituyendo estos valores constantes conocidos:

$h = 6.6262 \times 10^{-34}$ Joules. Seg = Constante de Plank

$m = 9.11 \times 10^{-31}$ Kg = masa del electrón

$q = - 1.6 \times 10^{-19}$ = Carga eléctrica del electrón en Coulomb

$Z = 1$ = cantidad de electrón en órbita

$K = 8.98755 \times 10^9$ New.m²/C² = factor de conversión

$$\mu = 0.529 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$\mu = 0.529 \text{ }^0\text{Amstrong}$$

$$1 \text{ Amstrong} = \text{}^0\text{A} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$\text{Si } n = 1 \quad r = r_1 \quad r = \mu (n^2)$$

$$r_1 = 0.529 \text{}^0\text{A} (1^2)$$

$$r_1 = \mathbf{0.529 \text{}^0\text{A}}$$

$$r_1 = \mu$$

$$\text{Generalizando la ec. 4) : } \mathbf{r_n = r_1 (n^2)} \quad \text{---- 5)}$$

2) Determinar la **velocidad de giro** del electrón alrededor del núcleo:

Sustituyendo la (r) de la ec. 3) en la ec. 1)

$$n^2 (h^2 / 4 m \pi^2 Z q^2 K) = Z q^2 K / m V^2$$

$$\text{Reduciendo y despejando: } \mathbf{V = 2 \pi / h n}$$

Como: $2, \pi, h$ son constantes, se deduce que:

$$V = f (1 / n)$$

"La velocidad del electrón se reduce a medida que la órbita se hace mayor"
lo cual confirma que: "Entre más cerca del núcleo más rápido se mueve"

Si Constante = $v = 2\pi / h$)

$$v = v / n \text{ ----- 6)}$$

Sustituyendo valores en v :

$$v = 2.18768 \times 10^6 \text{ m/Seg}$$

O sea:

$$\text{Si } n = 1 \quad v = v_1 \quad v_1 = (2.18768 \times 10^6) / (1)$$

$$v_1 = \mathbf{2.18768 \times 10^6 \text{ m/Seg}}$$

Que es la velocidad más alta que el electrón puede tener.

$$v_1 = v$$

Generalizando la ec) 6: $v_n = v_1 / n \text{ ----- 7)}$

3) Determinar la **Energía de giro** del electrón alrededor del núcleo:

El electrón se mueve alrededor del núcleo con dos tipos de energías: cinética (E_c) y potencial (E_p):

$$E = E_c + E_p$$

$$E_c = (m v^2) / 2$$

$$E_p = F_q \times r \quad F_q = \text{Fuerza coulombica}$$

Donde:

$$F_q = - Z q^2 / r^2$$

Sustituyendo:

$$E_p = (Z q^2 / r^2) r = - Z q^2 / r$$

Sustituyendo:

$$E = (m v^2 / 2) + (- Z q^2 / r)$$

Además como la fuerza centrífuga es igual que la coulombica: $F_c = F_q$

$$\text{Igualando:} \quad m v^2 / r = Z q^2 / r^2$$

$$\text{Reduciendo:} \quad m v^2 = Z q^2 / r$$

$$\text{Sustituyendo:} \quad E = (Z q^2 / 2 r) + (- Z q^2 / r)$$

$$\text{Factorizando:} \quad E = (Z q^2 / r) (1/2 - 1)$$

$$E = -Z q^2 / 2 r \text{ ----- 8)}$$

Sustituyendo la (r) de la ec.3) en la ec.8)

$$E = -2 m \pi^2 Z q^4 K / h^2 n^2 \text{ ----- 9)}$$

Como: 2, m, π , Z, q, k y h son constantes:

$$E = f (-1 / n^2)$$

$$E = -\epsilon / n^2 \text{ ----- 10)}$$

"La energía del electrón numéricamente es menor a mayor órbita"

Si Constante = $\epsilon = 2 m \pi^2 Z q^4 K / h^2$

Sustituyendo valores en ?:

$$\epsilon = 2.18 \times 10^{-18} \text{ Joules}$$

Si $n = 1$; $E = E_1$; $E_1 = -2.18 \times 10^{-18} / (1^2)$

$$E_1 = -2.18 \times 10^{-18} \text{ Joules}$$

Que es la Energía más baja que el electrón puede tener.

$$E_1 = \epsilon$$

Generalizando la formula:

$$E_n = -E_1 / n^2 \text{ ----- 11)}$$

"La energía del electrón en movimiento es mayor conforme aumenta la ÓRBITA"

Interpretando las formulas notamos que a mayor órbita el resultado numérico de energía va siendo menor, pero como es negativo significa que la energía va aumentando.

RESUMEN 1

Las tres ecuaciones que definen el movimiento del electrón son:

a) su distancia desde el núcleo hasta la n órbita: $r_n = n^2 (r_1) \text{ --- 5)}$

Donde $r_1 = 0.529 \text{ \AA}$

b) Su velocidad en cualquier n órbita:

$$v_n = v_1 / n \text{ --- 7)}$$

$$v_1 = 2.18768 \times 10^6 \text{ m/Seg}$$

c) Su energía en cualquier n órbita:

$$E_n = - E_1 / n^2 \quad \text{---- 11)}$$

$$E_1 = - 2.18 \times 10^{-18} \text{ Joules}$$

TAREA.- Hacer una tabla con los resultados calculados para los siete niveles.

Postulado 3

SALTOS ELECTRÓNICOS

4) Determinar la energía desprendida en forma de radiación cuando un electrón brinca a otro nivel.

Para que un electrón pueda abandonar su " órbita estacionaria" y llegar a una órbita superior, debe absorber energía ($\Delta E = \text{ENERGIA DE ABSORCION}$) y para que regrese a su órbita estacionaria debe emitir ($\Delta E = \text{ENERGIA DE EMISION}$) que es la misma cantidad de energía que absorbió.

Esta energía es de tipo RADIACIÓN que se caracterizan por su FRECUENCIA (ν), LONGITUD DE ONDA (λ) Y VIAJA A LA VELOCIDAD DE LA LUZ (C).

$$\Delta E = (-E_i) - (- E_f) = h\nu \quad \text{----- 12)}$$

La ec. 12) permite calcular el tipo de radiación (emitida o absorbida) cuando hay un salto electrónico. Calculando la energía del electrón en los niveles del salto y obteniendo la diferencia de energía. Despejando se obtiene la frecuencia de la radiación correspondiente.

$$\nu = \Delta E/h \quad \text{----- 13)}$$

Donde:

$$h = \text{Constante de Plank} = 1.583 \times 10^{-77} \text{ Kcal. Seg} = 6.63 \times 10^{-27} \text{ Erg.}$$

RESUMEN 2

Estas cuatro fórmulas sirven para determinar, (r_n), (v_n), (E_n), (ΔE), y sus expresiones en forma de ondas, (λ), (C), (ν), encajan correctamente con los resultados que se observan como huellas en una película fotográfica llamada ESPECTRO (que dibuja las energías emitidas o sea la que quema la película según su (λ), o (ν), de la energía emitida). Este trabajo le valió a Bohr el premio Nobel de física.

ENERGIA DE IONIZACION.

La energía (de absorción) que requiere el electrón para abandonar de manera

definitiva su órbita estacionaria. El átomo queda convertido en un catión (una carga eléctrica).



BASES EXPERIMENTALES DE LA TEORIA CUANTICA

La teoría cuántica está basada en la premisa de que toda materia está formada de átomos y que éstos tienen un contenido de energía que se puede aumentar o disminuir, recibiendo o despidiéndolo, en forma de radiación. Los experimentos que enseguida se explican tienen su fundamento en la radiación.

LA RADIACIÓN DE CUERPO NEGRO

¿Sabía usted que todos los objetos emiten radiaciones? Figura

Un carro, una casa, un libro, la Tierra, usted mismo, de su cuerpo continuamente está emitiendo ondas electromagnéticas:

¿Cómo se puede explicar este fenómeno? Para entender por qué emiten radiación los objetos ponga mucha atención a las siguientes consideraciones: Los objetos están hechos de átomos.

- Un átomo puede emitir radiación cuando uno de sus electrones pierde energía y así pasa a un nivel de menor energía.
- Un átomo puede absorber radiación cuando uno de sus electrones gana energía y así pasa a un nivel de mayor energía.
- Un aumento en la energía de un objeto representa un aumento de la energía cinética de movimiento de sus átomos.

Por lo tanto, en la naturaleza ningún objeto puede tener energía igual a cero.

¿Cree Usted posible tomar fotografías durante la noche sin la ayuda de un flash?

Esto se puede hacer usando una película sensible a la radiación infrarroja y es posible debido al hecho que los objetos emiten *energía* de acuerdo a su temperatura.

Estas ondas electromagnéticas son emitidas a todas las **frecuencias**, pero hay unas que dominan más que otras dependiendo de la **temperatura**. Si uno hace una gráfica de la intensidad de las energías con respecto a su frecuencia el resultado es lo que se llama la distribución espectral o simplemente el espectro.

En el caso de cuerpos en equilibrio térmico el espectro tiene una forma característica que consiste en una función que crece de forma continua y monótona hasta alcanzar un máximo y luego decrece para altas frecuencias. Entre mayor sea la temperatura del cuerpo mayor será la frecuencia donde aparece el punto máximo del espectro.

La forma teórica del espectro de radiación de un cuerpo en equilibrio únicamente depende del parámetro temperatura, y fue descubierta por Max Plank en 1900 y constituyó el comienzo de la energía cuántica. Los físicos designan este espectro con el nombre de Radiación de Cuerpo Negro.

Plank llegó a este resultado introduciendo el concepto de quantum de energía (es decir

que la energía en la naturaleza sólo se puede intercambiar en paquetes con cantidades discretas). Este es el principio de la teoría cuántica.

ENERGIA EN FORMA DE RADIACION

Este fenómeno se refiere a la forma de propagación de la energía en el espacio. **La radiación es una forma de energía (ΔE) que se desplaza en el espacio en forma de ONDAS y a la velocidad de la luz.**

Existe una variedad de estas radiaciones, desde las muy peligrosas hasta las muy débiles, dependiendo de su grado de FRECUENCIA.

La energía de radiación se calcula con la ecuación 12) y la frecuencia de la radiación se calcula con la ecuación 13):

$$\Delta E = (-E_i) - (-E_f) = h\nu \quad \text{----- 12)}$$

$$\nu = \Delta E/h \quad \text{----- 13)}$$

Donde:

$$h = \text{Constante de Plank} = 1.583 \times 10^{-77} \text{ Kcal. Seg} = 6.63 \times 10^{-27} \text{ Erg.}$$

Estas radiaciones se expresan en términos de la **longitud de onda (λ)** y su **frecuencia (ν)**:

Longitud de onda (λ).- Distancia entre cresta y cresta de dos ondas adjuntas. Se mide en unidades de Armstrong.

Frecuencia (ν).- Cantidad de ondas que pasan por un punto de observación en un segundo. Se mide en unidades de Hertz.

La frecuencia de una radiación es inversamente proporcional a su longitud de onda y se mueve a la velocidad de la luz.

$$\nu \propto 1/\lambda \quad \text{por lo tanto} \quad \nu = C/\lambda \quad \text{---- 14)}$$

$$\text{Despejando:} \quad \lambda = C/\nu \quad \text{---- 15)}$$

λ = Longitud de onda de la radiación.

ν = Frecuencia = (cantidad de ondas)/seg = Hertz

C = velocidad de la luz = 3×10^{10} cm/seg = constante

h = Constante de Plank = 1.583×10^{-77} Kcal. Seg = 6.63×10^{-27} Erg. Seg

$$1 \text{ MHz} = 10^6 \text{ Hz} = 10^6 \text{ seg}^{-1}$$

$$1 \text{ Armstrong} = \text{oA} = 10^{-10} \text{ m}$$

RANGOS DE RADIACIONES

RADIACIONES	λ (cm)	ν (seg⁻¹)
Rayos cósmicos	10 ⁻¹⁰ a 10 ⁻¹²	3X10 ²⁰ a 10 ²²
Rayos gamma	10 ⁻⁹ a 10 ⁻¹⁰	3X10 ¹⁹ a 10 ²⁰
Rayos X	10 ⁻⁷ a 10 ⁻⁹	3X10 ¹⁷ a 10 ¹⁹
Rayos ultravioleta	10 ⁻⁵ a 10 ⁻⁷	3X10 ¹⁵ a 10 ¹⁷
Rayos solares (visib.)	10 ⁻³ a 10 ⁻⁵	3X10 ¹³ a 10 ¹⁵
Rayos infrarrojos	10 ⁻² a 10 ⁻³	3X10 ¹² a 10 ¹³
Radio comunic., TV	10 ⁶ a 10 ³	3X10 ⁴ a 10 ⁷

ECUACION DE RYDBERG

Otra forma de obtener la energía emitida o absorbida en un salto electrónico se expresa en término de los niveles de las órbitas, con la ecuación de Rydber.

Energía de Radiación = $h\nu$

Despejando ν (frecuencia = cantidad de ondas que pasan cada segundo).
Sustituyendo la ec. 10) en ec. 12) E_i y en E_f y factorizando:

$$\nu = \xi (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2) / h$$

Como $\xi = \text{cte.}$ Y si $\psi = \xi/h$

$$\nu = f (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2)$$

$$\nu = \xi (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2) \text{ ----- 16)}$$

Si dividimos entre C (velocidad de la luz), ambos lados:

$$\nu/C = \xi / C (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2)$$

$$\nu/C = 1 / \lambda \quad ; \quad \lambda \text{ longitud de ondas}$$

$$1/\lambda = (\psi / C)(1 / n_f^2 - 1 / n_i^2)$$

Sustituyendo valores:

$\psi / C = 109,740 \text{ Cm}^{-1}$ para el Hidrógeno = R = No. de Rydberg

El Número de Rydberg (R) es constante para el Hidrógeno pero es diferente para otros átomos.

$$1 / \lambda = R (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2) \text{ --- 17)}$$

$$\lambda = 1 / R (1 / n_f^2 - 1 / n_i^2)$$

Esta ecuación permite llegar a calcular la energía de ionización (o sea la de absorción, que se requiere para que un electrón abandone su átomo y se vaya all infinito (α) que es igual en valor que si del infinito (α) llega el electrón a la órbita estacionaria $n=1$:

Ejemplo:

Calcular la energía requerida (de emisión) para que un electrón entre a un átomo, en la orbita $n=1$:

Si $n_i = \alpha$ y $n_f = 1$

$$1 / \lambda = R (1 / (1)^2 - 1 / (\alpha)^2) = R(1) = R$$

$$1 / \lambda = 109,740 \text{ Cm}^{-1} ; \quad \lambda = 912 \text{ oA} = 912 \times 10^{-8} \text{ Cm} = 9.12 \times 10^{-6} \text{ Cm}$$

¿A qué radiación corresponde?

Amstrong = oA = $10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ Cm}$

1Joule = 10^7 Ergs

Convertir este resultado en frecuencia:

$$\nu = C / \lambda = (3 \times 10^{14} \text{ Cm/Seg}) / (912 \times 10^{-8} \text{ Cm}) =$$

Convertir este resultado en energía (de emisión):

$$\Delta E = h \nu$$

$$\Delta E = (6.63 \times 10^{-27} \text{ Erg. Seg}) (\quad)$$

$$= 2.18 \times 10^{-11} \text{ Erg}$$

Es la cantidad de energía que se emite. ¿Qué tipo de radiación corresponde?

Ver tabla de radiaciones.

Otro ejemplo de cálculo de saltos de niveles:

Si $n_i = 5$ y $n_f = 3$

Sustituyendo: $1/\lambda = R(1/(3)^2 - 1/(5)^2) =$ CONTINUAR....

Si el átomo es distinto al Hidrógeno, o sea que contiene más de un protón, entonces Z no vale 1.

LUZ SOLAR

La luz solar visible, es un tipo de radiación que tiene un rango de longitudes de onda (y por lo tanto también un rango de frecuencias), que va desde el violeta (380 nanómetros = 3800 oA) hasta el rojo (780 nanómetros = 7800 oA). Los rangos de colores son: violeta, azul, verde, amarillo, naranja, rojo.

Nanómetro = 1 nm = 1×10^{-9} m = 1×10^{-7} Cm
10 oA = 1 nm

Longitudes de ondas aproximadas: λ (y sus colores en el rango de luz visible)

LUZ solar	DE λ (nm)	HASTA λ (nm)
ROJA	780	622
NARANJA	622	597
AMARILLA	597	577
VERDE	577	492
AZUL	492	455
VIOLETA	455	380

El color violeta es de mayor energía puesto que su longitud de onda es menor y su frecuencia es mayor.

Cuando esta luz solar incide sobre el átomo de Hidrógeno, o de sodio, o de cualquier otro elemento químico, este átomo absorbe energía en una cantidad apropiada a su naturaleza, cantidad llamada "cuantum" (energía necesaria para que pueda cambiar de órbita) y que va a ser la misma cantidad que va a emitir en forma de radiación. Cuando esa cantidad es suficiente para quitar el electrón del átomo se le llama fotón.

Por ejemplo, si colocamos sales de metales en la llama de un mechero, los electrones

de estos átomos metálicos, absorben energía y se excitan, pero luego vuelven a emitir esta misma energía como luz visible de un color característico dependiendo de la longitud de onda del "quantum" emitido.

SAL DE...	λ (nm)	LUZ
SODIO	589	AMARILLA
LITIO	671	ROJA
RUBIDIO	780	ROJA
CALCIO	616	NARANJA
ESTRONCIO	707	ROJA
ESTAÑO	524	VERDE

Los artesanos coheteros colocan sales metálicas en sus arreglos para que veamos bellas luces pirotécnicas de variados colores.

FENOMENO FOTOELECTRICO

Además de las demostraciones de Bohr. Este fenómeno comprueba la posibilidad de que un electrón pueda abandonar su órbita cuando recibe una radiación adecuada, o sea un "fotón".

Fotón.- Cantidad definida de energía capaz de desprender un electrón de su órbita estacionaria.

$$E = h \nu$$

Experimento: Una radiación incide sobre una placa metálica, de manera que una serie de electrones se van desprendiendo de los átomos metálicos formandose una corriente de electrones que van fluyendo. Esto se logra si la radiación de luz blanca es la apropiada para esos átomos del metal. Si hacemos que estos electrones fluyan a través de un conductor, podremos medir su paso usando un galvanómetro.

La energía necesaria para que un electrón salte o salga completamente del átomo.

$$E = h \nu = \text{ENERGIA POTENCIAL} + \text{ENERGIA CINETICA}$$

E. potencial = $h \nu_0$ para que suelte de su adherencia (o sea salga de la placa).

E. cinética = $m V^2 / 2$ Para que fluya desde la placa por el conductor o brinque hacia otro receptor.

En este principio se basa el apagado del alumbrado público. Es decir en cuanto detecta la presencia de radiación solar (que provoca el desprendimiento y flujo de los electrones) inmediatamente desconecta el paso de corriente eléctrica del alumbrado.

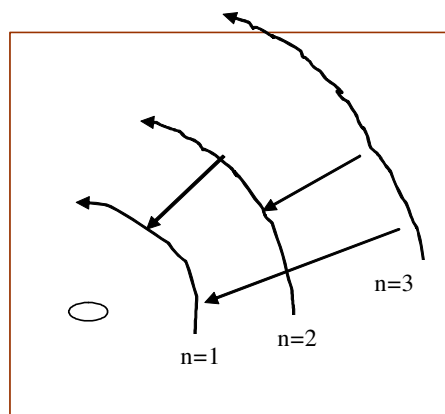


SERIES ESPECTRALES DEL HIDROGENO

SERIES ESPECTRALES:

Varios científicos continuaron los estudios de Bohr, para demostrar que el electrón del Hidrógeno puede saltar de una órbita superior a otra inferior o viceversa y que en ese salto emite o absorbe energía.

Para excitar al electrón y pasar a un nivel superior hubo que utilizar diferentes grados de radiaciones que son las mismas que se emiten cuando el electrón regresa a su órbita estacionaria. Cuando la energía emitida es captada sobre una película (fotográfica), se deja ver una serie de rayas de diferentes intensidades y colores; y estas rayas son interpretadas como energías que queman la película y por lo tanto son radiaciones con sus correspondientes longitudes de ondas y frecuencias. La película así lograda se le llama ESPECTRO y el equipo que lo reproduce se conoce como ESPECTROSCOPIO.



El espectro que se logra es único y diferente para cada elemento químico, por tal razón a estos espectros se les considera como la "huella digital de cada elemento".

En el caso del Hidrógeno los científicos trabajaron con distintos rangos de radiaciones y lograron diferentes espectros. Por ejemplo Balmer utilizó una radiación de Luz visible ($\lambda = 10^{-5}$ a 10^{-7} m) y observó el espectro que se obtuvo cuando los electrones de todos los átomos que formaban el gas Hidrógeno saltaron del 3^o, 4^o, y 5^o nivel respectivamente, al 2^o.

SALTOS...	DEL NIVEL..	AL NIVEL...	RADIACIONES
LYMAN	2,3,4	1 ^o	ULTRAVIOLETA
BALMER	3,4,5	2 ^o	LUZ VISIBLE (SOLAR)
PASCHEN	4,5,6	3 ^o	INFRARROJO
BRACKET	5,6,7	4 ^o	INFRARROJO
PFUND	6,7	5 ^o	INFRARROJO

¿Se podrá verificar con las fórmulas de saltos electrónicos que efectivamente estos científicos trabajaron con estas radiaciones?

Líneas espectrales en el hidrógeno

¿Cuál es el origen de las líneas del espectro del hidrógeno en la zona visible?.



APORTACIONES AL MODELO DE BOHRN

Las siguientes aportaciones científicas vinieron a fortalecer la teoría de Bohr, no cambiándola sino enriqueciéndola:

Teoría de Louis de Broglie
Ecuaciones de Schrodinger
Principio de incertidumbre de Heisenberg
Aportación de Sommerfeld

TEORIA DE LOUIS DE BROGLIE (dualidad del electrón)

¿Los electrones son partículas (masa) o son ondas (energía)? De acuerdo con este científico, son ambas cosas a la vez, es decir coexisten en las dos formas o sea el electrón es de naturaleza dual.

Si consideramos que los electrones tienen masa y están siempre en constante movimiento (porque tienen energía); de acuerdo con LA TEORIA DE RELATIVIDAD DE EINSTEIN la masa moviéndose a alta velocidad, cercana a la de la luz, se convierte en energía en forma de radiación.

Esto quiere decir que el movimiento del electrón en su órbita no es solamente de giro circular, sino circular-ondulatorio. O sea que el electrón no solamente se mueve como partícula (masa) sino además como onda (energía en forma de radiación) cuya longitud de onda depende de la velocidad y la cantidad de energía que lleva, según el nivel de la órbita.

Esta aportación no desecha la teoría de Bohr, sino que la enriquece y comprueba cabalmente el segundo postulado de Bohr.

Deducción de la fórmula de Louis De Broglie

El electrón se mueve como partícula (masa) gracias a una fuerza centrífuga que la mantiene en movimiento circular a pesar de la atracción electrostática entre las cargas positivas (en el núcleo) y las negativas (los electrones).

1) Su energía como partícula: E

Como partícula (m), el momento (E) de la fuerza centrífuga (F) se logra multiplicándola por el radio de giro (r):

$$r \times F = E \quad \text{como} \quad F = m a = m v^2 / r$$

$$r \times F = r (m v^2 / r)$$

Reduciendo: $r \times F = m v^2$

$$r \times F = m v^2 = E$$

Su velocidad de giro (V) se iguala a la velocidad de la luz (C): $v = C$

$$E = m C^2 \quad \text{Ecuación de Einstein}$$

2) Su energía (E) como onda, es el producto constante de Plank (h) por la frecuencia de la radiación (ν): $E = h \nu$

Igualando ambas formas de energías: $h \nu = m C^2 = m C \cdot C$

Despejando e introduciendo longitud de onda (λ):

$$m C = h(\nu / C) = h(1/\lambda)$$

$$\lambda = h / m C \quad \text{Ec. de De Broglie}$$

El recorrido que hace el electrón en torno al núcleo debe corresponder a una cantidad entera de (λ), o sea (n) veces (λ) para que las ondas coincidan y no se traslapen, porque si así no fuera lo que indicaría es que la energía (del electrón) no sería constante o sea que el movimiento del electrón (onda) se iría desvaneciendo hasta dejar de existir.

Como el perímetro de una circunferencia recorrida es: $2\pi r$; entonces debe igualarse a (n) cantidades de longitudes de ondas (λ) ya que sigue el mismo recorrido pero en forma de ondas:

$$n\lambda = 2\pi r$$

Sustituyendo la ec. de De Broglie en (λ): $n(h / m C) = 2\pi r$

Reacomodando términos: $n(h / 2\pi) = m C r$

Si retornamos que $C = v$ $n(h / 2\pi) = m v r$

Donde ($m v r$) es el momento angular del electrón. Que es justamente la expresión que concuerda con el 2o. Postulado de Bohr, que define la condición necesaria para que el electrón se mantenga girando entorno al núcleo en la orbita estacionaria.

¿Con esta teoría, qué es entonces un átomo?

Es un núcleo rodeado de electrones que se mueven con masa y en forma de ondas a distancias (r) o sea a distintas órbitas estacionarias, llevando cierta velocidad y energía.

ECUACION DE SCHRODINGER.

Schrodinger, dedujo a partir de la función de onda (ec. de sinusoidad), la ecuación que describe el movimiento tridimensional del electrón "masa-onda" tomando en cuenta su energía cinética y potencial y una derivación matemática de segundo grado en los tres ejes cartesianos:

$$\psi = A \text{ Sen } 2\pi (X / \lambda); \quad \text{ec. Sinusoidal (eje "X")}$$

1ª. Derivada:

$$d\psi / dX = A (2\pi / \lambda)(\text{Cos } 2\pi (X / \lambda)$$

2ª. Derivada:

$$d^2 \psi / dX^2 = -A (4\pi^2 / \lambda^2)(\text{Sen } 2\pi (X / \lambda)$$

$$d^2 \psi / dX^2 = - (4\pi^2 / \lambda^2) \psi$$

$$\text{Despejamos: } \lambda^2 = -(4\pi^2 \psi) / (d^2 \psi / d X^2)$$

$$\text{Como } E = E_c + E_p$$

$$E_c = (m C^2) / 2 = (m/m)(m C^2)/2 = (m^2 C^2)/2m$$

C = Velocidad de la luz a la que se mueve el electrón

$$\text{De la ec. de De Broglie: } \lambda = h/mC \quad \text{o sea } mC = h / \lambda$$

$$\text{Elevando ambos lados al cuadrado: } (mC)^2 = (h / \lambda)^2$$

$$\text{Sustituyendo: } E_c = (h^2 / \lambda^2) / 2m$$

Sustituyendo λ^2 obtenida de la segunda derivada.

$$E_c = - (h^2 / 8\pi^2 m \psi)(d^2 \psi / d X^2)$$

$$\text{Despejando: } d^2 \psi / d X^2 = - E_c (8\pi^2 m \psi) / h^2)$$

$$\text{Como } E_c = E - E_p$$

$$\text{Sustituyendo: } d^2 \psi / d X^2 = -(E - E_p)(8\pi^2 m \psi) / h^2)$$

Se obtiene la expresión de onda en el eje "X" .

Se hace igual deducción para los ejes "Y" y "Z".

Agrupando en los tres ejes se obtiene la Ec. De Schoringer:

$$\frac{d^2 \psi}{d X^2} + \frac{d^2 \psi}{d Y^2} + \frac{d^2 \psi}{d Z^2} = - (E - E_p) (8\pi^2 m \psi) / h^2 = 0 \quad .$$

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG.

Comparando el movimiento de los electrones con el movimiento de los planetas alrededor del sol, éstos últimos tienen una trayectoria fija en un plano y se mueven a una velocidad constante y por lo tanto se puede determinar su ubicación en un momento determinado, de ahí la posibilidad de enviar sondas o naves que aterrizan con precisión sobre su superficie. Las leyes de la mecánica clásica de Newton aportan las fórmulas y consideraciones que permiten estos cálculos.

En cambio, en el modelo atómico, según el principio de incertidumbre de Heisenberg **“es imposible conocer la posición precisa y la velocidad o cantidad de movimiento (Energía) de un electrón alrededor del núcleo”**, por lo que propuso cambiar el término **“trayectoria”** por el de **“orbital”** entendiendo este nuevo termino como una zona o área en el espacio atómico de mayor probabilidad de encontrar los electrones (REMPE) entorno al núcleo.

El orbital es la idealización de la zona de ubicación del electrón diferencial en movimiento alrededor del núcleo, pero que no es una trayectoria sino **una zona probabilística donde puede encontrarse el electrón en movimiento.**

APORTACION DE SOMMERFIEL.

Sommerfield aporta una nueva consideración al modelo y dice que los electrones no solamente se mueven en zonas esféricas, sino que hay otras zonas de diferentes tipos geométricos. Estas zonas tienen formas geométricas tridimensionales y pueden ser esféricas (Spher), elípticas (eliPtical), en forma de anillo, etc. y se encuentran en distintas orientaciones en el espacio tridimensional alrededor del núcleo y que éstas dependen de la cantidad de electrones que tenga el átomo.

A partir de esta conceptualización del orbital se crea la mecánica cuántica que se basa en la teoría de los números cuánticos; que son 4 parámetros (n, l, m, s) que identifican la ubicación del electrón diferencial en el átomo.

MODELO ATOMICO CUANTICO

Tomando en cuenta la aportación de De Broglie (partícula: masa-onda), la Ec. de

Schrodinger (modelo movimiento tridimensional) y el principio de incertidumbre de Heisenberg (orbitales tridimensionales en lugar de trayectoria) y la aportación de Sommerfield (orientación de orbitales en el espacio); aunado a que la cantidad de energía que requiere el electrón para su giro alrededor del núcleo se le llama "cuántum" se extendió el nombre de "modelo de Borhn" por "modelo cuántico del átomo".

Resumiendo: se puede decir que gracias a la idea del giro del electrón alrededor del núcleo, del modelo de Borhn, surge el primer número cuántico que se le llamó **Número Principal (n)** y que representa los diferentes niveles de energías según su distancia al núcleo.

A partir de Heisenberg y Sommerfield surgió la concepción de otros dos números cuánticos: **el orbital (l)**, o **número cuántico secundario** que indica la forma geométrica de la zona probabilística y **(m) su orientación en el espacio**, alrededor del núcleo, con respecto a los ejes cartesianos.

A estos tres números cuánticos se agrega otro concepto que es el **Spin (s)** y que representa el giro que el electrón hace sobre su propio eje durante su movimiento de traslación en torno al núcleo.



CALCULO DE.. RADIO, VELOCIDAD, ENERGIA Y TIPO DE RADIACION

1.- Calcular el radio atómico cuando el electrón se encuentra en el nivel 3:

$$n := 3 \qquad r1 := 0.529 \cdot 10^{-10} \cdot m \quad \leftarrow \text{Valor constante, cuando } n=1$$

$$\text{radio}(n) := r1 \cdot n^2 \quad \leftarrow \text{Fórmula} \rightarrow \qquad \text{radio} = r1 \cdot n^2$$

$$\text{radio}(n) = 4.761 \times 10^{-10} \text{ m} \qquad \text{radio} = (0.529 \cdot 10^{-10} \cdot m) \cdot (3)^2$$

$$\qquad \qquad \qquad \text{radio} = 4.761 \times 10^{-10} \text{ m}$$

COMPARAR

2.- Calcular la velocidad del electrón cuando gira alrededor del núcleo en el nivel 4:

$$n := 4 \qquad v1 := 2.18768 \cdot 10^6 \frac{m}{sec} \quad \leftarrow \text{Valor constante, cuando } n=1$$

$$\text{velocidad}(n) := \frac{v1}{n} \quad \leftarrow \text{Fórmula} \rightarrow \qquad \text{velocidad} = \frac{v1}{n}$$

$$\text{velocidad}(n) = 5.469 \times 10^5 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$\text{velocidad} = \frac{2.18768 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{sec}}}{4}$$

$$\text{velocidad} = 5.469 \times 10^5 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

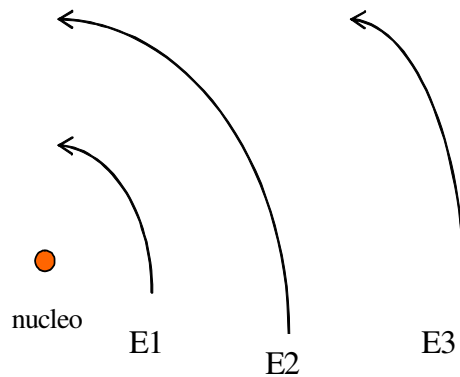
3.- Calcular la Energía de giro del electrón en los niveles 1 y 3 y la diferencia de energía entre ambos niveles:

a) Cuando: $n := 1$

$$E1 := -2.18 \cdot \text{J} \quad \text{J} = \text{Joules} \cdot 10^{-18}$$

$$\text{Energía}(n) := \frac{E1}{n^2} \quad \text{Energía}(n) = -2.18 \text{ J}$$

$$-2.18 \times 10^{-18} \cdot \text{J}$$



b) Cuando: $n := 3$

$$E1 := -2.18 \cdot \text{J} \quad \text{J} = \text{Joules} \cdot 10^{-18}$$

$$\text{Energía}(n) := \frac{E1}{n^2} \quad \text{Energía}(n) = -0.242 \text{ J}$$

$$-0.242 \times 10^{-18} \cdot \text{J}$$

c) Diferencia de Energía del nivel 3 al nivel 1:

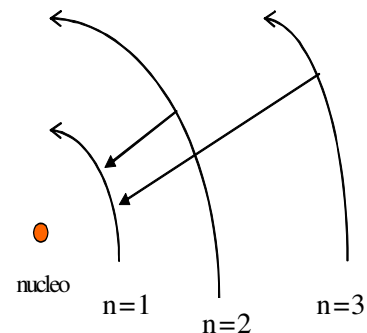
$$\Delta E = \text{Energía}(3) - \text{Energía}(1)$$

$$\Delta E = -0.242 \text{ J} - (-2.18 \text{ J}) = 1.938 \text{ J} \quad \Delta E = 1.93 \times 10^{-18} \cdot \text{J}$$

4.- Calcule la frecuencia y longitud de onda de la Radiación que se emite cuando el electrón regresa del nivel (3) hasta el nivel $n = 1$.

En ejemplo anterior se calculó:

$$\Delta E = 1.93 \times 10^{-18} \cdot \text{J}$$



$$h := 6.63 \cdot 10^{-34} \cdot \text{J} \cdot \text{sec}$$

$$c := 3 \times 10^8 \cdot \frac{\text{m}}{\text{sec}}$$

$$v = \frac{\Delta E}{h}$$

$$\lambda = \frac{c}{v}$$

$$v = \frac{1.93 \times 10^{-18} \cdot \text{J}}{6.63 \cdot 10^{-34} \cdot \text{J} \cdot \text{sec}}$$

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8 \cdot \frac{\text{m}}{\text{sec}}}{2.911 \times 10^{15} \text{ Hz}}$$

$$v = 2.911 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

$$\lambda = 1.031 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Convertir a Angstrom (oA)

$$\lambda = 1.031 \times 10^{-7} \text{ m} \cdot \left(\frac{10 \text{ oA}}{10^{-10} \text{ m}} \right) = 1.031 \times 10^3 \cdot \text{oA}$$

Convertir a Nanómetro (nm)

$$\lambda = 1.031 \times 10^{-7} \text{ m} \cdot \left(1 \frac{\text{nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) = 103.1 \cdot \text{nm}$$

5.- A que tipo de radiación corresponden estos resultados de frecuencia y longitud de onda?

$$v = 2.911 \times 10^{15} \text{ Hz} = 3 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

Corresponde a la Radiación **ULTRAVIOLETA**



CALCULOS DE RADIO, VELOCIDAD Y ENERGIA EN CADA NIVEL

Determinar el radio atómico en cada nivel, desde el nivel (n) 1 al 7 y las velocidades del electrón girando alrededor del núcleo del átomo de Hidrógeno:

$$n := 1..7$$

math/option/display/multiplication

Calcular los radios:

$$r1 := 0.529 \cdot 10^{-10} \cdot \text{m}$$

<--- Valor constante, cuando n=1

$$\text{radio}(n) := r1 \cdot n^2$$

<--- Fórmula--->

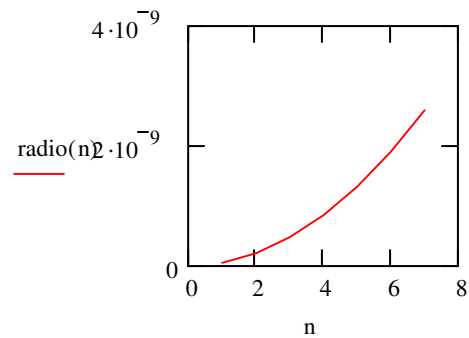
$$\text{radio} = r1 \cdot n^2$$

n =

1
2
3
4
5
6
7

radio(n) =

$5.290 \cdot 10^{-11}$ m
$2.116 \cdot 10^{-10}$
$4.761 \cdot 10^{-10}$
$8.464 \cdot 10^{-10}$
$1.323 \cdot 10^{-9}$
$1.904 \cdot 10^{-9}$
$2.592 \cdot 10^{-9}$



Calcular las velocidades: $v1 := 2.18768 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{sec}}$

<--- Valor constante, cuando n=1

$$\text{velocidad}(n) := \frac{v1}{n}$$

<--- Fórmula--->

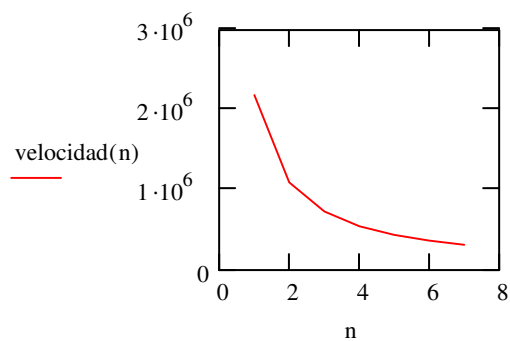
$$\text{velocidad} = \frac{v1}{n}$$

n =

1
2
3
4
5
6
7

velocidad(n) =

$2.188 \cdot 10^6$ $\frac{\text{m}}{\text{s}}$
$1.094 \cdot 10^6$
$7.292 \cdot 10^5$
$5.469 \cdot 10^5$
$4.375 \cdot 10^5$
$3.646 \cdot 10^5$
$3.125 \cdot 10^5$



¿En qué nivel la velocidad es más alta?

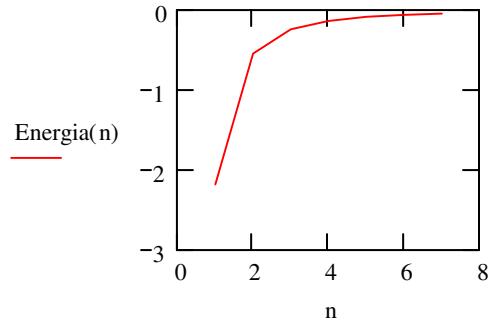
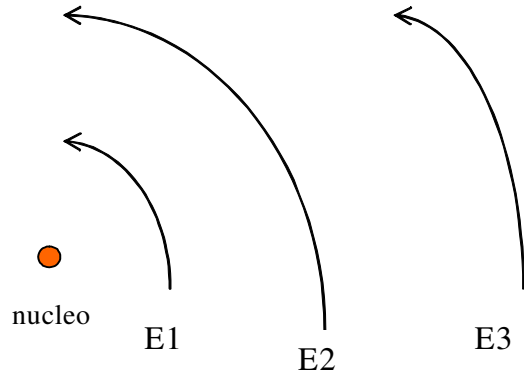
Calcular las Energías del electrón en cada nivel (desde el 1o. al 7o)

n := 1..7

E1 := -2.18·J

$$\text{Energia}(n) := \frac{E1}{n^2}$$

n =	Energia(n) =
1	-2.180 J 10 ⁻¹⁸
2	-0.545
3	-0.242
4	-0.136
5	-0.087
6	-0.061
7	-0.044



Nota.-El exponencial que multiplica -2.18 es 10⁻¹⁸ es valor tan pequeña que sale fuera del rango de mathcad. Por lo tanto las energías deben (corregirse) multiplicando por 10⁻¹⁸

$$J = \text{Joule} = \frac{\text{kg m}^2}{\text{s}^2}$$

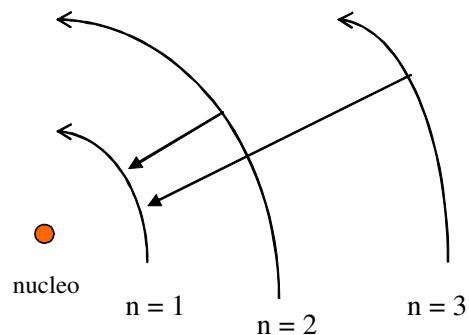
Calcular diferencia de energía (Salto electrónico)

Calcule la frecuencia y longitud de onda de la Radiación correspondiente a la Energía de emisión desde el nivel (n) hasta el nivel n = 1.

n := 2..4

Calcular diferencia de energía:

$$\Delta E(n) := \text{Energia}(n) - \text{Energia}(1)$$



n =	$\Delta E(n) =$	
2.0	1.635	J 10^{-18}
3.0	1.938	
4.0	2.044	

Nota.- Aplicar nota a ΔE , o sea multiplicarlo por diez a la -18

Calcular la frecuencia y longitud de onda de la Radiación

$$h := 6.63 \cdot 10^{-34} \cdot \text{J} \cdot \text{sec} \quad c := 3 \cdot 10^8 \cdot \frac{\text{m}}{\text{sec}}$$

$$v(n) := \frac{\Delta E(n) \cdot 10^{-18}}{h}$$

$$\lambda(n) := \frac{c}{v(n)}$$

v(n) =	$\lambda(n) =$
2.47 · 10 ¹⁵ $\frac{1}{s}$	1.217 · 10 ⁻⁷ m
2.92 · 10 ¹⁵ $\frac{1}{s}$	1.026 · 10 ⁻⁷ m
3.08 · 10 ¹⁵ $\frac{1}{s}$	9.732 · 10 ⁻⁸ m

Calcule la frecuencia y longitud de onda de la Radiación correspondiente a la Energía de emisión desde el nivel (n) hasta el nivel n = 2.

$$n := 3..5$$

Calcular diferencia de energía:

$$\Delta E(n) := \text{Energia}(n) - \text{Energia}(2)$$

n =	$\Delta E(n) =$	
3.0	0.303	J 10^{-18}
4.0	0.409	
5.0	0.458	

Nota.- Aplicar nota a ΔE , o sea multiplicarlo por diez a la -18

Calcular la frecuencia y longitud de onda de la Radiación

$$h := 6.63 \cdot 10^{-34} \cdot \text{J} \cdot \text{sec} \quad c := 3 \cdot 10^8 \cdot \frac{\text{m}}{\text{sec}}$$

$$v(n) := \frac{\Delta E(n) \cdot 10^{-18}}{h}$$

$$\lambda(n) := \frac{C}{v(n)}$$

$$v(n) = \begin{array}{c} 4.57 \cdot 10^{14} \\ 6.17 \cdot 10^{14} \\ 6.90 \cdot 10^{14} \end{array} \frac{1}{s}$$

$$\lambda(n) = \begin{array}{c} 6.569 \cdot 10^{-7} \\ 4.866 \cdot 10^{-7} \\ 4.345 \cdot 10^{-7} \end{array} m$$

Calcule la frecuencia y longitud de onda de la Radiación correspondiente a la Energía de emisión desde el nivel (n) hasta el nivel n = 3.

$$n := 4..6$$

Calcular diferencia de energía:

$$\Delta E(n) := \text{Energia}(n) - \text{Energia}(3)$$

$$n = \begin{array}{c} 4.0 \\ 5.0 \\ 6.0 \end{array} \quad \Delta E(n) = \begin{array}{c} 0.106 \\ 0.155 \\ 0.182 \end{array} J \cdot 10^{-18}$$

Nota.- Aplicar nota a ΔE , o sea multiplicarlo por diez a la -18

Calcular la frecuencia y longitud de onda de la Radiación

$$h := 6.63 \cdot 10^{-34} \cdot J \cdot \text{sec}$$

$$C := 3 \cdot 10^8 \cdot \frac{m}{\text{sec}}$$

$$v(n) := \frac{\Delta E(n) \cdot 10^{-18}}{h}$$

$$\lambda(n) := \frac{C}{v(n)}$$

$$v(n) = \begin{array}{c} 1.60 \cdot 10^{14} \\ 2.34 \cdot 10^{14} \\ 2.74 \cdot 10^{14} \end{array} \frac{1}{s}$$

$$\lambda(n) = \begin{array}{c} 1.877 \cdot 10^{-6} \\ 1.283 \cdot 10^{-6} \\ 1.095 \cdot 10^{-6} \end{array} m$$

