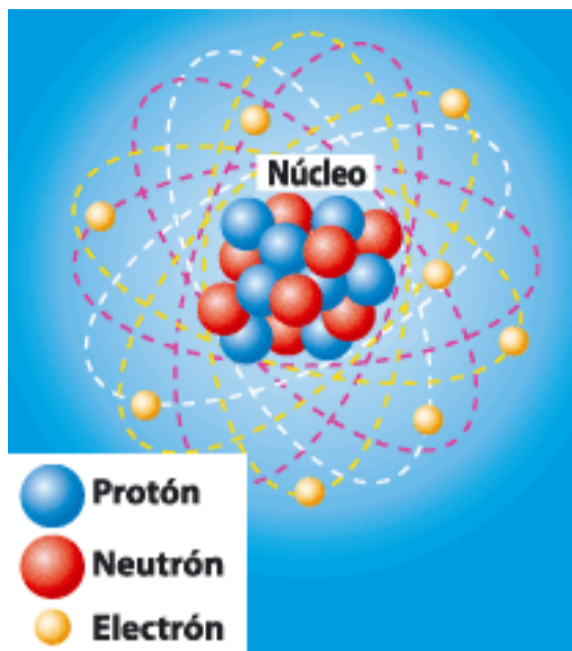


3 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



3.1 EL ÁTOMO

Los átomos no son partículas individuales como lo había pensado originalmente Dalton, sino que están compuestos de partículas más simples: en el núcleo del átomo, los neutrones y los protones cargados positivamente y rodeando al núcleo los electrones cargados negativamente

VIDEO

[El átomo y vida](#)

[El átomo de Bohr](#)

[El átomo](#)

3.2 TEORÍAS ATÓMICAS

1 Teoría atómica de Dalton

En el período 1803-1808, Jonh Dalton, utilizó los dos leyes fundamentales de las combinaciones químicas, es decir: la "Ley de conservación de la masa" (La masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de las sustancias antes de la reacción) y la "Ley de composición constante" (Todas las muestras de un compuesto tienen la misma composición, es decir las mismas proporciones en masa de los elementos constituyentes.) Como base de una teoría atómica.

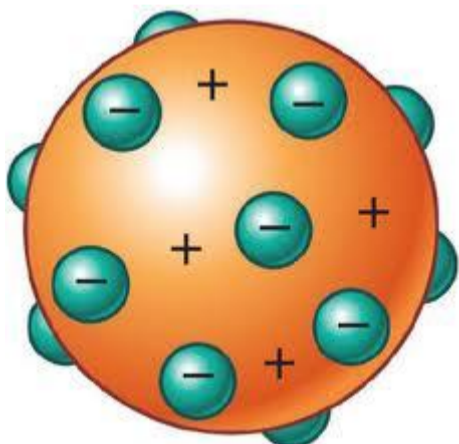


Figura 1 : El átomo de Dalton

La esencia de la teoría atómica de la materia de Dalton se resume en tres postulados:

1. Cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indestructibles denominadas átomos. Los átomos no pueden crearse ni destruirse durante una reacción química.
2. Todos los átomos de un elemento son semejantes en masa (peso) y otras propiedades, pero los átomos de un elemento son diferentes de los del resto de los elementos.
3. En cada uno de sus compuestos, los diferentes elementos se combinan en una proporción numérica sencilla: así por ejemplo, un átomo de A con un átomo de B (AB), o un átomo de A con dos átomos de B (AB_2).

La teoría atómica de Dalton condujo a la "Ley de las proporciones múltiples", que establece lo siguiente: *Si dos elementos forman más de un compuesto sencillo, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en una relación de números enteros sencillos.*

2 Modelo atómico de Thomson:

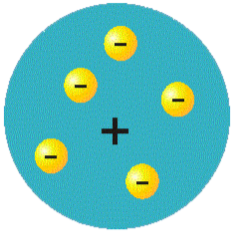


Figura 2: El átomo de Thomson

El modelo comúnmente aceptado era el que a principios del siglo XX propuso Joseph John Thomson, quien pensó que la carga positiva necesaria para contrarrestar la carga negativa de los electrones en un átomo neutro estaba en forma de nube difusa, de manera que el átomo consistía en una esfera de carga eléctrica positiva, en la cual estaban embebidos los electrones en número suficiente para neutralizar la carga positiva

3 Modelo atómico de Rutherford:

Para Ernest Rutherford, el átomo era un sistema planetario de electrones girando alrededor de un núcleo atómico pesado y con carga eléctrica positiva.

El modelo atómico de Rutherford puede resumirse de la siguiente manera:

- * El átomo posee un núcleo central pequeño, con carga eléctrica positiva, que contiene casi toda la masa del átomo.
- * Los electrones giran a grandes distancias alrededor del núcleo en órbitas circulares.
- * La suma de las cargas eléctricas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, ya que el átomo es eléctricamente neutro.

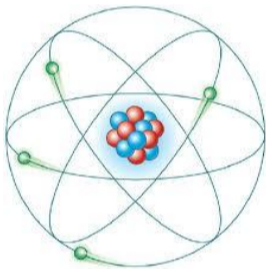


Figura 3: El átomo de Rutherford

Rutherford no solo dio una idea de cómo estaba organizado un átomo, sino que también calculó cuidadosamente su tamaño (un diámetro del orden de 10^{-10} m) y el de su núcleo (un diámetro del orden de 10^{-14} m). El hecho de que el núcleo tenga un diámetro unas diez mil veces menor que el átomo supone una gran cantidad de espacio vacío en la organización atómica de la materia

Para analizar cual era la estructura del átomo, Rutherford diseñó un experimento:

El experimento consistía en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio). De ser correcto el modelo atómico de **Thomson**, el haz de partículas debería atravesar la lámina sin sufrir desviaciones significativas a su trayectoria. Rutherford observó que un alto porcentaje de partículas atravesaban la lámina sin sufrir una desviación apreciable, pero un cierto número de ellas era desviado significativamente, a veces bajo ángulos de difusión mayores de 90 grados. Tales desviaciones no podrían ocurrir si el modelo de Thomson fuese correcto.

4 Modelo atómico de Bohr

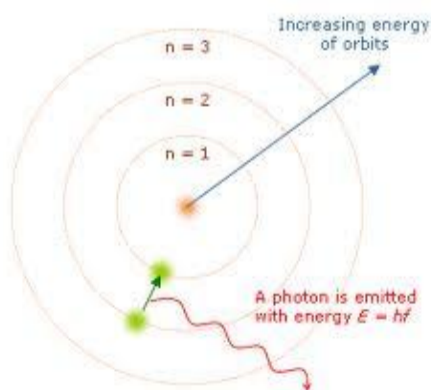


Figura 4: El átomo de Bohr

La estructura electrónica de un átomo describe las energías y la disposición de los electrones alrededor del átomo. Gran parte de lo que se conoce acerca de la estructura electrónica de los átomos se averiguó observando la interacción de la radiación electromagnética con la materia.

Sabemos que el espectro de un elemento químico es característico de éste y que del análisis espectroscópico de una muestra puede deducirse su composición

El origen de los espectros era desconocido hasta que la teoría atómica asoció la emisión de radiación por parte de los átomos con el comportamiento de los electrones, en concreto con la distancia a la que éstos se encuentran del núcleo.

El físico danés **Niels Bohr (Premio Nobel de Física 1922)**, propuso un nuevo modelo atómico que se basa en tres postulados:

Primer Postulado:

Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía

Segundo Postulado:

Los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo en aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$m r v = n \frac{h}{2 \pi}$$

Siendo "h" la constante de Planck, m la masa del electrón, v su velocidad, r el radio de la órbita y n un número entero (n=1, 2, 3, ...) llamado número cuántico principal, que vale 1 para la primera órbita, 2 para la segunda, etc.

Tercer postulado:

Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética.

Mientras el electrón se mueve en cualquiera de esas órbitas no radia energía, sólo lo hace cuando cambia de órbita. Si pasa de una órbita externa (de mayor energía) a otra más interna (de menor energía) emite energía, y la absorbe cuando pasa de una órbita interna a otra más externa. Por tanto, la energía absorbida o emitida será:

$$E_2 - E_1 = h \nu$$

En resumen podemos decir que los electrones se disponen en diversas órbitas circulares que determinan diferentes niveles de energía.

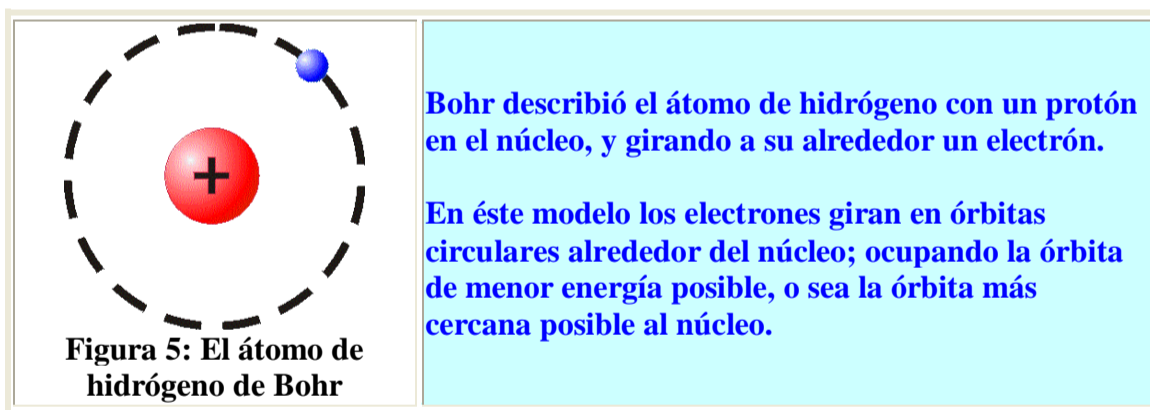


Figura 5: El átomo de hidrógeno de Bohr

Cada órbita se corresponde con un nivel energético que recibe el nombre de número cuántico principal, se representa con la letra " n " y toma valores desde 1 hasta 7 .

La teoría de Bohr predice los radios de las órbitas permitidas en un átomo de hidrógeno.

$$r_n = n^2 a_0, \text{ donde } n = 1, 2, 3, \dots \text{ y } a_0 = 0.53 \text{ \AA} \text{ (53 pm)}$$

La teoría también nos permite calcular las velocidades del electrón en estas órbitas, y la energía. Por convenio, cuando el electrón está separado del núcleo se dice que está en el cero de energía. Cuando un electrón libre es atraído por el núcleo y confinado en una órbita n, la energía del electrón se hace negativa, y su valor desciende a

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

R_H es una constante que depende de la masa y la carga del electrón y cuyo valor es $2.179 \cdot 10^{-18}$ J. Normalmente el electrón en un átomo de hidrógeno se encuentra en la órbita más próxima al núcleo ($n=1$). Esta es la energía permitida más baja, o el **estado fundamental**. Cuando el electrón adquiere un cuanto de energía pasa a un nivel más alto ($n=2,3,\dots$) se dice entonces que el átomo se encuentra en un **estado excitado**. En este estado excitado el átomo no es estable y cuando el electrón regresa a un estado más bajo de energía emite una cantidad determinada de energía, que es la diferencia de energía entre los dos niveles.

$$\Delta E = E_f - E_i = \frac{-R_H}{n_f^2} - \frac{-R_H}{n_i^2} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = 2.179 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

5. El átomo de Schrödinger:

Erwin Schrödinger (1887-1961), físico y premio Nobel austriaco, conocido sobre todo por sus estudios matemáticos de la mecánica ondulatoria y sus aplicaciones a la estructura atómica

La aportación más importante de Schrödinger a la física fue el desarrollo de una rigurosa descripción matemática de las ondas estacionarias discretas que describen la distribución de los electrones dentro del átomo. Schrödinger demostró que su teoría, publicada en 1926, era el equivalente en matemáticas a las teorías de mecánica matricial que había formulado el año anterior el físico alemán Werner Heisenberg. Juntas, sus teorías constituyeron en buena medida la base de la mecánica cuántica. Schrödinger compartió en 1933 el Premio Nobel de Física con el británico Paul A. M. Dirac por su aportación al desarrollo de la mecánica cuántica. Su investigación incluía importantes estudios sobre los espectros atómicos, la termodinámica estadística y la mecánica ondulatoria.

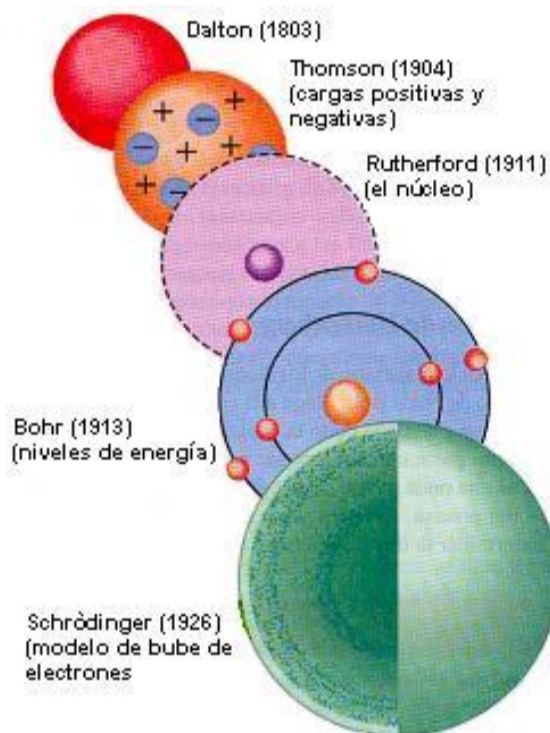


Figura 6: Comparación de los modelos atómicos

3.3 NÚMERO ATÓMICO (Z): Indica el número de protones que tiene un átomo en el núcleo, el cual es igual a la cantidad de electrones, ya que la materia es eléctricamente neutra. La cantidad de protones varía según el elemento. Los elementos químicos se encuentran ordenados en la tabla periódica según el número atómico. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones. (${}_Z E$)

EJEMPLO: EL Magnesio (${}_{12} Mg$) tiene $Z=12$, el átomo de magnesio tiene 12 protones

3.4 NÚMERO DE MASA (A): Es la suma del número de protones y neutrones contenidos en el núcleo. (${}_Z^A E$)

$$A = Z + N$$

A = Número masa

Z = Número atómico = Número de protones

N = Número de neutrones

En cationes (iones positivos) hay pérdida de electrones, aniones (iones negativos) hay ganancia de electrones.

EJEMPLO: 1 El Sodio (${}_{11}^{23}\text{Na}$) tiene Z = 11 y A = 23; por lo tanto contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

2 Para el catión sodio (${}_{11}^{23}\text{Na}^+$). Calcular Z, A, protones, neutrones, electrones. Z = 11, A = 23, Protones = 11, neutrones = 12, electrones = 10

3 El cloro (${}_{17}^{35}\text{Cl}$) tiene A = 35, y Z = 17, calcular el número de protones, neutrones y electrones.

Protones = 17

Neutrones = 18

Electrones = 17

4 Para el anión cloro (${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$), calcular Z, A, protones, neutrones y electrones.

Z = 17, A = 35, Protones = 17, neutrones = 18, electrones = 18

VIDEOS

[Número atómico y número másico](#)

[Cálculo de número de protones y neutrones](#)

PRÁCTICA

[Numero atómico y másico](#)

3.5. ISÓTOPOS

Son átomos de un mismo elemento que contienen el mismo número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones.

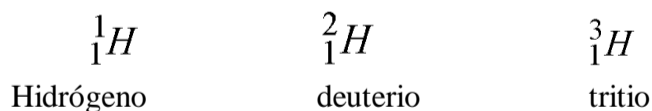
Veamos una serie de ejemplos

*. Para el carbono Z=6. Es decir, todos los átomos de carbono tienen 6 protones y 6 electrones. El carbono tiene dos isótopos: uno con A=12, con 6 neutrones y otro con número másico 13 (7 neutrones), que se representan como:



El carbono con número másico 12 es el más común (~99% de todo el carbono). Al otro isótopo se le denomina carbono-13.

*. El hidrógeno presenta tres isótopos, y en este caso particular cada uno tiene un nombre diferente



La forma más común es el hidrógeno, que es el único átomo que no tiene neutrones en su núcleo.

*. Otro ejemplo son los dos isótopos más comunes del uranio:



Los cuales se denominan uranio-235 y uranio-238.

En general las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y en condiciones normales los neutrones no participan en

los cambios químicos. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos y reaccionarán de manera semejante

Para calcular la masa atómica de un elemento natural se emplea la siguiente fórmula:

$$A = \frac{\sum A_i * x_i}{100}$$

A = masa atómica del elemento natural

A_i = masa atómica de cada isótopo

x_i = porcentaje de cada isótopo en la mezcla

EJEMPLO

La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109.

Sabiendo que abundancia isotópica es la siguiente: $^{107}\text{Ag} = 56\%$ y $^{109}\text{Ag} = 44\%$. Deducir el peso atómico de la plata natural.

$$A = \frac{\sum A_i * x_i}{100} = \frac{56 * 107 + 44 * 109}{100} = 107,88$$

Peso atómico = 107,88

VIDEOS

[Isótopos](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios de isótopos, números atómicos y números másicos](#)

3.6 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

NOTACIÓN ESPECTRAL: Es la representación esquemática de la distribución de los electrones de un átomo, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr. Los electrones tienden a ocupar orbitales de energía mínima. La siguiente figura muestra el orden de llenado de los orbitales.

Tabla 1: Organización de la configuración electrónica

1	$1s^2$	2
2	$2s^2 2p^6$	8
3	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32
5	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	32
6	$6s^2 6p^6 6d^{10} 6f^{14}$	32
7	$7s^2 7p^6 7d^{10} 7f^{14}$	32

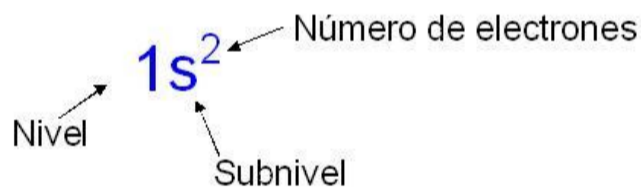


Figura 7: Acomodación de niveles, subniveles y electrones en un átomo.

PRÁCTICA

[Configuración electrónica](#)

EJEMPLO: La notación espectral del Calcio ($Z = 20$) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Conocido este orden se puede asegurar que el tercer electrón ira al orbital 2s. Por tanto, la configuración electrónica del litio es $1s^2 .2s^1$

El Berilio, con cuatro electrones, colocara el cuarto electrón en el orbital 2s puesto que este puede aceptar hasta dos electrones. La configuración electrónica del berilio resulta ser $1s^2 2s^2$. La forma que

se ha usado hasta ahora para escribir la notación electrónica es la notación convencional; también se usa el diagrama orbital o notación orbital.

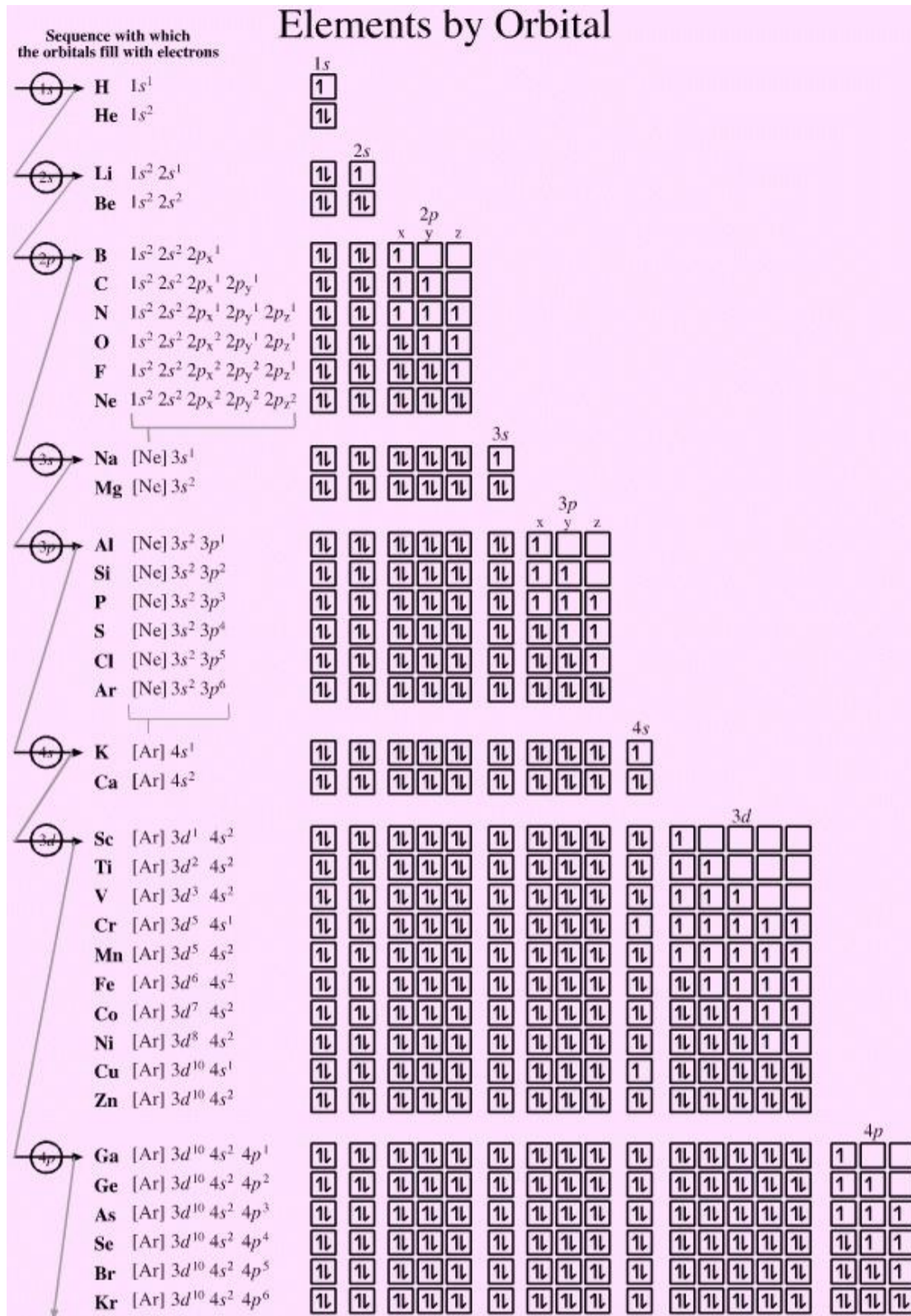


Figura 7: Adición de electrones a la configuración electrónica

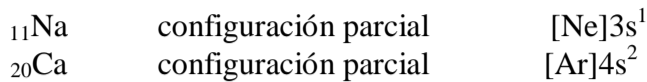
En el llenado de la estructura electrónica, se puede ilustrar la adición de electrones a las cajas para representar los orbitales. Esta representación muestra el principio de exclusión de Pauli, el principio de Aufbau y la Regla de Hund en acción.

Hay algunos efectos sutiles en el bloque d, los elementos cromo (Cr) y cobre (Cu). La regla de Hund de la multiplicidad máxima disminuye la energía de los orbitales 3d por debajo de la del nivel 4s debido a la estabilización lograda con un conjunto completo simétrico esférica de cinco orbitales 3d con 5 o 10 electrones. Por lo tanto

El cromo tiene la fórmula $[Ar]3d^5, 4s^1$..y..no.. $[Ar]3d^4, 4s^2$

El cobre tiene la fórmula $[Ar]3d^{10}, 4s^1$..y..no.. $[Ar]3d^9, 4s^2$

Para representar una configuración electrónica por la notación convencional se usan dos métodos **(a) la configuración total**: que consiste en escribir todos los orbitales. **(b) la configuración parcial**: Otra manera alterna de escribir la configuración parcial, es escribiendo el símbolo del gas noble que le precede entre corchetes, seguido de los electrones presentes por encima del gas noble, por ejemplo, para el sodio y calcio sería:



Configuración electrónica de iones. Dar la configuración electrónica de

${}^7_3\text{Li}^+$, significa que el elemento perdió un electrón, la configuración electrónica es. $1s^2$

${}^{16}_8\text{O}^{2-}$, significa que el elemento ganó dos electrones. $1s^2, 2s^2, 2p^6$

VIDEO

[Estructura atómica y configuración electrónica](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios de configuración electrónica](#)

[Problemas de configuración electrónica](#)

3.7 NÚMEROS CUÁNTICOS

El **número cuántico principal (n)** describe el tamaño del orbital, por ejemplo: los orbitales para los cuales $n=2$ son más grandes que aquellos para los cuales $n=1$. Puede tomar cualquier valor entero empezando desde 1: $n=1, 2, 3, 4$, etc.

El **número cuántico del momento angular orbital (azimutal) (l)** describe la forma del orbital atómico. Puede tomar valores naturales desde 0 hasta $n-1$ (siendo n el valor del número cuántico principal). Por ejemplo si $n=5$, los valores de l pueden ser: $l=0, 1, 2, 3, 4$. Siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, se designa a los orbitales atómicos en función del valor del número cuántico secundario, l , como:

- $l = 0$ orbital *s* (*sharp*)
- $l = 1$ orbital *p* (*principal*)
- $l = 2$ orbital *d* (*diffuse*)
- $l = 3$ orbital *f* (*fundamental*)

El **número cuántico magnético (m_l)**, determina la orientación espacial del orbital. Se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo. Puede tomar valores enteros desde $-l$ hasta $+l$. Por ejemplo, si $l=2$, los valores posibles para m_l son: $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$.

El **número cuántico de espín (s)**, sólo puede tomar dos valores: $+1/2$ y $-1/2$.

Capas y Subcapas principales

Todos los orbitales con el mismo valor del número cuántico principal, n , se encuentran en la misma *capa electrónica principal* o *nivel principal*, y todos los orbitales con los mismos valores de n y l están en la misma *subcapa* o *subnivel*.

El número de subcapas en una capa principal es igual al número cuántico principal, esto es, hay una subcapa en la capa principal con $n=1$, dos subcapas en la capa principal con $n=2$, y así sucesivamente. El nombre dado a una subcapa, independientemente de la capa principal en la que se encuentre, está determinado por el número cuántico l , de manera que como se ha indicado anteriormente: $l=0$ (subcapa *s*), $l=1$ (subcapa *p*), $l=2$ (subcapa *d*) y $l=3$ (subcapa *f*).

El número de orbitales en una subcapa es igual al número de valores permitidos de m_l para un valor particular de l , por lo que el número de orbitales en una subcapa es $2l+1$. Los nombres de los orbitales son los mismos que los de las subcapas en las que aparecen.

Tabla 2: Orbitales atómicos

<i>orbitales s</i>	<i>orbitales p</i>	<i>orbitales d</i>	<i>orbitales f</i>
$l=0$	$l=1$	$l=2$	$l=3$
$m_l=0$	$m_l=-1, 0, +1$	$m_l=-2, -1, 0, +1, +2$	$m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
<i>un orbital s en una subcapa s</i>	<i>tres orbitales p en una subcapa p</i>	<i>cinco orbitales d en una subcapa d</i>	<i>siete orbitales f en una subcapa f</i>

Forma y tamaños de los orbitales

La imagen de los orbitales empleada habitualmente por los químicos consiste en una representación del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 99%. La extensión de estas zonas depende básicamente del número cuántico principal, n , mientras que su forma viene determinada por el número cuántico secundario, l .

Los **orbitales s** ($l=0$) tienen forma esférica. La extensión de este orbital depende del valor del número cuántico principal, así un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.

Los **orbitales p** ($l=1$) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p ($m=-1, m=0$ y $m=+1$) de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.

Los **orbitales d** ($l=2$) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d (que corresponden a $m=-2, -1, 0, 1, 2$), que difieren en su orientación $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2 - y^2}, d_{z^2}$

Los **orbitales f** ($l=3$) también tienen un aspecto multilobular. Existen siete tipos de orbitales f (que corresponden a $m=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$).

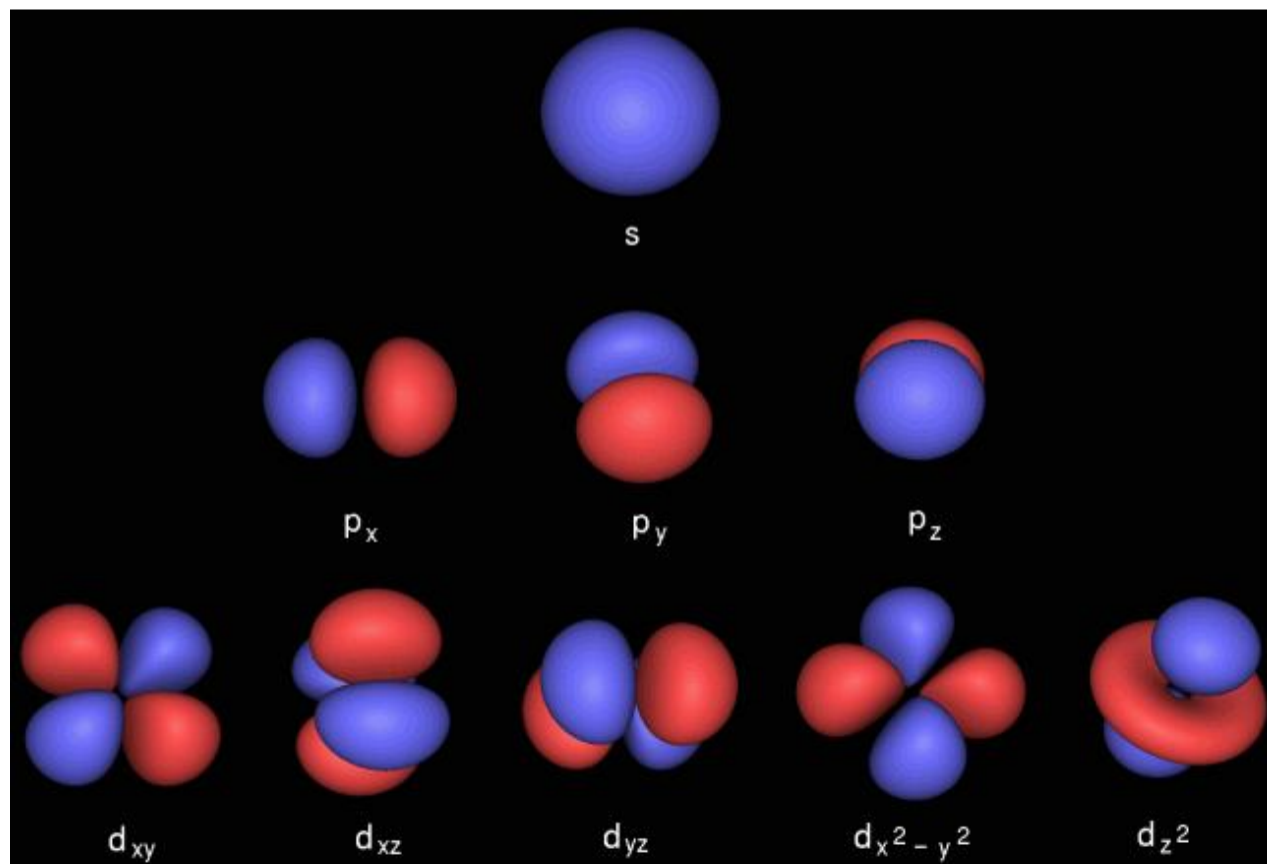


Figura 8: Forma y tamaño de los orbitales

Una vez descritos los cuatro números cuánticos, podemos utilizarlos para describir la estructura electrónica del átomo de hidrógeno:

El electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental se encuentra en el nivel de energía más bajo, es decir, $n=1$, y dado que la primera capa principal contiene sólo un orbital s, el número cuántico orbital es $l=0$. El único valor posible para el número cuántico magnético es $m_l=0$. Cualquiera de los dos estados de spin son posibles para el electrón. Así podríamos decir que el electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental está en el orbital $1s$, o que es un electrón $1s$, y se representa mediante la notación:



En donde el superíndice 1 indica un electrón en el orbital $1s$. Ambos estados de espín están permitidos, pero no designamos el estado de espín en esta notación.

Tabla 3: Tabla de números cuánticos

Quantum Numbers						
n	l	m_l	Orbital	Elements	Shell	
$n = 1$	0	0	1s	2 } 2	K	
$n = 2$	0	0	2s	2 } 8 6 }	L	
	1	-1, 0, 1	2p			
$n = 3$	0	0	3s	2 } 18 6 } 10 }	M	
	1	-1, 0, 1	3p			
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d			
$n = 4$	0	0	4s	2 } 32 6 } 10 } 14 }	N	
	1	-1, 0, 1	4p			
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d			
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f			
$n = 5$	0	0	5s	2 } 32 6 } 10 } 14 } 18 }	O	
	1	-1, 0, 1	5p			
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5d			
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	5f			
	4	-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4	5g			
$n = 6$	0	0	6s	2 } 18 6 } 10 } 14 } 18 } 22 }	P	
	1	-1, 0, 1	6p			
	2	-2, -1, 0, 1, 2	6d			
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	6f			
	4	-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4	6g			
	5	-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5	6h			
$n = 7$	0	0	7s	2 } 8 6 } 10 } 14 } 18 } 22 } 26 }	Q	
	1	-1, 0, 1	7p			
	2	-2, -1, 0, 1, 2	7d			
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7f			
	4	-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4	7g			
	5	-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5	7h			
	6	-6, -5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6	7i			

Unknown Corresponding Elements

Unknown Corresponding Elements

Unknown Corresponding Elements

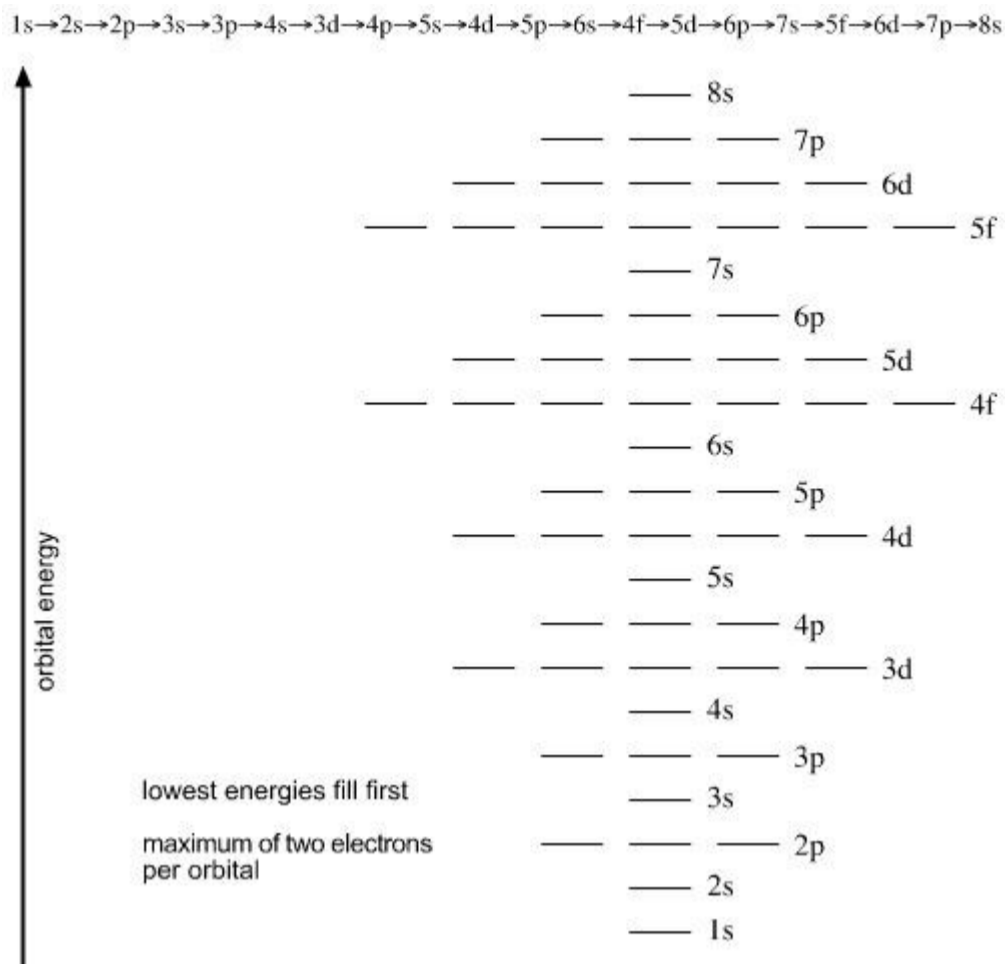


Figura 9: Incremento de energía de los electrones por niveles

Principio de edificación progresiva o regla de Aufabu: Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener idéntico los cuatro números cuánticos, al menos uno es diferente

VIDEOS

[Números cuánticos](#)

[Números cuánticos 1](#)

[Números cuánticos del hidrógeno](#)

PRÁCTICA

[Identificación de átomos con números cuánticos](#)

[Distribuciones electrónicas](#)

[Configuración electrónica, números cuánticos](#)

Tabla 4: Resumen de los números cuánticos

Número cuántico	Nombre	Significado	Posibles valores
n	principal	Tamaño	1, 2, 3, 4...
l	azimutal	Forma	0(s), 1(p), 2(d), 3(d)...(n-1)
m_l	magnético	Orientación	-l, -l+1...0...+l-1, l
s	spin	Spín electrónico	-1/2, +1/2

EJEMPLO

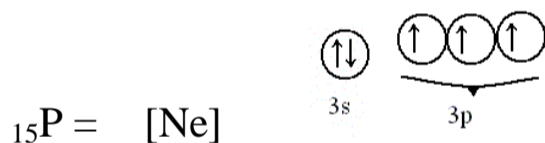
El átomo de argón (Ar) tiene 18 electrones ($Z=18$).

Tabla 5: Números cuánticos de cada uno de los 18 electrones del átomo de Ar:

electron	n (nivel)	l (subnivel)	m _l (posible orbital)	s (spin)
1	1 (K)	0 (s)	0 (1s)	-1/2
2	1 (K)	0 (s)	0 (1s)	+1/2
3	2 (L)	0 (s)	0 (2s)	-1/2
4	2 (L)	0 (s)	0 (2s)	+1/2
5	2 (L)	1 (p)	-1 (2p _x)	-1/2
6	2 (L)	1 (p)	-1 (2p _x)	+1/2
7	2 (L)	1 (p)	0 (2p _y)	-1/2
8	2 (L)	1 (p)	0 (2p _y)	+1/2
9	2 (L)	1 (p)	+1 (2p _z)	-1/2
10	2 (L)	1 (p)	+1 (2p _z)	+1/2
11	3 (M)	0 (s)	0 (3s)	-1/2
12	3 (M)	0 (s)	0 (3s)	+1/2
13	3 (M)	1 (p)	-1 (3p _x)	-1/2
14	3 (M)	1 (p)	-1 (3p _x)	+1/2
15	3 (M)	1 (p)	0 (3p _y)	-1/2
16	3 (M)	1 (p)	0 (3p _y)	+1/2
17	3 (M)	1 (p)	+1 (3p _z)	-1/2
18	3 (M)	1 (p)	+1 (3p _z)	+1/2

3.7 REGLA DE HUND

Se aplica la regla de Hund de máxima multiplicidad cuando un orbital *p*, *d*, o *f* es ocupado por más de un electrón. Esta regla dice que *los electrones permanecen sin aparear con espines paralelos en orbitales de igual energía, hasta que cada uno de estos orbitales tenga, cuando menos un electrón*. Por ejemplo, el diagrama orbital para el fósforo:



Ningún orbital *p* puede poseer dos electrones hasta que todos los orbitales *p* tengan un electrón cada uno.

BIBLIOGRAFÍA:

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndeXQca.htm

<http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T3b.cfm>

<http://es.scribd.com/doc/37202790/Principio-de-maxima-multiplicidad-de-Hund>

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/inicio.html>

<http://html.rincondelvago.com/evolucion-historica-del-modelo-atómico.html>

<http://www.ausetute.com.au/quantum.html>

http://www.meta-synthesis.com/webbook/34_qn/qn_to_pt.html