

Unidad 1

Estructura atómica

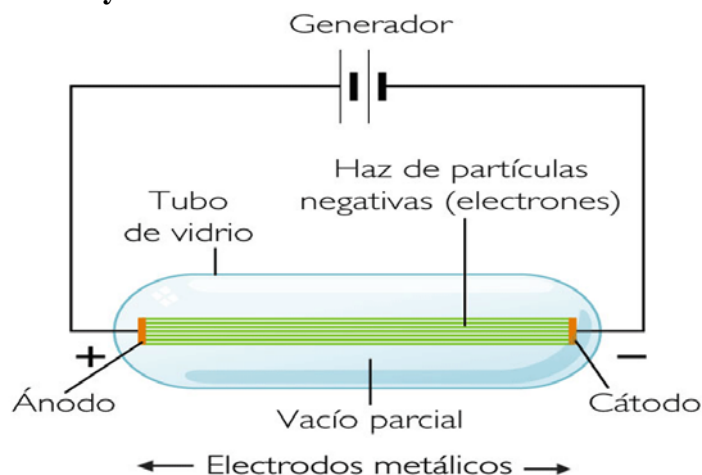
La idea de la existencia de átomos se remonta al año 500 a.C. porque ya **Demócrito** consideraba que la materia se componía de partículas indivisibles denominadas átomos. Pero el inicio real de la teoría atómica no tuvo lugar hasta fines del siglo XIX. El primer desarrollo sobre el átomo fue el de **Dalton** en su **teoría atómica**, la cual puede resumirse así: *los átomos son las partículas básicas de la materia, pequeñas esferas compactas e indivisibles que son idénticas (misma masa y propiedades) para un mismo elemento, pudiéndose agrupar átomos de distintos elementos en relaciones sencillas para formar moléculas también compactas, esta última concepción se debe a Avogadro* Esta teoría explicaba las leyes de constancia de masa, constancia de composición, combinación en proporciones múltiples y recíprocas y muchas propiedades generales de la materia, pero al querer explicar ciertos fenómenos, surgía a necesidad de aceptar que los átomos debían ser más complicados de lo que se creía.

Seguidamente se da un resumen de distintas experiencias y descubrimientos que se fueron sucediendo en el transcurso de los años; hasta llegar a la actual teoría atómica-

Descubrimiento del electrón: J.J. Thomson en 1897, estudiando la naturaleza de los rayos catódicos, descubrió el electrón y elaboró un nuevo modelo atómico. En su trabajo utilizó un **tubo de rayos catódicos** que consistía en un cilindro con dos electrodos y un orificio que permitía hacer el vacío.

Si se aplicaba a los electrodos una diferencia de potencial, teniendo el tubo a presión baja, se producían una serie de descargas de distinta coloración, según fuera la naturaleza del gas que había en su interior

Al ir disminuyendo la presión del gas, aproximándose al vacío, se producía una fluorescencia en la parte opuesta al cátodo, cubierta con sustancias especiales. Si, además, se colocaba un obstáculo, se originaba una sombra dentro de la fluorescencia, que indicaba la existencia de unos rayos que partían del cátodo, por lo que debían estar cargados negativamente en dirección perpendicular a él, hacia el ánodo, y por esto se los llamó **rayos catódicos**.



Los rayos catódicos que se producían en su interior poseían una energía puesto que eran capaces de mover ligeros molinetes. Tenían carga (negativa), puesto que se desviaban por campos eléctricos y magnéticos en la forma que correspondería a partículas negativas. No se modificaban ni dependían del tubo ni de los materiales de que estuvieran hechos los electrodos, ni del gas remanente. Eran universales.

Se denominó **electrón**, a la partícula que los constituían

Si las partículas eran iguales para toda la materia, la relación entre su carga y su masa debía ser constante, y calculó un valor para esta constante de 1.76×10^8 coul/g.

Descubrimiento del protón: Si se realiza la misma experiencia del tubo de descarga pero con la modificación de que el cátodo esté perforado, tal como lo hiciera Goldstein en 1886, se observa que en la parte posterior del cátodo aparecen rayos luminosos llamados **rayos anódicos ó canales**. Experimentos posteriores demostraron que los rayos anódicos son partículas de carga positiva debido a su comportamiento frente a los campos eléctricos y magnéticos. Pero estos rayos **NO** se producen en el ánodo sino que tienen su origen en el choque de los electrones de suficiente energía con los átomos neutros del gas contenido en el tubo a quienes arrancan nuevos electrones dejando partículas positivas residuales que se dirigen aceleradas al cátodo y algunas lo atraviesan. Estas partículas positivas se desvían en sentido inverso a los rayos catódicos frente a campos eléctricos y magnéticos. Midiendo la relación masa/carga se encontró que son mucho más pesadas que los electrones y que dependía del gas encerrado en el tubo.

Puesto que los iones positivos se producen por el desprendimiento de uno o más electrones (partículas de masa muy pequeña), la masa del ión remanente es casi igual a la de la partícula neutra.

La más liviana de estas partículas positivas, descubierta cuando el tubo está cargado con vestigios de hidrógeno, tiene masa: 1.67×10^{-24} g, casi igual a la del átomo de hidrógeno, y la misma carga pero con signo opuesto, a la del electrón. Es decir $+ 1.6 \times 10^{-19}$ coul. Se lo denominó **protón**. La masa del protón es 1840 veces mayor que la del electrón.

Descubrimiento del neutrón: En 1932 se descubrió una nueva partícula del átomo, el neutrón, también constitutiva del núcleo. El autor de este descubrimiento fue Chadwick al realizar experiencias sobre núcleos.

Fue difícil encontrarlo ya que no tiene carga y por lo tanto no es desviado por campos eléctricos no magnéticos.

El neutrón tiene una masa semejante a la del protón y junto con él determinan prácticamente la masa total del átomo, ya que la masa del electrón es prácticamente despreciable, y casi 2000 veces más pequeña.

Experimento de la gota de aceite de Millikan: En 1910 Millikan logró con este experimento determinar el valor de la carga del electrón: 1.602×10^{-19} coul. Se puede deducir entonces que la masa del electrón es 9.11×10^{-28} g. de la relación vista de $1,76 \times 10^8$ coul/g de carga/ masa.

Descubrimiento de los rayos X: Roetgen en 1895 observó unas radiaciones en el tubo de rayos catódicos que se originaban en la pared opuesta cátodo, se propagaban en línea recta, producían fluorescencia en pantallas de platino y cianuro de bario situada a cierta distancia del tubo, atravesaba distintos espesores de sustancias opacas, ennegrecían

placas fotográficas y podían ionizar gases. Intentó estudiar la naturaleza de estas radiaciones, pero no pudo explicarla, por lo que las denominó Rayos X.

Descubrimiento de la radiactividad: Becquerel en 1896 encontró que algunos compuestos de uranio emitían radiaciones análogas a los rayos X. Pensó que estas sustancias emitían radiaciones cuando eran expuestas a la luz ultravioleta, pero después comprobó que también en la oscuridad emitían radiación, incluso con mayor intensidad. Los esposos Curie comprobaron más tarde que no sólo los compuestos de uranio emitían radiaciones, sino que otros de distintos elementos (polonio, torio, radio) también las emitían, y de mayor intensidad. A esta capacidad que tenían algunas sustancias se las llamó radiactividad.

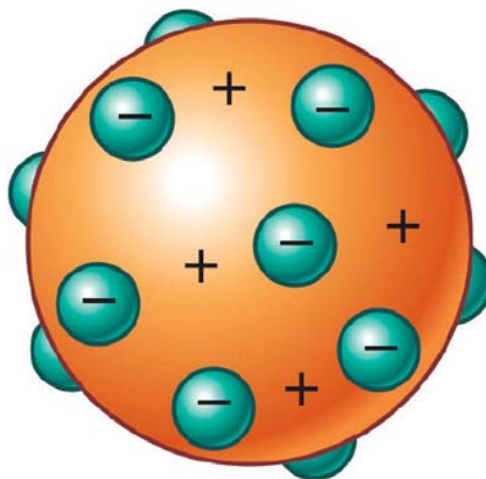
Pueden individualizarse cuatro clases de radiación:

- Rayos α : $+ 3.10 \times 10^{-19}$ coul ; 9.1×10^{-24} g. Es decir son cationes He^{2+} .
- Rayos β^- : $- 1.6 \times 10^{-19}$ coul; 9.1×10^{-28} g. Son electrones semejantes a los rayos catódicos.
- Rayos β^+ : $+ 1.6 \times 10^{-19}$ coul ; 9.1×10^{-28} g. Son los positrones.
- Rayos γ : Son radiaciones electromagnéticas semejantes a los Rayos X (sin carga ni masa).

Modelos atómicos

Modelo de Thompson: Tal como lo mencionamos anteriormente, el primer intento por explicar la naturaleza eléctrica del átomo fue obra de J.J. Thompson. Postuló que un átomo está compuesto por una esfera de electricidad positiva, en la cual están incrustados los electrones, en número suficiente para neutralizar la carga positiva. Puesto que la masa del electrón es sumamente pequeña en comparación con la del átomo, casi toda la masa de éste está asociada con la carga positiva.

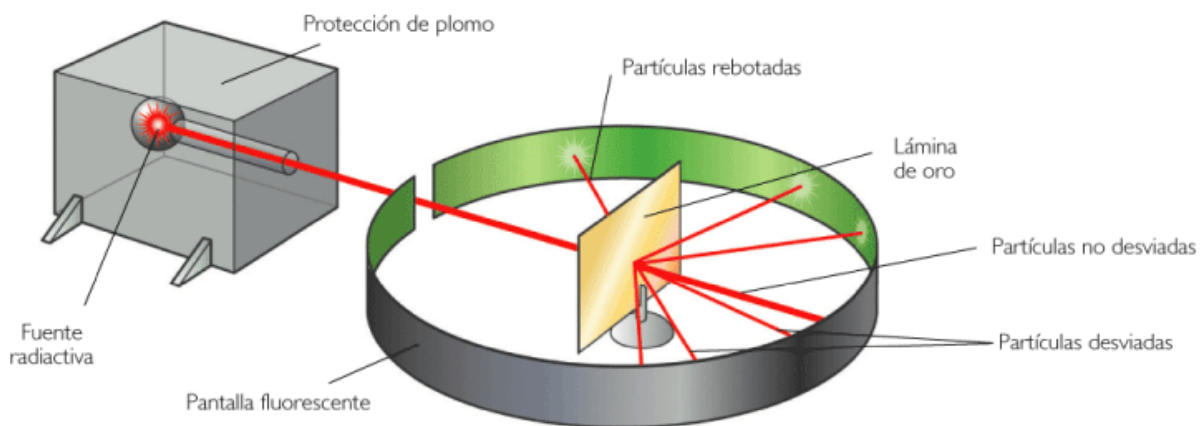
Es un modelo estático, con cargas negativas sin movimiento y cargas positivas distribuidas uniformemente por toda la esfera (no concentradas en un lugar determinado).



Experiencia de Rutherford: En 1911, lord Rutherford (discípulo de Thompson) lleva a cabo su experimento para comprobar el modelo de Thompson.

Consiste en bombardear una fina lámina de oro o platino con partículas alfa. Para dichas partículas se colocaron al costado y detrás de la lámina, superficies recubiertas de sulfuro de zinc a modo de pantalla fluorescente. Las partículas alfa al chocar contra esta superficie producen un centelleo de modo que se podían apreciar los impactos de las partículas cuando salían de la lámina metálica.

De acuerdo al razonamiento de Rutherford, las partículas alfa (pesadas y aceleradas), al incidir sobre la lámina no debían sufrir desviaciones apreciables en sus trayectorias si era correcto el modelo de Thompson, pues al ingresar esas partículas al átomo, deberían ser repelidas en todas direcciones pero con igual intensidad debido a que se postulaba que las cargas en el átomo están distribuidas uniformemente por toda la esfera.



Conforme a lo esperado, un 99% de las partículas pasaron sin desviarse ó desviándose muy poco de su trayectoria original. Pero sorprendentemente hubo algunas que se desviaron ángulos bastante grandes y un número muy reducido de ellas se reflejaron y retrocedieron sobre sus trayectorias.

Usando las propias palabras de Rutherford: *“era tan increíble como si se disparara una bala de 30 cm sobre una hoja de papel y la bala regresara a herir al atacante”*

Esto lo llevó a desechar el modelo de Thompson y postular uno nuevo en 1911.

Basándose en su experimento, Rutherford estableció el siguiente modelo atómico: El átomo está formado por un núcleo y una corteza:

- En el núcleo se concentra la carga positiva (protones) y la mayor parte de la masa del átomo.
- En la corteza, girando alrededor del núcleo, los electrones. Esta zona ocupa la mayor parte del volumen atómico.

La explicación de este modelo para la experiencia del bombardeo de partículas alfa a una lámina de oro es la siguiente:

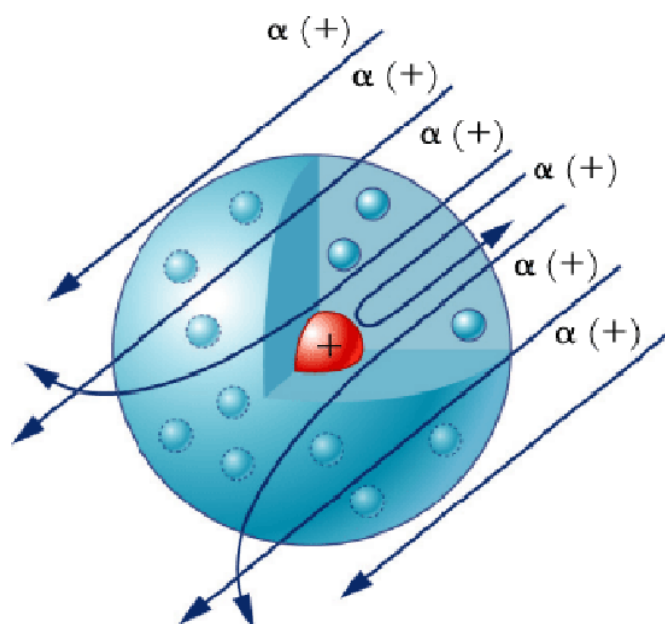
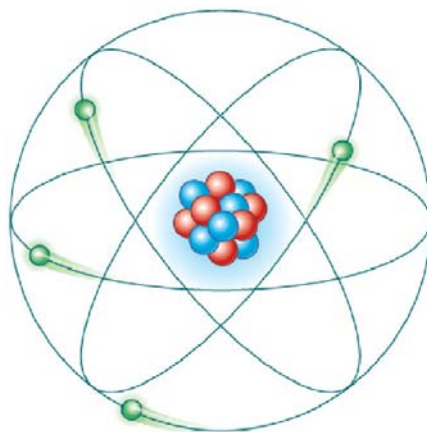
1. La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse. Esto era así porque el átomo está prácticamente vacío; solo había algunos electrones girando alrededor del núcleo y la masa de los electrones es muy pequeña.

2. Una pequeña proporción atravesaba la lámina con una ligera desviación en su trayectoria. Las partículas que se desviaban eran las que pasaban cerca del núcleo, se repelían (ambas tienen carga positiva) y sufrían una pequeña desviación.

3. Solo una de cada 10.000 partículas rebotaba y no atravesaba la lámina. Las partículas que rebotaban eran repelidas por el núcleo. El tamaño del núcleo era muy pequeño comparado con el tamaño total del átomo, unas 10.000 veces más pequeño.

Un poco después, en 1920, Rutherford propuso la existencia de otra partícula en el núcleo. La denominó neutrón, tendría la masa del protón y carecía de carga. La evidencia experimental de esta partícula no se tuvo hasta 1932 con los experimentos de Chadwick.

Este modelo explica perfectamente la experiencia de Rutherford; sin embargo, sería imposible explicar con el modelo de Thomson por qué la mayoría de los protones atraviesan la lámina de oro.



Modelo atómico cuántico de Bohr: Cuando Rutherford enunció su modelo, no tuvo en cuenta algunos trabajos publicados por sus contemporáneos y que ponían en evidencia ciertos aspectos negativos de su teoría. El principal inconveniente del modelo de Rutherford radica en que si los electrones, que son partículas cargadas negativamente, están girando alrededor del núcleo positivo, irían perdiendo energía y acabarían precipitándose sobre él en un tiempo muy pequeño (una fracción de segundo). Sabemos que esto no ocurre y que los átomos son capaces de vivir una eternidad.

Basándose en algunas experiencias de sus colegas, como el efecto fotoeléctrico, la teoría cuántica de Planck y Einstein (según la cual la energía de un sistema no puede aumentar o disminuir de forma continua, sino a saltos muy pequeños o «cuantos» de energía) y los espectros atómicos, Niels Bohr (1885-1962) propuso un modelo atómico, compuesto por núcleo y corteza. Al igual que en el modelo de Rutherford, el átomo también tenía un núcleo positivo y los electrones giraban en torno a él, pero lo hacían en unas órbitas circulares, donde no emiten ni absorben energía. A estas «órbitas permitidas» se les llamó niveles de energía.

- Estas órbitas o capas permitidas se denominan (desde el núcleo al exterior), capas K, L, M, N .
- La energía de un electrón en una órbita dada es constante, es decir, en ella no gana ni pierde energía. Al no variar su energía, no varía su velocidad y no se acerca al núcleo.
- Cuando cambia de un estado de mayor a otro de menor energía (órbita más alejada a órbita más cercana), emite una radiación cuya energía es igual a la diferencia energética de los dos estados.
- Para que un electrón se encuentre en un estado permitido, su momento cinético angular debe ser múltiplo de $h/2\pi$.

$$m \cdot r \cdot v = n \cdot h/2\pi$$

m: masa del electrón

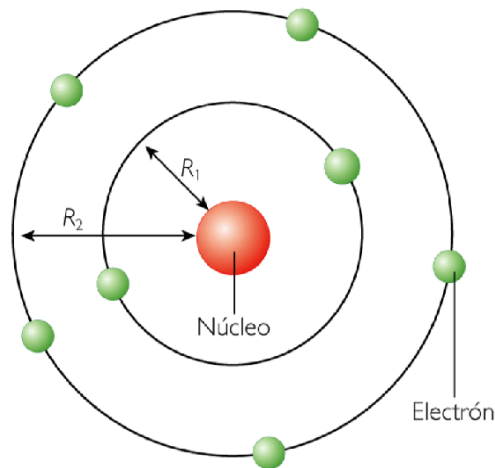
v: velocidad del electrón

r: radio de la órbita

n: número entero llamado **número cuántico principal**.

h: cte de Planck

Esta ecuación nos permitía calcular el radio de cada una de las órbitas circulares permitidas .



Se da el nombre de **número cuántico** a todo parámetro que me sirva para conocer la posición de un electrón dentro del átomo.

El número cuántico “n” o número cuántico principal, me indica la capa permitida que ocupa el electrón. Toman los valores 1 (capa K), 2 (capa M), 3 (capa N), etc.

Más tarde, Arnold Sommerfeld (1868-1951), en una ampliación del modelo de Bohr, supuso que las órbitas también podían ser elípticas. Sommefeld imaginó para cada órbita principal “n”, “n subórbitas”: 1 circular y (n-1) elípticas:

Capa K (n=1) → 1 subórbita circular

Capa L (n=2) → 1 subórbita circular
→ 1 subórbita elíptica

Capa M (n=3) → 1 subórbita circular
→ 2 subórbitas elípticas

Capa N (n=4) → 1 subórbita circular
→ 3 subórbitas elípticas

De la teoría de Sommerfeld se desprende la necesidad de un segundo número cuántico, que nos sirve para delimitar la subórbita a la que pertenece el electrón y su forma. Se lo denomina **número cuántico secundario ó L**.

Los valores de “L” dependen de “n”. Así $L = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$. Respectivamente se los denomina subórbita s, p, d, f,....

Cátedra: Química

Ingeniería

Universidad Nacional del Nordeste

Capa K ($n=1$) → 1 subórbita circular (1s)

Capa L ($n=2$) → 1 subórbita circular (2s)

→ 1 subórbita elíptica (2p)

Capa M ($n=3$) → 1 subórbita circular (3s)

→ 2 subórbitas elípticas (3p ; 3d)

Capa N ($n=4$) → 1 subórbita circular (4s)

→ 3 subórbitas elípticas (4p ; 4d ; 4f)

Luego surge la necesidad de incluir un tercer número cuántico denominado **número cuántico magnético (m)** para explicar las orientaciones que tomaban los planos que contienen a estas subórbitas al aplicar un campo magnético externo. Sintéticamente podemos decir que :

- todos las subórbitas “**s**” toman **una única** orientación en el espacio y se designa $m=0$.
- Todos los orbitales “**p**” toman **tres** orientaciones en el espacio : px, py y pz cuando $m= (-1)$; $m= 0$ y $m=(+1)$ respectivamente.
- Todos los orbitales “**d**” toman **cinco** orientaciones en el espacio: d1, d2, d3, d4 y d5.

Finalmente en 1925 Unlembeck y Gaudsmit demostraron que cada electrón presenta un giro sobre su propio eje, además del giro alrededor del núcleo. Con un cuarto número cuántico denominado **número cuántico de spin (s)**, podemos definir si el electrón gira en sentido horario ó antihorario. Es decir, s toma sólo 2 valores: $(+1/2)$ ó $(-1/2)$.

Estos cuatro números cuánticos nos permitirán conocer la **configuración electrónica** de cada átomo, es decir, conocer cómo están distribuidos sus electrones.

Cada electrón tiene asociado cuatro números cuánticos: “n” nos indicará en qué capa permitida se encuentra; “l” nos indicará a su vez en cuál de las subórbitas permitidas, “m” nos indicará qué orientación toma esa subórbita en el espacio y, finalmente “s” nos hablará del sentido de rotación del electrón sobre su eje.

Los electrones siempre tienden a ocupar los orbitales de menor energía disponibles (más cercanos al núcleo), para estar en una situación de mayor estabilidad energética.

Existirá, por tanto, un **orden de llenado**, de menor a mayor energía:

1s, 2s, 2px, 2py, 2pz, 3s, 3px, 3py, 3pz, 4s, 3d1, 3d2, 3d3, 3d4, 3d5, 4px, 4py, 4pz, 5s...

Como nunca dos electrones pueden coincidir en los cuatro números cuánticos, se deduce que en cada órbita pueden existir como máximo 2 electrones (uno girando en sentido horario y otro en antihorario). A esto se llama **Principio de exclusión de Pauli**.

Al realizar las configuraciones electrónicas de lo átomos , también utilizamos la **Regla de Hund** que establece que cuando se tengan orbitales atómicos de energía equivalente (por ej: 2px, 2py, 2pz), ingresa un electrón a cada uno de ellos (semillanado) y luego el segundo (apareamiento). Es decir, en orbitales isoenergéticos, el semilleado precede al apareamiento.

Concepto moderno del átomo:

El modelo atómico de Bohr es muy útil, pero la ciencia va evolucionando y experiencias posteriores llevaron a abandonar la idea de las órbitas estacionarias de Bohr, que se regían según las leyes de la mecánica clásica, para establecer una nueva mecánica; la mecánica cuántica. Sus padres fueron: Werner Karl Heisenberg (1901-1976), Erwin Schrödinger (1887-1961) y Paul Dirac (1902-1984).

Se abandonó el concepto de **órbita** estacionaria, debido fundamentalmente a que no se puede determinar con precisión la posición exacta de un electrón en un determinado instante. (Principio de Incertidumbre de Heisenberg)

En la mecánica cuántica se define el **orbital** como una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

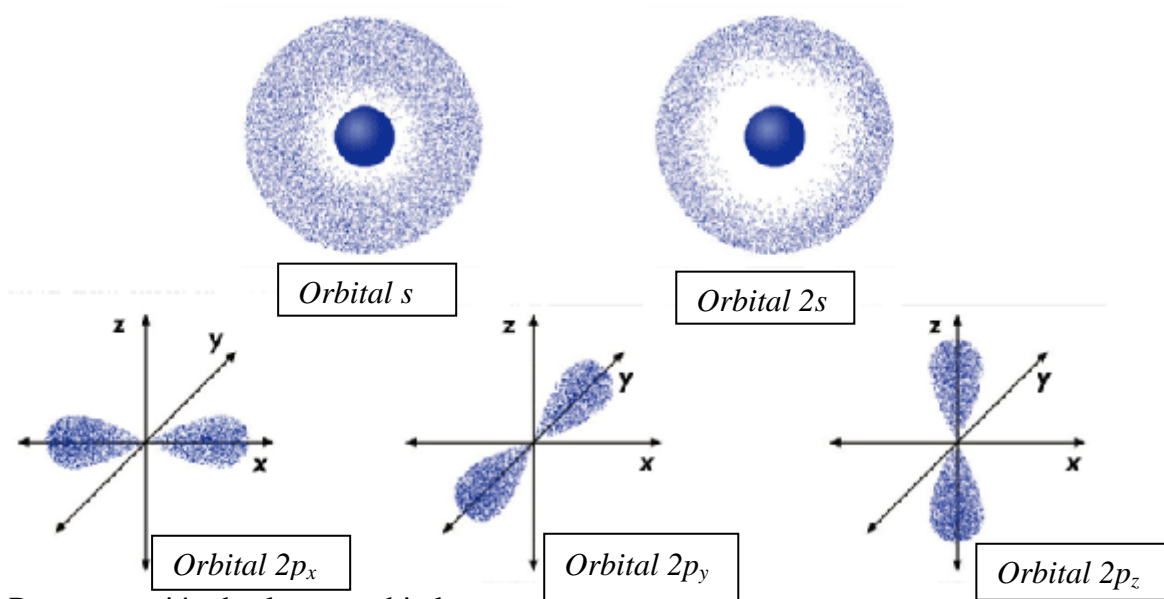
Es decir, no es posible decir que el electrón “**está**” en un lugar u otro con una velocidad conocida, sino que tenemos que hablar simplemente de la “**posibilidad de estar**” en un determinado lugar del átomo.

El cálculo para determinar la probabilidad de que un electrón se encuentre en diversos puntos del átomo es un problema matemático extremadamente complejo de la Mecánica cuántica.

Estos cálculos conducen a un **modelo atómico de nube de carga**.

Consideremos un experimento hipotético: supongamos que pudiéramos fotografiar al electrón del átomo de hidrógeno en un instante dado. Una nueva fotografía tomada un segundo más tarde encontraría al electrón en una nueva posición permitida. La superposición de millones de tales fotografías tomadas a intervalos muy cortos nos daría un conjunto de posiciones semejantes a una nube. Las regiones de mayor densidad de puntos serían aquellas en las que exista una gran posibilidad de encontrar al electrón. Y las más difusas, aquellas donde la posibilidad es menor.

En el caso del átomo de hidrógeno, la zona de mayor densidad de puntos, correspondería a la órbita cuyo radio calculó Bohr, pero vemos que el electrón también puede ocupar otras posiciones de menor “probabilidad”, aunque posibles. En esto radica la diferencia entre la órbita de Bohr y el concepto moderno de orbital.



Representación de algunos orbitales

Tabla periódica

Muchas de las propiedades químicas de los elementos se explican en términos de su configuración electrónica. Debido a que los electrones llenan los orbitales atómicos de manera muy ordenada, no es sorprendente que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes, como sodio y potasio, se comporten en muchos aspectos de manera similar y que, en general, las propiedades de los elementos muestren tendencias observables. Los químicos del siglo XIX descubrieron tendencias periódicas en las propiedades físicas y químicas de los elementos mucho antes de que la teoría cuántica apareciera en escena. A pesar de que estos químicos desconocían la existencia de electrones y protones, sus esfuerzos para sistematizar la química de los elementos resultaron notablemente acertados. Sus principales fuentes de información fueron las masas atómicas de los elementos y otras propiedades físicas y químicas conocidas.

Los químicos hicieron varios intentos por ordenar los diferentes elementos siguiendo diferentes criterios, pero hasta **Mendeleiev** (1869) no se consiguió una disposición coherente. Su ley periódica decía “Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias sino que varían con la masa atómica de manera periódica”.

Su tabla constaba inicialmente de diez filas horizontales y nueve columnas verticales, pero presentaba los elementos bastante mezclados entre sí.

Por ello decidió en 1871 dividir cada grupo en dos subgrupos (a y b) excepto el grupo VIII y el de los gases nobles. Se tenían entonces 16 grupos y 10 períodos.

Uno de los mayores aciertos fue la existencia de algunos huecos en la tabla que adelantaban la existencia de elementos todavía desconocidos en la época (Ga, Ge, etc) cuyas masas eran aproximadas y sus propiedades predichas de antemano.

Pero presentaba ciertos **defectos**:

- No tenía un lugar adecuado para el hidrógeno: por sus propiedades químicas podría ir con los halógenos o con los alcalinos.
- Algunas parejas de elementos debían colocarse en orden inverso al de sus masas atómicas crecientes si se pretendía mantener la correspondencia de propiedades en su columna (grupo)
- No había sitio en la tabla para los lantánidos ni para los actínidos.
- No había separación clara entre metales y no metales.

Ley de Moseley. Sistema periódico actual:

En 1912 Moseley demostró que las frecuencias de absorción de los elementos eran función del número atómico (Z) de dicho elemento. Por lo tanto se pensó que la ordenación secuencial de los elementos sería mejor hacerla en orden creciente de los números atómicos (Z) y no de las masas atómicas (A) (Recordar que A es la suma de protones (Z) y neutrones (N); $A = Z + N$).

Así surge el sistema periódico actual llamado “Tabla larga de Werner y Paneth” que consta de 18 columnas o grupos y 7 filas o períodos.

En cada grupo se colocan elementos de propiedades análogas. En cada período, los elementos aumentan en una unidad el Z del elemento precedente.

La distribución de familias de elementos es:

Elementos representativos:

Cátedra: Química

Ingeniería

Universidad Nacional del Nordeste

- Alkalinos: grupo Ia
- Alcalinotérreos: grupo IIa
- Térreos: grupo IIIa
- Carbonoides: grupo IVa
- Nitrogenoides: grupo Va
- Anfígenos: grupo VIa
- Halógenos: grupo VIIa
- Gases nobles ó inertes: Grupo VIII ó O

Elementos de transición:

- IIIb
- IVb
- Vb
- VIb
- VIIb (incluye 3 columnas)
- Ib
- IIb

Elementos de transición interna:

- Lantánidos (14 elementos)
- Actínidos (14 elementos)

Hidrógeno: Queda afuera. Generalmente se lo pone encima de los alcalinos Ia.

El sistema periódico incluye tres tipos de elementos: Metales, No metales y Semimetales.

Número atómico	4	9,0122	Peso atómico
		2	Valencia
Punto de Ebullición en °C	2770		
Punto de fusión en °C	1277	Be	Símbolo
Densidad (g/ml)	1,85	$1s^2 2s^2$	Estructura atómica
		Berilio	Nombre

Período	Grupo																18	
1	1																	2
1	H Hidrógeno																	He Helio
2	3	4											5	6	7	8	9	10
2	Li Litio	Be Berilio											B Boro	C Carbono	N Nitrógeno	O Oxígeno	F Flúor	Ne Neón
3	11	12											13	14	15	16	17	18
3	Na Sodio	Mg Magnesio											Al Aluminio	Si Silicio	P Fósforo	S Azufre	Cl Cloro	Ar Argón
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4	K Potasio	Ca Calcio	Sc Escandio	Ti Titanio	V Vanadio	Cr Cromo	Mn Manganeso	Fe Hierro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Zinc	Ga Galio	Ge Germanio	As Arsénico	Se Selenio	Br Bromo	Kr Criptón
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5	Rb Rubidio	Sr Estroncio	Y Itrio	Zr Zirconio	Nb Niobio	Mo Molibdeno	Tc Tecnecio	Ru Rutenio	Rh Rodio	Pd Paladio	Ag Plata	Cd Cadmio	In Indio	Sn Estaño	Sb Antimonio	Te Teluro	I Yodo	Xe Xenón
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
6	Cs Cesio	Ba Bario	La Lantano	Hf Hafnio	Ta Tántalo	W Volfranio	Re Renio	Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino	Au Oro	Hg Mercurio	Tl Talio	Pb Plomo	Bi Bismuto	Po Polonio	At Astatio	Rn Radón
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112		114		116		118
7	Fr Francio	Ra Radio	Ac Actinio	Rf Rutherfordio	Db Dubnio	Sg Seaborgio	Bh Bohrio	Hs Hassium	Mt Meitnerio	Uun Ununnilio	Uuu Ununnilio	Uub Ununbilio		Uuq Ununquadio		Uuh Ununhexio		Uuo Ununoctio

Lantánidos	6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
		Ce Cerio	Pr Praseodimio	Nd Neodimio	Pm Promecio	Sm Samario	Eu Europio	Gd Gadolinio	Tb Terbio	Dy Dysprosio	Ho Holmio	Er Erbio	Tm Terbio	Yb Yterbio	Lu Lutecio
Actínidos	7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
		Th Torio	Pa Protactinio	U Uranio	Np Neptunio	Pu Plutonio	Am Americio	Cm Curio	Bk Berkelio	Cf Californio	Es Einsteinio	Fm Fermio	Md Mendelevio	No Nobelio	Lr Lawrencio

Notas:
 Metales
 Metaloides
 No metales
 Gases nobles
(1) Base en peso atómico carbono de 12 () indica el más estable o el de isótopo más conocido.

Estructura electrónica y Tabla Periódica:

Las propiedades químicas de los elementos y buena parte de las físicas, dependen de los electrones del último nivel, por lo que la colocación de los elementos en la Tabla Periódica siguiendo una relación entre sus propiedades estará conectada con la estructura electrónica de su última capa.

Los elementos de un mismo grupo tienen igual configuración electrónica externa (mismo número de electrones en el último nivel energético) y de ello dependen sus propiedades químicas.

Al pasar al siguiente período, los electrones ocupan una nueva capa.

- Alcalinos: grupo Ia. (ns^1)
- Alcalinotérreos: grupo IIa (ns^2)
- Térreos: grupo IIIa (ns^2p^1)
- Carbonoides: grupo IVa (ns^2p^2)
- Nitrogenoides: grupo Va (ns^2p^3)
- Anfígenos: grupo VIa (ns^2p^4)
- Halógenos: grupo VIIa (ns^2p^5)
- Gases nobles ó inertes: Grupo VIII ó O (ns^2p^6)
- Elementos de transición: $(n-1)d^{\text{variable}} ns^2$.
- Elementos de transición interna: $(n-2)f^{\text{variable}} (n-1)d^1 ns^2$.

Los gases nobles presentan una gran estabilidad química debido a que tienen su última capa completa.

Los demás elementos ganarán, perderán o compartirán electrones de modo de alcanzar la configuración electrónica del gas noble más próximo en la tabla periódica (**Regla del octeto**)

Variación periódica de las propiedades de los elementos:

❖ **Energía de ionización ó potencial de ionización**

“Energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso en sus estado fundamental, transformándolo en el catión correspondiente” Se expresa referida a 1 mol de átomos.

Las energías de ionización sucesivas son cada vez mayores porque hay que vencer la fuerza que ahora ejerce el núcleo (con exceso de cargas positivas) sobre los electrones restantes.

En la tabla periódica (en líneas generales), la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo.

❖ **Afinidad electrónica ó electroafinidad :**

“Energía que desprende un átomo en sus estado fundamental cuando capta un electrón libre transformándose en el anión correspondiente”. Se expresa referida a un mol de átomos.

Para las posibles afinidades sucesivas, se deberá aportar energía pues habrá que vencer la repulsión sobre los nuevos electrones que pudieran captarse.

En la tabla periódica (en líneas generales), la electroafinidad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo.

❖ **Electronegatividad:**

“Tendencia que tiene un elemento para atraer hacia sí el par de electrones del enlace compartido con otros”. Es una propiedad de los átomos enlazados entre sí.

A mayor electroafinidad y potencial de ionización, mayor será la electronegatividad.

Las electronegatividades no pueden medirse sino en forma comparativa.

Según la escala de Pauling, el flúor es el elemento más electronegativo (4) y el Cs el menos electronegativo (0.4). Todos los demás se relativizan en dependencia a estos dos átomos.

Se consideran elementos metálicos aquellos que en esta escala tienen electronegatividad hasta 2.

❖ **Tamaño de los átomos:**

Si consideramos a los átomos aproximadamente esféricos, su tamaño se relacionará con el radio de la esfera. Pero el tamaño variará según los átomos con los que forme enlace.

Por difracción de rayos X se pueden medir las distancias internucleares y así calcular los **radios atómicos**.

Para los metales (ej. K), el radio atómico (radio metálico), será la mitad de la distancia internuclear.

Para las moléculas covalentes de los no metales (ej. Br₂), el radio atómico (radio covalente) es también la mitad de la longitud de enlace (distancia internuclear).

En la tabla periódica (en líneas generales), los radios atómicos aumentan de derecha a izquierda en un período y de arriba hacia abajo en un grupo.

Cátedra: Química

Ingeniería

Universidad Nacional del Nordeste

En el caso de los radios iónicos hay consideraciones, a tener en cuenta.

- Los cationes tienen radio menor que el átomo neutro pues habrá contracción de la nube electrónica propiciada por la atracción del exceso de cargas positivas nucleares.
- Los aniones tienen radio mayor que el átomo neutro debido a la expansión de la nube electrónica por la mayor repulsión interelectrónica.