

TEMA 4: EL ÁTOMO Y SU COMPLEJIDAD

PRUEBAS DE LA EXISTENCIA DE LOS ÁTOMOS

La **materia está constituida por partículas**.

Las partículas constituyentes de la materia, son los átomos o agrupaciones de algunos de ellos. El tamaño de los átomos es del orden de 10^{-10} m.

Debido a su pequeño tamaño, los átomos no pueden verse ni a primera vista ni con un microscopio tradicional. Con todo, en la actualidad los potentes microscopios de efecto "túnel" permiten visualizar los átomos de las sustancias químicas.

1.- LAS LEYES PONDERALES

Los químicos del siglo XVIII no conseguían explicar el papel de los gases en los procesos químicos. Observaban que en algunas reacciones se perdía materia (en las combustiones) y en otras se ganaba (al calentar un metal en el aire). Buscaban explicar la proporción en que reaccionan las sustancias en un proceso químico.

Se denominan **leyes ponderales** de las reacciones químicas aquellas que establecen las proporciones de los pesos en cualquier proceso químico. Son la ley de la conservación de la masa y la ley de las proporciones definidas.

Ley de conservación de la masa

El científico francés Antoine-Laurent Lavoisier (1743 – 1794) calentó un trozo de estaño en un recipiente cerrado con una determinada cantidad de aire. El trozo de metal aumentó de peso porque su superficie se había oxidado, pero Lavoisier comprobó que el peso del conjunto cerrado (recipiente + trozo metálico + aire) no había variado. Interpretó que el aumento de peso del estaño se debía a que parte del aire encerrado había pasado al trozo metálico.

A partir de muchos experimentos similares, Lavoisier formuló la **ley de la conservación de la masa**: En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de las sustancias obtenidas tras el proceso.

Ley de las proporciones definidas

El científico francés Louis Proust (1754 – 1826) estudió las proporciones en que se unían determinados elementos para producir un compuesto. Comprobó que, por ejemplo, el carbonato de cobre contenía siempre 4 partes de oxígeno y 5,3 partes de cobre por cada parte de carbono con independencia de la cantidad de carbonato, de su procedencia o de su modo de obtención.

A partir de experimentos realizados con una gran precisión se pudo comprobar la denominada **ley de las proporciones definidas**: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masa constante.

Del mismo modo, si un compuesto se separa en sus elementos componentes, las masas están en una relación constante, con independencia del origen del compuesto o de su forma de preparación.

2. MODELOS ATÓMICOS

MODELO ATÓMICO DE DALTON

Las leyes ponderales fueron enunciadas antes de que los científicos dispusieran de una teoría atómica de la materia. Aunque ya en el siglo IV a. de C. el filósofo griego Demócrito propusiera una concepción atómica de la materia, la primera teoría atómica con carácter científico no fue propuesta hasta principios del siglo XIX por el químico británico John Dalton (1766-1844). Dalton publicó su teoría en 1808 en "Un nuevo sistema de filosofía química".

Modelo propuesto en 1808. Llamado "modelo de esferas macizas".

Ideas fundamentales:

- La materia está constituida por átomos.
- Los átomos son indivisibles y no se modifican en las reacciones químicas.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de elementos químicos diferentes tienen masa y propiedades diferentes.
- Los compuestos están formados por la unión de átomos de distintos elementos. En las reacciones químicas los átomos se recombinan en la proporción numérica más sencilla posible.

REPRESENTACIONES DE DALTON DE ALGUNOS ELEMENTOS Y COMPUESTOS



En la teoría de Dalton, la identificación de algunos elementos y compuestos es errónea. Se trata de un modelo elemental, pero explica adecuadamente los aspectos ponderales (relaciones de peso) de las reacciones químicas.

Por ejemplo, un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno forman un átomo compuesto de agua. Como al quemar 1 g de hidrógeno con 8 g de carbono se obtienen 9 g de agua, si se establece, arbitrariamente, que la masa de un átomo de hidrógeno es 1, la masa de un átomo de oxígeno resulta ser 8.

Dalton obtuvo de este modo una tabla de masas atómicas relativas de los elementos.

MODELO ATÓMICO DE THOMSON

El descubrimiento de la electricidad

Los fenómenos eléctricos naturales, como los rayos, eran contemplados desde tiempos remotos sin que existiese una explicación científica para ellos.

Por otra parte, los antiguos griegos conocían que el ámbar, una resina fósil, atraía pequeños objetos cuando era frotada con lana. Palabras como electricidad o eléctrico derivan del término griego elektron (ámbar).

Los avances en el conocimiento de la electricidad mostraron que existe una relación entre la constitución de la materia y la electricidad. Muchos fenómenos lo ponen de manifiesto, por ejemplo:

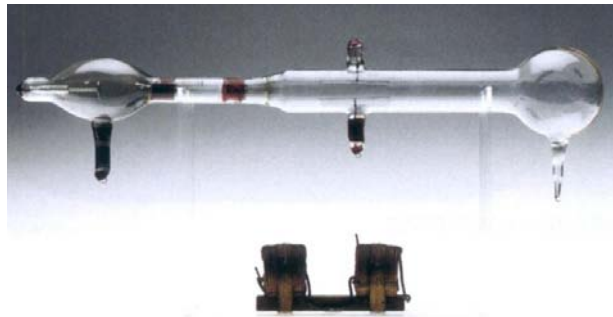
- Algunos cuerpos adquieren carga eléctrica cuando son frotados con lana o seda.
- Determinados compuestos químicos se descomponen en sus elementos constituyentes mediante el paso de la corriente eléctrica.
- Cuando se aplica un elevado potencial eléctrico a un gas encerrado en un recipiente a baja presión, se producen partículas con carga eléctrica.

Joseph John Thomson (inglés, 1856 – 1940).

Modelo propuesto en 1897. Llamado “modelo de esferas uniformes”.

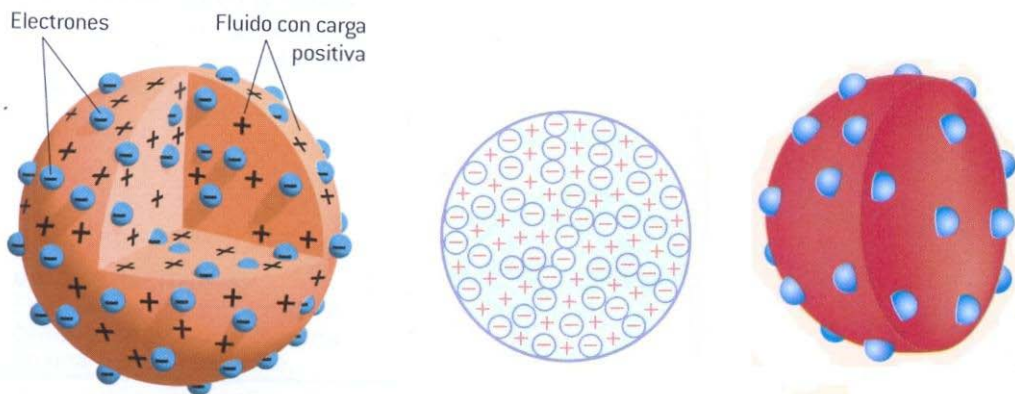
Ideas fundamentales:

- Demostró, que en las descargas eléctricas en gases se producían partículas con **carga eléctrica negativa** que eran idénticas para cualquier gas. Thomson denominó a estas partículas **electrones** y concluyó que el electrón era un constituyente fundamental del átomo. Así, se relacionaron por primera vez los átomos y la electricidad.
- Propuso un modelo de átomo formado por unas partículas con carga eléctrica negativa [electrones], inmersas en un fluido de carga eléctrica positiva, que daba como resultado un átomo eléctricamente neutro.
- El descubrimiento del electrón indicaba que el átomo no es indivisible y que está constituido por partículas subatómicas, algunas con carga eléctrica.
- La materia es eléctricamente neutra.
- Los electrones salían de los átomos al someterlos a potenciales eléctricos intensos .
- Los electrones eran idénticos para todos los tipos de átomo.



Thomson demostró que los denominados rayos catódicos, producidos en los gases sometidos a altos voltajes, eran partículas con carga negativa.

MODELO ATÓMICO DE THOMSON



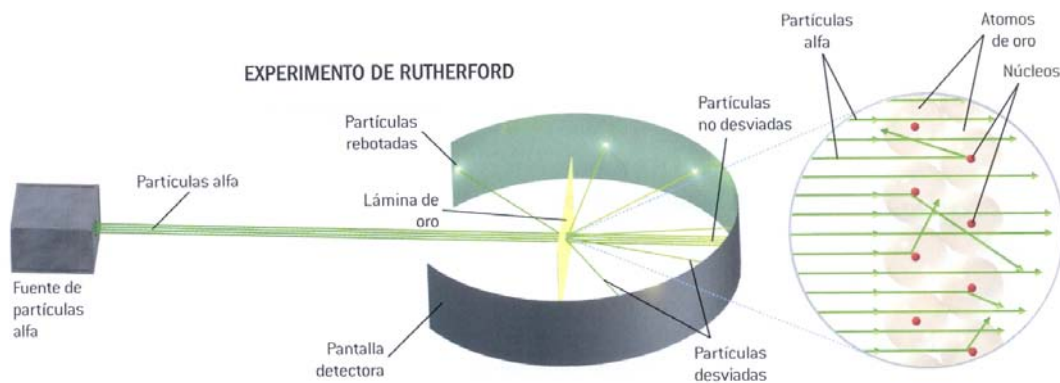
MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Ernest Rutherford: físico inglés (1871-1937).

Modelo propuesto en 1911. Es el primer modelo nuclear (también modelo planetario).

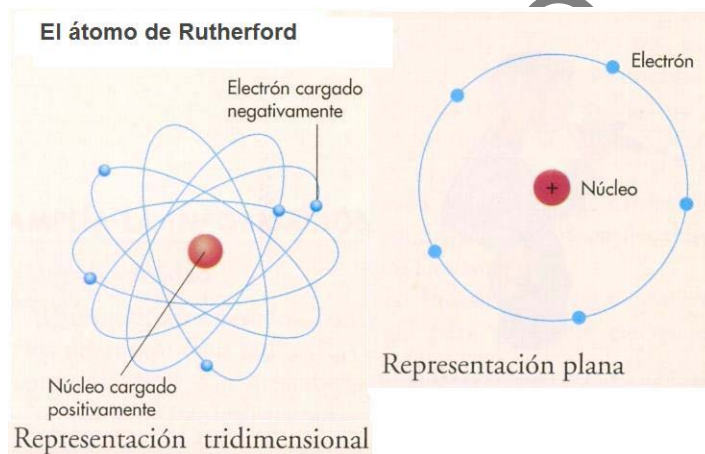
El experimento de Rutherford

Rutherford y su colaborador, el físico alemán H. Geiger (1882-1945), lanzaron partículas alfa, que tienen carga eléctrica positiva, a modo de proyectiles sobre una lámina muy delgada de oro. En contra de lo esperado, ya que el modelo de Dalton suponía que los átomos eran esferas macizas, observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, algunas se desviaban cambiando de dirección y unas pocas parecían rebotar.



Ideas fundamentales:

- Rutherford propone un modelo atómico nuclear que sitúa la mayor parte de la masa del átomo concentrada en una zona muy pequeña del mismo contra la que chocaban las partículas desviadas, llamándose a esta parte **núcleo**.
- El modelo supone que el resto del átomo está prácticamente vacío.
- En el núcleo se encuentran las partículas positivas (protones).
- Alrededor del núcleo se sitúan las partículas negativas (electrones) girando en torno al núcleo (como si fueran planetas alrededor del sol).
- Hay el mismo número de protones que de electrones en el átomo \Rightarrow eléctricamente neutro.



MODELO ATÓMICO DE BOHR (con aportaciones de Sommerfeld)

Niels Bohr: físico danés (1885-1962).

Arnold Sommerfeld: físico alemán (1868-1951)

Modelo propuesto a partir de 1913.

Ideas fundamentales:

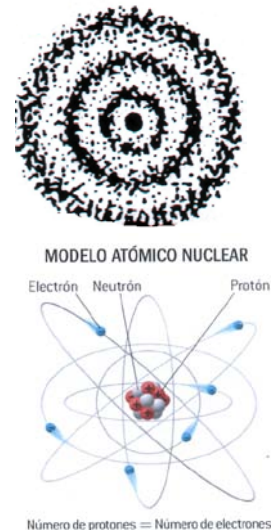
- En el átomo tenemos un núcleo con carga positiva formado por protones (no dice nada de los neutrones).
- A su alrededor giran los electrones (con carga negativa) describiendo unas órbitas concretas y estables en las que el electrón se desplaza sin emitir energía.
- El electrón no gira en cualquier órbita, sino sólo en unas órbitas concretas y estables, estacionarias y circulares.
- Esas órbitas tienen una energía ($E = -R_H/n^2$), condicionada por un número (n) que se llamará **nº cuántico principal**.
- En las capas más externas del átomo se sitúan los electrones con mayor energía, y en las capas más internas los de menor energía.
- Cuando un átomo sufre una interacción (choque con otro átomo o impacto de otro electrón), sus electrones pueden pasar a otra órbita estable o ser arrancados del átomo.
- El salto de una órbita a otra de menor energía, se produce emitiendo luz (espectro de luz, característico de cada átomo).



- Sommerfeld completa diciendo que las órbitas pueden ser también elípticas, que justificaban hechos no demostrados por Bohr.
- Bohr introduce el número cuántico principal y Sommerfeld el secundario o acimutal.

MODELO ATÓMICO ACTUAL (modelo de nube de carga)

- No es fruto de un autor, sino que surge a partir de la contribución de muchos autores.
- El átomo está formado por:
 - El **núcleo**. Es muy pequeño en comparación con el volumen total del átomo y concentra casi toda su masa. Consta de dos tipos de partículas: los **protones**, con carga eléctrica positiva, y los **neutrones**, eléctricamente neutros. El núcleo tiene, por tanto, carga eléctrica positiva. La masa del neutrón es ligeramente superior a la del protón.
 - La **corteza**. Es la zona donde los **electrones** se mueven en torno al núcleo. Los electrones tienen carga eléctrica negativa (la carga del electrón es igual que la del protón, pero de signo contrario). Su masa es unas 2000 veces menor que la del protón. No es posible determinar su posición en un instante determinado, sino que hemos de conformarnos con la probabilidad de encontrar un electrón en una zona. El electrón se moverá no en órbitas fijas sino en zonas más amplias (nube de carga) hablando entonces de zonas de probabilidad (zonas en las que es más probable encontrar al electrón a las que llamaremos **orbitales**). Orbital es la zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es muy alta, del orden del 99%.
- Los átomos contienen el mismo número de electrones en la corteza que de protones en el núcleo; en consecuencia, son eléctricamente neutros.
- El radio de los átomos se suele medir en angstrom ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$). Como por ejemplo, un átomo de oxígeno tiene un rayo de $0,66 \text{ \AA}$, y su núcleo es unas 100000 veces menor: si el átomo tuviera el tamaño de un estadio de fútbol, su núcleo tendría el tamaño de una bola.



	Carga eléctrica	Masa	Posición
Protón	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	Núcleo
Electrón	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	Órbitas
Neutrón	0	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	Núcleo

Las ideas explicadas en los modelos de Rutherford, Bohr y actual, se van a desarrollar en conjunto a continuación.

3. NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATÓMICA.

NÚMERO ATÓMICO

Número atómico (Z): Es el número de protones que tiene un átomo.

En un átomo neutro hay el mismo número de protones que de electrones, por lo que en los átomos neutros:

$$\text{Número atómico (Z)} = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$$

Un elemento químico está caracterizado por su número atómico. Como por ejemplo:

- El número atómico del hidrógeno es 1: un átomo de hidrógeno tiene 1 protón y, en estado neutro, 1 electrón.
- El número atómico del helio es 2: un átomo de helio tiene 2 protones y, en estado neutro, 2 electrones.
- El número atómico del oxígeno es 8: un átomo de oxígeno tiene 8 protones y, en estado neutro, 8 electrones.

Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número atómico.

NÚMERO MÁSCICO

Número másico (A) de un átomo es el número de partículas que hay en su núcleo, es decir, la suma del número de protones (Z) y del número de neutrones (n): $A = Z + n$

Un núcleo suele representarse como ${}^A_Z X$, siendo A el número másico, Z el número atómico y X el símbolo del elemento. Por ejemplo:

${}^4_2 He$: número másico (A) 4 y número atómico (Z) 2 \Rightarrow Contiene 2 protones y 2 neutrones ($n = 4 - 2$).

${}^{16}_8 O$: número másico (A) 16 y número atómico (Z) 8 \Rightarrow Contiene 8 protones y 8 neutrones ($n = 16 - 8$).

MASAS ATÓMICAS

Las masas de los átomos son cantidades muy pequeñas, y no es práctico expresarlas en unidades internacionales (gramos o kilogramos). Se establecen por comparación con la masa de un átomo patrón tomado como unidad (el átomo de carbono ${}^{12}_6 C$). Las masas atómicas relativas se expresan en unidades de masa atómica.

La unidad de masa atómica (u o u.m.a.) se fijó arbitrariamente como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono C-12 y equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. A masa atómica del C-12 medida en u.m.a. es 12.

Masas atómicas de las partículas subatómicas	u	kg
Protón	1,00728	$1,67 \cdot 10^{-27}$
Neutrón	1,00867	$1,67 \cdot 10^{-27}$
Electrón	$5,486 \cdot 10^{-4}$	$9,1 \cdot 10^{-31}$

La masa atómica de un elemento es la masa de uno de sus átomos medida en unidades de masa atómica (u). Dicha masa se obtiene ponderando las masas de sus isótopos (ver explicación en el apartado isótopos).

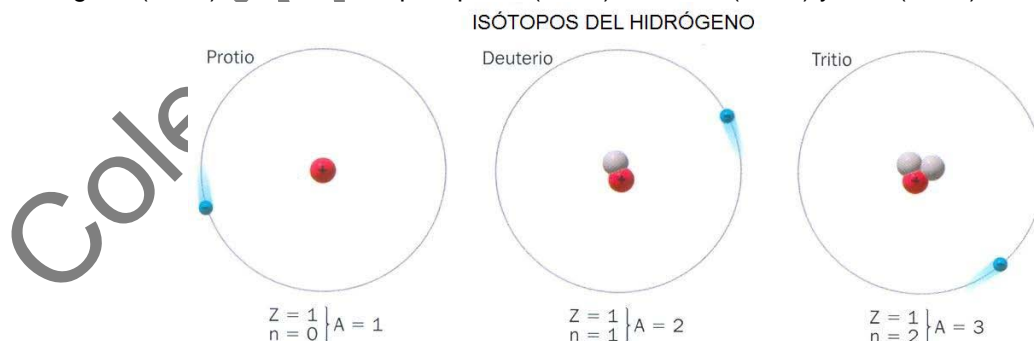
Masas atómicas de algunos elementos (u)					
Hidrógeno (H)	1,01	Azufre (S)	32,07	Bromo (Br)	79,90
Carbono (C)	12,01	Cloro (Cl)	35,45	Plata (Ag)	107,87
Nitrógeno (N)	14,01	Calcio (Ca)	40,08	Oro (Au)	196,97
Oxígeno (O)	16,00	Hierro (Fe)	55,85	Uranio (U)	238,03

ISÓTOPOS

Isótopos: son los átomos (de un mismo elemento) que tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico; es decir, tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones.

Como por ejemplo, el carbono tiene tres isótopos, el carbono 14 (C-14), de número atómico 6 y número másico 14; y el carbono 13 (C-13), de número atómico 6 y número másico 13, y el carbono 12 (C-12), de número másico 12 y número atómico 6.

El hidrógeno (Z = 1) tiene tres isótopos: protio (A = 1), deuterio (A = 2) y tritio (A = 3).



Si un elemento tiene varios isótopos, se toma como valor de su masa atómica el valor promedio de las masas de sus isótopos, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos.

Por este motivo, las masas de muchos elementos se expresan mediante números decimales:

Cl = 35,45 u, B = 10,81 u, etc.

Muchos elementos químicos tienen varios isótopos. Como por ejemplo, el litio existe en un 7,4 % como ${}^6 Li$ y en un 92,6 % como ${}^7 Li$. La masa atómica del elemento litio será:

$$\text{Masa del litio} = 6 \cdot (7,4/100) + 7 \cdot (92,6/100) = 6,93 \text{ u}$$

El carbono tiene tres isótopos: ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C , siendo el más abundante el primero y empleándose el tercero para fechar un objeto. ¿Qué es la prueba del ^{14}C ?

Los organismos vivos mantienen una proporción constante del isótopo carbono -14 o radio - carbono en sus tejidos. Cuando el organismo muere, la cantidad de ^{14}C disminuye lentamente (se reduce a la mitad en 5730 años) porque este isótopo es radiactivo y se desintegra progresivamente.

Midiendo la proporción de ^{14}C de un resto orgánico (madera, huesos, tejidos momificados, etc.), puede conocerse cuánto tiempo hace que murió el organismo.

Las mediciones de ^{14}C en restos orgánicos se suelen realizar con técnicas de Espectrometría de Masas con Aceleradores (AMS).

4. LA CORTEZA ATÓMICA

La corteza atómica ocupa casi todo el volumen del átomo, aunque tiene una masa muy pequeña comparada con la del núcleo. En ella se encuentran los electrones ocupando zonas alrededor del núcleo atómico (orbitales).

Los electrones se distribuyen en la corteza en capas o niveles. En cada capa pueden situarse un número máximo de electrones:

- 2 electrones en la 1ª capa (denominada capa K)
- 8 electrones en la 2ª (capa L)
- 18 electrones en la 3ª (capa M)
- 32 electrones en la 4ª (capa N)

Por tanto, en la capa o nivel n se pueden situar $2n^2$ electrones.

En la siguiente tabla se presenta la distribución normal de los electrones de los veinte primeros elementos del sistema periódico.

Elemento	Símbolo	Z	Nº electrones por capas				Elemento	Símbolo	Z	Nº electrones por capas			
			1ª	2ª	3ª	4ª				1ª	2ª	3ª	4ª
Hidrógeno	H	1	1				Sodio	Na	11	2	8	1	
Helio	He	2	2				Magnesio	Mg	12	2	8	2	
Litio	Li	3	2	1			Aluminio	Al	13	2	8	3	
Berilio	Be	4	2	2			Silicio	Si	14	2	8	4	
Boro	B	5	2	3			Fósforo	P	15	2	8	5	
Carbono	C	6	2	4			Azufre	S	16	2	8	6	
Nitrógeno	N	7	2	5			Cloro	Cl	17	2	8	7	
Oxígeno	O	8	2	6			Argón	Ar	18	2	8	8	
Flúor	F	9	2	7			Potasio	K	19	2	8	8	1
Neón	Ne	10	2	8			Calcio	Ca	20	2	8	8	2

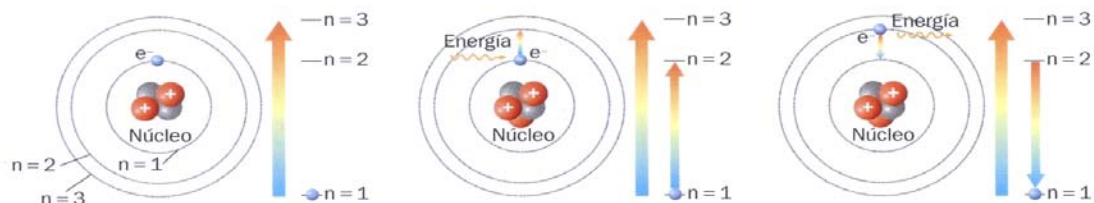
Los electrones situados en la última capa se denominan **electrones de valencia**. Como por ejemplo, el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia, el oxígeno 6 y el calcio 2. Estos electrones de valencia son los responsables del comportamiento químico de los elementos.

Los niveles de energía de la corteza atómica

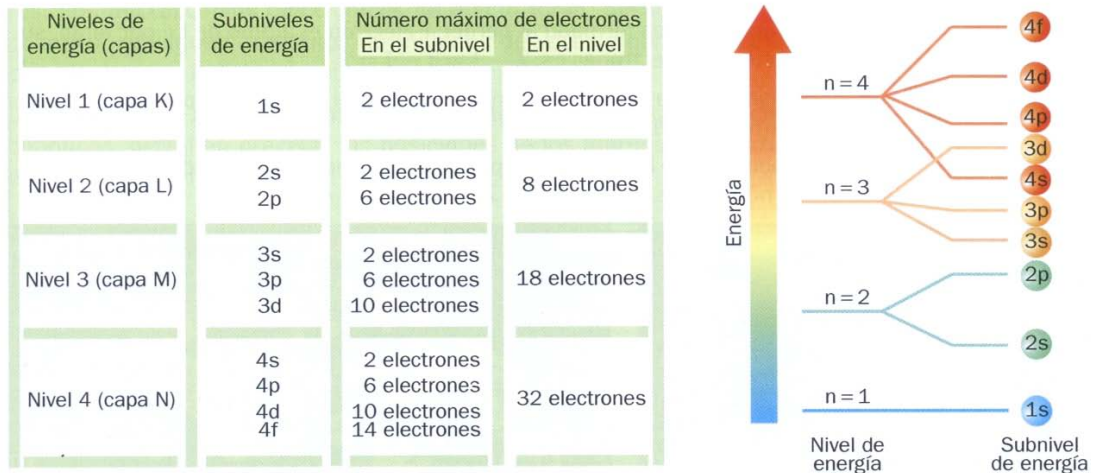
Bohr propuso en 1913 un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones solo pueden ocupar unas órbitas determinadas en la corteza atómica. Estas órbitas están caracterizadas por sus niveles de energía.

En un átomo que está en estado fundamental (normal), los electrones ocupan los niveles de energía más bajos. Un electrón puede pasar a un nivel superior, absorbiendo energía; el átomo está entonces en estado excitado.

Cuando el electrón de un átomo excitado vuelve a su nivel de energía mínimo, emite energía, generalmente en forma de luz característica de cada tipo de átomo, que permite identificarlo.

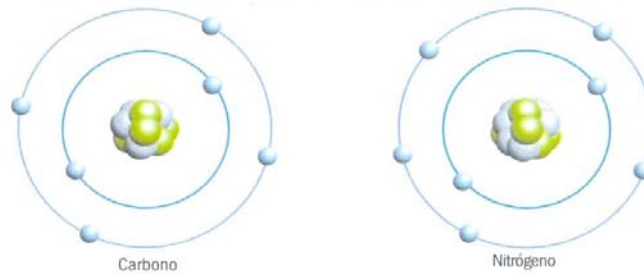


Cada nivel de energía u órbita se compone de varios subniveles de energía. En el caso de los átomos con varios electrones, los subniveles se llenan empezando por los de menor energía, hasta que cada uno se completa. El diagrama siguiente muestra el orden energético de los primeros subniveles.



Se denomina configuración electrónica de un átomo a la forma en que se distribuyen sus electrones en los distintos niveles y subniveles. Por ejemplo, la del átomo de sodio (Na) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Es decir, tiene 2 electrones en el subnivel 1s, 2 en el 2s, 6 en el 2p y 1 en el subnivel 3s.

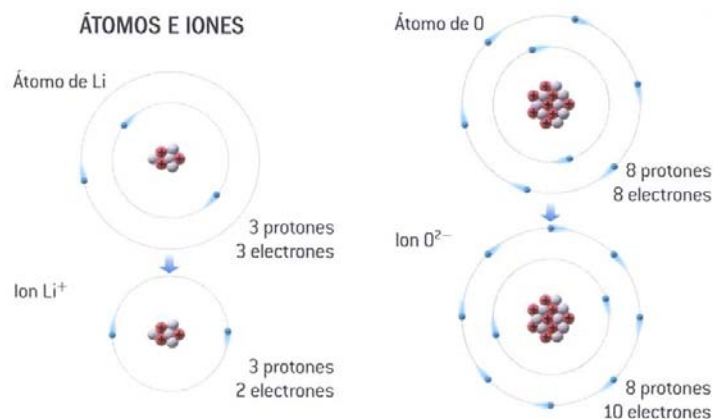
MODELOS DE ÁTOMOS: CARBONO Y NITRÓGENO



5. IONES

Iones: son átomos que perdieron o ganaron electrones en su corteza. Pueden ser:

- **Cationes.** Si un átomo neutro pierde electrones, queda con un exceso de carga positiva y se transforma en un **ión positivo o catión**. Como por ejemplo, si un átomo de sodio pierde un electrón, se transforma en el ión positivo Na^+ ; si un átomo de calcio pierde dos electrones, se transforma en el ión Ca^{2+} .
- **Aniones.** Si un átomo neutro gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa y se transforma en un **ión negativo o anión**. Como por ejemplo, si el átomo de cloro toma un electrón, se convierte en el ión negativo Cl^- ; si un átomo de oxígeno gana 2 electrones, se convierte en el ión O^{2-} .



6. IDEAS ACTUALES SOBRE LOS ÁTOMOS

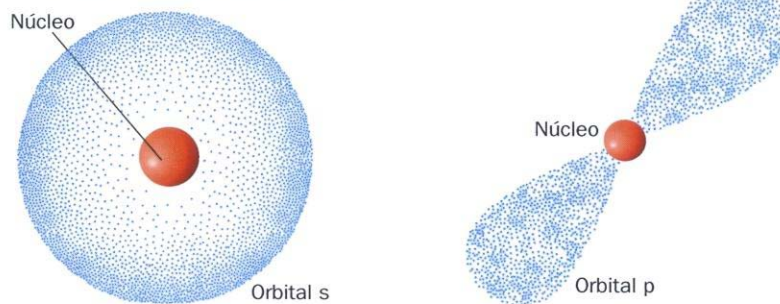
En el modelo atómico de Bohr, se denomina **órbita** a la trayectoria seguida por el electrón en torno al núcleo. Sin embargo, este modelo no era capaz de explicar completamente las características del átomo de hidrógeno, que es el más sencillo y, mucho menos, las características del resto de átomos, que tienen más de un electrón.

A partir de 1920 la física cuántica mostró que no se podía determinar la posición exacta de un electrón en el átomo y que términos como trayectoria y órbita no eran adecuados para describirlo. Se pasó a hablar de **nube electrónica**: un electrón que pertenece a un subnivel de energía se mueve dentro de una región del espacio, más o menos definida, denominada **orbital**.

El átomo se representa en el modelo cuántico con un núcleo atómico rodeado de estos orbitales.

Un **orbital** es una región del espacio donde hay una probabilidad muy alta de encontrar al electrón.

MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO

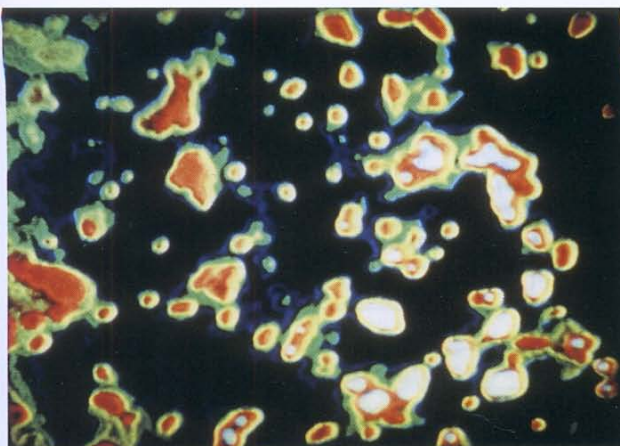


Instrumentos para el estudio del átomo

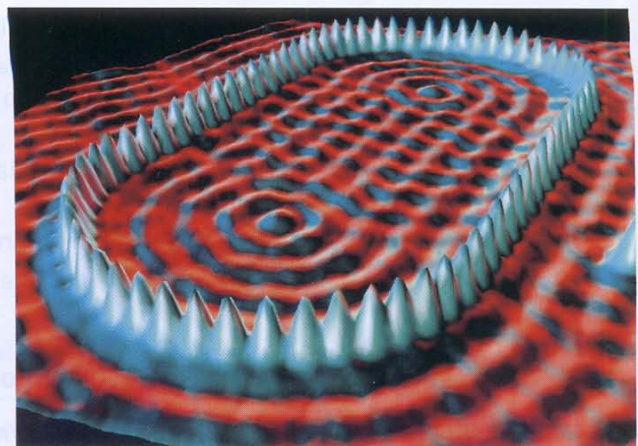
Los átomos son tan pequeños que resultan invisibles incluso al microscopio. Pero los científicos han desarrollado en la actualidad técnicas para la visualización de los átomos.

Los microscopios electrónicos utilizan un haz de electrones para visualizar los objetos. Como su longitud de onda es menor que la de la luz, obtienen mayores aumentos y permiten discernir minúsculas estructuras moleculares. Los microscopios electrónicos de efecto túnel, basados en este efecto cuántico, consiguen aumentos de millones de veces y permiten la observación de átomos individuales.

Las técnicas de resonancia magnética nuclear, basadas también en efectos cuánticos, permiten precisar las posiciones de los átomos en determinadas estructuras atómicas.



Fotografía al microscopio electrónico de transmisión, de átomos de uranio (en la imagen son las partículas más pequeñas).



Fotografía obtenida con un microscopio de efecto túnel, de un conjunto de átomos de hierro y de cobre.