

Teorías atómicas

Dalton(1808)

- la materia esta constituida por átomos inalterables que no se pueden dividir en otras partículas más sencillas.
- los elementos están formados por átomos simples iguales entre sí en masa y propiedades.
- los compuestos se forman por la unión de átomos en una solución numérica sencilla
- los átomos de un determinado compuesto son idénticos en masa y propiedades.

Thompson (1897) modelo del pudín de pasas

La materia posee carga neutra y desprende carga negativas y nunca positivas

Rutherford (1911)

Lamina de oro la mayor parte de las partículas no se desvían

Una pequeña parte sí

pantalla Una mínima parte (1/10000) salen rebotadas

la mayor parte del átomo esta vacío existen partículas negativas y positivas.

Bombardeo de

partículas alfa

Núcleo central que posee electrones y masa (la mayor parte).

Alrededor de el hay un gran espacio vacío.

Después de ese espacio una corteza negativa formada por los electrones de masa despreciable frente a la del núcleo.

Propuso la existencia de neutrones sin probarla

Cálculos

Nº atómico Nº de protones= Z Nº másico=Nº de protones y neutrones= A

Isótopos: átomos del mismo elemento que tienen el mismo numero atómico y diferente numero másico.

Modelo atómico de Bohr (1911)

- electrones giran en orbitas circulares alrededor del núcleo debido a la atracción eléctrica protón–electrón.
- los electrones solo pueden ocupar varias orbitas a cortas distancias del núcleo, nunca posiciones intermedias.
- el electrón en sus movimientos no emite energía, solo si pasa de una orbita externa a otra + interna–

Configuraciones electrónicas

Al igual que en el modelo de Bohr en las teorías atómicas mas modernas se establecen una serie de niveles energéticos que los electrones van llenando de forma creciente en energía orbitales

Diagrama de Moeller:

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s²

Tabla periódica

Mendeleiev coloca los elementos de forma creciente según su numero atómica y en que los elementos que están en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares.

Horizontal 7 periodos vertical 18 grupos(s¹ s²– d¹ d¹⁰– p¹ p⁶)

Enlace químico

La unión de dos átomos para formar un sistema estable se denomina enlace químico.

Regla del octeto: los átomos mas estables son los gases nobles que tienen ocho electrones en su ultima capa excepto el helio, de este hecho se deduce que esta configuración eléctrica con ocho electrones es especialmente estable de tal forma que cuando los átomos forman enlaces tienden a ganar perder o compartir electrones hasta conseguir una estructura atómica de gas noble.

Iónico: metal+no metal. Atracción entre iones de carga opuesta

Covalente: nom+nom. Compartición de electrones

Metálico: metales modelo de gas electrónico

Concepto de mol: es la cantidad de sustancia que contiene el nº de Avogadro de partículas (6.022×10^{23}). Estas partículas pueden ser átomos o moléculas. 1 mol de cualquier elemento equivale a su masa atómica expresada en gramos

Gases: ley de Boyle–Mariotte= $PV=K$

Ley de Gay–Lussac= $v=k't$

Ley de Avogadro= $V=K''N$

Ley de los gases ideales $PV=nRT$ p=presión en atm. V= vol. Del gas l. N= nº moles T= Temp. Abs. °K R= $0.082 \text{ atm} \cdot \text{l}/\text{K} \cdot \text{mol}$

Disoluciones.

Mezcla homogénea formada por disolvente y soluto. La composición y la proporción son iguales en cualquier punto del mismo.

La concentración de una disolución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolución

%peso= $\frac{\text{gramos soluto}}{\text{gr de disolución}} \times 100$

$g/l = \text{gr. soluto} / l \text{ de disolución}$

molaridad $\text{moles de soluto} / l \text{ de dilon.}$

Fracción molar (X_s) = $\text{moles de soluto} / \text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente.}$