

–PROGRAMA–

- **INTRODUCCIÓN.**
- Materia y reacciones químicas.
- Estado gaseoso. Teoría cinética.
- **ESTRUCTURA ATÓMICA.**
- Partículas elementales. Modelos Atómicos.
- Teoría cuántica.
- Modelo de Bohr.
- Mecánica ondulatoria.
- Sistemas hidrogenoides (1 sólo electrón).
- Átomos polielectrónicos.
- **ENLACE QUÍMICO.**

1– Enlace químico.

- Enlace covalente.
- Orbitales moleculares.
- Hibridación. Resonancia.
- Enlace iónico.
- Enlace metálico.
- Enlace intermolecular.

I–INTRODUCCIÓN

- **MATERIA Y REACCIONES QUÍMICAS:**

Materia. Cualquier cosa que tiene masa y ocupa un espacio.

La materia está formada por aproximadamente 100 tipos distintos de átomos que corresponden a los aproximadamente a los 100 elementos conocidos.

Propiedades de la materia

A Propiedades generales.– Se aplican a todos los cuerpos

Masa.– Cantidad de materia que tiene un cuerpo

Volumen.– El espacio que ocupa la masa

B Propiedades físicas

Densidad.– Relación entre la masa y el volumen.

Punto de fusión.– En el caso del agua son los

0°C (hielo).

Punto de ebullición.– En el agua son los 100°C.

Color, dureza, permeabilidad, ductibilidad, conductividad, impermeabilidad, etc. ...

C Propiedades químicas. – Es el comportamiento que tienen algunos cuerpos con otros al combinarse, desprendiendo calor, gases.

D Propiedades específicas. – Determinan la clase de sustancia que poseen.

- Sólido
- Líquido
- Gaseoso

Conceptos:

Sustancia. Tipo determinado de materia.

Elementos. Se han descubierto 109 elementos y a cada uno de ellos se ha asignado un nombre y un símbolo. El símbolo químico está formado por letras.

Hidrógeno H Carbono C Nitrógeno N

Oxígeno O Helio He Aluminio Al

Nos debemos fijar que la primera letra siempre es mayúscula y la segunda no.

Tabla periódica.

Historia de su creación:

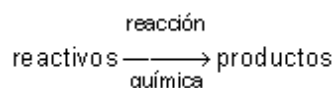
Primera tentativa de clasificación: Triadas de

Döbereiner. Entre 1817 y 1829, J. W. Döbereiner, profesor de Química de la Universidad de Jena, expuso su ley de las triadas, agrupando elementos con propiedades semejantes.

Segunda tentativa de clasificación: Ley de las octavas de Newlands. En 1864, el químico inglés J. A. R. Newlands observó que dispuestos los elementos en orden crecientes a sus pesos atómicos, después de cada siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades del primero y por analogía con la escala musical enunciaba su ley de las octavas.

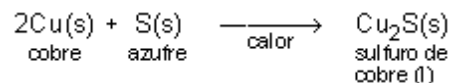
Tercera tentativa de clasificación: Sistema periódico de Mendeléiev. Fue el químico ruso Dimitri I. Mendeléiev el que estableció la tabla periódica de los elementos comprendiendo el alcance de la ley periódica.

Reacciones. Las reacciones químicas son procesos de cambio de unas sustancias en otras. De acuerdo con la teoría atómica de la materia se explican como el resultado de un reagrupamiento de átomos para dar nuevas moléculas. Las sustancias que participan en una reacción química y las proporciones en que lo hacen, quedan expresadas en la ecuación química correspondiente, que sirve de base para la realización de diferentes tipos de cálculos químicos.

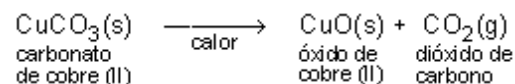


a) *Reacciones de síntesis.* Se caracterizan porque los productos son sustancias más complejas, desde un punto de vista químico, que los reactivos. La formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes

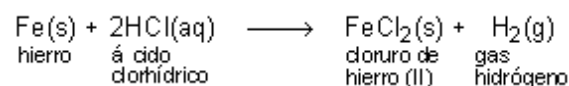
es el tipo de reacción de síntesis más sencilla. Así, el cobre, a suficiente temperatura, se combina con el azufre para formar sulfuro de cobre (I) según la reacción:



b) *Reacciones de descomposición.* Al contrario que en las reacciones de síntesis, los productos son en este caso sustancias más sencillas que los reactivos. Así, cuando el carbonato de cobre se calienta fuertemente se descompone según la reacción:



c) *Reacciones de desplazamiento.* Tienen lugar cuando siendo uno de los reactivos una sustancia simple o elemento, actúa sobre un compuesto desplazando a uno de sus elementos y ocupando el lugar de éste en la correspondiente molécula. Así las reacciones de ataque de los metales por los ácidos llevan consigo la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente. Tal es el caso de la acción del ácido clorhídrico sobre limaduras de hierro que tiene lugar en la forma:



d) *Reacciones de doble descomposición.* Se producen entre dos compuestos y equivalen a un intercambio o sustitución mutua de elementos que da lugar a dos nuevas sustancias químicamente análogas a las primeras. Así el sodio desplaza a la plata en el nitrato de plata, pero es a su vez desplazado por aquélla en el cloruro de sodio:



2-ESTADO GASEOSO. TEORÍA CINÉTICA.

Ecuación de estado

Magnitudes de Estado: Dependen del estado de equilibrio del sistema (masa, presión...).

– *Intensivas:* magnitudes de valor independiente de cada estado de equilibrio, de la extensión o masa del sistema.

– *Extensiva:* magnitudes de estado proporcionales de la extensión o masa del sistema.

Las ecuaciones de estado dependen de la clase de materia y del estado de agregación.

$$f(x, y, z) = 0 \quad f(V, T, P) = 0$$

$$z = f(x, y) \quad V = f(T, P)$$

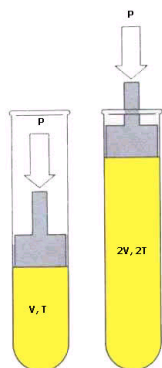
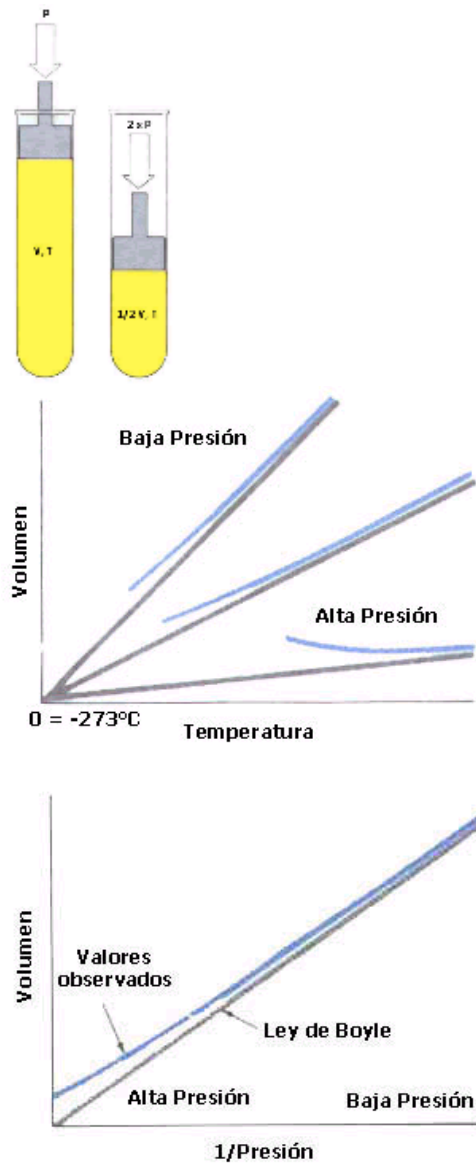
El volumen de una masa dada depende de la presión y temperatura.

La ecuación de estado es la misma para todos los gases:

$\lim(P) \rightarrow 0$ Todo gas $\rightarrow$ estado ideal

Leyes de Boyle y Charles Gay-Lussac

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente. Esto quiere decir que si el volumen del contenedor aumenta, la presión en su interior disminuye y, viceversa, si el volumen del contenedor disminuye, la presión en su interior aumenta.



La ley de Charles establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, asumiendo que la presión se mantiene constante. Esto quiere decir que en un recipiente flexible que se

mantiene a presión constante, el aumento de temperatura conlleva un aumento del volumen

En las leyes de los gases, (Boyle, Charles y Gay-Lussac), la masa del gas es fija y una de las tres variables, la temperatura, presión o el volumen, también es constante. Utilizando una nueva ecuación, no solo podemos variar la masa, sino también la temperatura, la presión y el volumen. La ecuación es:

$$PV = nRT$$

De esta ecuación se despejan las siguientes incógnitas.

Volumen: Es la cantidad de espacio que tiene un recipiente.

$$V = nRT$$

Presión: Fuerza que ejerce el contenido de un recipiente, al recipiente.

$$P = nRT$$

Temperatura: Es la medida de calor que presenta un elemento.

$$T = PV$$

Número de partículas: Cantidad de partes (moles) presentes.

$$n = PV$$

Ecuación de estado de gas ideal

Se considera que un gas ideal presenta las siguientes características:

- El número de moléculas es despreciable comparado con el volumen total de un gas.
- No hay fuerza de atracción entre las moléculas.
- Las colisiones son perfectamente elásticas.
- Evitando las temperaturas extremadamente bajas y las presiones muy elevadas, podemos considerar que los gases reales se comportan como gases ideales.

Tomamos un gas ideal homogéneo ($m = \text{constante}$):

$$V = f(T, P)$$

Cálculo:

$$Dv = (dV/dT)_P dT + (dV/dP)_T dP$$

$$Dv = dVP + dVT$$

$$(dV/dT)_P V/T = K(m, P)$$

$$V = K(m, P) * T \text{ 1ª derivada} = 1$$

$$(dV/dT)_P = K(m, P) = V/T$$

$$(dV/dP)_T P/T = K(m, V) P = K(m, V) * T$$

$$V/T = K(m, T) \quad V = K(m, T) * T$$

$$V/P = K(m, T) * T / K(m, V) * T = K(m, T) / K(m, V)$$

$$PV = K(m, T) ; \quad V = K(m, T) / P ;$$

$$(dV/dP)_T = -V/P$$

$$dV = V/T dT - V/P dP \quad dV/V = dT/T - dP/P$$

$$\ln(V) = \ln(T) - \ln(P) + \text{constante (K)}$$

$PV/T = K$ Ecuación de estado de gas ideal.

Mezclas ideales: Ley Dalton y Amagat

La ley de Dalton establece que en una mezcla de gases cada gas ejerce su presión como si los restantes gases no estuvieran presentes. La presión específica de un determinado gas en una mezcla se llama *presión parcial*, p . La presión total de la mezcla se calcula simplemente sumando las presiones parciales de todos los gases que la componen. Por ejemplo, la presión atmosférica es:

Presión atmosférica (760 mm de Hg) = p_{O_2} (160 mm Hg) + p_{N_2} (593 mm Hg) + p_{CO_2} (0.3 mm Hg) + p_{H_2O} (alrededor de 8 mm de Hg)

$$P_i V = n_i R T \quad V = R T \quad n_i P = P_i$$

Ley de Amagat establece que en una mezcla de gases cada gas ocupa su volumen como si los restantes gases no estuvieran presentes. El volumen específico de un determinado gas en una mezcla se llama *volumen parcial*, v . El volumen total de la mezcla se calcula simplemente sumando los volúmenes parciales de todos los gases que la componen.

$$P_i V = n_i R T \quad V_i = R T \quad n_i V = V_i$$

Tipos de mezclas de gases:

Gaseosas: Si suponemos idealidad, lo expresamos en % en volumen

Líquidas y sólidas: lo expresamos % en peso.

Conceptos:

Peso molecular medio: Se denomina $\langle M \rangle$ al cociente de la masa total entre los moles totales de la mezcla:

$$\langle M \rangle = d/n = \sum \frac{d_i}{n_i} = \sum \frac{n_i M_i}{n_i} = \sum y_i M_i$$

Densidad Media: Se denomina $\langle \rho \rangle = a/V$.

$$\langle \rangle = P/(RT) \langle M \rangle$$

Teoría cinética molecular.

- Los gases están constituidos por un número incesante de moléculas en incesante movimiento.
- Los movimientos moleculares para moléculas monoatómicas es el de traslación, en cambio para gases de moléculas poliatómicas son *traslación, rotación y vibración*.

$$E_{\text{cinética total}} = E_{\text{cinética traslación}} + E_{\text{cinética rotación}} + E_{\text{cinética vibración}}$$

- La presión del gas es consecuencia de los impactos de las moléculas con las paredes del recipiente.
- Aunque las moléculas son pequeñas poseen velocidad propia no nula por lo que chocan entre sí y las paredes del recipiente originando un caos perfecto.
 - Son posibles todos los módulos de la velocidad entre 0 y ∞ .
 - Son igualmente posibles y probables todas las direcciones del movimiento
- Todos los choques son elásticos.
- Q no es ninguna forma especial de energía si no que consiste en la energía mecánica de las moléculas.

$$(E_T)_{\text{traslación}} = K T$$

- Las moléculas del gas ejercen entre sí interacciones mediante

Fuerzas que dependen de: La estructura molecular.

La distancia.

La posición relativa.

Ecuación fundamental (TCM)

Condiciones:

- Se refiere a gases ideales ($V_{\text{propio}} = 0$; $F_{\text{intermoleculares}} = 0$)
- Tenemos en cuenta únicamente $V_{\text{traslación}}$ (E_T) traslación
- Gas en un recipiente.
- M (masa de una molécula). $V = 3$, T, P.

$$E_{\text{je z}} = f = ma = m(dv/dt) = d(mv)/dt =$$

$$dP/dt = f.$$