

GASES

elementos (neutros) < compuestos moleculares < compuestos iónicos

Tendencia a pasar al estado gaseoso

→ Características:

- ❖ Moldeables (contenedor)
- ❖ Compresibles
- ❖ Se mezclan completa y uniformemente en un mismo recipiente
- ❖ Menor densidad de todos los estados

→ Presión: Fuerza/Área (SI=Pa=1N/m²). Se mide con manómetro.

Presión atmosférica: 1 atm=1 torr=760 mm Hg= 101,325 Pa. Se mide con barómetro, en condiciones estándar (0°C, altura del mar).

→ Ley de Boyle: la presión de una cantidad fija de un gas a T° cte. es inversamente proporcional al volumen del gas. $Kg = n \cdot R \cdot T$

$$P = \frac{Kg}{V} \rightarrow P \cdot V = Kg \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

→ Ley de Charles y de Gay-Lussac: “El volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión cte. es proporcional a la T° absoluta(K) del gas”. $Kg = (n \cdot R) / P$

$$Kg = \frac{V}{T} \rightarrow V = Kg \cdot T \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = Kg$$

cero absoluto= 0K= -273,15°C → NOTA: en la gráfica volumen versus temperatura, el volumen=0 de cualquier gas a cualquier presión es -273,15°C.

Y además: “En una cantidad de gas a volumen cte., la presión del gas es proporcional a su T°”. $Kg = (n \cdot R) / V$

$$Kg = \frac{P}{T} \rightarrow P = Kg \cdot T \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = Kg$$

→ Ley de Avogadro: “A presión y T° cte., el volumen de un gas es proporcional al número de moles del gas presente”. Además, “cuando dos gases reaccionan entre sí, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla entre sí” (sencilla=números enteros y pequeños). $Kg = (R \cdot T) / P$

$$V = Kg \cdot n$$

→ Ecuación del gas ideal:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2}$$

R= cte. de los gases. Se calcula en condiciones estándar de T° y presión (TPE), y considerando que en esas condiciones 1 mol ocupa un volumen de 22,414 L.

$$R = (1 \text{ atm}) \cdot (22,414 \text{ L}) / (1 \text{ mol}) \cdot (273,15 \text{ K}) = 0,082057 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol} \rightarrow R = 8,314 \text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

→ Presiones parciales: presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla.

→ Ley de Dalton de las presiones parciales: la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de la presión que cada gas ejercería si estuviera solo → gases no se repelen ni se atraen.

$$P_T = P_1 + P_2$$

→ Ley de Raoult:

$$P_1 = X_1 \cdot P_T$$

→ **Teoría cinética molecular de los gases:**

- ❖ El gas posee moléculas separadas x distancias mucho mayores que sus dimensiones (de las moléculas). Las moléculas son como “puntos” con masa, pero con volumen despreciable.
- ❖ Las moléculas están en movimiento aleatorio continuo y colisionan constantemente con choques elásticos; la energía de una se traspassa a la otra, pero la energía total permanece como antes.
- ❖ Las moléculas gaseosas no ejercen entre sí fuerzas de atracción o repulsión.
- ❖ La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

CONCLUSIONES: La presión de un gas es resultado de choques entre las moléculas y las paredes contenedoras, por lo tanto, la presión depende de la frecuencia de las colisiones por unidad de área y la fuerza del choque.

→ Explicación de las propiedades gaseosas por la teoría cinética molecular de los gases:

- ❖ Compresibilidad: las moléculas están a tal distancia, que podemos comprimir el gas y hacerlo ocupar un menor volumen.
- ❖ Ley de Boyle: como la presión es por las colisiones en las paredes del recipiente, la velocidad o número de colisiones es proporcional a la densidad (número de moléculas x unidad de volumen). Si disminuye el volumen, aumenta la densidad, por lo tanto; $P \propto 1/V$

- ❖ Ley de Charles: la energía cinética molecular promedio (E_c) es proporcional a la T° , mayor $E_c \rightarrow$ colisiones más frecuentes y más fuertes \rightarrow aumenta la presión \rightarrow volumen se expandirá hasta que la presión del gas se iguale a la presión externa, que permanece cte.
- ❖ Ley de Avogadro: como la presión es proporcional a la densidad y la T° , y la masa es proporcional al número de moles. $P \propto (n/V) \cdot T$
- ❖ Ley de Dalton de las presiones parciales: como las moléculas no se atraen o repelen, las presiones pueden considerarse aditivas.

\rightarrow Ley de difusión de Graham: Las velocidades de difusión de los gases (r), se relacionan con las masas moleculares (M) de la siguiente manera;

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

\rightarrow Difusión: mezcla gradual de las moléculas de un gas con moléculas de otro gas, gracias a sus propiedades cinéticas \rightarrow movimiento aleatorio; toma tiempo difundirse, pues choca muchas veces en el camino.

\rightarrow Efusión: proceso mediante el cual un gas bajo presión se escapa de un compartimento de un contenedor a otro, atravesando por un pequeño orificio. \rightarrow Pasa de región de alta presión a una de baja presión a través de un pequeño orificio. También se aplica la ley de Graham, adecuándola al caso.

\rightarrow Comportamiento ideal: no hay fuerzas repulsivas o atractivas, la distancia entre las moléculas es muy grande, por ello;

\rightarrow no funciona para $P > 5 \text{ atm}$

\rightarrow no funciona a $< T^\circ \rightarrow$ disminuye la E_c , por lo tanto, hay menor impulso para "evadir" fuerzas atractivas y repulsivas

NOTA: las desviaciones del comportamiento ideal (en gases, soluciones, etc.) se deben a las interacciones entre las moléculas.

LÍQUIDOS Y SÓLIDOS:

\rightarrow Teoría cinética molecular de líquidos y sólidos:

- ❖ En líquidos y sólidos las moléculas están muy juntas; hay poco espacio vacío
- ❖ Son más densos que los gases (en condiciones normales)
- ❖ En líquidos, las moléculas se mantienen unidas x diversas fuerzas de atracción \rightarrow tienen volumen definido, pero las moléculas se mueven libremente \rightarrow puede fluir, derramarse y adoptar forma del contenedor.
- ❖ En sólidos, las moléculas tienen posición rígida \rightarrow no circulan libremente \rightarrow casi incompresibles, con volumen y forma fija

- ❖ Generalmente densidad del sólido > densidad del líquido
- ❖ Es difícil comprimirlos, debido a las fuerzas de repulsión, que se resisten a que las moléculas se junten.

→ fase: parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes del sistema, tiene un límite bien definido que la separa. Tiene propiedades uniformes y ctes.

→ Fuerzas intermoleculares: fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas, de origen coulombico/electrostático. Mientras mayores sean, mayor será el punto de ebullición y fusión del compuesto o elemento → se requiere más energía para separar las moléculas

→ Fuerzas intramoleculares: mantienen juntos a los átomos de una molécula.

Fuerzas intermoleculares << Fuerzas intramoleculares

→ Fuerzas de Van der Waals: dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido, ion-dipolo y fuerzas de dispersión. Son tipos de fuerzas intermoleculares.

→ Fuerzas dipolo-dipolo: fuerzas de atracción entre moléculas polares. Producen un ordenamiento de modo tal que las interacciones de atracción son máximas. Ocurre en moléculas con momento dipolar, por lo tanto, son de origen electrostático → A mayor dipolo, mayor fuerza.

→ Fuerzas ion-dipolo: atracción entre un ión y una molécula polar. También explicable por la ley de Coulomb. Intensidad de la fuerza depende del tamaño y carga del ion y la magnitud del dipolo y tamaño de la molécula dipolar.

→ catión → generalmente + chico → carga más concentrada → mayor fuerza ion-dipolo

→ anión → generalmente + grande → carga menos concentrada → menor fuerza ion-dipolo

→ Fuerzas de dispersión: fuerzas de atracción generadas dipolos temporales inducidos en átomos o moléculas.

- ❖ *Dipolo inducido*: separación de las cargas positivas y negativas en una molécula polar, producida x la proximidad a un ion o molécula polar. Considera la interacción entre ion-dipolo inducido y dipolo-dipolo inducido. Depende de la carga del ion o la fuerza de la molécula dipolar, y de la polarización de la molécula. La polarización se refiere a qué tan fácilmente se distorciona la distribución de la nube electrónica del átomo o molécula, por lo tanto, mientras más difusa sea la nube electrónica, más polarizable será la molécula o átomo (si el volumen es considerable, los electrones no están tan fuertemente unidos al núcleo).
- ❖ *Dipolo instantáneo*: dipolo generado por la polarización del átomo, pero que dura sólo un instante → suma de los dipolos instantáneos hace que el dipolo sea cero.
- ❖ A mayor masa molar, mayor fuerza de dispersión → y mayor punto de ebullición
- ❖ Las fuerzas de dispersión pueden ser altas, a veces mayores a las dipolo-dipolo

→Puente de hidrógeno: interacción dipolo-dipolo especial entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar (N-H, O-H y F-H) y un átomo electronegativo (O, N o F). Su fuerza está determinada por la interacción coulombica entre par libre de electrones del átomo electronegativo y el núcleo de H. Su energía es similar a la del enlace químico, mucho mayor que la de un enlace dipolo-dipolo (40 kJ/mol).

CAMBIOS DE FASE:

→evaporación: aumenta la E_c (individual) y la molécula escapa→gas. Aumenta la T° →Aumenta la E_c (individual).

→Presión de vapor de equilibrio: presión de vapor medida cuando hay un equilibrio dinámico entre condensación y evaporación. Es la máxima P_v de un líquido a una temperatura T . Permanece cte. a T° cte ($>T^\circ \rightarrow >P_v$). (equilibrio dinámico→velocidad de un proceso está exactamente balanceada con la velocidad del proceso inverso).

→Calor molar de vaporización (ΔH_{vap}): energía necesaria para evaporar un mol de un líquido.

$$\ln P_v = \frac{-\Delta H_{vap}}{R} \frac{1}{T} + c$$

} Ecuación de Clausius-Clapeyron

}
}
}

y
m
x + n

Como se relaciona directamente con las fuerzas intermoleculares del líquido, se tiene que a mayor ΔH_{vap} , mayores son las fuerzas intermoleculares, con lo que mayor es la P_v .

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 * T_2} \right)$$

→Punto de ebullición: T° a la cual la P_v del líquido se iguala a la presión externa. Generalmente es la T° en la que hierve el líquido a 1 atm.

→Condensar un gas: disminuir su T° o aumentar su P .

→ T° crítica (T_c): T° sobre la cual no puede licuarse un gas, independiente de la P aplicada. T° más alta a la cual una sustancia puede existir en forma líquida. Sobre esta T° no se distingue bien entre gas o líquido: sólo es un fluido.

→Presión crítica (P_c): P mínima que debe aplicarse para licuar a un gas en $T^\circ c$.

→ Punto de fusión/congelación: T° en que la fase sólida y líquida coexisten en equilibrio. Normalmente es la T° en que una sustancia se funde o congela a 1 atm (punto de congelación normal).

→ Calor molar de fusión (ΔH_{fus}): energía necesaria para fundir un mol de un sólido.

→ Calor molar de sublimación (ΔH_{sub}): energía necesaria para sublimar un mol de un sólido.

→ Considerando T° cte. en todo cambio de fase, se cumple que:

$$\Delta H_{sub} = \Delta H_{fus} + \Delta H_{vap}$$

→ En el cambio de fase la T° no varía, pues el calor se usa para reorganizar las moléculas.

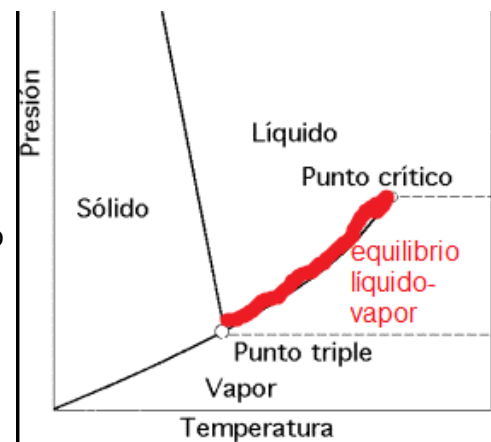
→ Diagramas de fase: condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas.

→ punto triple: única condición en que las tres fases pueden coexistir en equilibrio recíproco.

→ punto crítico: condición en que la densidad del líquido es igual a la densidad del gas. Por sobre este el gas no se puede condensar.

→ agua:

- punto triple: $0,01^\circ\text{C}$ y $0,006\text{ atm}$
- fusión: 0°C y 1 atm
- ebullición: 100°C y 1 atm
- notar: en el agua, la pendiente entre sólido/líquido es negativa, por la densidad del agua
- notar: si aumenta la presión, disminuye el punto de fusión y aumenta el punto de ebullición.



→ CO_2 : notar pendiente positiva en contraste con el agua.

