

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: LOS GASES (2)

Los gases son uno de los tres estados de la materia, con unas propiedades que dependen mucho de la temperatura y la presión a la que se encuentren. En la vida real, por supuesto, la temperatura y la presión cambian con frecuencia por lo que las características de los gases también lo hacen. La investigación durante los últimos tres siglos ha permitido a los químicos formular una serie de leyes en relación con los gases y su respuesta a estos cambios.

1 - CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES IDEALES DE ACUERDO CON LA TEORÍA CINÉTICA

El estudio de los tres estados de la materia se suele comenzar con los gases ya que este estado es el más sencillo de estudiar, conociéndose en la actualidad mucho mejor que los otros dos estados: sólido y líquido a pesar de ser éstos mucho más visibles.

Lo primero que necesitamos saber acerca de los gases es que comparten cinco características generales:

1. **Expansión.** Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en el que se encuentran.
2. **Forma o volumen indefinido.** Una determinada muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, ya que siempre se adapta a los del recipiente que los contiene.
3. **Compresibilidad.** Los gases se pueden comprimir en gran medida. Por ejemplo, a presión en tanques se puede comprimir un volumen muy grande de gas oxígeno.
4. **Baja densidad.** Las densidades de los gases son inferiores a las densidades de los sólidos o de los líquidos. Por tanto, en el sistema métrico, las densidades de los gases se miden en g/l en lugar de g/ml, como se hace con los sólidos y los líquidos.
5. **Miscibilidad.** Normalmente dos o más gases no reactivos se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Veamos dos ejemplos. (a) Cuando un cuarto se llena de aire, somos capaces de respirar en cualquiera de sus áreas en todo momento, debido a que los gases que están en el aire se mezclan. Si esto no sucediera, habría suficiente oxígeno sólo en ciertas partes del cuarto. (b) Las compañías de gas aprovechan esta propiedad para facilitar la detección de fugas en las tuberías de gas natural. El gas natural es una mezcla inodora de gases (principalmente metano, CH_4). Las compañías de gas suelen adicionar trazas de un gas muy mal oliente ($\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$) al gas natural. El $\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$ se difunde con rapidez en el aire del ambiente y se puede detectar cuando existe una fuga en la tubería.

Estas características solamente las cumplen perfectamente los gases ideales, mientras que aquellos gases que no las cumplen son los gases reales, que son todos los que existen en la naturaleza.

Por ello, en resumen un gas ideal será aquel que reúna las siguientes características:

- El volumen de sus moléculas es despreciable comparado con el volumen que ocupe el gas
- No existen fuerzas de atracción o de repulsión entre las moléculas individuales.
- Los choques entre las moléculas del gas son perfectamente elásticas.

2 - LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES

Dado que en el estado gaseoso las moléculas están separadas unas de otras por distancias mucho mayores que el diámetro real de las moléculas podremos despreciar el volumen de las moléculas frente al volumen total, por lo que resultará que el volumen ocupado por el gas (V) depende de la presión a la que se encuentre sometido (P), la temperatura (T) y la cantidad de moles de gas (n),

Recordemos que se llaman **condiciones normales** de un gas (C.N.) a 0°C (273°K) de temperatura y una presión atmosférica de 760 mm Hg (1 atm).

La temperatura de los gases suele medirse en grados centígrados ($^\circ\text{C}$), pero cuando se usan las leyes de los gases la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o temperatura Kelvin, de acuerdo con la siguiente relación:

$$^\circ\text{K} = 273 + ^\circ\text{C}$$

El volumen de un gas coincide con el volumen del recipiente que lo contiene, ya que lo llena completamente, Como hemos indicado ya al anumerar las características de los gases.

Se llama **gas ideal** al gas que se comporta de acuerdo con las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, las cuales

relacionan idealmente el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Como veremos en un gas ideal, el producto $P V$ dividido por $n T$ es una constante que se llama **constante universal de los gases (R)**.

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas, de las cuales las principales son

1- LEY O HIPÓTESIS DE AVOGADRO : Relación entre el volumen ocupado por una masa de gas y el número de moléculas del mismo.

Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de Presión y Temperatura contienen el mismo número de moléculas, o, dicho de otra forma, un mismo número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen, si las condiciones de presión y temperatura son idénticas.

2- LEY DE BOYLE : Relación entre la presión y el volumen ocupado por una masa de gas

El volumen que ocupa un gas ideal cuando la temperatura y el número de moles se mantienen constantes, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre ese gas

Matemáticamente se expresa así: $P V = K$ siendo T y n constantes, o bien así: $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$ siendo P_i, V_i las condiciones iniciales y $P_f \cdot V_f$ las condiciones finales.

3- LEY DE CHARLES-GAY LUSSAC: Relación entre la temperatura y el volumen ocupado por una masa de gas

A presión constante, el volumen de una cantidad determinada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta

Es decir, $V = KT$, o bien $\frac{V}{T} = K$, siendo P constante, o también: $\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$

donde los subíndices i y f se refieren a las condiciones inicial y final del volumen y de la temperatura.

Es importante destacar que esta ley se cumple sólo con la temperatura absoluta, y no con la temperatura Celsius o centígrada.

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Esta ley se obtiene combinando las de Charles-Gay Lussac y Boyle, y se expresa así:

$$\frac{P \cdot V}{T} = K \quad \text{o bien} \quad \boxed{\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}}$$

HIPÓTESIS DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR NORMAL

De acuerdo con el enunciado de la hipótesis de Avogadro, resulta que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

Se ha encontrado experimentalmente que, en condiciones normales (0°C y 1 atm), un mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,4 litros. Este valor, 22,4 litros por mol, se denomina **volumen molar normal** de un gas ideal (Es el volumen que ocupa un mol de gas en condiciones normales). Así pues, y tomando como ejemplo el oxígeno, podemos escribir esta cadena de equivalencias:



ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES: ECUACIÓN DE CLAPEIRON

Hemos visto que la presión ejercida por un gas es proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional al volumen.

Pero si en la ecuación general de los gases ideales una de las condiciones las referimos a condiciones normales: $T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$ y el volumen será: $V = n \cdot 22,4$ litros, siendo n el número de moles, tendremos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot (n \cdot 22,4 \frac{\text{litros}}{\text{mol}})}{273^\circ \text{K}} \quad \text{de donde al simplificar:} \quad \frac{P \cdot V}{T} = n \cdot \left(\frac{22,4}{273} \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}} \right)$$

donde el paréntesis recibe el nombre de constante universal de los gases, $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}}$ Y como

además el número de moles "n", se calcula dividiendo la masa total entre el peso molecular del gas: $n = \frac{\text{gramos}}{P_m}$

la ecuación anterior puede escribirse como:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{o bien} \quad \boxed{P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{P_m} \cdot R \cdot T}$$

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

Para una mezcla de gases que no reaccionen químicamente entre sí, Dalton estableció lo siguiente: *La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuvieran presentes.*

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Esta la presión total de una mezcla de gases puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron al número total de moles de gas, ya que:

$$P_{\text{total}} \cdot V_{\text{total}} = n_1 \cdot R \cdot T + n_2 \cdot R \cdot T + n_3 \cdot R \cdot T + \dots = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \cdot R \cdot T \text{ es decir}$$

$$P_{\text{total}} \cdot V_{\text{total}} = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

PRESIÓN PARCIAL es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla, si ocupara él sólo el volumen total. Es igual al producto de la presión total de la mezcla por la fracción molar de dicho gas. En general, la presión parcial de cualquier componente en una mezcla se puede calcular multiplicando la presión total por la fracción molar de dicho componente en esa mezcla. Es decir:

$$P_i = X_i \cdot P_t$$

donde X_i es la **fracción molar** del componente i , la cual como ya sabemos se obtiene dividiendo el número de moles de ese componente entre el número total de moles presentes en la mezcla: $X_i = \frac{n^\circ \text{ moles de "i"}}{n^\circ \text{ moles totales}}$

Puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron a la cantidad de dicho gas que hay en el recipiente, es decir:

$$P_i \cdot V_t = n_i \cdot R \cdot T \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} P_i \text{ es la presión parcial del gas} \\ V_t \text{ es el volumen total del recipiente} \\ n_i \text{ es el número de moles de ese gas} \end{array} \right.$$

GASES IDEALES Y GASES REALES

Los gases pueden clasificarse en dos tipos:

GASES IDEALES, que son aquellos que cumplen exactamente las leyes generales de los gases ideales. En la naturaleza no hay ningún gas ideal, aunque el comportamiento de la mayor parte de los gases simples a presiones bajas se asemeje mucho al de los gases ideales.

GASES REALES, que son todos los demás. Todos los gases que existen en la naturaleza son gases reales.

LA PRESIÓN DE VAPOR

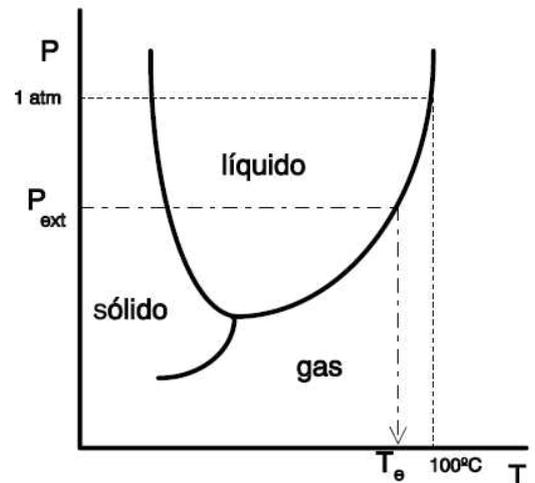
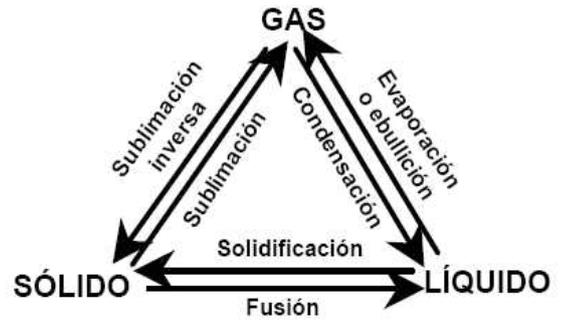
Recibe el nombre de VAPOR la fase gaseosa de cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en estado sólido o líquido.

Todas las partículas de un sólido o de un líquido tienen siempre una energía de vibración, cuyo valor medio es constante, pero algunas de ellas pueden, en un momento determinado adquirir una energía superior a la media tal que sea suficiente para vencer las fuerzas atractivas de las demás y escaparse en forma de vapor; en este caso se dice que el sólido se sublima o si es un líquido, se evapora.

Si estos fenómenos tienen lugar en un recipiente abierto, dichas moléculas se difundirán ininterrumpidamente en la atmósfera, con lo que la cantidad de líquido o sólido irá disminuyendo paulatinamente, pero si se producen en un recipiente cerrado, algunas de estas moléculas al chocar con la superficie pueden volver a ella (es la sublimación inversa en el caso de los sólidos o condensación en el caso de los líquidos). Cuando ambas velocidades: la de paso a vapor y la vuelta de éste al sólido o líquido se igualan, se alcanza un equilibrio dinámico manteniéndose constante la cantidad de vapor en el recipiente. Dicho vapor, como un gas que es, ejercerá una cierta presión sobre las paredes del recipiente, la cual recibe el nombre de PRESIÓN DE VAPOR. Depende exclusivamente de la temperatura, ya que cuanto mayor sea ésta, mayor será la energía de vibración de las partículas y más fácilmente pasarán a estado de vapor.

En el diagrama de fases en el cual se representa el estado físico de una sustancia de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura, la línea que separa el estado gaseoso del líquido o sólido, representa el valor de la presión de vapor de esa sustancia a la correspondiente temperatura.

La temperatura de ebullición es aquella a la cual la presión de vapor es igual a la presión del recipiente, por lo que cuanto más pequeña sea la presión, menor será la temperatura de ebullición. Además, si la presión a la que se somete esa sustancia es menor que la correspondiente al punto triple (condiciones de P y T para las cuales coexisten los tres estados físicos de una sustancia), pasará directamente de sólido a gas. Así, para el agua a 1 atm, esta temperatura es 100°C



ECUACIÓN DE VAN DER WAALS PARA LOS GASES REALES :

Es la más conocida de las ecuaciones de los gases reales ya que su forma se adapta a la de la ecuación de Clapeyron de los gases ideales.

$$\left(P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

donde las constantes **a** y **b** son características de cada gas.

- **a** recibe el nombre de "presión interna" y trata de corregir el efecto que ejerce la atracción entre las propias moléculas del gas sobre la presión.
- **b** recibe el nombre de "covolumen" y trata de corregir el efecto que ejerce el volumen de las moléculas del gas sobre el volumen total del recipiente.