

SISTEMAS MATERIALES: SÍNTESIS DEL TEMA

Juan Francisco González Hernández

Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema estudiados en clase.

Índice

1. MATERIA Y SUSTANCIA	2
2. MASA, VOLUMEN Y DENSIDAD	2
3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA	3
4. TEORÍA CINÉTICA Y TEMPERATURA	6
5. LEYES PONDERALES DE LOS GASES	9
A. EJERCICIOS Y RECOMENDACIONES	10
B. FORMULARIO	11

1. MATERIA Y SUSTANCIA

Tenemos que establecer la diferencia entre materia y sustancia:

 **Materia**

Todo objeto o cuerpo que **posee** *masa* y **ocupa** un determinado *espacio*

 **Sustancia**

Es un tipo *concreto* o *particular* de materia.

Los sistemas materiales tienen una serie de propiedades que pueden ser de los siguientes tipos:

- **Propiedades generales.** Son aquellas propiedades que poseen *todos* los cuerpos materiales.
Ejemplos: masa (m), volumen (V), temperatura (T), Su conocimiento no aporta información sobre el tipo concreto de sustancia, ya que si se dice que un cuerpo una cantidad de masa o volumen, podría ser cobre, caucho, o cualquier otro material.
- **Propiedades específicas.** Son aquellas propiedades que *dependen* del tipo de sustancia que constituye un sistema u objeto, pero no de su cantidad o forma.
Ejemplos: densidad(d), color, brillo, dureza, temperatura de fusión, conductividad eléctrica, . . .

2. MASA, VOLUMEN Y DENSIDAD

 **Masa**

Es la propiedad de los cuerpos que *mide* la **cantidad de materia** que poseen

La *unidad fundamental* de *masa* en el Sistema Internacional (S.I.) es el *kilogramo* (**kg**).

La *masa* se mide con la **balanza**.

 **Volumen**

Es la propiedad de las sustancias que *mide* la **cantidad de espacio** que ocupan

La *unidad fundamental* de *volumen* en el Sistema Internacional (S.I.) es el *metro cúbico* (**m³**).

El *volumen* de un cuerpo líquido se mide en *recipientes graduados* adecuados.

El *volumen* de un cuerpo sólido o gaseoso se obtiene midiendo el *volumen desplazado* en un recipiente preparado para este fin.

El volumen se puede relacionar con la *capacidad* mediante una de las siguientes equivalencias:

$$1dm^3 = 1l \quad 1m^3 = 1kl \quad 1cm^3 = 1ml$$



Es la masa que corresponde a la unidad de volumen de una sustancia particular

En el Sistema Internacional (S.I.) se mide en $\frac{kg}{m^3}$, aunque también se emplea el $\frac{g}{cm^3}$.

Para cambiar las unidades de densidad, hay que transformar a la vez (simultáneamente), las unidades de masa y volumen en la densidad.

La densidad mide, intuitivamente hablando, lo concentrada que está la masa de una sustancia en el volumen que ocupa. Una *densidad grande*, significa que una sustancia en poco espacio o volumen tiene mucha masa. Una *densidad pequeña*, significa que una sustancia ocupa mucho espacio o volumen pero tiene poca masa.

☞ Propiedad (*¡muy interesante!*): un cuerpo *flota* en la superficie de un líquido o gas solamente si su densidad es *menor* que la de dicho líquido o gas. Si la densidad del cuerpo es *mayor o igual* que la del fluido, el cuerpo se *hunde*.

3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La materia se puede presentar, principalmente¹, en tres estados de agregación: sólido, líquido y gas².

Los tres estados más comunes de la materia presentan las siguientes propiedades:

¹Existen otros estados de agregación menos convencionales. A temperatura ambiente también existen el estado de *crystal líquido*, el estado de *sólido amorfo* o el estado *magnéticamente ordenado* de materiales ferromagnéticos y “antiferromagnéticos”. A temperaturas muy altas existen el estado de *plasma* o gas ionizado, y el estado de *plasma de quark-gluón*. A muy baja temperatura existen el estado *condensado de Bose-Einstein*, el estado *superconductor*, el estado *superfluido* o el estado *condensado fermiónico*. Y aún podrían existir otros estados de la materia en situaciones de extremas de densidad, denominados generalmente *materia degenerada*, pero que no conocemos aún.

²A líquidos y gases, debido a la propiedad que tienen de *fluir*, se les llama generalmente **fluidos**. **Fluir** es la propiedad que poseen líquidos y gases de adaptarse a la *forma* del recipiente que los contiene.

■ SÓLIDOS.

1. *Son rígidos y difícilmente deformables*, porque las fuerzas entre sus partículas es tan fuerte que impide muchísimo su desplazamiento. Sólo pueden desplazarse mediante “vibraciones” o “pequeños desplazamientos” en torno a posiciones de equilibrio.
2. *Su volumen es casi constante, y apenas se pueden comprimir*, porque hay muy poco espacio libre entre las partículas y es muy difícil que puedan juntarse más.
3. *Se dilatan al calentarse un poco*, porque al suministrar energía en forma de calor aumenta la vibración de las partículas, y, por lo tanto, el sólido ocupa algo más de volumen.

■ LÍQUIDOS.

1. *Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene*, porque la fuerza de las partículas es débil, de modo que “resbalan” entre ellas según la forma del contenedor.
2. *Su volumen es casi constante, y apenas se comprimen*, porque no tienen apenas espacio entre sus partículas, aunque se comprimen algo debido a que pueden “resbalar” unas partículas y otras entre sí.
3. *Se dilatan mucho al calentarse*, porque la energía suministrada en forma de calor hace que las partículas aumenten su movimiento y ocupen aún más espacio.

■ GASES.

1. *Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene*, ocupando todo el espacio disponible, porque la fuerza de cohesión entre las partículas es tan débil que cada partícula se mueve de forma independiente, muy rápido y al azar.
2. *Su volumen **no** es constante y se pueden comprimir fácilmente*, porque hay mucho espacio vacío entre las partículas y pueden juntarse más, reduciendo el volumen si comprimimos el gas, aumentando si descomprimos el gas.
3. *Si se calientan se dilatan mucho*, porque al suministrar energía en forma de calor aumentamos la velocidad de las partículas que forman el gas.

Estos tres estados pueden cambiar de estado entre sí, si modificamos la temperatura, la presión o ambas a la vez. Estos cambios de estado son:

- **Cambios de estado progresivos.** Aquellos que se producen por absorción de energía, y son favorecidos al aumentar la temperatura, o disminuir la presión.

1. *Fusión:* cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a líquido.

2. *Vaporización*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a gas.

Si se realiza de forma lenta en la superficie de cualquier líquido a cualquier temperatura se llama **evaporación**.

Si se realiza de forma tumultuosa o abrupta, en toda la masa del líquido, a una temperatura característica según la sustancia, se llama **ebullición**.

3. *Sublimación*: cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a gas.

A presión atmosférica normal o estándar sólo subliman unas pocas sustancias como el yodo o la naftalina. A menor presión subliman más sustancias y, en el vacío, toda sustancia puede sublimar.

- **Cambios de estado regresivos**. Aquellos que se producen por desprendimiento de energía, y se ven favorecidos al disminuir la temperatura, o aumentar la presión.

1. *Solidificación*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a sólido.
2. *Condensación*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a líquido.
3. *Sublimación regresiva*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a sólido.

Aclaraciones importantes:

La *temperatura de fusión*, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de solidificación*.

La *temperatura de vaporización* se llama normalmente *temperatura de ebullición*, o de cambio de líquido a gas, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de condensación* o *temperatura de licuación*.

La *temperatura de sublimación*, a **presión constante**, es igual a la *temperatura de sublimación regresiva*.

Durante un cambio de estado, es *muy importante notar* que la temperatura se mantiene **¡constante!**, solamente se produce una transferencia de energía en forma de *calor*, absorbido o cedido al entorno de la sustancia.

El calor necesario para que una sustancia cambie de estado se denomina **calor latente**, se representa por **L**, tiene unidades de $\frac{J}{kg}$ y tiene por fórmula

$$Q = mL$$

Las magnitudes físicas que determinan que la materia se encuentre en un determinado estado de agregación son la *presión* y la *temperatura*.

La **presión**, desde un punto de vista macroscópico o externo, mide la fuerza ejercida por unidad de área o superficie. Matemáticamente:

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie}} \longleftrightarrow P = \frac{F}{S}$$

Sus unidades en el Sistema Internacional (S.I.) son el pascal (Pa). Sin embargo, el pascal es una unidad poco útil en situaciones típicas, por lo que usan otras unidades de presión en Química y Física. Las unidades más comunes son el centímetro de mercurio (**cm Hg**), el milímetro de mercurio (**mm Hg**), la atmósfera (**atm**) y el bar (**b**) o su múltiplo el milibar (**mb**). También hay otras unidades ya casi en desuso como el torricelli³ (**torr**). Las equivalencias entre alguna de estas unidades son las siguientes:

$$1 \text{ Pa} = 10^{-5} \text{ bar} = 0,00001 \text{ bar} = 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{ atm} = 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ b} = 1000 \text{ mb} = 10^5 \text{ Pa} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$1 \text{ atm} = 1013 \text{ mb} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ torr} \approx 760 \text{ mmHg}$$

La **temperatura**, **T**, es una *propiedad general* de los cuerpos que se mide con “termómetros”. La escala habitual de temperatura es el celsius (**°C**), aunque en algunos países se usan el fahrenheit (**°F**), especialmente los de ámbito e influencia anglosajona (Estados Unidos, Australia, Reino Unido, . . .). La relación entre ambas escalas se encuentra en el formulario de estos apuntes.

Sin embargo, la *temperatura de fusión* o *de ebullición* son propiedades específicas de una sustancia, es decir, características de la mismas, a presión constante.

4. TEORÍA CINÉTICA Y TEMPERATURA

Para explicar el comportamiento de los gases, los físicos Clausius, Maxwell y Boltzman desarrollaron en el siglo XIX la denominada **Teoría Cinética**, también llamada cinético-atómica o cinético-molecular por otros autores. Esta teoría está basada en una serie de hipótesis o postulados.

Teoría Cinética: Principios

1. Principio corpuscular:

“Todos los gases están constituidos por un gran número, enorme, de

³Aunque *no* son exactamente lo mismo, consideraremos equivalentes los torricellis a los mmHg. Es decir, 1 torr = 1 mmHg.

partículas⁴ (átomos o moléculas)” .

2. **Principio de dilución:**

“El volumen que ocupan las partículas comparado con el volumen del recipiente es muy pequeño” .

Esto significa que el gas está muy diluido en el recipiente y que entre partícula y partícula sólo existe espacio “vacío” .

3. **Principio del caos molecular o “Stoßzahlansatz”:**

“Las partículas que forman el gas chocan o colisionan aleatoriamente entre sí, de forma *caótica* (desordenada o azarosamente), y contra las paredes del recipiente que las contiene” .

En los choques o colisiones entre partículas y contra las paredes del recipiente *no se pierde energía*, y las velocidades de las partículas son *independientes* de la posición que ocupan en el recipiente y de la velocidad que posean cada partícula por separado (es decir, no hay relación alguna entre las velocidades de cada partícula, ni con la posición que ocupan en el espacio del recipiente).


4. **Principio dinámico de cohesión-dispersión:**

“El movimiento en zig-zag de las partículas, llamado *movimiento térmico*, está causado por fuerzas” .

Estas fuerzas son de dos tipos distintos, pero de igual origen:

- **Fuerzas de atracción o cohesión.** Son las que tienden a unir a las partículas. Su origen es **electrostático** y *cuántico*.
- **Fuerzas de repulsión o dispersión.** Son las que tienden a separar a las partículas. Su origen es también **electrostático** y *cuántico*.

La Teoría Cinética lleva a una interpretación novedosa y “microscópica” de los conceptos “macroscópicos” de temperatura, presión y cambios de estado.

 **Teoría Cinética: consecuencias**

1^a. La temperatura es una medida proporcional a la energía cinética media de las partículas

Como la energía cinética, que se mide como cualquier forma de energía en julios (J), es en términos mecánicos

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

⁴Originariamente se pensaba que nunca se podrían ver al microscopio. Sin embargo, el denominado *movimiento browniano* generado por el movimiento aleatorio de “granos” o “polvo” en suspensión en un fluido , constituyó finalmente una prueba irrefutable de la Teoría Cinética y, en último lugar, de los átomos. Hoy existen métodos diversos para “ver” a las moléculas o partículas cuya existencia proclama la teoría Cinética.

la consecuencia de este postulado es la definición de temperatura *absoluta* por comparación con la energía cinética media de las partículas⁵

$$\langle E_c \rangle = \text{constante} \cdot T = k_B \cdot T$$

en donde T está medida en la llamada escala absoluta. Se define, así, la **escala absoluta** de *temperatura* o **escala Kelvin** en función de la “agitación térmica” o “movimiento térmico” de las partículas según la Teoría Cinética. Las unidades de esta escala son el grado kelvin, o simplemente **kelvin**, y se simboliza por **K**. Nótese que no se le pone el círculo de grado como en la escala Celsius o la Fahrenheit.

El **cero absoluto** de temperatura se define como aquella temperatura en la que el movimiento de las partículas se ha detenido y la energía cinética es cero⁶.

La relación entre la escala Celsius y la escala Kelvin de temperatura viene dada por una ecuación sencilla:

$$\mathbf{T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15} \quad \mathbf{0 K = -273,15^{\circ}C}$$

2^a. La presión es consecuencia de los choques de las partículas en el recipiente.

De hecho, la presión es siempre el cociente entre una fuerza ejercida sobre una superficie, en este caso la fuerza la ejercen las partículas y la superficie es la del contenedor o recipiente del gas. De esta forma:

- Si *disminuye* el volumen, a temperatura constante, *augmenta* la frecuencia de choques y *augmenta* la presión.
- Si *augmenta* el volumen, a temperatura constante, *disminuye* la frecuencia de choques y *disminuye* la presión.
- Si *disminuye* la temperatura, a volumen constante, *disminuyen* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *disminuye* la presión.
- Si *augmenta* la temperatura, a volumen constante, *augmentan* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *augmenta* la presión.

3^a. Al *augmentar* la temperatura, se favorecen los *cambios de estado progresivos*.

⁵El factor de proporcionalidad se llama constante de Boltzman, y aparece también en otra fórmula de la Física Estadística que se encuentra en la lápida del científico que le da nombre y quien la calculó, $S = k_B \ln(W)$. En unidades del Sistema Internacional, $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} JK^{-1}$.

⁶Realmente, el cero absoluto es inalcanzable, por mucho que nos gusten los dibujos animados o cómics de *Los Caballeros del Zodiaco*, y ataques como el Polvo de Diamantes, debido a los fundamentos de la Teoría Cuántica. Una definición más precisa de “cero absoluto” sería la de aquella temperatura a la cual la energía cinética media de las partículas alcanza un valor mínimo.

La razón es que al *aumentar* la energía cinética media, las partículas tienen *mayor movilidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas hace que **pierdan rigidez y cohesión**.

4^a. Al *aumentar* la presión, se favorecen los *cambios de estado regresivos*.

La razón es que al *aumentar* la presión se está aumentando la fuerza con la que se mantienen cohesionadas o unidas las partículas, que tienen *mayor acercamiento o proximidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas será **mayor** al aumentar el número de choques.

5. LEYES PONDERALES DE LOS GASES

■ Ley de Boyle-Mariotte:

“A temperatura constante, el producto de presión y volumen de un gas es constante.”

Esto significa que si la temperatura se mantiene constante en un gas, su presión y volumen son *inversamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \leftrightarrow P_1V_1 = P_2V_2$$

■ Ley de Charles:

“A presión constante, el cociente entre volumen y temperatura de un gas es constante.”

Esto significa que si la presión se mantiene constante en un gas, su volumen y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$P = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V}{T} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

■ Ley de Gay-Lussac:

“A volumen constante, el cociente entre presión y temperatura de un gas es constante.”

Esto significa que si el volumen se mantiene constante en un gas, su presión y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

$$V = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P}{T} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley general o combinada de los gases:

“En cualquier gas, el producto de la presión por el volumen, dividido por su temperatura, es constante.”

Matemáticamente, esto significa que aunque varíen la presión, volumen y temperatura de un gas, una *combinación* adecuada de estas tres magnitudes se mantiene *constante*. Matemáticamente, la ley combinada dice que:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

FORMULARIO

Densidad ☺

$$d = \frac{m}{V} \quad d_{\text{agua}} = 1 \frac{kg}{dm^3} = 1 \frac{g}{cm^3} = 1000 \frac{kg}{m^3} = 1000 \frac{g}{dm^3}$$

Cambios de escalas de temperatura ☺

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

$$T(^{\circ}C) = \frac{5}{9} (T(^{\circ}F) - 32)$$

También puede usarse la relación entre los termómetros de Fahrenheit y Celsius:

$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180}$$

Ley de Boyle-Mariotte ☺

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \leftrightarrow P_1V_1 = P_2V_2$$

Ley de Charles ☺

$$P = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V}{T} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ley de Gay-Lussac ☺

$$V = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P}{T} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley general o combinada de los gases ☺

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Calor Q transferido por cambio de fase ☺

$$Q = mL$$

L es en esta fórmula el *calor latente* para el cambio de fase que estemos considerando, y se mide en $\frac{J}{kg}$.