

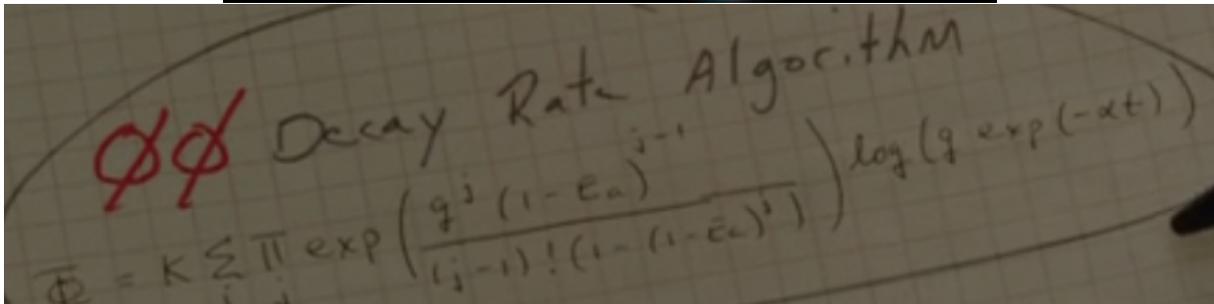
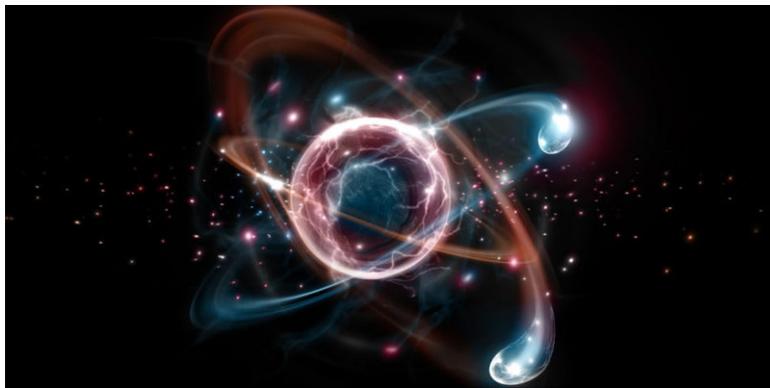
SISTEMAS MATERIALES: SÍNTESIS DEL TEMA

The Strange Doctor



Resumen

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



Índice

1. MATERIA Y SUSTANCIA	3
2. MASA, VOLUMEN Y DENSIDAD	3
3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA	4
4. TEORÍA CINÉTICA Y TEMPERATURA	7
5. LEYES PONDERALES DE LOS GASES	10
A. FORMULARIO	13

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* (m^3).

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:

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



Densidad

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

Calor latente

$$Q = mL$$

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:

Presión

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

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**). En el mundo anglosajón se usan las PSI (Pounds per Squared Inch, libras por pulgada cuadrado). Las equivalencias entre alguna de estas unidades son las siguientes:

Unidades de presión

$$\begin{aligned} 1 Pa &= 10^{-5} \text{bar} = 0,00001 \text{bar} \\ 1 Pa &= 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{atm} \\ 1 \text{atm} &= 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{mmHg} \\ 1 \text{b} &= 1000 \text{mb} = 10^5 Pa = 0,98692 \text{atm} \\ 1 \text{atm} &= 1013 \text{mb} = 101325 Pa = 760 \text{torr} \approx 760 \text{mmHg} \end{aligned}$$

Un cuadro resumen visual:

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

	Pa	bar	atm	torr	psi
Pa	1	0.00001	$9.8692 \cdot 10^{-6}$	0.007506	0.0001450377
bar	100000	1	0.98692	750.06	14.50377
atm	101325	1.01325	1	760	14.69594
torr	133.322	0.00133322	0.00131579	1	0.01933672
psi	6894.757	0.06894757	0.068046	51.7151	1

Pa: Pascal = Newtons per square meter.
 bar: Bar = 10^5 Pascal.
 atm: Atmosphere = 760 torr = 760 millimeters of mercury at 0°C.
 torr: Torr = 1 millimeter of mercury at 0°C.
 psi: Psi = Pounds per square inches.

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.

Si se quiere cambiar de temperatura, la materia dependiendo de su tipo específico cambia de temperatura de forma diferente. Hay dos expresiones matemáticas para el calor desprendido o absorbido en un cambio de temperatura.

Calor transferido en cambio de temperatura.

$$Q = mc_e \Delta T = C \Delta T.$$

y donde c_e es el denominado calor específico de cambio de temperatura (unidades $Jkg^{-1}K^{-1}$), y C la llamada capacidad calorífica de la sustancia (unidades J/K). $\Delta T = T_2 - T_1 = T_f - T_0$ es la diferencia de temperatura, final menos inicial. Para subir de temperatura, se absorbe energía $Q > 0$, para descender de temperatura se desprende energía $Q < 0$. La equivalencia entre calor y energía transferida corresponde a una equivalencia mecánica del calor $1cal = 4,186J$. Se tiene la relación $C = mc_e$.

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.



1. Principio corpuscular o atómico-molecular:

“Todos los gases están constituidos por un gran número, enorme, de partículas⁴ (átomos o moléculas)” .

2. Principio de dilución molecular:

“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 molecular:

“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.

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.



Temperatura como energía.

1ª. La temperatura absoluta 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

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

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

Ecuación de la energía cinética no relativista

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

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:

Escalas de temperatura

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

Presión como choques moleculares.

2ª. 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, *aumenta* la frecuencia de choques y *aumenta* la presión.
- Si *aumenta* 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.

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 Zodíaco*, 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.

- Si *aumenta* la temperatura, a volumen constante, *aumentan* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *aumenta* la presión.

Cambios de estado y condiciones favorables(I)

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

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**.

Cambios de estado y condiciones favorables(II)

4ª. 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:

Ley de Boyle-Mariotte

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

▪ 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:

Ley de Charles

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

▪ 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:

Ley de Gay-Lussac

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

- **Ley de Avogadro:**

“En cualquier gas ideal, a presión y temperatura constantes, el cociente del volumen y el número de partículas (o de moles) del gas es constante.”

Matemáticamente, esto significa que en unas condiciones fijas de presión y temperatura del gas, volúmenes iguales de gases ideales (aunque fueran diferentes), contienen el mismo número de partículas (o de moles).

Ley de Avogadro

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{V}{N} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{N_2}$$

- **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:

Ley general o de Clapeyron

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

- **Ecuación de estado del gas ideal:**

“En cualquier gas ideal, el producto de la presión por el volumen es igual al producto del número de moles por la constante de los gases ideales y la temperatura absoluta.”

Además, hay una relación profunda entre la constante de los gases y el número de Avogadro. El número de Avogadro es una constante fundamental o básica de la Naturaleza que nos dice el número de partículas elementales por mol de sustancia, definiendo el mol como la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades como átomos en 12 gramos de carbono-12, o bien definiendo exactamente el número de Avogadro como el factor de conversión entre el número de partículas y el mol o cantidad de sustancia:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{partículas} \times \text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{J/Kmol} = 0,082 \text{atmL/Kmol} = k_B N_A$$

Matemáticamente,

Ecuación del gas ideal

$$PV = nRT$$

$$PV = Nk_B T$$

$$R = N_A k_B$$

Para estas relaciones matemáticas se tiene que $N = nN_A$, y $R = N_A k_B$ para una total identidad. Se llaman condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura (P,T) a la situación concreta que se produce cuando $P = 1 \text{atm}$ y $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$. Se llaman condiciones estándar (c.e.) de

presión y temperatura, a la situación que se produce cuando $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25^\circ\text{C} = 298\text{K}$. En situaciones no normales o no estándar, se usa la ecuación de estado anterior. Para condiciones normales, se puede saber que 1 mol ocupa unos 22.4L; en condiciones estándar, se puede usar también la ecuación de estado del gas ideal para deducir que 1 mol de gas ideal en condiciones estándar ocupan 24.4L.

Gases no ideales, que no satisfacen las condiciones de la teoría cinética totalmente, cumplen ecuaciones de estado diferentes a la del gas ideal. Dos ejemplos de ecuaciones de estado no ideales:

- Ecuación de Van der Waals:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

- Gas de Chaplygin (ρ es la densidad del gas):

$$P = \frac{k}{\rho}$$

Otras dos ecuaciones de los gases ideales son la denominada Ley de Graham y la ley de Dalton de las presiones parciales.

Ley de Graham:

“En cualquier gas ideal no relativista, el cociente de velocidades de las partículas del gas es inversamente proporcional a las masas de las partículas constituyentes del gas, o equivalentemente, el producto de la velocidad y la raíz cuadrada de las masas de las partículas (o el producto del cuadrado de la velocidad y la masa) es constante si la temperatura y la presión es constante.”

Las masas son molares en general en la expresión matemática de esta ley que explica la difusión de un gas en otro, y la efusión de los gases por aberturas y orificios. Matemáticamente,

Ley de Graham

$$v^2 m = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

$$v\sqrt{m} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

Ley de Dalton:

En una mezcla de gases, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales. Matemáticamente:

Ley de Dalton

$$P_{Total} = \sum_i^n P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

A. FORMULARIO

Densidad 😊

$$d = \frac{m}{V}$$

Densidad del agua

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

Cambios de escalas de temperatura 😊

Cambios de escala

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$
$$T(^{\circ}C) = \frac{5}{9} (T(^{\circ}F) - 32)$$

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

Otras relaciones

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

Ley de Boyle-Mariotte 😊

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \leftrightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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 de Avogadro

$$P, T = \text{constantes} \leftrightarrow \frac{V}{N} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{N_2}$$
$$P, T = \text{constantes} \leftrightarrow \frac{V}{n} = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ley general o combinada de los gases, de Clapeyron 😊

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

Ecuación de estado del gas ideal 😊

$$PV = nRT$$

$$PV = Nk_B T$$

Calor latente o transferido por cambio de estado

$$Q = mL.$$

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

Calor transferido en cambio de temperatura.

$$Q = mc_e \Delta T = C \Delta T.$$

Gas Law Calculations

Boyle's Law
 $P_1V_1 = P_2V_2$

Charles' Law
 $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Gay-Lussac
 $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

Combined
 $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

Density
 $\frac{P_1}{T_1D_1} = \frac{P_2}{T_2D_2}$

Bernoulli's Principle
Fast moving fluids... create low pressure

Avogadro's Law
Add or remove gas

Manometer
Big = small + height

Ideal Gas Law
 $PV = nRT$

Graham's Law
 $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$
diffusion vs. effusion

Dalton's Law Partial Pressures
 $P_T = P_A + P_B$

1 atm = 760 mm Hg = 101.3 kPa
R = 0.0821 L atm / mol K

La ley de Graham indica que la velocidad de las partículas que forman un gas ideal no relativista es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de las masas de las partículas. La ley de Dalton señala que en una mezcla de gases ideales, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada gas. Así pues, el total de leyes de los gases es:

- Ley de Boyle-Mariotte.
- Ley de Charles.
- Ley de Gay-Lussac.
- Ley de Avogadro.
- Ley de Graham.
- Ley de Dalton.
- Ley de Clapeyron.
- Ecuación del gas ideal.
- Ecuaciones de gases no ideales (Van del Waals, Claplygin,...)

GAS LAWS

AS EASY AS ABCD!



Avogadro's Law:

$$V = an, \text{ or } \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Boyle's Law:

$$PV = k, \text{ or } P_1V_1 = P_2V_2$$

Charles' Law:

$$V = bT, \text{ or } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Dalton's Law:

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

IDEAL GAS LAW:

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Conversion Factors

- 1 atm
- = 760 mm Hg
- = 760 torr
- = 101325 Pa
- = 101.325 kPa
- = 1.01325 bar
- = 29.92 in Hg
- = 14.7 lb/in²
- = 101325 N/m²
- = pressure at sea level

cationdesigns.blogspot.com

Algunas imágenes de pinterest:

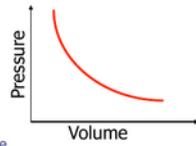
Gas Laws

1662 – Boyle's Law

For a given *constant temperature*

$$p \propto \frac{1}{V}$$

$PV = \text{constant}$
 p – absolute pressure



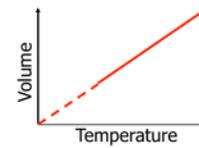
An air piston has a volume of 0.3 ft³ pressure 0 psig. The piston slowly compresses the air (temperature = constant) to a volume of 0.15 ft³. What is the final pressure? ($p_{\text{atm}} = 14.7$ psi).

Gas Laws

1787 – Charles's Law

For a given *constant pressure*

$$V \propto T \quad \frac{V}{T} = \text{constant}$$



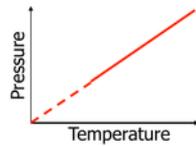
An air piston has a volume of 0.5 m³ and a temperature of 20°C. The temperature is increased to 40°C under constant pressure. What is the final volume?

Gas Laws

1802 – Gay-Lussac's Law

For a given *constant volume*

$$p \propto T \quad \frac{p}{T} = \text{constant}$$



Tires are filled to a pressure of 200 kPa(g) (29 psig) at 10°C. After a drive of 100 km, the temperature in the tires is 40°C (constant volume). Assume a constant volume. What is the final pressure in the tires? ($p_{\text{atm}} = 101$ kPa).

Ideal Gas Law

Combine Boyle's, Charles's and Gay Lussac's Laws

$$pV \propto T$$

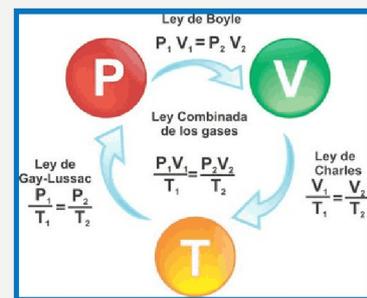
Also need to incorporate the amount of gas present, or the mass.

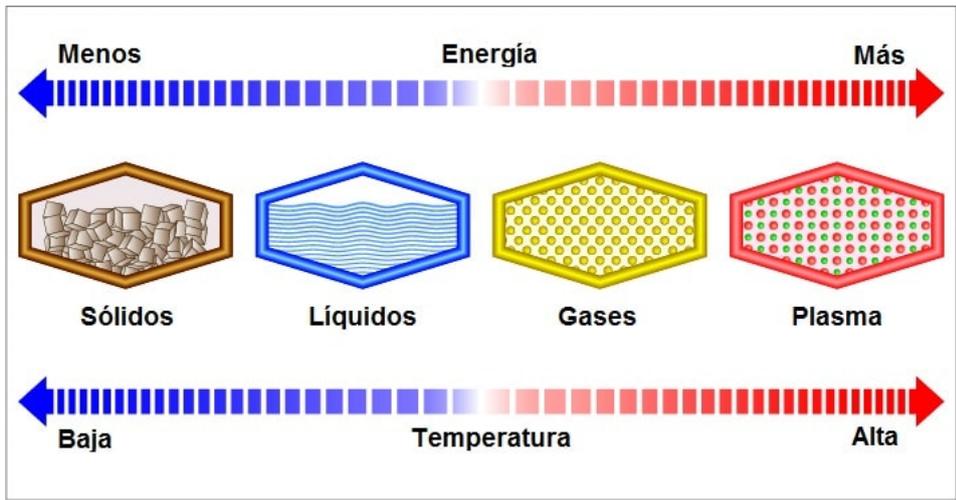
$$pV \propto mT \quad pV = CmT$$

- The proportionality constant, C, varies for different gases.
- The proportionality constant is the same for all gases if we express the amount of gas in terms of moles instead of in mass.

¿QUÉ SON LOS GASES IDEALES?

- Los gases ideales es una simplificación de los gases reales que se realiza para estudiarlos de manera más sencilla. En sí es un gas hipotético que considera: (1)
 - Formado por partículas puntuales sin efectos electromagnéticos.
 - Las colisiones entre las moléculas y entre las moléculas y las paredes es de tipo elástica, es decir, se conserva el momento y la energía cinética.
 - La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura.
 - Los gases se aproximan a un gas ideal cuando son un gas mono atómico, está a presión y temperatura ambiente.
- La ecuación del gas ideal se basa condensa la ley de Boyle, la de Gay-Lussac, la de Charles y la ley de Avogadro.





ESTADOS DE LA MATERIA

SOLIDO



Cubo de hielo

1. Tiene su propia forma
2. Tiene volumen
3. Tiene masa

LIQUIDO



Gota de agua

1. Toma la forma de su contenedor
2. Tiene volumen
3. Tiene masa



Nubes

1. No tiene su propia forma
2. NO tiene volumen
3. Tiene masa



Cubo de hielo



bola



hueso



roca



lata

SOLIDO



lapiz



mesa



bicicleta



guitarra



silla

ESTADOS DE LA MATERIA



Gota de agua



Chocolate caliente



Lluvia



Agua



aire



globo



nubes



leche

LIQUIDO



Jugo de naranja



sopa



Zarzaparrilla

GASEOSO



vapor



viento



Globo de aire

ESTADOS DE LA MATERIA

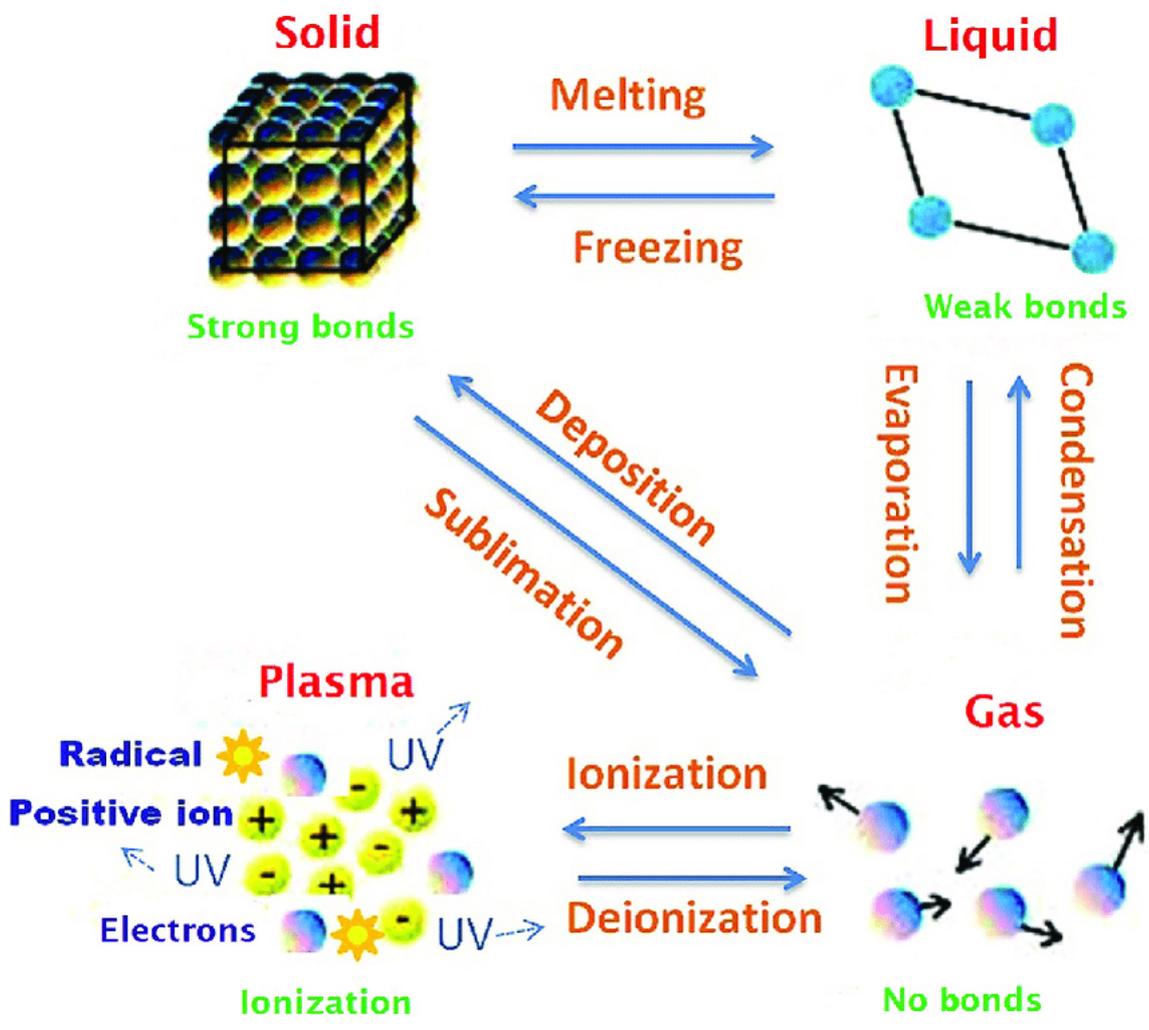
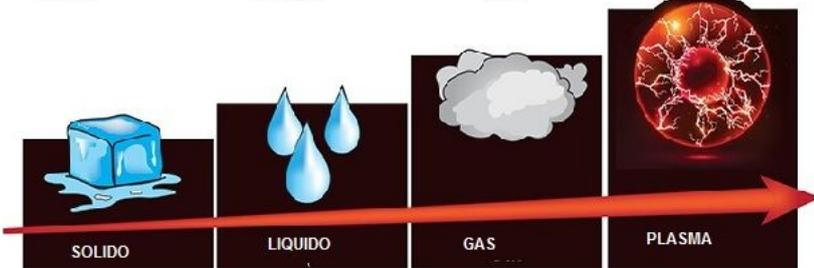
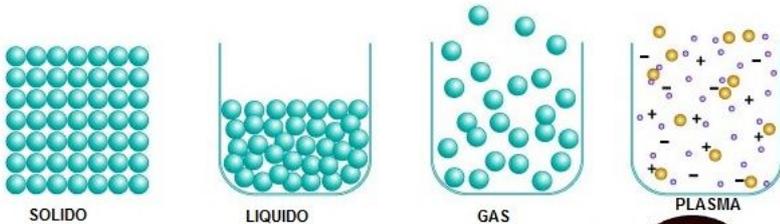


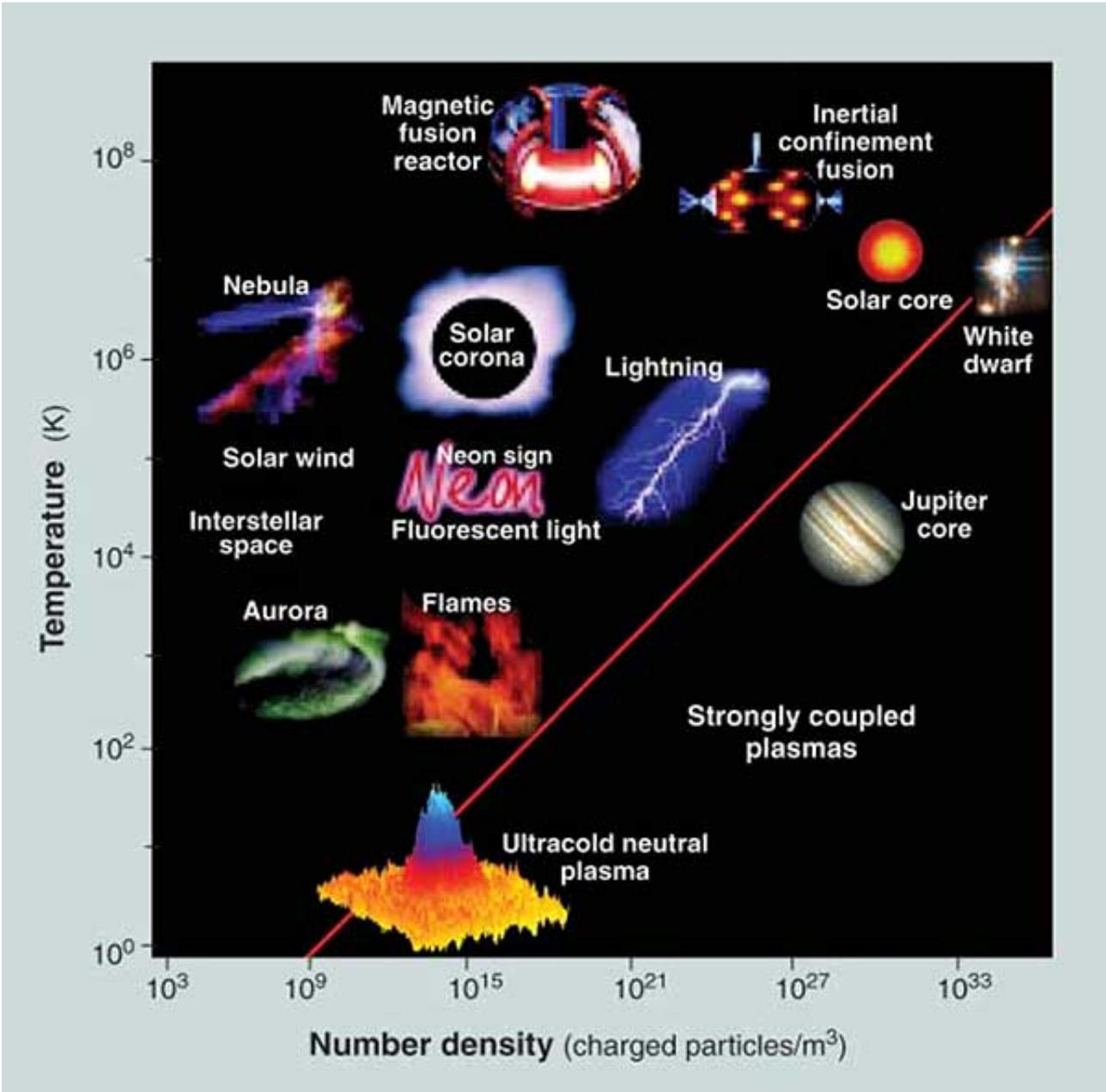
piscina

ESTADOS DE LA MATERIA

ESTADOS DE LA MATERIA

BAJA ← TEMPERATURA O ENERGÍA → ALTA





The new S.I. is the system
in which:

1st. $\Delta f_{\text{Cs-133}} = 9192631770 \text{ Hz}$

2nd. $c = 299792458 \text{ m s}^{-1}$

3rd. $e = 1.602176634 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

4th. $k_B = 1.380649 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

5th. $N_A = 6.02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

6th. $K_a = 683 \text{ lm W}^{-1} (f = 540 \text{ THz})$

7th. $h = 6.62607015 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Reference: SI Brand Book at
www.bipm.org 

Planck constant values through time

(From <https://physics.nist.gov/cuu/Constants/>)

Age/Year h value (10^{-34} J·s or 10^{-34} J·Hz⁻¹)

1969 $6.626186(57) = 6.626186 \pm 0.000057$

1973 $6.626176(36) = 6.626176 \pm 0.000036$

1986 $6.6260755(40) =$
 $= 6.6260755 \pm 0.000040$

1998 $6.62606876(52)$

2002 $6.6260693(11)$

2006 $6.62606896(33)$

2010 $6.6260606957(29)$

2014 $6.626070040(81)$

2018 $h = 6.62607015$ (exact!)

[2019, new S.I.] Next adjustment CODATA 2022

Q: Planck constant could be readjusted!??

Stranger
Things
with
h



