

# Física y Química 2° ESO

The Strange Doctor

Multiverse of Madness

Аннотация

Resumen con  $\text{\LaTeX}$  en español de contenidos previos para la Física y Química de 2° ESO: estados de agregación.



# Índice

<b>1</b>	<b>Estados de agregación de la materia</b>	<b>3</b>
<b>2</b>	<b>Forma y volumen</b>	<b>3</b>
<b>3</b>	<b>Teoría cinético-molecular</b>	<b>6</b>
<b>4</b>	<b>LEYES PONDERALES DE LOS GASES(ampliación)</b>	<b>9</b>
<b>A</b>	<b>FORMULARIO</b>	<b>12</b>
<b>B</b>	<b>Diagramas de cambio de estado o transición de fase</b>	<b>15</b>

# 1 Estados de agregación de la materia

La materia se presenta en diferentes formas denominadas estados de agregación o estados de la materia

## Estados básicos de la materia

La materia se presenta en 3 (4) estados básicos de la materia: sólido, líquido, gas (y plasma).

La materia se puede presentar, pues principalmente<sup>1</sup>, en tres estados de agregación: sólido, líquido y gas<sup>2</sup>.

## 2 Forma y volumen

En condiciones “normales” de presión y temperatura, podemos decir que la forma de un sólido es aproximadamente constante, independientemente de dónde se ubiquen. Los líquidos y gases adaptan su forma a la del recipiente que los contiene. Son *fluidos*. Por tanto, un líquido o un gas (también un plasma y otros estados) no tienen forma ni volumen propios.

Fluir es la capacidad de moverse de un lugar a otro y adaptarse a la forma del recipiente que les contiene. Los líquidos y gases son fluidos. Además, los líquidos y gases se pueden comprimir (los gases más que los líquidos). Los sólidos apenas pueden comprimirse (aunque “pueden”). Además, los fluidos tienen la capacidad para difundirse. La **difusión** es el fenómeno que tiene lugar cuando una sustancia se entremezcla con otra y puede pasar a través de orificios. Los líquidos y gases pueden difundirse. En sólidos, la difusión es lenta, prácticamente inexistente.

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

---

<sup>1</sup>Existen 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.

<sup>2</sup>A 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 torricelli <sup>3</sup>(**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

$$1 Pa = 10^{-5} \text{bar} = 0,00001 \text{bar}$$

$$1 Pa = 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{atm}$$

$$1 \text{atm} = 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{mmHg}$$

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

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

Un cuadro resumen visual:

<sup>3</sup>Aunque *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  $C = mc_e$ .

### 3 Teoría cinético-molecular

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 partículas<sup>4</sup> (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.

---

<sup>4</sup>Originariamente 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

$$E_c = \frac{1}{2} m \overline{v^2}$$

la consecuencia de este postulado es la definición de temperatura *absoluta* por comparación con la energía cinética media de las partículas<sup>5</sup>

### Ecuación de la energía cinética no relativista

$$\langle E_c \rangle = \text{constante} \cdot T = \frac{3}{2} k_B \cdot T$$

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 cero<sup>6</sup>.

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

<sup>5</sup>El 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,  $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} JK^{-1}$ .

<sup>6</sup>Realmente, 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.



### 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. Durante un cambio de estado (también llamado transición de fase), la temperatura (o presión) no cambia. Para representar los estados de agregación en diferentes fases se usan las llamadas gráficas de cambio de estado o transición de fase.

## 4 LEYES PONDERALES DE LOS GASES(ampliación)

- **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

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

- **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 ( $\rho$  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 😊

$$d = \frac{m}{V} \quad (1)$$

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

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

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

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

Otras relaciones

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

Ley de Boyle-Mariotte 😊

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

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 😊

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

Ley de Avogadro

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

### Ley general o combinada de los gases, 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 😊

$$PV = nRT$$

$$PV = Nk_B T$$

### 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

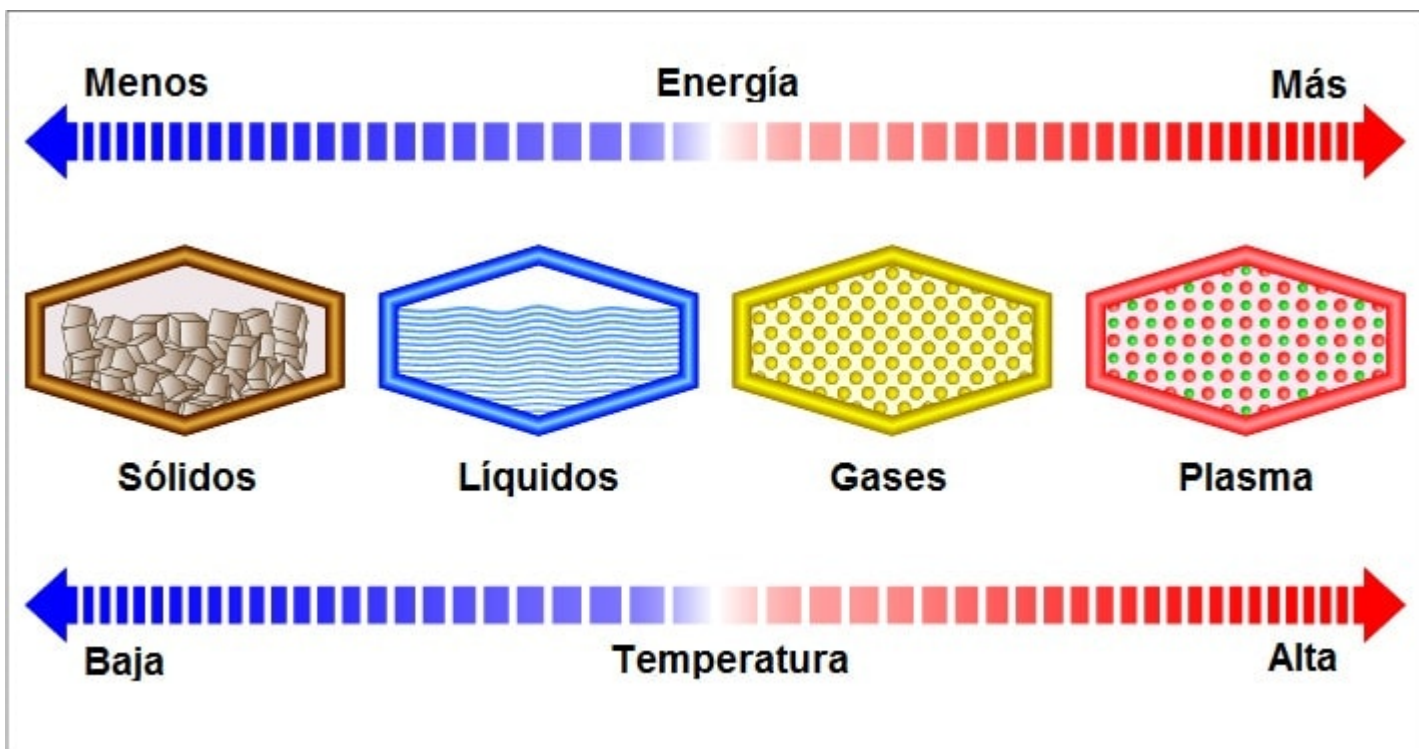
**Dalton's Law Partial Pressures**  
 $P_T = P_A + P_B$

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,...)

## B Diagramas de cambio de estado o transición de fase



### ESTADOS DE LA MATERIA

SOLIDO	LIQUIDO	GASEOSO
 Cubo de hielo 1. Tiene su propia forma 2. Tiene volumen 3. Tiene masa	 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  
 lata  
 lapiz  
 mesa

 bola  
 **SOLIDO**  
 bicicleta  
 ESTADOS DE LA MATERIA

 hueso  
 roca  
 guitarra  
 silla

 Gota de agua  
 leche  
 piscina

 **LIQUIDO**  
 Chocolate caliente  
 Jugo de naranja  
 ESTADOS DE LA MATERIA

 Lluvia  
 Agua  
 sopa  
 Zarzaparrilla

 aire  
 vapor

 **GASEOSO**  
 ESTADOS DE LA MATERIA

 globo  
 viento  
 Globo de aire



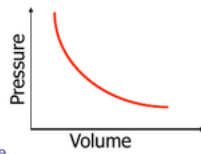
**Gas Laws**

**1662 – Boyle's Law**

For a given *constant* temperature

$$p \propto \frac{1}{V} \quad PV = \text{constant}$$

$p$  – absolute pressure



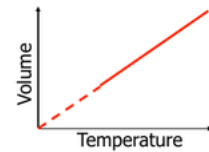
An air piston has a volume of 0.3 ft<sup>3</sup> pressure 0 psig. The piston slowly compresses the air (temperature = constant) to a volume of 0.15 ft<sup>3</sup>. What is the final pressure? ( $p_{\text{atm}} = 14.7$  psi).

**Gas Laws**

**1787 – Charles's Law**

For a given *constant* pressure

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



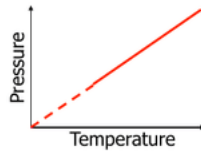
An air piston has a volume of 0.5 m<sup>3</sup> and a temperature of 20°C. The temperature is increased to 40°C under constant pressure. What is the final volume?

**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.

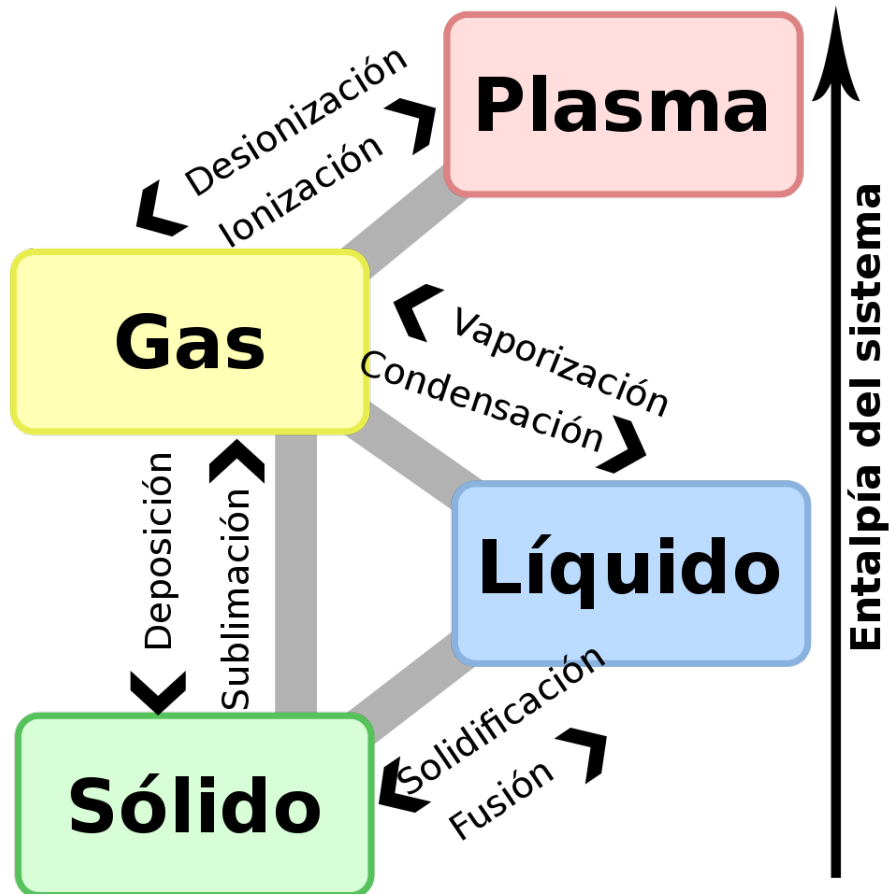
$$pV \propto mT \quad pV = CmT$$

- 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.

**Phase transitions of matter (V · T · E)**

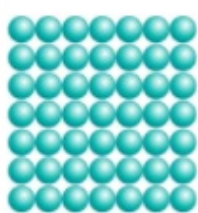
		To			
		Solid	Liquid	Gas	Plasma
From	Solid		Melting	Sublimation	
	Liquid	Freezing		Vaporization	
	Gas	Deposition	Condensation		Ionization
	Plasma			Recombination	





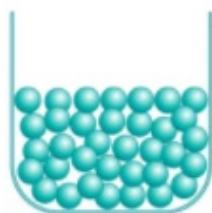
## Los Estados de la Materia

incremento de energía →



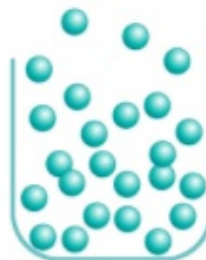
**sólido**

Tienen forma propia y ocupan un volumen determinado. En los sólidos las partículas están muy cerca y ordenadas, casi no tienen lugar para moverse, solo vibran. Los sólidos no se pueden comprimir, si se los presiona no cambian su forma.



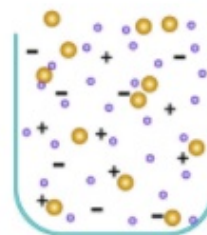
**líquido**

No tienen forma propia, adquieren la forma del recipiente que los contiene. Tienen volumen propio, ocupan un espacio limitado. Las partículas están desordenadas y pueden desplazarse unas sobre otras. Ante la presión, se pueden comprimir más que los sólidos.



**gaseoso**

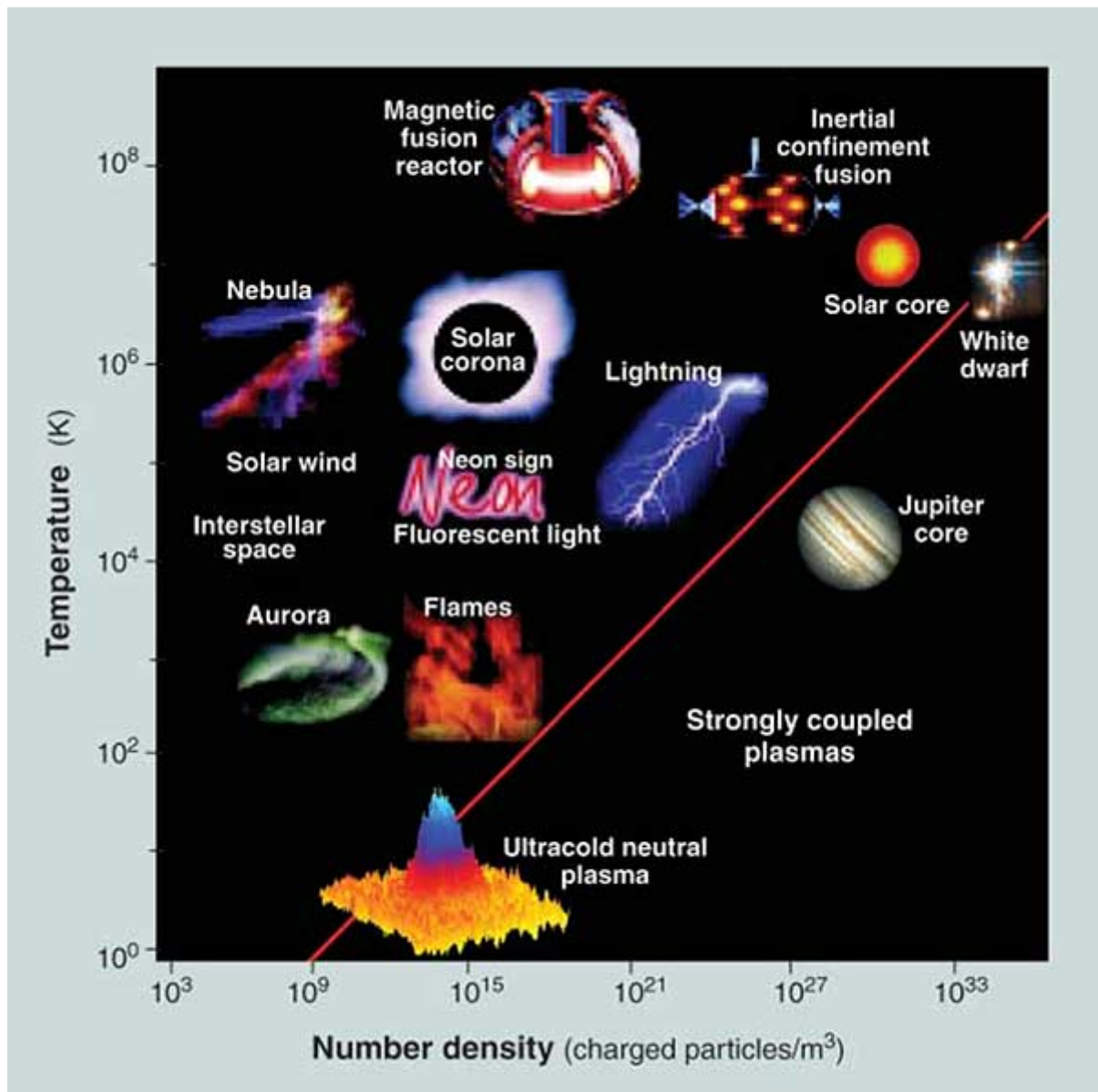
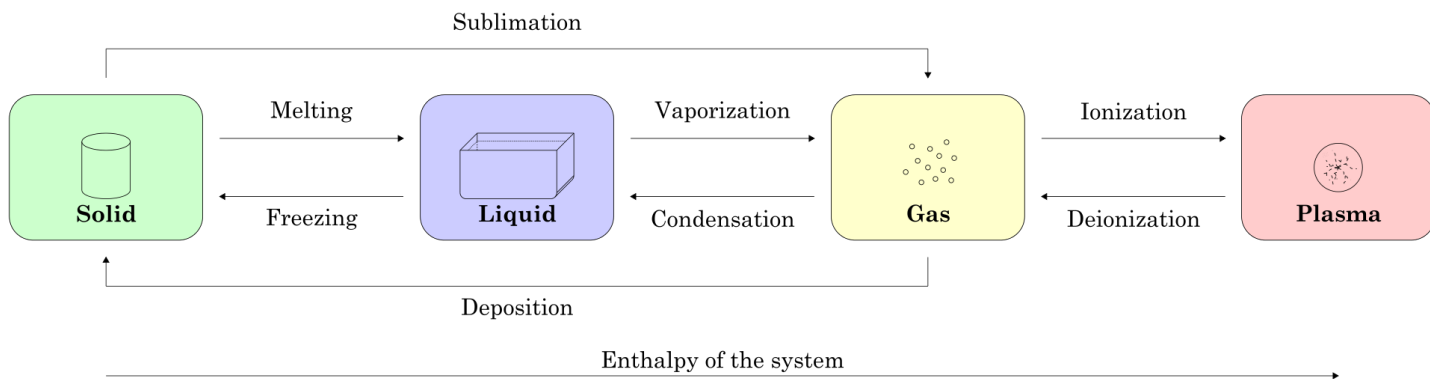
No tienen volumen ni forma propios. Adquieren la forma del recipiente que los contiene y ocupan todo el espacio posible. En los gases las partículas que los conforman están muy distanciadas entre sí, en forma desorganizada. Se mueven a gran velocidad en todas direcciones. Los gases se comprimen con mucha más facilidad que los líquidos.



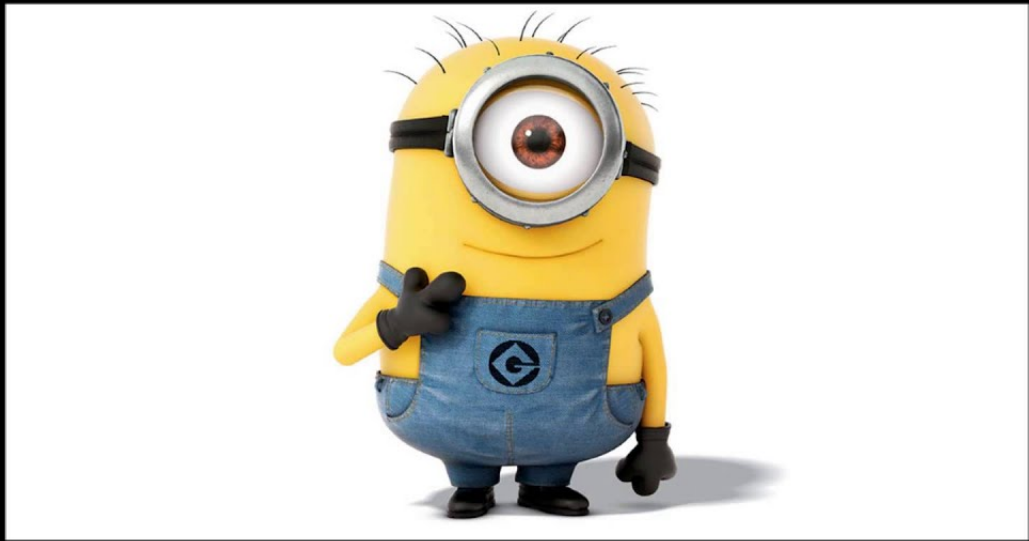
**plasma**

El plasma es reconocido como el cuarto estado de la materia. Es un gas al cual se le ha dado energía. Llega un punto en el que algunos electrones se liberan de los átomos que forman el gas. Siguen conviviendo, tanto los electrones liberados como los átomos, convertidos en iones.

A la deposición se le llama también sublimación inversa. A la desionización se le llama también recombinación.



Los plasmas pueden clasificarse por la densidad del número de partículas que presentan. La entalpía  $H$  es una función de estado relacionada con la energía interna  $U$ , la presión  $P$  y el volumen  $V$ , de forma que  $H = U + PV$ .



Планета есть колыбель разума, но нельзя вечно жить в колыбели.

Doctor Who?

ϺΔΞΘΣΠΧΚΙΟ

$$|\Psi\rangle = \frac{1}{\sqrt{2}} (|\heartsuit\heartsuit\rangle + |\spadesuit\spadesuit\rangle) \quad \oint_{\partial\Sigma} \Theta = \int_{\Sigma} d\Theta$$

