

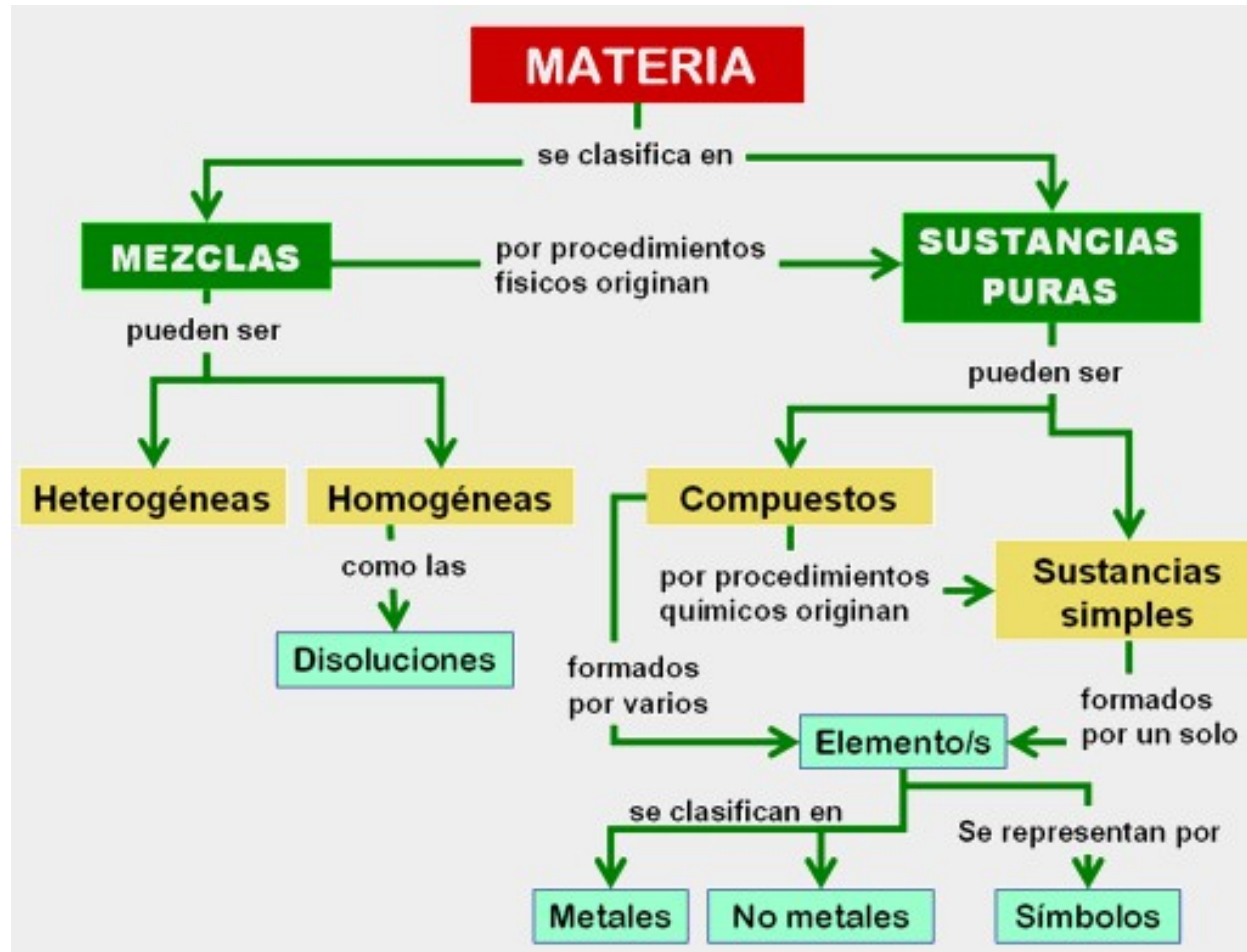
Aspectos cuantitativos de la Química

LEYES PONDERALES Y CONCEPTOS BÁSICOS

PARTE I

Física y Química

Clasificación de la materia



Leyes ponderales



Las que rigen las combinaciones químicas. Fueron obtenidas mediante cuidadosos experimentos para medir la **masa** que interviene en las reacciones químicas

Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier

La materia ni se crea ni se destruye, únicamente se transforma. Es decir, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

Cuando dos o más elementos se combinan químicamente para formar un compuesto, siempre lo hacen en una relación de masas constante.

Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton

Si una cantidad (a) fija de un elemento A se combina con cantidades fijas (b_1 y b_2) de otro elemento B para dar dos compuestos diferentes X e Y, la relación en que se encuentran las cantidades b_1 y b_2 es la de números enteros sencillos.



Ejercicios



- 1 El hidrógeno y el oxígeno reaccionan en una proporción de 1:8 para formar agua. ¿qué cantidad de agua se formará al hacer reaccionar 2 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno?

- 2 Si la relación de combinación entre carbono y el oxígeno para dar dióxido de carbono es 3:8, indica:

a) La cantidad de dióxido de carbono que se formará cuando pretendamos hacer reaccionar 20 g de carbono con 30 g de oxígeno.

b) Si se cumple o no la ley de conservación de la masa. Explícalo.

- 3 Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para dar 17,5 g de un compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si reaccionan 10 g de A con 10 g de B?

Sol: reaccionan 3,67 g de A con 10 g de B y se forman 13,67 g del compuesto

Ejercicios



- 4 Se combinan 20,00 g de plomo con 3,088 g de oxígeno para obtener un óxido de plomo. En condiciones diferentes, 20,00 g de plomo se combinan con 1,544 g de oxígeno para obtener otro óxido de plomo distinto. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones múltiples.

- 5 Siempre que el oxígeno y el hidrógeno reaccionan en condiciones normales se obtiene agua; pero en condiciones extremas, sometidos a una fuerte descarga eléctrica, se puede obtener sin dificultad agua oxigenada. La primera contiene 11,2 % de hidrógeno, mientras que la segunda contiene 5,93 % de hidrógeno. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples
- 6 En el cloruro de cesio, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 g de cloro por cada 7,5 g de cesio. ¿Cuántos g de cada elemento hay en 50 g de cloruro de cesio?

Ejercicios



- 4 Se combinan 20,00 g de plomo con 3,088 g de oxígeno para obtener un óxido de plomo. En condiciones diferentes, 20,00 g de plomo se combinan con 1,544 g de oxígeno para obtener otro óxido de plomo distinto. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones múltiples.

	<u>m plomo</u>	<u>m oxígeno</u>		
1 ^{er} óxido:	20,00 g	3,088 g	1,544 : 3,088	Dividiendo ambas cantidades por la menor, resulta:
2 ^{er} óxido:	20,00 g	1,544 g	1 : 2	Así la relación de masas en las que se halla unido el oxígeno al plomo en los dos óxidos es 1:2, y por tanto sus fórmulas serán PbO y PbO ₂

fijada la cantidad de un elemento se comprueba si las cantidades del otro guardan una relación de números enteros sencillos

- 5 Siempre que el oxígeno y el hidrógeno reaccionan en condiciones normales se obtiene agua; pero en condiciones extremas, sometidos a una fuerte descarga eléctrica, se puede obtener sin dificultad agua oxigenada. La primera contiene 11,2 % de hidrógeno, mientras que la segunda contiene 5,93 % de hidrógeno. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples
- 6 En el cloruro de cesio, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 g de cloro por cada 7,5 g de cesio. ¿Cuántos g de cada elemento hay en 50 g de cloruro de cesio?

Teoría atómica de Dalton



Postulados:

- Los elementos están formados por átomos, partículas muy pequeñas indivisibles e indestructibles
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre si en masa y propiedades y distintos a los de otro elemento
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de diferentes elementos en una relación numérica sencilla.
- En las transformaciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solo se reorganizan.



Que justificaban las leyes ponderales!



Hoy esta teoría esta ampliamente superada

- Los átomos son divisibles, contienen protones, neutrones y electrones
- Dalton no diferenciaba entre moléculas y átomos
- Existen isótopos (no todos los átomos de un elemento tienen la misma masa)
- Lo que marca realmente las propiedades de los elementos es su número atómico

Leyes volumétricas



👉 Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac)

Los volúmenes de gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, que reaccionan entre si o que se producen en una reacción química, están en una relación de números enteros sencillos

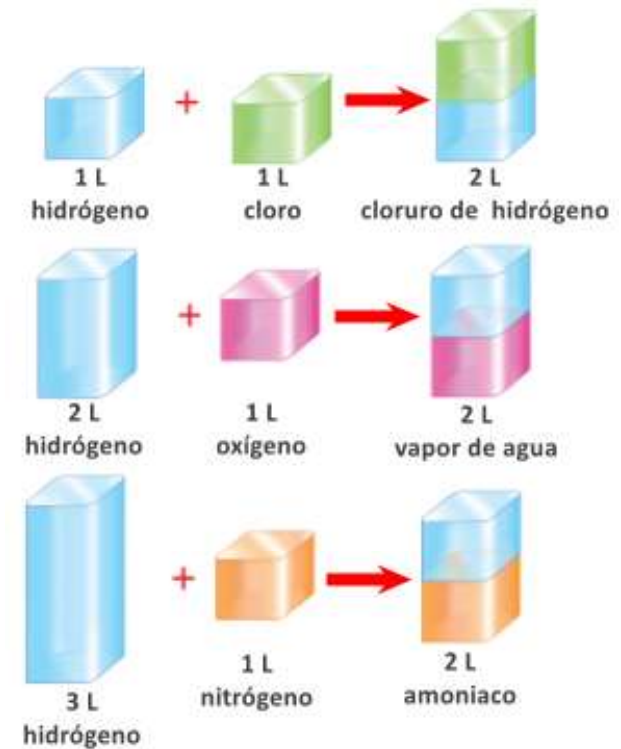
Incompatible con la teoría de Dalton

👉 Hipótesis de Avogadro

Propone que las últimas partículas que forman los gases no son átomos, son moléculas (agrupaciones de átomos de composición fija; H_2 , O_2 , Cl_2 ,...). Su hipótesis hoy es una Ley

Volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas

Incompatible con la Teoría de Dalton pero explica los experimentos de Gay-Lussac



Ejercicio



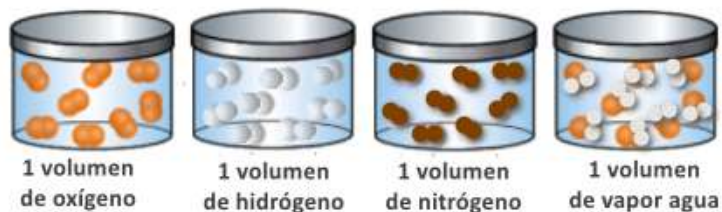
En el mismo volumen hay el mismo número de moléculas, aunque tengamos distintos gases.



Sabemos que 1 L de H_2 reacciona con 0,5 L de O_2 para formar 1 L de vapor de agua. Si disponemos de 3 L de hidrógeno y 7 L de oxígeno, razona qué afirmación es la correcta:

- Los 3 L de H_2 reaccionan con los 7 L de O_2 , dando 10 L de vapor de agua.
- No se producirá reacción alguna.
- Los 3 L de H_2 reaccionan con 1 L de O_2 para dar 4 L de agua más 6 L de O_2 sobrante.
- Los 3 L de H_2 reaccionan con 1,5 L de O_2 para dar 3 L de H_2O (g) más 5,5 L de O_2 sobrante.

Ejercicio



En el mismo volumen hay el mismo número de moléculas, aunque tengamos distintos gases.



Sabemos que 1 L de H_2 reacciona con 0,5 L de O_2 para formar 1 L de vapor de agua. Si disponemos de 3 L de hidrógeno y 7 L de oxígeno, razona qué afirmación es la correcta:

- Los 3 L de H_2 reaccionan con los 7 L de O_2 , dando 10 L de vapor de agua.
- No se producirá reacción alguna.
- Los 3 L de H_2 reaccionan con 1 L de O_2 para dar 4 L de agua más 6 L de O_2 sobrante.
- Los 3 L de H_2 reaccionan con 1,5 L de O_2 para dar 3 L de H_2O (g) más 5,5 L de O_2 sobrante.

De forma experimental se comprueba que 2 L de H_2 reaccionan con 1 L de O_2 para formar 2 L de vapor de agua. Por tanto, solo es correcta la última respuesta que asegura que las proporciones de los volúmenes de las sustancias reaccionantes y los productos obtenidos están en la proporción correcta de la ley experimental de Gay-Lussac: 2 : 1 : 2, o lo que es lo mismo, 3 : 1,5 : 3

La masa de los átomos



- **Masa atómica:** son muy pequeñas, se expresan en unidades de masa atómica (u),
1 u = la doceava parte de la masa de un átomo de C-12

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 0,000000000000000000000000166 \text{ g}$$

- **Masa atómica promedio** de un átomo de un elemento: media ponderada de las masas de sus isótopos, considerando la abundancia relativa de éstos.

$$A_r = \frac{(23,985 \times 78,7) + (24,986 \times 10,2) + (25,986 \times 11,1)}{100} = 24,31 \text{ u}$$

Isótopo	Masa atómica	Abundancia
Mg-24	23,985	78,7%
Mg-25	24,986	10,2%
Mg-26	25,986	11,1%

- **Masa molecular:** Las moléculas están formadas por átomos. La masa de una molécula es, por tanto, la suma de las masas de los átomos que la forman. Así la masa de una molécula de metano CH₄ sería:

$$12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ u} = 16 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Estas cantidades son imposibles de medir, ni siquiera con balanzas de precisión. No podemos trabajar en el laboratorio con unas pocas moléculas, pues su masa es muy pequeña, casi inapreciable, es necesario escoger un número grande de moléculas.

La cantidad en Química: concepto de mol



El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, ...) como átomos hay en 12 g de C-12.

El mol es una forma muy útil, desde el punto de vista químico, de contar las entidades constituyentes de la materia.

- se trata de un factor de conversión entre unidades de masa en gramos (g) y unidades de masa atómica (u).
- Se refiere a un número de unidades: podemos hablar de 1 mol de átomos, 1 mol de iones, 1 mol de moléculas, etc.
- 1 mol de átomos de un elemento, contiene exactamente un número de átomos igual al Número de Avogadro



Número de Avogadro: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

602.300.000.000.000.000.000.000

¿Por qué se elige este número?

Porque es el número de unidades de masa atómica que equivalen a 1 g

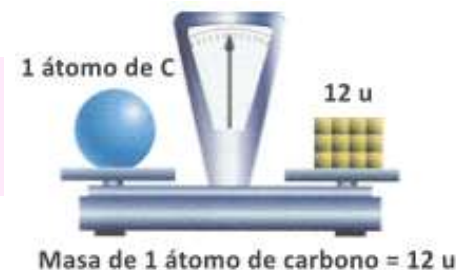
Masa molar



La **masa molar (M)** de una sustancia es la masa de 1 mol de dicha sustancia. Se expresa en g/mol. Su valor numérico coincide con la masa atómica o molecular de la sustancia considerada en u.

La **cantidad de sustancia (n)** que contiene una determinada masa se obtiene:

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}$$



Elemento	$m_{1 \text{ átomo}} \text{ (u)}$	$m_{1 \text{ átomo}} \text{ (g)}$	$m_{N_A \text{ de átomos}} \text{ (g)}$	$m_{1 \text{ mol}}$
Ca	40	$40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$	$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 40$	40 g/mol
P	31	$31 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$	$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 31 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 31$	31 g/mol



Compuesto	$m_{1 \text{ molécula}} \text{ (u)}$	$m_{1 \text{ molécula}} \text{ (g)}$	$m_{N_A \text{ de moléculas}} \text{ (g)}$	$m_{1 \text{ mol}}$
CO ₂	$12 + 16 \cdot 2 = 44$	$44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 44 \text{ g}$	44 g/mol
NH ₃	$14 + 1 \cdot 3 = 17$	$17 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 17 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 17 \text{ g}$	17 g/mol

Más MOL



No tiene la misma masa 1 docena de pasteles que 1 docena de manzanas. En ambos casos se trata de 1 docena, pero sus masas son distintas, al ser distinta la masa de un pastel que la de una manzana



De forma análoga, no tiene la misma masa 1 mol de átomos de Na, cada uno con una masa de 23 u, que 1 mol de átomos de S, cada uno con una masa de 32 u.

Un átomo de C tiene una masa de 12,01 u



N_A átomos de C tienen una masa de 12,01 g

Una molécula de O₂ tiene una masa de 32,00 u



N_A moléculas de O₂ tienen una masa de 32,00 g

Una molécula de CO₂ tiene una masa de 44,01 u



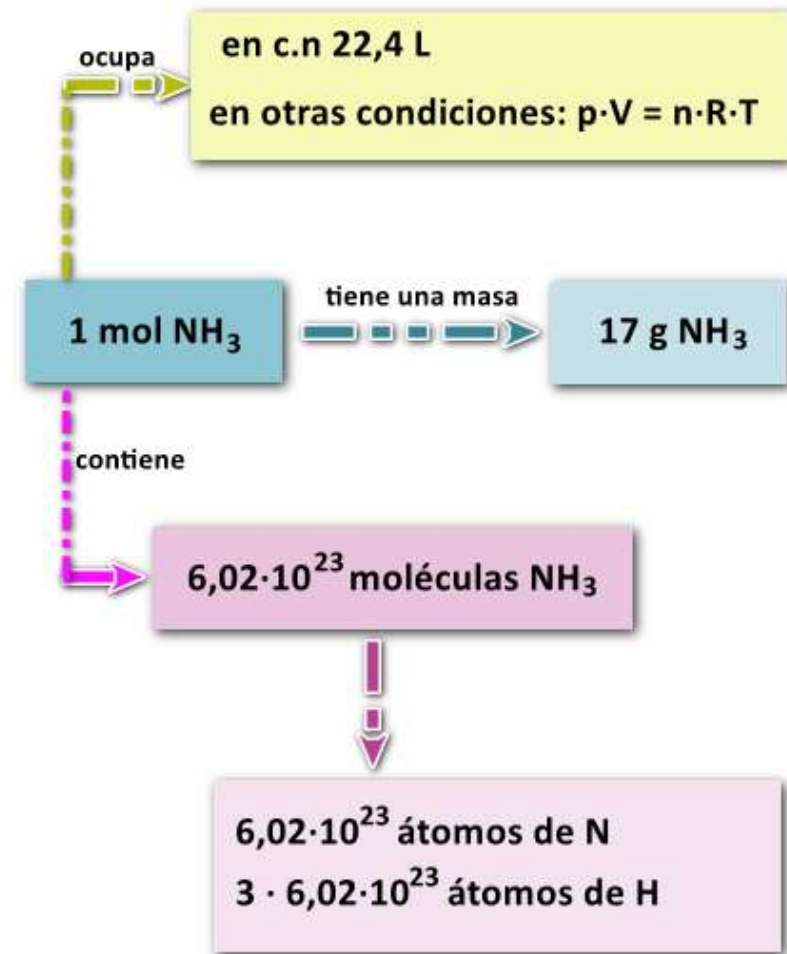
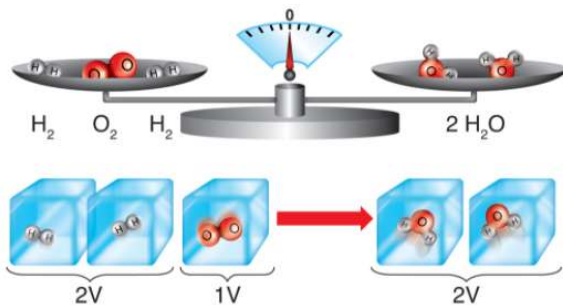
N_A moléculas de CO₂ tienen una masa de 44,01 g

Más MOL



- 7 Calcula el número de moles en:
- a) 49 g de ácido sulfúrico
 - b) $2,0 \cdot 10^{21}$ moléculas de amoniaco
 - c) 60 g de óxido de CaO
 - d) 12 L de CO_2 médicos en c.n

Datos: masa atómicas (u): S=32; H=1; O=16;
Ca=40; N=14; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$



En una reacción química el volumen no se conserva, al contrario de lo que ocurre con la masa.



Más MOL



7

Calcula el número de moles en:

- 49 g de ácido sulfúrico
- $2,0 \cdot 10^{21}$ moléculas de amoníaco
- 60 g de óxido de CaO
- 12 L de CO_2 médicos en c.n

Datos: masa atómicas (u): S=32; H=1; O=16;
Ca=40; N=14; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

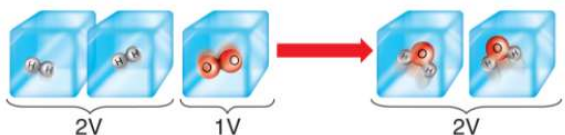
$$\text{a) } 49 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{b) } 2,0 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3} = 0,0033 \text{ mol NH}_3$$

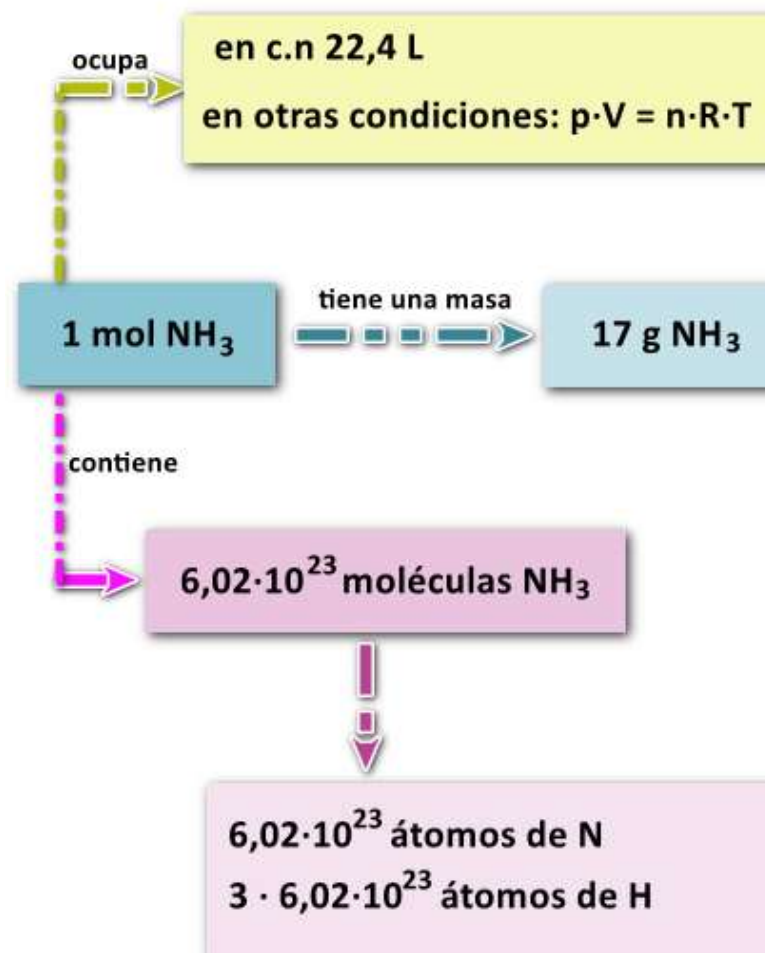
$$\text{c) } 600 \text{ mg CaO} \cdot \frac{1 \text{ g CaO}}{10^3 \text{ mg CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{40 \text{ g CaO}} = 0,015 \text{ mol CaO}$$

d) Sabiendo que en c.n 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L:

$$12 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,54 \text{ mol CO}_2$$



En una reacción química el volumen no se conserva, al contrario de lo que ocurre con la masa.



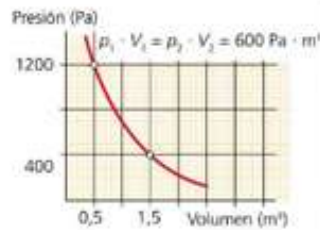
Leyes de los gases



Ley de Boyle -Mariotte

T= cte

$$p \cdot V = k$$

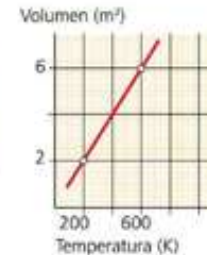


La presión y el volumen son inversamente proporcionales

Ley de Charles

P= cte

$$\frac{V}{T} = k$$

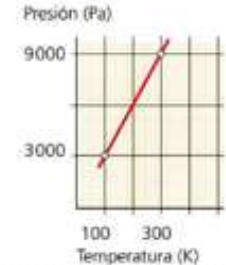


El volumen es directamente proporcional a la temperatura

Ley de Gay Lussac

V= cte

$$\frac{p}{T} = k$$



La presión es directamente proporcional a la temperatura

http://www.educaplus.org/gases/ley_boyle.html

Las tres ecuaciones se pueden englobar en una sola (**ecuación de estado de los gases**)

$$\frac{pV}{T} = \text{constante} \quad \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

1 mol de cualquier gas ocupará siempre el mismo volumen, sea cual sea el gas, si las condiciones de presión y temperatura son las mismas.

El **volumen molar** de un gas ideal medido en condiciones normales (c.n), 1 atm y 273 K, es 22,4 L

Ley de Avogadro

1 MOL GAS = 22,4 L

(Condiciones normales)



1 mol de CO₂
22,4 L

← 1 atm
273 K →



1 mol de SO₂
22,4 L

Leyes de los gases



$$\frac{pV}{T} = \text{constante}$$

Para 1 mol de cualquier gas ideal, a 1 atm y 273 K, la constante vale $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, ya que 1 mol en c.n ocupa un volumen de 22,4 L

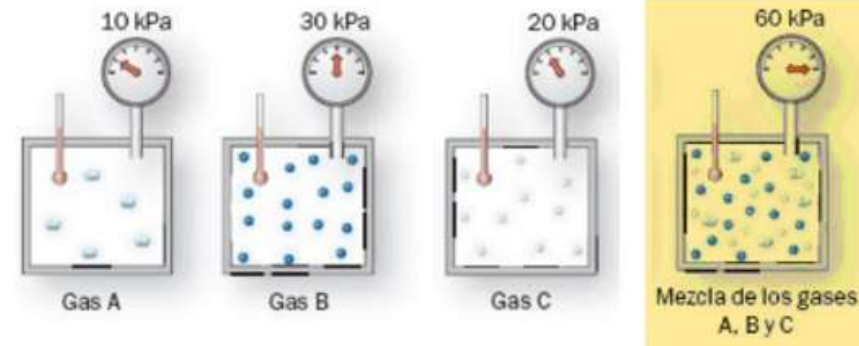
Ecuación de Clapeyron
Ecuación de los gases ideales

$$pV = nRT$$

n = número de moles de gas
 R = Cte = $0,082 \text{ atm L / mol K}$

Ley de las presiones parciales (Dalton):

En una mezcla gaseosa, cada uno de los gases presentes actúa de forma independiente, siendo la presión total de la mezcla la suma de las presiones parciales de sus componentes



$$p_A = \frac{n_A RT}{V}; p_B = \frac{n_B RT}{V}; p_C = \frac{n_C RT}{V}$$

$p_T = p_A + p_B + p_C$

$$P_T = \sum P_i$$

$$p_T = \frac{(n_A + n_B + n_C) RT}{V} = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V}$$

$$p_T = \frac{n_T RT}{V}, \text{ siendo } n_T = n_A + n_B + n_C$$

La presión parcial de un gas en una mezcla también puede calcularse: $P_i = x_i P_T$

x_i = fracción molar = n_i / n_{Total}

Ejercicios



- 8 En un recipiente de 10,0 L de capacidad introducimos 1,80 g de H_2O y 32,0 g de metano (CH_4). Elevamos la temperatura hasta 150°C para que ambos compuestos pasen a la fase gaseosa. Calcula la presión total en el interior del recipiente.

- 9 Una jeringuilla contiene $15,0 \text{ cm}^3$ de aire a presión atmosférica (1 atm) y a 22°C . Calcula el volumen que ocupará dicha masa de aire en el interior de la jeringuilla cuando la presión sea de 700 mm de Hg y la temperatura de 5°C . ¿Cuántos moles de aire había en la jeringuilla en las condiciones iniciales? ¿Variará el número de moles al cambiar las condiciones?

Ejercicios



- 8 En un recipiente de 10,0 L de capacidad introducimos 1,80 g de H₂O y 32,0 g de metano (CH₄). Elevamos la temperatura hasta 150°C para que ambos compuestos pasen a la fase gaseosa. Calcula la presión total en el interior del recipiente.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,80 \text{ g} / 18,0 \text{ g/mol} = 0,100 \text{ mol}; n_{\text{CH}_4} = 32,0 \text{ g} / 16,0 \text{ g/mol} = 2,00 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{aligned} p_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} R T}{V} = \frac{0,100 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273+150)\text{K}}{10,0 \text{ L}} = 0,347 \text{ atm} \\ p_{\text{CH}_4} &= \frac{n_{\text{CH}_4} R T}{V} = \frac{2,00 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273+150)\text{K}}{10,0 \text{ L}} = 6,93 \text{ atm} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} p_T &= p_{\text{agua}} + p_{\text{metano}} \\ p_T &= 7,28 \text{ atm} \end{aligned}$$

- 9 Una jeringuilla contiene 15,0 cm³ de aire a presión atmosférica (1 atm) y a 22°C. Calcula el volumen que ocupará dicha masa de aire en el interior de la jeringuilla cuando la presión sea de 700 mm de Hg y la temperatura de 5°C. ¿Cuántos moles de aire había en la jeringuilla en las condiciones iniciales? ¿Variará el número de moles al cambiar las condiciones?

Aplicando la ecuación de estado de los gases, tenemos:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Estado 1: $p_1 = 760 \text{ mmHg}$ o $1,0 \text{ atm}$ $T_1 = 295 \text{ K}$ $V_1 = 15,0 \text{ cm}^3$

Estado 2: $p_2 = 700 \text{ mmHg}$ $T_2 = 278 \text{ K}$ $V_2 = ?$

$$\frac{760 \text{ mmHg} \cdot 15,0 \text{ cm}^3}{295 \text{ K}} = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot V_2}{278 \text{ K}} \quad V_2 = 15,3 \text{ cm}^3$$

Para calcular el número de moles de aire iniciales que teníamos aplicamos la ecuación de Clapeyron:

$$p V = n R T; \text{ de donde: } n = \frac{p V}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,0150 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}} = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Evidentemente, el número de moles no varía, pues la masa no depende de la presión, la temperatura o el volumen, ya que el número de moléculas de aire no cambia. Para comprobarlo

$$n = \frac{p V}{R T} = \frac{700/760 \text{ atm} \cdot 0,0153 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 278 \text{ K}} = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Ejercicios



https://www.blinklearning.com/useruploads/r/c/459679/scorm_imported/22832791896565598283/deployed/content/8448191544_03/resources/media/4819155_u03_an1_001.html

- 10 Un gas ocupa, dentro de un matraz de vidrio, un volumen de 2 L cuando la presión es 1,5 atm y la temperatura 200 °C. Si esta disminuye a 100 °C, ¿cuál será la presión que ejercerá dicho

- 11 A 720 mmHg y 25°C, se llena un recipiente de 1 L de capacidad con gas nitrógeno. Después de pesarlo obtenemos una masa de 1,084 g. Calcula la masa molecular del N₂. (1 atm = 760 mmHg)

- 12 Se introducen, en un reactor de 5,0 L, 10 g de etanol (C₂H₅OH) y 10 g de acetona (C₃H₆O) y se calienta a 200°C. Ambos líquidos pasan a la fase gaseosa. Halla la presión en el interior del reactor, suponiendo comportamiento ideal, y la presión parcial de cada componente.

Sol: $p_{\text{alcohol}} = 1,7 \text{ atm}$; $p_{\text{acetona}} = 1,3 \text{ atm}$; $p_{\text{Total}} = 3,0 \text{ atm}$

Densidad de un gas a partir de la ecuación de los g.i

A diferencia de lo que sucede con los sólidos o con los líquidos, el volumen que ocupa un gas y, por tanto, su densidad, **varía mucho** al cambiar p y T .

Teniendo en cuenta que: $d = m/V$ y $n = m/M$, reordenando la ecuación de los gases ideales nos queda:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M} = d \cdot \frac{R \cdot T}{M} \rightarrow d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

Ejercicios



https://www.blinklearning.com/useruploads/r/c/459679/scorm_imported/22832791896565598283/deployed/content/8448191544_03/resources/media/4819155_u03_an1_001.html

- 10 Un gas ocupa, dentro de un matraz de vidrio, un volumen de 2 L cuando la presión es 1,5 atm y la temperatura 200 °C. Si esta disminuye a 100 °C, ¿cuál será la presión que ejercerá dicho gas?

Aplicando la ecuación a V constante que acabamos de estudiar, tendremos:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \frac{1,5 \text{ atm}}{473 \text{ K}} = \frac{p_2}{373 \text{ K}}, \text{ de donde } p_2 = 1,2 \text{ atm}$$

- 11 A 720 mmHg y 25°C, se llena un recipiente de 1 L de capacidad con gas nitrógeno. Después de pesarlo obtenemos una masa de 1,084 g. Calcula la masa molecular del N₂. (1 atm = 760 mmHg)

La densidad del N₂ en las condiciones señaladas es de 1,084 g/L.

$$pV = nRT; \quad pV = \frac{m}{M}RT; \quad pM = dRT; \quad M = \frac{dRT}{p} = \frac{1,084 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 12 Se introducen, en un reactor de 5,0 L, 10 g de etanol (C₂H₅OH) y 10 g de acetona (C₃H₆O) y se calienta a 200°C. Ambos líquidos pasan a la fase gaseosa. Halla la presión en el interior del reactor, suponiendo comportamiento ideal, y la presión parcial de cada componente.

Sol: $p_{\text{alcohol}} = 1,7 \text{ atm}; p_{\text{acetona}} = 1,3 \text{ atm}; p_{\text{Total}} = 3,0 \text{ atm}$

Densidad de un gas a partir de la ecuación de los gases

A diferencia de lo que sucede con los sólidos o con los líquidos, el volumen que ocupa un gas y, por tanto, su densidad, **varía mucho** al cambiar p y T .

Teniendo en cuenta que: $d = m/V$ y $n = m/M$, reordenando la ecuación de los gases ideales nos queda:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M} = d \cdot \frac{R \cdot T}{M} \rightarrow d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

