

# ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: LOS GASES

Como ya hemos visto, la materia según su estado físico puede clasificarse en sólido, líquido y gas.

- Un sólido es una porción de materia que tiene forma y volumen prácticamente constante.
- Un líquido es una porción de materia cuyo volumen es prácticamente constante, pero su forma es variable ya que se adapta a la del recipiente que lo contiene.
- Un gas es una porción de materia cuya forma y volumen son variables ya que se adaptan a la del recipiente que lo contiene, el cual ocupan totalmente.

## CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES

Los gases están formados por moléculas que se encuentran separadas unas de otras por distancias grandes comparadas con su tamaño debido a que las fuerzas que las mantienen unidas son débiles. Por ello estas moléculas pueden moverse fácil y continuamente y ello le confiere a los gases unas propiedades especiales comparadas con las de los sólidos y líquidos, y que son:

- Se comprimen fácilmente ya que la compresión se produce al acercarse entre sí más las moléculas.
- No tienen forma ni volumen constante ya que al estar las moléculas separadas y en continuo movimiento se desplazará por todo el interior del recipiente que lo contiene ocupándole completamente.
- Presión: debido al continuo movimiento las moléculas gaseosas chocarán contra las paredes del recipiente ejerciendo sobre ellas una presión. Esta presión dependerá por tanto del número de choques de las moléculas gaseosas contra las paredes del recipiente, que serán tanto mayores cuanto mayor sea el número de moléculas de gas presentes y de la velocidad con que se muevan éstas, la cual depende de la temperatura.

## LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES

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

Es importante destacar que para aplicar las leyes generales de los gases la temperatura debe expresarse en GRADOS KELVIN (Temperatura absoluta), y no en grados centígrados o Celsius.

La **TEMPERATURA** es una medida del "nivel térmico" del cuerpo.

Si tenemos dos cuerpos cada uno de ellos tendrá una cierta cantidad de energía térmica, al igual que si tenemos dos depósitos de agua, cada uno de ellos contendrá una cantidad de agua que depende de la forma del recipiente y de la altura hasta la que esté lleno (nivel). Pues bien, de forma análoga, la cantidad de energía térmica de cada cuerpo depende de la naturaleza del mismo (aspecto que podemos comparar con la forma del recipiente de agua anterior) y del "nivel de calor o nivel térmico", que es la temperatura y que es comparable al nivel del agua del recipiente con el que lo hemos comparado.

Para medir la temperatura existen varias escalas termométricas o escalas de temperatura, de las que solamente vamos a ver dos: **Escala centígrada y Escala Kelvin o absoluta.**

En ambas se toma como referencia las temperaturas de fusión y ebullición del agua, dividiendo dicho intervalo de temperaturas en CIENTO PARTES, lo cual quiere decir que el "grado centígrado" y el "grado kelvin" son "iguales", por lo que la diferencia entre estas dos escalas de temperatura está en la temperatura a la cual fijan el CERO:

	ESCALA CENTÍGRADA	ESCALA KELVIN O ABSOLUTA
Tª de ebullición del agua.	+ 100°C.....	373°K
Tª de congelación del agua	+ 0°C.....	273°K
	- 273°C.....	0°K

La escala KELVIN o ABSOLUTA **sitúa el 0° en el CERO ABSOLUTO** de temperatura, que corresponde a la temperatura más baja a la que se puede llegar, y que corresponde a  $-273^{\circ}\text{C}$ .

La escala CENTÍGRADA **sitúa el 0° en la temperatura de fusión del agua.**

Por tanto, la relación que hay entre estas temperaturas viene dada por la diferencia entre los "0°" de ambas escalas:  **$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$**  Así, si tenemos una temperatura expresada en grados centígrados, debemos sumarle 273 para expresar dicha temperatura en la escala Kelvin, o restárselos si queremos pasar de la escala Kelvin a la centígrada..

Así, por ejemplo:  $542^{\circ}\text{C} \Rightarrow ^{\circ}\text{K} = 542 + 273 = 815^{\circ}\text{K}$

$193^{\circ}\text{K} \Rightarrow 193^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$  ;  $^{\circ}\text{C} = 193 - 273 = -80^{\circ}\text{C}$

La **PRESIÓN** es la fuerza que se realiza sobre la unidad de superficie, por lo que las unidades de presión serán siempre :  $\frac{\text{unidad de fuerza}}{\text{unidad de superficie}}$  , aunque normalmente se deben emplear las unidades del sistema

internacional, en el caso de las leyes de los gases se utiliza la **ATMÓSFERA**, que es el peso una columna de aire de  $1\text{ cm}^2$  de sección, y que equivale al peso una columna de mercurio de  $1\text{ cm}^2$  de sección y 760 mm de altura, por lo que en ocasiones se emplea también como unidad de presión el cm de Hg,

Recordemos que se llaman **condiciones normales** de un gas (C.N.) a  $0^{\circ}\text{C}$  ( $273^{\circ}\text{K}$ ) de temperatura y una presión atmosférica de 760 mm Hg (1 atm).

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

Se llama **gas ideal** al gas que se comporta de acuerdo con las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, las cuales relacionan idealmente el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Como veremos en un gas ideal, el producto  $P V$  dividido por  $n T$  es una constante que se llama **constante universal de los gases (R)**.

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

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

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

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

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

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

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

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

Es decir:  $\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$  , siendo  $P$  constante, donde los subíndices  $i$  y  $f$  se refieren a las condiciones inicial y final del volumen y de la temperatura.

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

## ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

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

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

## HIPÓTESIS DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR NORMAL

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

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



## ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES: ECUACIÓN DE CLAPEIRON

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

Pero si en la ecuación general de los gases ideales una de las condiciones las referimos a condiciones normales: T = 0°C ; P = 1 atm y el volumen será: V = n.22,4 litros, siendo n el número de moles, tendremos:

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

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

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

la ecuación anterior puede escribirse como:

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

## GASES IDEALES Y GASES REALES

Los gases pueden clasificarse en dos tipos:

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

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

---

## EJERCICIOS RESUELTOS

1) Se tienen 6 litros de aire a una presión de 720 mm Hg y una temperatura de 0°C. Determinar el volumen que ocuparán si se triplica la presión y la temperatura aumenta 67°C.

### SOLUCIÓN:

Antes de realizar cálculo alguno debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros:

CONDICIONES INICIALES		CONDICIONES FINALES
Presión:	$P_i = 720 \text{ mm Hg} = \frac{720}{760} = 0,947 \text{ atm}$	$P_f = 3 \cdot 0,947 = 2,842 \text{ atm}$
Temperatura:	$T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = 67^\circ\text{C} = 340 \text{ }^\circ\text{K}$
Volumen:	$V_i = 6 \text{ litros}$	$V_f = ?$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,947 \cdot 6}{273} = \frac{2,842 \cdot V_f}{340} \text{ de donde: } V_f = \frac{0,947 \cdot 6 \cdot 340}{273 \cdot 2,842} ; V_f = 2,490 \text{ litros}$$

2) Se tienen 150 cm<sup>3</sup> de un gas a 42°C y 714 mm Hg. Determina la temperatura a la que deberán encontrarse para ocupar 102 cm<sup>3</sup> a una presión de 830 mm Hg

### SOLUCIÓN

Para poder aplicarle la ecuación general de los gases ideales debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: $P_i = 714 \text{ mm Hg} = \frac{714}{760} = 0,939 \text{ atm}$	$P_f = 830 \text{ mm Hg} = \frac{830}{760} = 1,092 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 150 \text{ cm}^3 = 0,15 \text{ litros}$	$V_f = 102 \text{ cm}^3 = 0,102 \text{ litros}$
Temperatura: $T_i = 42^\circ\text{C} = 315 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = ? \text{ }^\circ\text{K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,939 \cdot 0,15}{315} = \frac{1,092 \cdot 0,102}{T_f} \text{ de donde: } T_f = \frac{1,092 \cdot 0,102 \cdot 315}{0,939 \cdot 0,15} ; T_f = 249,1^\circ\text{K} = - 23,9^\circ\text{C}$$

3- Se tienen 64 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C.

### SOLUCIÓN

Para aplicar la ecuación general de los gases ideales, hemos de calcular antes el volumen que ocupa la cantidad de Oxígeno que tenemos. Para ello, hemos de recordar el Volumen Molar Normal: "Un mol de cualquier gas en Condiciones Normales de Presión y Temperatura ocupa 22,4 litros". En este caso, el número de moles que tenemos, sabiendo que el peso molecular del O<sub>2</sub> es: 2 · 16 = 32 g/mol, es

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Oxígeno} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso molecular}} = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

por lo que el volumen que ocupan estos dos moles en condiciones normales es:

2 moles · 22,4 litros/mol = **44,8 litros** y por tanto las condiciones iniciales y finales de esta cantidad de gas serán:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: $P_i = 1 \text{ atm}$	$P_f = 900 \text{ mm Hg} = \frac{900}{760} = 1,184 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 2 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 44,8 \text{ litros}$	$V_f = ? \text{ Litros}$
Temperatura: $T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = 37 + 273 = 310 \text{ }^\circ\text{K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales, y nos quedará:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{1 \text{ atm} \cdot 44,8 \text{ l}}{273^\circ \text{K}} = \frac{1,184 \text{ atm} \cdot V_f}{310^\circ \text{K}} \text{ de donde: } V_f = \frac{1 \cdot 44,8 \cdot 310}{1,184 \cdot 273} ; V_f = 42,97 \text{ litros}$$

## PROBLEMAS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LOS GASES.

1. Un recipiente contiene 152 ml de argón a 10 mm de Hg y 20°C. ¿Qué volumen ocupará en C.N.?
2. ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 ml de hidrógeno para que ocupen 275 ml si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C? (Resp: 182,4°K)
3. ¿Qué volumen ocuparan 10 g. de Oxígeno a 2 atm. y 50°C? (Sol: 4,14 l)
4. Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 200°C y 1 atm. ¿A qué presión mínima debe someterse isotérmicamente para que ocupe 1 l.? (Sol: 100 atm)
5. En un recipiente vacío de 10 litros de capacidad se introducen 1,8 g de agua y 8,6 g de hexano y se calienta a 227°C, con lo que el hexano se vaporiza. Calcular las presiones parciales y la presión total a esa temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas habrá de cada componente en dicho recipiente?
6. Un recipiente de 3 l. lo llenamos de Oxígeno a 10°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos hemos Introducido? ¿Cuántos moles? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad? ¿Cuál es la densidad? (Sol: 4,03g = 0,12 moles; T = -131,5°C ; d = 1,34 g/l)
7. Una muestra de un gas desconocido que pesa 2,46 g. ocupa 820 ml a 35°C y 800 Mm Hg. (1 Mm Hg = 1 mm Hg) ¿Cual es su peso molecular? (Sol: 71,98)
8. Una cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y 750 mm. de presión. Si el gas se calienta a 35°C ¿Cual será la nueva presión si no varía el volumen ?(Sol: 1,15 atm; b) 1,13 atm)
9. 214 mg. de un elemento gaseoso constituido por moléculas biatómicas a 20°C y 1,6 atm. de presión ocupan un volumen de 100 ml. ¿Qué elemento es y cual es su densidad en condiciones normales? (Sol: Pm=32,13=> Oxígeno; d= 1,435 g/l)
10. La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo. (Sol: 20 cm<sup>3</sup>)
11. El volumen que corresponde a una inspiración de aire en una persona normal es, aproximadamente, 0,5 litros y el número de inspiraciones por minuto es de unas 18. Si las condiciones atmosféricas son 20°C y 745 mm Hg, Determinar cuantos gramos de oxígeno aspira por minuto una persona (Sol: 2,46 gramos)
12. Una vasija A de 200 cm<sup>3</sup> está separada de otra B de 600 cm<sup>3</sup> mediante una tubería de capacidad despreciable provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mm Hg y en la B se ha hecho el vacío. Calcula la presión en los dos recipientes después de abrir la llave de paso y fluir el gas de A a B, si no varía la temperatura.
13. En un matraz cerrado hay oxígeno a 47°C y 1 atm. Si se calienta hasta 407°C y el volumen aumenta un 5% ¿cual será la presión final?
14. En una botella de acero hay cinco litros de hidrógeno a la presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas podrán hincharse si su capacidad una vez llenos y a 1,2 atm es de cuatro litros? (Supóngase constante la temperatura.)
15. Explica qué sucedería si un astronauta dejase fuera de la nave, que órbita a 400 Km de altura, un globo lleno de oxígeno.
16. Una ampolla de vidrio contiene helio a 37°C y 700 mm Hg de presión. Si el volumen se mantiene constante, ¿cuál será la presión del helio a 80°K?
17. A la temperatura de 27 °C y 35 mm de Hg de presión, una muestra gaseosa de bromo tiene una masa de 0'0568 gr y ocupa un volumen de 200 cm<sup>3</sup>. Deduce con estos datos la masa molecular del bromo. Escribe su fórmula. DATO: Masa atómica del bromo: 80. (SOL: Br<sub>2</sub>)
18. En una muestra de 1 m<sup>3</sup> de NH<sub>3</sub>, medido en c.n., calcula: a) moles de sustancia; b) moléculas que la forman; c) gramos que contiene; d) átomos de hidrógeno que contiene; e) átomos-gramo de nitrógeno que contiene.
19. ¿Cual es la densidad del vapor de acetona, (C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O), a una temperatura de 95 °C y 650 mm Hg. (SOL: 1'64 gr/l)

20. Un matraz de 10 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de oxígeno gaseoso. Si la temperatura es 27 °C y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de O<sub>2</sub> contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del O<sub>2</sub> en estas condiciones?. (SOL: a) 2'255.10<sup>23</sup> moléculas; b) 1'198 gr/litro.)
21. El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a -55 °C y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L, que se termostata a la temperatura de 50°C a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas. b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos termostatando el recipiente a 60°C. (Sol: a) P = 6,5.10<sup>-3</sup> atm ; b) La cantidad no varía pero sí la presión P' = 6,74.10<sup>-3</sup> atm )
22. El óxido nitroso (N<sub>2</sub>O) es un gas que se puede obtener por descomposición térmica del nitrato amónico.  
a) Escriba la ecuación de la reacción.  
b) Al realizar dicha descomposición se obtienen 0,320 L del gas a 690 mm Hg y 12,5°C. Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases. (a) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> → N<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O ; B) R = 0,0829 at.l/mol.°K)