

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Distinguir los distintos estados de la materia.
- Sus Propiedades.
- Concretar el modelo de gas que vamos a utilizar.
- Utilizar la idea de presión ejercida por un gas y sus unidades.
- Establecer la escala absoluta de temperaturas.
- Llegar razonadamente a las leyes de los gases mediante varias experiencias y utilizando el Método Científico.
- Establecer la ecuación de estado del GAS IDEAL.

Antes de empezar

1. Los estados de la materia Propiedades Aspectos cualitativos
2. Los gases Modelo de gas Presión. Unidades
3. Las leyes de los gases Factores que regulan la presión Ley de Boyle Escala absoluta de temperaturas Ley de Gay-Lussac Ley de Charles
4. Síntesis de estas leyes Ley de estado de los gases ideales

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

Los gases y la Teoría Cinética

Antes de empezar



Recuerda

Nombres de gases que se encuentran en la Naturaleza y observa las distintas propiedades de los mismos con respecto a los líquidos o los sólidos.



Investiga

Cómo podemos llegar a establecer las leyes que rigen su comportamiento para, conocidas éstas, poder hacer predicciones.

Para ello tendrás que utilizar la metodología científica experimental, que fue lo que hicieron Boyle, Gay-Lussac, Charles...

1. Los estados de la materia

Propiedades

La materia que nos rodea aparece ante nosotros con muy diversos aspectos. Presenta distintas formas, colores, dureza, fluidez..., pero en general consideraremos que lo hace en los siguientes estados:

SÓLIDO, LÍQUIDO y GAS

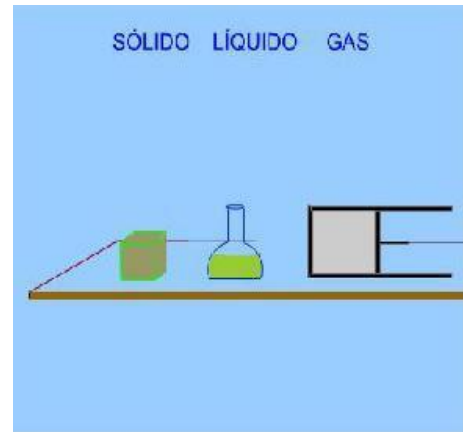
En esta quincena lo que nos interesa es que diferencias bien el **estado gaseoso** de los otros dos. Como ves en la escena adjunta, los gases, al igual que los líquidos, se adaptan a su recipiente, pero, los gases pueden además comprimirse y descomprimirse, lo que no puede hacerse con los líquidos.

Aspectos cualitativos

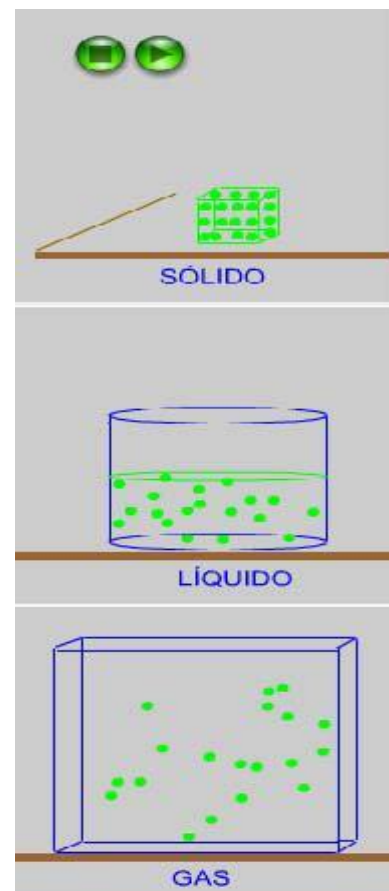
Antecedentes históricos: Los filósofos griegos, Demócrito y Epicuro, consideraban que la materia es divisible en la experiencia diaria, pero, en un cierto término, consta de partículas indivisibles que podemos provisionalmente llamar átomos (de la palabra griega átomo, indivisible). El físico inglés J. Dalton (1766-1844) establece la **Teoría atómica de la materia** en la que se considera que todo tipo de materia, sea sólido, líquido o gas, está constituida por partículas, que en principio se llamaron átomos.

En un **SÓLIDO**, estas "partículas" ocupan posiciones determinadas en una red, alrededor de las cuales vibran cada vez más intensamente a medida que aumentamos la temperatura. Las fuerzas atractivas entre las partículas del sólido son muy intensas.

En un **LÍQUIDO**, estas "partículas" se mueven deslizándose unas cerca de otras y manteniéndose unidas por débiles fuerzas atractivas entre ellas. En el caso de un **GAS**, estas "partículas" se mueven a grandes velocidades y las fuerzas atractivas entre ellas podemos considerarlas como inexistentes. Se mueven al azar ocupando todo el volumen del recipiente.



En el tema siguiente estudiaremos detenidamente **LOS ESTADOS DE LA MATERIA**



2.-Los Gases

Modelo de gas ideal

Como vamos a estudiar el comportamiento de los gases, vamos a establecer un MODELO para cualquier gas, que, como hemos visto en las anteriores animaciones, estará constituido por partículas moviéndose al azar y chocando contra las paredes del recipiente. Las características de nuestro MODELO ideal de gas serán:

- Las partículas del gas son pequeñísimas comparadas con el volumen del recipiente.
- Se mueven al azar con distintas velocidades de manera que, si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de las partículas del gas.
- No existen fuerzas de atracción entre ellas.
- En su movimiento, chocan entre ellas y con las paredes del recipiente cumpliéndose las leyes de los choques elásticos.
- Cuando chocan aparecen las fuerzas o interacciones entre ellas o con las paredes del recipiente.
- Los choques con las paredes del recipiente producen el efecto que llamamos presión sobre las mismas.

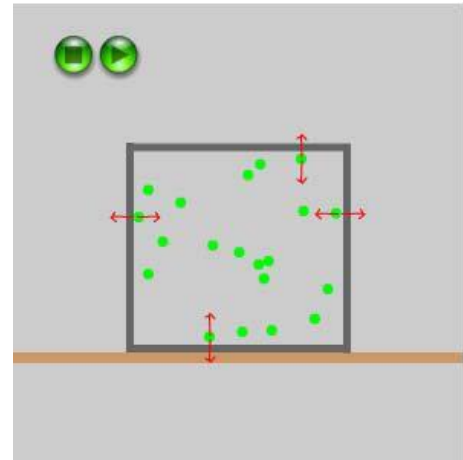
Presión. Unidades.

Se define la magnitud física llamada **PRESIÓN** como **una fuerza por unidad de superficie**, es decir:

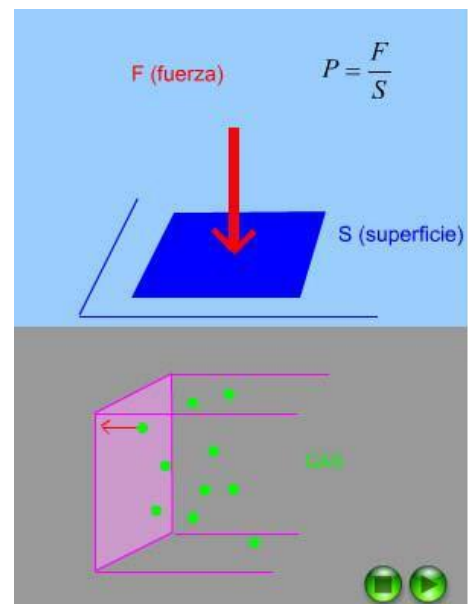
$$P = \frac{F}{S}$$

Su unidad en el Sistema Internacional (SI), es el **PASCAL** y equivale a:

$$\text{Pa} = 1\text{N}/1\text{m}^2$$



Llamaremos **PRESIÓN** a la fuerza por unidad de superficie, que ejercen las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente al chocar contra ellas.



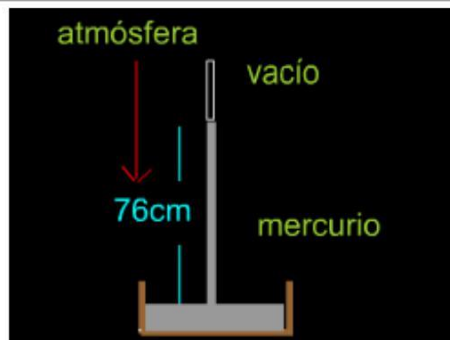
El **Pa** es una unidad de presión muy pequeña, por lo que se suelen usar otras unidades de presión. Entre ellas tenemos: La **atmósfera** cuyo símbolo será **atm** y que equivale a una

Los gases y la Teoría Cinética

cantidad de Pascales de : **1 atm = 101.325 Pa** o lo que es lo mismo **1013 hPa**. El **hPa** se llamaba antes **milibar**.

Por último también se utiliza el **Torr** que equivale a 1 mm de mercurio, con lo que:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa} = 760 \text{ Torr}$$



3. Las leyes de los gases.

Factores que regulan la presión

Según el MODELO de gas que hemos propuesto, la PRESIÓN (fuerza que por unidad de superficie de pared de recipiente ejercen las partículas del gas al chocar contra ellas) puede depender de una serie de factores que pueden ser:

El tipo de partículas del gas, el volumen del recipiente, de la temperatura, el nº de partículas del gas, de la presión exterior del recipiente, de la forma del mismo

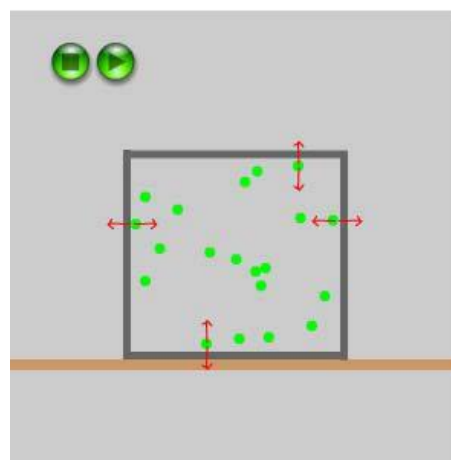
...

Piensa de qué factores crees que puede depender la presión que ejerce un gas.

La PRESIÓN que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente, depende de tres factores:

Del **nº de partículas de gas** (cantidad de gas considerada). A más partículas más presión. Del **volumen** del recipiente. A mayor volumen, menor presión. De la **temperatura** del gas. A mayor temperatura, mayor velocidad de las partículas del gas y por tanto mayor presión.

Es decir: **$P = f(V, t, \text{nº de partículas})$**



Si queremos comprobarlo experimentalmente, como la presión depende de tres variables, **tendremos que planear experiencias en las que, manteniendo constantes dos de ellas, variemos sólo una de ellas.**

Eso es lo que hicieron Boyle, Gay-Lussac y Charles.

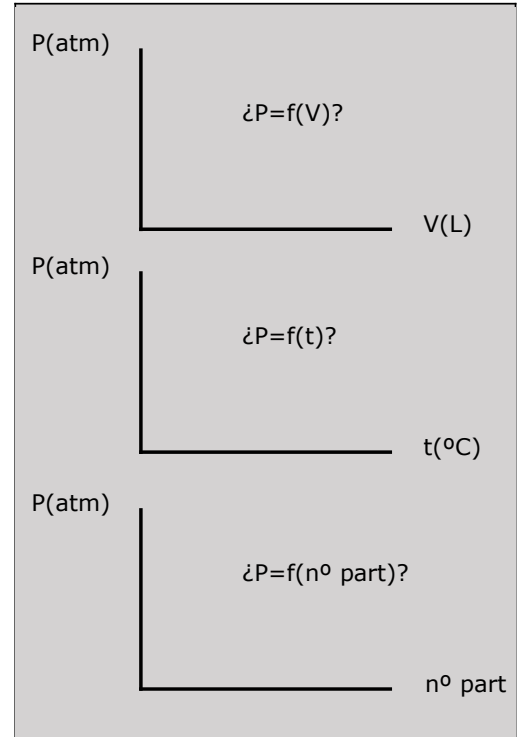
Las experiencias que debemos planificar son las siguientes:

Los gases y la Teoría Cinética

1ª Experiencia. Manteniendo constante la cantidad de gas (n° de partículas) y la temperatura del gas, variaremos del volumen del gas y para cada volumen mediremos la presión : **$n^\circ \text{ part} = \text{cte}$, $t = \text{cte}$, $P = f(V)$** . Con ella llegaremos a la ley de BOYLE.

2ª Experiencia. Manteniendo constante la cantidad de gas (n° de partículas) y el Volumen del recipiente, variaremos la temperatura en $^\circ\text{C}$ del gas y, para cada temperatura mediremos la presión: **$n^\circ \text{ part} = \text{cte}$, $V = \text{cte}$, $P = f(t)$** . Con ella llegaremos a la ley de GAY-LUSSAC

3ª Experiencia. Manteniendo constantes el volumen del recipiente y la temperatura del gas, variaremos el n° de partículas del gas, y para cada valor mediremos la presión: **$V = \text{cte}$, $t = \text{cte}$, $P = f(n^\circ \text{ de partículas})$** , con ella podremos completar la ecuación de estado del gas IDEAL.

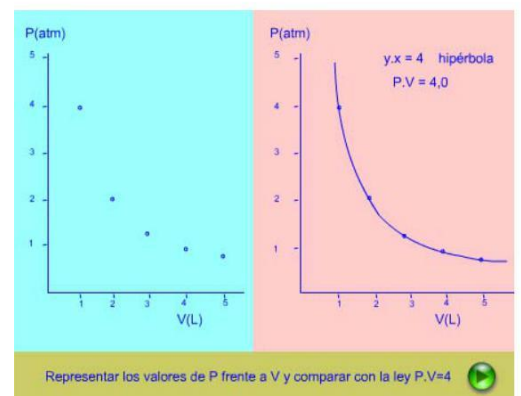
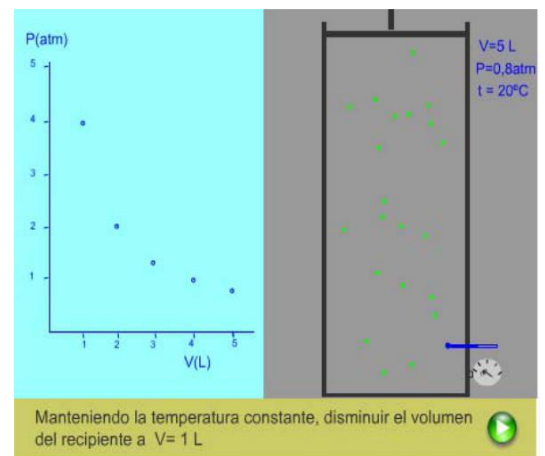


Ley de Boyle

En primer lugar, vamos a comprobar la dependencia de la PRESIÓN del gas con el VOLUMEN del recipiente que ocupa, **manteniendo constante la temperatura**, es decir $P=f(V)$ a $t=\text{constante}$, que en nuestra experiencia concreta será a 20°C . Para ello iremos variando el volumen del recipiente (con émbolo) y, midiendo la presión del gas con un manómetro. Para que se mantenga la **temperatura constante**, tendremos que ceder energía al gas en forma de calor, al expandir el gas y, absorber energía del gas en forma de calor al comprimirlo.

La experiencia realizada a **temperatura constante** parece indicarnos que la relación entre la Presión y el Volumen es **inversamente proporcional**.

Que la relación sea **inversamente proporcional**, significa que al hacer el volumen el doble, la presión se hace la mitad, que al hacer el volumen el triple, la presión se hace la tercera parte...Esto en matemáticas se expresa con la función $y = k/x$ (o lo que es lo mismo $y \cdot x = K$) que, en nuestro caso será $P = k/V$ (o lo que es lo mismo $P \cdot V = k$). Nos conviene pues, calcular los valores de $P \cdot V$ y ver si se obtiene siempre el mismo valor. Si esto ocurre, la relación será **inversamente proporcional**.



Los gases y la Teoría Cinética

Los valores obtenidos en la anterior experiencia se observan en ésta tabla:

Como hemos visto en la anterior experiencia simulada, manteniendo constantes el nº de partículas del gas y la temperatura, la presión P depende inversamente de V , es decir: Si el volumen se hace el doble, la presión se hace la mitad, si se hace el triple, la presión se hace la tercera parte... Esto se expresa, como Ley de Boyle. En general será:

$$PV = k_1 = cte$$

"A temperatura constante, para una determinada cantidad de gas, el producto presión por volumen permanece constante".

La ley de Boyle, también podemos expresarla así:

$$P = k_1 \frac{1}{V}$$

En nuestra experiencia concreta, la constante resulta ser 4,0, por lo que la ley de Boyle en este caso concreto será: $P.V = 4,0$. A otra temperatura la constante tendrá otro valor.

Con las leyes podemos hacer predicciones.

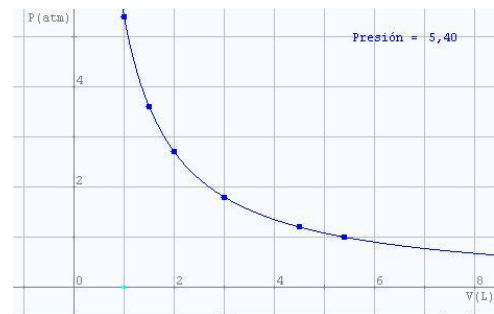
Observar la gráfica correspondiente a esta ley para el caso $P.V = 5.4$

V (L)	P (atm)
1,0	5,4
1,5	3,6
2,0	2,7
4,5	1,2
5,4	1,0

V en L	P en atm	P.V en atm.L
1,0	4,00	4,0
2,0	2,00	4,0
3,0	1,33	4,0
4,0	1,00	4,0
5,0	0,80	4,0



ROBERT BOYLE (1627-1691), físico y químico irlandés conocido por su importante contribución al estudio de las LEYES de los GASES y considerado uno de los padres de la Química moderna.



Los gases y la Teoría Cinética

Escala absoluta de temperaturas

Con nuestra **2ª experiencia**, vamos a llegar a la ley de Gay-Lussac y a la **escala absoluta de temperaturas**. Esta experiencia consta de 3 pasos: calentar el gas, enfriarlo y obtener el cero absoluto de temperaturas. Recordemos que se trata de ver cómo varía la **presión** del gas al ir variando la **temperatura**, manteniendo **constante el volumen** del recipiente. Para ello, introduciremos la misma cantidad de gas en un recipiente cerrado (sin émbolo) e iremos calentándolo con un mechero de gas o con una resistencia eléctrica y, midiendo la presión del gas para distintas temperaturas.

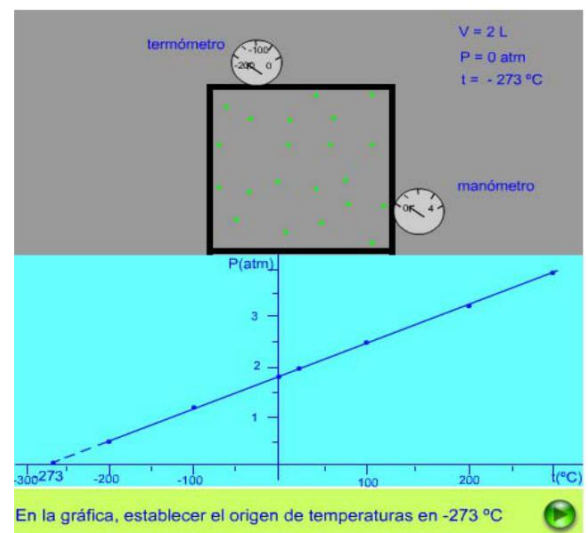
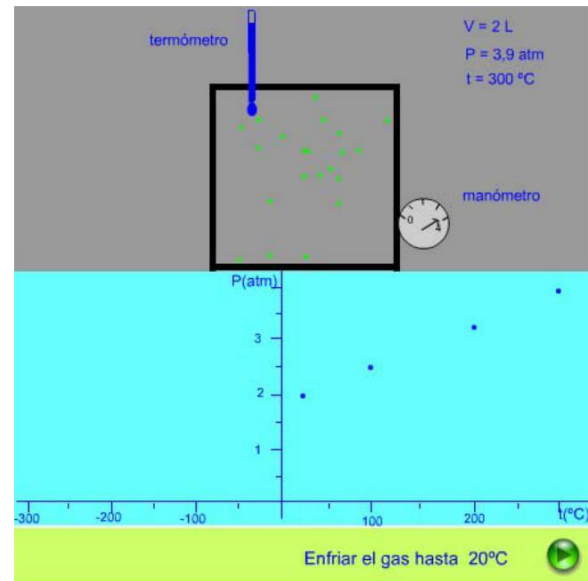
Al aumentar la temperatura en $^{\circ}\text{C}$, la presión del gas irá aumentando hasta que sea tan grande que las paredes del recipiente no soporten la presión del gas y estalle. Pero, ¿qué ocurrirá si disminuimos la temperatura del gas progresivamente...?

En esta experiencia la presión del gas parece depender **linealmente** de la temperatura en $^{\circ}\text{C}$.

En esta 2ª Experiencia, al disminuir la **temperatura** del gas refrigerándolo, vemos que disminuye progresivamente la **presión** del mismo, ya que, a menor temperatura las partículas del gas se mueven cada vez más lentamente. Si continuamos disminuyendo la temperatura, la presión también irá disminuyendo, pero el problema reside en que **muy bajas temperaturas** como -100 o -200°C son difíciles de conseguir. En nuestra experiencia, la temperatura más baja será -200°C .

Pero, **¿a qué temperatura la presión del gas en el recipiente se hará cero?**. A esa temperatura las partículas del gas estarán en reposo.

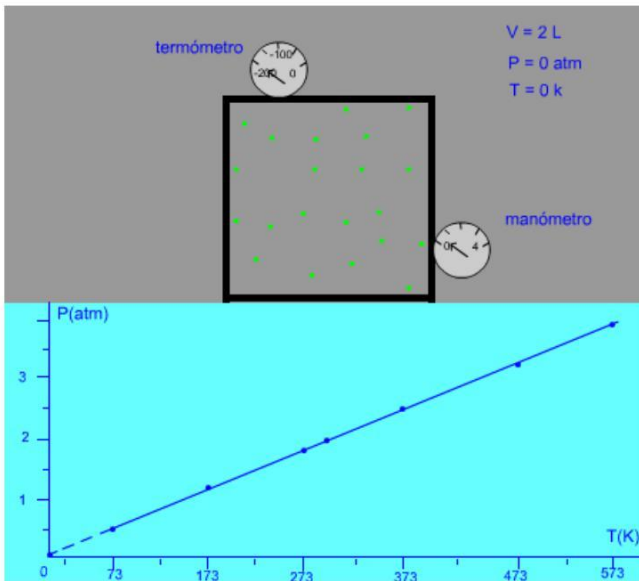
En esta **2ª Experiencia**, temperaturas bajísimas de -250°C o menores **no se pueden conseguir**. Pero como nuestra relación entre la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ y la presión es una relación lineal, podemos prolongar la recta de la gráfica hasta que corte al eje de las x, que en este caso es el eje en el que hemos puesto la temperatura en $^{\circ}\text{C}$. Este punto resulta ser **-273°C** , que será la temperatura a la cual las partículas del gas estarán en reposo. Esta temperatura, llamada **cero grados absolutos de temperatura**, no se puede alcanzar en ningún caso (por un principio de la Termodinámica), podremos aproximarnos a ella pero **NO alcanzarla**.



Si establecemos el origen de coordenadas en esa temperatura de **-273°C** y la llamamos **0 grados absolutos o 0 Kelvin**, nuestra nueva escala de temperaturas la llamaremos escala absoluta de temperaturas, y los valores los obtendremos sumando a la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ el valor de 273.

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

Los gases y la Teoría Cinética



En esta gráfica en el eje de las x, en donde ponemos los valores de temperatura, hemos utilizado la escala absoluta de la misma, es decir, una escala en grados Kelvin.

Naturalmente el origen es 0 K, temperatura para la cual la velocidad de las partículas del gas será cero y equivale a -273°C .

Ley de Gay-Lussac

Con la **2ª Experiencia**, hemos llegado a la ley Gay-Lussac de pues se trata de establecer la relación lineal que liga la presión del gas **P**, con la temperatura en grados centígrados, o mejor en grados absolutos (o grados K) **T**, que como vemos en la animación, se trata de una recta que pasa por el origen, por tanto, será del tipo $y=kx$, en nuestro caso $P = k_2 T$.

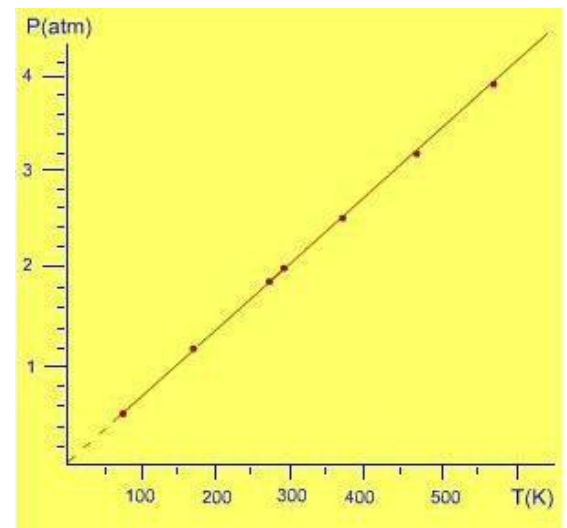
$$P = k_2 T$$

A volumen constante, la presión de un gas en un recipiente, depende directamente de la temperatura absoluta"

En nuestra 2ª Experiencia, **manteniendo el volumen constante y el nº de partículas**, y variando la temperatura para medir los valores de presión para cada una de ellas, los valores obtenidos han sido:

t ($^\circ\text{C}$)	T (K)	P(atm)
-200	73	0,50
-100	173	1,20
0	273	1,90
20	293	2,00
100	373	2,50
200	473	3,20
300	573	3,90

Cuya gráfica, representando P(atm) frente a la temperatura en grados Kelvin será:



Como vemos es una relación lineal (recta que pasa por el origen en la gráfica $P = f(T)$), por tanto del tipo $P = k_2 T$.

Para este nº de partículas y el volumen constante $V=2$ litros, la constante k_2 (pendiente de la recta) toma un determinado valor. Para otro volumen k_2 tomará otro valor, pero siempre la recta pasará por el origen, es decir $0\text{K} = -273^\circ\text{C}$.

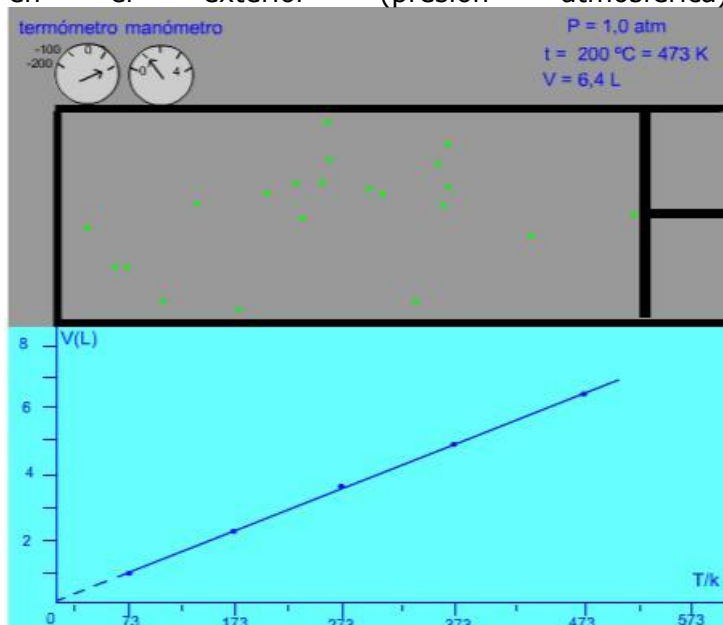
Los gases y la Teoría Cinética



GAY-LUSSAC (1778-1850), físico y químico francés conocido por su importante contribución a las LEYES de los GASES.

Ley de Charles

Con las dos experiencias anteriores, con las que llegamos a la ley de Boyle y a la de Gay-Lussac, ya podemos expresar la LEY de los GASES. Pero, vamos a planear otra experiencia, que nos servirá de comprobación, y en la que llegaremos a otra ley: **la ley de Charles**. Para ello, manteniendo la presión del gas constante, iremos aumentando la temperatura del mismo y, viendo como aumenta de volumen. Se trata pues de a **$P = \text{cte}$** , ver cómo **V depende de T (temperatura absoluta del gas)**. Para conseguir que la presión sea constante, sólo debemos meter el gas en un recipiente con émbolo y dejar éste libre. La presión en el interior será siempre igual a la presión en el exterior (presión atmosférica).



CHARLES (1746-1823), físico francés, fue profesor de la Sorbona y llegó a la expresión de su propia ley de los gases

Los valores obtenidos están en la siguiente tabla. Como vemos es una relación lineal.

t (°C)	T (K)	V (L)
-200	73	1,0
-100	173	2,3
0	273	3,7
100	373	5,1
200	473	6,4

A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V = k_3 T$$

4. Síntesis de estas leyes

Ley de estado de los gases ideales

Recordemos que, planteamos que la presión de un gas en un recipiente iba a depender de: el volumen del mismo, de la temperatura y del nº de partículas del gas. Las experiencias planteadas nos permitieron llegar a las siguientes leyes:

1ª Experiencia: A $t = \text{constante}$ y n° de partículas del gas = constante,

$$P = k_1 \frac{1}{V} \quad \text{Ley de Boyle.}$$

2ª Experiencia: A $V = \text{constante}$ y n° de partículas del gas constante,

$$P = k_2 T \quad \text{Ley de Gay Lussac}$$

Es decir, **la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas e inversamente proporcional al volumen del recipiente.** Todo esto para un nº de partículas del gas constante, es decir para una determinada cantidad de gas. Esto último podemos expresarlo así:

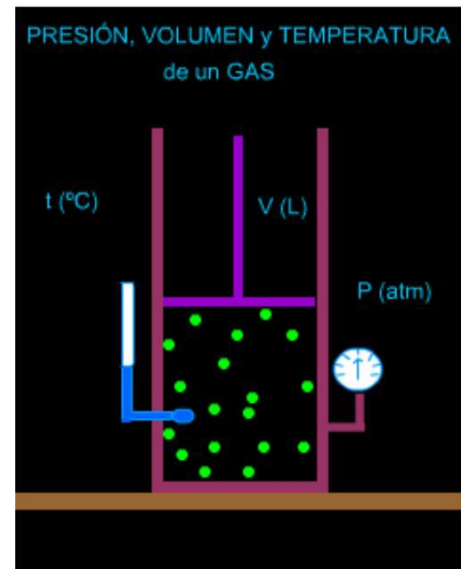
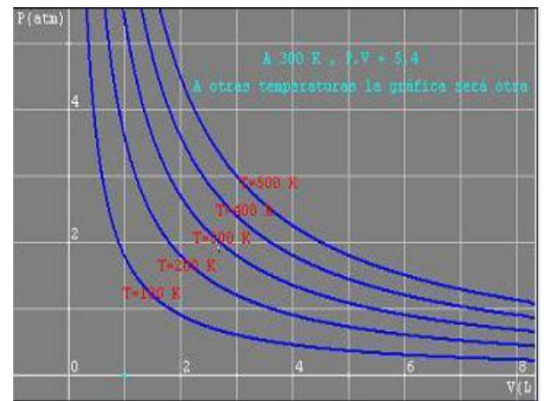
$$P = k \frac{T}{V} \quad \text{o lo que es lo mismo} \quad \frac{PV}{T} = k = \text{cte}$$

$$\text{o también es lo mismo} \quad \frac{PV_1}{T_1} = \frac{PV_2}{T_2} = \text{cte}$$

Para un nº de partículas de cualquier gas, el producto PRESIÓN por VOLUMEN partido por la TEMPERATURA absoluta del gas es una CONSTANTE.

Esta LEY DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES, nos permitirá, conocidas unas condiciones de presión de volumen y de temperatura, pasar a otras determinadas (es decir de la condición 1 a la 2 o a la 3...)

En la siguiente gráfica representamos P en atm frente a V en L, para cada valor de temperatura absoluta T . Como vemos, para cada valor de T , las gráficas son hipérbolas, respondiendo a la Ley de Boyle.





Para practicar

Utiliza tu cuaderno y trata de resolver los siguientes ejercicios:

1.-En una tabla similar a la siguiente, introduce las propiedades características de un SÓLIDO, un LÍQUIDO o un GAS, como : MASA, PESO (en el campo gravitatorio terrestre), VOLUMEN, DENSIDAD, FORMA, COMPRESIBILIDAD (se comprimen con facilidad)...

SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS

2- Calcula la PRESIÓN que ejerce sobre el suelo de hielo, una persona de 70 Kg, si la superficie de las suelas de sus zapatos es de 260 cm². ¿Y si se coloca unos esquíes de superficie 3000 cm²? (Tómese g=10 N/Kg).

DEFINICIÓN de PRESIÓN

$$P = \frac{F}{S}$$

3.- Un gas ejerce sobre las paredes de un recipiente una presión de 0,75 atm. Pasa esa presión a la unidad del sistema SI.

EQUIVALENCIAS

$$101325 \frac{Pa}{atm}$$

4.- En un punto de la superficie terrestre la Presión atmosférica resulta ser de 750 mb. ¿cuál es la presión en atm y en Pa?.

$$9.87 \cdot 10^{-6} \frac{atm}{Pa}$$

5.- La presión de un gas en un recipiente, resulta ser de 76.420 Pa ¿cuál es la presión en atmósferas?

LEY de BOYLE

$$P \cdot V = k_1 = cte$$

6.- Una determinada cantidad de gas que ocupa un recipiente de 2,5 L y ejerce una presión sobre las paredes del mismo de 3,2 atm ¿qué presión ejercerá si el volumen lo reducimos a 1,2 L manteniendo constante la temperatura? ¿y si lo aumentamos a 4,6 L?

V (L)	P (atm)
1,0	5,4
1,5	3,6
2,0	2,7
4,5	1,2
5,4	1,0

7.- Experimentando a temperatura constante con una determinada cantidad de gas e ir variando el volumen del recipiente (dotado de émbolo) y midiendo los valores de presión para cada volumen, los valores vienen representados en esta tabla:

¿Cumple con la ley de Boyle?. Haz la gráfica P(atm) en el eje de las "y" frente a V(L) en el eje de las "x" ¿qué gráfica se obtiene?.

¿Cuál será la presión para un volumen de 2,5 L?



Para practicar

8.-¿ Podemos considerar que, en una determinada zona del espacio, la temperatura es de -300°C ? ¿y de -268°C ?. Explícalo.

9.-Experimentando con distintos gases y distintas cantidades de los mismos, a volumen constante, como lo hemos hecho hasta llegar a la ley de Gay-Lussac, al representar los valores de $P(\text{atm})$ frente a $t(^{\circ}\text{C})$, las rectas obtenidas ¿crees que cortarán todas en el mismo punto del eje de las x (en nuestro caso eje en el que ponemos la temperatura en $^{\circ}\text{C}$)?. ¿Qué punto crees que será ése?.

10.- Una determinada cantidad de aire que ocupa un recipiente cerrado de 4 litros de capacidad (asimilable a una olla a presión), a la temperatura de 100°C , la presión resulta ser de 1,7 atmósferas. Si bajamos la temperatura a 0°C ¿cuál será la nueva presión? ¿y si la subimos a 250°C ?

11.- Experimentando a volumen constante con una determinada cantidad de gas hidrógeno e ir variando la temperatura del mismo y midiendo los valores de presión para cada temperatura en $^{\circ}\text{C}$, los valores han sido representados en esta tabla:

¿Cumple con la ley de Gay-Lussac?. Haz la gráfica $P(\text{atm})$ en el eje de las "y" frente a $T(\text{K})$ en el eje de las "x" ¿qué gráfica se obtiene?. Uno de los valores tomados experimentalmente de presión no ha sido correcto ¿cuál crees que es? Razónalo.

¿Cuál será la presión para una temperatura de 250°C ?

12.- Una determinada cantidad de aire está contenida en un recipiente dotado de émbolo, de manera que siempre la presión será la misma que la del exterior (la atmosférica del momento). Si el volumen resulta ser de 4 litros y la temperatura 20°C , y calentamos el aire hasta 200°C ¿cuál será el Volumen de aire (del recipiente)? . ¿Y si lo enfriamos hasta 0°C ?

13.- Experimentando a presión constante ($P=1\text{atm}$) con una determinada cantidad de gas hidrógeno e ir variando la temperatura del mismo y midiendo los valores de volumen para cada temperatura en $^{\circ}\text{C}$, los valores han sido:(en esta tabla)

Comprueba si se cumple la ley de Charles representando en tu cuaderno la gráfica $V(\text{L})$ frente a la temperatura en grados absolutos. ¿Se cumple? Razónalo. ¿Cuál será el volumen a 350°C ?

Escala absoluta de temperaturas

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

LEY de GAY-LUSSAC

$$P = k_2 T$$

$t(^{\circ}\text{C})$	$P(\text{atm})$
-150	0,50
0	1,11
100	1,52
200	1,70
350	2,55
450	2,96

LEY de CHARLES

$$V = k_3 T$$

$t(^{\circ}\text{C})$	$V(\text{L})$
-100	2,36
20	4,00
150	5,77
250	7,14
450	9,87



Para practicar

14.- En un recipiente de volumen 2 L tenemos hidrógeno a una temperatura de 20°C y 1 atm de presión. Si lo pasamos a otro recipiente de volumen 3 L y aumentamos su temperatura hasta 100°C ¿cuál será su presión?

15.- Disponemos de un volumen de 20 L de gas helio, a 2 atm de presión y a una temperatura de 100°C. Si lo pasamos a otro recipiente en el que la presión resulta ser de 1,5 atm y bajamos la temperatura hasta 0°C ¿cuál es el volumen del recipiente?.

16.- En un recipiente de 5 L de volumen, tenemos aire a 1 atm de presión y 0°C de temperatura. Si disminuimos el volumen del recipiente a 2 L y la presión resulta ser de 3 atm ¿cuál es la temperatura del aire en °C?.

LEY de los GASES IDEALES

para una determinada cantidad de gas:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$

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

Para saber más



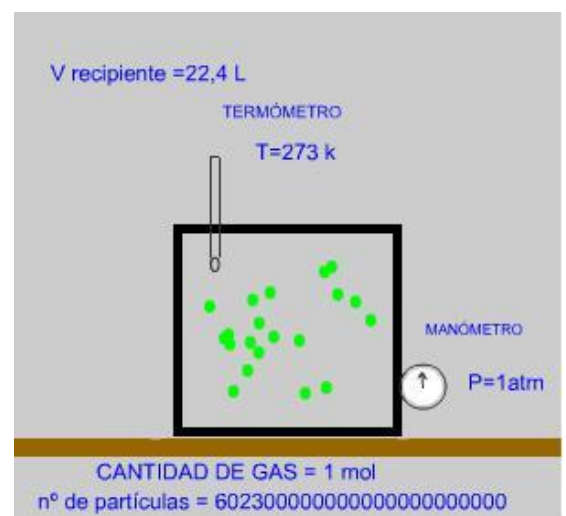
Ley de estado de los GASES IDEALES.

Hasta ahora, hemos llegado a la ley de los GASES IDEALES para una determinada cantidad de gas, es decir, para un determinado nº de partículas. Esta ley ha resultado ser:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$

Nuestra constante k, tomará un valor distinto para cada nº de partículas del gas que consideremos.

Si establecemos unas condiciones de PRESIÓN y de TEMPERATURA que llamaremos **CONDICIONES NORMALES, como P = 1 atm y t = 0°C ó T=273 K**, al considerar un volumen de gas de V= 22,4 L llamaremos a esta cantidad de gas **1 mol del mismo**. Si considerásemos 44,8 L serían 2 moles del mismo, si considerásemos 67,2 L del mismo serían 3 moles del mismo...



El nº de moles de un gas, lo llamaremos **n**, así la constante de la ecuación de los gases k , será igual a **$k = n \cdot R$** , siendo **R** la constante de los gases ideales. Para determinarla, si 1 mol de gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros, la constante R valdrá substituyendo valores para las **CONDICIONES NORMALES** ($P = 1 \text{ atm}$, $V = 22,4 \text{ L}$, $T = 273 \text{ K}$ y $n=1\text{mol}$) el valor de R será:

$$\frac{1 \cdot 22,4}{273} = 1 \cdot R$$

de donde **$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$** .

Conocido el valor de R llamada **CONSTANTE DE LOS GASES IDEALES**, la ecuación de estos gases para cualquier cantidad de gas será:

$$PV = nRT$$

Como vemos, esta será la Ecuación de estado del gas ideal haciendo intervenir el nº de partículas. En la **3ª Experiencia** que planeamos inicialmente, podemos ahora ver, que si $V=\text{constante}$, y $T=\text{constante}$, la presión de un gas depende linealmente del nº de partículas del mismo, ya que **$P = K_3 \cdot n$** , siendo $K_3 = RT/V$.



Para practicar

Utiliza tu cuaderno y trata de resolver los siguientes ejercicios:

17.- ¿Qué volumen ocuparán 0,23 moles de hidrógeno a 1,2 atm de presión y 20°C de temperatura? Recuerda que la constante de los gases ideales es $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

18.- Tenemos 50 litros de helio a 30°C y 0.8 atm de presión. ¿Qué cantidad de moles de helio tenemos?

19.- Si tenemos 22,4 litros de nitrógeno a 0°C y 1 atm de presión ¿cuántas moles tenemos del mismo?. Y si tenemos 11,2 litros en las mismas condiciones?

20.- Un globo se llena de 2.3 moles de helio a 1 atm de presión y 10°C de temperatura ¿cuál es el volumen del globo?

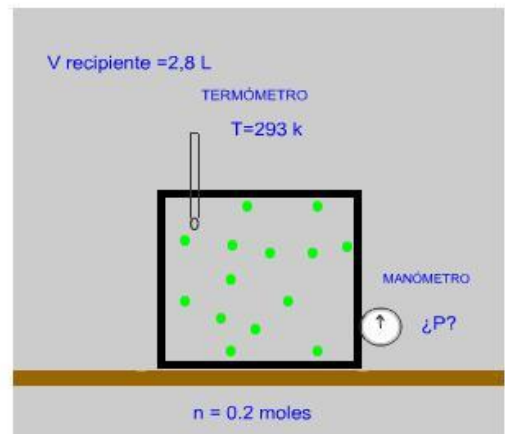
Definición de mol:

Un mol es la cantidad de átomos de ^{12}C que se encuentran en 12,0000 gramos de dicho elemento. Este nº de átomos resulta ser el **Nº de AVOGADRO** (o constante de AVOGADRO) y, es un nº enorme:

$N_A = 6000000000000000000000000000000$ átomos/mol

Es la unidad de cantidad de sustancia química.

Las leyes nos permiten hacer predicciones



Los gases y la Teoría Cinética



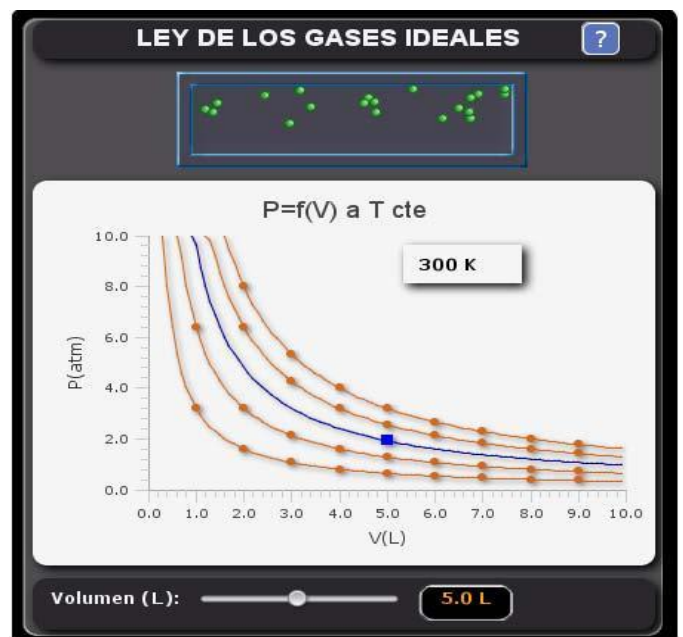
Recuerda lo más importante

Las leyes de los gases ideales son:

<p>Ley de Boyle : A temperatura constante : $P \cdot V = k$</p>	
<p>Ley de Gay-Lussac: A volumen constante : $P = k \cdot T$</p>	
<p>Ley de Charles : A presión constante : $V = k \cdot T$</p>	

Ley de los gases ideales:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$



Autoevaluación



1. Para temperatura constante, la presión de un gas es:
 - 1.- Directamente proporcional al volumen del mismo.
 - 2.- Inversamente proporcional al volumen del mismo.
2. A volumen constante, la presión de un gas es:
 - 1.-Directamente proporcional a la temperatura en grados centígrados
 - 2.-Inversamente proporcional a la temperatura en grados absolutos.
 - 3.-Directamente proporcional a la temperatura en grados absolutos.
3. A presión constante, el volumen de un gas es:
 - 1.-Directamente proporcional a la temperatura absoluta.
 - 2.-Directamente proporcional a la temperatura centígrada.
 - 3.-Inversamente proporcional a la temperatura absoluta.
4. En un recipiente de 4,5 litros de volumen, tenemos hidrógeno a 2,9 atm de presión. Si mantenemos la temperatura constante y variamos el volumen del recipiente hasta 1,9 litros ¿Cuál será la nueva presión?
5. Experimentando con gas helio s temperatura constante, obtenemos los siguientes pares de valores V(volumen) y P(presión) : Si $V=3,2$ L $P=2,0$ atm ; Si $V=6,4$ L $P= 1,0$ atm ; Si $V=8,0$ L $P=0,8$ atm. ¿Se cumple la ley de Boyle? ¿Cuál será la presión si el volumen lo hacemos 4,5 L?
 - 1.- Sí la cumple. $P = 1,4$ atm.
 - 2.- No la cumple. No se puede calcular .
 - 3.- Sí la cumple. $P = 5,9$ atm
6. En un recipiente cerrado (volumen constante) tenemos aire a 0°C y 0,9 atm de presión. ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ si la presión resulta ser de 2,9 atm?

7. Experimentamos con aire en un recipiente cerrado que, vamos calentando progresivamente y midiendo la presión en cada caso. En estas experiencias obtenemos los valores : A $t=-50^{\circ}\text{C}$ $P=0,40\text{ atm}$; A $t=20^{\circ}\text{C}$ $P=0,52\text{ atm}$; A $t=250^{\circ}\text{C}$ $P=0,94\text{ atm}$. ¿Se cumple la ley de Gay-Lussac? ¿Cuál será la presión a $t=600^{\circ}\text{C}$?
8. En un recipiente con émbolo, calentamos gas oxígeno, de manera que la presión se mantiene constante e igual a la del exterior. Si medimos los valores de volumen para cada temperatura obtenemos los pares de valores: Si $T=273\text{ K}$ $V=1,20\text{ L}$; Si $T=373\text{ K}$ $V=1,64\text{ L}$; Si $T=573\text{ K}$ $V=2,52\text{ L}$. ¿Se cumple la ley de Charles? ¿Cuál será el volumen para una temperatura de 623 K ?
9. Con una determinada cantidad de nitrógeno en un recipiente de $4,5\text{ L}$ de capacidad, a 600°C y con una presión de $2,9\text{ atm}$, pasamos a un volumen de $4,6\text{ L}$ y a una temperatura de 750°C ¿Cuál será su nueva presión?
10. Un volumen de helio de $4,5\text{ L}$ a $2,9\text{ atm}$ de presión y a 750°C de temperatura, se pasa a $4,6\text{ L}$ de manera que su presión resulta ser de $4,2\text{ atm}$ ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ en éstas nuevas condiciones?.

Soluciones de los ejercicios para practicar

SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Masa	Masa	Masa
Peso	Peso	Peso
Volumen	Volumen	Compresibilidad
Densidad	Densidad	
Forma		

- 1.
2. $P = 26.923 \text{ Pa}$. Con los esguís $P = 2.333 \text{ Pa}$
3. $P = 0,75 \text{ atm} = 75.994 \text{ Pa}$
4. $P_{\text{atmosférica}} = 750 \text{ mb} = 750 \text{ hPa} = 0,74 \text{ atm} = 74.980 \text{ pa}$
5. $P = 76.420 \text{ Pa} = 0,75 \text{ atm}$
6. En el primer caso la presión será $6,7 \text{ atm}$. En el segundo caso será $1,7 \text{ atm}$.
7. Sí se cumple la ley de Boyle pues para todos los casos $P.V = 5,4 = \text{constante}$
8. No. Nunca podemos considerar temperaturas por debajo de -273°C . La temperatura de -268°C sí es posible y equivale a 5 K .
9. En las experiencias con distintos gases y distintos volúmenes, en las gráficas $P = f(t)$ las rectas siempre cortan al eje en el que ponemos la temperatura en -273°C .
10. Como se cumple la ley de Gay-Lussac $P = k T$, a 0°C la presión será $P = 1,24 \text{ atm}$ y a 200°C la presión será $P = 2,16 \text{ atm}$.
11. Después de pasar las temperaturas en $^{\circ}\text{C}$ a Kelvin y representar gráficamente $P(\text{atm})$ frente a $T(\text{K})$ vemos que sí se cumple la ley de Gay-Lussac ya que se obtiene una recta que pasa por el origen (relación lineal).
12. Como se cumple la ley de Charles, a 473 K el volumen será de $6,46 \text{ L}$
13. Representando los valores de $V(\text{L})$ frente a la temperatura en grados Kelvin, obtenemos una recta que pasa por el origen con lo cual sí se cumple la ley de Charles. De la gráfica podemos obtener que para 623 K el volumen será $8,5 \text{ L}$.
14. En estas nuevas condiciones, la presión será de 0.85 atm .
15. En estas nuevas condiciones, el volumen será de $19,5 \text{ L}$.
16. En estas nuevas condiciones, la temperatura será de 55°C .
17. $V = 4.6$; 18. $n = 1,61 \text{ moles}$; 19. $n=1 \text{ moles}$, $n= 0,5\text{moles}$; 20. $V= 53,4 \text{ L}$

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Correcta la 2.
2. Correcta la 3.
3. Correcta la 1.
4. $P=6.9 \text{ atm.}$
5. Sí se cumple la ley de Boyle. Correcta la 1.
6. $t = 607^{\circ}\text{C.}$
7. $P = 1.6 \text{ atm.}$
8. Sí se cumple la ley de Charles. A 623 K el $V = 2.7 \text{ L.}$
9. En las nuevas condiciones $P = 3,3 \text{ atm.}$
10. En las nuevas condiciones la $t = 1242^{\circ}\text{C.}$

No olvides enviar las actividades al tutor ►