

Brown: Capítulo 10
Chang: Capítulo 5

Unidad VI Estado Gaseoso

GASES

Presión de un gas

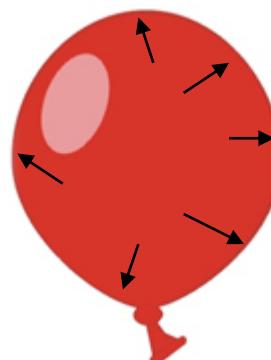
Propiedades de un gas más fáciles de medir : Temperatura
Volumen
Presión

Como definición, la presión P es:

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

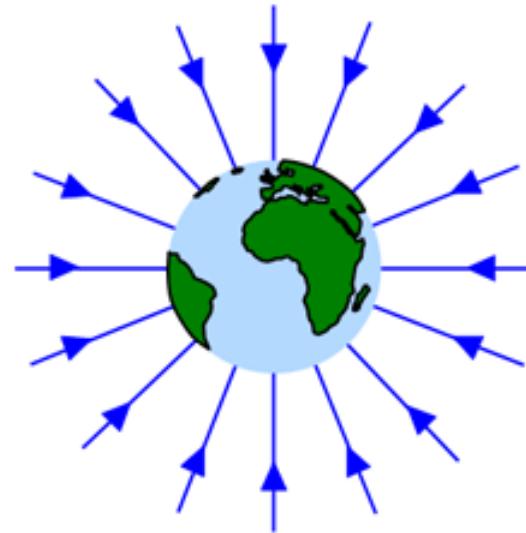
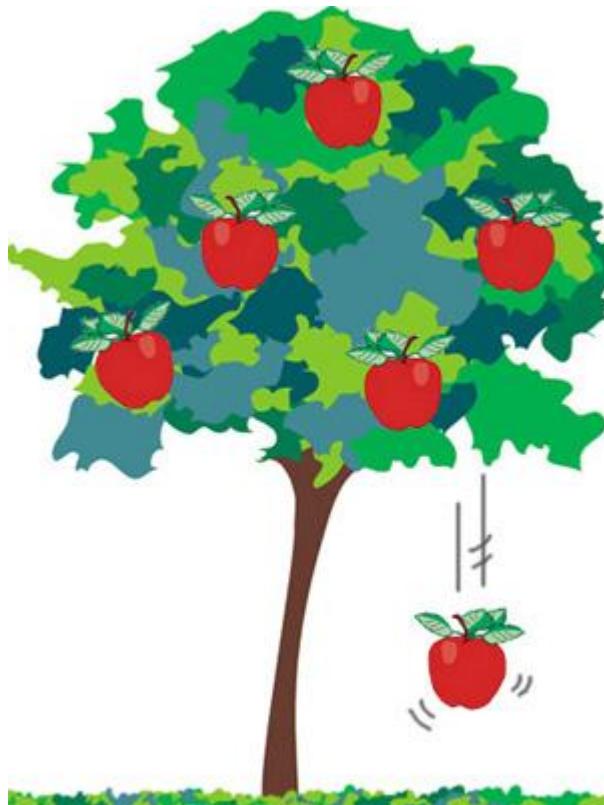
fuerza F que actúa sobre un área dada A

Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie con la que están en contacto.



GASES

Presión Atmosférica

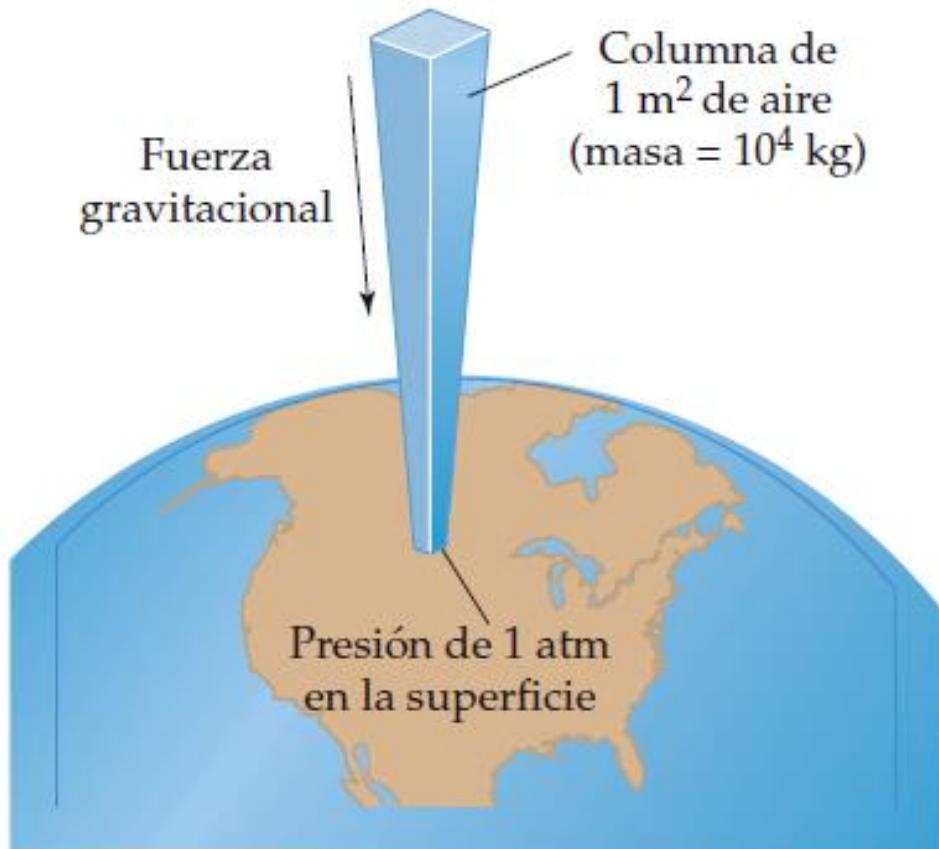


fuerza de atracción hacia el centro de la Tierra

Los átomos y moléculas de la atmósfera también experimentan una atracción gravitacional

GASES

magnitud de la presión atmosférica → $F = \text{masa} \times \text{aceleración}$
Supongamos:



$$F = (10\ 000 \text{ kg}) (9.8 \text{ m/s}^2)$$
$$F = 1 \times 10^5 \text{ N}$$

La presión ejercida por la columna será:

$$P = F/A = 1 \times 10^5 \text{ N} / 1 \text{ m}^2$$
$$P = 1 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$



Pascal (Pa)

$1 \times 10^5 \text{ Pa}$ o $1 \times 10^2 \text{ kPa}$

GASES

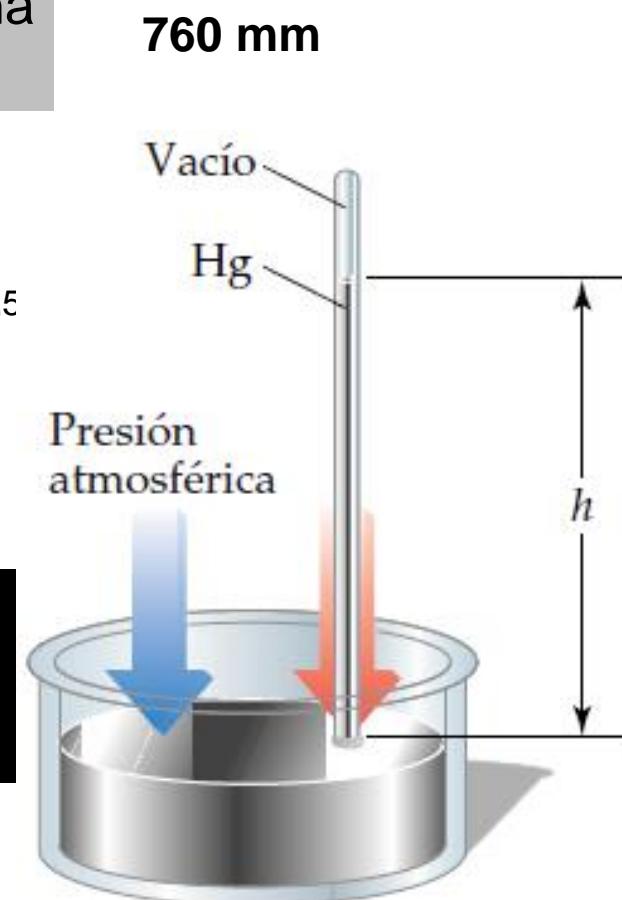
Presión atmosférica estándar: presión normal en el nivel del mar, 1 atm.

Es la presión suficiente para sostener una columna de mercurio de 760 mm de altura.

En unidades SI, esta presión es igual a 1.01325×10^5

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

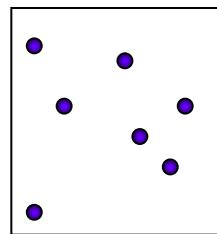
$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$



GASES

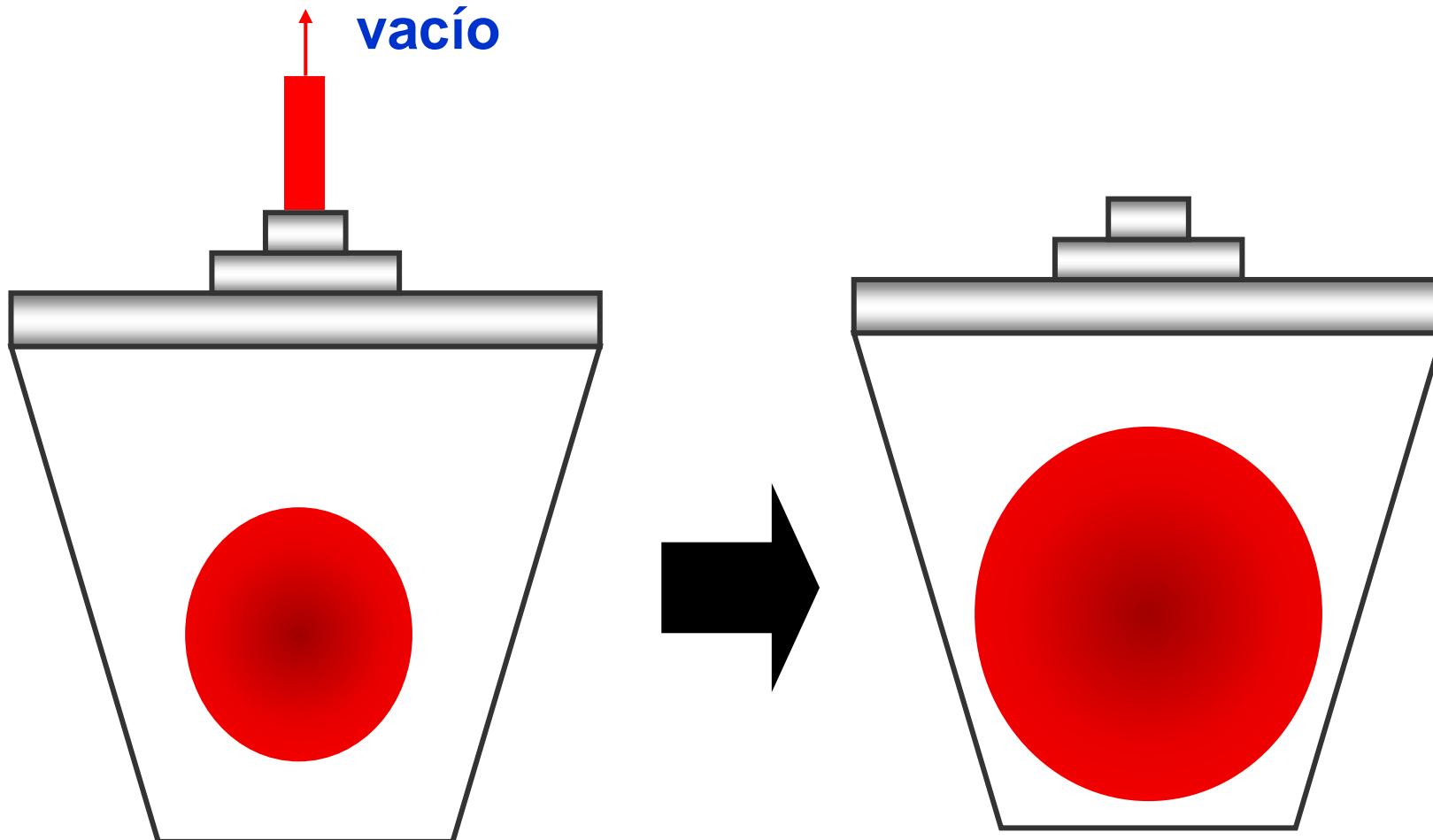
LEYES DE LOS GASES

- Los gases están compuestos por átomos o moléculas que se encuentran en constante movimiento al azar
- Un gas ideal está compuesto por partículas (moléculas) puntuales, con masa y sin atracción entre ellas.



GASES: Ley de Boyle

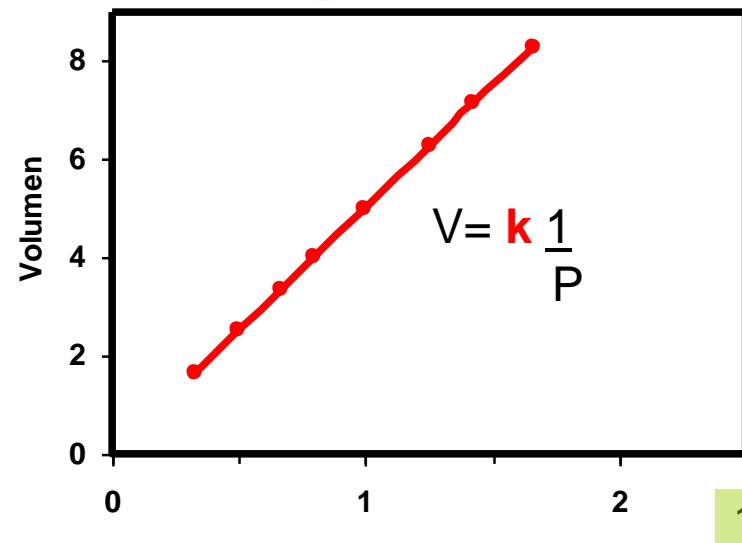
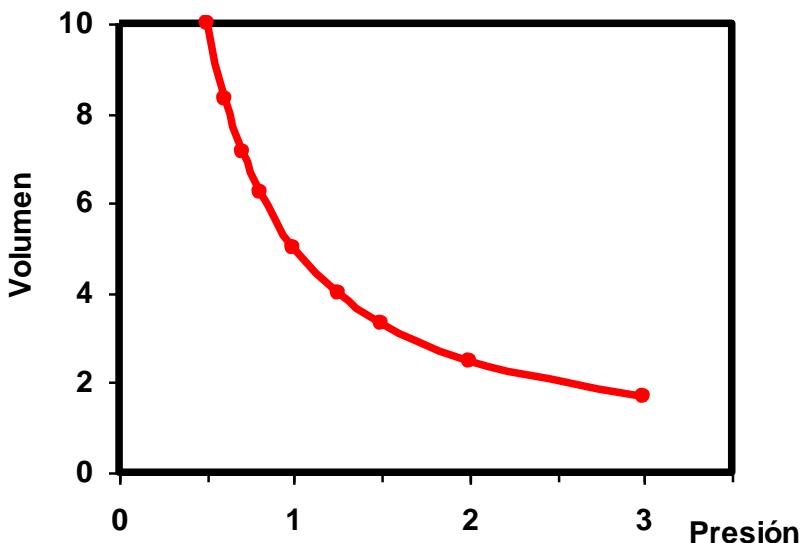
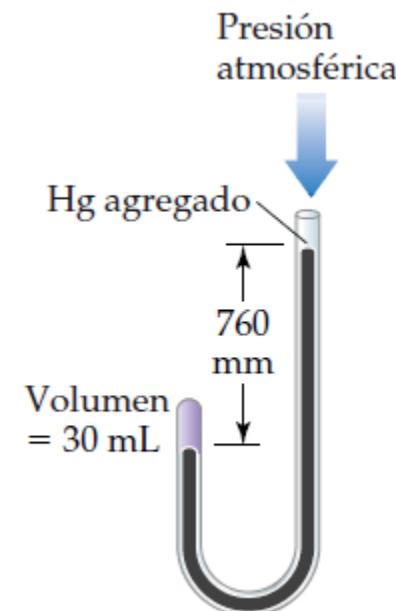
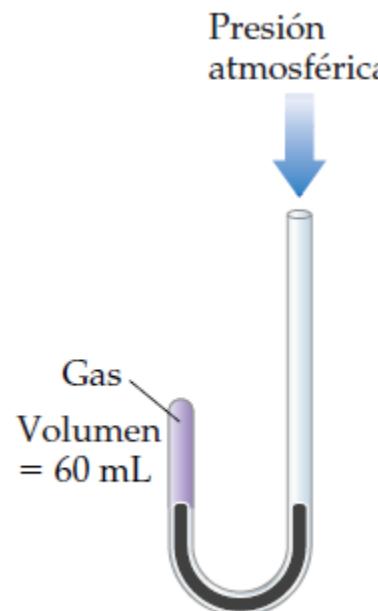
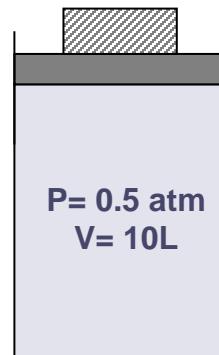
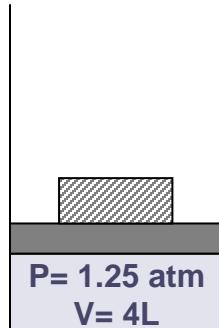
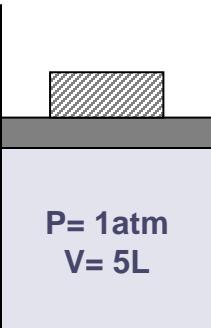
Relación presión-volumen: Ley de Boyle



Si se reduce la presión el gas se expande

Si se aumenta la presión el gas se comprime

Ley de Boyle: el volumen de una cantidad fija de gas mantenida a temperatura constante es **inversamente proporcional** a la presión.



GASES: Ley de Boyle

En consecuencia, para una misma muestra de gas en dos conjuntos distintos de condiciones se puede escribir:

$$P_1 \times V_1 = \text{cte}$$

$$P_2 \times V_2 = \text{cte}$$

P= Presión
V= Volumen

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

LEY DE BOYLE

Ejemplo: Un globo inflado tiene un volumen de 0.55L a nivel del mar (1 atm) y se deja llevar a una altura de 6.5 km donde la presión es 0.40 atm. Considerando la temperatura constante ¿cuál será el volumen final del globo?

GASES: Ley de Charles

Relación Temperatura-volumen: Ley de Charles

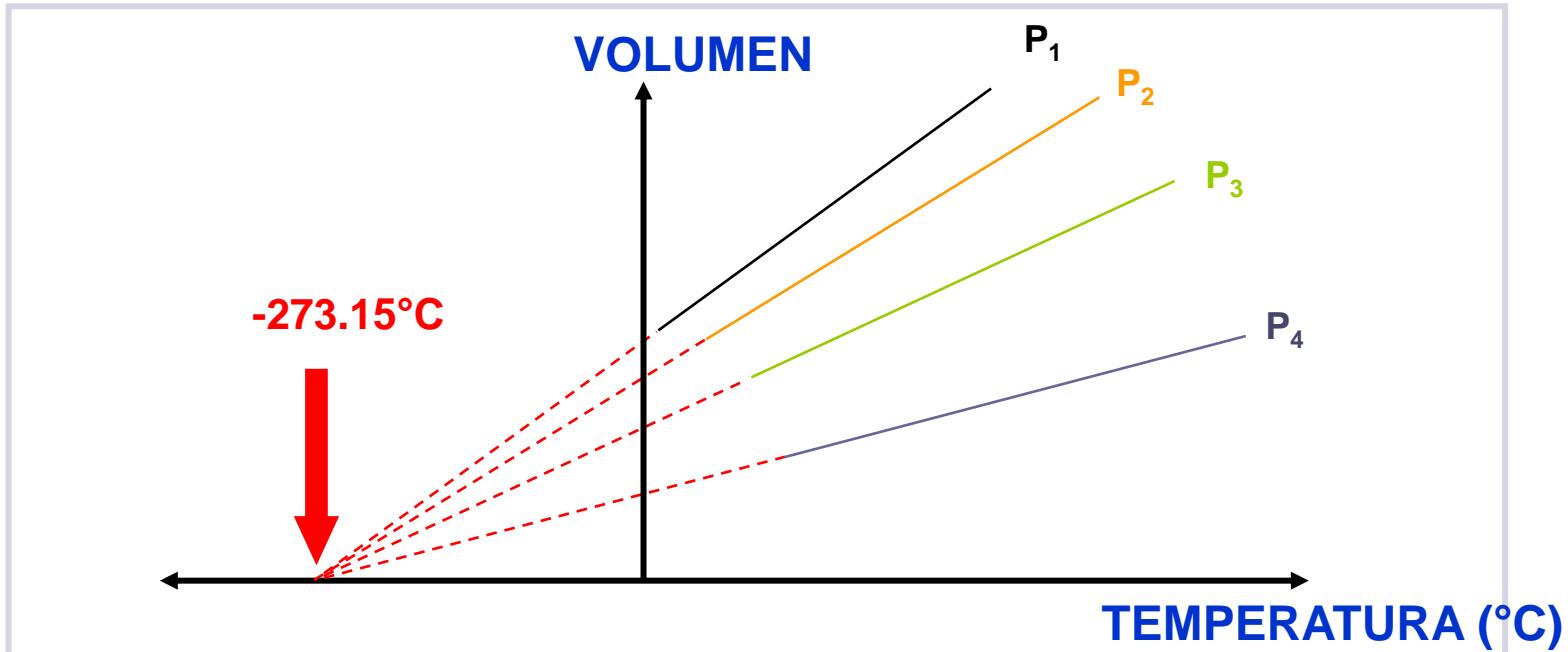
A PRESIÓN CONSTANTE

El volumen de un gas se expande cuando se calienta y se contrae cuando se enfria



El volumen de una cantidad fija de gas a presión constante aumenta de forma lineal con la temperatura.

GASES: Ley de Charles



En 1848, William Thomson un físico británico cuyo título era Lord Kelvin, propuso una escala de temperatura absoluta (**Escala Kelvin**).

En esta escala, 0 K, que se llama *cero absoluto*, es igual a -273.15°C .

GASES: Ley de Charles

La relación entre °C y K es $T(K) = t \text{ } ^\circ\text{C} + 273.15$

Ley de Charles “**El volumen de una cantidad fija de gas mantenida a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas**”

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

Nuevamente es posible comparar dos conjuntos de condiciones para una muestra dada a P cte.

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

LEY DE CHARLES

GASES: Ley de Charles

Ejemplo: El Ar es un gas inerte usado en los tubos luminosos. En un experimento, 452 mL de este gas se calientan de 22°C a 187°C a P cte. ¿Cuál es el Volumen del gas?

GASES: Ley de Gay Lussac

Relación Temperatura-presión: Ley de Gay Lussac

Un **aumento** de la temperatura, produce una **aumento** en la presión

Una disminución de la temperatura produce una disminución de la presión

Es decir la temperatura es proporcional a la presión

$$P = kT \quad \nabla \frac{P}{T} = k$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley combinada de los gases

LEY COMBINADA DE LOS GASES

Las tres leyes anteriores se pueden combinar en una sola ley: **LEY COMBINADA DE LOS GASES**

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

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

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

LEY DE BOYLE

LEY DE CHARLES

LEY DE GAY LUSSAC

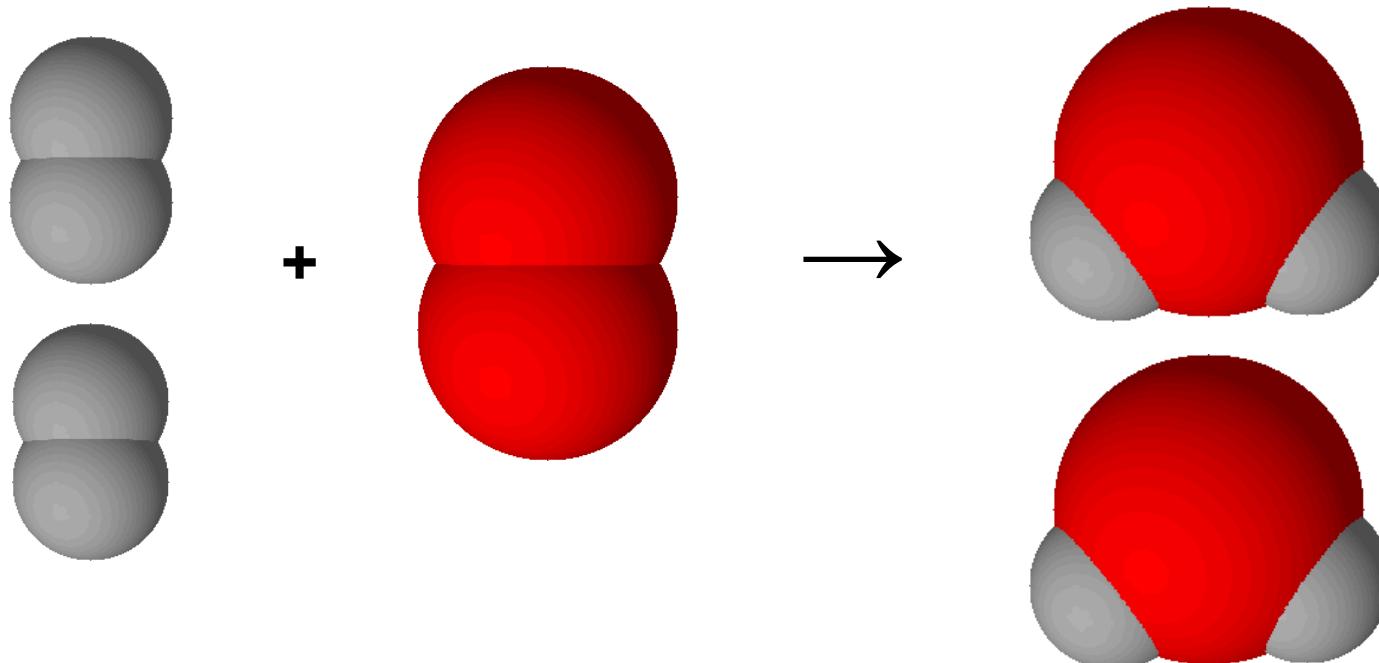
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

LEY COMBINADA DE LOS GASES

GASES: Volumenes

Gay Lussac: Ley de los volúmenes de combinación

A una presión y temperatura dadas, los volúmenes de gases que reaccionan entre sí están en proporciones de números enteros pequeños.



Por ejemplo, dos volúmenes de hidrógeno gaseoso reaccionan con un volumen de oxígeno gaseoso para formar dos volúmenes de vapor de agua

Ley de Avogadro

Relación cantidad-volumen: Ley de Avogadro

Volumen de un gas depende

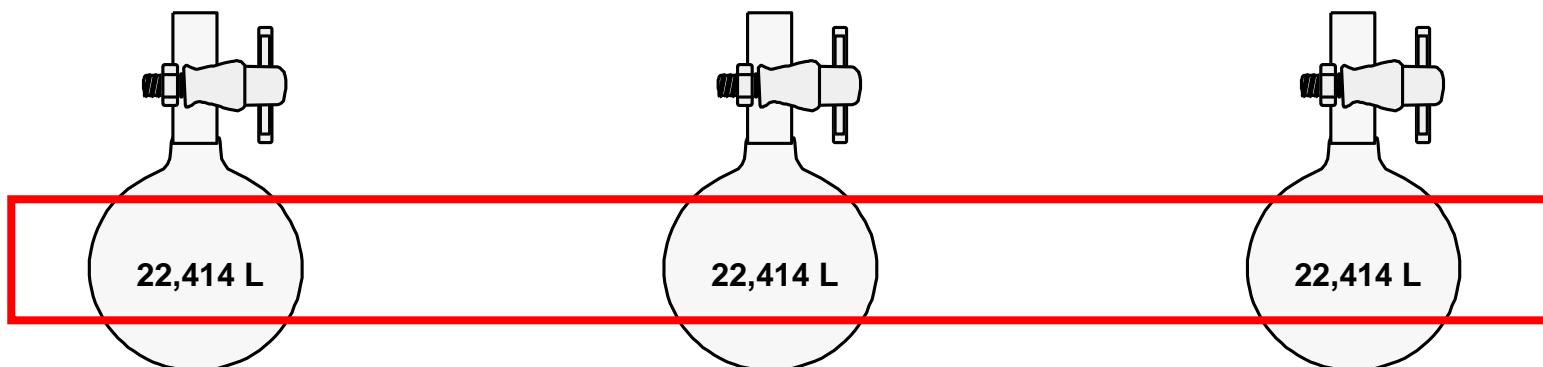
- Presión
- Temperatura
- **Cantidad de gas** → directamente proporcional

Hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen **números iguales de moléculas**.

Se puede comprobar experimentalmente que **22.4 L** de cualquier gas a **0°C** y **1 atm** contiene **6.02×10^{23}** moléculas de gas (1 mol)

Las condiciones de 0°C y 1 atm se denominan temperatura y presión estándar (TPE)

0°C y 1 atm de presión



1 mol He
4.003g de He

1 mol O₂
32.00 g de O₂

1 mol CH₄
16.04 g de CH₄

Volumen molar

Ley de Avogadro: el volumen de un gas (a temperatura y presión constantes) es directamente proporcional al número de moles del gas.

$$V \propto n$$
$$V = k n$$

Ecuación del gas ideal

Ecuación del gas ideal

$$\text{Si } V \propto 1/P$$

$$V \propto T$$

$$V \propto n$$

Se pueden combinar estas 3 ecuaciones para formar una sola expresión:

$$Va \frac{n \times T}{P} \models V = \frac{R \times n \times T}{P}$$

$$PV = n \times R \times T \quad \text{ECUACIÓN DEL GAS IDEAL}$$

donde, R, la constante de proporcionalidad y se llama **CONSTANTE GENERAL DE LOS GASES**

Ecuación del gas ideal

Unidades	Valor numérico
L-atm/mol-K	0.08206
J/mol-K ^a	8.314
cal/mol-K	1.987
m ³ -Pa/mol-K ^a	8.314
L-torr/mol-K	62.36

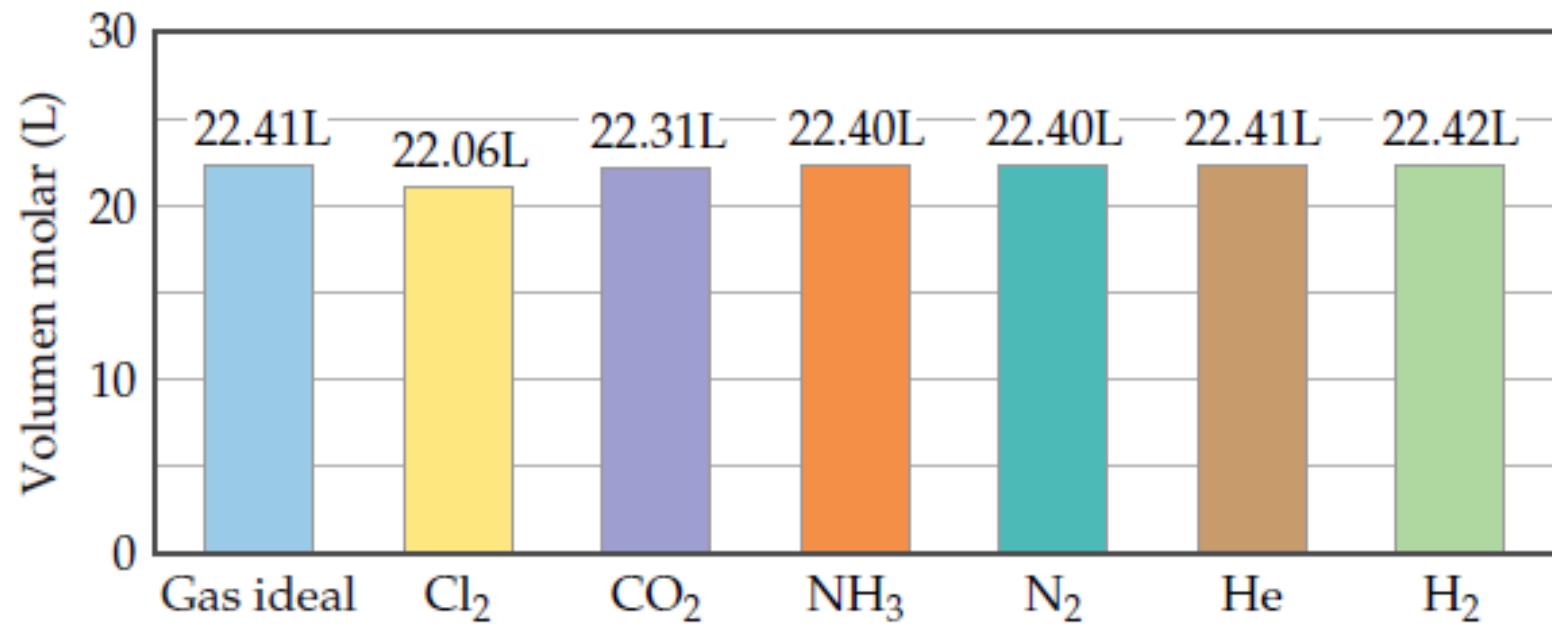
^aUnidad SI.

Ejemplo: El Hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas incoloro, inodoro y muy reactivo. Calcule la P en atm ejercida por 1.82 moles del gas en un recipiente de acceso de 5.43L a 69.5°C

Ecuación del gas ideal

Gas ideal → Las moléculas no se atraen ni se repelen
Volumen es despreciable con respecto al recipiente que lo contiene

La ecuación del gas ideal explica satisfactoriamente las propiedades de casi todos los gases en diversas circunstancias, pero no describe con exactitud los gases reales.



Comparación de volúmenes molares a TPE del gas ideal y diversos gases reales.

Ecuación del gas ideal

Densidades de los gases y masa molar

Ecuación del gas ideal: $P V = n R T$

$$\begin{aligned} n &= \frac{m}{M} & \rightarrow & P V = \frac{m}{M} R T \\ &&&\downarrow \\ P M &= \frac{m}{V} R T && \downarrow \\ &&&\text{Densidad} \end{aligned}$$

Por lo tanto la ecuación del gas ideal se puede escribir como:

$$M = \frac{d R T}{P}$$

$$\frac{MP}{R T} = d$$

Ecuación del gas ideal

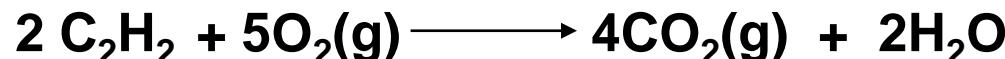
Ejercicio ¿Cuál es la masa molar de un gas ideal si 5.56 g del mismo ejercen una presión de 1 672 torr en un bulbo de 1 425 mL a 86°C?

Determinar la densidad del amoniaco (g/L) a 752 mmHg y 55 °C

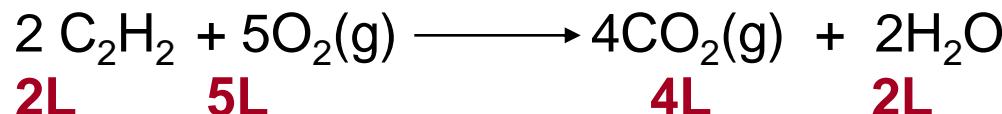
Volúmenes de gases en reacciones químicas

Cuando los reactivos y/o productos son gases, se pueden utilizar las relaciones entre cantidades (moles) y volumen para resolver los problemas.

Ejercicio: Calcule el volumen en litros de O₂(g) en C.N. que se requieren para completar la combustión de 2.64L de acetileno (C₂H₂)



Dado que tanto el acetileno como el oxígeno son gases medidos a la misma presión y temperatura, de acuerdo a la Ley de Avogadro sus volúmenes de reacción están relacionados con sus coeficientes en la reacción balanceada.



$$\begin{array}{ccc} 2\text{L de C}_2\text{H}_2 & \longrightarrow & 5\text{L de O}_2 \\ 2.64 \text{ L de C}_2\text{H}_2 & \longrightarrow & X \\ & & X = 6.60\text{L} \end{array}$$

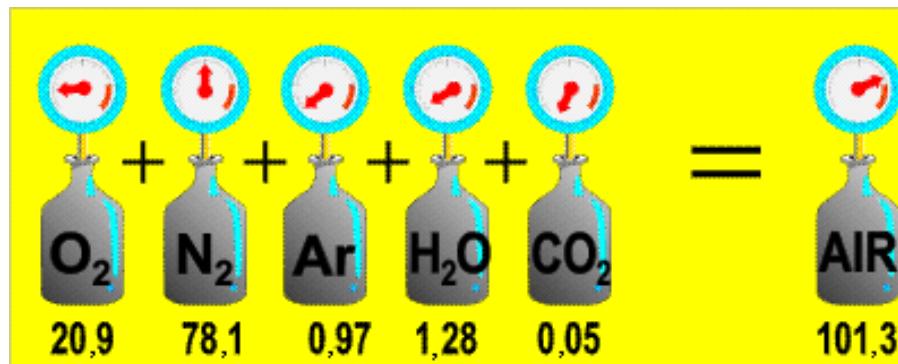
Ley de Dalton

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

Gases { puros
mezclas

Ley de las Presiones Parciales de Dalton: La presión total de una mezcla de gases es solo la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots P_i$$



Presión Parcial: Presión de los componentes individuales de la mezcla de gases

Ley de Dalton

Presiones parciales y fracciones molares

De la ley de Dalton se puede obtener:

$$P_a = X_a \cdot P_T$$

P_a = Presión parcial del gas a

X_a = Fracción Molar del gas a

P_T = Presión total del sistema

$$X_a = \frac{n_a}{n \text{ totales}}$$

$$X_a + X_b = 1$$

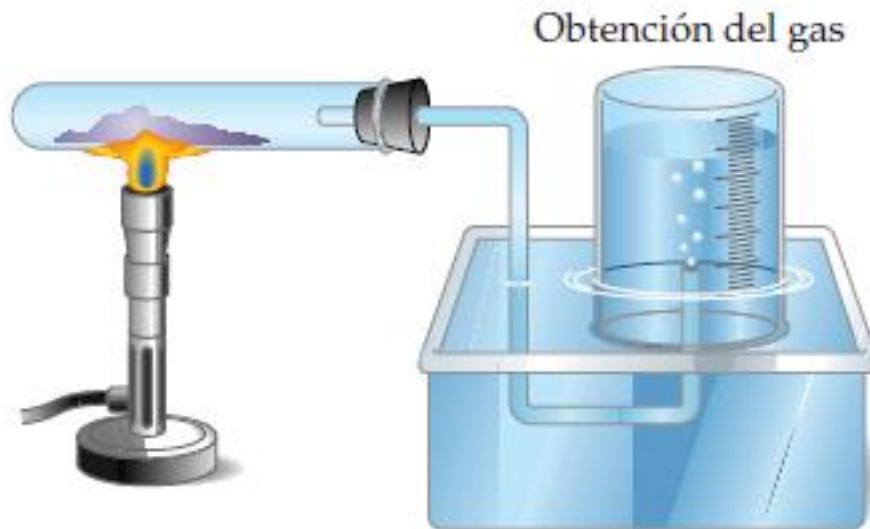
Ley de Dalton

EJERCICIO

Una mezcla gaseosa hecha con 6.00 g de O_2 y 9.00 g de CH_4 se coloca en un recipiente de 15.0 L a 0°C. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el recipiente

Ley de Dalton

Obtención de gases sobre agua



Determinar el número de moles de gas obtenidos de una reacción química, el gas se obtiene sobre agua.

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{columna de agua}}$$



$$1 \text{ cm} = 0.74 \text{ mmHg}$$

Ley de Dalton

Presión de vapor de agua a distintas temperaturas

T (°C)	Décimas de grado									
	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
0	6,1	6,2	6,2	6,2	6,3	6,3	6,4	6,4	6,5	6,5
1	6,6	6,6	6,7	6,7	6,8	6,8	6,9	6,9	7,0	7,0
2	7,1	7,1	7,2	7,2	7,3	7,3	7,4	7,4	7,5	7,5
3	7,6	7,6	7,7	7,7	7,8	7,9	7,9	8,0	8,0	8,1
4	8,1	8,2	8,2	8,3	8,4	8,4	8,5	8,5	8,6	8,7
5	8,7	8,8	8,8	8,9	9,0	9,0	9,1	9,2	9,2	9,3
6	9,4	9,4	9,5	9,5	9,6	9,7	9,7	9,8	9,9	9,9
7	10,1	10,1	10,2	10,2	10,3	10,4	10,4	10,5	10,6	10,7
8	10,7	10,8	10,9	10,9	11,0	11,1	11,2	11,2	11,3	11,4
9	11,5	11,6	11,6	11,7	11,8	11,9	12,0	12,0	12,1	12,2
10	12,3	12,4	12,4	12,5	12,6	12,7	12,8	12,9	13,0	13,0
11	13,1	13,2	13,3	13,4	13,5	13,6	13,7	13,7	13,8	13,9
12	14,0	14,1	14,2	14,3	14,4	14,5	14,6	14,7	14,8	14,9
13	15,0	15,1	15,2	15,3	15,4	15,5	15,6	15,7	15,8	15,9
14	16,0	16,1	16,2	16,3	16,4	16,5	16,6	16,7	16,8	16,9
15	17,0	17,2	17,3	17,4	17,5	17,6	17,7	17,8	17,9	18,1

Continúa en la página siguiente.

Ley de Dalton

Ejercicio

El oxígeno gaseoso generado en la descomposición del clorato de potasio se recoge sobre agua. El volumen del gas recogido a 24°C y la presión atmosférica de 762 mmHg es de 128 mL. Calcúlese la masa (en gramos) del oxígeno gaseoso obtenido. La presión de vapor del agua a 24°C es de 22.4 mmHg.

Teoría cinética - molecular

Teoría cinética-molecular

- Ecuación del gas ideal → **cómo** se comportan los gases,
- Teoría cinética-molecular → **por qué** se comportan como lo hacen

ENUNCIADOS

1. Los gases consisten en grandes cantidades de moléculas que están en continuo movimiento aleatorio
2. El volumen de todas las moléculas del gas es insignificante en comparación con el volumen total en el que está contenido el gas

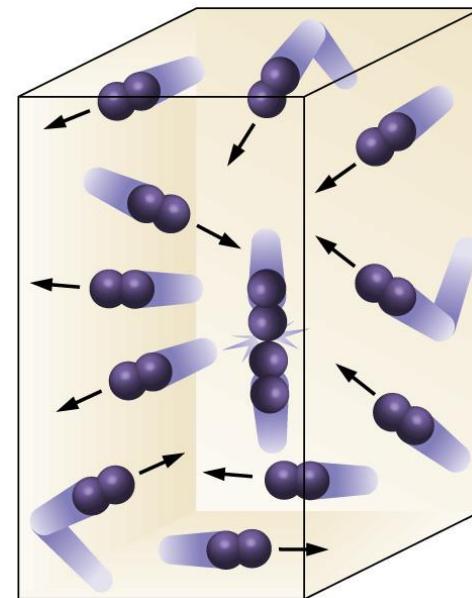
Teoría cinética - molecular

3. Las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas del gas son insignificantes
4. Los choques son perfectamente elásticos (Se puede transferir energía entre las moléculas , pero la energía cinética promedio de las moléculas no cambia con el tiempo, a temperatura constante)
5. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta. A cualquier temperatura dada, *las moléculas de todos los gases tienen la misma energía cinética promedio*

Teoría cinética - molecular

Presión de un gas

- Se debe a los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente
- La magnitud de la presión depende *de la frecuencia* y de la *fuerza* con que las moléculas chocan con las paredes.



Teoría cinética - molecular

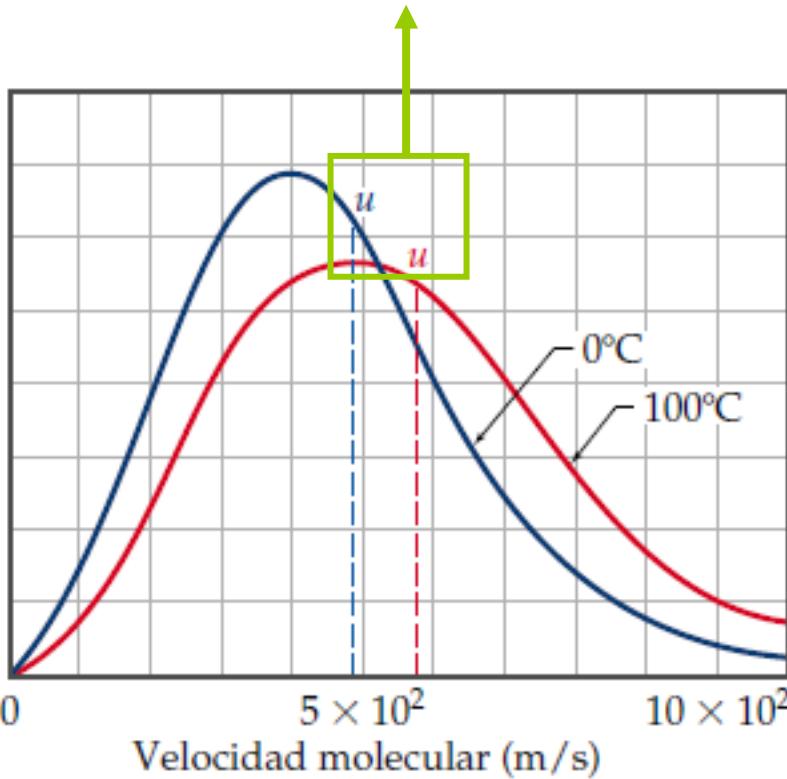
Temperatura absoluta del gas

- La *temperatura absoluta* de un gas es una medida de la *energía cinética promedio* de sus moléculas.
- Si dos gases distintos están a la misma temperatura, sus moléculas tienen la misma energía cinética promedio.
- el movimiento molecular aumenta al *aumentar la temperatura*.

Teoría cinética - molecular

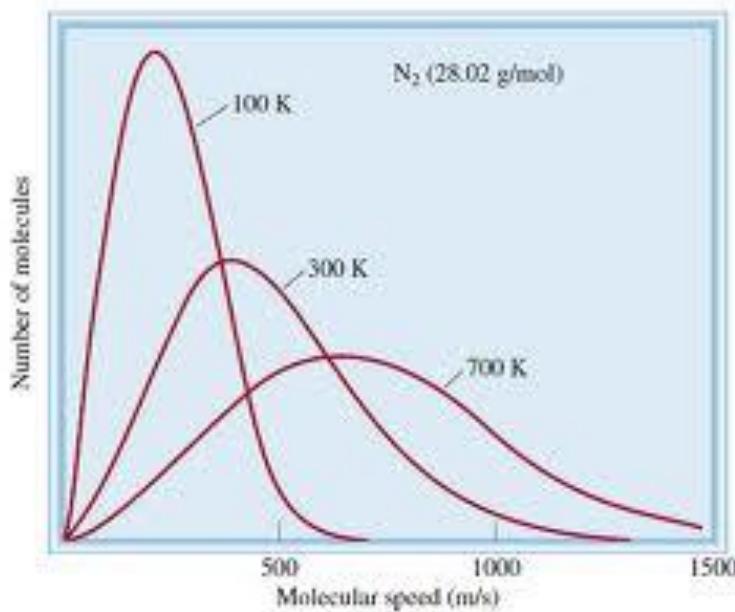
Velocidad cuadrática media (rms, u)

Fracción de moléculas con una variación de ± 10 m/s respecto a la velocidad indicada

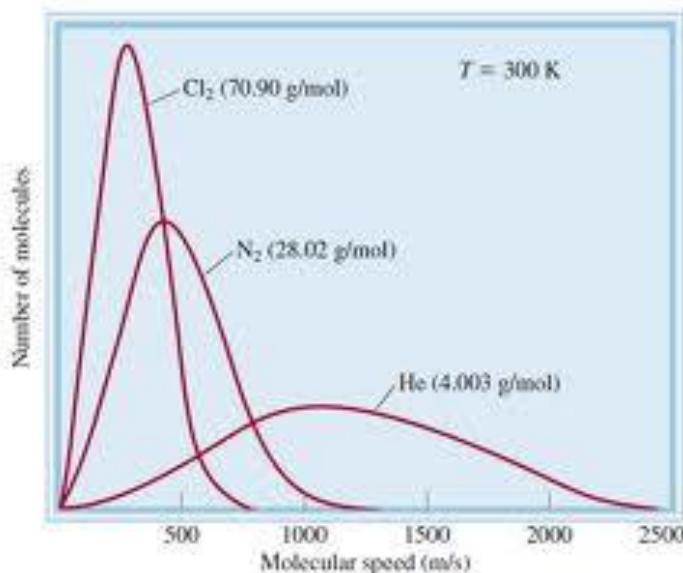


u = velocidad de una molécula que posee la energía cinética promedio

Teoría cinética - molecular



Distribución de velocidades del N_2 a distintas temperaturas



Distribución de velocidades de distintos gases a una cierta temperatura

Teoría cinética - molecular

La Energía Cinética promedio se relaciona con la rms por la ecuación:

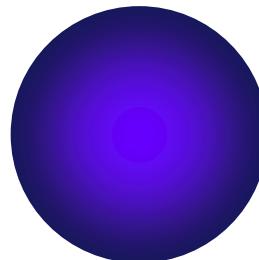
$$E = \frac{1}{2} m u^2$$

E tiene un valor específico a una temperatura T dada

He



Ar



A una T dada
 $E_{He} = E_{Ar}$

$$\begin{matrix} m & < \\ u^2 & > \end{matrix}$$

$$\begin{matrix} m & \\ u^2 & \end{matrix}$$

Teoría cinética - molecular

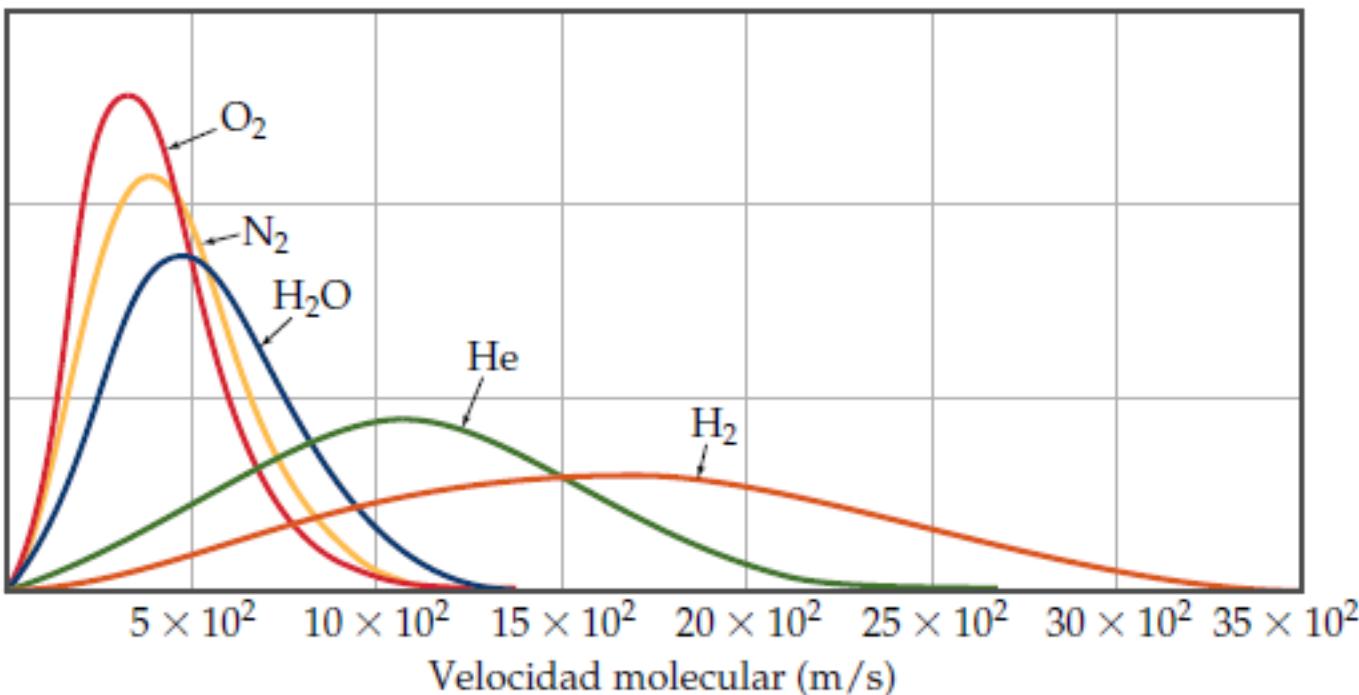
Cuantitativamente:

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

R:8.314 J/mol·K=kg·m²/s²

Distribución de las velocidades moleculares

Fracción de moléculas con una variación
de ± 10 m/s respecto a la velocidad indicada



Teoría cinética - molecular

Ejemplo: Calcule la velocidad rms de una molécula (u) de N₂ a 25°C

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Teoría cinética - molecular

EFUSIÓN Y DIFUSIÓN

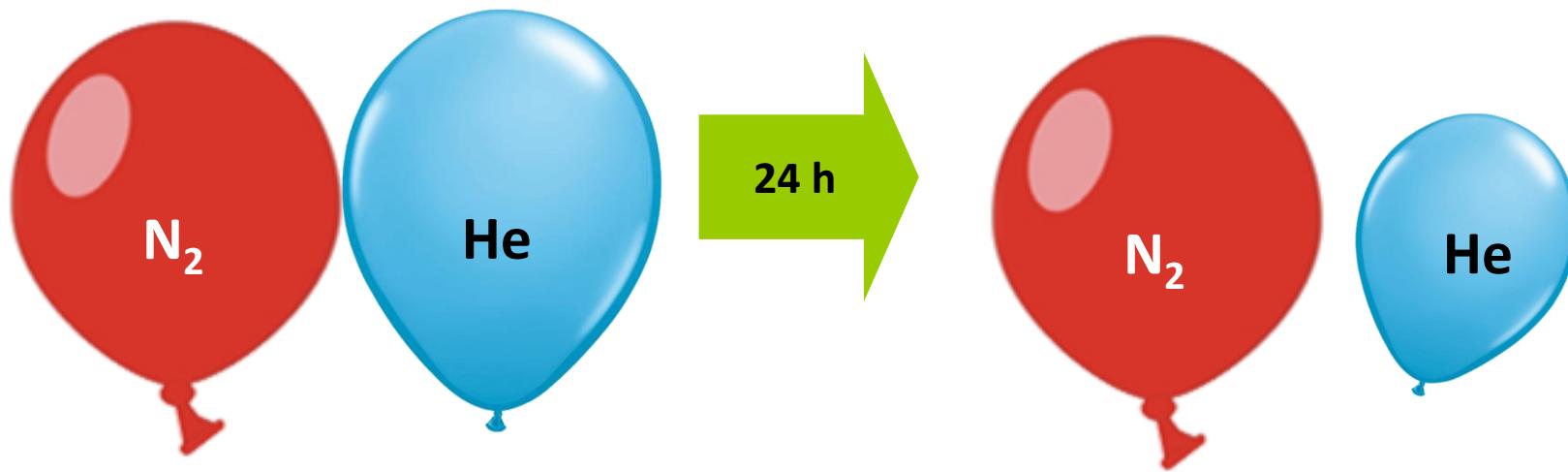
La dependencia de las velocidades moleculares con la masa tiene varias consecuencias:

- a. **Efusión:** Escape de gas a través de un agujero pequeño.
- b. **Difusión:** Dispersión de una sustancia dentro de una segunda (por ejemplo perfume en una habitación)

Teoría cinética - molecular

Ley de Efusión de Graham

Thomas Graham descubrió que la velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa molar.



2 gases a la misma temperatura y presión, el gas de menos masa molar efundirá más rápido

Teoría cinética - molecular

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

**r = velocidad de efusión
molares**

M= masas

Mientras mayor sea la velocidad de las moléculas, mayor es a probabilidad que acierten al agujero

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{3RT / M_1}{3RT / M_2}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Teoría cinética - molecular

EJERCICIO: Un gas desconocido que consta de moléculas diatómicas homonucleares efunde con una velocidad que es 0.355 veces la del oxígeno a la misma temperatura. Determine la identidad del gas desconocido

Compárese la efusión del helio y el oxígeno a la misma temperatura

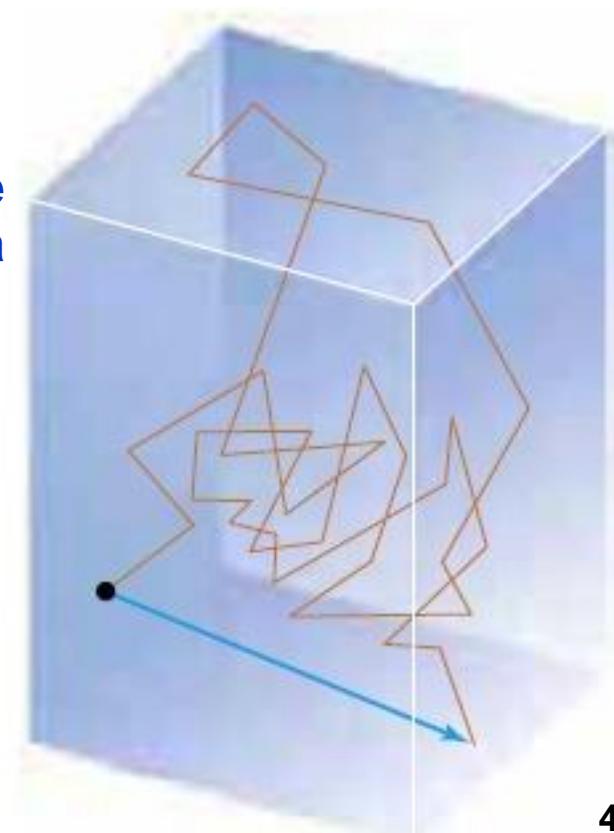
Teoría cinética - molecular

Difusión y Trayectoria libre media

La difusión es más rápida si las moléculas son ligeras.

Los choques moleculares dificultan la difusión.

Trayectoria libre media: distancia promedio que una molécula recorre entre choques. Varía con la presión



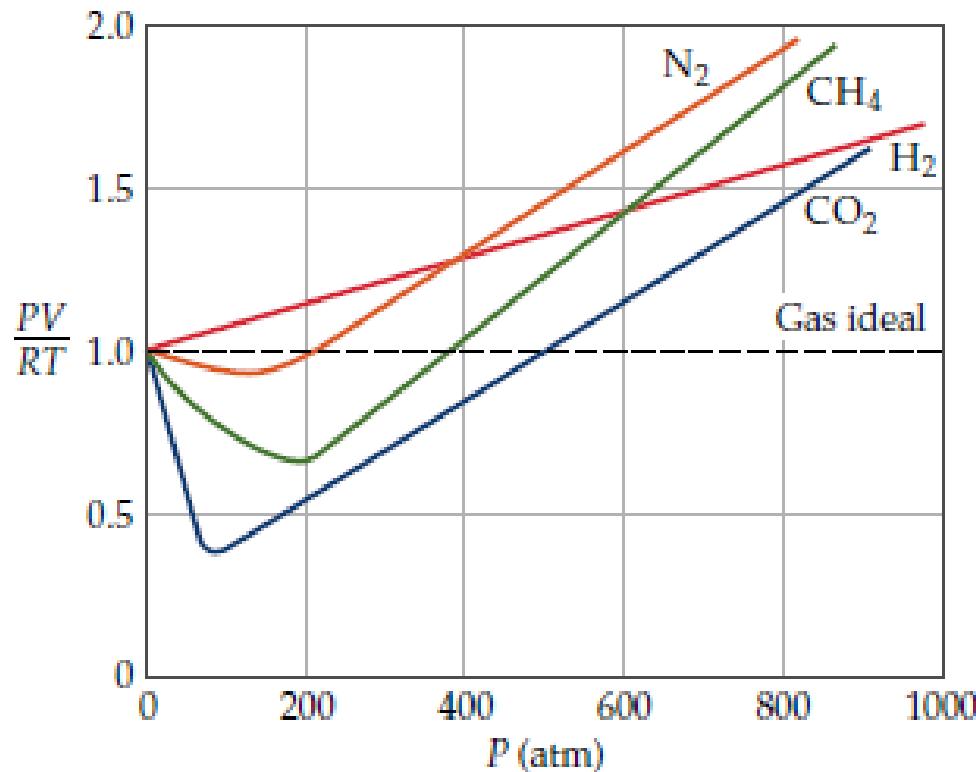
Gases reales: desviaciones respecto al comportamiento ideal

El grado en que un gas real se aparta del comportamiento ideal puede verse reacomodando la ecuación del gas ideal:

$$\frac{PV}{RT} = n$$

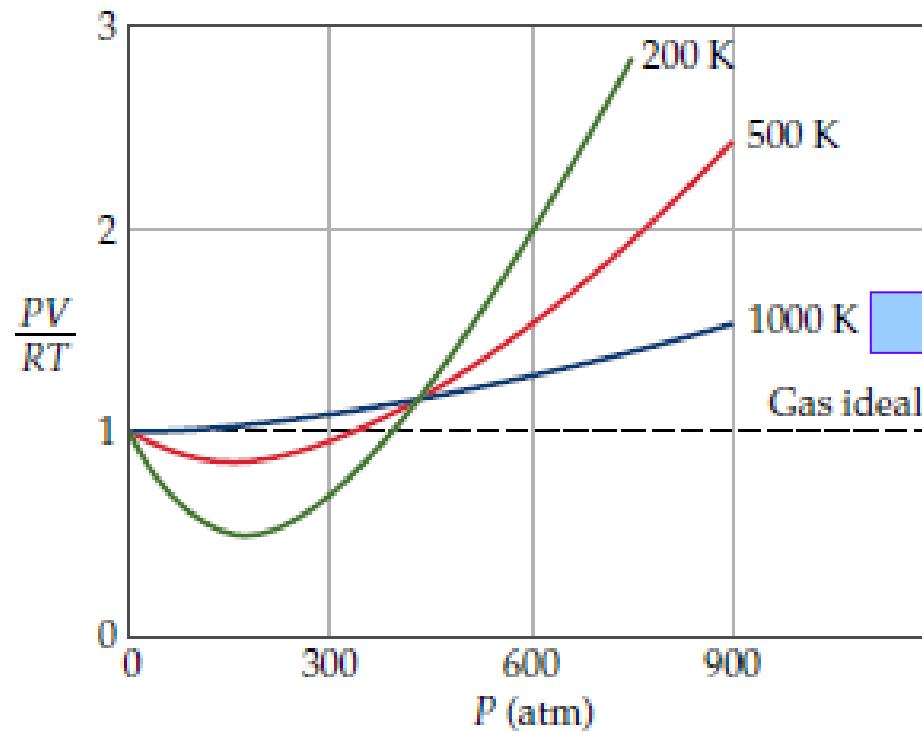
Para un mol de gas ideal ($n = 1$) la cantidad PV/RT es igual a 1 a todas las presiones

PV/RT vs. presión para un mol de diversos gases a 300 K.



- Los gases reales no se comportan idealmente cuando la presión es alta.
- Bajo 10 atm aprox, puede utilizarse la ecuación del gas ideal.

La desviación respecto al comportamiento ideal también depende de la temperatura.



Al aumentar la temperatura, el gas se acerca más al comportamiento ideal.

PV/RT vs. presión para un mol de nitrógeno gaseoso a tres temperaturas distintas

Moléculas de un **gas ideal**:

No ocupan espacio

No ejercen atracciones entre sí.

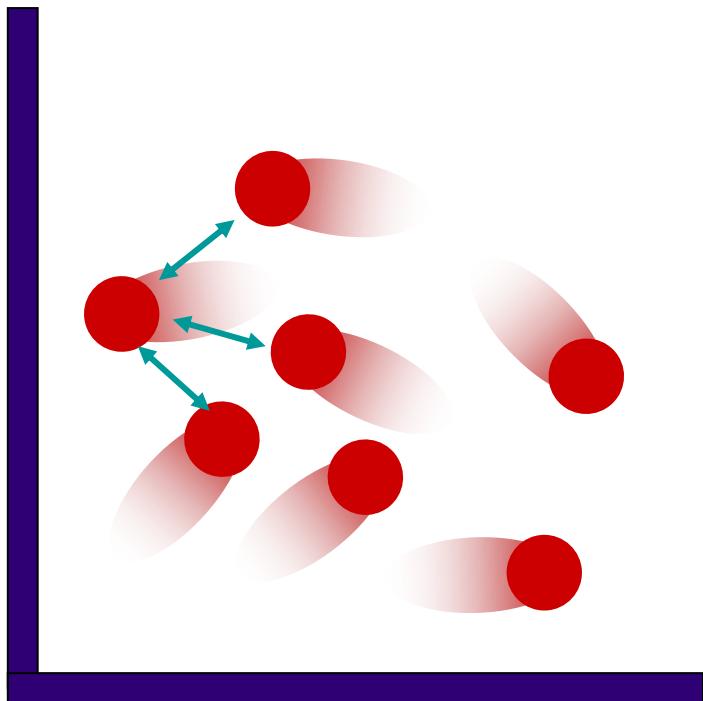
Moléculas **reales**

Tienen un volumen finito

Se atraen.



Fuerzas de atracción actúan cuando están a corta distancia → **mayor presión**

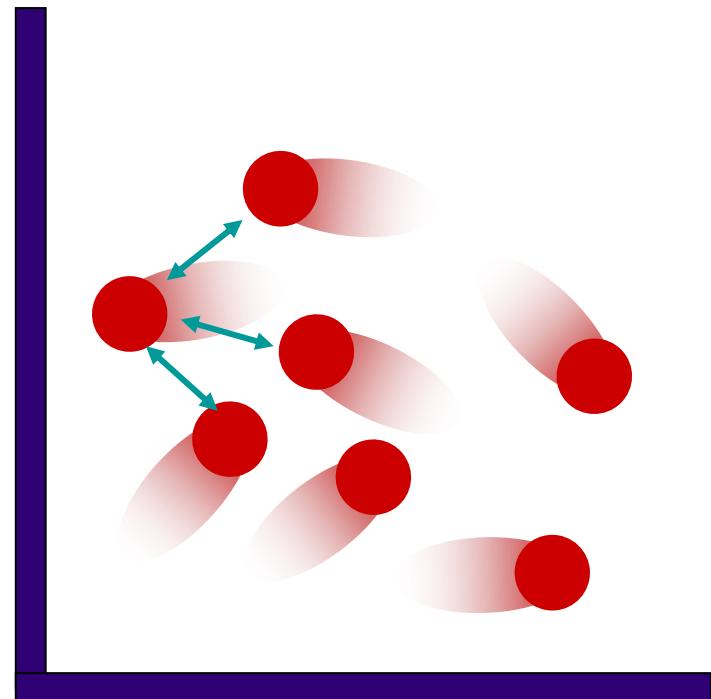


A mayor temperatura las moléculas tienen energía suficiente como para vencer las fuerzas intermoleculares → Gas ideal

A mayor Presión las moléculas están más cerca unas de otras, por lo que sienten las fuerzas intermoleculares → Se aleja del gas ideal

Efecto de las fuerzas de atracción intermoleculares:

V gas real < V gas ideal



Ecuación de van der Waals

Para un gas ideal:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Para un gas real, la expresión corregida incluye los dos efectos:

- Volumen finito que ocupan las moléculas del gas
- Fuerzas de atracción entre las moléculas del gas.

Se introducen dos constantes, a y b :

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

Corrección por el
volumen de las
moléculas
(Volumen finito)

Corrección por las
atracciones moléculares

b = medida del volumen real ocupado por un mol de moléculas del gas (L/mol)

a = L²atm/mol².

La ecuación se reacomoda para dar esta forma de la **ecuación de van der Waals**:

$$\frac{(P + \underline{n^2a})}{V^2} (V - nb) = nRT$$

Las constantes de van der Waals a y b son diferentes para cada gas.

Constantes de van der Waals para moléculas de gas

Sustancia	a (L ² -atm/mol ²)	b (L/mol)	
He	0.0341	0.02370	
Ne	0.211	0.0171	
Ar	1.34	0.0322	
Kr	2.32	0.0398	
Xe	4.19	0.0510	
H ₂	0.244	0.0266	
N ₂	1.39	0.0391	
O ₂	1.36	0.0318	
Cl ₂	6.49	0.0562	
H ₂ O	5.46	0.0305	
CH ₄	2.25	0.0428	
CO ₂	3.59	0.0427	
CCl ₄	20.4	0.1383	Aumentan con la masa molar y la complejidad de las moléculas

EJERCICIO: Una cantidad de 3.50 moles de Cl_2 ocupa 5.20 L a 100K. calcúlese la presión del gas (atm) usando

- a) Ecuación gas ideal
- b) Ecuación de Van der Waals