

TEMA 2.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. GASES (I).



Tema 2. - Gases

1. **Introducción.**
2. **Leyes de los gases ideales.**
 - ❑ **Concepto de presión.**
 - ❑ **Relación entre p y V de un gas. Ley de Boyle.**
 - ❑ **Relación entre T y V de un gas. Ley de Charles.**
 - ❑ **Ley de Gay-Lussac y ley de Avogadro.**
 - ❑ **Ecuación de estado del gas ideal.**
 - ❑ **Mezclas de gases ideales.**
3. **Efusión y difusión. Ley de Graham.**
4. **Teoría cinético molecular.**
 - ❑ **Concepto de temperatura.**
 - ❑ **Distribución de velocidades moleculares.**
 - ❑ **Interpretación de las leyes de los gases.**
5. **Gases reales.**
 - ❑ **Punto crítico.**
 - ❑ **Factor de compresibilidad.**
 - ❑ **Ecuaciones del Virial.**
 - ❑ **Ecuación de van der Waals.**

1.- INTRODUCCIÓN



	Distancia	Interacción	Movimiento
Sólido	Cortas	Muy fuertes	Muy restringido
Líquido	Cortas	Fuertes	Restringido
Gas	Grandes	Débiles	Casi libre

1.1.- ¿QUÉ ES UN GAS?

Es el estado de la materia que adopta la forma y el volumen del recipiente que lo contiene. Desde un punto de vista molecular es un conjunto de partículas con un movimiento caótico y al azar.

Medición en gases

Variables de estado: $V = V(T, p, n)$

Volumen ($m^3, dm^3 \Leftrightarrow L, cm^3 \Leftrightarrow ml$)

Presión $P = \text{Fuerza}/\text{Área}$

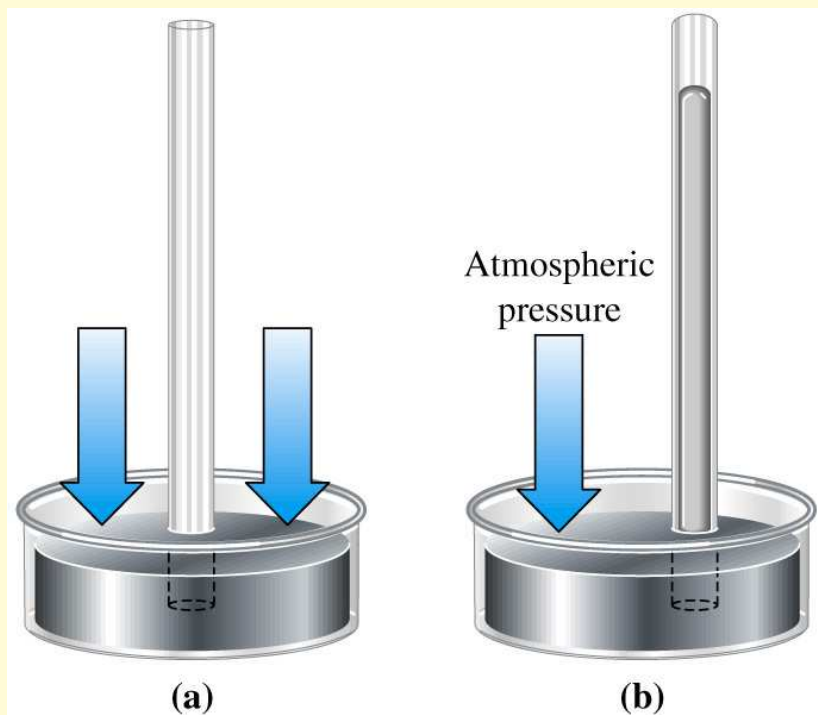
Temperatura

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

2.1.- CONCEPTO DE PRESIÓN. **Presión atmosférica (Barómetro)**



$$P = d \cdot g \cdot h$$

Donde d = densidad
 g = aceleración de gravedad
 h = altura

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \Rightarrow$
presión atmosférica a nivel del mar

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

S.I.:

$$\text{Pa} = \text{N/m}^2 \Leftrightarrow 1/133.322 \text{ Torr}$$

Imagen tomada de:
General Chemistry: Principles and Modern Applications
R.H. Petrucci

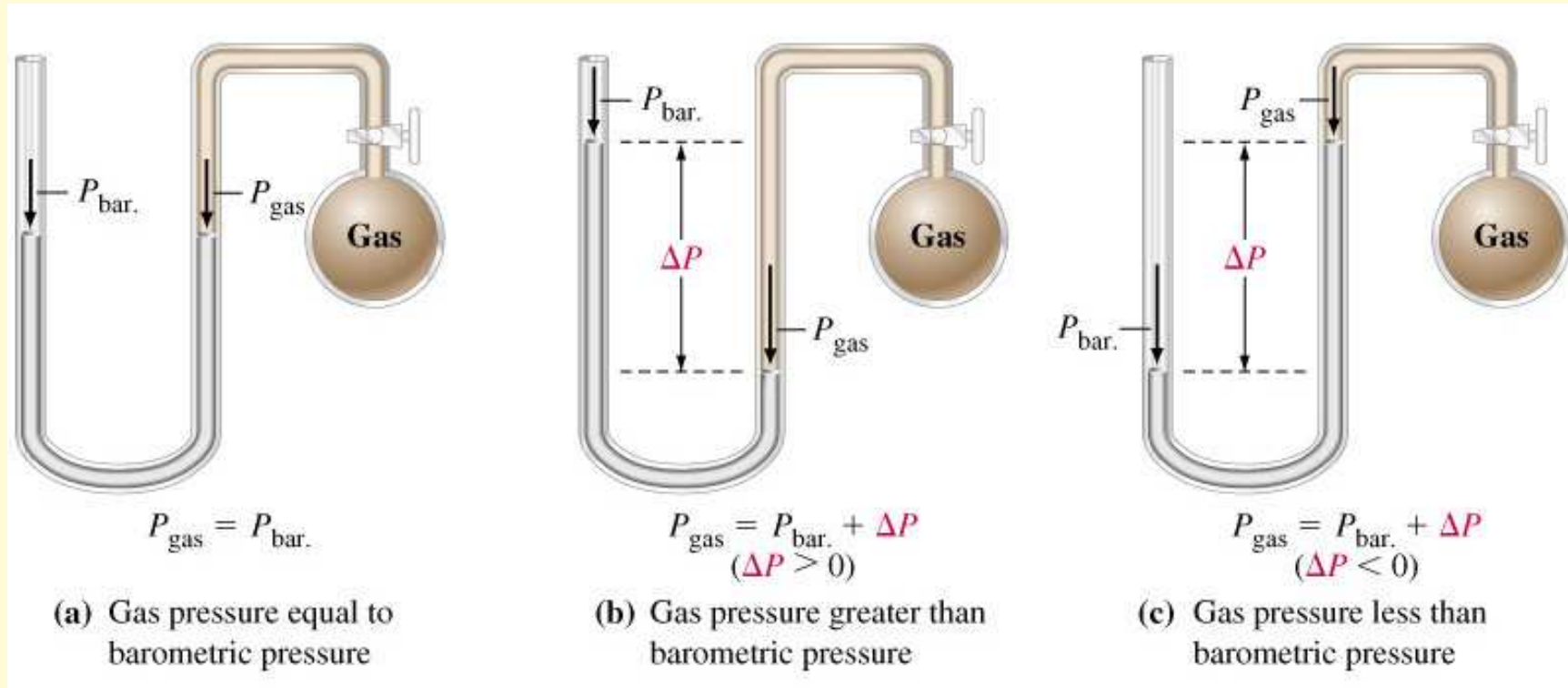
2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

Presión de un gas. Manómetro

Imagen tomada de:
General Chemistry: Principles and Modern Applications
R.H. Petrucci



Ejemplo

$$\rho \cdot g \cdot h = 13600 \text{ (kg/m}^3\text{)} \cdot 9,8 \text{ (N/kg)} \cdot 0,320 \text{ (m)} = 41317 \text{ Pa}$$

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

2.2.- RELACIÓN p-V. LEY DE BOYLE.

$$P \propto 1/V \quad (T \text{ y } n \text{ constantes})$$

$$P \cdot V = \text{cte} \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 = \dots$$

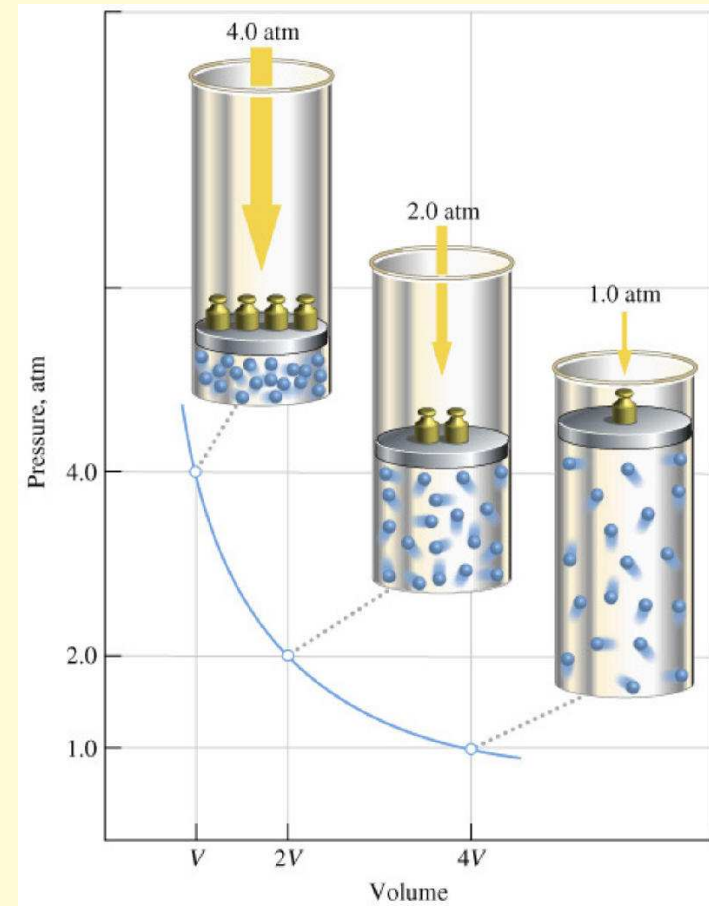


Imagen tomada del enlace:
<http://www.unizar.es/lfnae/luzon/CDR3/Boyle.jpg>

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

2.2.- RELACIÓN T-V. LEY DE CHARLES.

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/~jpccec/gases/>

$$V \propto T \quad \text{ó}$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 = \text{cte}$$

(P y n constantes)

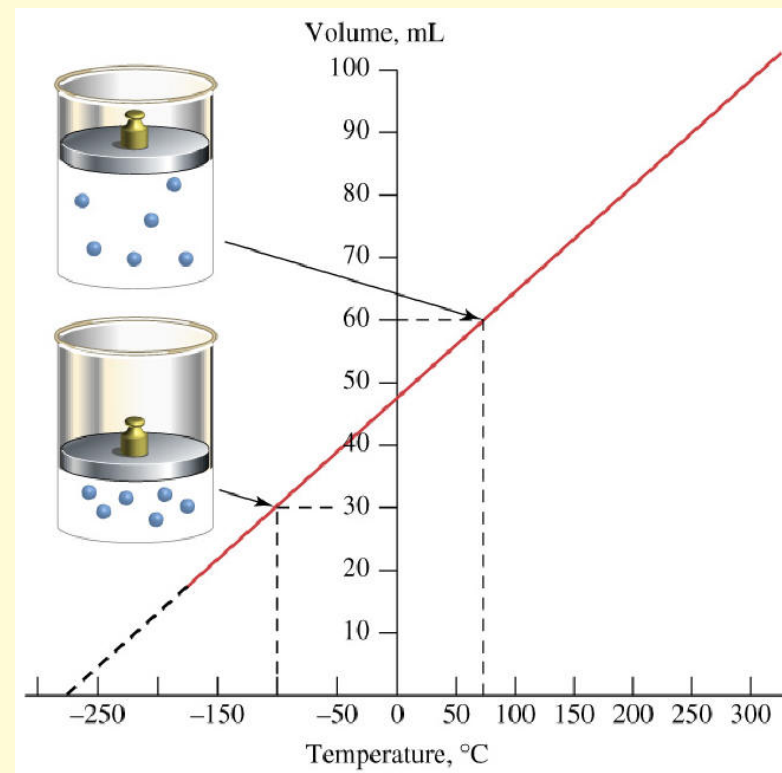


Imagen tomada del enlace:
<http://www.unizar.es/lfnae/luzon/CDR3/charles.jpg>

$V = a(t + 273)$ donde V =volumen, t =temperatura en Celsius y
 a =pendiente de la recta. $T = (273.15 + t)$ es la Temperatura absoluta (K)

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

LEY COMBINADA DE LOS GASES.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Ley de Boyle} \Rightarrow V \propto 1/P \\ \text{Ley de Charles} \Rightarrow V \propto T \end{array} \right\} V \propto T/P \quad (n \text{ constante})$$

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2 = \text{cte}$$

2.4.- LEY DE AVOGADRO.

$$V \propto n \quad (T \text{ y } P \text{ constantes})$$

$$\underline{\text{Volumen molar}} \Rightarrow V_m = V/n$$

$$\text{En condiciones normales (0°C y 1 atm)} \Rightarrow v \approx 22.4 \text{ L}$$

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

2.5.- ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS G.I.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Ley de Boyle} \Rightarrow V \propto 1/P \\ \text{Ley de Charles} \Rightarrow V \propto T \\ \text{P. de Avogadro} \Rightarrow V \propto n \end{array} \right\} \longrightarrow V \propto n \cdot T/P \quad \text{ó} \quad V = R \cdot (n \cdot T/P)$$

donde R = constante de los gases

Ejemplo:

calcular R : a 273.15 K y 1.000 atm, 1.000 mol de gas ideal ocupa 22.414 L

$$R = 8,206 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \langle \rangle 8.315 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \langle \rangle 1,987 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

“La ley de los gases ideales es un ejemplo de una ecuación de estado”

2.- LEYES DE LOS GASES IDEALES.



Tema 2.- Gases

2.6.- MEZCLAS DE GASES IDEALES.

Presión parcial

Ley de Dalton

“La presión total de una mezcla de gases contenida en un volumen V , es la suma de las presiones (presión parcial) que cada gas ejercería si ocupara él sólo todo el volumen”

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots = \sum_{i=1}^n P_i$$

Consecuencia

$$P_i = y_i \cdot P$$

Gases recogidos en agua

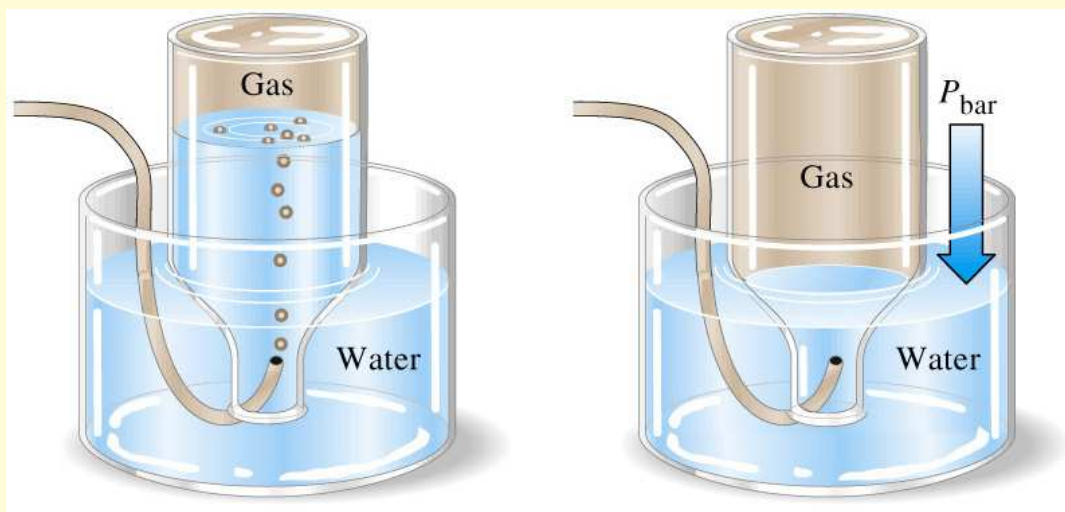


Imagen tomada de:
General Chemistry: Principles and Modern Applications
R.H. Petrucci

3.- EFUSIÓN Y DIFUSIÓN.



Tema 2.- Gases

❖ DIFUSIÓN.

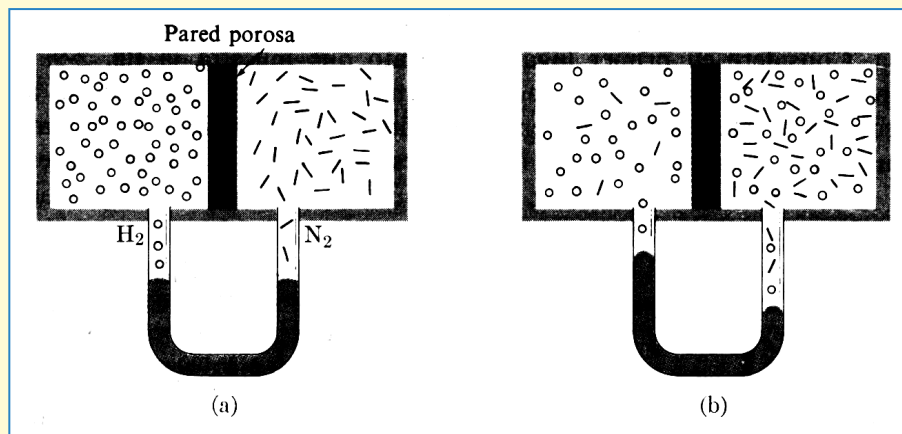


Imagen tomada de: B.H. Mahan, Química Curso Universitario.

Ley de Graham

“La velocidad de difusión de un gas a través de otro es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la densidad del gas”

$$v \propto \sqrt{\frac{1}{\rho}} \quad \xrightarrow{\text{Al ser } V_m = \text{cte}} \quad v \propto \sqrt{\frac{1}{M}}$$

3.- EFUSIÓN Y DIFUSIÓN.



Tema 2.- Gases

❖ EFUSIÓN.

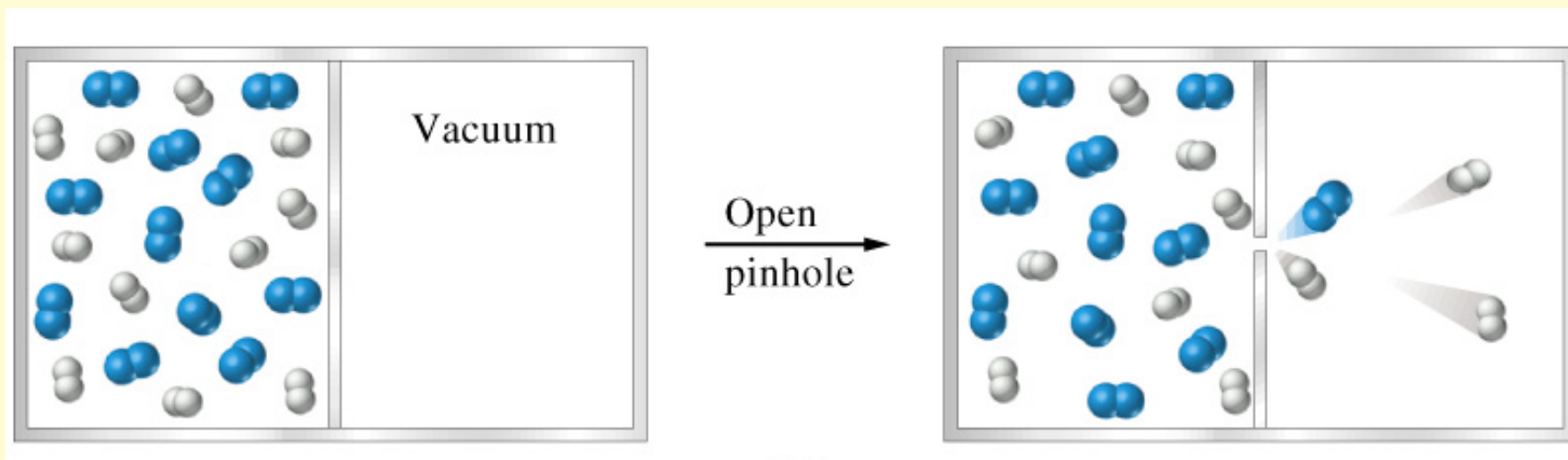


Imagen tomada de:
General Chemistry: Principles and Modern Applications
R.H. Petrucci

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

4.- TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR.



Tema 2.- Gases

❖ MODELO MOLECULAR DE GAS IDEAL.

- Átomos o moléculas con movimiento continuo, rectilíneo y al azar.
- Puntos materiales que chocan elásticamente.
- No hay interacción entre partículas, excepto cuando chocan.

4.1.- CONCEPTO DE TEMPERATURA.

$$P = F/A$$

sobre paredes, debida a impactos

$$F = \Delta(m \cdot c) / \Delta t = [\Delta(m \cdot c) / \text{impacto}] \times (\text{impacto} / \Delta t)$$

$$F = (2m \cdot c) \times (N \cdot A \cdot c / 6)$$

$$P \cdot V = 2/3 \cdot N \cdot (m \cdot \langle c^2 \rangle / 2) = n \cdot R \cdot T$$

$$\langle E_c \rangle = 3/2 \cdot \kappa \cdot T \quad (\kappa = \text{cte de Boltzmann})$$

Explicación de resultados experimentales

Ley de Boyle
Ley de Charles
Ley de Graham

$N = n^\circ$ de partículas
 $m =$ masa de partículas
 $V =$ volumen de recipiente.

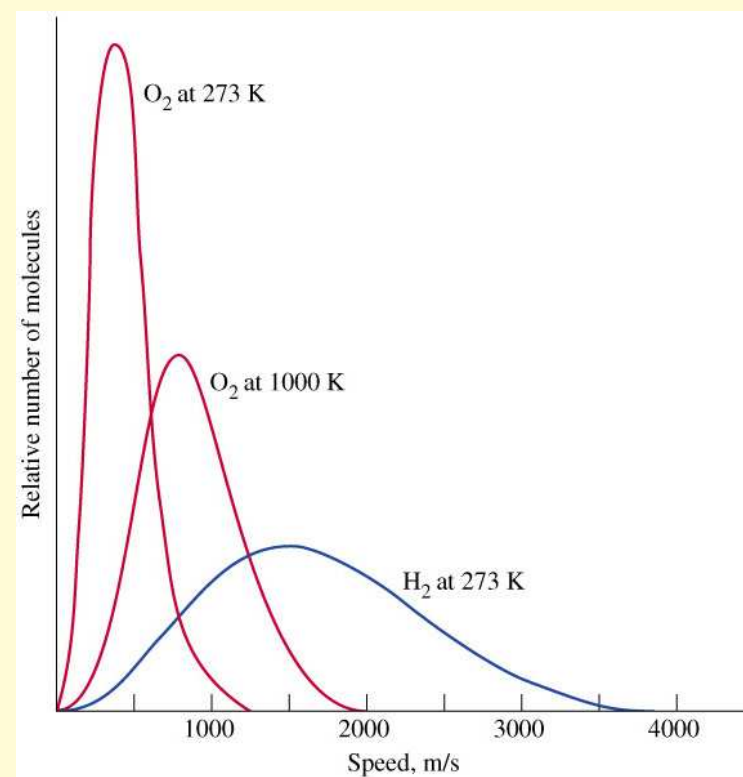
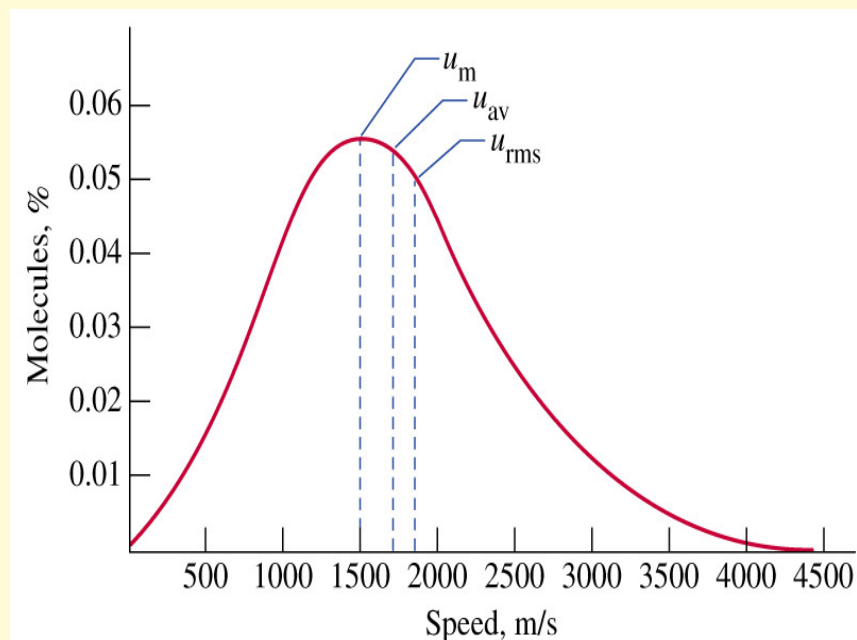
4.- TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR.



Tema 2.- Gases

4.2.- DISTRIBUCIÓN DE VELOCIDADES MOLECULARES.

$$\Delta n = N \cdot f(c)$$
$$f(c) = 4\pi \cdot \left(\frac{M}{2\pi RT} \right)^{3/2} \cdot c^2 \cdot e^{-Mc^2/2RT}$$

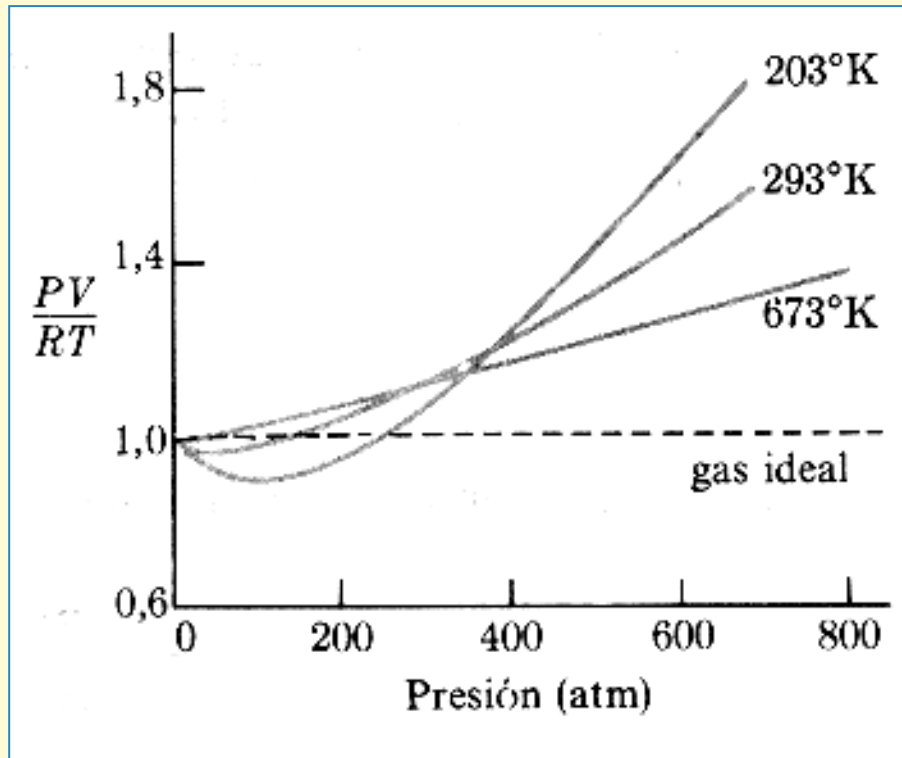


Imágenes tomadas de:
General Chemistry: Principles and Modern Applications
R.H. Petrucci

5.- GASES REALES.



5.2.- FACTOR DE COMPRESIBILIDAD.



$$Z = \frac{PV}{NRT}$$

Si $Z = 1 \Rightarrow$ Gas Ideal

Imagen tomada de: B.H. Mahan, Química Curso Universitario.

5.- GASES REALES.



Tema 2.- Gases

5.3.- ECUACIÓN DE VAN DER WAALS.

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

a: efecto de las atracciones

b: medida de volumen excluido

5.- GASES REALES.



Tema 2.- Gases

5.4.- ECUACIÓN DEL VIRIAL.

$$\frac{PV_m}{RT} = 1 + \frac{B(T)}{V} + \frac{C(T)}{V^2} + \frac{D(T)}{V^3} + \dots$$

$$\frac{PV_m}{RT} = 1 + B'(T) \cdot P + C'(T) \cdot P^2 + D'(T) \cdot P^3 + \dots$$

TEMA 2.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. GASES (I).



Tema 2. - Gases

1. **Introducción.**
2. **Leyes de los gases ideales.**
 - ❑ **Concepto de presión.**
 - ❑ **Relación entre p y V de un gas. Ley de Boyle.**
 - ❑ **Relación entre T y V de un gas. Ley de Charles.**
 - ❑ **Ley de Gay-Lussac y ley de Avogadro.**
 - ❑ **Ecuación de estado del gas ideal.**
 - ❑ **Mezclas de gases ideales.**
3. **Efusión y difusión. Ley de Graham.**
4. **Teoría cinético molecular.**
 - ❑ **Concepto de temperatura.**
 - ❑ **Distribución de velocidades moleculares.**
 - ❑ **Interpretación de las leyes de los gases.**
5. **Gases reales.**
 - ❑ **Punto crítico.**
 - ❑ **Factor de compresibilidad.**
 - ❑ **Ecuaciones del Virial.**
 - ❑ **Ecuación de van der Waals.**