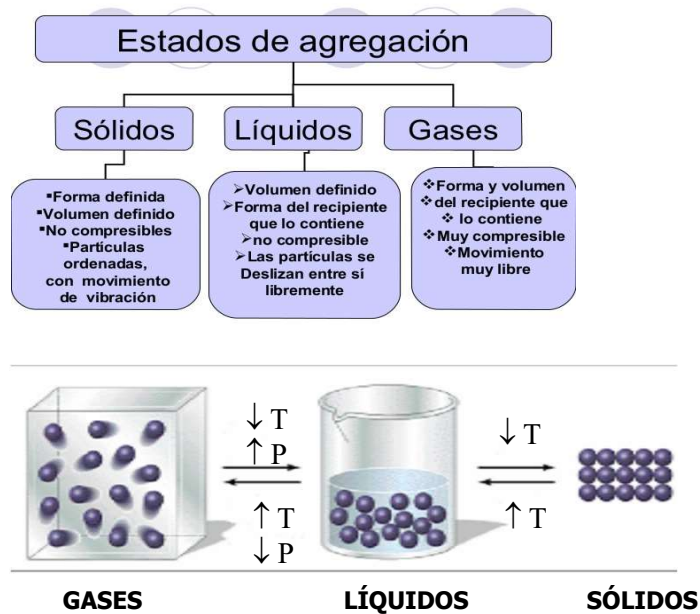


UNIDAD 4: ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA



Viscosidad

Es una medida de la resistencia de un líquido para fluir.



Aumento de Temp. Menor Viscosidad.

Fuerzas
intermoleculares
fuertes

Alta
viscosidad

↑T ↓Viscosidad

TABLE 11.3 Viscosity of Some Common Liquids at 20°C

Liquid	Viscosity (N s/m ²)*
Acetone (C ₃ H ₆ O)	3.16×10^{-4}
Benzene (C ₆ H ₆)	6.25×10^{-4}
Blood	4×10^{-3}
Carbon tetrachloride (CCl ₄)	9.69×10^{-4}
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20×10^{-3}
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33×10^{-4}
Glycerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercury (Hg)	1.55×10^{-3}
Water (H ₂ O)	1.01×10^{-3}

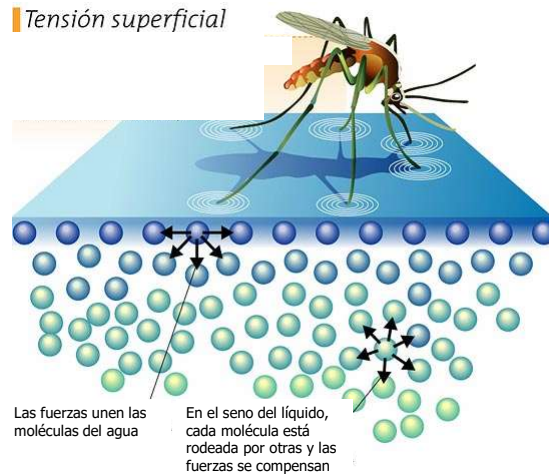
*The SI units of viscosity are newton-second per meter squared.

Tensión superficial

Cantidad de energía requerida para dilatar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área.

Fuerzas
intermoleculares
fuertes

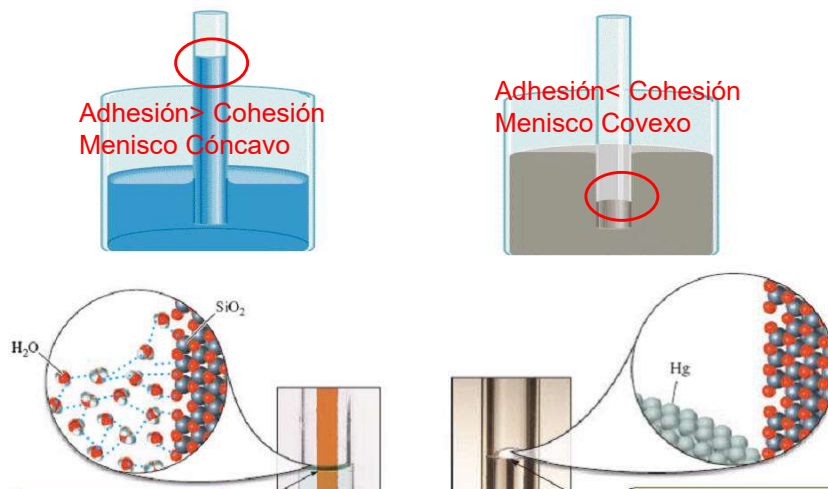
Alta
tensión
superficial

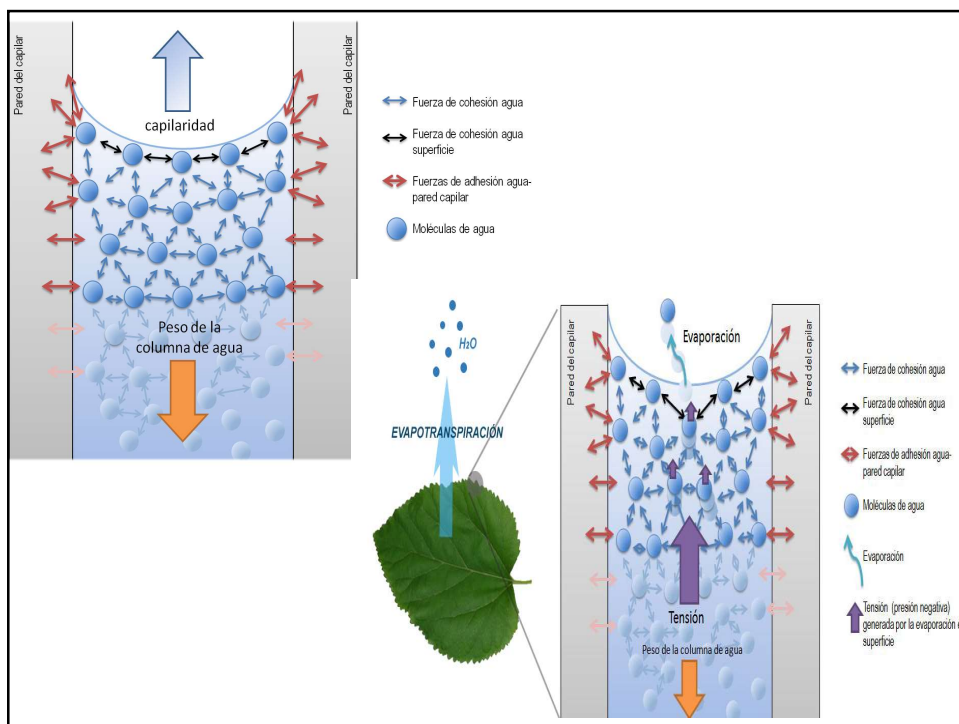


Capilaridad: Ejemplo de Tensión superficial, resultado de dos fuerzas.

Cohesión es la atracción intermolecular entre moléculas similares.

Adhesión es una atracción entre moléculas diferentes.





Evaporación

Presión de vapor

Presión de vapor: Presión ejercida por el vapor de un líquido sobre la superficie del mismo cuando líquido y vapor se encuentran en **equilibrio dinámico (veloc. de evaporación = veloc. de condensación)** a una temperatura determinada.

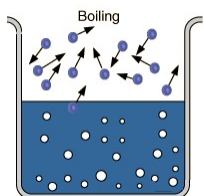
Presión de Vapor (Torr)

	<u>0°C</u>	<u>20°C</u>	<u>30°C</u>	<u>Punto de ebullición</u> <u>normal (1 atm)</u>
--	------------	-------------	-------------	---

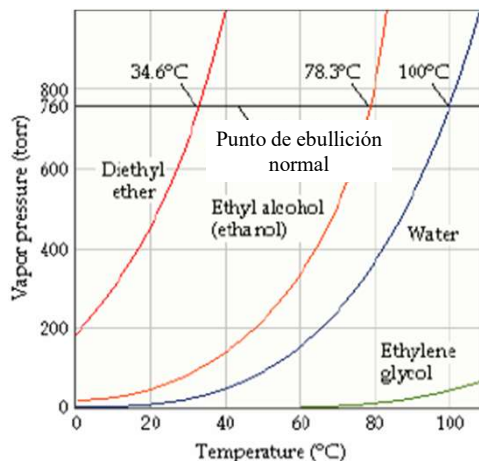
Dietileter	185	442	647	36°C
Etanol	12	44	74	78°C
Agua	5	18	32	100°C

↑T ↑ P. de Vapor

Punto de Ebullición



El **punto de ebullición** es la temperatura en la cual la presión de vapor (en equilibrio) de un líquido es igual a la presión externa.



El **punto de ebullición normal** es la temperatura en la cual un líquido hierve cuando la presión externa es de 1 atm.

La **temperatura crítica** (T_c) es la temperatura por arriba de la cual el gas no puede licuarse, no importa cuán grande sea la presión aplicada.

La **presión crítica** (P_c) es la presión mínima que debe aplicarse para ocasionar licuefacción a la temperatura crítica.

TABLE 11.7

Critical Temperatures and Critical Pressures of Selected Substances

Substance	T_c (°C)	P_c (atm)
Ammonia (NH ₃)	132.4	111.5
Argon (Ar)	-186	6.3
Benzene (C ₆ H ₆)	288.9	47.9
Carbon dioxide (CO ₂)	31.0	73.0
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	243	63.0
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	192.6	35.6
Mercury (Hg)	1462	1036
Methane (CH ₄)	-83.0	45.6
Molecular hydrogen (H ₂)	-239.9	12.8
Molecular nitrogen (N ₂)	-147.1	33.5
Molecular oxygen (O ₂)	-118.8	49.7
Sulfur hexafluoride (SF ₆)	45.5	37.6
Water (H ₂ O)	374.4	219.5

Un **diagrama de fases** resume las condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas.

Diagrama de fases del agua

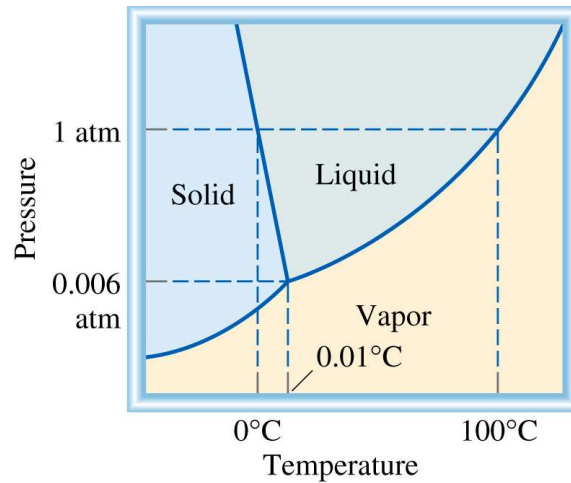
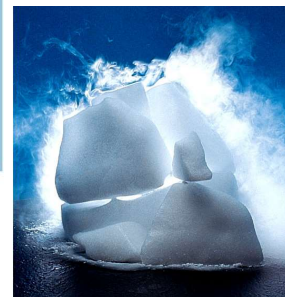
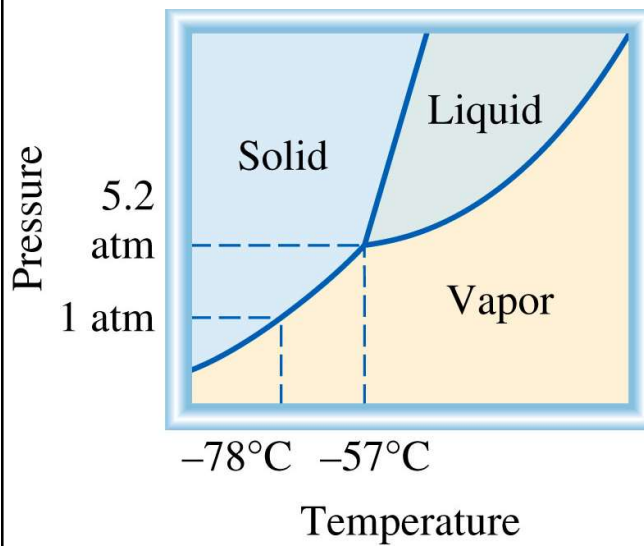
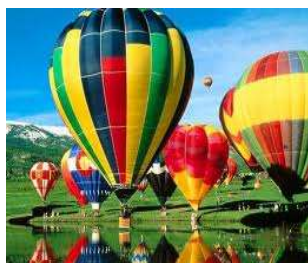


Diagrama de fases del dióxido de carbono



GASES



Capitulo 5 Raymond Chang

Los siguientes son elementos que pueden existir como gases a una temperatura de 25°C y 1 atm de presión

1A																	8A
H																	He
	2A											3A	4A	5A	6A	7A	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

TABLE 5.1 Elementos que existen como gases a una temperatura de 25°C y 1 atm de presión

Elements	Compounds
H ₂ (molecular hydrogen)	HF (hydrogen fluoride)
N ₂ (molecular nitrogen)	HCl (hydrogen chloride)
O ₂ (molecular oxygen)	HBr (hydrogen bromide)
O ₃ (ozone)	HI (hydrogen iodide)
F ₂ (molecular fluorine)	CO (carbon monoxide)
Cl ₂ (molecular chlorine)	CO ₂ (carbon dioxide)
He (helium)	NH ₃ (ammonia)
Ne (neon)	NO (nitric oxide)
Ar (argon)	NO ₂ (nitrogen dioxide)
Kr (krypton)	N ₂ O (nitrous oxide)
Xe (xenon)	SO ₂ (sulfur dioxide)
Rn (radon)	H ₂ S (hydrogen sulfide)
	HCN (hydrogen cyanide)*

*The boiling point of HCN is 26°C, but it is close enough to qualify as a gas at ordinary atmospheric conditions.

Características físicas de los gases

- Son capaces de adquirir cualquier forma, son compresibles.
- Pueden mezclarse con todo tipo de elementos con mucha facilidad.
- Tienen una densidad mucho menor que los sólidos y los líquidos.

Presión Atmosférica

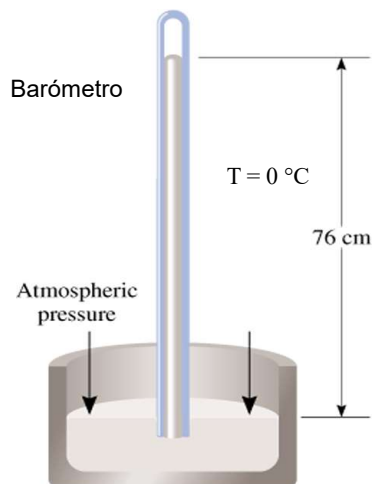
$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$$

Unidades de presión

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

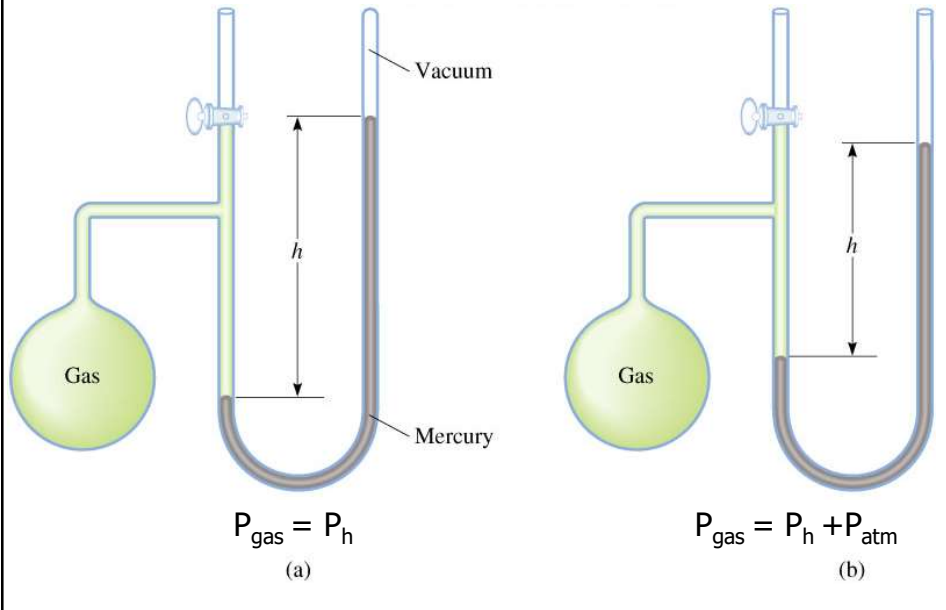
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$



Manómetros

Usados para medir la presión de gases distintos a los de la atmosfera



Leyes de los gases ideales

Ley de Boyle (1662)

Para n y T constantes

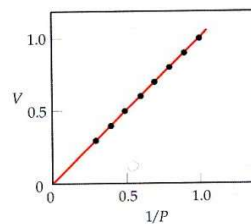
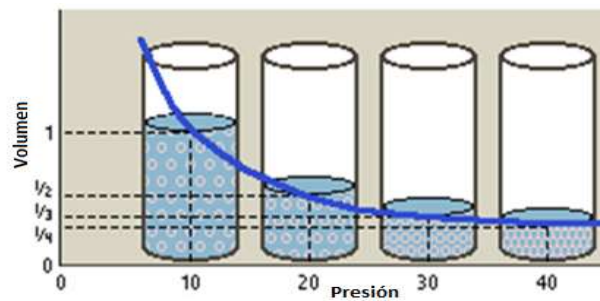
$$P \propto \frac{1}{V}$$

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

$$P_1 V_1 = k$$

$$P_2 V_2 = k$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Ley de Charles y Gay – Lussac (1°)

Charles (1787) Gay-Lussac (1802)

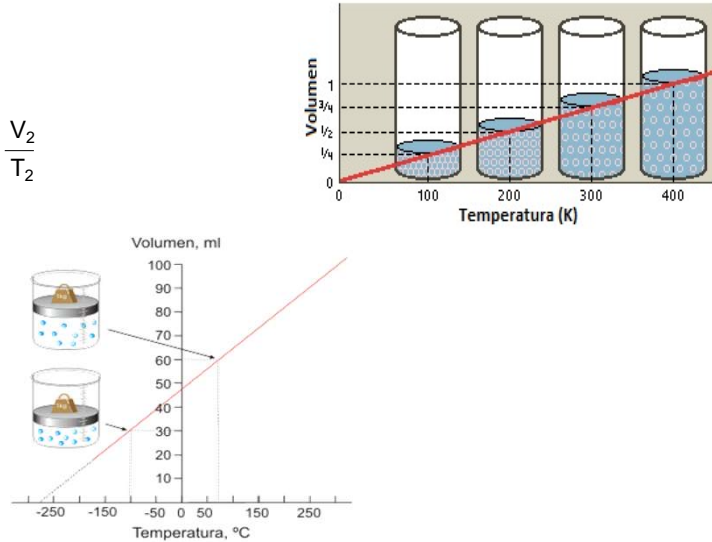
$V \propto T$ Para n y P constantes

$$V = k T$$

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

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

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



Ley de Charles y Gay - Lussac (2°)

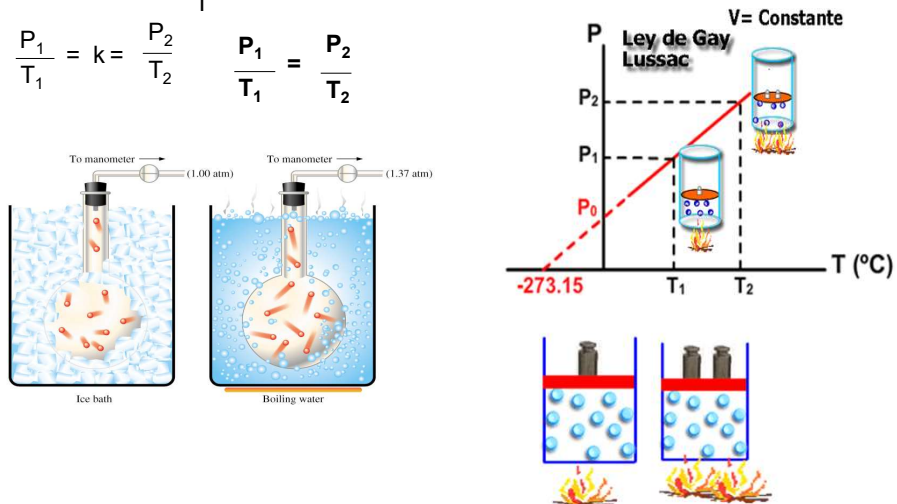
$P \propto T$ Para n y V constantes

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

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

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

“La presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (a volumen y cantidad de materia constantes)”.



Ley de Avogadro

$$V \propto n$$

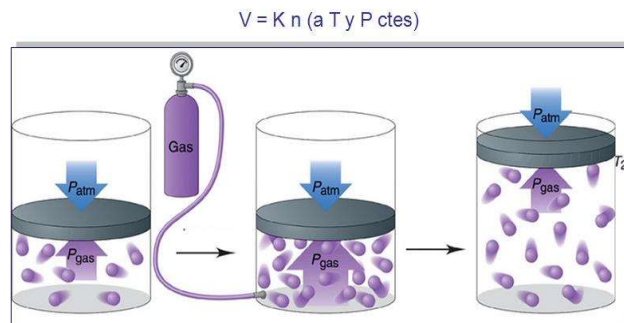
$$V = k n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = k = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

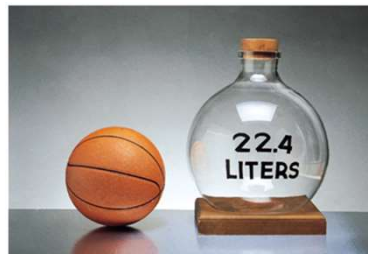
Para P y T constantes

“El volumen que ocupa un gas, cuando la presión y la temperatura se mantienen constantes, es proporcional al número de partículas”.



En condiciones normales: 1 atm y 273 K

1 mol de gas = 22,4 L de gas



volumen molar

Combinación de las leyes de los gases:
ecuación de los gases ideales

- Ley de Boyle $V \propto 1/P$
- Ley de Charles $V \propto T$
- Ley de Avogadro $V \propto n$

$$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = R \frac{nT}{P}$$

$$R = 0,082057 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$PV = nRT$$

**Ecuación de los
Gases Ideales**

Determinación de la masa molar

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \left(\frac{m}{M} \right) RT \quad M = \frac{mRT}{PV}$$

Densidad de los gases

$$PV = nRT \quad \text{y} \quad d = \frac{m}{V}, \quad n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \left(\frac{m}{M} \right) RT \quad \frac{m}{V} = d = \frac{MP}{RT}$$

Las leyes de los gases ideales

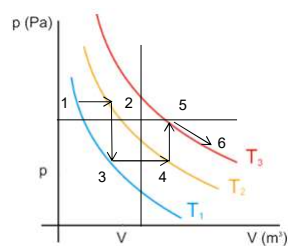
Ley de Boyle

Para n y T constantes

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

Ordenar las temperaturas de mayor a Menor

$$T_3 > T_2 > T_1$$



Los procesos de expansión son $1 \rightarrow 2$, $3 \rightarrow 4$ y $5 \rightarrow 6$

Los procesos de presurización son $4 \rightarrow 5$

La expansión isotérmica es de $5 \rightarrow 6$

Los procesos isobáricos son $1 \rightarrow 2$ y $3 \rightarrow 4$

Ley de Charles y Gay – Lussac (1°)

Charles (1787) Gay-Lussac (1802)

Para n y P constantes

$$V = k T$$

Indicar como aumenta la presión en las Gráficas de isobaras ($P = \text{Cte}$)

$$P_4 > P_3 > P_2 > P_1$$

Indicar los procesos:

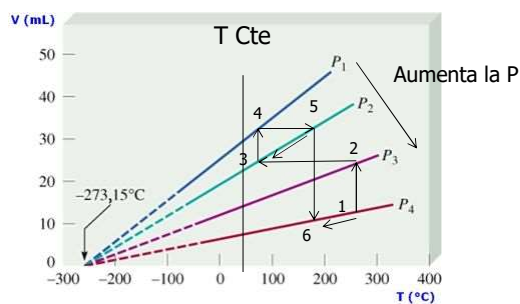
De compresión isotérmica: $5 \rightarrow 6$

Expansión isobárica: Ninguna

Isotérmicos: $3 \rightarrow 4$, $5 \rightarrow 6$, $1 \rightarrow 2$

Isobáricos: $1 \rightarrow 6$, $5 \rightarrow 3$

Cual es el/los punto/s de menor densidad: 4 y 5



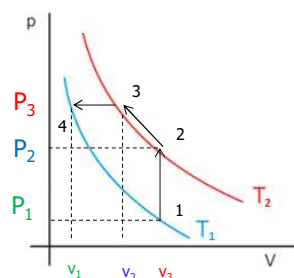
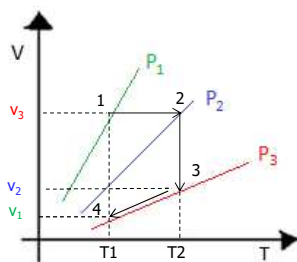
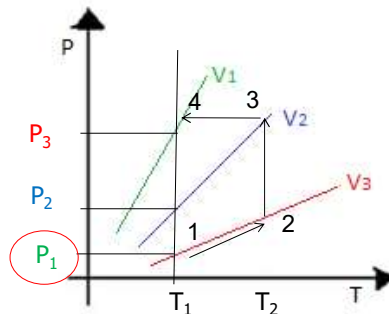
Ley de Charles y Gay - Lussac (2°)

$$P = k T$$

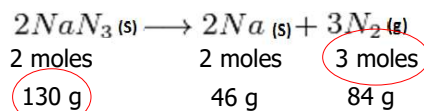
Para la T_1 , ¿Cuál es la presión con el mayor volumen?

$$V_3 > V_2 > V_1$$

Para el proceso indicado, graficar $v = f(T)$ y $P = f(V)$



Volumenes de gases en reacciones químicas



Si una bolsa de aire tiene un volumen de 36 L y va a llenarse con nitrógeno gaseoso a una presión de 1,15 atm y a una temperatura de 26 °C. ¿Cuántos gramos de azida de sodio deberán descomponerse?

Datos: $V = 36 \text{ L}$ $T = 299 \text{ K}$ $P = 1,15 \text{ atm}$

$$PV = nRT$$

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

$$\frac{1,15 \text{ atm} \times 36 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm} \times 299 \text{ K}} = n$$

$$1,69 \text{ mol} = n$$

$$130 \text{ g} \rightarrow 3 \text{ moles}$$

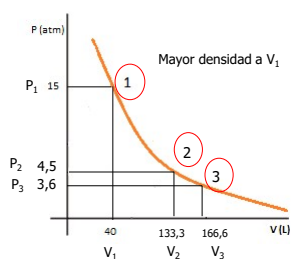
$$x \rightarrow 1,69 \text{ mol}$$

$$x = 73,23 \text{ g de NaN}_3$$

En la gráfica de $P = f(V)$ a temperatura constante (T_1) se tiene un volumen de 40 L de CO_2 a 15 atm de presión. Si el sistema disminuye la presión en un 70% y luego en un 20% :

- ¿Cuáles serán los nuevos volúmenes del sistema?
- Indíquelos en la gráfica
- ¿En que situación se tiene la mayor densidad?

Ley de Boyle



$$\Delta P = \frac{70}{100} \times 15 \text{ atm}$$

$$\Delta P = 10,5 \text{ atm}$$

$$P_1 - P_2 = 10,5 \text{ atm}$$

$$P_2 = 15 \text{ atm} - 10,5 \text{ atm}$$

$$P_2 = 4,5 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0,3 \times 15 \text{ atm}$$

$$(PV)_1 = (PV)_2$$

$$(15 \text{ atm} \times 40 \text{ L})_1 = (4,5 \text{ atm} \times V_2)_2$$

$$\frac{15 \text{ atm} \times 40 \text{ mL}}{4,5 \text{ atm}} = V_2$$

$$V_2 = 133,3 \text{ L}$$

$$P_3 = 0,8 \times P_2$$

$$P_3 = 0,8 \times 4,5 \text{ atm}$$

$$P_3 = 3,6 \text{ atm}$$

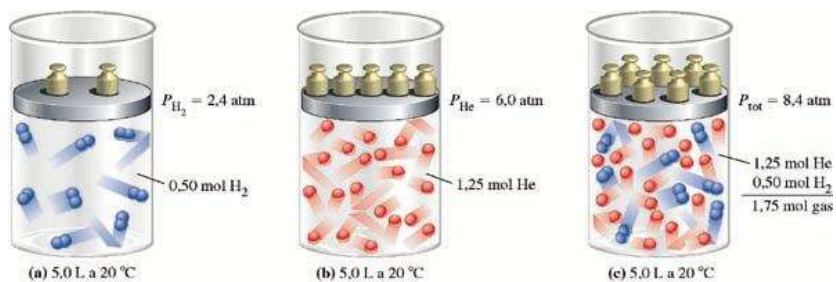
$$(PV)_2 = (PV)_3$$

$$(4,5 \text{ atm} \times 133,3 \text{ L})_2 = (3,6 \text{ atm} \times V_3)_3$$

$$\frac{4,5 \text{ atm} \times 133 \text{ mL}}{3,6 \text{ atm}} = V_3$$

$$V_3 = 166,6 \text{ L}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales



- Las leyes de los gases se aplican a sustancias puras.

- Presión parcial:

Cada componente de una mezcla de gases ejerce una presión igual a la que ejercería si estuviese él sólo en el recipiente.

Ley de Dalton de las Presiones parciales

$$P_A = n_A \frac{RT}{V}$$

$$P_B = n_B \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B$$

$$P_{\text{total}} = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{total}} = (n_A + n_B) \frac{RT}{V}$$

$$P_T = n_T \frac{RT}{V}$$

$$\left. \begin{array}{l} P_A = n_A \frac{RT}{V} \\ P_T = n_T \frac{RT}{V} \end{array} \right\} \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T} = x_A$$

$$P_A = x_A P_T$$

$$x_A + x_B = 1$$

Ejercicio

1- Una muestra de gas natural contiene 8,24 moles de metano (CH_4), 0,421 moles de etano (C_2H_6) y 0,116 moles de propano (C_3H_8). Si la presión total de los gases es de 1,27 atm, ¿Cuáles son las presiones parciales de los gases?.

$$x_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_T} = \frac{8,24}{(8,24 + 0,421 + 0,116)} \quad x_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6}}{n_T} = \frac{0,421}{(8,24 + 0,421 + 0,116)}$$

$$x_{\text{CH}_4} = 0,94$$

$$x_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,05$$

$$x_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,01$$

$$P_{\text{CH}_4} = x_{\text{CH}_4} P_T$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = x_{\text{C}_2\text{H}_6} P_T$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = x_{\text{C}_3\text{H}_8} P_T$$

$$P_{\text{CH}_4} = 0,94 \times 1,27 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,05 \times 1,27 \text{ atm}$$

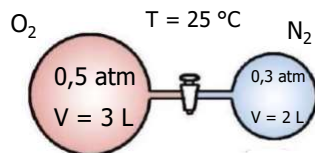
$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,01 \times 1,27 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 1,194 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,063 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,013 \text{ atm}$$

Calcule la presión total y fracciones molares del sistema cuando los dos contenedores se ponen en contacto mediante una válvula.



$$\frac{PV}{RT} = n_{O_2}$$

$$\frac{0,5 \text{ atm} \times 3 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm} \times 298 \text{ K}} = n$$

$$0,061 \text{ mol} = n_{O_2}$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T}$$

$$X_{O_2} = \frac{0,061 \text{ mol}}{(0,061 + 0,024) \text{ mol}}$$

$$X_{O_2} = 0,72$$

$$\frac{PV}{RT} = n_{N_2}$$

$$\frac{0,3 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm} \times 298 \text{ K}} = n$$

$$0,024 \text{ mol} = n_{N_2}$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T}$$

$$X_{N_2} = \frac{0,024 \text{ mol}}{(0,061 + 0,024) \text{ mol}}$$

$$X_{N_2} = 0,28$$

$$P_{\text{Total}} = n_{\text{Total}} \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{Total}} = \frac{0,085 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L atm} \times 298 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

$$P_{\text{Total}} = 0,42 \text{ atm}$$

$$(PV)_1 = (PV)_2$$

$$0,5 \text{ atm} \times 3 \text{ L} = (P_2 \times 5 \text{ L})$$

$$\frac{0,5 \text{ atm} \times 3 \text{ L}}{5 \text{ L}} = P_2$$

$$0,3 \text{ atm} = P_{O_2}$$

$$(PV)_1 = (PV)_2$$

$$0,3 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = (P_2 \times 5 \text{ L})$$

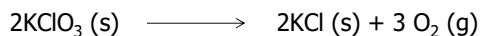
$$\frac{0,3 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{5 \text{ L}} = P_2$$

$$0,12 \text{ atm} = P_{N_2}$$

$$P_{\text{Total}} = P_{O_2} + P_{N_2}$$

$$P_{\text{Total}} = 0,3 \text{ atm} + 0,12 \text{ atm} = 0,42 \text{ atm}$$

2- El oxígeno gaseoso generado por la descomposición de clorato de potasio se recoge en agua. El volumen del oxígeno recolectado a 24 °C y 762 mmHg de presión atmosférica es de 128 mL. Calcule la masa en gramos de Oxígeno obtenido.



$$\text{Datos: } V = 0,128 \text{ L} \quad T = 297 \text{ K} \quad P = 1,002 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \quad \text{Ecuación de los gases ideales}$$

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

$$\frac{1,002 \text{ atm} \times 0,128 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm} \times 297 \text{ K}} = n$$

$$5,27 \times 10^{-3} \text{ mol} = n$$

$$\text{Masa} = n \times PM$$

$$\text{Masa} = 5,27 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masa} = 0,16 \text{ g}$$

3- Una masa dada de un gas ocupa un volumen de 240 ml a una presión de 1,25 atmósferas:

- a) ¿Cuál será el volumen si la presión se llevara a 0,75 atm a la misma temperatura?
 b) ¿Cuál sería el volumen del doble de la masa dada del gas a esta última presión?.

a) Ley de Boyle

$$(PV)_1 = (PV)_2$$

$$(1,25 \text{ atm} \times 240 \text{ mL})_1 = (0,75 \text{ atm} \times V)_2$$

$$\frac{1,25 \text{ atm} \times 240 \text{ mL}}{0,75 \text{ atm}} = V_2$$

$$V_2 = 400 \text{ mL}$$

b) Ley de Avogadro

$$\left(\frac{V}{n}\right)_1 = \left(\frac{V}{n}\right)_2$$

$$\left(\frac{400 \text{ mL}}{n_1}\right) = \left(\frac{V_2}{n_2}\right)$$

$$n_2 = 2n_1$$

$$\left(\frac{400 \text{ mL}}{n_1}\right) = \left(\frac{V_2}{2n_1}\right)$$

$$V_2 = 800 \text{ mL}$$

4- El volumen de una masa dada de un gas es de 360 ml a 15°C. ¿A qué temperatura el volumen será de 480 ml, suponiendo la presión constante?.

Ley de Charles y Gay Lussac

$$\left(\frac{V_1}{T_1}\right) = \left(\frac{V_2}{T_2}\right)$$

$$\left(\frac{360 \text{ mL}}{288 \text{ K}}\right) = \left(\frac{480 \text{ mL}}{T_2}\right)$$

$$T_2 = \left(\frac{480 \text{ mL} \times 288 \text{ K}}{360 \text{ mL}}\right)$$

$$T_2 = 384 \text{ K}$$

5- Una masa dada de un gas ocupa un volumen de 250 ml a 21°C y a una presión de 1,40 atm. ¿Cuál será la presión si el volumen fuera 300 ml a 49°C de temperatura?.

$$n = \text{Cte}$$

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

$$\frac{1,40 \text{ atm} \times 250 \text{ mL}}{21^\circ\text{C}} = \frac{P_2 \times 300 \text{ mL}}{49^\circ\text{C}}$$

$$P_2 = 2,72 \text{ atm}$$

6- Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, y se encuentra que su densidad es de 7,71 g/L a 36°C y 2,88 atm. Calcule la masa molar del compuesto.

$$PV = nRT \quad \text{Ecuación de los gases ideales}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{m}{VP} RT$$

$$M = \frac{d}{P} RT$$

$$M = \frac{7,71 \text{ g}}{2,88 \text{ atm}} \cdot 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot 309 \text{ K}$$

$$M = 67,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Teoría cinética molecular

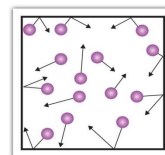
Los gases están formados por un gran número de moléculas que se mueven de modo continuo y aleatorio.

1. Las moléculas están separadas por distancias mayores a sus dimensiones, se las considera como puntos (tienen masa y su volumen es insignificante).
2. Las moléculas chocan con la paredes del recipiente y entre sí. Los choques entre moléculas es en forma elástica, toda energía se transfiere de una molécula a otra. La energía total de las moléculas no cambia.
3. Las moléculas no ejercen entre sí fuerzas de atracción o repulsión.
4. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta. A cualquier temperatura dada, dos gases tienen igual energía cinética promedio. $\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2}$

La presión de un gas es resultado de las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente. Depende de la frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la fuerza de las moléculas al chocar las paredes. La temperatura absoluta es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas, es decir del movimiento aleatorio.

Aplicación de las leyes de los gases

- Compresibilidad de los gases
- Ley de Boyle



La P es \propto número de colisiones con las paredes del recipiente. El Número de colisiones es \propto a la densidad del gas, al disminuir el V aumenta la densidad ($1/V$) por lo tanto la $P \propto 1/V$

- Ley de Charles

Energía cinética promedio $\propto T$

Al aumentar la T aumenta el número y fuerza de las colisiones generando mas presión $P \propto T$. Si el volumen del gas se expande, la presión se equilibra a la externa por lo que $V \propto T$.

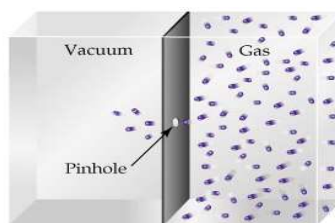
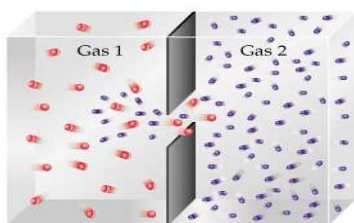
- **Hipótesis de Avogadro**

Se demostró que la P es \propto a la densidad y a la T . Como la masa del gas es \propto al número de moles (n) del gas, la densidad se expresa n/V . Por lo tanto $P \propto (n/V) T = C (n/V) T$ donde C es una cte. de proporcionalidad. Dos gases a la misma T , P y V tendrán la misma cantidad de moles.

- **Ley de Dalton de las presiones parciales**

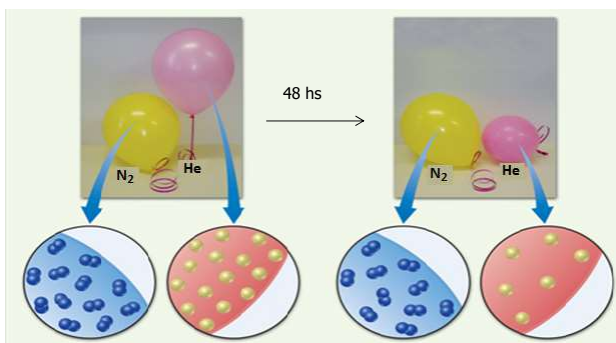
Las moléculas no se atraen ni se repelen. La presión creada por un tipo de molécula no es afectada por la presencia de otro gas. $P_{\text{total}} = \sum P_i$

Difusión y Efusión



Ley de Graham

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



Ejercicio

Le toma 192 segundos a un gas desconocido para efundirse a través de una pared porosa y 84 segundos al mismo volumen de Nitrógeno efundirse a la misma temperatura y presión. Cual es la masa molar del gas desconocido?

Ley de Graham

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} \quad r_1 = \frac{1}{t_1}$$

$$\frac{t_2}{t_1} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

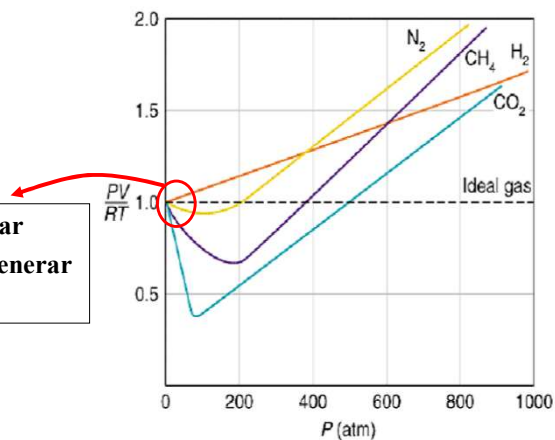
$$\frac{192 \text{ s}}{84 \text{ s}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{28 \text{ g/mol}}}$$

$$M_2 = 146,3 \text{ g/mol}$$

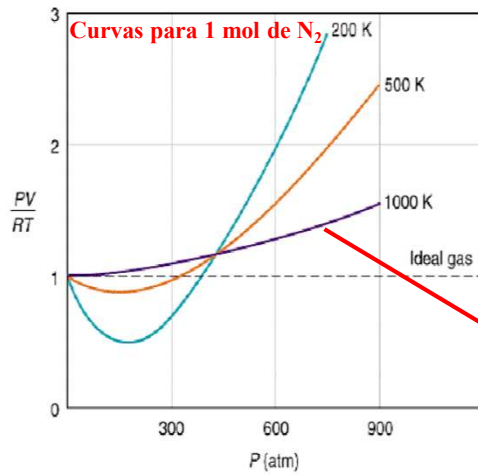
Gases reales: desviaciones del comportamiento ideal

Factor de compresibilidad: $PV/RT = 1$.

A presiones bajas se puede usar la ecuación del gas ideal sin generar errores graves



Gases reales: desviaciones del comportamiento ideal

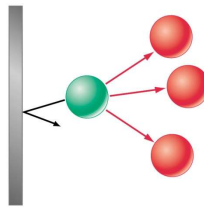
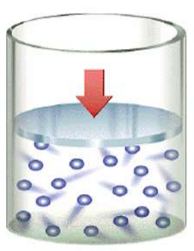


A temperaturas elevadas los gases reales se comportan como ideales

A P altas:

El volumen del gas no es despreciable frente al del recipiente

Las fuerzas de atracción son apreciables



Ecuación de Van der Waals

$$P_{\text{ideal}} = P + \frac{a n^2}{V^2}$$

$$(P_{\text{real}} + a n^2/V^2) (V - nb) = nRT$$

Constantes de van der Waals

Sustancia	PM	a (L ² atm/mol ²)	b (L/mol)
He	4	0.0341	0.02370
Ne	20	0.211	0.0171
Ar	40	1.34	0.0322
Kr	84	2.32	0.0398
Xe	131	4.19	0.0510
H ₂	2	0.244	0.0266
N ₂	28	1.39	0.0391
O ₂	32	1.36	0.0318
Cl ₂	71	6.49	0.0562
H ₂ O	18	5.46	0.0305
CH ₄	16	2.25	0.0428
CO ₂	44	3.59	0.0427
CCl ₄	154	20.4	0.1383

Ejercicio

Calcular la presión ejercida por 4,37 moles de cloro gaseoso confinados en volumen de 2,45 L a 38 °C. Compare la presión calculada con la ecuación del gas ideal y con la ecuación de Van der Waals.

$$(P_{\text{real}} + an^2/V^2) (V - nb) = nRT$$

Ecuación de Van der Waals.

$$P_{\text{real}} = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$P_{\text{real}} = \frac{4,37 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \times 311 \text{ K}}{(2,45 \text{ L} - 4,37 \text{ mol} \times 0,0562 \frac{\text{L}}{\text{mol}})} - \frac{6,49 \frac{\text{L}^2 \text{ atm}}{\text{mol}^2} \times (4,37 \text{ mol})^2}{(2,45 \text{ L})^2}$$

$$P_{\text{real}} = 37,53 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

Ecuación de los gases ideales

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

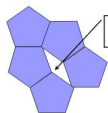
$$P = \frac{4,37 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \times 311 \text{ K}}{2,45 \text{ L}}$$

$$P = 45,48 \text{ atm}$$

Sólidos



Cap. 11 Raymond Chang



Espacio vacío
no permitido

Sólidos



Sólidos amorfos

Sólidos Cristalinos

CARACTERÍSTICAS DE LOS SÓLIDOS :

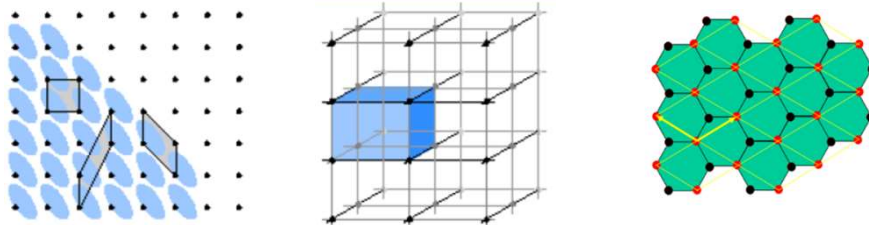
- Las partículas que lo forman se encuentran ordenadas espacialmente, ocupando posiciones fijas, dando lugar a una estructura interna cristalina, debido a que las fuerzas intermoleculares son muy fuertes.
- Las fuerzas responsables de la estabilidad de un cristal pueden ser iónicas, covalentes, de van der Waals, de enlaces de hidrógeno o una combinación de todas ellas

Las partículas pueden ser: moléculas, átomos o iones.

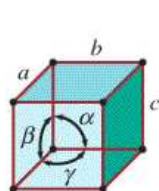
Redes y celda unidad

- ♦ **Red cristalina** es un ordenamiento infinito de puntos en el espacio, en el que cada punto tiene idéntico entorno.
- ♦ **Estructura cristalina** es el ordenamiento periódico de átomos en un cristal.
- ♦ Cada cristal deriva de un *bloque de construcción* básico (“ladrillo”) que se repite en todas las direcciones del espacio. Este bloque de construcción se denomina **celda unidad**.

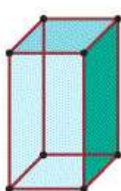
Una Celda Unitaria es la unidad estructural repetida de un sólido cristalino



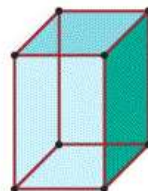
Siete Tipos de Celdas



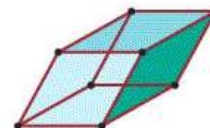
Simple cubic
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



Tetragonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



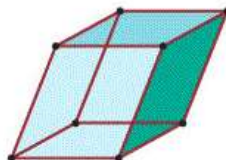
Orthorhombic
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



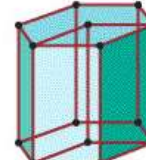
Rhombohedral
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



Monoclinic
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$

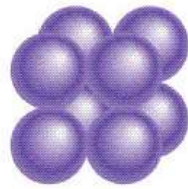
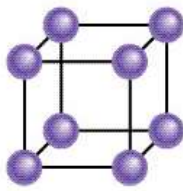


Triclinic
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$

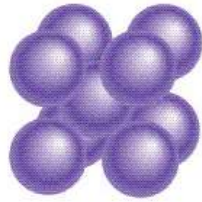
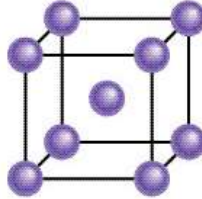


Hexagonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$

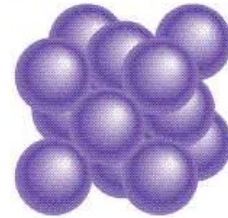
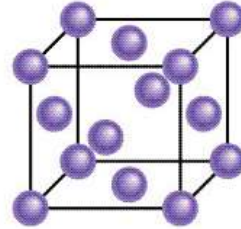
Tipos de Celdas Cúbicas



Simple cubic

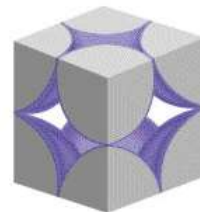
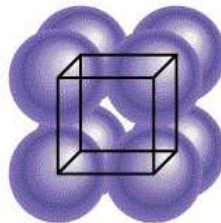
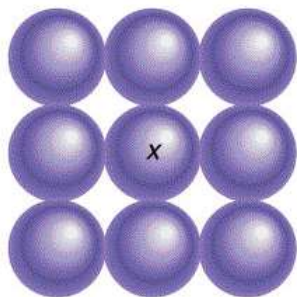


Body-centered cubic

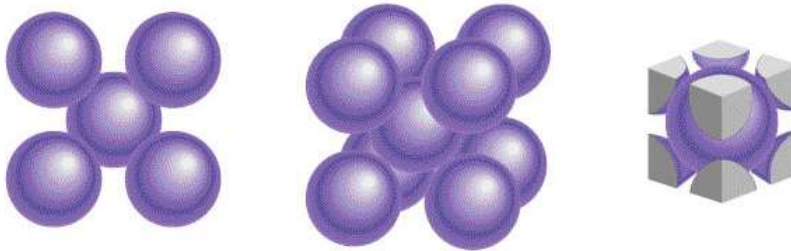


Face-centered cubic

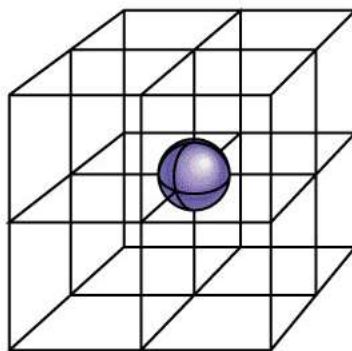
Celda Cúbicas Simple



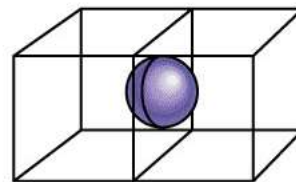
Celda Cúbicas Centrada en el Cuerpo



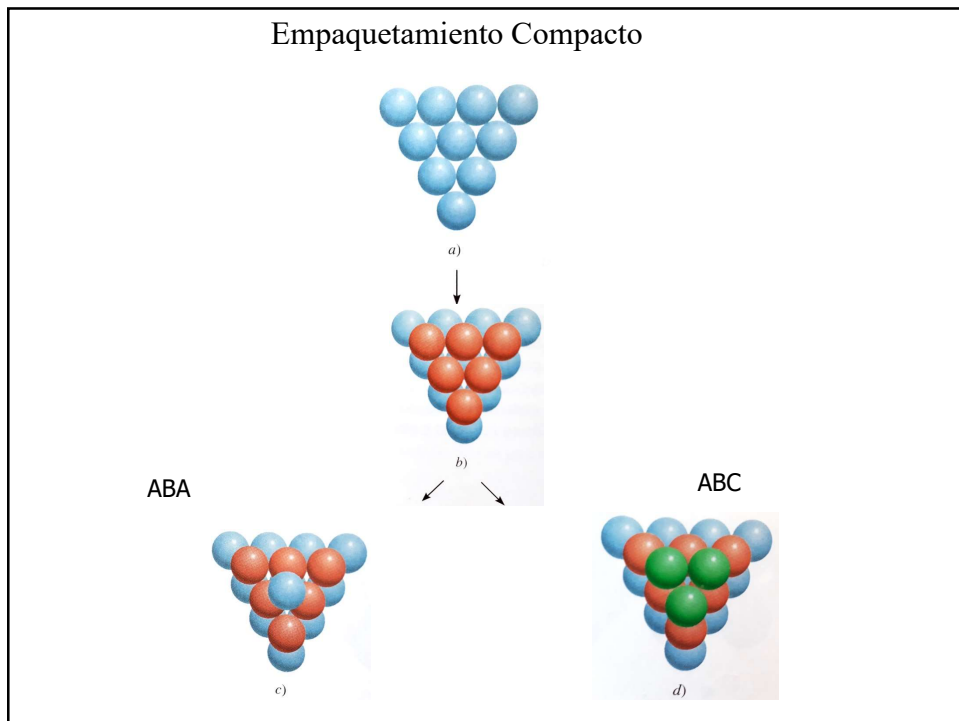
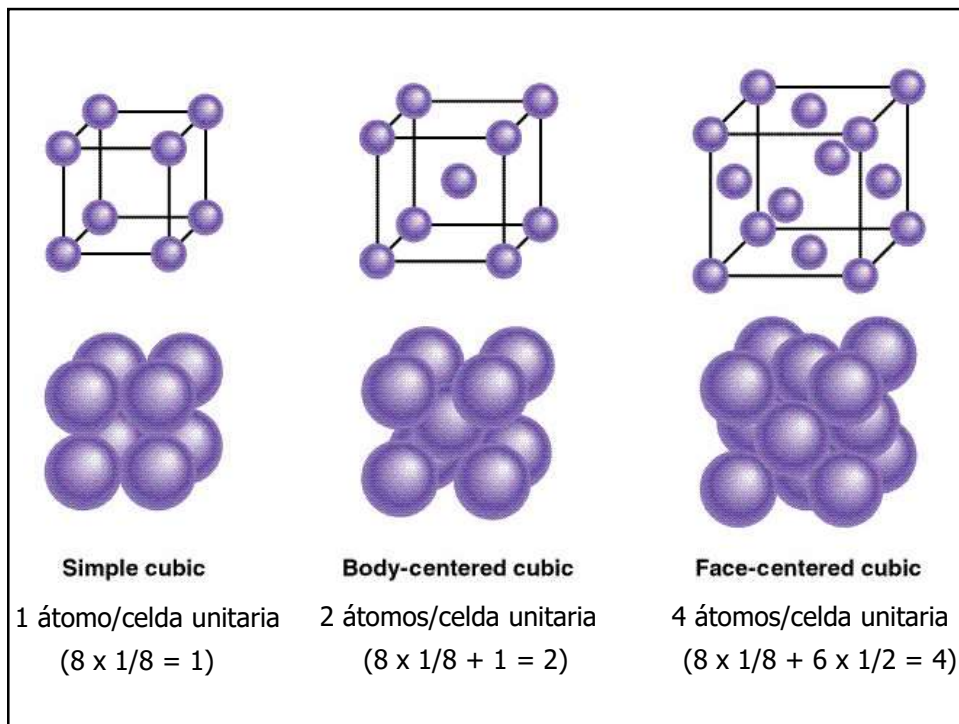
Distribución de átomos en un vértice y en una cara de celdas unitaria



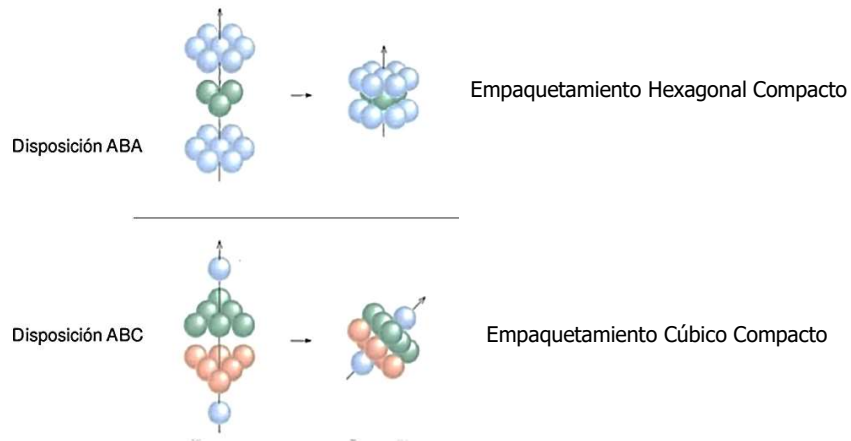
Compartido por 8
celdas unitarias



Compartido por 2
celdas unitarias



Empaquetamiento de esferas



Cada esfera tiene un número de coordinación de 12.

Número de Coordinación: número de vecinos o átomos más cercanos.

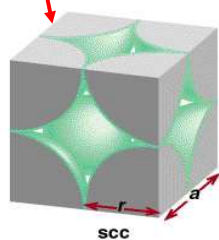
Factor de Empaquetamiento: es la fracción del espacio ocupada por los átomos en la celda.

Direcciones Compactas: sentido dentro de un cristal a lo largo de los cuales los átomos están en contacto.

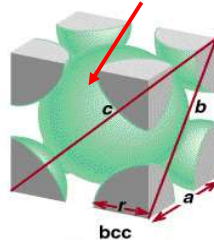
Contenido de la celda unidad

N° de Coordinación	6	8	12
Átomo por celda	1	2	4
F. Empaquetamiento	0.52	0.68	0.74

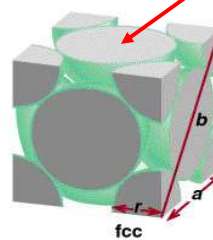
1/8 átomo
en 8 vértices



1 átomo en
el centro



1/2 átomo
en 6 caras



$$\rho = \frac{n \cdot M}{V_C N_A}$$

n : nº átomos/celda unidad
 M : peso atómico (g/mol)
 V_C : volumen celda unidad (cm³)
 N_A : número de Avogadro
 (6.023x10²³ átomos/mol)

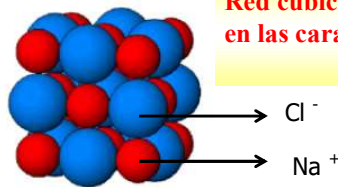
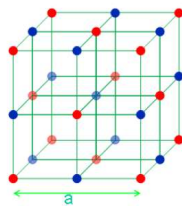
Cuando la plata se cristaliza, forma celdas cúbicas de cara centrada. La longitud de la arista de la celda unitaria es de 409 pm. Calcular la densidad de la plata.

$$d = \frac{m}{V} \quad V = a^3 = (409 \text{ pm})^3 = 6.83 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

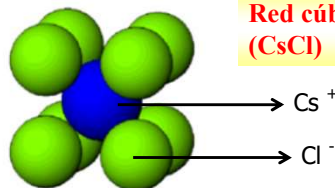
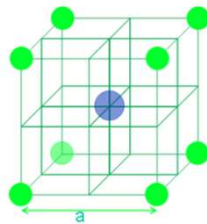
4 átomos/celda unitaria en una celda cúbica de cara centrada

$$m = 4 \text{ Ag átomos} \times \frac{107.9 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 7.17 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{7.17 \times 10^{-22} \text{ g}}{6.83 \times 10^{-23} \text{ cm}^3} = 10.5 \text{ g/cm}^3$$



Red cúbica centrada en las caras (NaCl) (mirando el Na⁺)



Red cúbica simple (CsCl) (mirando el Cl⁻)

Ejercicios

El Pb cristaliza en el sistema cúbico centrado en las caras y su radio atómico es de $1.75 \cdot 10^{-8}$ cm. ¿Cuál es el volumen de la celda unitaria y la densidad del Pb?

R: 1.21×10^{-22} cm³; 11.36 g/ cm³

Densidad

$$\rho = \frac{n \cdot M}{V_C N_A}$$

n : n° átomos/celda unidad

M : peso atómico (g/mol)

V_C : volumen celda unidad (cm³)

N_A : número de Avogadro
(6.023×10^{23} átomos/mol)

El Al cristaliza en el sistema cúbico centrado en las caras y tiene una densidad de 2.69 g/cm³. ¿Cuál es su radio atómico? (en nm). $1 \text{ \AA} = 0.1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$.

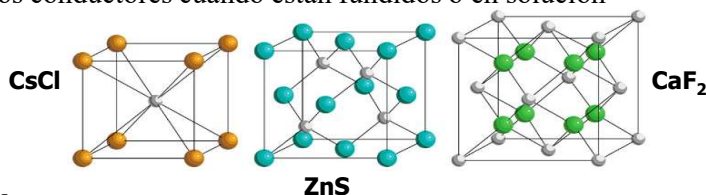
R: 0.143 nm = 143 pm

El Po cristaliza en el sistema cúbico simple, su constante de red determinada mediante difracción de rayos x es de $3.34 \cdot 10^{-8}$ cm. Determinar la densidad y el factor de empaquetamiento del Po. R: 9.31 g/cm³; 0.52.

TIPOS DE SÓLIDOS

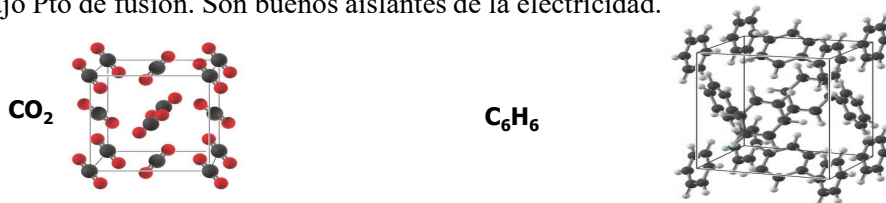
☛ Sólidos iónicos

Son sólidos constituidos por aniones y cationes (es decir especies cargadas) que se mantienen unidos entre sí mediante fuerzas electrostáticas. Son duros y quebradizos. Buenos conductores cuando están fundidos o en solución



☛ Sólidos moleculares

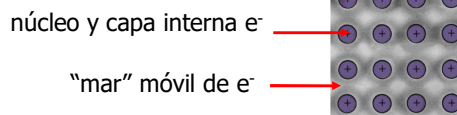
Cada punto reticular del cristal está ocupado por átomos o moléculas, las fuerzas de atracción entre ellas son del tipo van der Waals y/o enlaces de hidrógeno. Generalmente son blandos, quebradizos, fácilmente deformables, bajo Pto de fusión. Son buenos aislantes de la electricidad.



TIPOS DE SÓLIDOS

☛ Sólidos metálicos

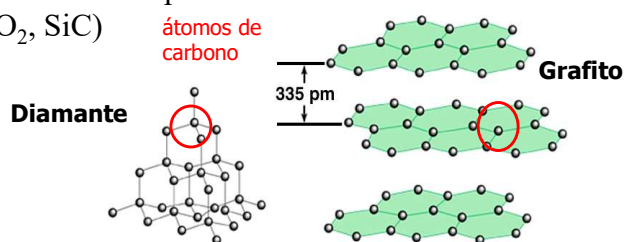
Los metales son sistemas sólidos integrados por átomos unidos por fuerzas de enlace metálico. Cada punto reticular del cristal está formado por un átomo del mismo metal. En general presentan alta conductividad eléctrica y térmica



☛ Sólidos covalentes

Son sólidos con un ordenamiento tridimensional en el que existen enlaces covalentes entre todas las unidades estructurales. Son los sólidos de mayor dureza. Tienen alto punto de fusión.

(Ej diamante, grafito, SiO_2 , SiC)



Tipos de cristales

TABLE 11.4 Types of Crystals and General Properties

Type of Crystal	Force(s) Holding the Units Together	General Properties	Examples
Ionic	Electrostatic attraction	Duros, quebradizos, P. F alto, mal cond. de calor y electricidad.	NaCl , LiF , MgO , CaCO_3
Covalent	Covalent bond	Duros, P. f alto, mal cond. de calor y electricidad.	C (diamond), SiO_2 (quartz)
Molecular*	Dispersion forces, dipole-dipole forces, hydrogen bonds	Suaves, P. f. bajo, mal cond. de electricidad.	Ar, CO_2 , I_2 , H_2O , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sucrose)
Metallic	Metallic bond	Suaves a duros, P.f bajo a alto, buen Cond. De calor y electricidad	All metallic elements; for example, Na, Mg, Fe, Cu

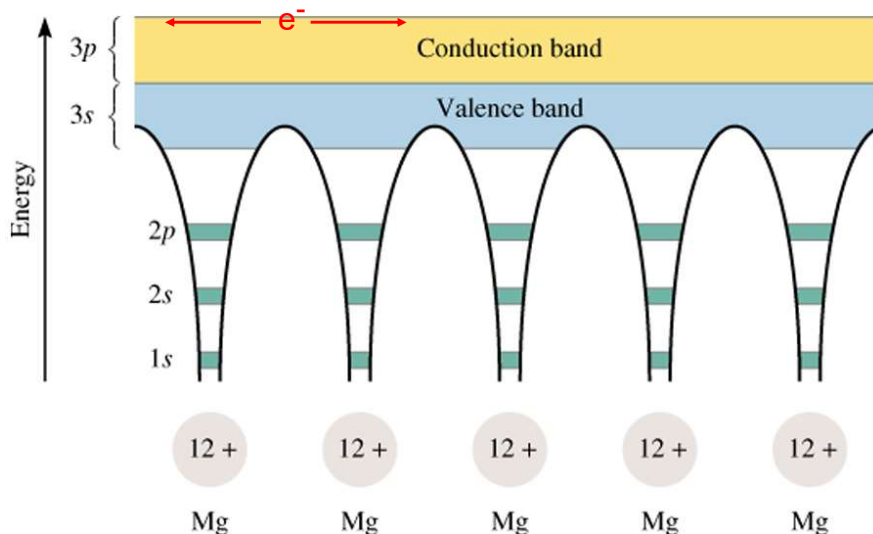
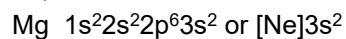
*Included in this category are crystals made up of individual atoms.

†Diamond is a good thermal conductor.

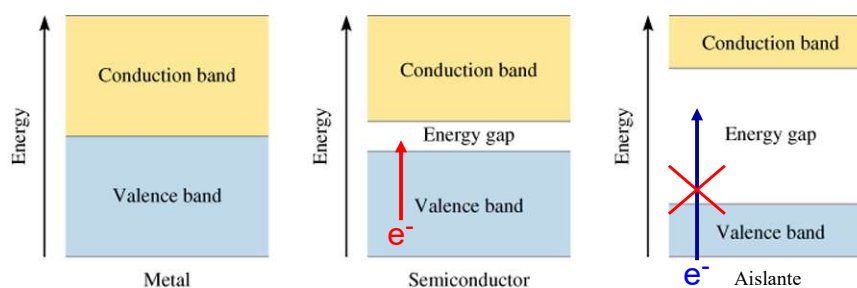
Teoría de Bandas de conducción

Cap. 20,3 Chang

En la **teoría de la conductividad de las bandas**, los electrones deslocalizados se mueven libremente a través de “bandas” formadas por orbitales moleculares traslapados.



Espacios de energía entre valencia y bandas conductoras en metales, semiconductores y aislantes



Semiconductor Intrínseco: elemento semiconductor puro

Semiconductor Extrínseco: Cuando el semiconductor está dopado con átomos de otro elemento disminuyendo la brecha energética prohibida.

¿Cómo afecta el aumento de la temperatura en un Sólido Conductor y en uno Semiconductor?

