

# CB041 Química y Electroquímica

---

Departamento de Química

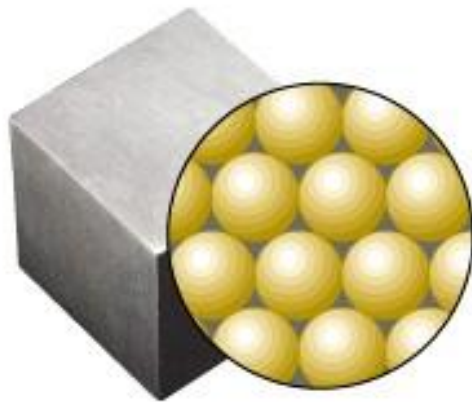
**Estados de agregación de la materia**  
**Propiedades de los gases**



Autora: María Andrea Ureña

## ***Los estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso***

La materia tiene **masa y volumen**, ocupa un lugar en el espacio. Los sólidos ocupan un volumen propio, y los líquidos y los gases ocupan el volumen del recipiente. Los gases son compresibles.



**sólido**



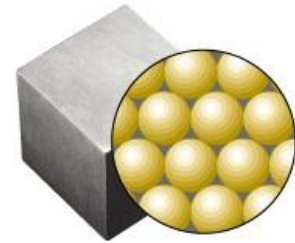
**líquido**



**gaseoso**

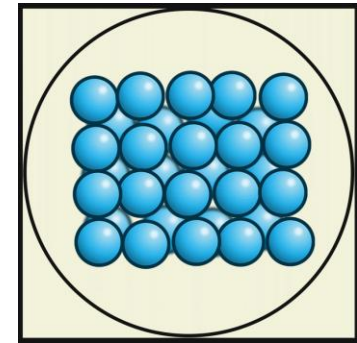
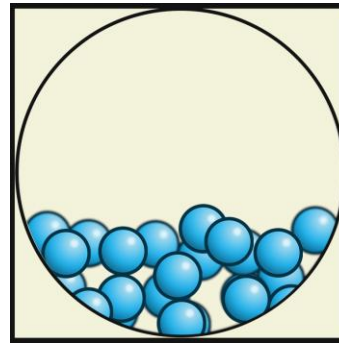
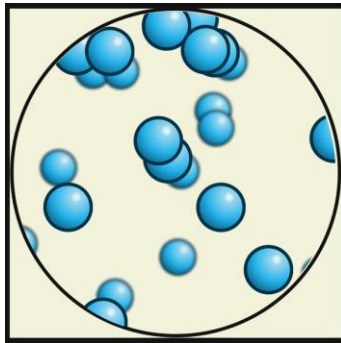


## Descripción Macroscópica



Gases	Líquidos	Sólidos
compresibles	relativamente incompresibles	incompresibles
fluyen fácilmente y ocupan todo el volumen del recipiente	fluyen fácilmente bajo la acción de una fuerza.	rígidos
Baja densidad: moléculas separadas	densos: forma del recipiente que los contiene	muy densos: independiente del recipiente

## Descripción Microscópica



Gases	Líquidos	Sólidos
<b>Distancia intermolecular:</b> grande y en constante movimiento	Las moléculas están cercanas entre sí	muy juntas
<b>Movimiento caótico:</b> Chocan entre sí y con las paredes del recipiente	<b>cierto orden</b> , fuerzas sobre las molec. vecinas libres para moverse unas con respecto a las otras	<b>prácticamente fijas y “ordenadas”</b>
<b>Fuerzas de atracción</b> son despreciables. Los gases reales fuerzas de Van der Waals	<b>Fuerzas intermoleculares:</b> Bastante fuertes como para mantener juntas las moléculas	<b>Fuerzas atracción intermoleculares:</b> Muy fuertes como para fijarlos en posiciones del espacio
<b>Ec &gt;&gt;&gt; E media de atracción entre ellas. f(temperatura)</b>	<b>Ec = baja , E atracción</b>	<b>Movimiento vibratorio</b>

## ***Las fuerzas intermoleculares definen el estado físico de la materia***

**GASES:** fuerzas intermoleculares muy débiles. Para los **gases ideales**, las fuerzas intermoleculares son nulas. En los **gases reales** tienen valores muy bajos de 2 – 4 kJ/mol (oxígeno, nitrógeno, argón).

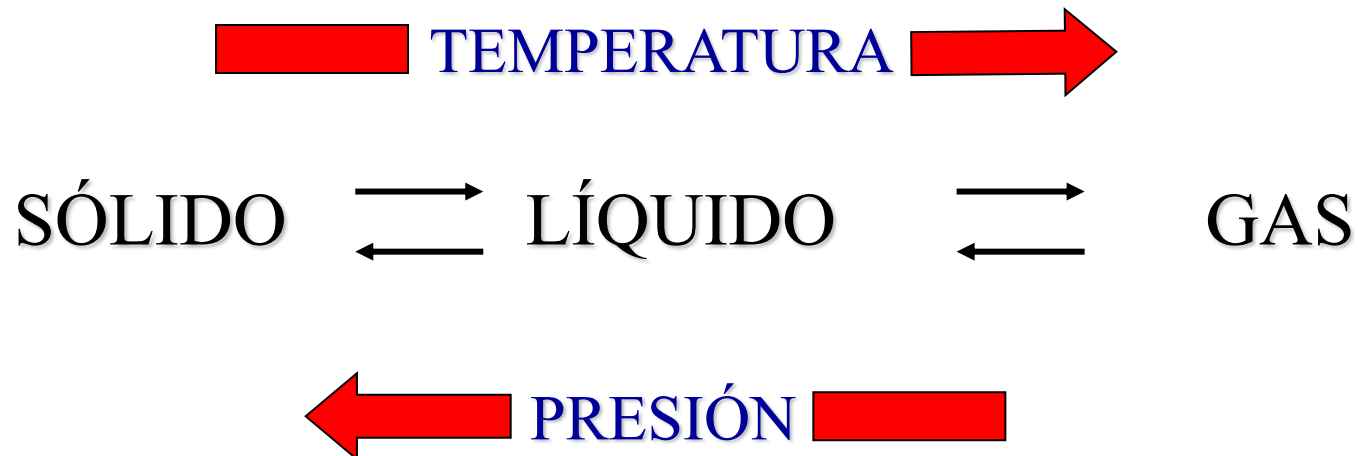
**LÍQUIDOS:** fuerzas intermoleculares intermedias (15 – 70 kJ/mol), no tienen forma propia (mercurio, bromo, agua, pentano). Admiten y dispersan a sólidos, líquidos y gases. Las dispersiones moleculares o iónicas en los líquidos se denominan soluciones.



**SÓLIDOS:** fuerzas intermoleculares fuertes (100 – 4000 kJ/mol), tienen forma propia y no son penetrables (metales, sales, hielo).

## Cambios de estado

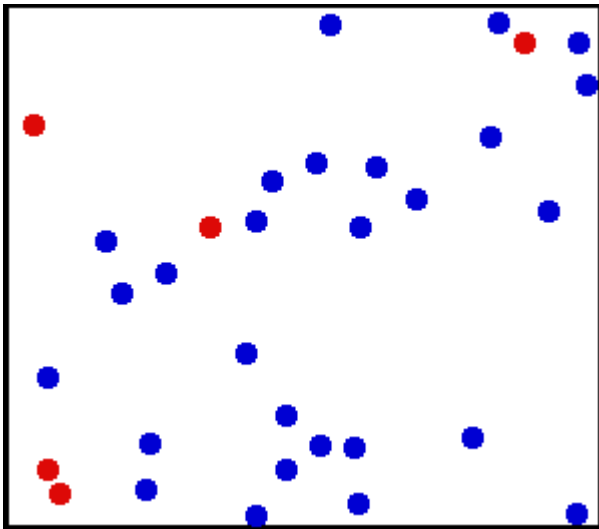
Las sustancias pasan de un estado a otro por **procesos físicos** (cambios de temperatura y presión), sin modificar su identidad química.



## Cambios de estado



## *El estado Gaseoso*



- Moléculas en continuo movimiento aleatorio
- Grandes distancias intermoleculares
- Muy bajas fuerzas intermoleculares
- Compresibles y expandibles (ocupan todo el volumen disponible)
- Difunden entre ellos formando una mezcla homogénea (aire= 71%v/v N<sub>2</sub>, 29%v/v O<sub>2</sub>)

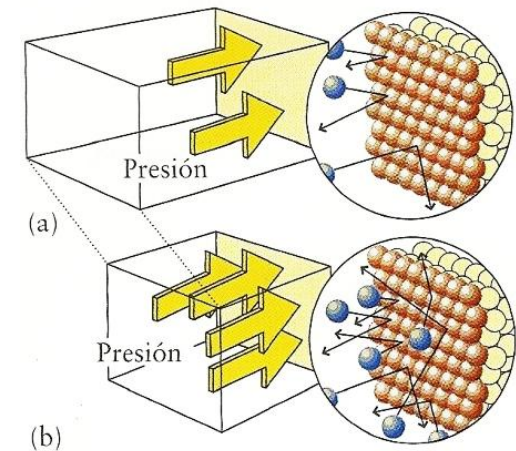
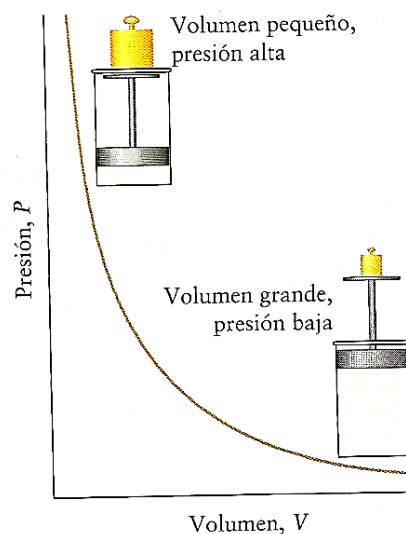
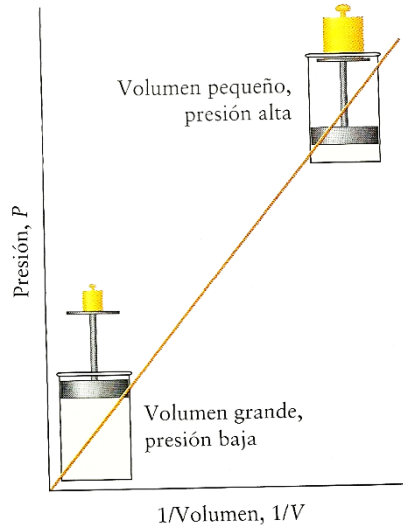




**Ley de Boyle (1662):** a temperatura constante, la presión de una determinada cantidad de gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen

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

$$P \cdot V = cte$$



a) La presión de un gas se debe al impacto de sus moléculas sobre las paredes del recipiente.

b) Cuando el volumen de del recipiente disminuye, la cantidad de moléculas por unidad de volumen es mayor y hay mas colisiones contra la misma superficie de la pared en un intervalo de tiempo definido. El impacto en las paredes ahora es mayor y la presión será mayor

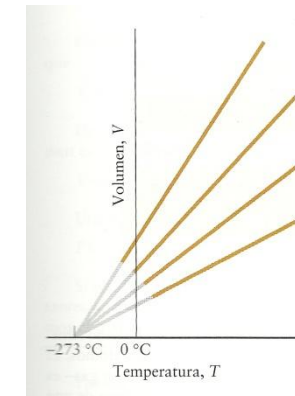
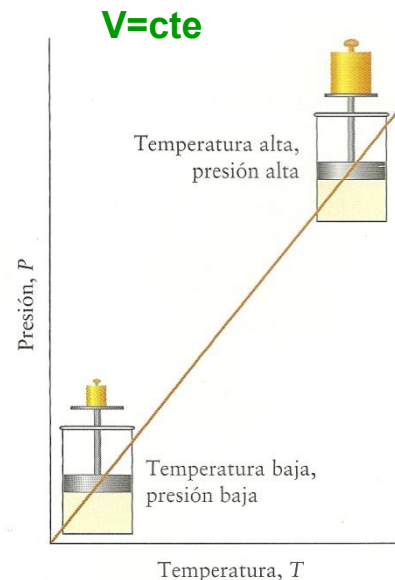
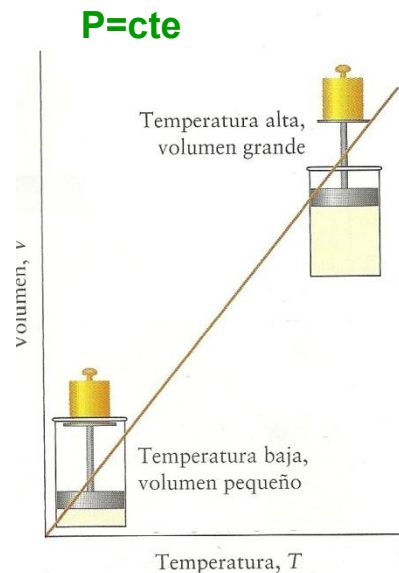


**Ley de Charles (1787):** A presión cte, el volumen de una cantidad fija de gas es directamente proporcional a la *temperatura absoluta*.

$$V \propto T$$

**Ley de Gay-Lussac (1802) :** A volumen cte, la presión de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a *temperatura absoluta*.

$$P \propto T$$



La extrapolación de los datos para diversas presiones sugiere que el volumen de los gases sería 0 a  $T = -273^\circ\text{C}$ . Esto no se puede alcanzar en la práctica porque ningún gas real tiene volumen cero y todos los gases reales condensan a líquidos antes de alcanzar tan bajas temperaturas. Como el V no puede ser negativo, esta temperatura es la más baja posible. Este valor corresponde a cero en escala de Kelvin (**Temperatura absoluta, T**)

## Principio de Avogadro (1812)

**El volumen ocupado por una muestra de gas a presión y temperatura constante es directamente proporcional al número de moles de moléculas presentes:**

$$V \propto n$$

El volumen molar  $V_m$  de un gas, es el volumen ocupado por un mol ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) de dicho gas.

$$V_m = \frac{V}{n}$$



Avogadro observó que el volumen molar de distintos gases a la misma presión y temperatura era semejante.

Esto sugiere que bajo las mismas condiciones de presión y temperatura un número determinado de moléculas de gas ocupan el mismo volumen independientemente de su identidad química.

**Ley de Boyle:** a temperatura constante, la presión de una determinada cantidad de gas es inversamente proporcional al volumen

**Ley de Charles y Gay-Lussac:** A presión cte, el volumen de una cantidad fija de gas es directamente proporcional a la *temperatura absoluta*.

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

**Principio de Avogadro:** el volumen de una muestra de gas a P y T ctes es directamente proporcional al número de moles de las moléculas presentes independientemente de su identidad química

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

$$V \propto T$$

$$P \propto T$$

$$V \propto n$$



## Ecuación de estado de los gases ideales

$$P \cdot V = nRT$$

- Ecuación de estado
- Válida para un gas ideal (P → 0) **ley límite**

Constante de los gases R	
Unidades	Valor
L atm / mol K	0.08206
cal / mol K	1.987
J / mol K	8.314
m <sup>3</sup> Pa / mol K	8.314
L torr / mol K	62.36

## Condiciones normales de presión y temperatura CNPT

Condiciones normales de presión y temperatura significan 0°C y presión 1 atmósfera

<b>CNPT</b>	<b>P = 1 atm</b>	<b>T = 273K</b>
-------------	------------------	-----------------

**GASES IDEALES**      $P.V = nRT$

1 mol de gas ideal ocupa 22,4 litros medidos en CNPT

## Condiciones de presión y temperatura ambiente CPTA

Condiciones de presión y temperatura ambiente son 25°C y presión 1 atmósfera

<b>CPTA</b>	<b>P = 1 atm</b>	<b>T = 298 K</b>
-------------	------------------	------------------



## MEZCLAS DE GASES o Ley de Dalton

Una mezcla de gases que no reacciona entre si se comporta como un único gas puro.

**Dalton:** la presión parcial de cada gas en la mezcla es la presión que ejercería si estuviera solo en el recipiente.

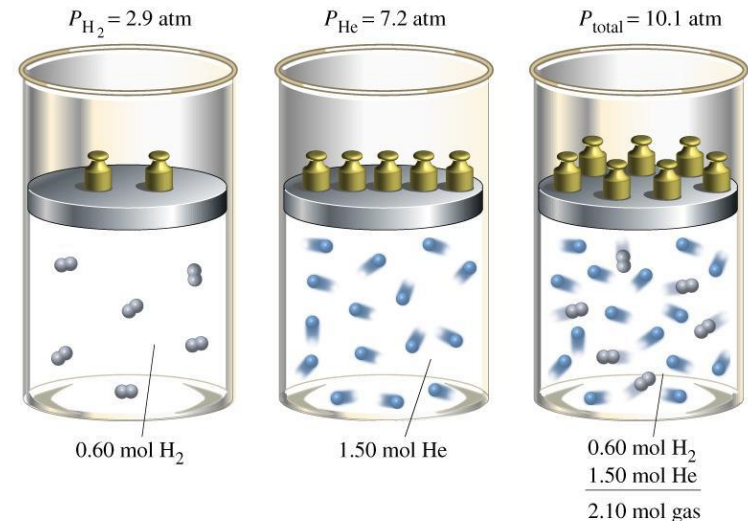
$$P_j = \frac{n_j RT}{V}$$

**Ley de las presiones parciales:** la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes



$$P = P_A + P_B + \dots$$

$$P = (n_A + n_B + \dots) \frac{RT}{V} = n_T \frac{RT}{V}$$



# MODELO CINÉTICO DE LOS GASES

Los resultados empíricos resumidos en las leyes de los gases sugieren un modelo en el cual un gas ideal consiste en moléculas ampliamente separadas, que **no interactúan**, que **están en constante movimiento en línea recta y aleatorio**, con **velocidades que aumentan con la temperatura**.

El **modelo cinético** de un gas se basa en :



- ☐ Un gas consiste en un conjunto de moléculas en movimiento continuo y aleatorio.
- ☐ Las moléculas de gas se mueven a gran velocidad en línea recta en todas direcciones
- ☐ No hay fuerzas de atracción ni de repulsión entre las moléculas (no hay fuerzas intermoleculares).
- ☐ Las moléculas no interactúan unas con otras ni con las paredes del recipiente excepto durante las colisiones, donde no se pierde energía. Son choques perfectamente elásticos.
- ☐ La energía de las moléculas del gas ideal es solamente energía cinética, no interacción entre las moléculas, no hay fuerzas de atracción por lo tanto no hay energía potencial.

## ***MODELO CINÉTICO DE LOS GASES***

**Ecuación de estado de  
los gases ideales**

$$P.V = nRT$$

**Variables de estado**

$$n, P, V, T$$





## ***¿CUANDO PODEMOS DESCRIBIR EL COMPORTAMIENTO DE UN GAS MEDIANTE EL MODELO DE GAS IDEAL?***

- La ley de los gases ideales es una ley límite cuando  **$P \rightarrow 0$** .

Significa que cuanto más alta sea  $P$ , mas error comento al calcular con esta ecuación. ¿Qué tan cerca de cero debo estar? Depende del gas. En general, los gases a presiones y temperaturas cercanas a las ambientales se comportan como gases ideales.

- En los gases reales, donde existen interacciones, su comportamiento se aparta del ideal y esto es más evidente a altas presiones y bajas temperaturas



# GASES REALES

influyen las fuerzas intermoleculares

Volumen molar de un gas ideal:

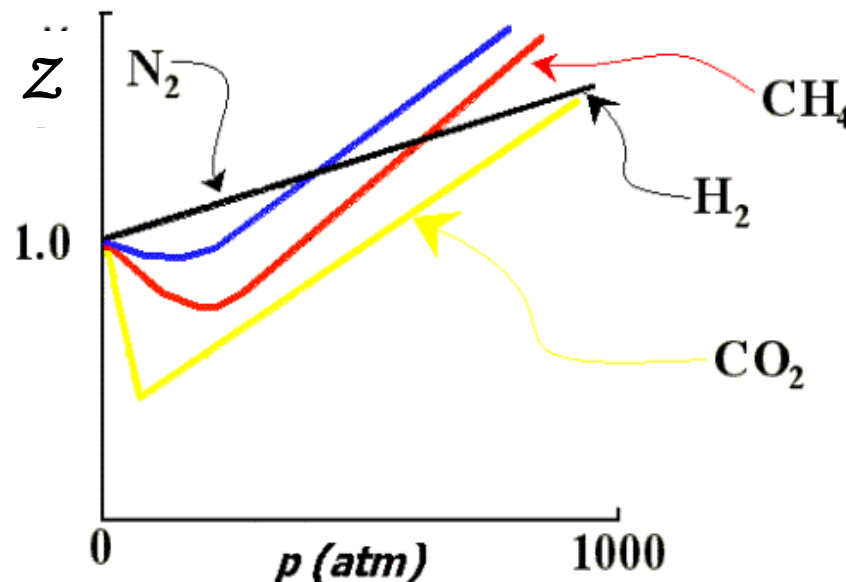
$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{nRT/P}{n} = \frac{RT}{P}$$

**Factor de compresibilidad (Z):**

es la relación entre el volumen molar real de gas y el volumen molar del gas ideal

$$Z = \frac{V_m^{\text{real}}}{V_m^{\text{ideal}}}$$

Me da una idea de cuanto se aleja del comportamiento ideal



**Z=1 comportamiento ideal**

**Z>1** las repulsiones intermoleculares son dominantes

**Z<1** las atracciones intermoleculares son dominantes



*Los gases a presiones y temperaturas cercanas a las ambientales se comportan como gases ideales.*

## GASES REALES

influyen las fuerzas intermoleculares

Ecuación de estado Gas ideal:

$$PV = nRT$$

(no hace falta que las sepan, solo que sepan que existen otras ecuaciones de estado para gases...)

**Ecuación de estado Gases Reales:**

Ecuación de Van der Waals (1877)

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

$b$  es la corrección por la repulsión entre moléculas.  
 $a$  es la corrección debido a las fuerzas de atracción.  
 $a$  y  $b$  Se obtienen experimentalmente y son independientes de la temperatura

Ecuación Virial

$$PV = nRT \left( 1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \dots \right)$$

Puede ser obtenida a partir de la mecánica estadística. Los coeficientes surgen de las interacciones de pares, de tres, etc y dependen de la temperatura.

