

CAPÍTULO 5

GASES, LÍQUIDOS Y SÓLIDOS



DIAGRAMA DE FASES

DIAGRAMAS DE FASES

El diagrama de fase resume las condiciones a la que cualquier sustancia exista como un sólido, líquido o gas.

Los diagramas de fase más sencillos son los de presión- temperatura de una sustancia pura, como puede ser el del agua.

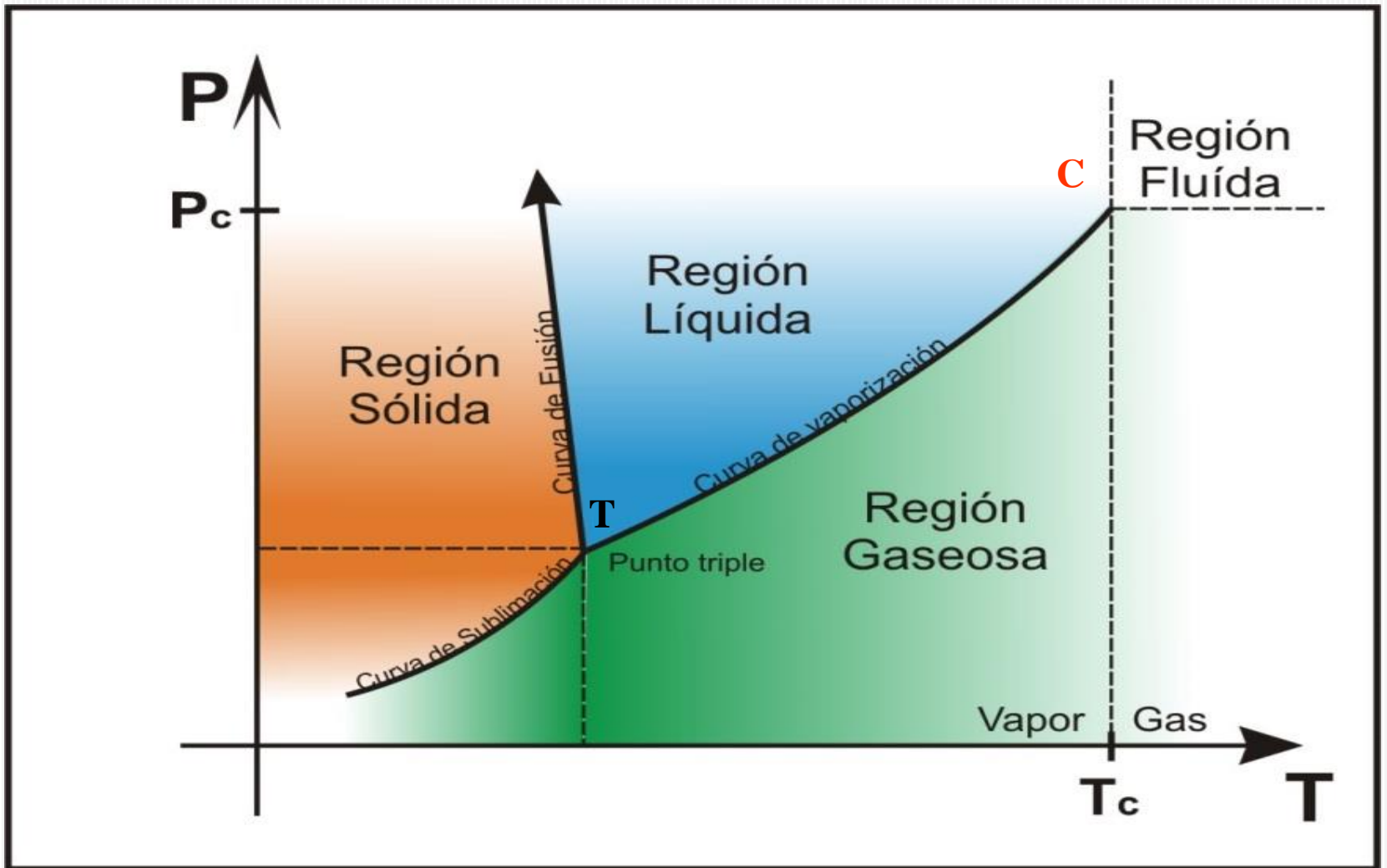
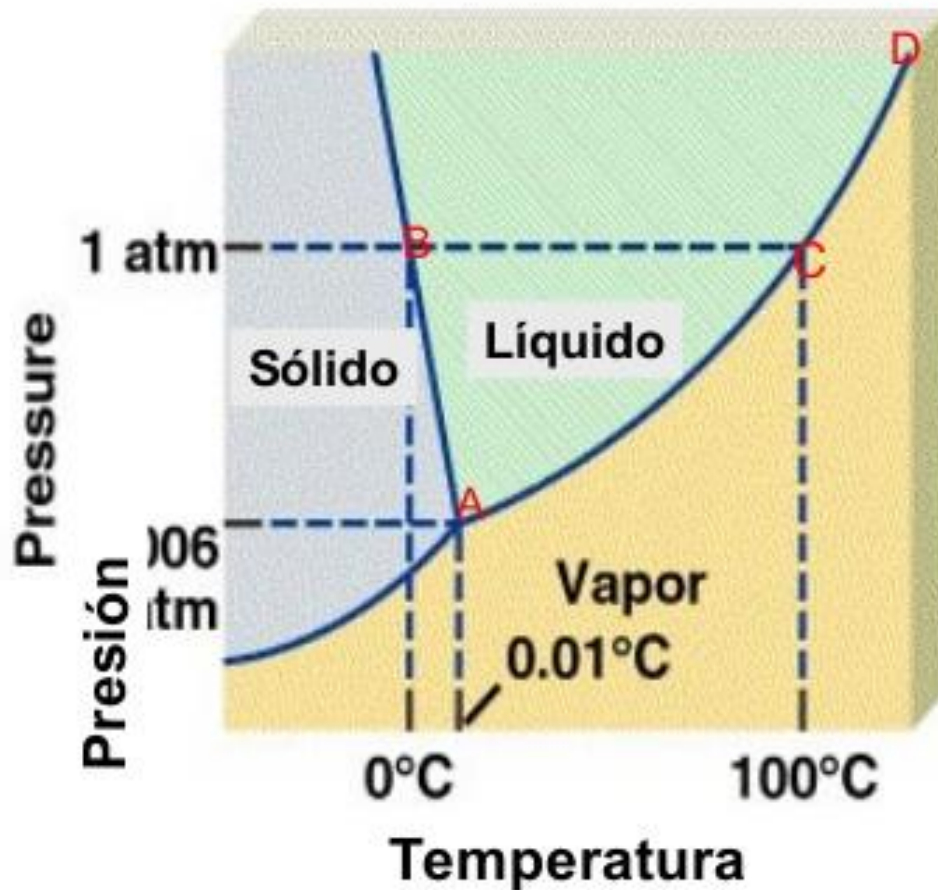


Diagrama de fases del agua



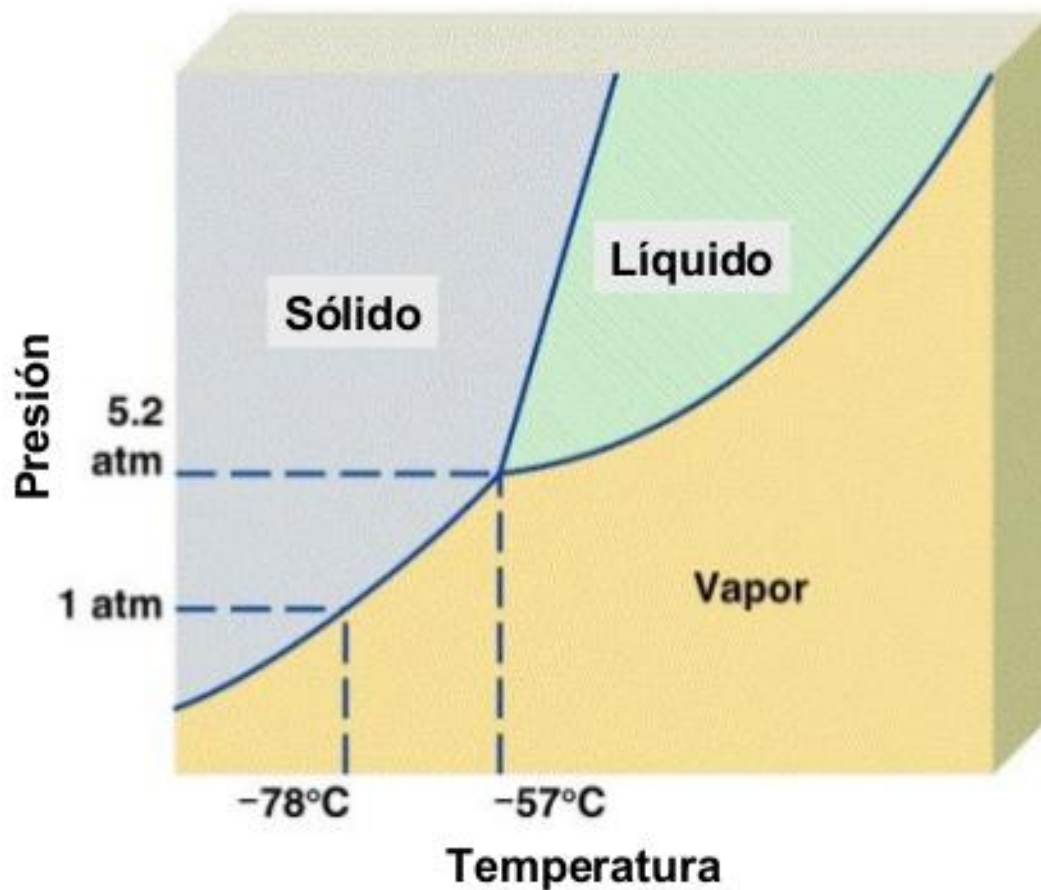
A: p. triple

D: p. crítico
(374,4°C;
217,7 atm)

B: p. fusión

C: punto de
ebullición

Diagrama de fases del dióxido de carbono



CAMBIOS DE ESTADO

Tradicionalmente, se suele decir que la materia se presenta en los estados de agregación: **sólido, líquido y gaseoso**.

Las características diferenciales de estos tres estados son:

| Estado | Sólido | Líquido | Gaseoso |
|-----------------------|------------------------------|-------------------------------------|----------------------------|
| Forma | Constante | Variable | Variable |
| Volumen | Constante | Constante | Variable |
| Rigidez | Rígidos | No rígidos | No rígidos |
| Fluidez | No fluyen | Fluyen | Fluyen |
| | | Fluidos | |
| Otras características | Resistentes a la deformación | Superficie libre plana y horizontal | Compresibles y expansibles |

CAMBIOS DE ESTADO



PUNTO CRÍTICO

La curva de vaporización del diagrama PT para un material puro termina en el punto C llamado punto crítico. Las coordenadas de éste se denominan presión crítica P_c y temperatura crítica T_c , que representan la temperatura y la presión más grandes a las que puede existir el material puro en equilibrio vapor-líquido.

ESTADO GASEOSO

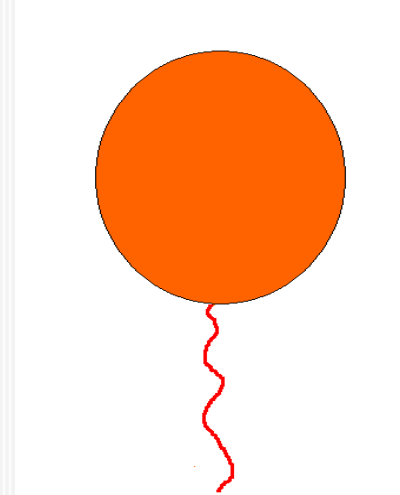
Estado de la materia que se caracteriza por tener una gran energía cinética interna debido a que la fuerza de repulsión intermolecular es mayor que la de atracción, por eso los gases carecen de forma y volumen definido.

Se define también como el estado caótico de la materia.



PROPIEDADES GENERALES

- Toma la forma y el volumen del recipiente que lo contiene.
- Se comporta similarmente ante los cambios de presión y temperatura pudiéndose comprimir o expandir fácilmente.
- A bajas presiones y altas temperaturas los gases manifiestan un comportamiento **ideal**.



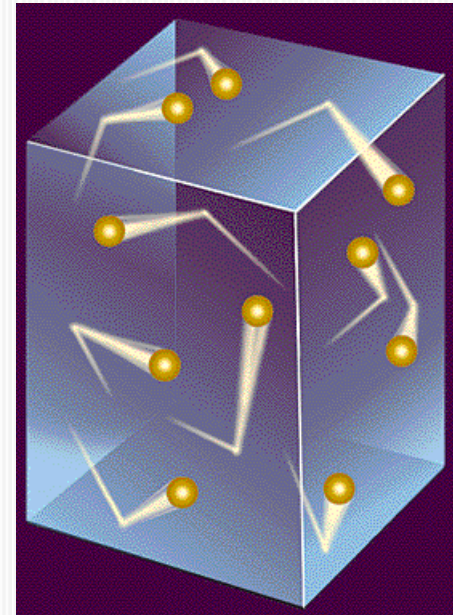
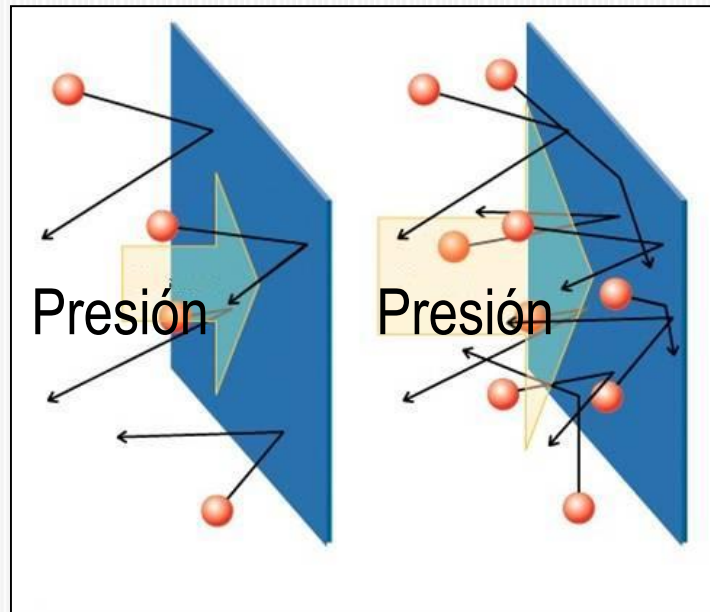
GAS IDEAL O PERFECTO

- Gas imaginario que cumple exactamente con los postulados de la **teoría cinética molecular**, o cuando cada unidad molecular se comporta en forma independiente de las otras.
- Los gases manifiestan un comportamiento ideal a bajas presiones y altas temperaturas.

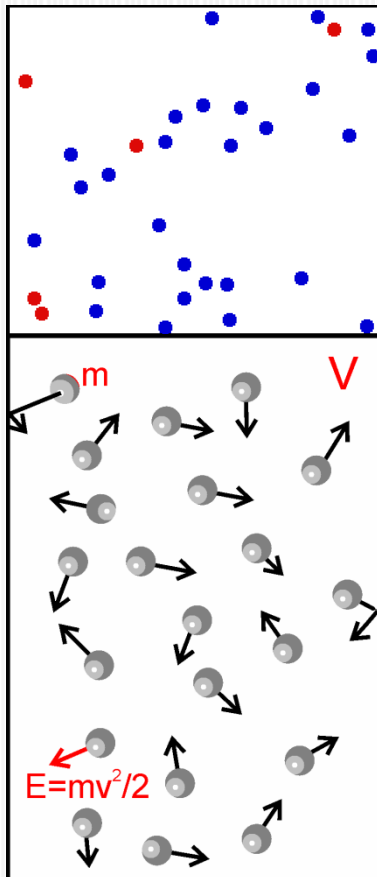
TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

Postulados:

- Los gases están compuestos por partículas pequeñísimas llamadas “moléculas”.
- Las moléculas de los gases están en constante movimiento aleatorio en todas direcciones y frecuentemente chocan unas contra otras (choque perfectamente elástico).



- Las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción ni de repulsión.
- La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en Kelvins (temperatura absoluta del gas).



$$\overline{E}_c = \frac{1}{2} m \overline{v^2}$$

$$\overline{E}_c \propto T$$

$$\overline{E}_c = \frac{3}{2} KT$$

$$\overline{E}_c = N \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) = \frac{3}{2} NKT = \frac{3}{2} nRT$$

K = constante de Boltzman = R / N_A
 = $1,38 \times 10^{-16}$ erg / K mol

T = temperatura en grados kelvin

R = constante universal de los gases

N_A = número de Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$

LEYES DE LOS GASES IDEALES

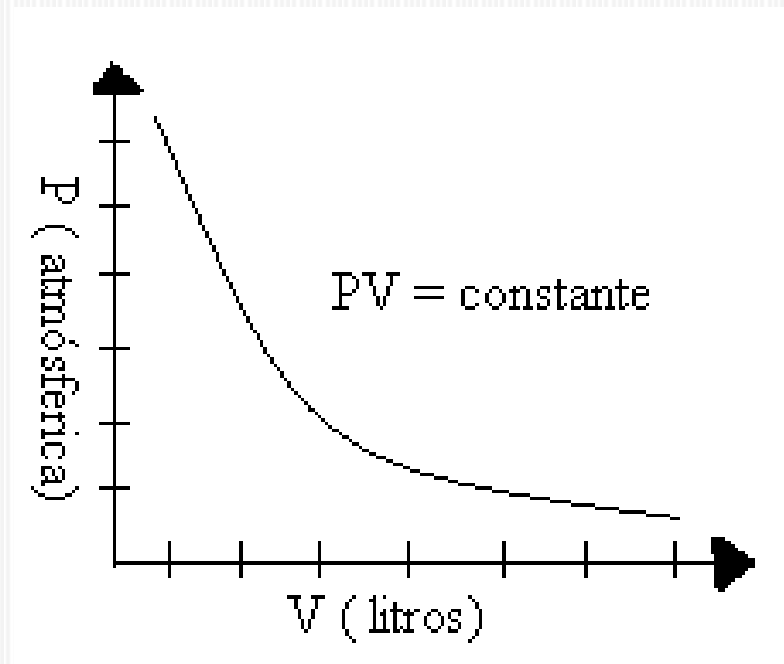
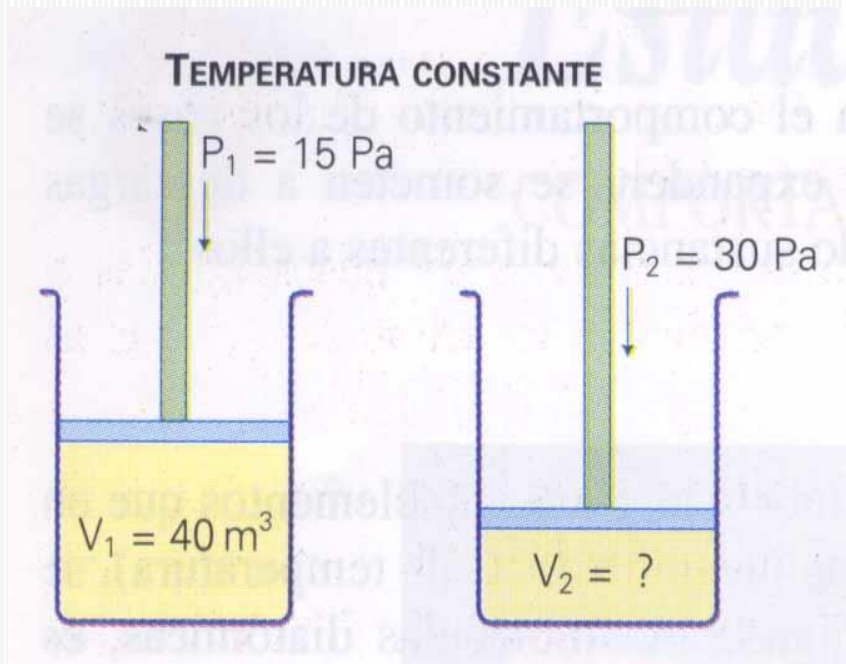
-LEY DE BOYLE-MARIOTTE (Proceso isotérmico)

$$T = \text{cte}$$

$$V \propto 1/P$$

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

$$PV = K$$



$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

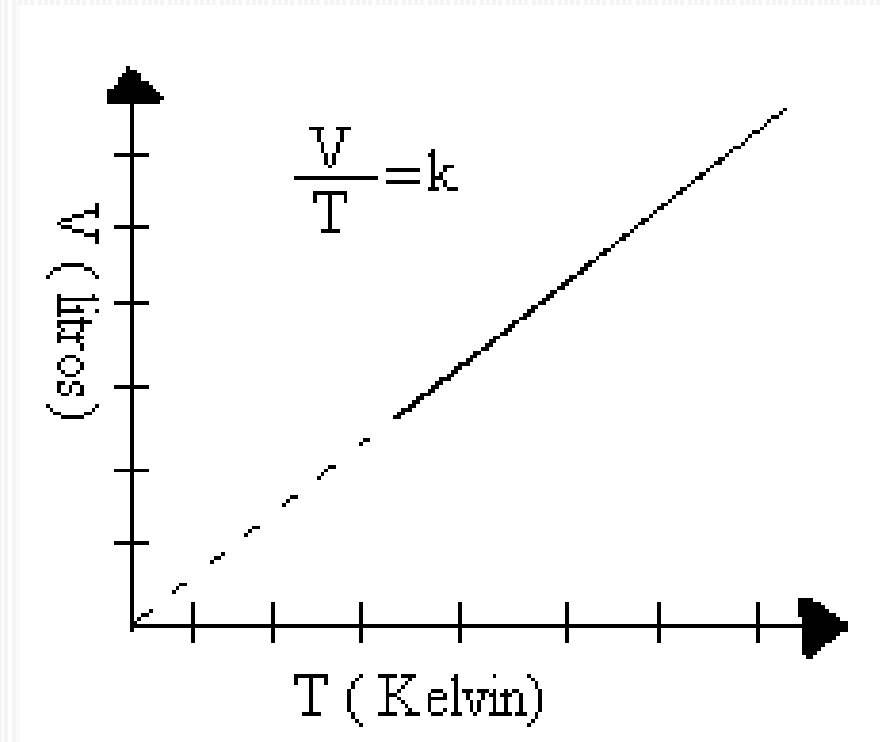
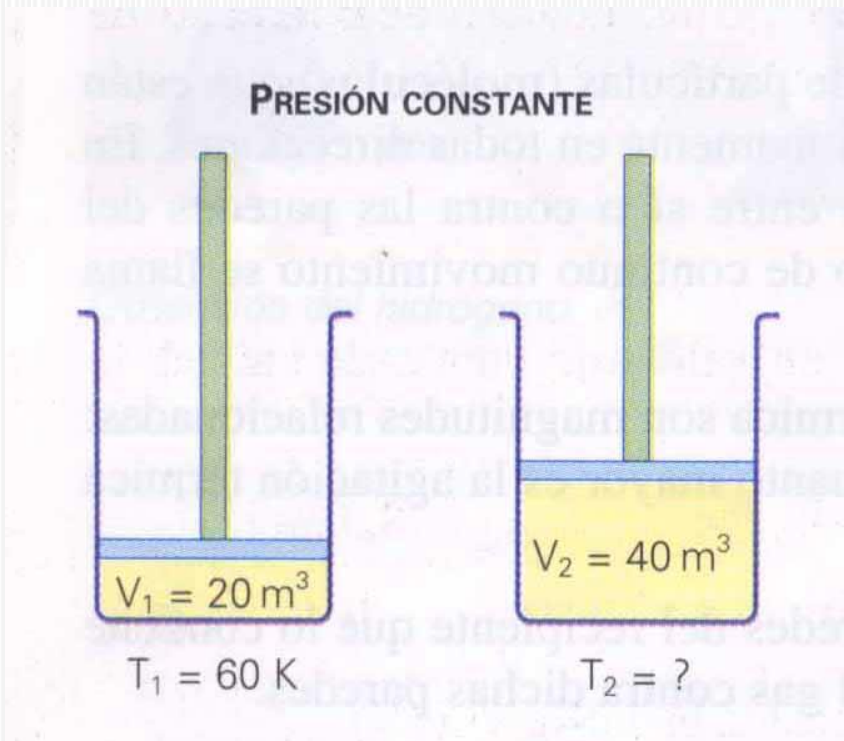
-LEY DE CHARLES (Proceso isobárico)

$$P = \text{cte}$$

$$V \propto T$$

$$V = KT$$

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



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

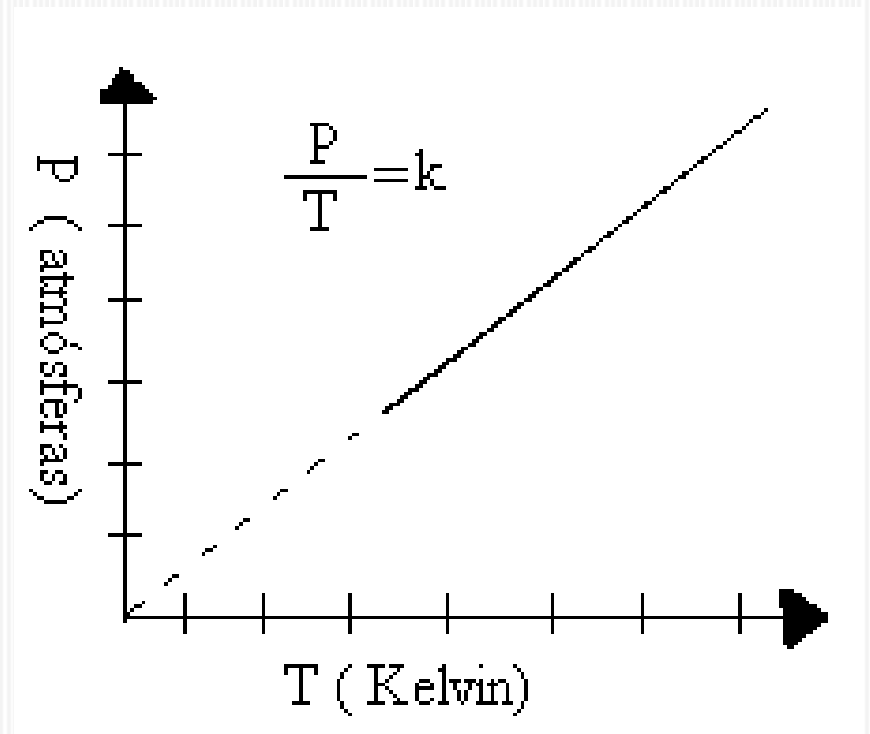
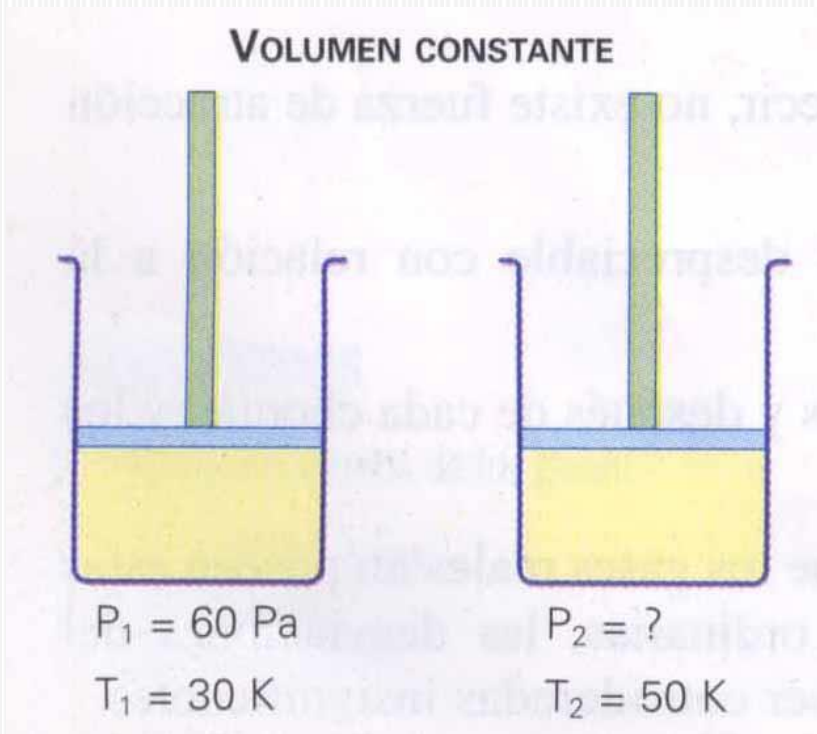
-LEY DE GAY LUSSAC (Proceso isócoro)

$$V = \text{cte}$$

$$P \propto T$$

$$P = KT$$

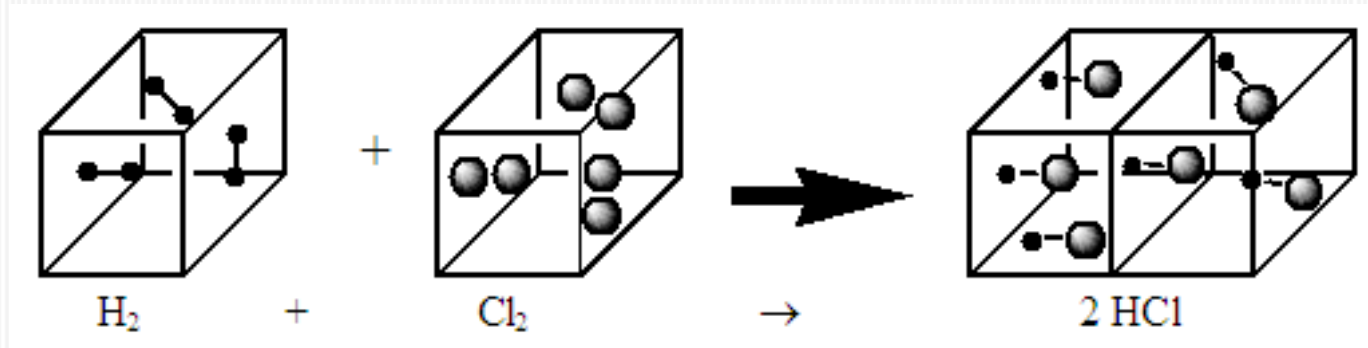
$$\frac{P}{T} = K$$



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

-LEY DE AVOGADRO

A las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas pero diferente peso.



Para gas "A" $V_A = n_A$

Para gas "B" $V_B = n_B$

Si los gases ocupan igual volumen ($V_A = V_B$)

$$n_A = n_B$$

LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES (Proceso isomásico)

Deducción de la fórmula general:

-Ley de Boyle: $V \propto 1/P$

-Ley de Charles: $V \propto T$

-Ley de Avogrado: $V \propto n$

Combinando estas relaciones: $V \propto \frac{nT}{P}$

Si llamamos **R** a la constante de proporcionalidad

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



ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

Relación matemática entre las cuatro variables de estado.

$$PV = nRT$$

donde :

R = Constante universal de los gases

$$R = 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} = 62,4 \frac{\text{torr.L}}{\text{mol.K}}$$

o también :

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

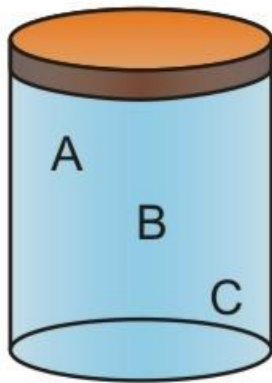
$$P\bar{M} = \frac{W}{V} RT; \frac{W}{V} = \rho$$

$$P\bar{M} = \rho RT$$

MEZCLA DE GASES

Se denomina mezcla gaseosa a la reunión de moléculas de dos o más gases sin que entre ellos se produzca una reacción química.

Se puede considerar a una mezcla como una sola masa uniforme



P
V
T
n

P : Presión ejercida por la mezcla

V : Volumen ocupado por la mezcla

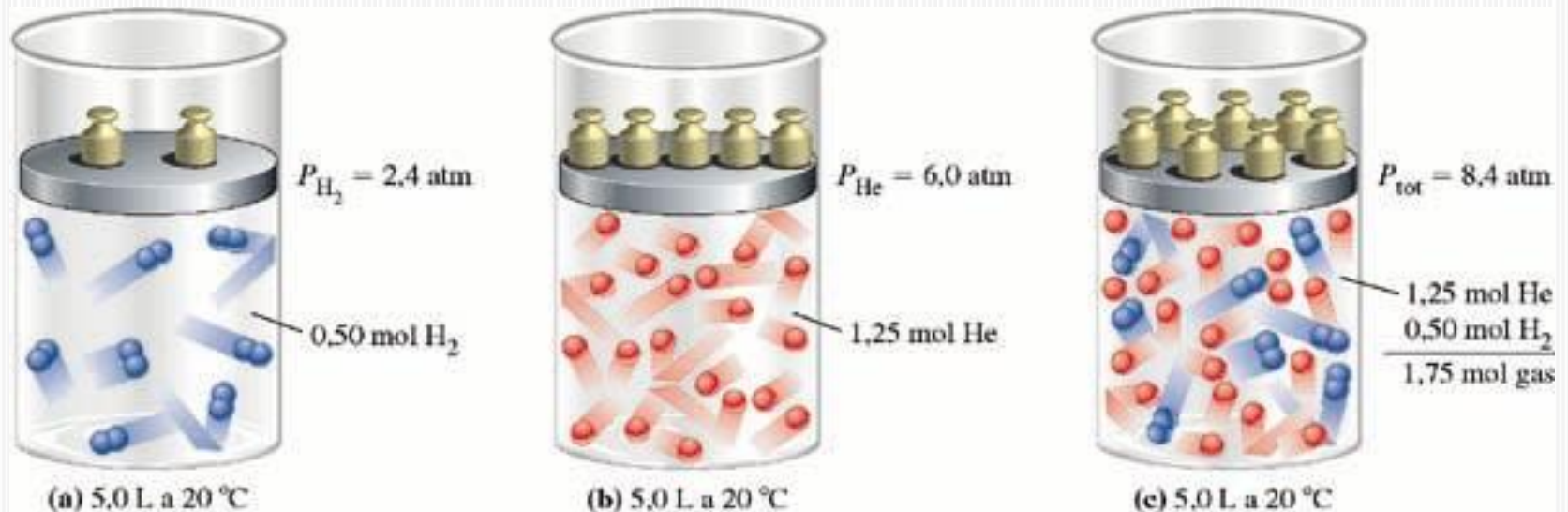
T : Temperatura absoluta

n : número de moles de la mezcla

$$n = n_A + n_B + n_C$$

LEY DE DALTON (Presiones parciales)

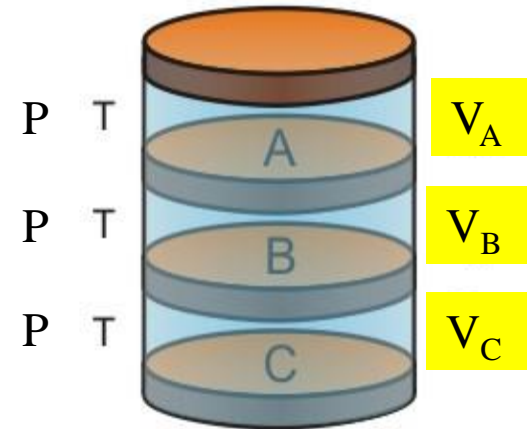
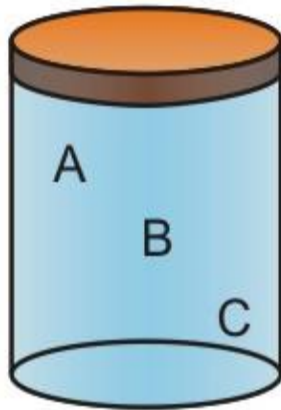
La presión total, en una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes.



$$P_t = P_A + P_B + P_C + \dots$$

LEY DE AMAGAT (Volúmenes parciales)

El volumen total ocupado por una mezcla gaseosa, es igual a la suma de los volúmenes parciales de sus gases componentes a la misma presión y temperatura de la mezcla.



$$V_t = V_A + V_B + V_C$$

COMPOSICIÓN DE UNA MEZCLA GASEOSA

-FRACCIÓN MOLAR (X_i)

$$X_i = \frac{n_i}{n_t}$$

n_i : Número de moles del componente i

n_t : Número de moles de la mezcla

Propiedades :

$$1. - X_A + X_B + X_C = 1$$

$$2. - 0 \leq X_i \leq 1$$

-PORCENTAJE EN PESO (%W)

% W_i : Composición en masa del componente i

W_i : Masa del componente i

W_t : Masa de la mezcla gaseosa

$$\%W_i = \frac{W_i}{W_t} \times 100$$

-PESO MOLECULAR PROMEDIO (\bar{M}_t)

$$\bar{M}_t = \bar{M}_A X_A + \bar{M}_B X_B + \bar{M}_C X_C \dots \bar{M}_n X_n$$

-FRACCIÓN DE PRESIÓN (P_i)

$$f_{P_i} = \frac{P_i}{P_t}$$

-FRACCIÓN EN VOLUMEN (V_i)

$$f_{V_i} = \frac{V_i}{V_t}$$

$$X_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{P_i}{P_t} = \frac{V_i}{V_t}$$

$$\% V_i = \% P_i = \% n_i$$

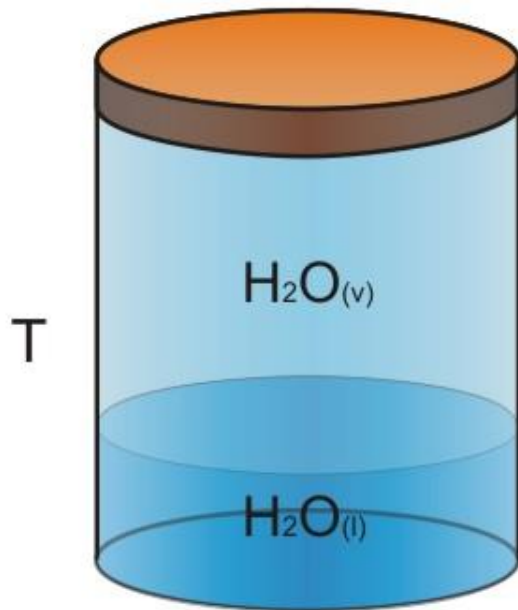
PRESIÓN DE VAPOR (P_V)

Presión que ejerce el vapor de un líquido a una determinada temperatura.

PRESIÓN DE VAPOR SATURADO ($P_V^{t^\circ\text{C}}$)

Máxima presión que ejerce el vapor de un líquido producido a una determinada temperatura, estableciéndose un equilibrio dinámico entre la evaporación y la condensación.





Equilibrio líquido - vapor
 $V. \text{ Evap.} = V. \text{ condens.}$

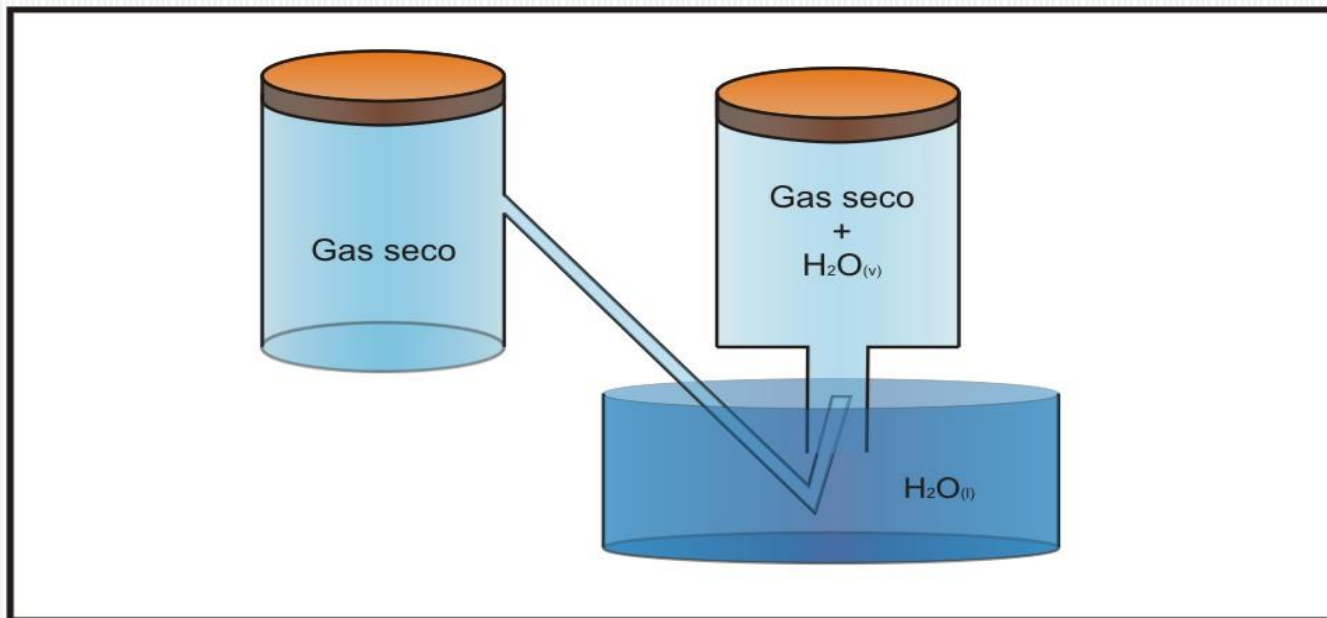


La cantidad de vapor es
máxima y la presión
ejercida también es
máxima. $P_{vH_2O_{(v)}}$

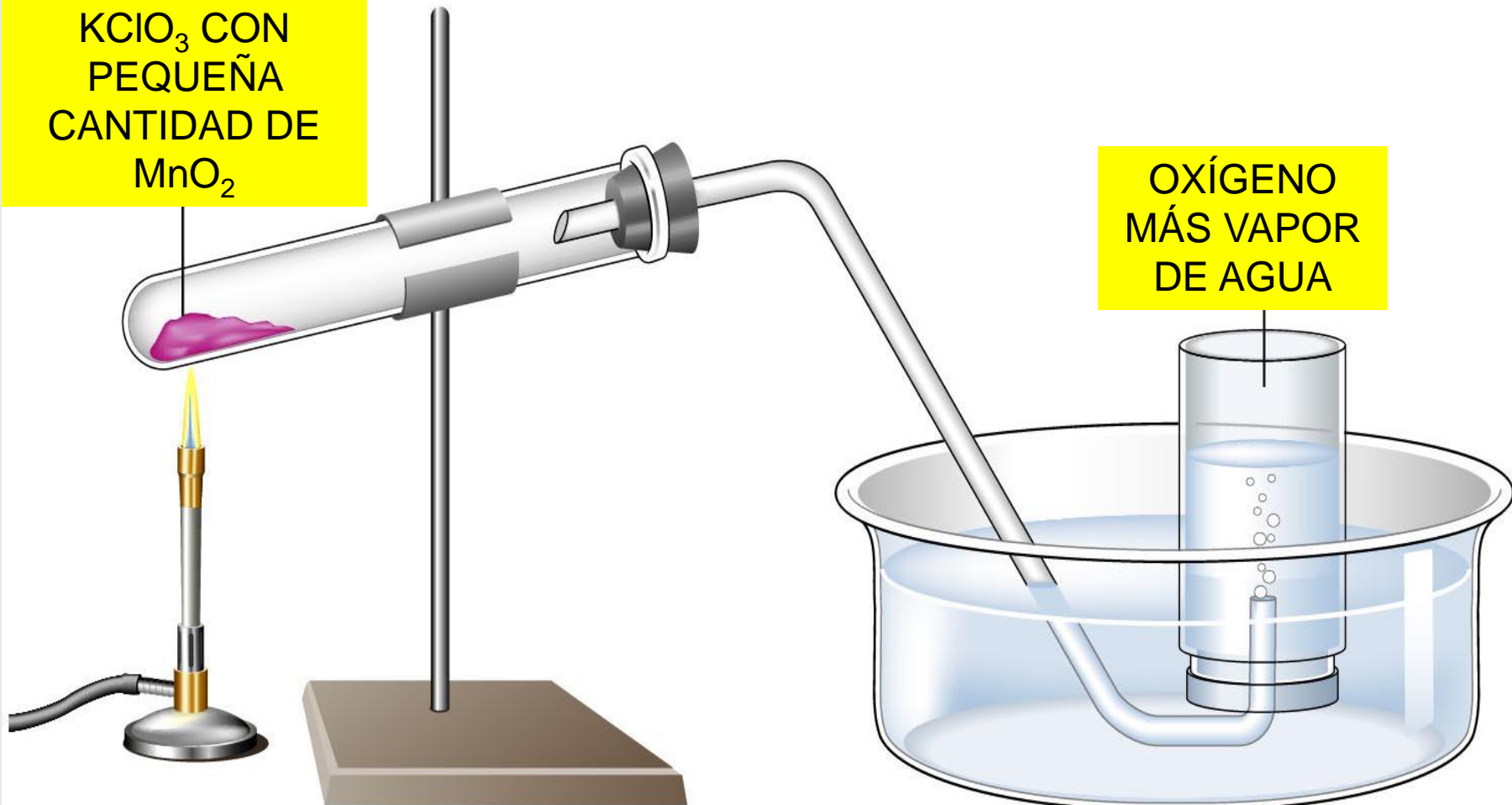
GASES HÚMEDOS

El gas seco al mezclarse con el vapor de agua, forma lo que se llama “gas húmedo”.

$$P_{gh} = P_{gs} + P_{vapor}$$



KClO₃ CON
PEQUEÑA
CANTIDAD DE
MnO₂



HUMEDAD RELATIVA (HR)

Se emplea solo para vapor de agua, normalmente para indicar el grado de saturación de vapor de agua en el medio ambiente o en un sistema aislado de aire húmedo

$$HR = \frac{P_v}{P_v^{oC}} \times 100$$

De la ecuación anterior

$$P_V = \frac{HR}{100} \times P_V^{\circ C}$$

Si el vapor está saturado: $HR = 100\%$

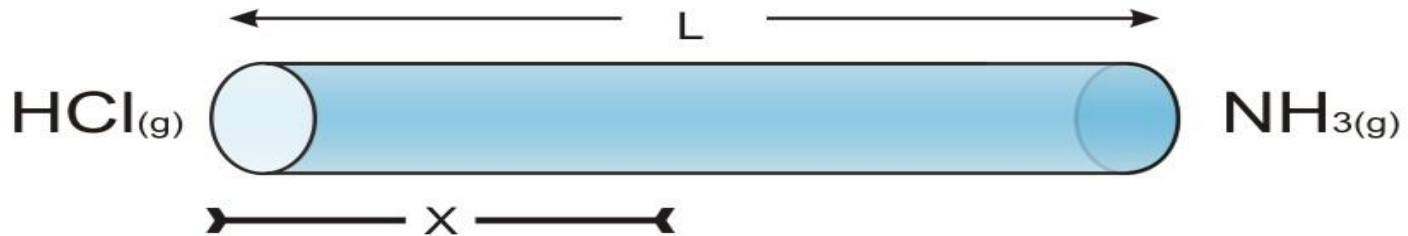
$$P_V = P_V^{\circ C}$$

Si el vapor no está saturado: $HR < 100\%$

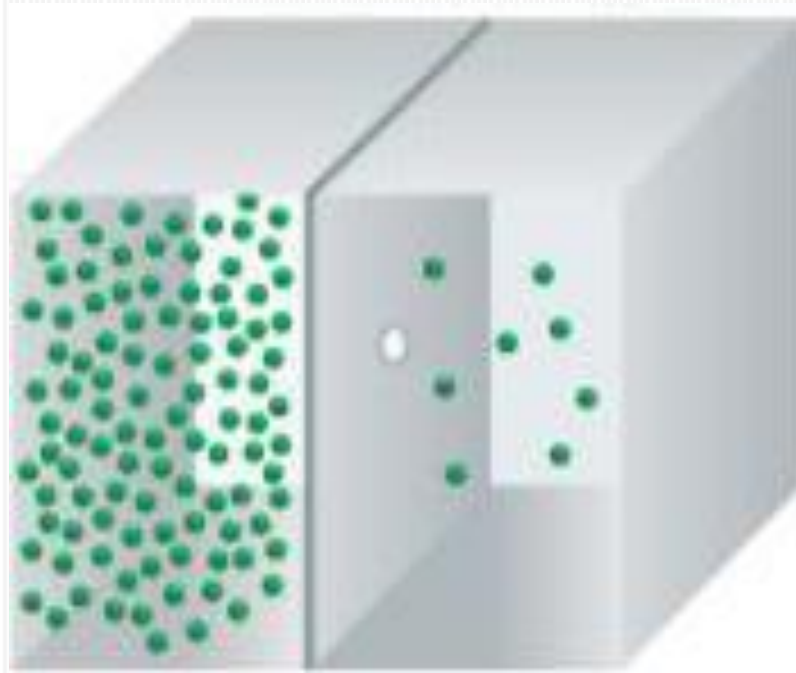
$$P_{gh} = P_{gs} + P_V^{\circ C} \frac{HR}{100}$$

LEY DE DIFUSIÓN Y EFUSIÓN DE GRAHAM

Difusión.-Es la mezcla gradual de moléculas de un gas con las moléculas de otro en virtud de sus propiedades cinéticas.



Efusión.-Es el proceso mediante el cual un gas bajo presión escapa de un compartimiento de un recipiente a otro pasando a través de una pequeña abertura.



En 1846, Thomas Graham descubrió que:

A las mismas condiciones de presión y temperatura las velocidades de difusión y efusión de dos gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares o sus densidades.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{\rho_2}{\rho_1}}$$

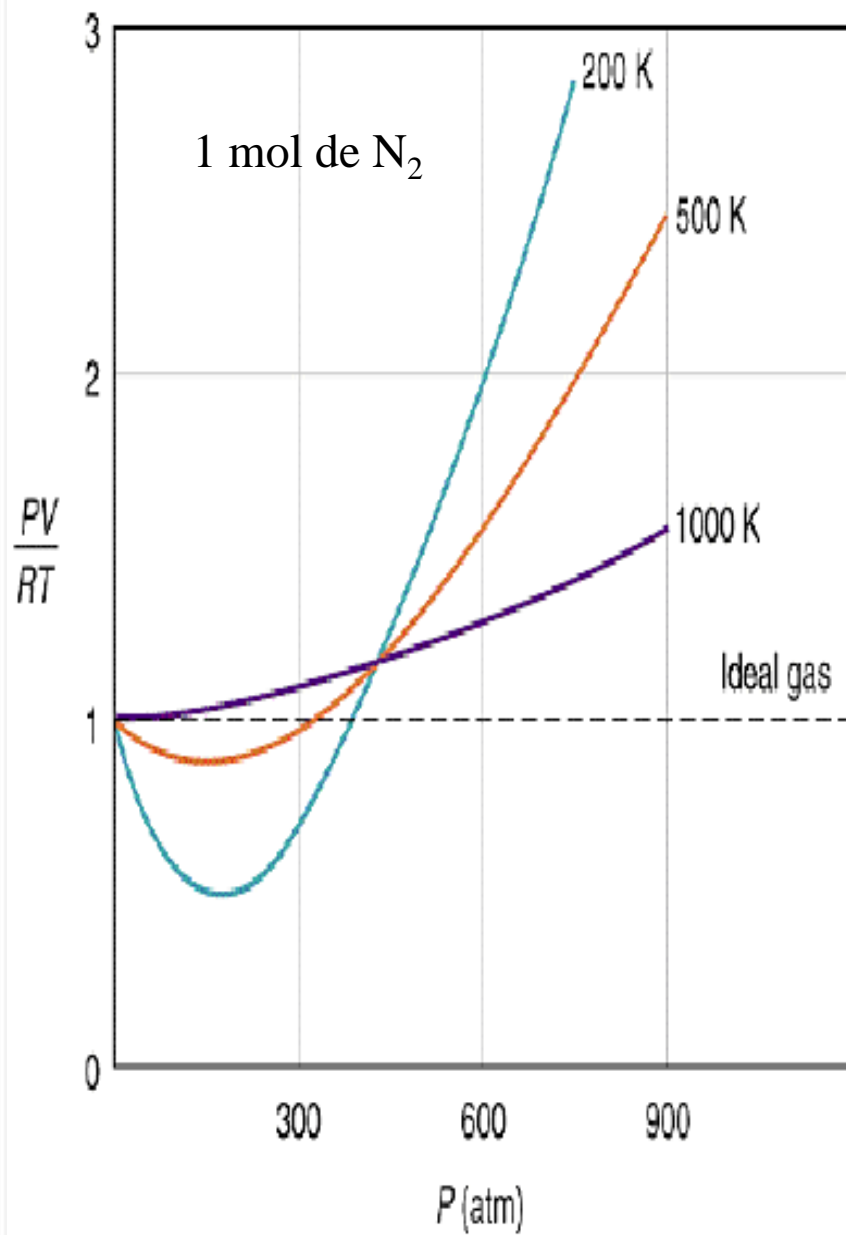
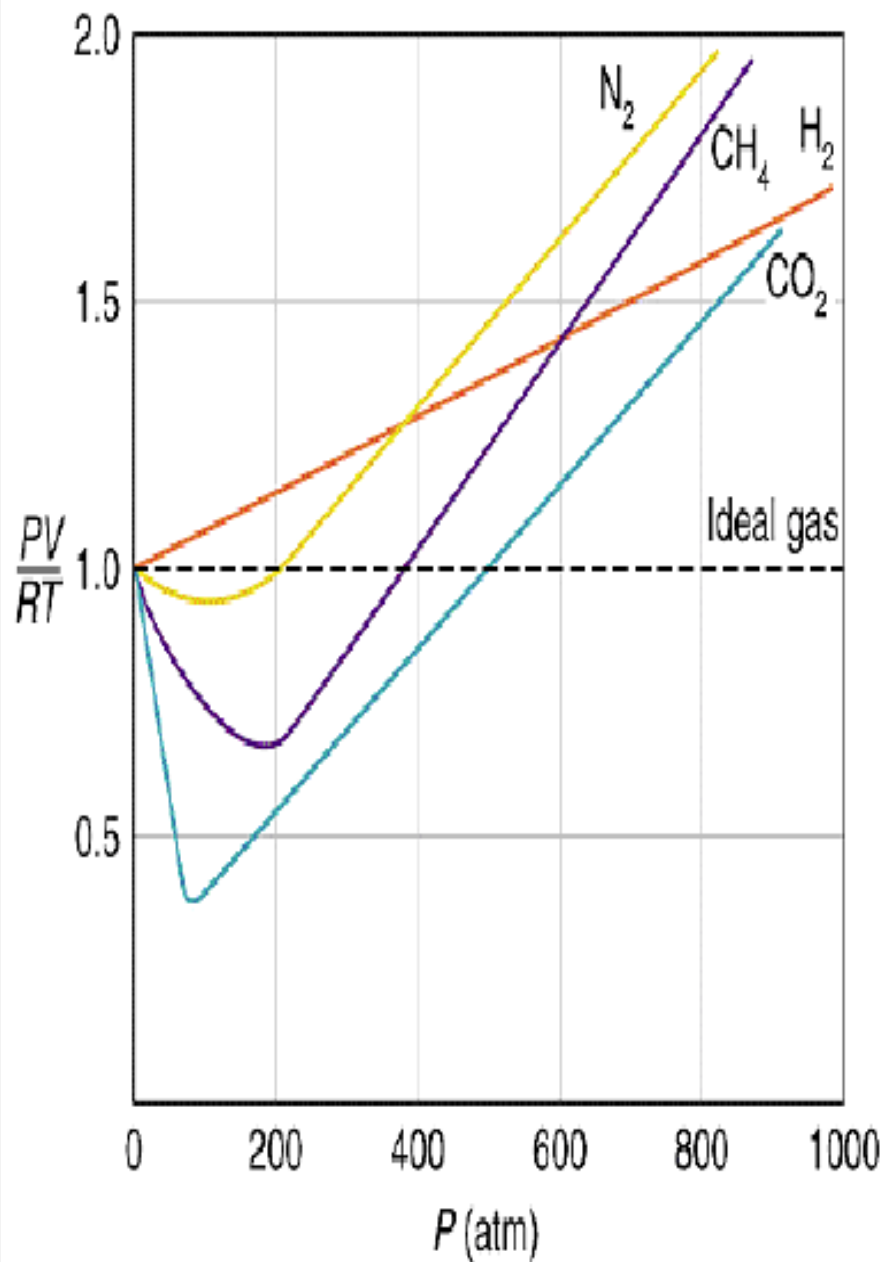
GASES REALES

-No cumplen con la teoría cinética molecular.

Ejm. O_2 , N_2 , Cl_2 , etc.

-Se desvían al menos ligeramente de la ley de los gases ideales.

-Las moléculas de un gas real, sí tienen un volumen finito y sí se atraen.



FACTOR DE COMPRESIBILIDAD (Z)

Representa cuán alejado estamos del modelo ideal de los gases.

Gas ideal :

$$\frac{PV}{nRT} = 1$$

$$PV = nRT$$

$$Z = 1$$

Gas real :

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

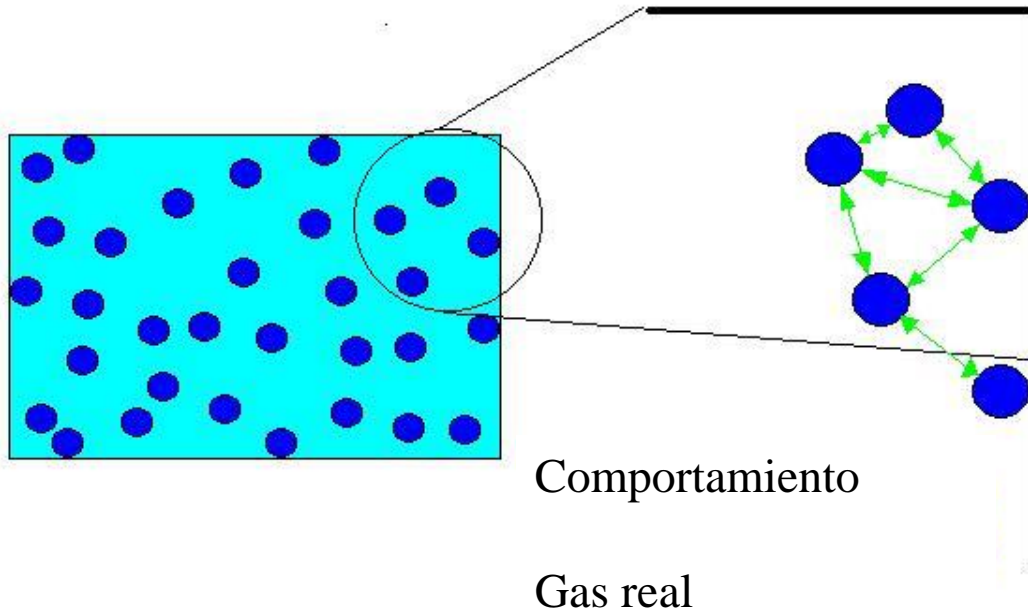
$$PV = ZnRT$$

$$Z < 1; Z > 1; Z = 0$$

Un “Z” menor que la unidad indica que el gas real es más compresible que el gas ideal.

ECUACIÓN DE VAN DER WAALS

Ecuación que se ha desarrollado para predecir el comportamiento de los gases reales.



$$P_{ideal} = P_{real} + \frac{an^2}{V^2}$$

$$V_{real} = V_{ideal} - nb$$

Tomando en cuenta las correcciones de P y V, se puede escribir la ecuación:

$$PV = RTn$$

como:

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

-Las constantes de Van der Waals “a” y “b” son diferentes para cada gas.

a: refleja la fuerza con que las moléculas del gas se atraen.

b: es una medida del volumen real ocupado por un mol de moléculas del gas.

$$a \left(\frac{L^2 \cdot atm}{mol^2} \right)$$

$$b \left(\frac{L}{mol} \right)$$

Constantes de van der Waals

| Gás | $a(\text{litro}^2\text{-atm/mol}^2)$ | $b(\text{litro/mol})$ |
|------------------|--------------------------------------|-----------------------|
| H ₂ | 0,2444 | 0,02661 |
| He | 0,03412 | 0,02370 |
| N ₂ | 1,390 | 0,03913 |
| O ₂ | 1,360 | 0,03183 |
| CO | 1,485 | 0,03985 |
| NO | 1,340 | 0,02789 |
| CO ₂ | 3,592 | 0,04267 |
| H ₂ O | 5,464 | 0,03049 |

OTRAS ECUACIONES DE ESTADO

-ECUACIÓN VIRIAL

Se han propuesto muchas otras ecuaciones de estado para los gases, pero las ecuaciones viriales son las únicas que tienen una base firme en [teoría](#).

$$PV = nRT \left(1 + \frac{Bn}{V} + \frac{Cn^2}{V^2} + \frac{Dn^3}{V^3} + \dots \right)$$

donde B, C, etc son constantes que dependen no sólo de la identidad del gas, sino también de la temperatura.



-ECUACIÓN DE REDLICH-KWONG

$$P = \frac{RT}{V-b} - \frac{a}{T^{1/2}V(V+b)}$$

-ECUACIÓN DE DIETERICI

$$P = \frac{RT}{V-b} e^{-a/VRT}$$

-ECUACIÓN DE LORENTZ

$$P = \frac{RT(V^2 + b)}{V^2} - \frac{a}{V^2}$$

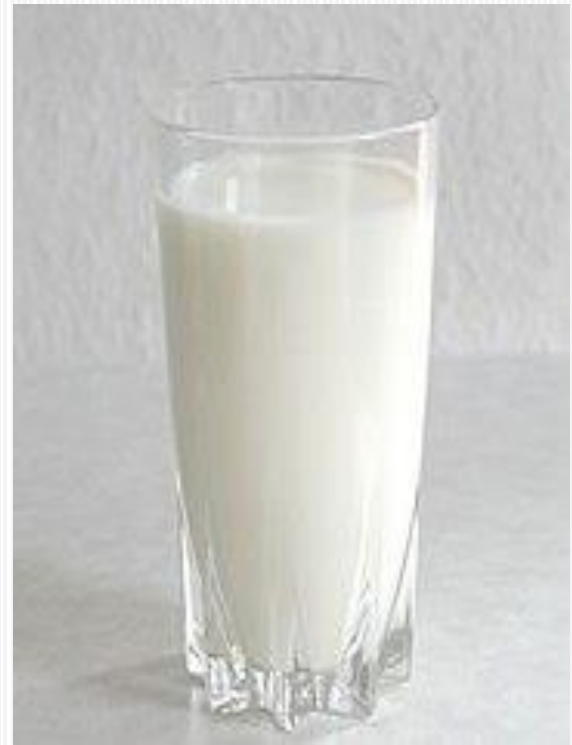
ESTADO LÍQUIDO

Un líquido está formado por moléculas que están en movimiento constante y desordenado, y cada una de ellas chocan miles de millones de veces en un lapso muy pequeño.

Estado intermedio entre el estado gaseoso y el estado sólido. La característica química más importante de los líquidos es su capacidad para actuar como disolvente.

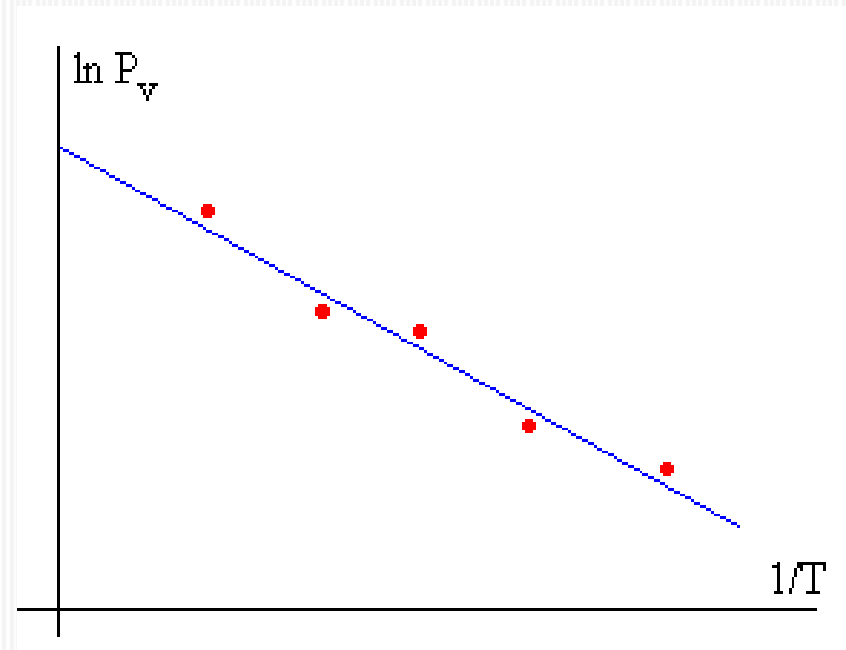
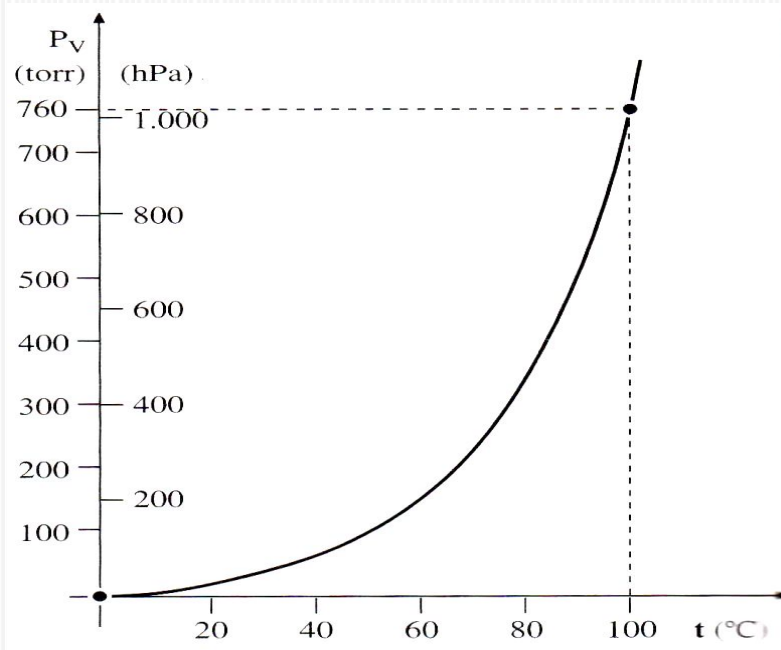
PROPIEDADES GENERALES

- No tienen forma propia
- Volumen definido
- Densidades altas
- Difusión lenta
- Incompresibles
- Se evaporan



PRESION DE VAPOR (Pv)

Es la presión del vapor en equilibrio con el líquido. Es una propiedad característica de cada líquido. $P_v \uparrow$ si $T \uparrow$



ECUACION GENERAL DE LA LINEA RECTA:

$$\log P_v = A - \frac{\Delta H_v}{2,3 RT}$$

Entre dos puntos (P_1, T_1 y P_2, T_2)

$$\log \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_V}{2,3 * 8,31} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right)$$

ECUACION: CLAUSIUS CLAPEYRON

La línea también se puede representar por la ecuación:

$$\log P_V = A - \frac{B}{T}$$

$$R = 8,31 \text{ J/mol-K}$$

$$P_v : \text{ mmHg}$$

$$T : \text{ K}$$

Pero la ecuación de **Antoine** satisface mejor los datos:

$$\log P_v = A - \frac{B}{C + T}$$

donde: A, B y C son constantes.
Pv: mmHg
T: °C

TEMPERATURA DE EBULLICIÓN

Es la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa sobre el mismo. Si $P = 1 \text{ atm}$ nos referimos como punto de **ebullición normal**.

Ejm. H_2O :



$$P = 1,0 \text{ atm} \quad T_e = 100^\circ\text{C}$$

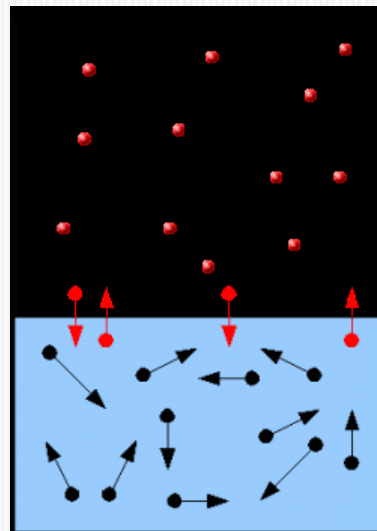
$$P = 0,5 \text{ atm} \quad T_e = 82^\circ\text{C}$$

EQUILIBRIO LÍQUIDO – VAPOR

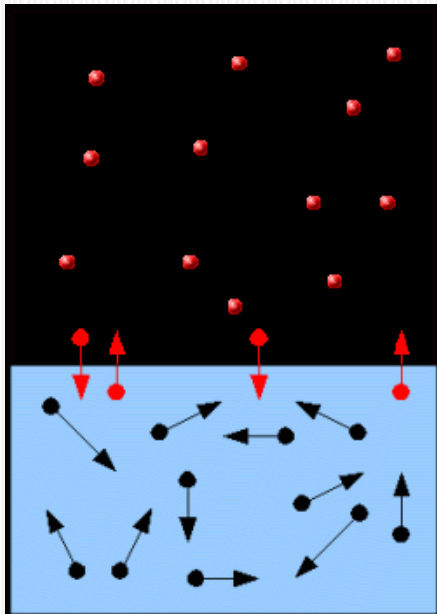
Proceso de Vaporización.- Un líquido se convierte en vapor.

En un recipiente abierto.- La vaporización continúa hasta que el líquido se agota.

Las moléculas dejan la superficie del líquido y se difunden en el aire.



En un recipiente cerrado.- Al principio el movimiento de las moléculas es del líquido al vapor. Las moléculas no pueden salir del recipiente. Algunas colisionaran con las paredes del recipiente y volverán al líquido. En un momento la $V_{CONDENSACION}$ igualará a $V_{VAPORIZACION}$ entonces diremos que el líquido y el vapor están en un estado de equilibrio dinámico:

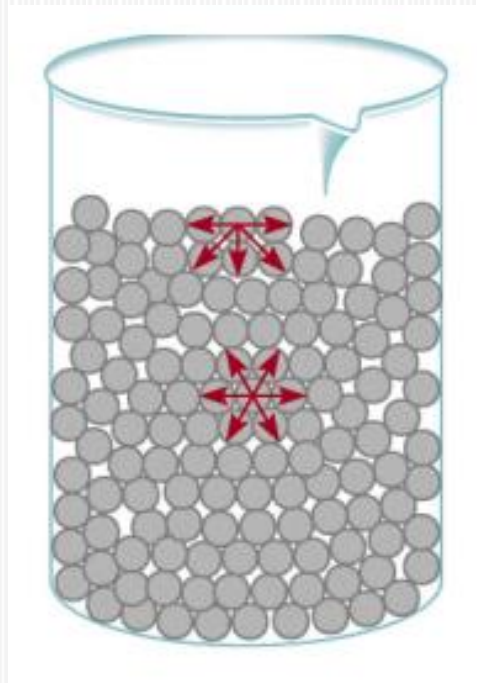


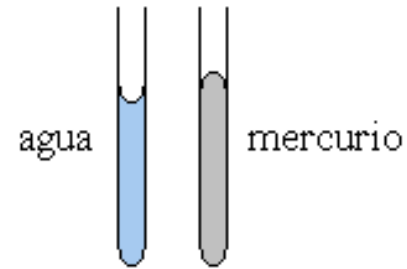
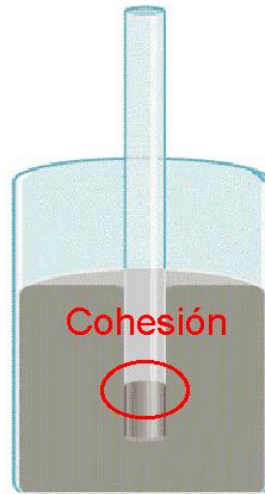
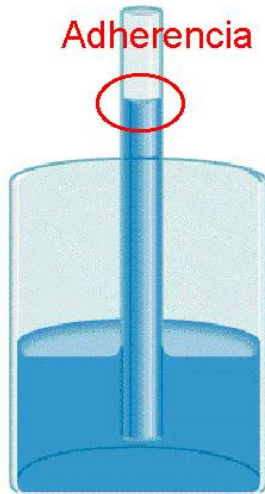
LÍQUIDO \rightleftharpoons VAPOR

$V_{COND} = V_{VAP}$
EQUILIBRIO L – V

TENSIÓN SUPERFICIAL

La tensión superficial es la cantidad de energía requerida para dilatar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área.





Adherencia es la atracción intermolecular entre moléculas disímiles.

Cohesión es la atracción intermolecular entre moléculas similares.

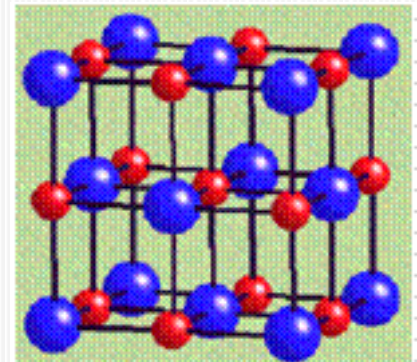
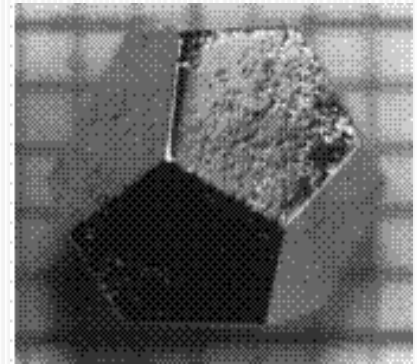
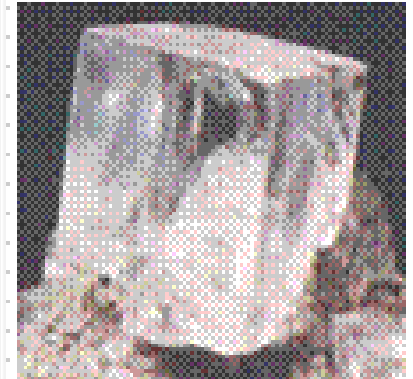
ESTADO SÓLIDO

Estado de la materia que se caracteriza, a diferencia de los líquidos y gases por tener una dureza.

Cuando un líquido se enfría, las moléculas se mueven más lentamente hasta que alcanzan un punto donde ya no hay movimiento y las moléculas se agrupan en disposición definida. En este punto el líquido pasa a sólido.

PROPIEDADES GENERALES

- Volumen y forma independiente del recipiente que lo contiene.
- Son rígidos.
- Se difunden con lentitud.
- Prácticamente incomprensibles.
- Altas densidades.
- Altos puntos de fusión y ebullición.
- La mayoría cristaliza, presentando formas geométricas definidas.



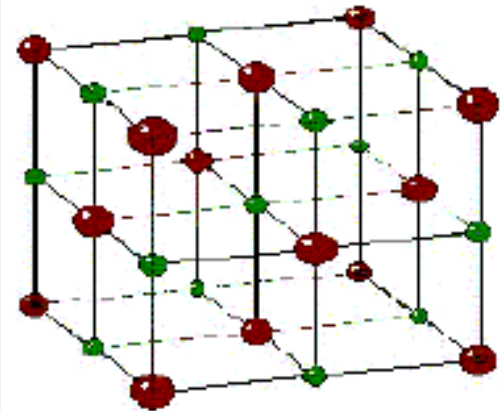
TIPOS DE SÓLIDOS

SÓLIDO CRISTALINO

Presenta un ordenamiento geométrico regular. Sus propiedades son función de la dirección.

Se llaman sustancias **anisotrópicas** porque sus propiedades varían con la dirección.

Presentan puntos de fusión definidos. Ejemplo: hielo, NaCl.



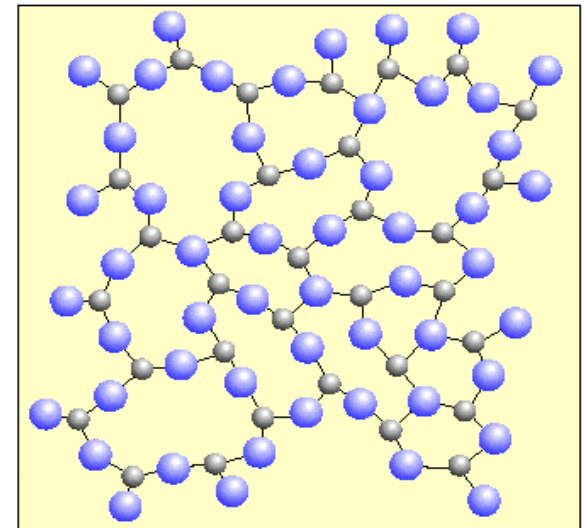
SÓLIDO AMORFO

No presenta un ordenamiento geométrico regular. Se le considera como un estado intermedio entre los líquidos y cristales.

Sus propiedades no son función de la dirección.

Se llaman sustancias **isótropas** porque sus propiedades físicas son las mismas en todas las direcciones.

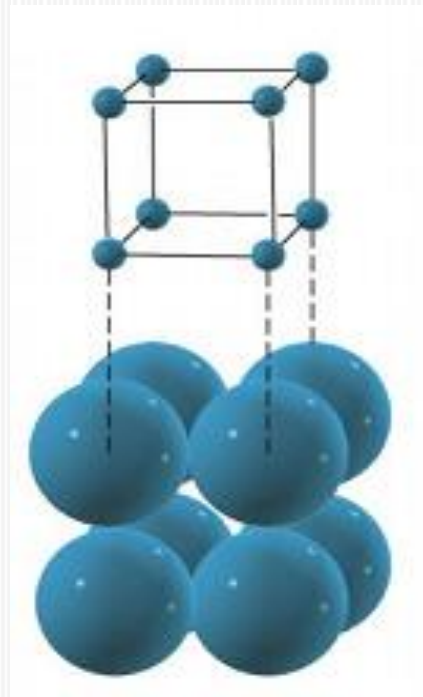
No presentan puntos de fusión definidos. Ejemplo: goma, algunos plásticos y el vidrio.



SÓLIDOS CRISTALINOS

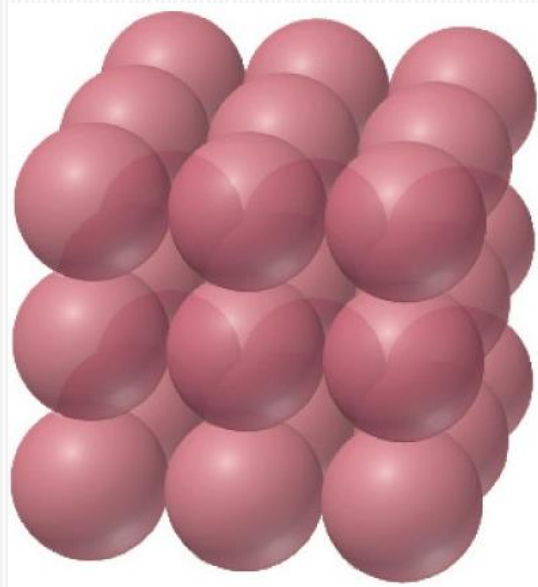
-RED ESPACIAL

Conjunto de líneas y planos que pasan por los puntos donde están ubicados los iones o átomos en el espacio ocupado por el cristal.



-RED CRISTALINA

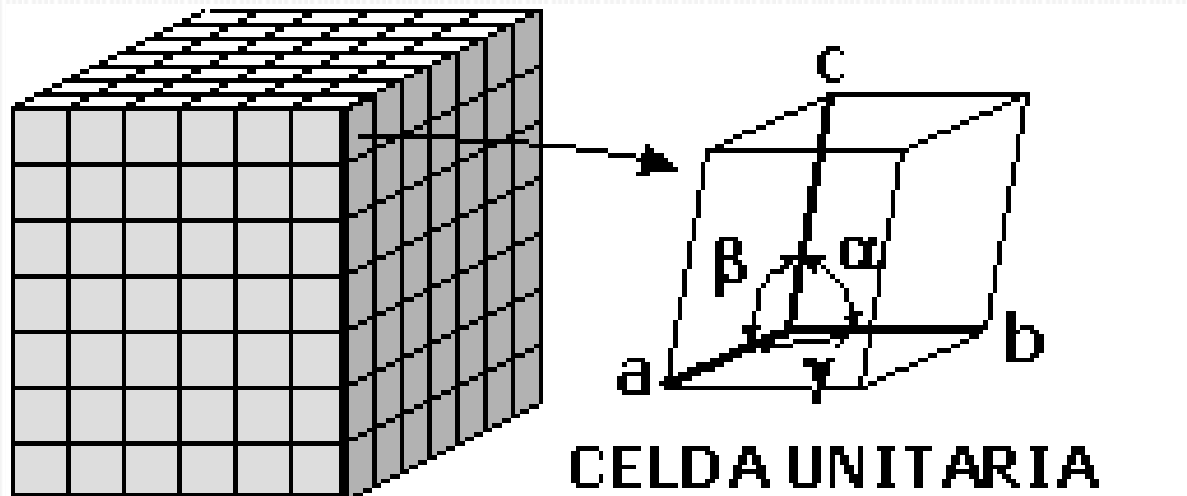
Patrón tridimensional repetitivo o periódico de partículas que forman el cristal. Se podría decir que es un arreglo tridimensional de celdas unitarias.



-CELDA ELEMENTAL O UNITARIA

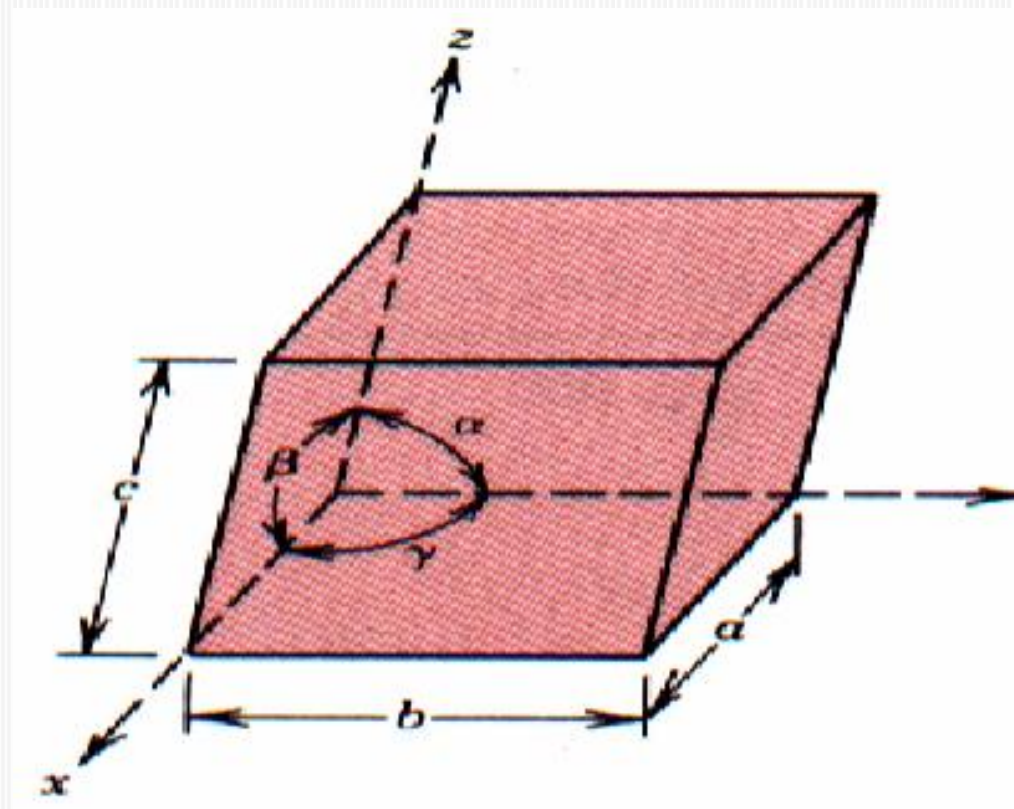
Parte más pequeña que permite reproducir toda la red por traslación.

El tamaño y la forma de la celda unitaria están representados por las distancias **a**, **b** y **c** y por los tres ángulos entre pares de lados que se designan por α , β y γ .



PARÁMETRO DE RED (CONSTANTE RETICULAR)

Son las longitudes de los lados de las celdas unitarias.



SISTEMAS CRISTALINOS

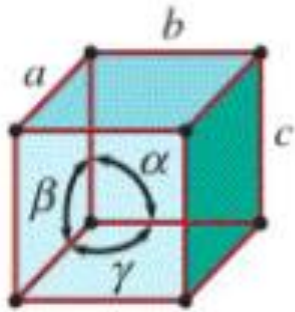
Existen siete clases de celdas unitarias que se denominan sistemas cristalinos.

REDES CRISTALINAS

Puede haber 14 modos de ordenar la partícula en el espacio que se llaman las 14 redes de Bravais.

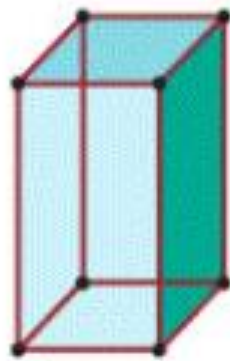
| SISTEMA CRISTALINO | EJES | ÁNGULOS ENTRE EJES |
|---------------------------|--------------------------|--|
| Cúbico | $a = b = c$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ |
| Tetragonal | $a = b \neq c$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ |
| Ortorrómbico | $a \neq b \neq c \neq a$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ |
| Hexagonal | $a = b \neq c$ | $\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$ |
| Trigonal (o Romboédrica) | $a = b = c$ | $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$ |
| Monoclínico | $a \neq b \neq c \neq a$ | $\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$ |
| Triclínico | $a \neq b \neq c \neq a$ | $\alpha \neq \beta \neq \gamma$ (Todos distintos de 90°) |

Los siete tipos de celdas unitarias.



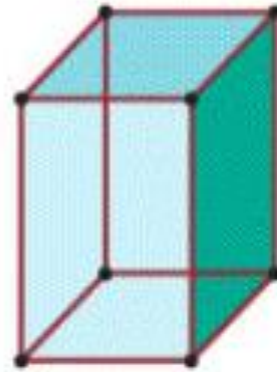
Cúbica simple

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



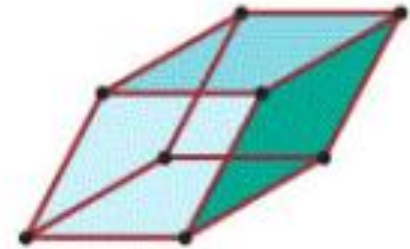
Tetragonal

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



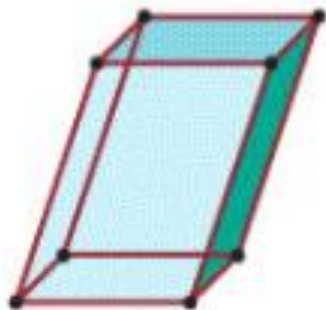
Ortorómbica

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



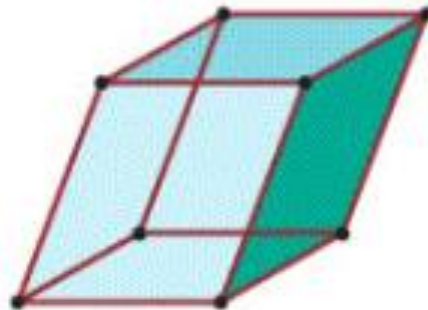
Romboédrica

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



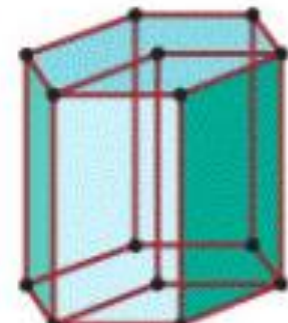
Monoclínica

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



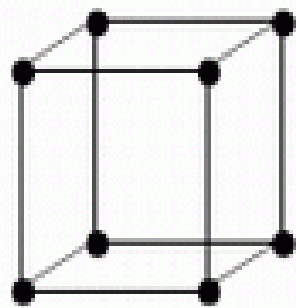
Triclinica

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

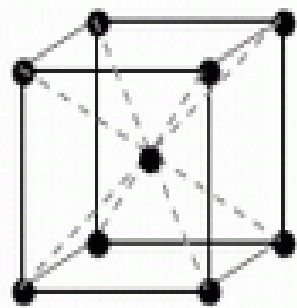


Hexagonal

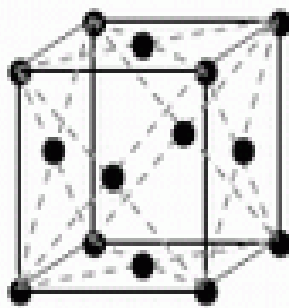
$$a = b \neq c$$
$$\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$$



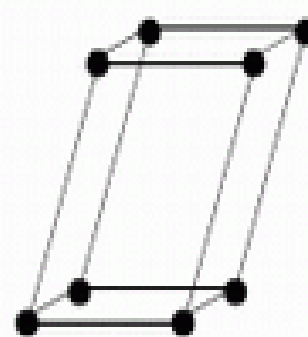
Cúbica simple



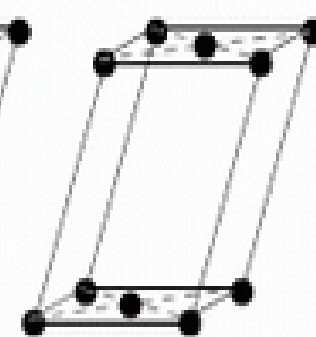
Cúbica centrada
en el cuerpo



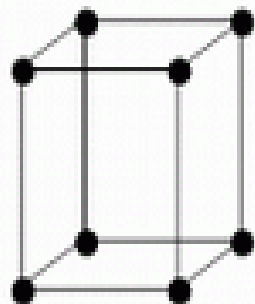
Cúbica centrada
en las caras



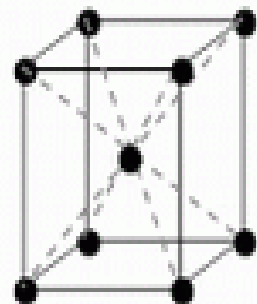
Monoclinica
simple



Monoclinica
centrada en las bases

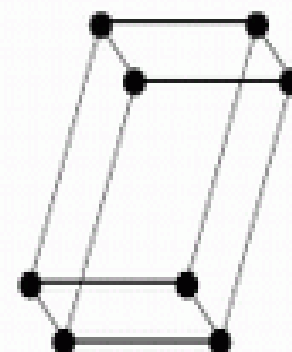


Tetragonal simple

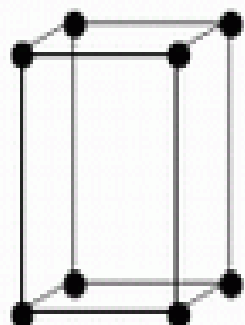


Tetragonal centrada
en el cuerpo

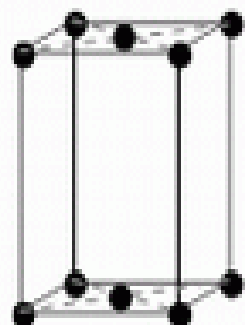
Figura ■ Los
catorce tipos de redes
cristalinas



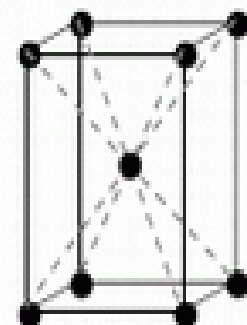
Triclinica



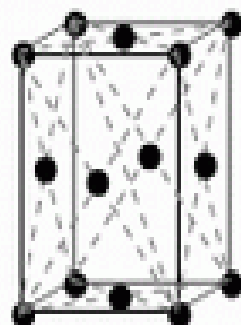
Ortorrónica
simple



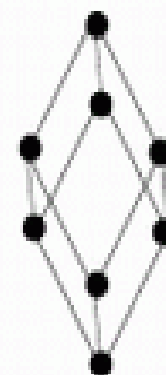
Ortorrónica
centrada en las bases



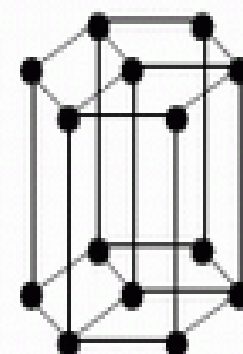
Ortorrónica centrada
en el cuerpo



Ortorrónica
centrada en las caras



Romboédrica



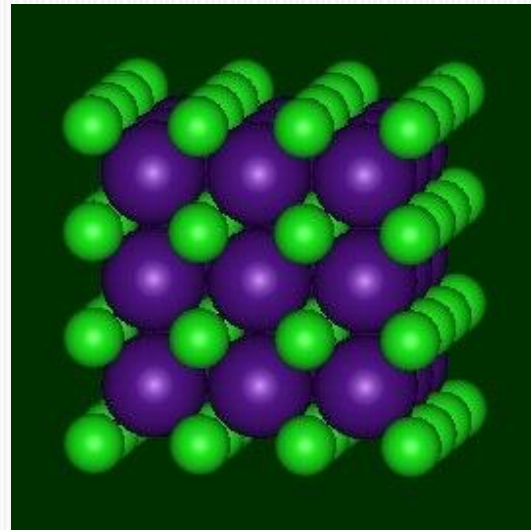
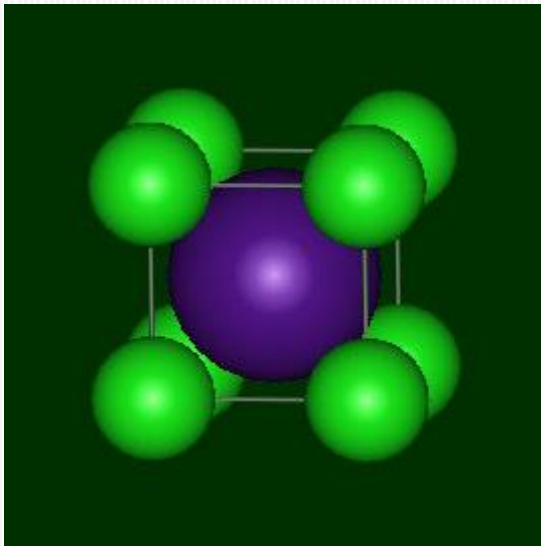
Hexagonal

NÚMERO DE ÁTOMOS EN UNA CELDA UNITARIA

| UBICACIÓN DEL ÁTOMO | CONTRIBUYE A LA CELDA UNITARIA |
|----------------------------|---------------------------------------|
| Vértice o esquina | $1/8$ de átomo |
| Arista | $1/4$ de átomo |
| Centro de la cara | $1/2$ de átomo |
| Centro de la celda | 1 átomo |

NÚMERO DE COORDINACIÓN

Es el número de partículas que están en contacto con una determinada partícula en el cristal.



FACTOR DE ACOMODAMIENTO (F.A.)

Fracción de espacio ocupado por los átomos en la celda.

$$F.A. = \frac{\text{VOLUMEN.DE.LAS.ESFERAS.DENTRO.DE.LA.CELDA}}{\text{VOLUMEN.DE.LA.CELDA}}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ Volumen ocupado} &= \text{Eficiencia de} \\ &\quad \text{empaquetamiento} \\ &= F.A. \times 100 \end{aligned}$$

$$\% \text{ Espacio libre} = (1 - F.A.) \times 100$$

DENSIDAD

A partir de las características de la red, puede obtenerse la densidad teórica mediante la siguiente expresión:


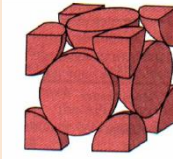
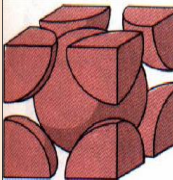
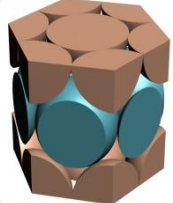
$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{N^{\circ} \text{ átomos} \cdot x \cdot \text{masa atómica}}{V_{\text{CELDA}} \cdot x \cdot N_A}$$

$$\rho = \frac{\sum_i^n (N^{\circ} \text{ partículas} \cdot \text{masa atómica})_i}{N_A \cdot N^{\circ} \text{ celdas} \cdot V_{\text{celda}} \cdot \left(1 + \frac{\% \text{ expansión}}{100}\right)}$$

EMPAQUETAMIENTOS COMUNES

Son los empaquetamientos compactos.

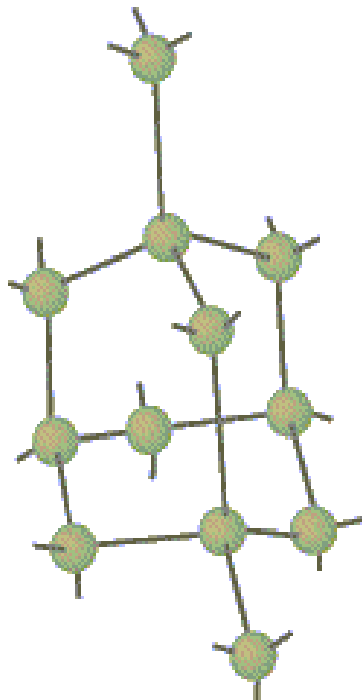
| EMPAQUETAMIENTO | Nº DE PARTÍCULAS POR CELDA UNITARIA | PARÁMETRO DE RED | NÚMERO DE COORDINACIÓN | F.A. |
|---------------------------|--|---|--|------|
| CÚBICO SIMPLE | $\frac{1}{8} \times 8 = 1$ | $a = 2r$ | 6  | 0,52 |
| CÚBICO DE CARA CENTRADA | $\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$ | $a = 2\sqrt{2}r$ | 12  | 0,74 |
| CÚBICO DE CUERPO CENTRADO | $\frac{1}{8} \times 8 + 1 = 2$ | $a = \frac{4\sqrt{3}}{3}r$ | 8  | 0,68 |
| HEXAGONAL COMPACTO | $\frac{1}{6} \times 12 + \frac{1}{2} \times 2 + 3 = 6$ | $a = 2r$ $\frac{c^2}{a^2} = \frac{8}{3}$ | 12  | 0,74 |

POLIMORFISMO

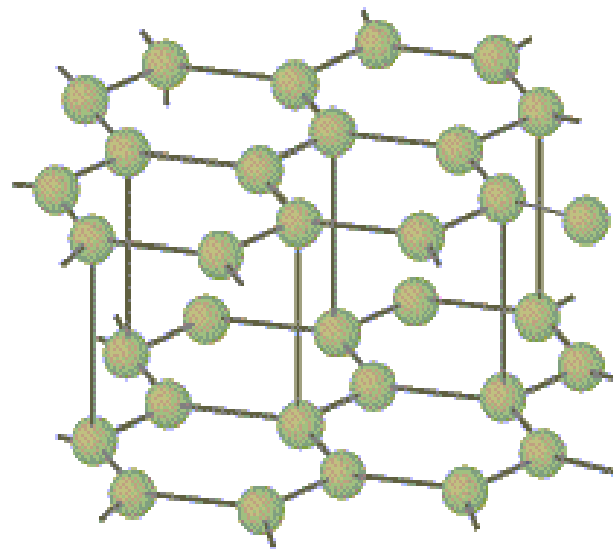
Fenómeno por el cual las sustancias pueden cristalizar en más de una forma geométrica, dependiendo de la temperatura y la presión.
Ejemplo: Al_2O_3 como alumina- α y alumina- γ .

Alotropía: polimorfismo en elementos puros.

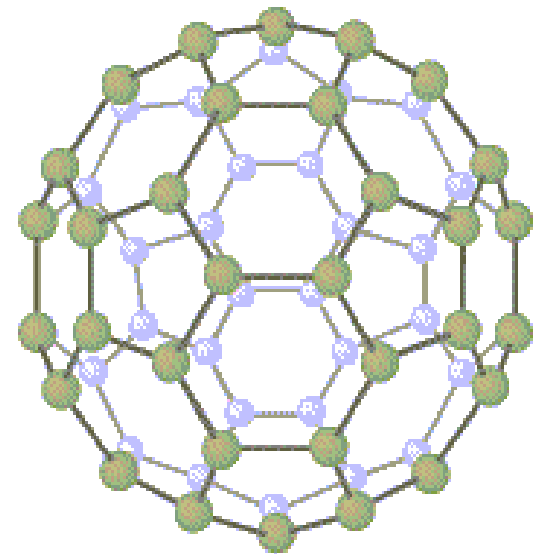
Ejemplo: el diamante, el buckminsterfullereno y el grafito son constituídos por átomos de carbono organizados en diferentes estructuras cristalinas.



Diamante



Grafito



Fullereno C₆₀

Los polimorfos se representan como α , β , γ , ... en el orden de temperatura creciente.

Ejemplo: Para el Hierro

α -Fe (600°C)
cubica centrada
en el cuerpo



→

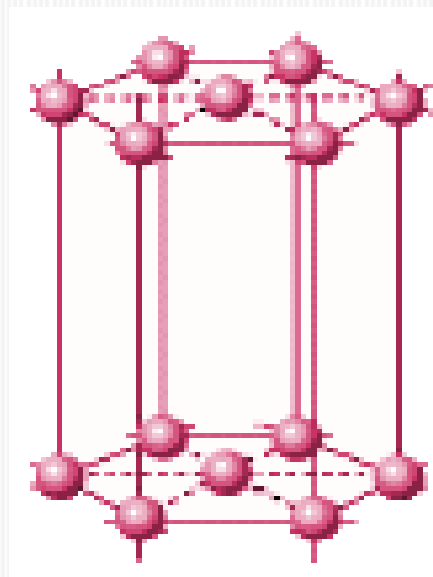
γ -Fe(1100°C)
cubica centrada
en las caras



ISOMORFISMO

Fenómeno por el cual las sustancias pueden cristalizar en la misma forma geométrica.

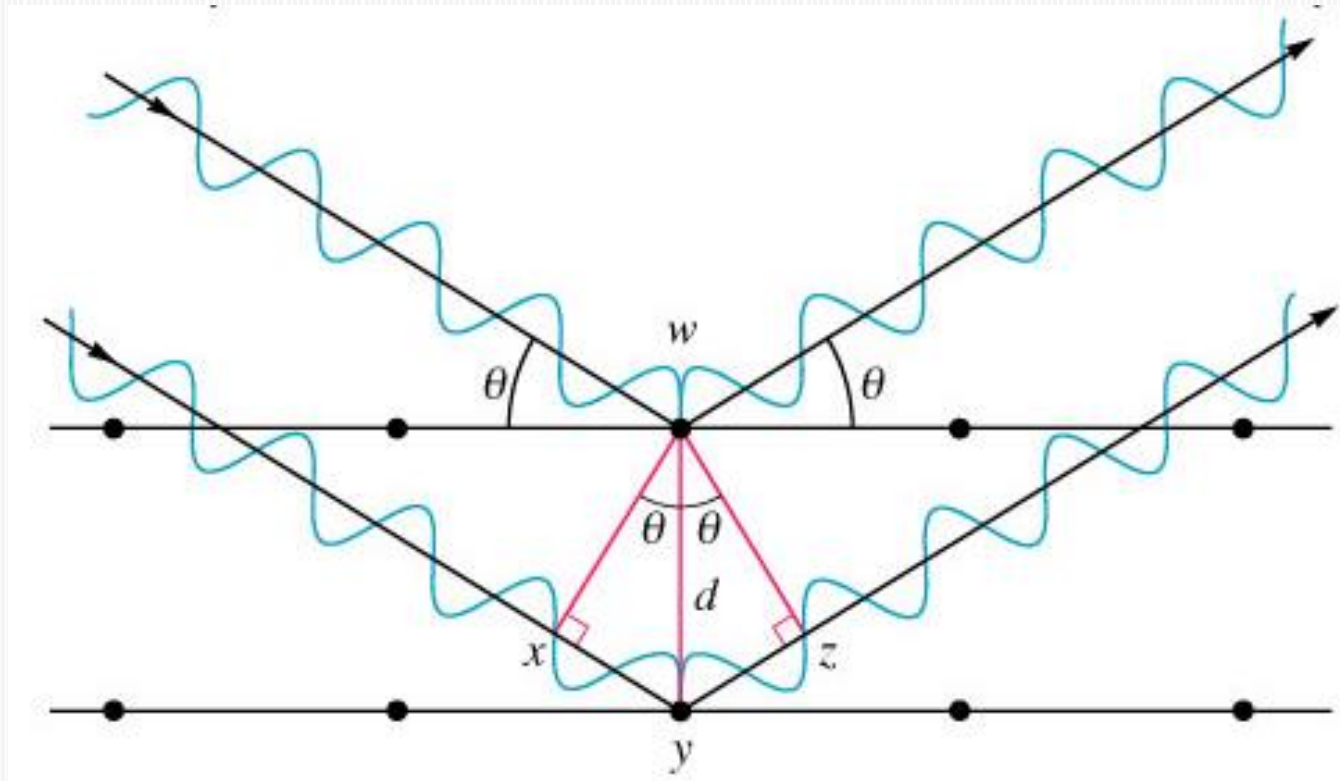
El CaCO_3 y MgCO_3 ambos cristalizan en empaquetamiento hexagonal.



DIFRACCIÓN DE RAYOS X POR CRISTALES

Guillermo Bragg y su hijo Laurencio (físicos ingleses), indicaron que se podría considerar que los rayos X son reflejados por los distintos planos que forman el cristal.

Para comprender cómo se genera un patrón de difracción, considérese la dispersión de rayos X producida por átomos en dos planos paralelos.



La diferencia del camino de los rayos X para los dos planos será igual a:

$$xy + yz = 2xy = 2d \text{ Sen } \theta$$

Así resulta que la ecuación de BRAGG, formulada en 1913, es la siguiente:

$$n \lambda = 2d \text{ Sen } \theta$$

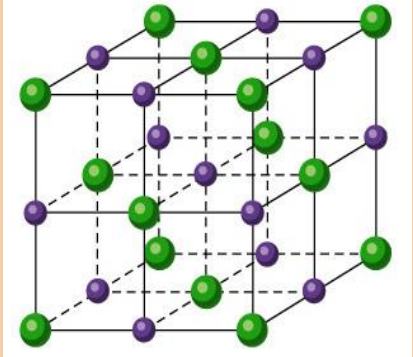

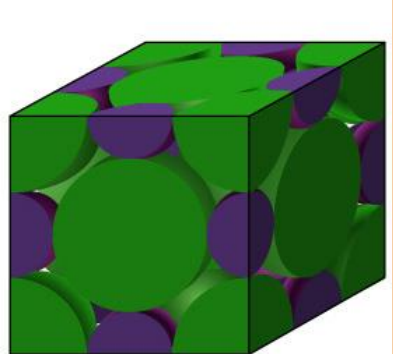
Si $n = 1$ reflexión de primer orden
 $n = 2$ reflexión de segundo orden

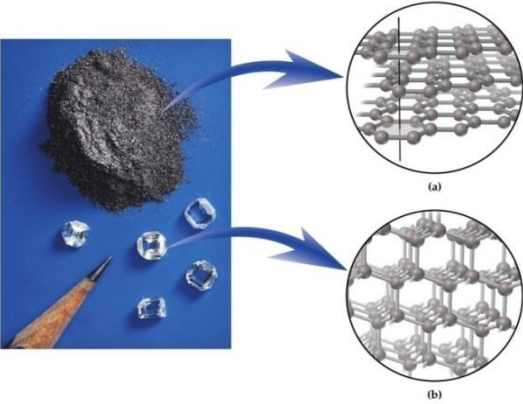
.

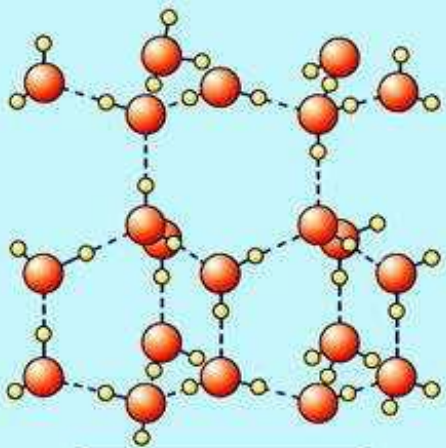
.

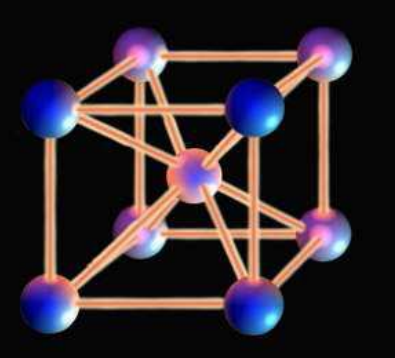
.

TIPOS DE SÓLIDOS CRISTALINOS

| TIPO DE CRISTAL | IÓNICO |  |
|--|--|--|
| UNIDADES EN LOS PUNTOS RETICULARES | Iones positivos y negativos | |
| FUERZA(S) QUE MANTIENEN LAS UNIDADES JUNTAS | Atracción electrostática | <p data-bbox="1572 644 1669 682">NaCl</p>  <p data-bbox="1702 729 1843 891">● = Cl⁻ ● = Na⁺</p> |
| PROPIEDADES GENERALES | Duros, quebradizos, altos puntos de fusión, malos conductores del calor y la electricidad. | |
| EJEMPLO | NaCl, LiF, MgO |  |

| | | |
|---|--|---|
| TIPO DE CRISTAL | COVALENTE O MACROMOLECULARES | <p>C :</p> <p>Grafito</p>  |
| UNIDADES EN LOS PUNTOS RETICULARES | Átomos | <p>Diamante</p> |
| FUERZA (S) QUE MANTIENEN LAS UNIDADES JUNTAS | Unión covalente | |
| PROPIEDADES GENERALES | Duros, altos puntos de fusión, malos conductores del calor y la electricidad. | |
| EJEMPLO | C(diamante,grafito), SiO₂(cuarzo) | |

| | | |
|---|---|---|
| TIPO DE CRISTAL | MOLECULAR |  |
| UNIDADES EN LOS PUNTOS RETICULARES | Moléculas o átomos | |
| FUERZA (S) QUE MANTIENEN LAS UNIDADES JUNTAS | Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo- dipolo, enlaces de hidrógeno | |
| PROPIEDADES GENERALES | Suaves, bajos puntos de fusión, malos conductores del calor y de la electricidad. | |
| EJEMPLO | Ar, CO ₂ , I ₂ , H ₂ O, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa) | |

| | | |
|---|---|---|
| TIPO DE CRISTAL | METÁLICO |  <p data-bbox="1495 539 1591 579">α-Fe</p> |
| UNIDADES EN LOS PUNTOS RETICULARES | Átomos | |
| FUERZA (S) QUE MANTIENEN LAS UNIDADES JUNTAS | Enlace metálico | |
| PROPIEDADES GENERALES | Suaves o duros, de bajos o altos puntos de fusión, buenos conductores del calor y de la electricidad. | |
| EJEMPLO | Todos los elementos metálicos por ejem. Hg, Fe, Cu. | |

METALES

Los **metales** poseen propiedades que los han hecho indispensables para el desarrollo del hombre. En nuestros días, tenemos un contacto diario con los metales, los cuales utilizamos en diversas formas, debido a las propiedades que los caracterizan.

PROPIEDADES DE LOS METALES

Los metales tienen las siguientes propiedades:

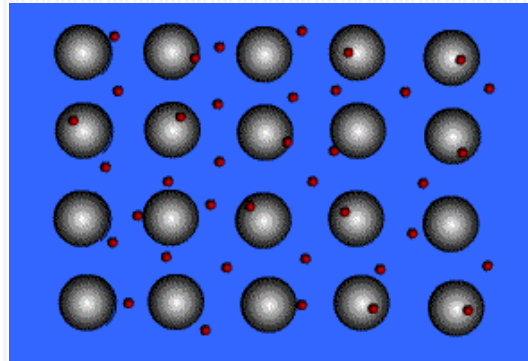
- Brillo: reflejan el haz de luz.
- Maleabilidad: capacidad de formar láminas.
- Ductilidad: capacidad para ser estirados formando hilos.
- Conductividad térmica: conducen el calor, por eso son fríos al tacto.
- Conductividad eléctrica: movimiento ordenado de electrones frente a un campo eléctrico.

Estas propiedades se explican mediante dos teorías: la teoría del mar de electrones y la teoría de bandas.

TEORÍA DEL GAS ELECTRÓNICO O MAR DE ELECTRONES

Los átomos de los metales pierden fácilmente los electrones de valencia y se convierten en iones positivos. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica.

Los electrones desprendidos forman una **nube o mar de electrones** que puede desplazarse a través de toda la red. Así el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.



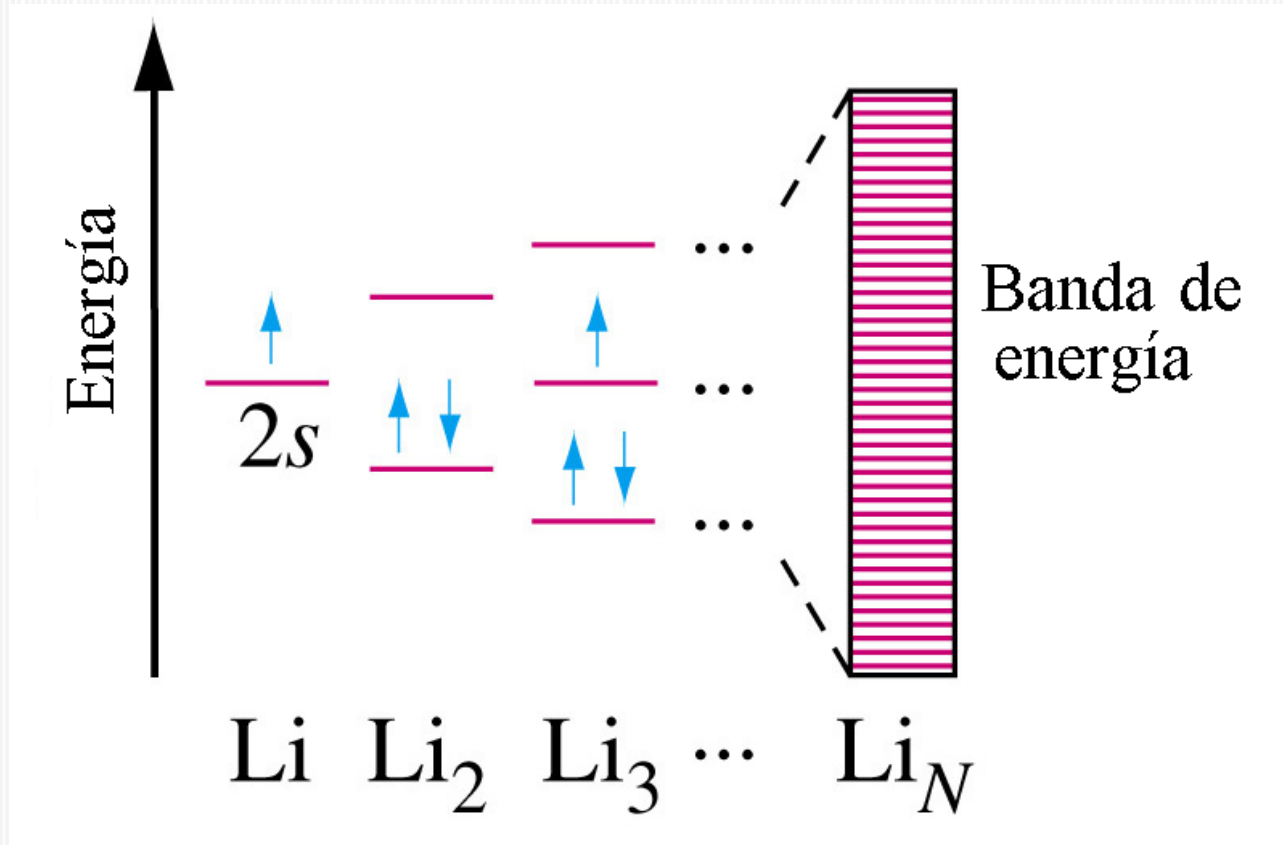
TEORÍA DE BANDAS Y ORBITALES MOLECULARES EN METALES

La interacción de todos los orbitales atómicos de valencia de cada átomo metálico con los orbitales de los átomos metálicos adyacentes da origen a un número enorme de orbitales moleculares que se extiende por toda la estructura.

Las diferencias de energía entre estos orbitales metálicos son tan pequeñas que forman una banda continua de estados energéticos, la cual se conoce como banda de energía.



En la figura se muestra la formación de una banda de energía en el metal litio.



Mediante la **teoría de bandas** se pueden describir, desde el punto de vista energético, algunas propiedades de los metales como la conductividad eléctrica y térmica.

Los electrones pueden pertenecer a dos posibles bandas de energía:

La banda de valencia.- Corresponde a las energías de los e^- ligados al átomo y que no pertenecen al gas electrónico.

La banda de conducción.- Corresponde a las energías de los e^- del gas electrónico.

Según el modelo de bandas se tiene:

- Conductores

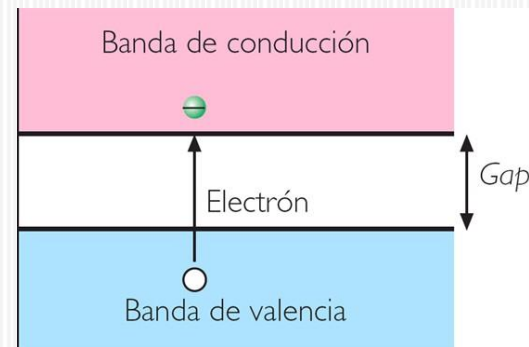
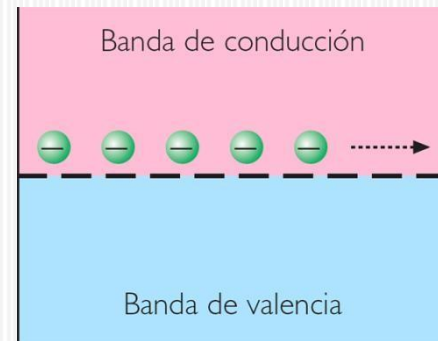
La banda está semillena o las bandas de valencia y conducción se solapan.

- Semiconductores

La zona prohibida (entre la banda de valencia y la de conducción) es relativamente pequeña.

- Aislantes

La zona prohibida es una alta separación energética.



SEMICONDUCTORES

Un semiconductor es una sustancia que se comporta como conductor o como aislante, dependiendo de la temperatura del ambiente en que se encuentre.

Los semiconductores son usualmente materiales cuyos intervalos de banda de energía son menores de 2 eV.

Tienen resistividad variable, pueden variar entre 10^{-5} y $10^7 \Omega\text{m}$.

Pueden ser cristalinos o amorfos.

Su composición:

- Elementales, intrínsecos o puros (silicio, germanio).
- Compuestos, extrínsecos, o impuros.

Para que la conducción de la electricidad sea posible, es necesario que haya electrones que no estén ligados a un enlace determinado (banda de valencia), sino que sean capaces de desplazarse por el cristal (banda de conducción). La separación entre la banda de valencia y la de conducción se llama banda prohibida, porque en ella no puede haber portadores de corriente (la diferencia de energía entre ambas bandas es el gap de energía semiconductor, E_g).

El número de electrones libres de un semiconductor depende de los siguientes factores: calor, luz, campos eléctricos y magnéticos.

El más importante de los materiales electrónicos es el silicio puro, al que se puede modificar para cambiar sus características eléctricas. Con estos materiales se han podido crear, fabricar los circuitos integrados que han revolucionado la industria electrónica y de ordenadores.

De un tiempo a esta parte se ha comenzado a emplear también el azufre. La característica común de todos ellos es que son tetravalentes, teniendo el silicio una configuración externa de $3s^2 3p^2$.

TIPOS DE SEMICONDUCTORES

- INTRÍNSECOS

Con propiedades semiconductoras, por su “composición natural”.

- EXTRÍNSECOS

Son semiconductores intrínsecos, a los que se añaden impurezas (en un proceso llamado dopado), para mejorar sus propiedades.

Tipo N

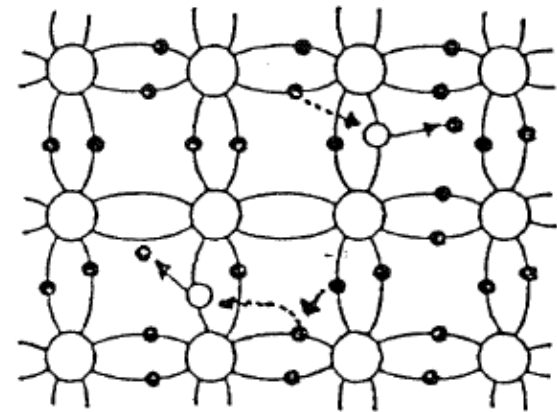
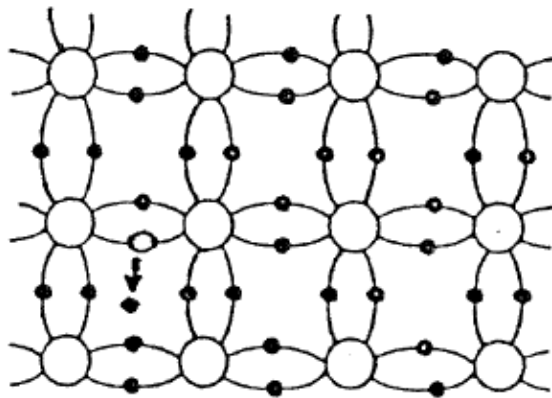
El propósito del dopaje tipo N es el de producir abundancia de electrones portadores en el material (los electrones son portadores de carga negativa).

Tipo P

El propósito del dopaje tipo P es el de crear abundancia de huecos (los huecos son portadores de carga positiva).

SEMICONDUCTORES INTRÍNSECOS

Tienen estructura cristalina. Existen el mismo número de portadores positivos (huecos que quedan en la banda de valencia) que negativos (electrones que están en la banda de conducción). Es un semiconductor puro (sin impurezas, sin dopado). Su conductividad es debida a los electrones y a los huecos.

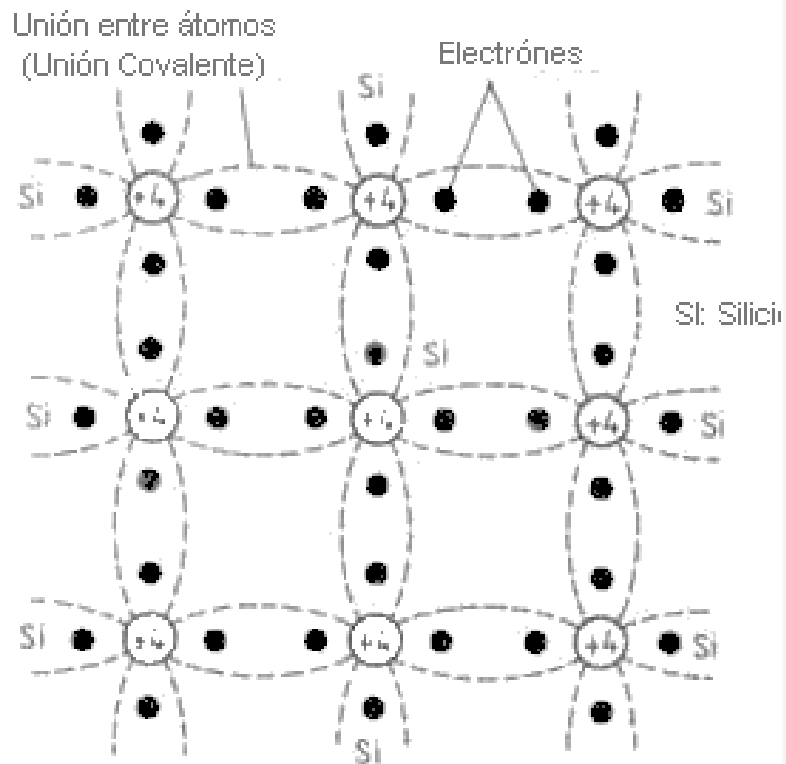


n : concentración electrones

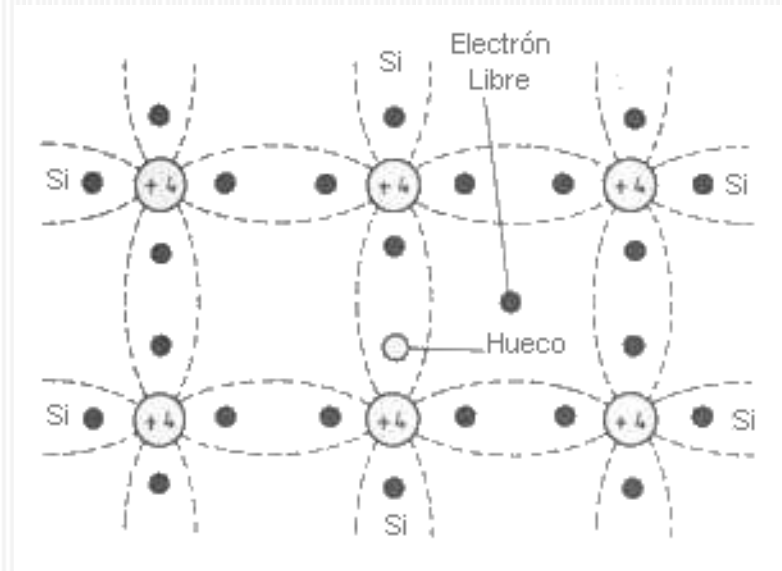
p : concentración de huecos

$$n = p = n_i$$

(concentración intrínseca)



En equilibrio (aislante)

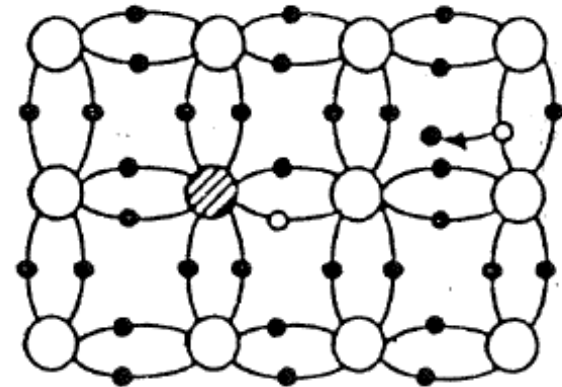
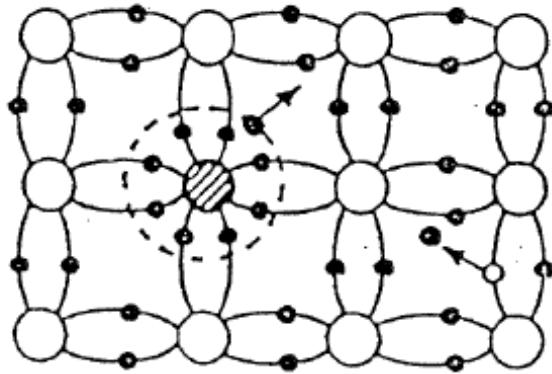


Electrones libres y zona de conducción (conductor)

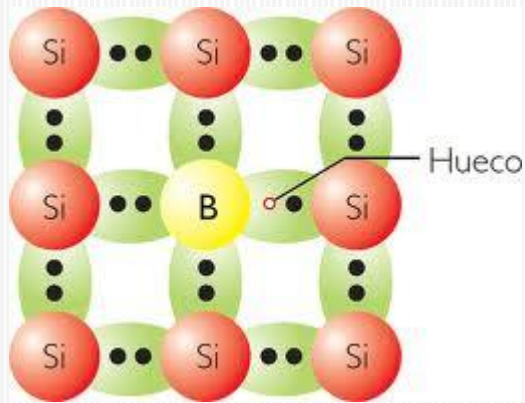
Ge: $n_i = 2 \cdot 10^{13}$ portadores/cm³
 Si: $n_i = 10^{10}$ portadores/cm³
 AsGa: $n_i = 2 \cdot 10^6$ portadores/cm³
 (a temperatura ambiente)

SEMICONDUCTORES EXTRÍNSECOS

Se introducen en el material mediante un proceso de “dopado” impurezas donadoras (tipo n, átomos del grupo V) o aceptoras (tipo p, átomos del grupo III).

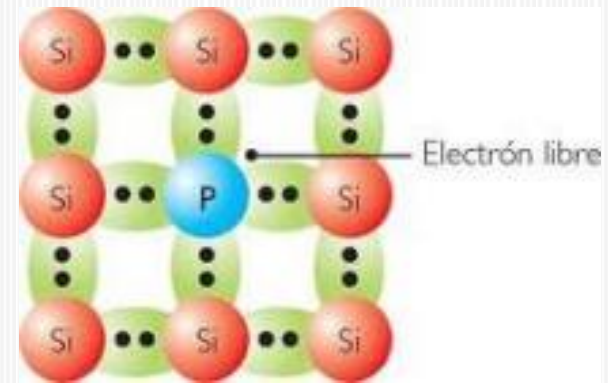


Proceso conocido como dopaje del cristal de silicio:



TIPO P:

**Portadores mayoritarios
huecos (+)**



TIPO N:

**Portadores mayoritarios
electrones (-)**