

CONOCIMIENTO DEL MEDIO EN EDUCACIÓN INFANTIL

FRANCISCO JAVIER NAVAS PINEDA

javier.navas@uca.es

TEMA 5.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

ÍNDICE

1. Los Estados de la Materia
2. Estado Sólido. Tipos de Sólido
3. Estado Gaseoso. Teoría Cinético Molecular
4. Caracterización de los Estados
5. Cambios de estado

1. ESTADOS DE LA MATERIA (1)

La materia se presenta en tres estados diferenciados:

Estado Gaseoso

Estado Líquido

Estado Sólido

Características macroscópicas del **estado gaseoso**:

Tendencia a ocupar el máximo volumen posible.

No tiene superficie límite.

Las variaciones de presión y temperatura influyen notablemente sobre el volumen.

1. ESTADOS DE LA MATERIA (2)

Características macroscópicas del estado líquido:

La materia toma la forma del recipiente que la contiene.

Solo tiene una superficie límite de la cual depende alguna de sus propiedades como viscosidad o tensión superficial.

La influencia de la presión y la temperatura sobre el volumen son menores.

Características macroscópicas del estado sólido:

La materia tiene forma y volumen determinado.

Es inapreciable la variación del volumen al cambiar la presión y la temperatura.

2. ESTADO SÓLIDO (1)

Tipos de sólidos (1)

Rasgos de los sólidos:



Gases → Caos molecular

Sólidos → Disposición ordenada

2. ESTADO SÓLIDO (2)

Tipos de sólidos (1)

Sólidos Cristalinos

Rigidez

Compresibilidad

Forma geométrica

Son **anisotrópicos**: sus propiedades mecánicas y eléctricas dependen en general de a dirección en que se miden.

Sustancias amorfas

Son **isotrópicos**: sus propiedades (resistencia mecánica, índice de refracción, conductividad eléctrica) son iguales en todas las direcciones.

2. ESTADO SÓLIDO (3)

Tipos de sólidos (III)

Características y Propiedades de los Sólidos

Sólidos amorfos: Isótropos, sin estructura geométrica. Ej: vidrio, parafina, plásticos.

SÓLIDOS CRISTALINOS

PROPIEDADES

	Ejemplo	Unidad estructural	Enlace	Elementos	Punto fusión	Conductividad	Dureza	Solubilidad
Atómicos (covalentes)	Diamante, sílice	Átomos	Covalente	No metales	Muy alto	Aislantes, semiconductores	No	No
Moleculares	I ₂ , Br ₂ , azúcar	Moléculas	Dipolos	No metales	Bajo	Aislantes	Variable	Variable
Iónicos	NaCl, KI, sales	Iones	Electrostático fuerte	Metales y no metales	Alto	Aislantes (Sí, disueltos)	Sí, en disolventes polares	Sí, en disolventes polares
Metálicos	Fe, Al, etc.	Restos positivos	Electrones	Metales	Variable	Sí	No	No

2. ESTADO SÓLIDO (4)

Tipos de sólidos (IV)

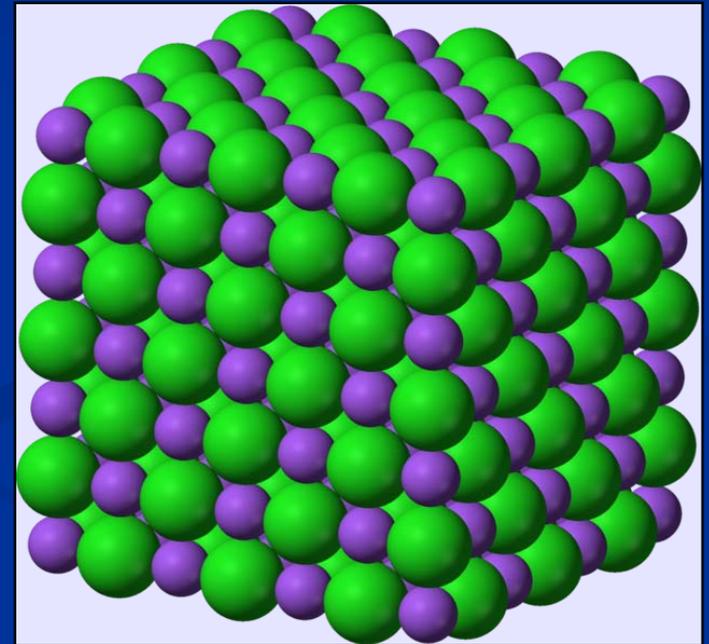
Cristales iónicos:

En la red se repiten fragmentos cargados positiva y negativamente.

Los cristales son duros y quebradizos, porque la fuerza eléctrica entre los iones es muy grande.

Son aislantes eléctricos a bajas temperaturas, pero buenos conductores cuando están fundidos.

Fuente: www.wikipedia.org



NaCl

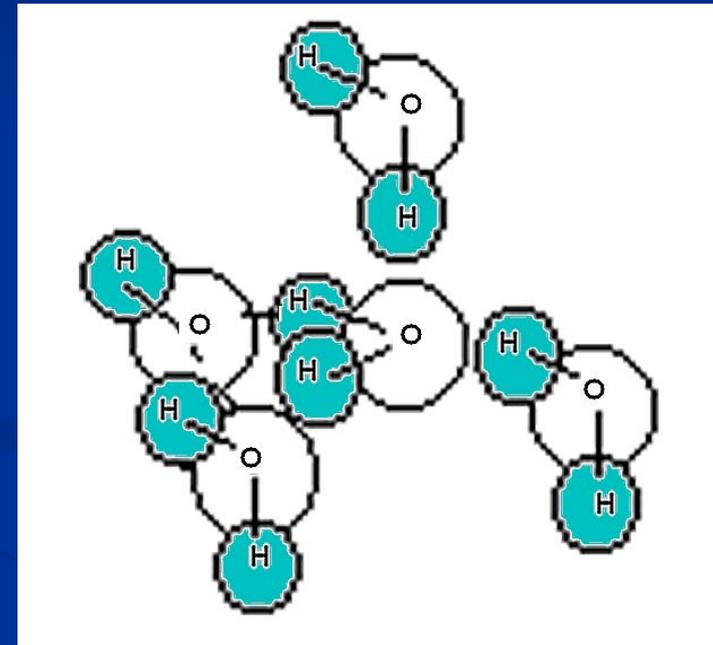
2. ESTADO SÓLIDO (5)

Tipos de sólidos (V)

Cristales Moleculares:

En este tipo de cristales, la unidad que se repite es un átomo o molécula químicamente identificable que no lleva carga neta.

La cohesión se produce por fuerzas entre moléculas, fuerzas de Van der Waals, por ejemplo puentes de Hidrógeno.



Hielo

2. ESTADO SÓLIDO (6)

Tipos de sólidos (VI)

Fuerzas de Van der Waals: son más débiles que los enlaces químicos



Los sólidos moleculares son:

Algo volátiles

Bajo punto ebullición

Bajo punto fusión

Blandos

Compresibles

Aislantes eléctricos

Deformables

Ejemplos: Cristales de Iodo, Hielo, Gases nobles a temperatura muy bajas, metano, etc.

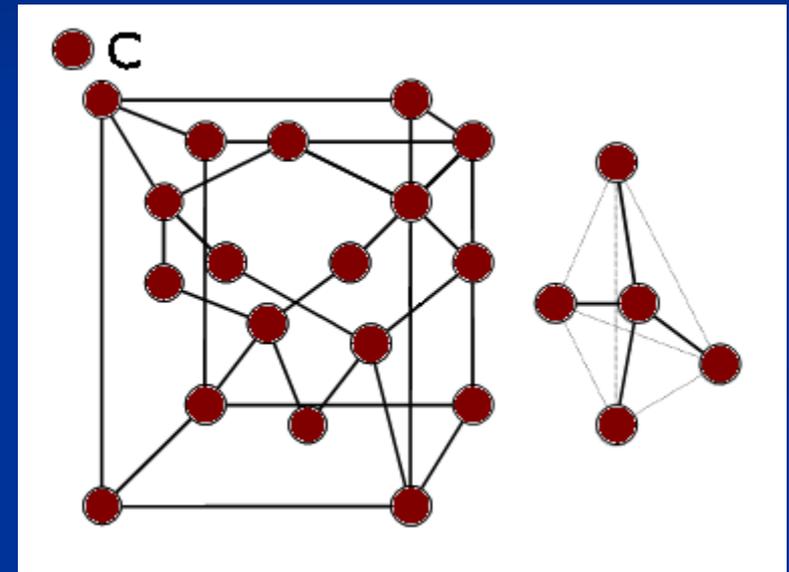
2. ESTADO SÓLIDO (7)

Tipos de sólidos (VII)

Cristales Atómicos o Sólidos Covalentes:

Son cristales en donde todos los átomos están unidos por un sistema continuo de enlaces de par electrónico bien definidos.

Diamante: Cada átomo de C está ligado covalentemente a otros cuatro átomos. El resultado es una red rígida tridimensional, que une a cada uno de los átomos de C con todos los demás. \Rightarrow La totalidad del cristal es una sola molécula



Diamante

2. ESTADO SÓLIDO (8)

Tipos de sólidos (VIII)

Características de los Sólidos Covalentes:

No volátiles

Punto de fusión muy alto

Muy duros

Buenos aislantes

Muy incomprensibles

2. ESTADO SÓLIDO (9)

Tipos de sólidos (IX)

Cristales Metálicos:

Se considera que un metal es una serie de iones positivos sumergidos en un "mar" de electrones móviles.

Los electrones de valencia de sus átomos no están localizados en cada uno de éstos.

Características:

Brillo metálico

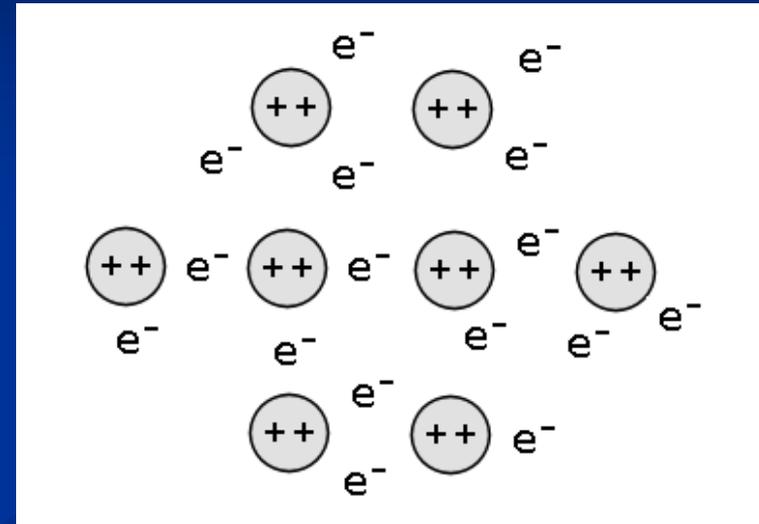
Capacidad de reflexión

Alta conductividad térmica

Alta conductividad eléctrica

Maleables

Ejemplos: Oro, plata, platino, etc.



Magnesio

3. ESTADO GASEOSO (I)

Leyes experimentales sobre el estado gaseoso (I)

1. Ley de Avogadro

A temperatura y presión dadas, el número de moléculas de cualquier gas que hay en un volumen determinado es constante.



El número de moléculas y el número de moles (n) es proporcional al volumen de gas

$$N = k \cdot V$$

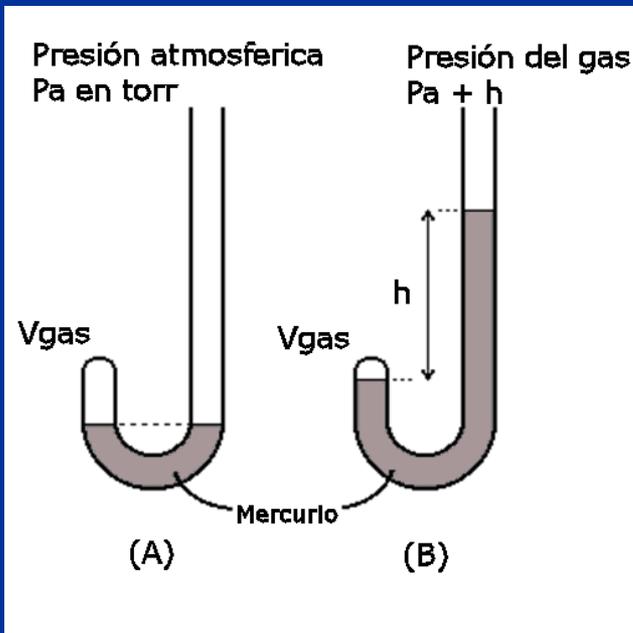
a P y T constantes

3. ESTADO GASEOSO (2)

Leyes experimentales sobre el estado gaseoso (II)

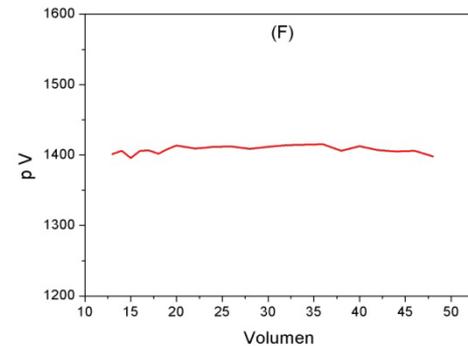
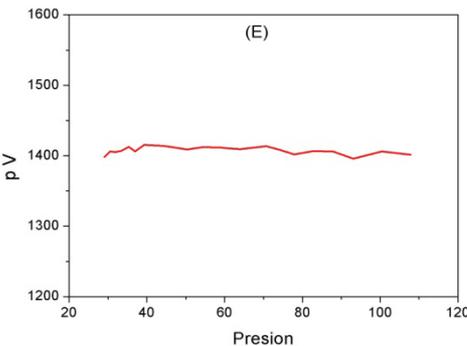
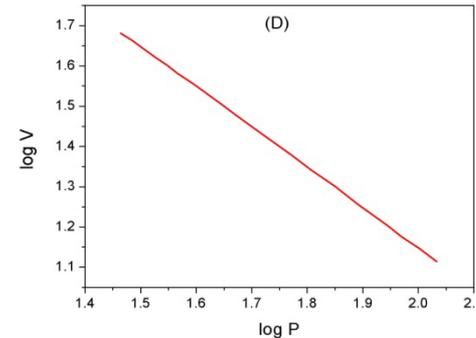
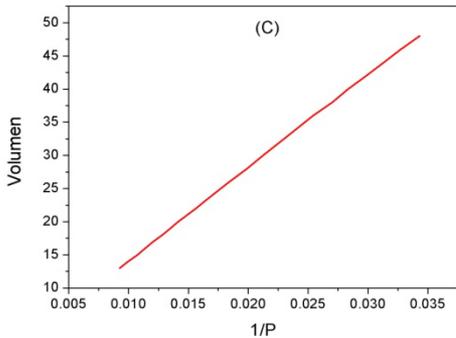
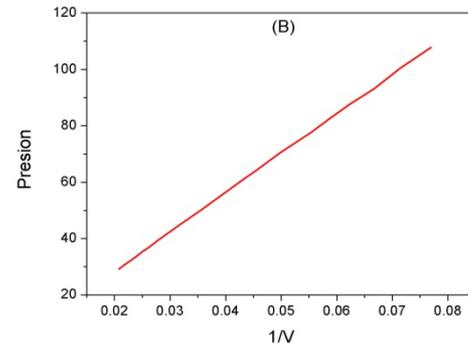
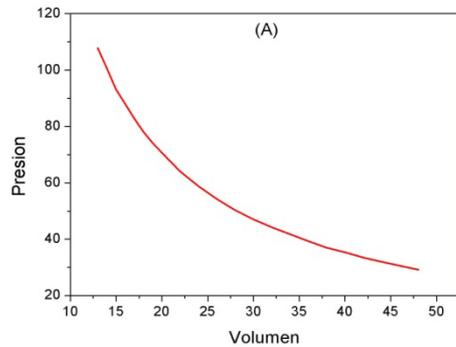
2. Ley de Boyle

El aire se opone a ser comprimido con una fuerza creciente.



Con esta disposición, Boyle obtuvo datos de Presión y Volumen cuando comprimía el gas añadiendo porciones de mercurio. Representando los datos que obtuvo se obtienen las siguientes representaciones gráficas:

3. ESTADO GASEOSO (3)



Leyes experimentales sobre el estado gaseoso (III)

Boyle encontró que, a temperatura constante, para una cantidad dada de gas la expresión que relaciona P con V es, con una precisión razonable:

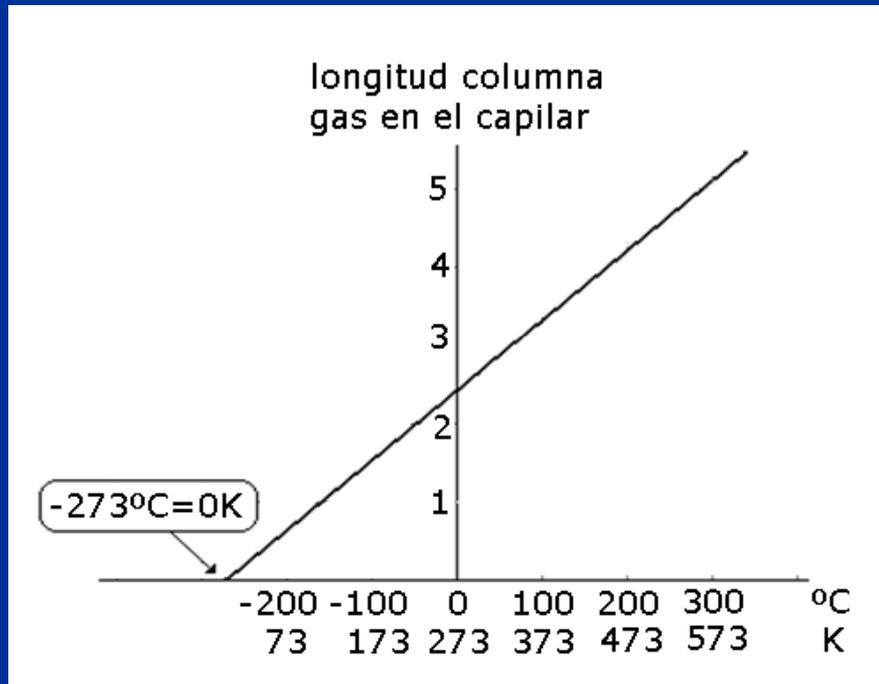
$$P \cdot V = \text{constante}$$

3. ESTADO GASEOSO (4)

Leyes experimentales sobre el estado gaseoso (IV)

3. Ley de Charles (Relación V y T)

El aire se expande al calentarlo.



De los datos que obtuvo Charles se deduce que la gráfica de V en función de T es una línea recta que al extrapolarla presenta una intersección a -273° de la escala de temperatura de Celsius. Charles expresó la ley como:

$$V = c (t + 273)$$

3. ESTADO GASEOSO (5)

Leyes experimentales sobre el estado gaseoso (V)

Más tarde, Lord Kelvin (1824–1907) sugirió que el punto de intersección a -273°C representaba un mínimo absoluto de temperatura que no se podía rebasar ($V=0$).

Actualmente los científicos utilizan la escala de Kelvin de temperatura absoluta, siendo $0^{\circ}\text{K} = -273,16^{\circ}\text{C}$ y $0^{\circ}\text{C} = 273,16^{\circ}\text{K}$. Así, la ley de Charles se expresa como:

$$V = c \cdot T$$

a P y n constantes

Siendo T la temperatura absoluta de Kelvin

Enunciado

“A presión constante el volumen de una masa dada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta”

3. ESTADO GASEOSO (6)

Leyes general de los gases (I)

Leyes experimentales:

$$V \propto n$$

Ley de Avogadro

$$V \propto 1/P$$

Ley de Boyle

$$V \propto T$$

Ley de Charles

$$V \propto nT/P$$



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Leyes de los gases ideales

R es una constante de proporcionalidad:

$$R = 0.082054 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

3. ESTADO GASEOSO (7)

Leyes general de los gases (II)

Condiciones normales:

$$T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}; T = 273\text{ K}$$

$$P = 1.0\text{ atm}$$

No coincide con las condiciones ambientales habituales. Cuando se habla de condiciones ambientales o estándar, se entiende:

$$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}; T = 298\text{ K}$$

$$P = 1.0\text{ atm}$$

3. ESTADO GASEOSO (8)

Teoría Cinético Molecular (1)

Desarrollada por Ludwig Boltzmann y James Clerk Maxwell en la segunda mitad del siglo XIX.

Postulados:

1. Los gases están formados por partículas cuyas distancias de separación son muy grandes en comparación con sus propias dimensiones.
2. Las partículas del gas se encuentran en un movimiento continuo y al azar, que solamente se interrumpe por las colisiones de las partículas entre sí y con las paredes del recipiente.

3. ESTADO GASEOSO (9)

Teoría Cinético Molecular (II)

3. Las partículas no ejercen entre sí o sobre el recipiente otras fuerzas que las derivadas del impacto de las colisiones. Además, estas colisiones son *elásticas*; es decir, no hay pérdida de energía por fricción durante el choque.

Este último postulado implica que en las colisiones de las moléculas entre sí y con las paredes del recipiente no se pierde energía. Esto quiere decir que la energía cinética total de las moléculas que colisionan permanece constante.

3. ESTADO GASEOSO (10)

Teoría Cinético Molecular (III)

Consideramos:

Un cubo de lado l , que contiene una partícula de masa m que se mueve a una velocidad v .

Estudiamos la presión que ejercería esa partícula, y lo ampliamos a la presencia de N partículas. Obtendríamos:

$$PV = \frac{N}{3} m \bar{v}^2$$

Esta ecuación guarda gran parecido a la Ley de Boyle:

$$PV = \text{cte}$$



$$PV = \frac{2}{3} E_k$$



$$PV = nRT$$

La Energía Cinética es directamente proporcional a la Temperatura

3. ESTADO GASEOSO (11)

Teoría Cinético Molecular (IV)

Para 1 mol de gas ideal:

$$PV = \frac{2}{3} E_k$$

$$PV = RT$$

$$E_k = \frac{3}{2} RT$$



$$T = \frac{2}{3} \frac{N}{R} \frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{M \bar{v}^2}{3R}$$

La temperatura es una medida del movimiento de las moléculas.

Ámbito de validez de la teoría:

Gases reales

Partículas puntuales

Presión no excesivamente elevada

Temperatura no excesivamente baja

4. CARACTERIZACIÓN DE LOS ESTADOS (1)

Sólidos y Gases: Situaciones extremas del comportamiento de un conjunto de partículas.

Líquidos: Situación intermedia:

- * Son isotrópicos (como los gases)
- * Densos, relativamente incompresibles (como los sólidos)

Líquidos: las moléculas están en continuo movimiento al azar (como los gases). La energía cinética depende de la temperatura.

Sin embargo está sometido a fuerzas de las moléculas vecinas, por lo que su energía potencial es inferior.

4. CARACTERIZACIÓN DE LOS ESTADOS (2)

Características de los tres estados de la materia

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Energía interna (Ec+Ep)	Baja	Intermedia	Alta
Estructuración	Alta	Parcial	Ninguna
Interacciones entre partículas	Altas	Parcial	Ninguna
Distancia entre partículas	Baja	Variable	Alta
Compresibilidad	Casi nula (V cte.)	Ligera (V poco variable)	Infinita (V variable)
Forma	Fija	La del recipiente pero con superficie plana	La del recipiente

5. CAMBIOS DE ESTADO (1)

Cuando una sustancia pasa de SÓLIDO a LÍQUIDO el volumen aumenta (en la mayoría de los casos).

Cuando el líquido sigue calentándose, la **expansión** continua.



Es consecuencia de una separación general de las moléculas y de una disminución de las fuerzas intermoleculares

1. Para que se **evapore** un líquido, se debe hacer un trabajo contra las fuerzas atractivas de las moléculas. Se debe **suministrar energía**.

2. Para que se **condense** un vapor, el sistema **transfiere energía** (en modo de calor) a su medio ambiente.

5. CAMBIOS DE ESTADO (2)

Ideas importantes

Durante un cambio de estado, mientras coexisten los dos estados, la temperatura no varía:

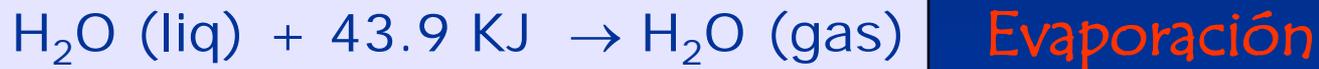
Toda la energía que la materia absorbe o cede en un cambio de estado, se refiere a su energía potencial, la que mantiene las posiciones relativas entre partículas. La temperatura se refiere a movimientos de las partículas, no a sus posiciones.

La cantidad de calor absorbida cuando un mol de líquido se evapora es de interés, ya que es una medida de la energía potencial intermolecular:

Como no se modifica la temperatura, relacionada con el movimiento de sus partículas, la energía absorbida la emplea en aumentar la energía potencial que rompe los enlaces intermoleculares.

5. CAMBIOS DE ESTADO (3)

Por ejemplo para el agua lo podríamos representar como:



Entalpía:

Es la cantidad de calor absorbido por un sistema en cualquier cambio que ocurre a presión constante. Se representa por ΔH .

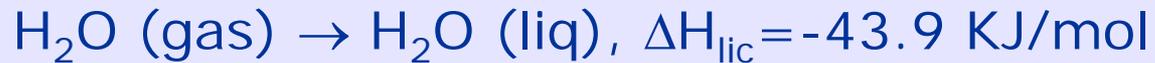
Si un sistema absorbe calor \longrightarrow La entalpía aumenta: $\Delta H > 0$

Si un sistema desprende calor \longrightarrow La entalpía disminuye: $\Delta H < 0$



5. CAMBIOS DE ESTADO (4)

El proceso inverso (gas \rightarrow liq):



Licuación

La conversión de sólido a vapor sería:



Sublimación

La conversión de sólido a líquido sería:



Fusión

Sólido \rightarrow Vapor \longleftrightarrow Sólido \rightarrow Líquido \rightarrow Vapor

$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

$$49.7 = 5.8 + 43.9$$

5. CAMBIOS DE ESTADO (5)

Fuerza impulsora del comportamiento de los sistemas



Búsqueda del estado de más baja energía

Pero no puede ser la única fuerza impulsora, pues si fuese así ningún gas existiría a ninguna temperatura. Hay otra fuerza impulsora:

La tendencia al máximo desorden \longrightarrow ENTROPÍA

5. CAMBIOS DE ESTADO (6)

Conceptos relativos a los cambios de estado (1)

1. Equilibrio líquido-vapor

Vaporización: un líquido se convierte en su vapor.

En un recipiente abierto, este proceso continúa hasta que se evapora todo el líquido.

Pero ¿qué ocurre en un recipiente cerrado?



Se alcanza un equilibrio entre el líquido y el vapor

Equilibrio dinámico: el número de moléculas que se condensan por unidad de tiempo es igual al número de moléculas que se evaporan



5. CAMBIOS DE ESTADO (7)

Conceptos relativos a los cambios de estado (II)

2. Presión de vapor

Las moléculas que abandonan el líquido aumentan la presión en el espacio situado encima del mismo hasta que se llega al equilibrio líquido-vapor, volviéndose constante.  **Presión de vapor del líquido**

Mientras se encuentre en el recipiente líquido y vapor, la presión ejercida por el vapor será independiente del volumen del recipiente.



Por tanto, la presión de vapor de un líquido sólo depende de la temperatura

5. CAMBIOS DE ESTADO (8)

Conceptos relativos a los cambios de estado (III)

3. Punto de ebullición

Cuando calentamos un líquido en un recipiente abierto, al alcanzar cierta temperatura, se forman burbujas de vapor que ascienden a la superficie y se desintegran. Cuando tal cosa ocurre decimos que el líquido está hirviendo. La temperatura a la cual hierve el líquido depende de la presión ejercida sobre él.

Un líquido hierve a una temperatura a la cual su presión de vapor llega a ser igual a la presión sobre su superficie.

Si $P = 1 \text{ atm}$ (760 mmHg), la temperatura a la que hierve el líquido se denomina **punto de ebullición normal**.

El agua hierve a 100°C \longrightarrow **Punto de ebullición normal del agua**

5. CAMBIOS DE ESTADO (9)

Conceptos relativos a los cambios de estado (IV)

4. Temperatura y presión críticas

Para cualquier sustancia pura existe una temperatura, llamada **temperatura crítica**, por encima de la cual no puede existir en fase líquida. La presión que debe aplicarse para lograr la condensación a esta temperatura recibe el nombre de **presión crítica**.

Por encima de estos valores críticos la sustancia está en estado gaseoso y se dice que es gas, por debajo, si está en estado gaseoso se dice que es vapor.

5. CAMBIOS DE ESTADO (10)

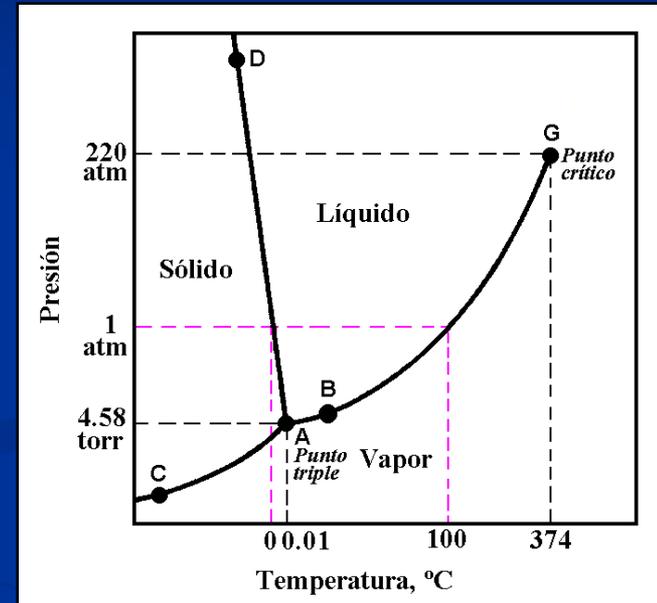
Conceptos relativos a los cambios de estado (V)

5. Equilibrios de fase

Línea AG: Curva presión de vapor-temperatura del líquido. Equilibrio **líquido-vapor**.

Línea AC: Curva presión de vapor-temperatura del sólido. Equilibrio **sólido-vapor**.

Línea AD: Condiciones de P y T a las cuales el sólido está en equilibrio con el líquido. Equilibrio **sólido-líquido**.



Punto G: Punto crítico del agua. La temperatura crítica del agua es 374°C.

Punto A: Punto en el que las tres fases (sólido, líquido y vapor) están en equilibrio. Se denomina **punto triple**. Para el agua es a 0.01°C.

5. CAMBIOS DE ESTADO (11)

Conceptos relativos a los cambios de estado (VI)

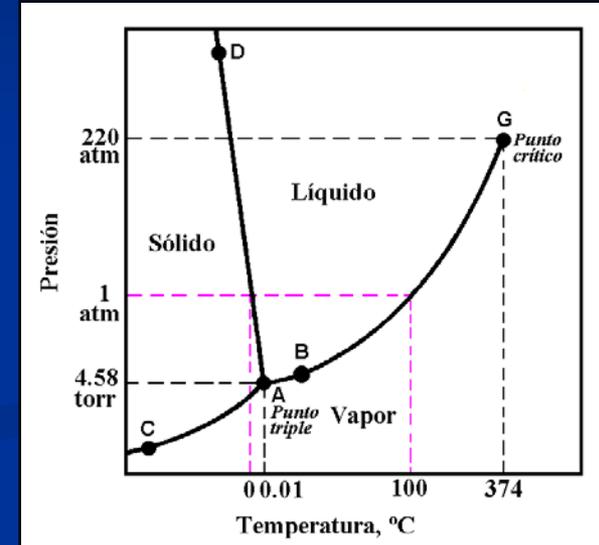
6. Sublimación

Paso de sólido a vapor.

Un compuesto sólido sublimará a cualquier temperatura por debajo del punto triple cuando la presión ejercida sobre el mismo se reduzca por debajo de la presión de vapor en equilibrio.

7. Fusión

Se define punto de fusión como la temperatura a la cual las fases sólida y líquida de una sustancia pura están en equilibrio mutuo.



CONOCIMIENTO DEL MEDIO EN EDUCACIÓN INFANTIL

FRANCISCO JAVIER NAVAS PINEDA

javier.navas@uca.es