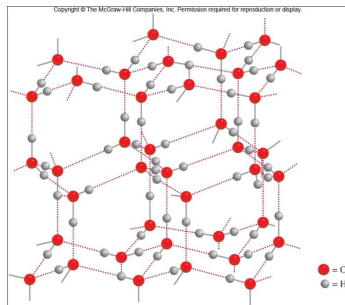


# TEMA 5

## ESTADOS DE LA MATERIA Y FUERZAS INTERMOLECULARES



M<sup>a</sup> PILAR RUIZ OJEDA  
BORJA MUÑOZ LEOZ

### Contenidos:

1. Introducción
2. Estados de agregación de la materia y Teoría cinético-molecular
3. Fuerzas intermoleculares:
  - 3.1. Fuerzas ión-dipolo
  - 3.2. Fuerzas dipolo-dipolo
  - 3.3. Fuerzas dipolo-dipolo inducido
  - 3.4. Fuerzas de London
  - 3.5. Puentes de Hidrógeno
4. El estado sólido
  - 4.1. Tipos de sólidos
  - 4.2. Propiedades
5. El estado líquido
6. El estado gaseoso

## Bibliografía

---

### Libros de Teoría y Problemas

- Chang R. Química. McGraw Hill. México, 2010 (Cap. 11).
- Petrucci R. H., Harwood W.S. Química General. Prentice Hall. Madrid, 2011 (Cap. 12).
- Reboiras M.D. Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2005 (Cap. 12).

### Libros de Problemas Resueltos

- Fernández M.R., Fidalgo J.A. 1000 Problemas de Química General. Everest. León, 1996.
- Reboiras M.D. Problemas Resueltos de Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2007.

## Webs de Interés

---

### Estructura Cristalina:

<http://www.youtube.com/watch?v=NNRxVE8yxg4>

### Animaciones sobre los cambios de estado:

<http://www.youtube.com/watch?v=cMm8rsrjUQ4&feature=related>

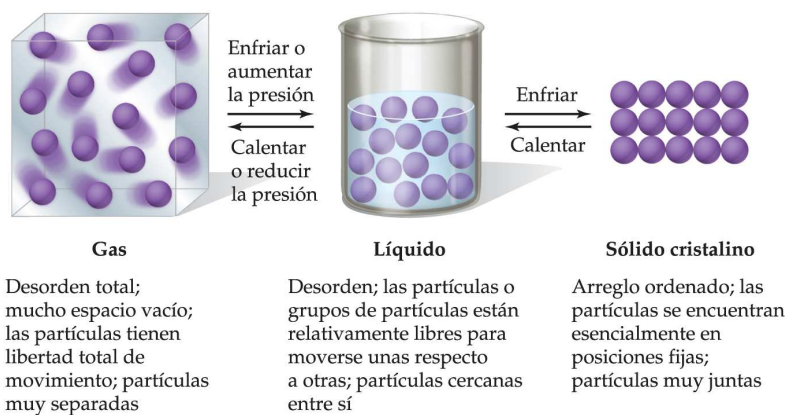
<http://www.youtube.com/watch?v=s-KvoVzukHo&feature=related>

## 1. Introducción

- En este tema, una vez que se han estudiado los átomos y los enlaces químicos que se pueden establecer entre ellos, es el momento de fijar nuestra atención en las interacciones que ocurren entre unas moléculas y otras y su relación con los estados de la materia.
- Por ello, en primer lugar, aplicaremos la teoría cinético-molecular de la materia a sólidos, líquidos y gases.
- Luego, estudiaremos las fuerzas intermoleculares y, finalmente, las propiedades de sólidos, líquidos y gases en relación a ellas.

## 2. Estados de la Materia

La diferencia fundamental entre los estados de la materia es la distancia entre las partículas.



## 2. Estados de la Materia

---

1. **En los gases**, las distancias entre sus moléculas son tan grandes (a las P y T<sup>a</sup> ordinarias) que **no hay interacción apreciable entre ellas**.

En el estado gaseoso las moléculas tienen movimientos de **rotación, vibración y traslación**.

**Al aumentar la T<sup>a</sup>** aumenta la velocidad media de las moléculas.

**Características de los gases:**

- **Se comprimen con facilidad.**
- **Se expanden ocupando todo el volumen del recipiente que los contiene.**
- **Tienen bajas densidades.**

## 2. Estados de la Materia

---

2. **En los líquidos**, las moléculas están muy juntas debido a uno o más tipos de **fuerzas de atracción**. Hay muy poco espacio vacío.

Las moléculas tienen movimientos de **rotación, vibración y traslación** (más restringido que en los gases).

**Al aumentar la T<sup>a</sup>** aumenta la agitación térmica de las moléculas.

**Características de los líquidos:**

- **Son más difíciles de comprimir.**
- **Son mucho más densos que los gases.**
- **Adoptan la forma del recipiente.**

## 2. Estados de la Materia

1. En los sólidos, las moléculas ocupan una posición rígida y prácticamente no tienen libertad para moverse. Sólo vibran entorno a las posiciones de equilibrio.

Al aumentar la  $T^a$  aumenta la amplitud y la frecuencia de la vibración de las moléculas (átomos o iones).

Muchos sólidos tienen un ordenamiento tridimensional cristalino.

### Características de los sólidos:

- Prácticamente **incompresibles**
- Tienen **forma y volumen bien definidos**
- En general, **la densidad de la forma sólida es mayor que la de la líquida** (el agua es una excepción)

OCW 2011 © M<sup>a</sup> Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

8

## 2. Estados de la Materia

*El hielo flota en el agua líquida*

*El benceno sólido se hunde en el benceno líquido*



OCW 2011 © M<sup>a</sup> Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9

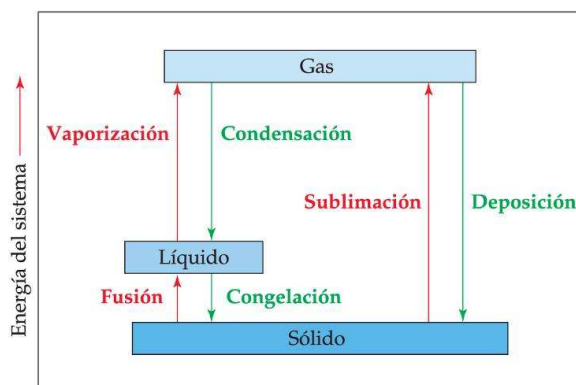
## 2. Estados de la Materia

GASES	LÍQUIDOS	SÓLIDOS
Adopta el volumen y la forma de su contenedor	Tiene un volumen definido, pero adopta la forma del contenedor	Tiene volumen y forma fija
Muy compresibles	Sólo ligeramente compresible	Prácticamente incompresibles
Baja densidad	Alta densidad	Alta densidad
Partículas muy desordenadas. Hay mucho espacio vacío. Movimiento muy libre	Las partículas se deslizan entre sí libremente	Las partículas vibran en torno a posiciones de equilibrio

OCW 2011 © M<sup>a</sup> Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

## 2. Estados de la Materia

En el gráfico se indica el nombre de los cambios de estado de la materia.



**Rojo:** cambios endotérmicos

**Verde:** cambios exotérmicos

OCW 2011 © M<sup>a</sup> Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

## 2. Estados de la Materia

- Debido a que en los estados líquido y sólido las partículas están cercanas entre sí, nos referimos a ellos como **fases condensadas**.
- El estado en que se encuentra una sustancia a una temperatura y presión dadas depende de dos magnitudes antagónicas:
  - La **energía cinética** de las partículas y
  - Las **fuerzas de atracción** entre las partículas o fuerzas intermoleculares.
- Por eso, para comprender las propiedades de la materia condensada es necesario entender los diferentes **tipos de fuerzas intermoleculares**.

## 3. Fuerzas Intermoleculares

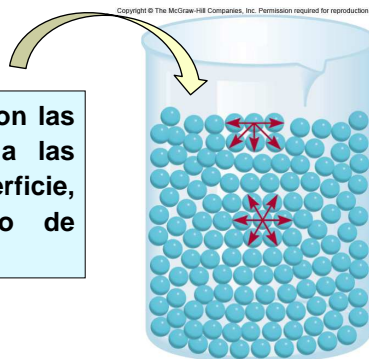
### Características de las Fuerzas Intermoleculares:

1. Son más débiles que los enlaces intramoleculares (iónico, covalente y metálico).
2. Son interacciones que se establecen entre moléculas neutras o entre átomos (gases nobles).
3. Sólo intervienen a muy cortas distancias.
4. Explican el estado de agregación y numerosas propiedades físicas de la materia: viscosidad, tensión superficial, presión de vapor, calor de vaporización, ...
5. En concreto, los puntos de fusión y ebullición de los compuestos indican la fortaleza o intensidad de estas fuerzas.

### 3. Fuerzas Intermoleculares

Cuanto más intensas son las fuerzas intermoleculares, mayores son los puntos de fusión y ebullición.

Cuanto más intensas son las fuerzas que retienen a las moléculas en la superficie, mayor será el punto de ebullición del líquido.



### 3. Fuerzas Intermoleculares

**Las Fuerzas Intermoleculares se clasifican como:**

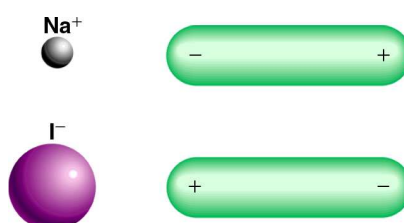
- **Fuerzas ión-dipolo**
- **Fuerzas de van del Waals:**
  - **Dipolo-dipolo**
  - **Fuerzas de dispersión o de London**
- **Puentes de Hidrógeno**



### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.1. Fuerzas Ión-Dipolo

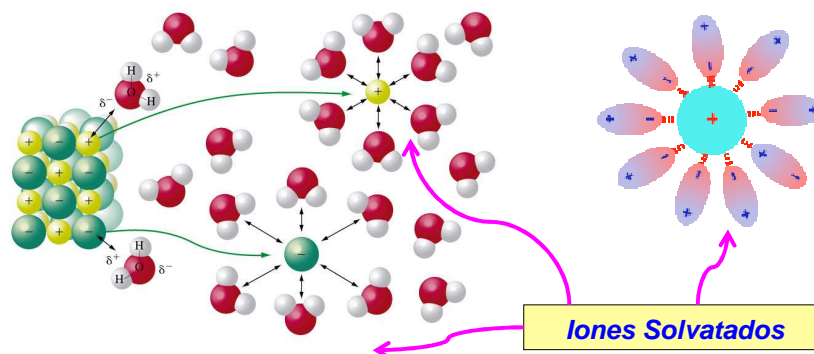
- La **Ley de Coulomb** explica las fuerzas de atracción que se establecen entre un ión y una molécula polar (dipolo).
- La intensidad de estas fuerzas depende de **la carga y tamaño del ión**, así como de la magnitud del momento dipolar y el tamaño de la molécula.



### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.1. Fuerzas Ión-Dipolo

- Este tipo de interacciones explican la solubilidad de los **compuestos iónicos** y la **hidratación** de sus iones.



### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.2. Fuerzas de van der Waals: Dipolo-Dipolo

- Son las fuerzas de atracción, también de tipo electrostático, que se establecen entre **moléculas polares** ( $\mu \neq 0$ ).
- La intensidad de estas **fuerzas es proporcional al momento dipolar**.
- En los líquidos, las moléculas polares tienden a alinearse para que las interacciones atractivas sean máximas.

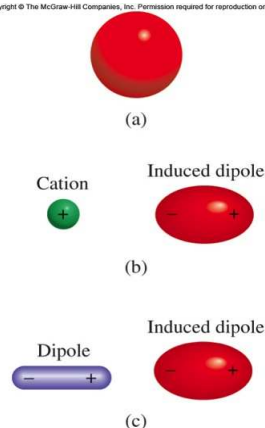


### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.3. Fuerzas van der Waals: Dipolo-Dipolo inducido

- Si un ión o una molécula polar se acerca a una **molécula apolar**, la nube electrónica de la molécula se distorsiona por la fuerza que ejerce el ión o la molécula polar, y se forma un **dipolo inducido**.
- La atracción entre un ión y el dipolo inducido se conoce como interacción **ión-dipolo inducido**.
- La atracción entre una molécula polar y el dipolo inducido se conoce como interacción **dipolo-dipolo inducido**.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



### 3. Fuerzas Intermoleculares

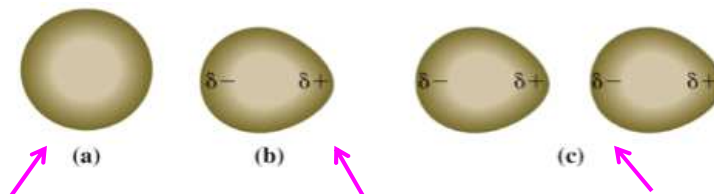
#### 3.4. Fuerzas de van der Waals: London

- Es un hecho comprobado que los gases nobles o moléculas apolares como el  $H_2$ , el  $Cl_2$  o el  $CO_2$  licúan y solidifican a presiones y  $T^a$  adecuadas.
- Como son sustancias apolares, debe haber alguna otra fuerza intermolecular, diferente a las anteriores, que explique la adhesión molecular necesaria para condensar.
- Esas sustancias son no polares, pero sí polarizables. Es decir, en un instante dado las moléculas pueden tener un momento dipolar generado por una asimetría en su nube electrónica, que dura sólo un instante.
- A su vez, los dipolos instantáneos pueden inducir dipolos temporales en otros átomos o moléculas vecinos.

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.4. Fuerzas de van der Waals: London

- Las fueras de atracción entre los dipolos así formados se llaman fuerzas de London o de dispersión.
- Estas fuerzas son universales. Existen en moléculas polares y apolares (son las únicas en moléculas apolares).
- Las fuerzas de London son proporcionales al tamaño molecular, es decir a la masa molar del compuesto.



Molécula apolar

Molécula polarizada

Atracción dipolos instant.

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.4. Fuerzas de van der Waals: London

**Cuestión:** ¿quién tendrá mayor punto de ebullición, el Helio o el Cloro?

- **El Helio:** A Tª muy baja (velocidades atómicas reducidas) las fuerzas de London son lo bastante fuertes para unir a los átomos de He (gas noble) y hacer que el gas licúe. El He tiene átomos muy pequeños, por eso las fuerzas de London son muy débiles y su punto de ebullición es tan bajo (4,2 K).
- **El cloro, Cl<sub>2</sub>:** Tiene mayor masa molecular que el He. Por eso su punto de ebullición es mayor (239 K).

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.4. Fuerzas de van der Waals: London

**IMPORTANTE:**

Cuanto mayor es la masa molar de una sustancia apolar, mayor es su punto de fusión o ebullición.

Melting Points of Similar Nonpolar Compounds

Compound	Melting Point (°C)
CH <sub>4</sub>	-182.5
CF <sub>4</sub>	-150.0
CCl <sub>4</sub>	-23.0
CBr <sub>4</sub>	90.0
Cl <sub>4</sub>	171.0

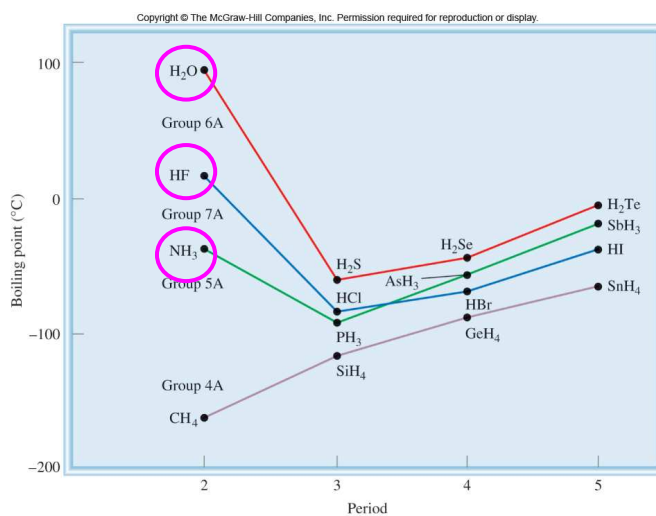
### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.5. Puentes de Hidrógeno

- En general, los puntos de ebullición de una serie de compuestos similares, que contienen elementos del mismo grupo, se incrementan con la masa molar.
- Esto se debe, según lo que acabamos de ver, al aumento de las fuerzas de dispersión o de London en moléculas con mayor tamaño.
- Se puede ver en la siguiente gráfica:

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.5. Puentes de Hidrógeno



### 3. Fuerzas Intermoleculares

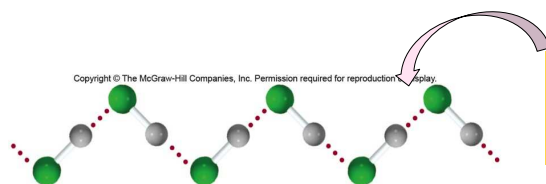
#### 3.4. Puentes de Hidrógeno

- Sin embargo, esto no se cumple para  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$ .
- Así pues, debe haber otras fuerzas intermoleculares más intensas que expliquen el significativo aumento de sus puntos de ebullición.
- Esas fuerzas son los enlaces por Puente de Hidrógeno.
- En general, son más intensas que las de van der Waals.
- Para que existan debe haber átomos de H en la molécula que estén unidos por enlace covalente a un átomo muy electronegativo: F, O, N.

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.5. Puentes de Hidrógeno

- Algunas representaciones para el  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$  son:

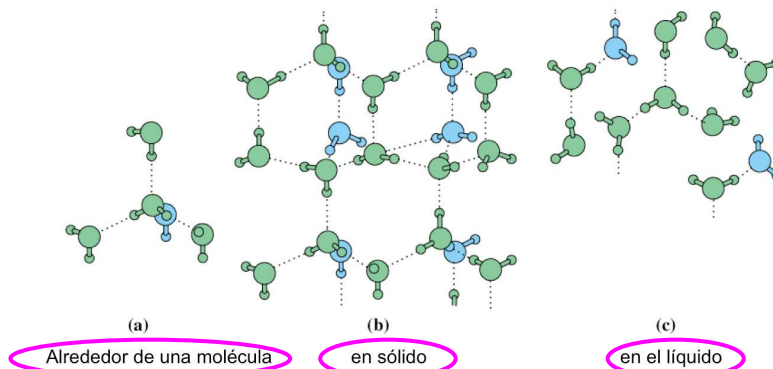


En fase líquida las moléculas de  $\text{HF}$  forman cadenas en zig-zag.



### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### 3.5. Puentes Hidrógeno: El H<sub>2</sub>O en estado sólido y líquido



**Cuestión: ¿Por qué el hielo flota en el agua líquida?**

### 3. Fuerzas Intermoleculares

#### IMPORTANTE

- En general, se cumple que:

$$E_{\text{ENLACE}} > E_{\text{H}} > E_{\text{DIPOLO-DIPOLO}} > E_{\text{DISPERSIÓN}}$$

- Para valorar las FI en una sustancia es preciso sumar todas las contribuciones:

$$E_{\text{H}} + E_{\text{DIPOLO-DIPOLO}} + E_{\text{DISPERSIÓN}}$$

## 4.1. Tipos de Sólidos

---

- Los materiales sólidos se clasifican según la regularidad con que se sitúan las moléculas, los átomos o los iones entre sí.
- Pueden ser **crystalinos** o **no crystalinos (amorfo)**.
- **Materiales crystalinos**: Los átomos se sitúan en una disposición repetitiva o periódica en las tres dimensiones del espacio. Hay orden de largo alcance según un patrón tridimensional repetitivo.
- **Ejemplos**: los metales, muchas cerámicas y algunos polímeros.

## 4.1. Tipos de Sólidos

---

- Algunas propiedades de estos sólidos dependen de la estructura cristalina del material.
- Hay muchas estructuras cristalinas diferentes. Varían desde las simples de los **metales** a las complejas de los materiales **cerámicos** y **poliméricos**.
- Las sustancias puras cristalinas se caracterizan por tener **puntos de fusión y ebullición bien definidos**.
- <http://www.youtube.com/watch?v=NNRxVE8yxg4>

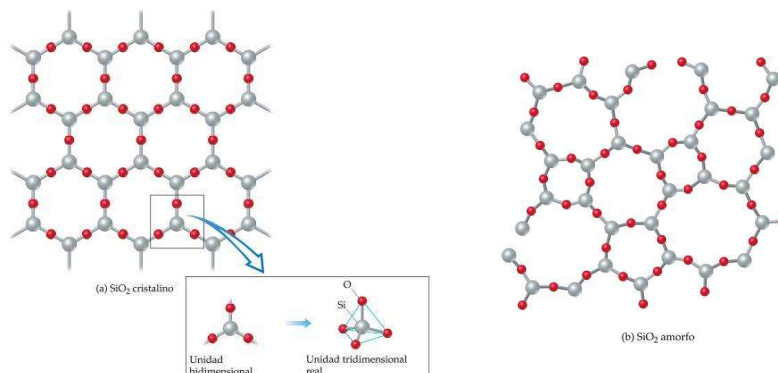


## 4.1. Tipos de Sólidos

- **Materiales no cristalinos o amorfos:** El orden de largo alcance tridimensional no existe.
- Si un sólido se forma con rapidez (cuando se enfría muy rápido), sus átomos o moléculas no tienen tiempo de ordenarse y se forma un **material amorfo**.
- Un ejemplo típico de sólido amorfo es el **vidrio**.
- El vidrio es un material con muchas aplicaciones: construcción, automoción, menaje doméstico,...
- El vidrio es un producto de fusión de materiales inorgánicos, ópticamente transparentes, que se ha enfriado a un estado rígido sin cristalizar.

## 4.1. Tipos de Sólidos

- En los materiales amorfos no hay un punto de fusión nítido, sino un intervalo de  $T^a$  en el cual el sólido se va **reblandeciendo**, hasta que alcanza el estado líquido.



**SiO<sub>2</sub> cristalino (cuarzo)**

**SiO<sub>2</sub> amorfo (vítreo)**

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de sólidos cristalinos

Tipo de sólido	Forma de las partículas unitarias	Fuerza entre las partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Átomos o moléculas	Fuerza de dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo, enlaces por puente de hidrógeno	Bastante blando, punto de fusión que varía de bajo a moderadamente alto, baja conductividad térmica y eléctrica	Argón, Ar; metano, CH <sub>4</sub> ; sacarosa, C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> ; hielo seco, CO <sub>2</sub>
Red covalente	Átomos conectados en una red de enlaces covalentes	Enlaces covalentes	Muy duro, punto de fusión muy elevado, conductividad térmica y eléctrica variables	Diamante, C; cuarzo, SiO <sub>2</sub>
Iónico	Iones positivos y negativos	Atracciones electrostáticas	Duro y quebradizo, punto de fusión elevado, baja conductividad térmica y eléctrica	Sales típicas; por ejemplo, NaCl, Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Metálico	Átomos	Enlaces metálicos	Varían de blandos a muy duros, punto de fusión que va de bajo a muy elevado, excelente conductividad térmica y eléctrica, maleable y dúctil	Todos los elementos metálicos; por ejemplo, Cu, Fe, Al, Pt

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de Cristales: Cristales Covalentes

#### Características:

- En los nudos de la red hay átomos.
- Los enlaces que dan cohesión al cristal son todos covalentes muy fuertes.

#### Propiedades:

- Duros, frágiles e incompresibles.
- Puntos de fusión elevados.
- Malos conductores del calor y la electricidad.
- Insolubles

#### Ejemplos: Carbono diamante, cuarzo (SiO<sub>2</sub>)

## 4.1. Tipos de Sólidos

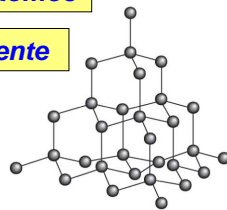
### Cristales Covalentes

Ejemplos:  $C_{\text{diamante}}$   $C_{\text{grafito}}$

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

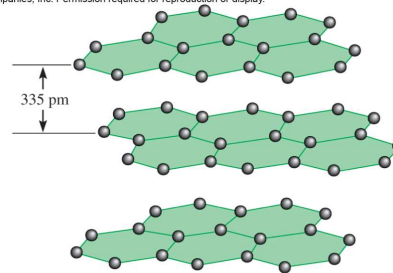
Nodos red: Átomos

Unión: Covalente



(a)

$C_{\text{diamante}}$



(b)

$C_{\text{grafito}}$

**Cuestión:** ¿El grafito es un verdadero cristal covalente? ¿Qué tipo de fuerza une las capas laminares del grafito? ¿Propiedades?

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de sólidos: Cristales iónicos

#### Características:

- Las fuerzas de cohesión son enlaces iónicos (fuertes).
- En los nudos de la red hay iones + (cationes) y - (aniones).
- Los aniones y cationes pueden tener tamaños distintos.

#### Propiedades:

- Duros y frágiles.
- Temperaturas de fusión elevadas.
- En general, se disuelven en disolventes polares.
- En estado sólido no conducen la electricidad, pero en estado líquido o disuelto, sí.

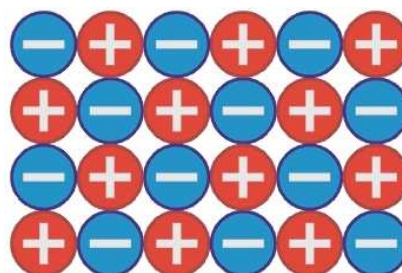
**Ejemplos:** NaCl, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, BaCl<sub>2</sub>, KNO<sub>3</sub> ...

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Cristal Iónico

Nudos red: Iones + -

Fuerzas cohesión:  
Enlace Iónico



## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de sólidos: Cristales Metálicos

#### Características:

- En los nudos de la red hay **restos positivos**.
- Las fuerzas de cohesión son **enlaces metálicos**, de manera que tienen muchos electrones deslocalizados en la red.

#### Propiedades:

- Son resistentes.
- Son dúctiles y maleables.
- En general, tienen  $T^a$  de fusión elevada.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.

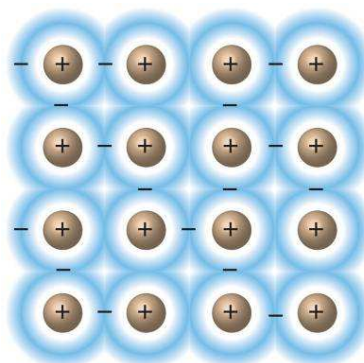
**Ejemplos:** Ca, Na, Li, Pt, Fe, Pb ...

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Cristal Metálico

Nudos red: Restos +

Fuerzas cohesión:  
Enlace Metálico



## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de sólidos: Cristales Moleculares

#### Características:

- En los nudos de la red hay moléculas.
- Las fuerzas de cohesión son fuerzas de van der Waals y puentes de Hidrógeno.

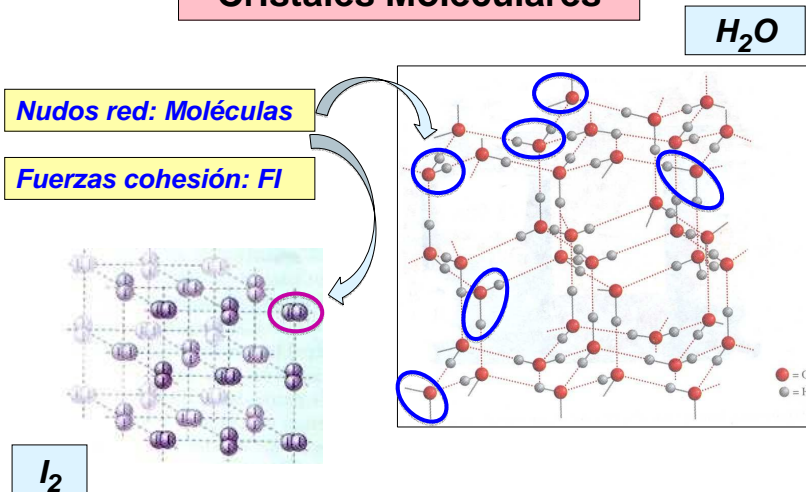
#### Propiedades:

- Son blandos.
- Tienen temperaturas de fusión bajas.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las apolares en disolventes apolares.

Ejemplos: SO<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O(s)

## 4.1. Tipos de Sólidos

### Cristales Moleculares



## 4.1. Tipos de Sólidos

### Tipos de sólidos: Cristales Moleculares

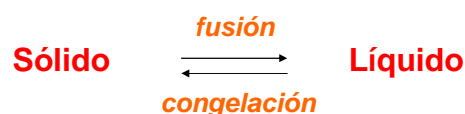
#### Cuestiones:

1. ¿Por qué el  $I_2$  se disuelve en  $CCl_4$  y no se disuelve bien en  $H_2O$ ?
2. ¿Por qué el amoníaco se disuelve bien en agua?

## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 1. Punto de Fusión

- Es la temperatura a la que la velocidad de fusión del sólido es igual a la velocidad de congelación del líquido, a una presión dada.
- Es decir, es la  $T^a$  a la que el sólido y el líquido están en **equilibrio**:



- **Punto de fusión normal** de una sustancia es su punto de fusión a  $P = 1 \text{ atm}$ .

## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### ¿Cómo es el equilibrio sólido-líquido?

- **Condición del equilibrio**: El número de moléculas que se congelan y se funden en la unidad de tiempo, es igual.
- Es un equilibrio **heterogéneo** entre el **sólido** y el **líquido**. Existen 2 **fases** (sólido y líquido) con propiedades diferentes.
- Es un equilibrio **físico**, sólo hay cambio de estado.
- Es un equilibrio **dinámico**: hay moléculas que se funden al tiempo que otras se congelan.

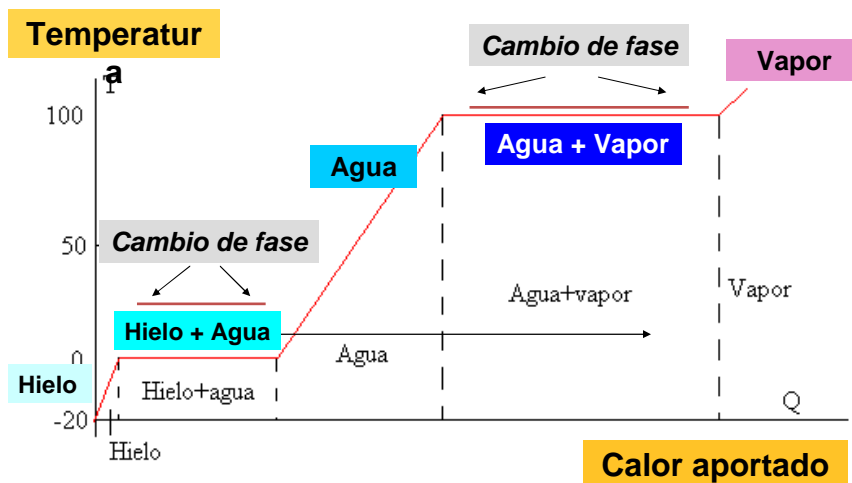
## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 2. Transferencia de calor en los sólidos

- Cuando se suministra calor a un sólido, por debajo de su punto de fusión su temperatura aumenta (ver figura).
- **Calor específico:** es la energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de un gramo de sólido (cal/g °C).
- **Capacidad calorífica molar:** es la energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de un mol de sólido (cal/mol °C).
- Cuando se suministra suficiente calor para alcanzar el punto de fusión, la **temperatura no varía** aunque se siga calentando, pero el sólido se licúa.
- El calor se emplea en romper la red cristalina del sólido.

## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 2. Transferencia de calor en los sólidos

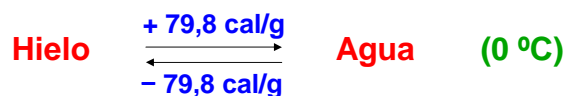




## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 2. Transferencia de calor en los sólidos

- **Calor latente de fusión:** Es la energía necesaria para fundir 1 g de sólido en su punto de fusión (cal/g).
- Es una medida de las **fuerzas intermoleculares** de atracción en el estado sólido.
- **Calor latente de solidificación:** es igual en magnitud al calor latente de fusión, pero con signo contrario.
- Representa la cantidad de calor que debe eliminarse de 1 g de líquido, en su punto de congelación, para que solidifique.



## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 2. Transferencia de calor en los sólidos

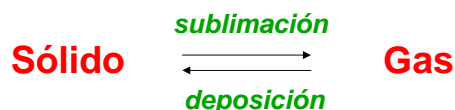
Sustancia	Temperatura de fusión (°C)	Calor de fusión (cal/g)
Metano	- 182	14,0
Etanol	- 117	26,1
Agua	0	79,8
Aluminio	658	94,5

**Cuestión:** ¿Son lógicos esos valores? Relaciona esos valores con las fuerzas de enlace y las FI.

## 4.2. Propiedades del Estado Sólido

### 3. Punto de Sublimación

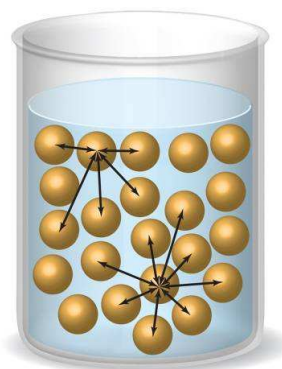
- Algunos sólidos como el yodo o el hielo seco, se vaporizan sin pasar por el estado líquido a presión atmosférica. Se dice que **subliman**.
- El proceso inverso mediante el cual el vapor solidifica, sin pasar por el estado líquido, se llama **deposición** o **condensación sólida**.
- Se trata igualmente de un **equilibrio heterogéneo sólido-gas**.



## 5. El Estado Líquido

### 1. Tensión Superficial

- Las moléculas que se encuentran en el interior de un líquido sufren atracciones en todas direcciones (distribución simétrica).
- Sin embargo, las que están en la **superficie** son atraídas solamente hacia el interior.



## 5. El Estado Líquido

### 1. Tensión Superficial

Por eso, la situación más estable es aquella en que la superficie es mínima y por eso las **gotas** de los líquidos tienden a ser **esféricas**.



## 5. El Estado Líquido

### 1. Tensión Superficial

- La **tensión superficial** es una medida de las fuerzas internas que se deben vencer para expansionar la superficie de un líquido.
- Se define como **la energía en ergios necesaria para aumentar 1 cm<sup>2</sup> el área de la superficie de un líquido**.
- Debido a la tensión superficial, el agua soporta el peso de algunos **insectos** (más densos que el agua).

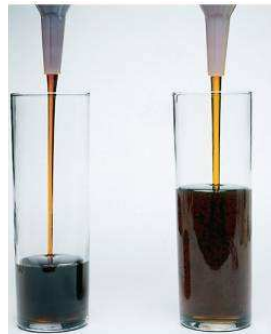


**Cuestión:** ¿Qué es un tensoactivo? ¿Por qué se forman espumas cuando se agrega un tensoactivo (jabón) al agua?

## 5. El Estado Líquido

### 2. Viscosidad

- Es una medida de la resistencia de los líquidos a fluir. Cuanto más viscoso es un líquido, más lento es su flujo.
- Se relaciona con la facilidad de las moléculas para deslizarse entre sí.
- Si en un líquido las Fuerzas Intermoleculares son muy intensas, la viscosidad es mayor (mayor “rozamiento” interno entre las moléculas).
- La viscosidad disminuye al aumentar la temperatura.



**Cuestión:** Si ambos líquidos han empezado a fluir al mismo tiempo, ¿cuál de los dos tiene mayor viscosidad?

## 5. El Estado Líquido

### 2. Viscosidad

- En los hidrocarburos, al aumentar la longitud de cadena aumenta la viscosidad, como se aprecia en la tabla:

Sustancia	Fórmula	Viscosidad (kg/m-s)
Hexano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$3.26 \times 10^{-4}$
Heptano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$4.09 \times 10^{-4}$
Octano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$5.42 \times 10^{-4}$
Nonano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$7.11 \times 10^{-4}$
Decano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$1.42 \times 10^{-3}$

**Cuestión:** El etanol tiene una viscosidad de  $1,20 \cdot 10^{-3}$  (Ns/m<sup>2</sup>). El glicerol  $1,49$  (Ns/m<sup>2</sup>). ¿Cómo explicarías la diferencia teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares?

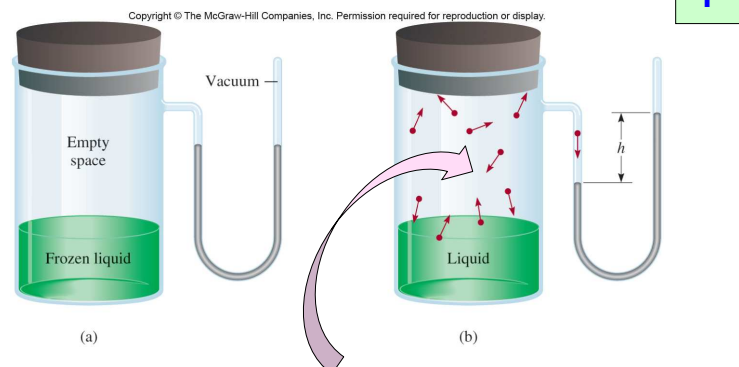
## 5. El Estado Líquido

### 3. Presión de Vapor

- Supongamos un **recipiente cerrado**, a una  $T^a$  dada, que contiene una sustancia en estado **líquido**, de manera que en la parte superior se ha hecho el vacío.
- Conforme pasa el tiempo las moléculas del líquido se van evaporando.
- Al mismo tiempo, al aumentar el  $n^o$  de moléculas evaporadas, aumenta también la probabilidad de que las moléculas gaseosas colisionen con la superficie del líquido y aumente la condensación.
- Al cabo de un cierto tiempo ocurrirá que el número de moléculas que se evaporan y condensan en la unidad de tiempo será igual: **Se alcanza el equilibrio líquido-vapor**.

## 5. El Estado Líquido

### 3. Presión de Vapor



- **Presión de Vapor,  $P_v$ :** Es la presión ejercida por las moléculas gaseosas dentro del recipiente, que están en contacto y en equilibrio con el líquido.

## 5. El Estado Líquido

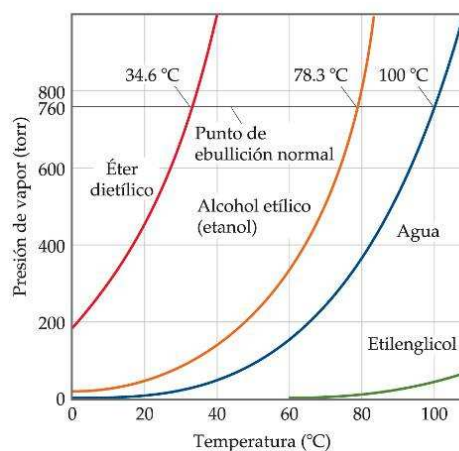
### ¿Cómo es el equilibrio líquido-gas?

- **Condición de equilibrio:** El nº de moléculas que se vaporizan y se condensan en la unidad de tiempo, es igual.
- Es un equilibrio **heterogéneo** entre el **líquido** y el **gas (coexisten dos fases diferentes)**.
- Es un equilibrio **físico**, no hay cambio químico.
- Es un equilibrio **dinámico**: hay moléculas que se vaporizan al tiempo que otras se condensan.

## 5. El Estado Líquido

### 3. Presión de Vapor

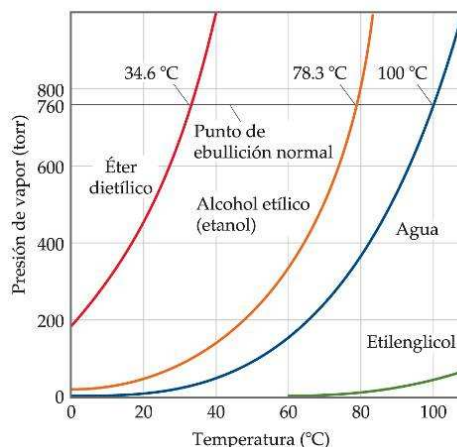
- **A una T<sup>a</sup> dada, la P<sub>v</sub> de diferentes líquidos es distinta, porque son distintas sus fuerzas cohesivas.**
- **Se dice que un líquido es más volátil que otro cuando a la misma T<sup>a</sup> tiene mayor P<sub>v</sub>.**



## 5. El Estado Líquido

### 3. Presión de Vapor

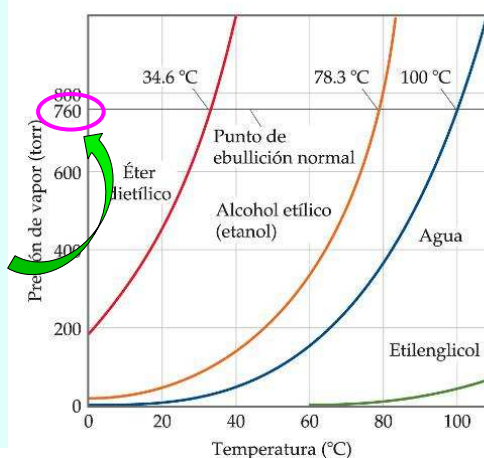
- La presión de vapor sólo depende de la  $T^a$ .
- La  $P_v$  de los líquidos siempre **aumenta con la  $T^a$** , porque la velocidad de evaporación aumenta y la condensación disminuye.



## 5. El Estado Líquido

### 4. Punto de Ebullición

- El punto de ebullición de un líquido es la  $T^a$  a la que su presión de vapor es igual a la presión exterior.
- El punto de ebullición normal es la  $T^a$  a la que su presión de vapor es de 760 mm de Hg.



## 5. El Estado Líquido

---

**Cuestión:** ¿Qué diferencia hay entre vaporización y ebullición?

## 5. El Estado Líquido

---

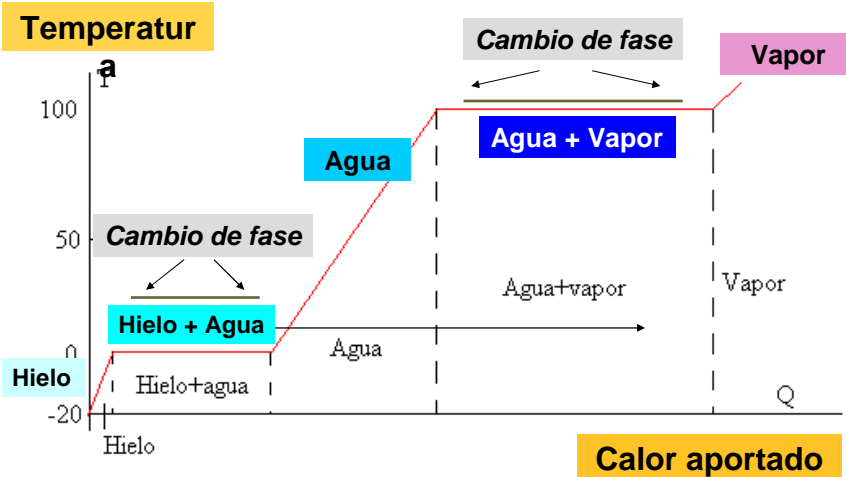
### 5. Transferencia de calor en los líquidos

- Cuando se suministra calor a un líquido, por debajo de su punto de ebullición su temperatura aumenta (ver **figura**).
- **Calor específico:** es la energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de un gramo de **líquido** (**cal/g °C**).
- **Capacidad calorífica molar:** es la energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de un mol de líquido (**cal/mol °C**).
- Cuando se suministra suficiente calor para alcanzar el punto de ebullición, la **temperatura no varía** aunque se siga calentando, pero el líquido se vaporiza.
- **El calor se emplea en romper las fuerzas de enlace o las fuerzas intermoleculares.**



## 5. El Estado Líquido

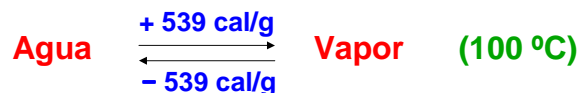
### 5. Transferencia de calor en los líquidos



## 5. El Estado Líquido

### 5. Transferencia de calor en los líquidos

- **Calor latente de ebullición:** Es la energía necesaria para vaporizar 1 g de líquido en su punto de ebullición (cal/g).
- Es una medida de las **fuerzas intermoleculares** de atracción en el estado líquido. A mayor FI, mayor  $T_{\text{ebullición}}$ .
- **Calor latente de condensación:** es igual en magnitud al calor latente de ebullición, pero con signo contrario.
- Representa la cantidad de calor que debe eliminarse de 1 g de gas, en su punto de ebullición, para que licúe.



## 6. El Estado Gaseoso

- Los gases están formados por **moléculas** individuales que están **muy separadas entre sí** y se ejercen muy poca atracción, excepto en las proximidades del punto de licuación.
- La **energía cinética** de las moléculas de los gases es **proporcional a la Tª**.
- Las moléculas gaseosas están siempre **moviéndose en línea recta al azar**, con velocidades variables.



Trayectoria de una molécula gaseosa

## 6. El Estado Gaseoso

Elementos que existen como gases en condiciones ambientales

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1A	H	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg											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							

## 6. El Estado Gaseoso

### Gas Ideal

Los gases se comportan de forma **ideal** cuando:

1. Las moléculas ocupan un volumen despreciable comparado con el del recipiente.
2. Las fuerzas intermoleculares son despreciables.

Los gases ideales cumplen la siguiente Ley de los Gases Perfectos o Ideales:

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

**P**, presión (atm)

**V**, volumen (L)

**T**, temperatura (K)

**n**, nº moles (g/mol)

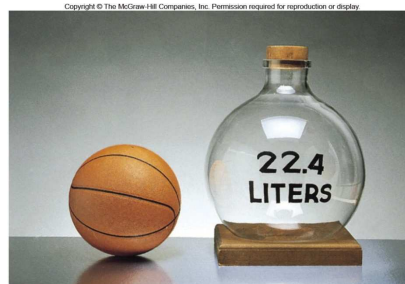
**R**: 0,082 L.atm/mol.K

## 6. El Estado Gaseoso

### Gas Ideal

**Volumen Molar**: 1 mol de cualquier gas ideal, en condiciones normales, ocupa 22,4 L (ecuación gases ideales).

$$\text{C.N.} \left\{ \begin{array}{l} P = 1 \text{ atm} \\ T^a = 273 \text{ K} \end{array} \right.$$



## 6. El Estado Gaseoso

### Gas Real

- En condiciones ordinarias, casi todos los gases se comportan como gases ideales.
- A **bajas  $T^a$**  y a **presiones elevadas**, o ambas cosas, cerca del punto de licuación, un **gas real** se desvía en gran medida de la idealidad.
- A **presiones elevadas**, un gas está tan comprimido que el volumen ocupado por sus moléculas se convierte en una fracción significativa del volumen total del gas.

## 6. El Estado Gaseoso

### Gas Real

- A **baja  $T^a$** , las moléculas se mueven más lentas que a  $T^a$  alta y las fuerzas intermoleculares adquieren cierto valor.
- Para corregir ambos efectos, que separan a un gas de la idealidad, en 1867 **Johannes van der Waals** ajustó empíricamente la ecuación del gas ideal para tener en cuenta ambos factores:

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

Gas ideal

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

Presión corregida      Volumen corregido

## 6. El Estado Gaseoso

---

### Gas Real

Donde  $P$ ,  $V$ ,  $n$ , y  $T$  representan las mismas variables que en la ecuación de los gases ideales, pero  $a$  y  $b$  son constantes medidas experimentalmente y difieren de unos gases a otros.

- a:** Corrige el hecho de que las moléculas se atraigan entre sí (fuerzas intermoleculares).
- b:** Corrige el volumen ocupado por las propias moléculas.

Cuando  $a$  y  $b$  valen 0 la ecuación de van der Waals se reduce a la de los gases ideales.