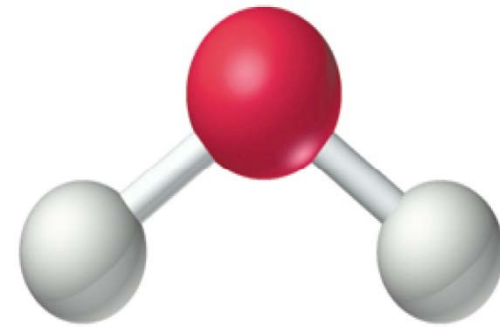
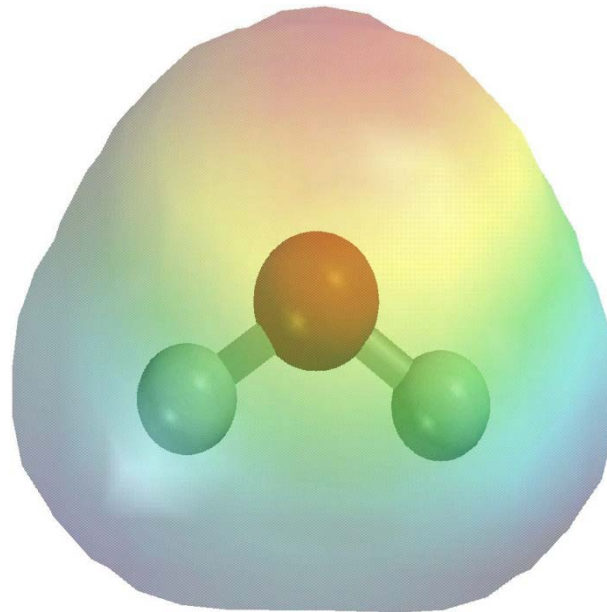
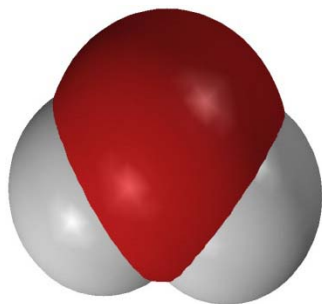




# Tema 2. El medio hídrico. El agua

# Molécula de agua





# Contenidos


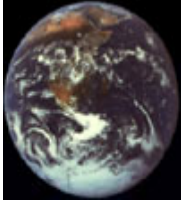

- El agua
- Estructura molecular
- Propiedades físicas
- Propiedades como disolvente
- Propiedades químicas
- Carácter ácido-base
- Oxidación reducción



# Introducción

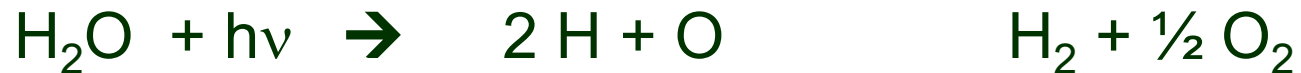
- La vida existe en la Tierra gracias a la abundancia de agua en estado líquido.
- Otros planetas tienen agua en forma de vapor como en Venus o en forma de hielo.
- Estudios recientes en Marte revelan la presencia en tiempos anteriores de líquidos fluyendo, probablemente agua.
- La naturaleza química del agua y su comportamiento permite la existencia de sistemas vivos.
- Su capacidad como disolvente le hace ser el medio ideal para el desarrollo y actividad de las células



	Planeta	Distancia al Sol	Temperatura en la superficie	Estado físico del agua
	Venus	110 millones de Km.	500 °C de media	Vapor de agua
	Tierra	150 millones de Km.	18 °C de media	En los tres estados
	Marte	230 millones de Km.	- 50 °C de media	Hielo

# Algunas características

- Cubre el 72% de la superficie terrestre
- Alto porcentaje de la materia viva
  - Medusa 98%
  - Embriones humanos >95%
  - Recién nacido 70%
  - Hombre adulto 60%
  - Árboles 50%
- Componente de fluidos corporales
- Fuente de oxígeno en la fotodescomposición atmosférica

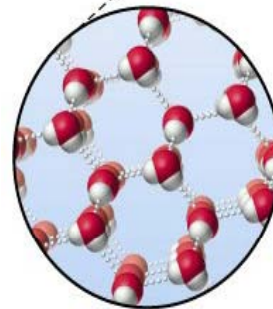


Y en la fotosíntesis de las plantas verdes

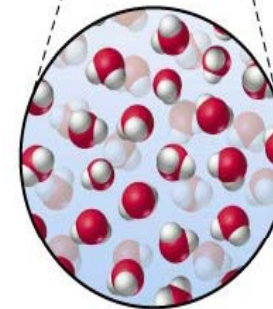
- Única sustancia química en nuestro planeta que se presenta en los tres estados: sólido, líquido, gas

# Estados

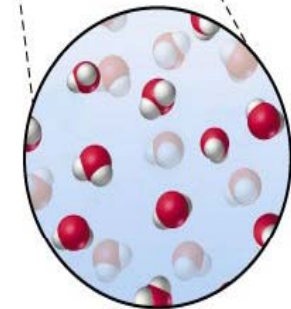
El agua puede existir en la Tierra en cualquiera de los tres estados



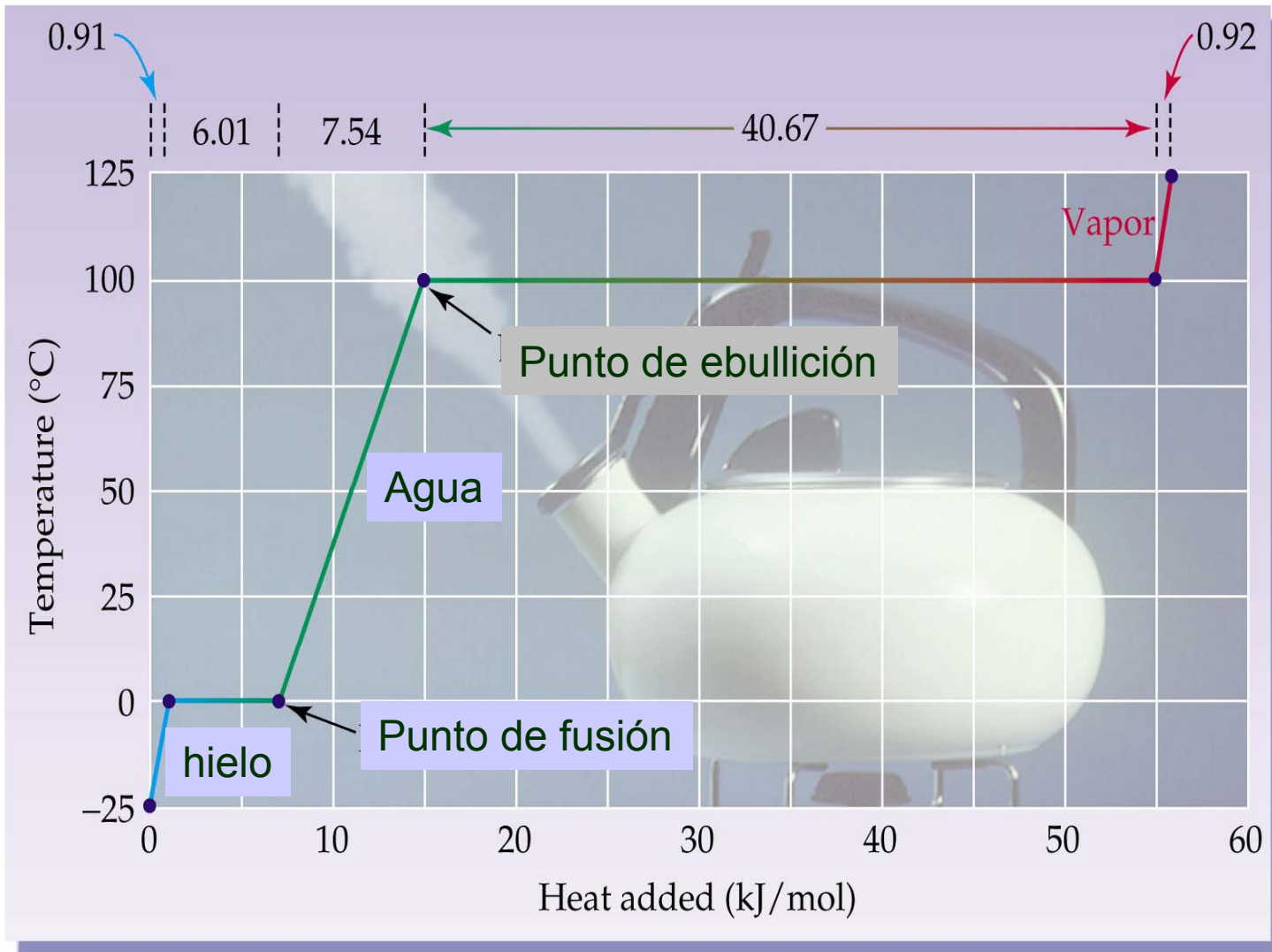
(a)



(b)



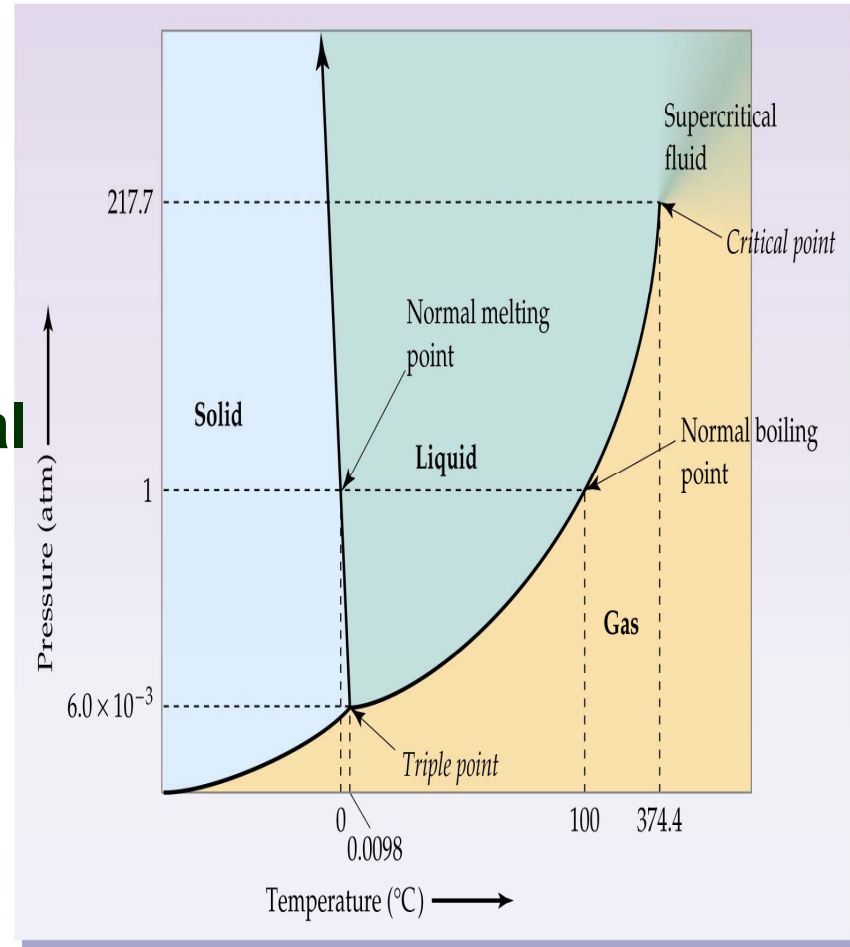
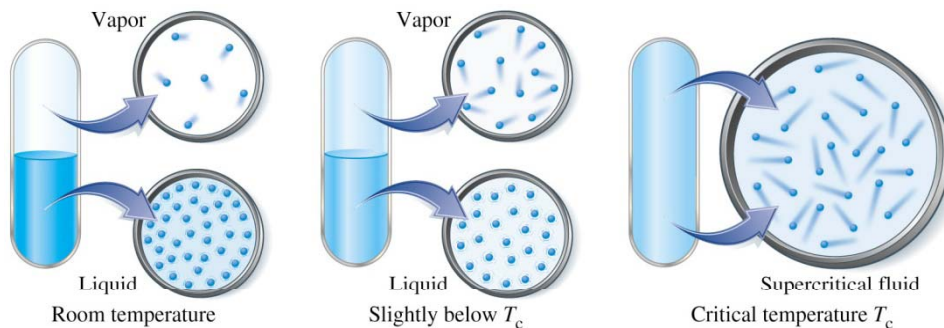
(c)





# Diagrama de fases

- **Punto Triple:** Punto ( $T^a$  y presión) donde las tres fases están en equilibrio.
- **Punto crítico:** Punto ( $T^a$  y presión crítica) sobre el cual la fase líquida y gaseosa una sustancia son indistinguibles.



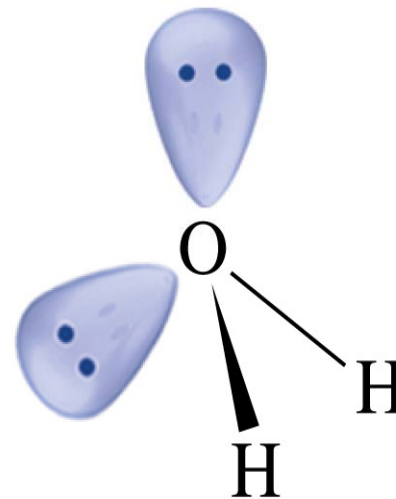
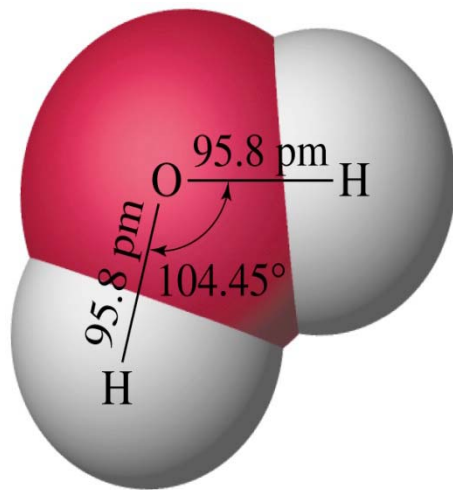


# Estructura y propiedades del agua

- Estructura del agua y sus consecuencias
- Propiedades físico-químicas con trascendencia medioambiental
  - Alta capacidad calorífica
  - Alto calor latente de fusión y ebullición
  - Alta conductividad térmica
  - Temperaturas de fusión y ebullición altas
  - Variación anómala de la densidad
  - Alta tensión superficial
  - Gran capacidad como disolvente

# Estructura molecular

- Hibridación  $sp^3$  del átomo de oxígeno
- Dos pares de electrones no enlazantes





# Propiedades del agua

## ■ Físicas

## ■ Químicas

- Polaridad de enlace y moléculas
- Fuerzas intermoleculares
- Puentes de hidrógeno
- Propiedades físicas del agua con trascendencia medioambiental
- El agua como disolvente
- Procesos en medio acuoso
  - Reacciones de precipitación
  - Reacciones ácido-base
  - Reacciones redox

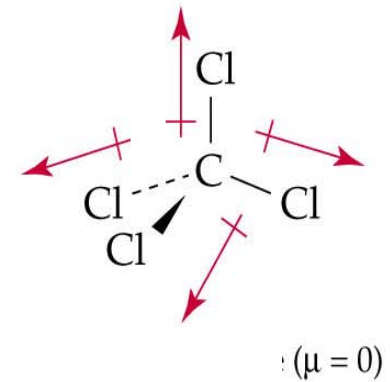
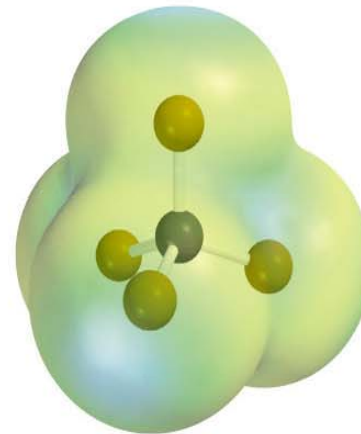
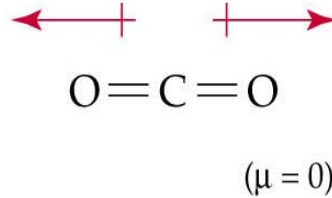
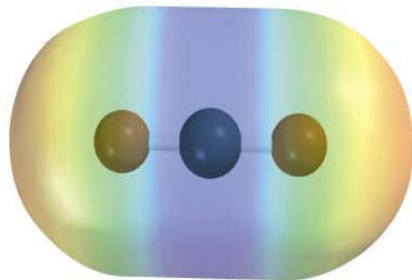
# Electronegatividad

1	2											13	14	15	16	17	
H 2.1													B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac <sup>†</sup> 1.1	* Lanthanides: 1.1–1.3 † Actinides: 1.3–1.5														

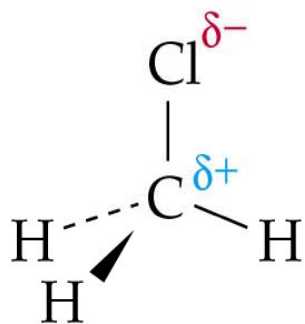
# Momento dipolar

$$\vec{\mu} = Q \vec{x} r$$

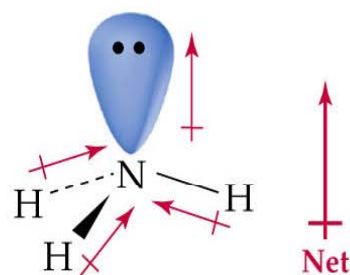
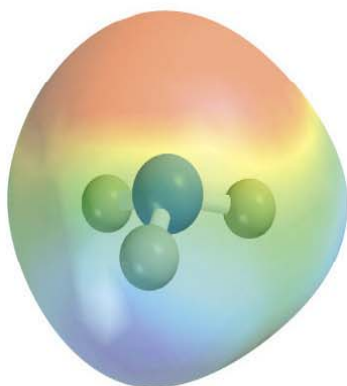
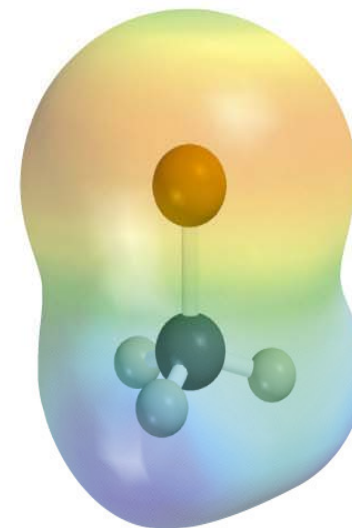
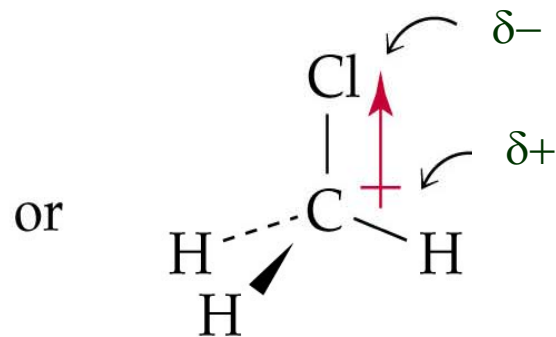
- Polaridad de enlace
- Polaridad de moléculas



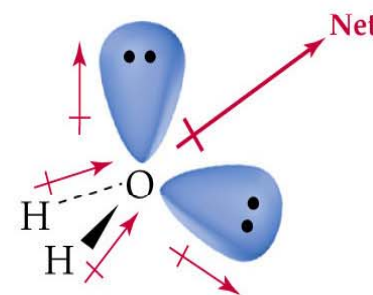
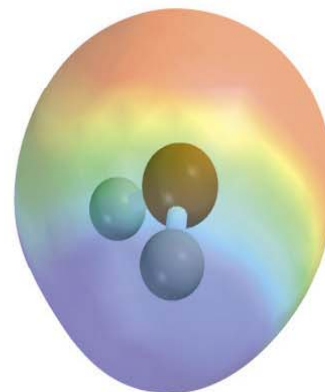
# Momento dipolar



Clorometano,  
CH<sub>3</sub>Cl

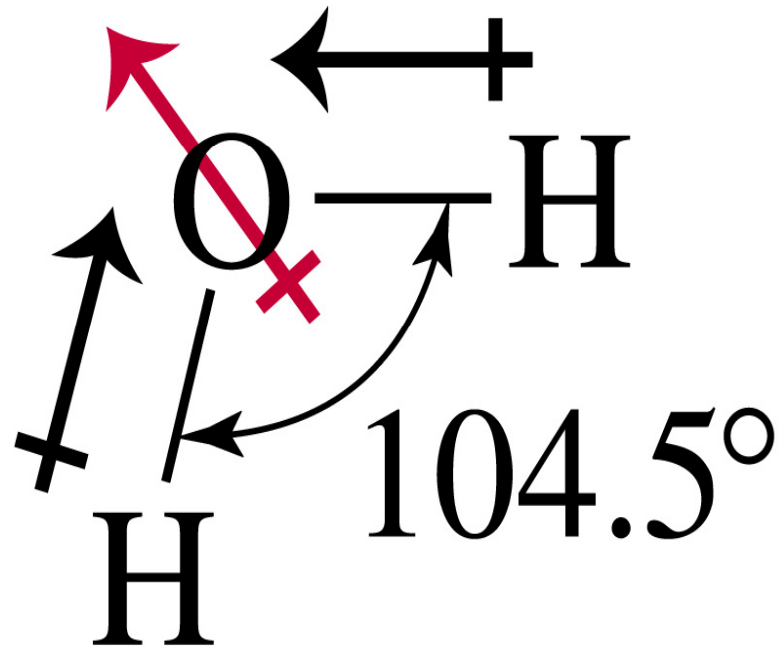


..... ( $\mu = 1.47$  D)



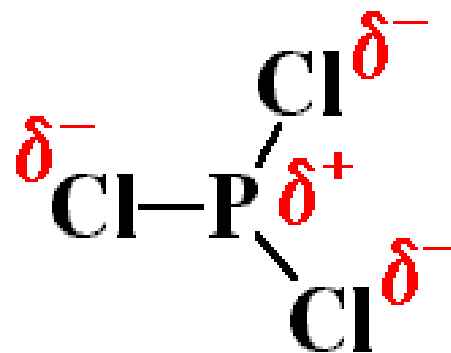
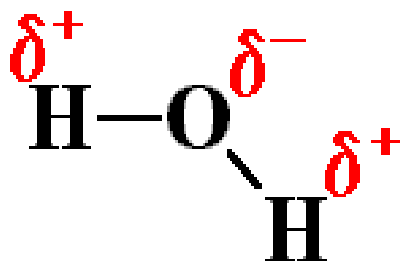
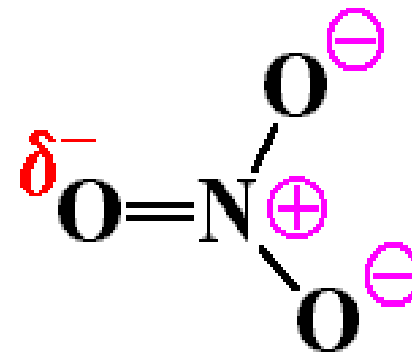
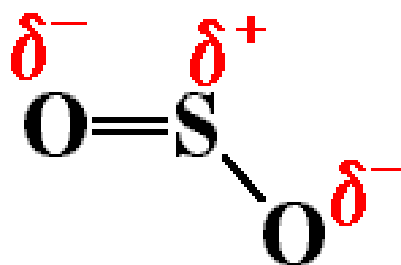
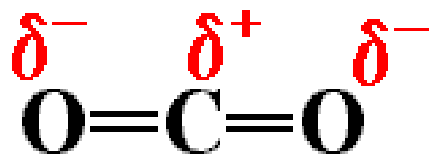
..... ( $\mu = 1.85$  D)

# Agua

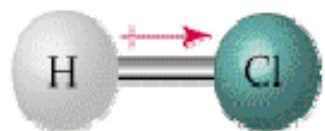




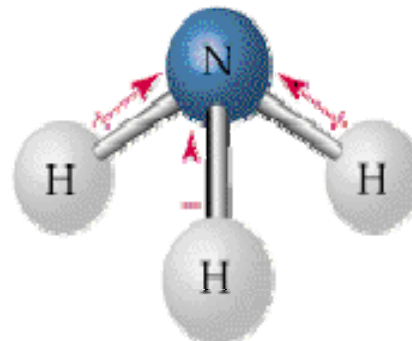
# Otras moléculas



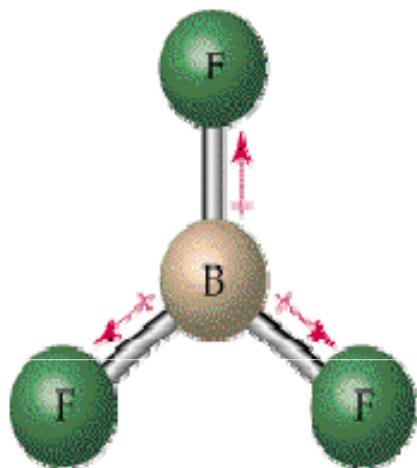
# Dipolos permanentes



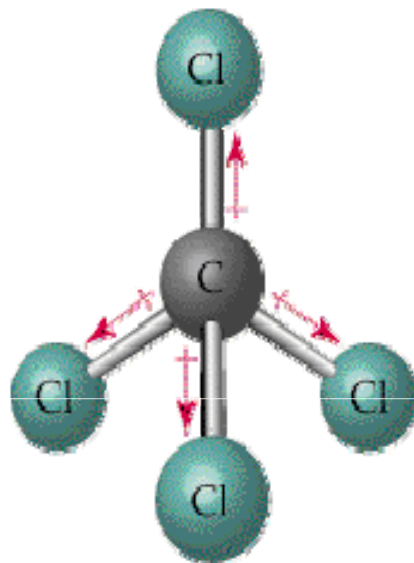
Polar



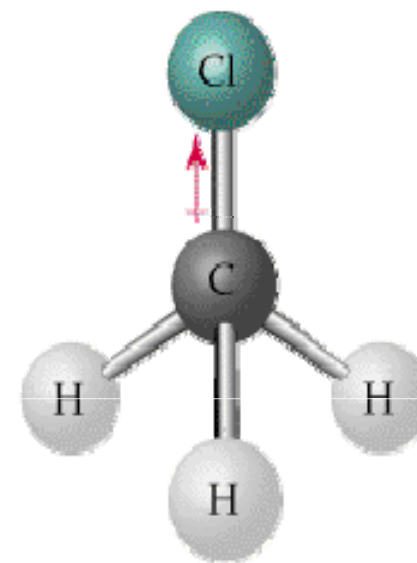
Polar



Nonpolar



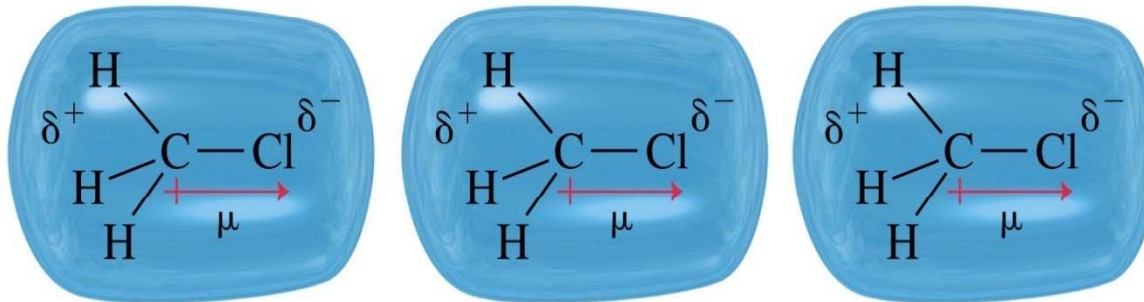
Nonpolar



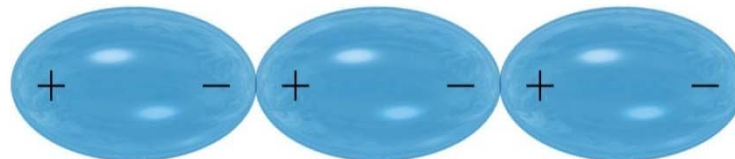
Polar

# Orientación de los dipolos

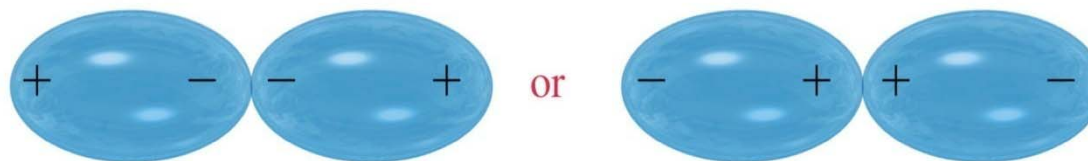
*attraction (common)*



*symbolized by*



*repulsion (uncommon)*

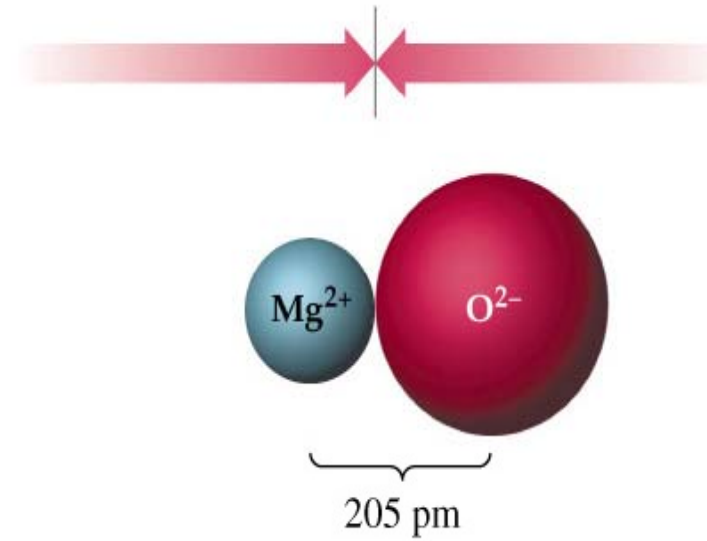
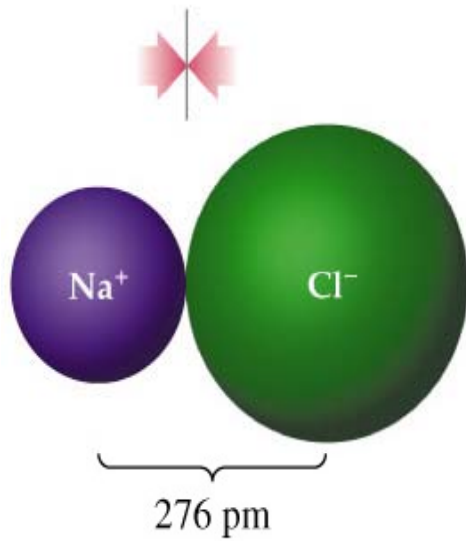




# Fuerzas intermoleculares

- Todas estas interacciones serán de naturaleza electrostática
- Interacciones ion-ion
- Interacciones ion-dipolo
- Interacciones atractivas entre las moléculas neutras
  - Interacciones dipolo-dipolo
  - Interacciones de dispersión de London
  - Interacciones de puente de hidrógeno
- Típicamente las interacciones dipolo-dipolo y de dispersión se agrupan y se les conoce como fuerzas de van der Waals.
- En algunas ocasiones, las interacciones de puente de hidrógeno también se incluyen en este grupo, pero normalmente por su importancia se estudian por separado

# Fuerzas ion-ion

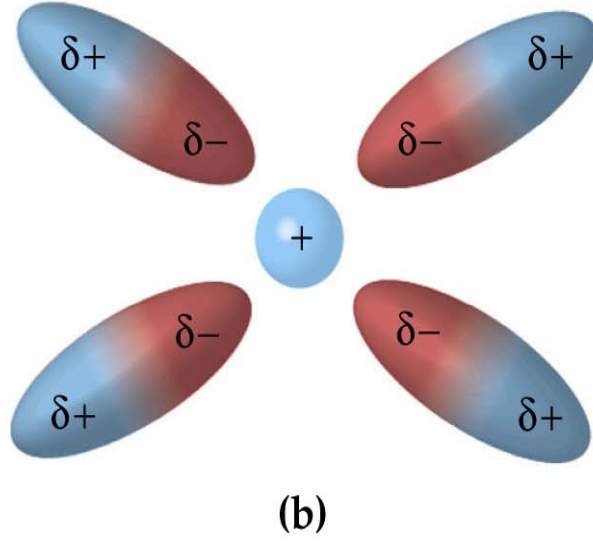
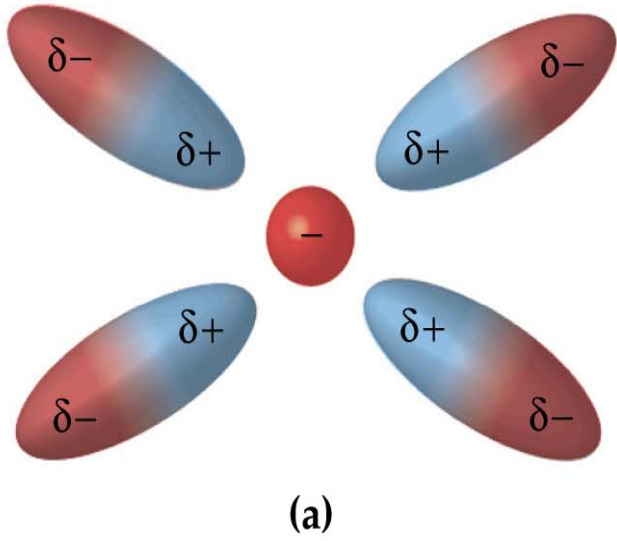




# Ion-dipolo

- Se trata de una interacción entre un **ion cargado** y una **molécula polar** (es decir un **dipolo**)
- Los cationes se verán atraídos por el lado negativo de un dipolo
- Los aniones se verán atraídos por el lado positivo de un dipolo
- La magnitud de la energía de esta interacción depende de la carga del ion ( $Q$ ), el momento dipolo de la molécula ( $\mu$ ) y la distancia del centro del ion al punto medio del dipolo ( $d$ )
- Este tipo de interacciones tienen gran importancia al estudiar el comportamiento de las disoluciones de sustancias iónicas en disolventes polares (por ejemplo sal en agua)

# Fuerzas ion-dipolo





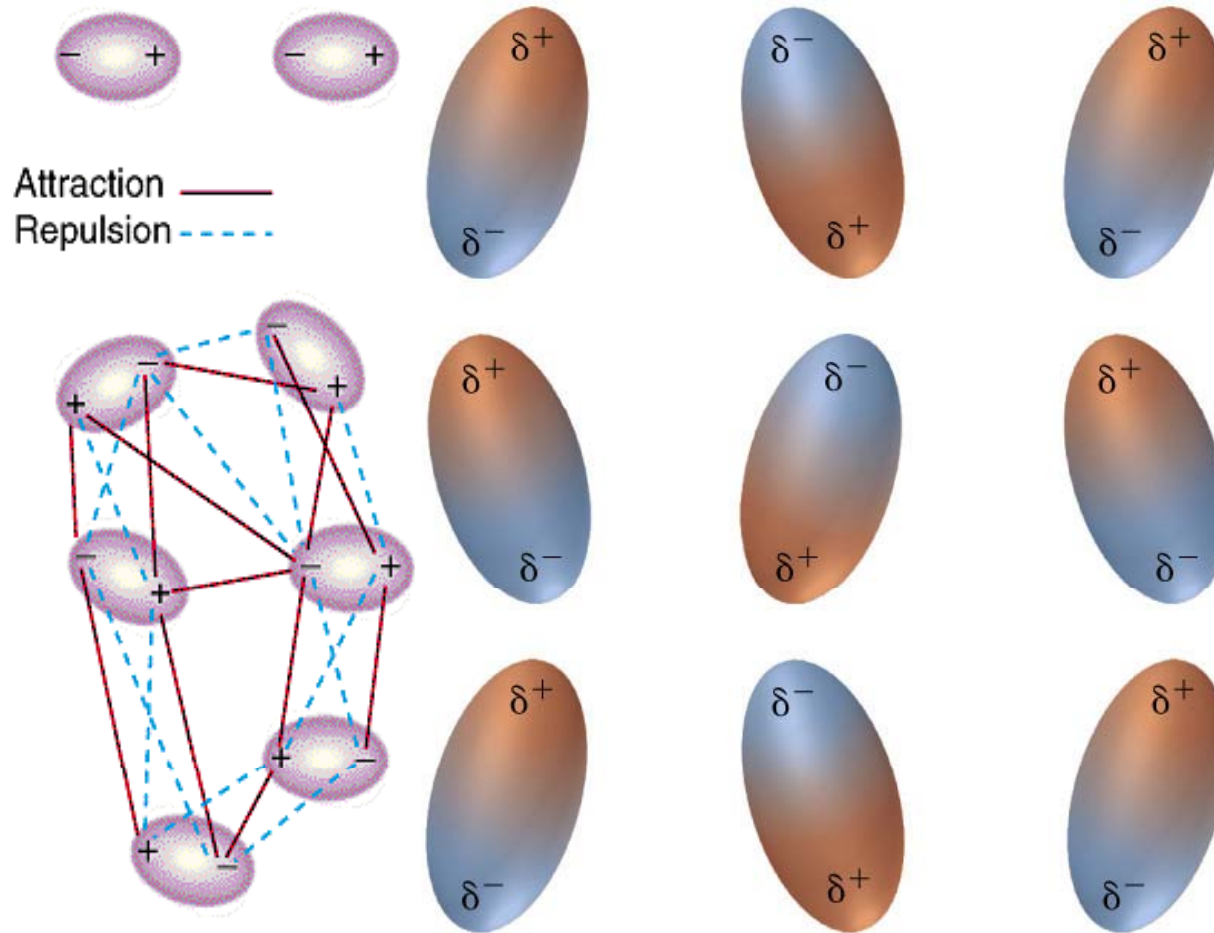
# Fuerzas dipolo - dipolo

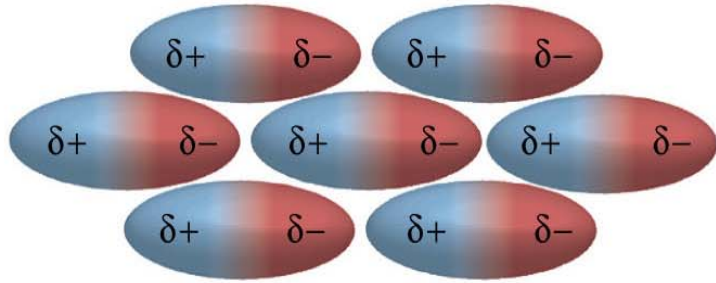
- **Ocurren cuando los átomos de una molécula tienen diferencias de electronegatividad, se polarizan, produciendo un dipolo**
- **Cuando dos dipolos se aproximan, se atraen.**
- **Estas interacciones se presentan entre las moléculas neutras polares**
- **Las moléculas polares se atraen entre sí cuando la carga parcial positiva de una molécula está cerca de la carga parcial negativa de otra**
- **Las moléculas polares deben de estar cerca unas de otras para que la fuerza atractiva de la interacción sea significativa**
- **Las interacciones dipolo-dipolo son mucho menores que las interacciones ion-dipolo**
- **Las fuerzas dipolo-dipolo crecen al incrementarse la polaridad de una molécula**



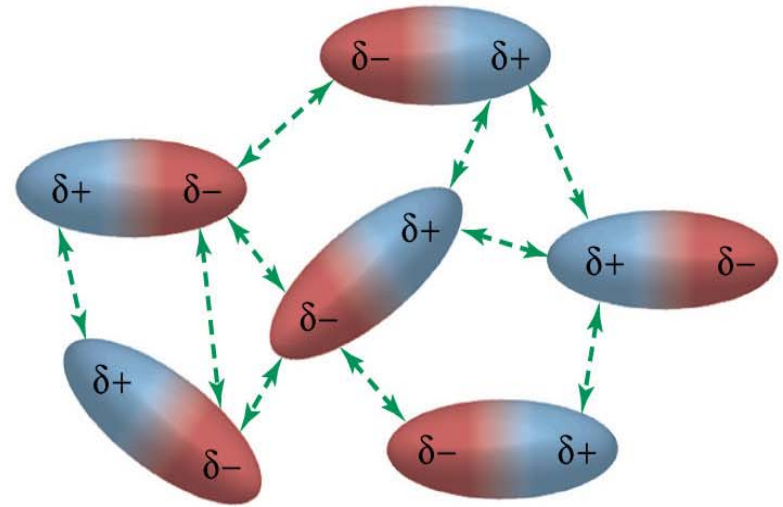


# Dipolo-dipolo

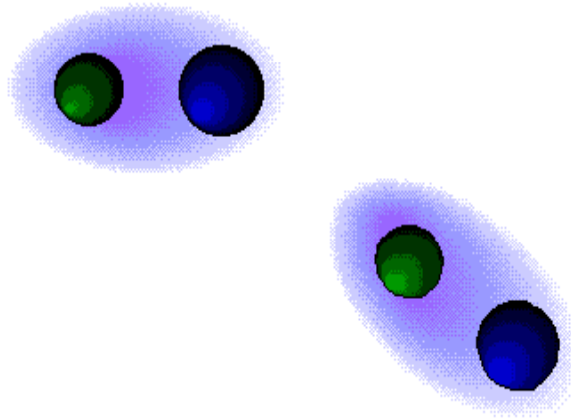




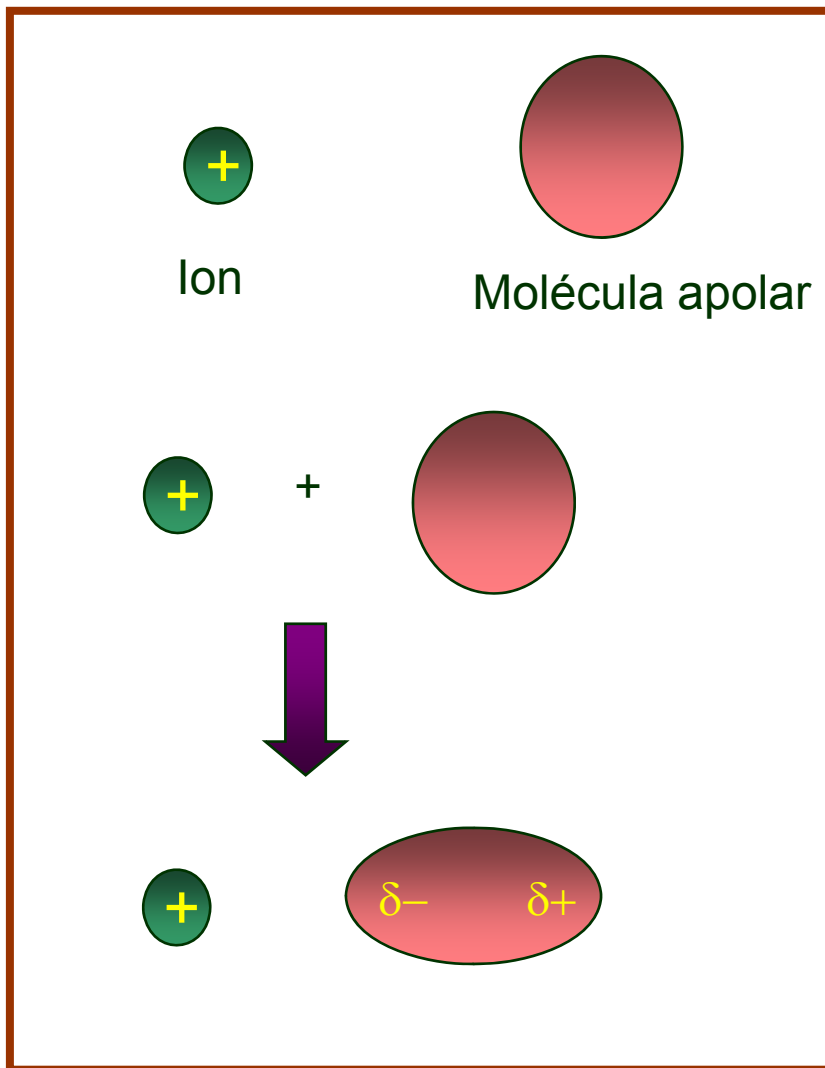
(a)



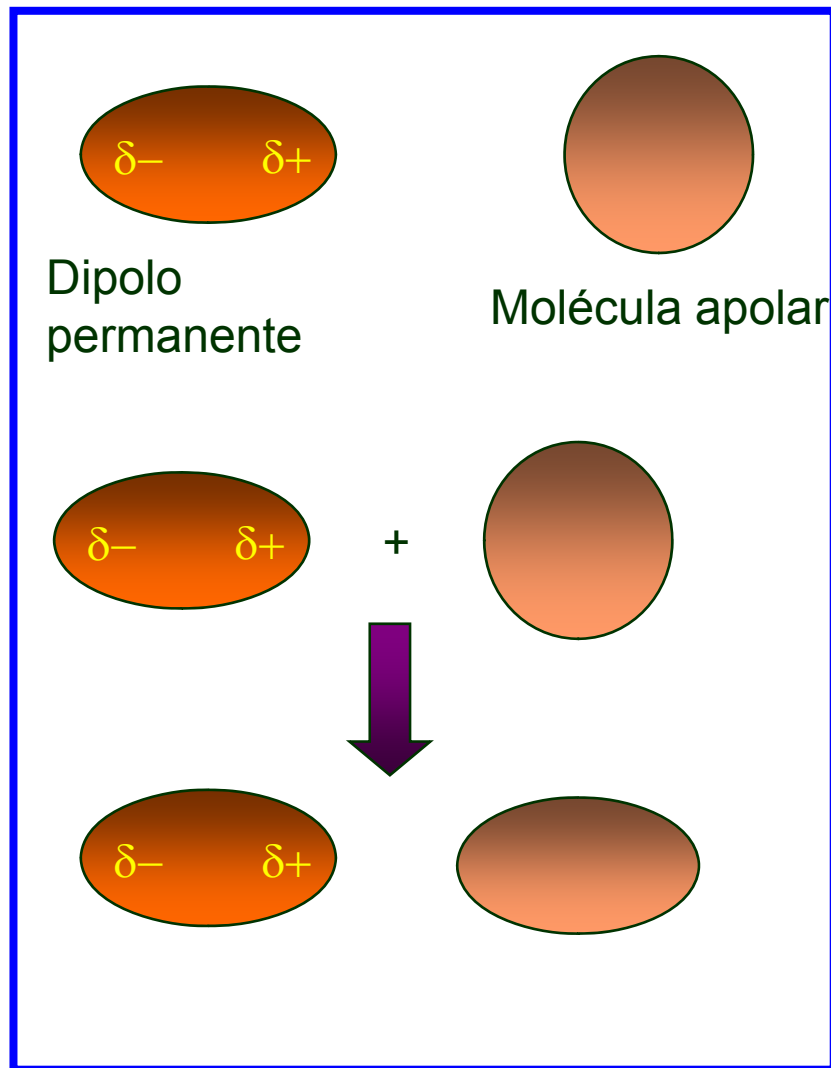
(b)



## Íon-Dipolo inducido



## Dipolo-dipolo inducido





# Fuerzas de dispersión de London

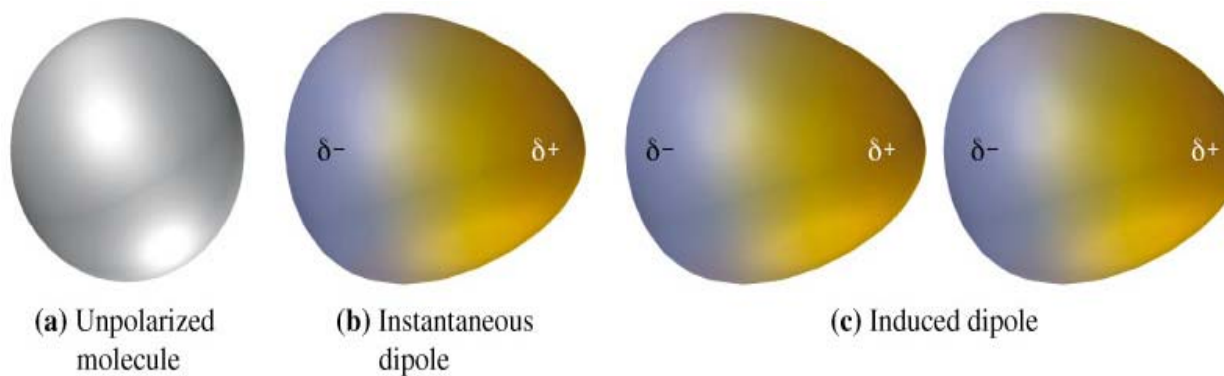
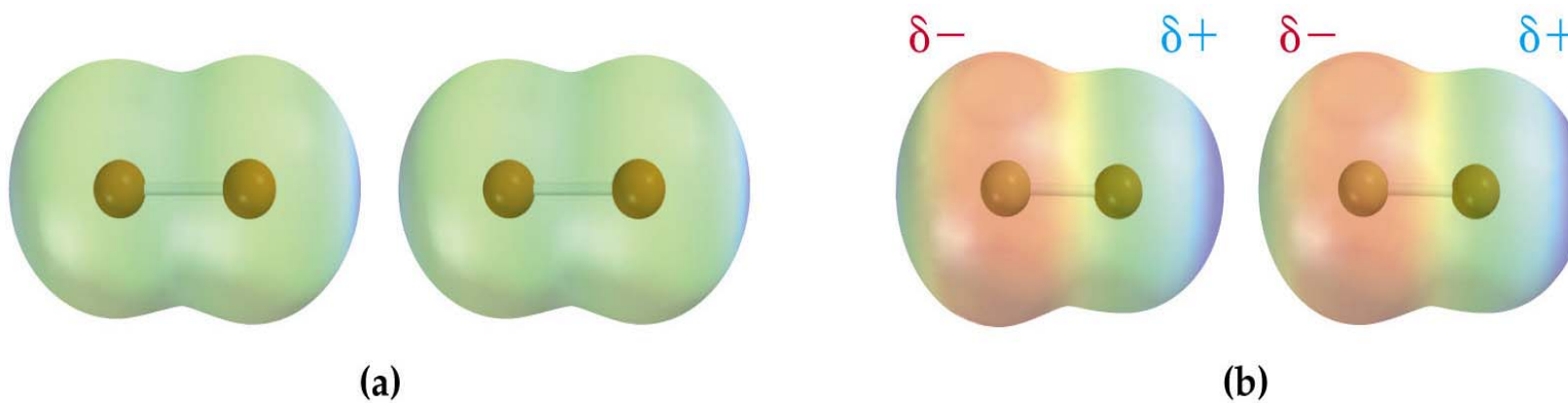
- **No parece que las moléculas apolares tengan ninguna base física para tener interacciones atractivas.**
- Sin embargo, los gases de las moléculas no-polares pueden licuarse, y esto indica que si la energía cinética se reduce, existe algún tipo de interacciones atractivas que predominan.
- Fritz London (1930) sugiere que el movimiento de los electrones en un átomo o una molécula no polar puede dar como resultado un dipolo transiente (**transiente** quiere decir que tiene tiempos de vida muy cortos)
- Puede ocurrir que la distribución de los electrones alrededor del núcleo de cada átomo **en un instante dado, no sea completamente simétrica.**



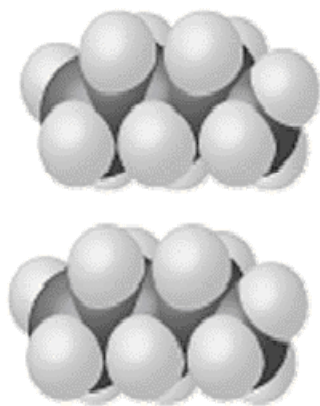
# Fuerzas de dispersión de London

- Un átomo vecino que se encuentre cerca de este átomo, se verá influido por este dipolo, los electrones de este átomo se alejarán de la región negativa del dipolo
- *Es decir, debido a la repulsión electrónica, un dipolo temporal puede inducir un dipolo similar en un átomo vecino, si este está lo suficientemente cercano*
- Esto, causará que los átomos vecinos se sientan atraídos unos a los otros
- A este fenómeno se le conoce con el nombre de interacciones de dispersión de London (o simplemente fuerzas de dispersión)
- Estas interacciones son significativas únicamente cuando los átomos o moléculas que lo presentan están muy cerca unas de otras

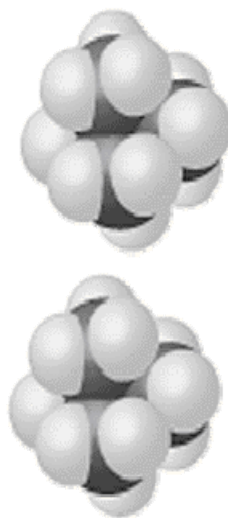
# Fuerzas de London



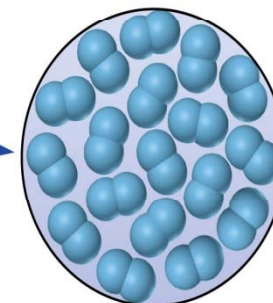
# Dispersión



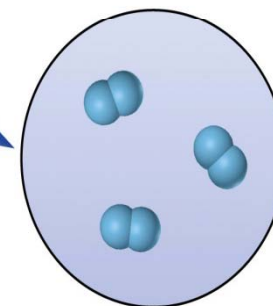
*n*-Pentane  
(bp = 309.4 K)



Neopentane  
(bp = 282.7 K)



(a)



(b)

# Dependencia con la distancia

Tipo de interacción	Ejemplo	Dependencia de la energía con la distancia
Ión-ión	$\text{-NH}_3^+$ $\text{-OOC-}$	$1/r$
Ión dipolo	$\text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O}$	$1/r^2$
Dipolo-dipolo	$\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CH}_3\text{OH}$	$1/r^3$
Ión-dipolo inducido		$1/r^4$
Dipolo-dipolo inducido	$\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CH}_4$	$1/r^5$
Dispersión	Líquidos moleculares	$1/r^6$
Repulsión de van der Waals	Repulsión entre orbitales cuando hay acercamiento	$1/r^{12}$
Enlaces de hidrógeno	$\text{R-OH}$ , $\text{X-H}$	Longitud fija, direccionales

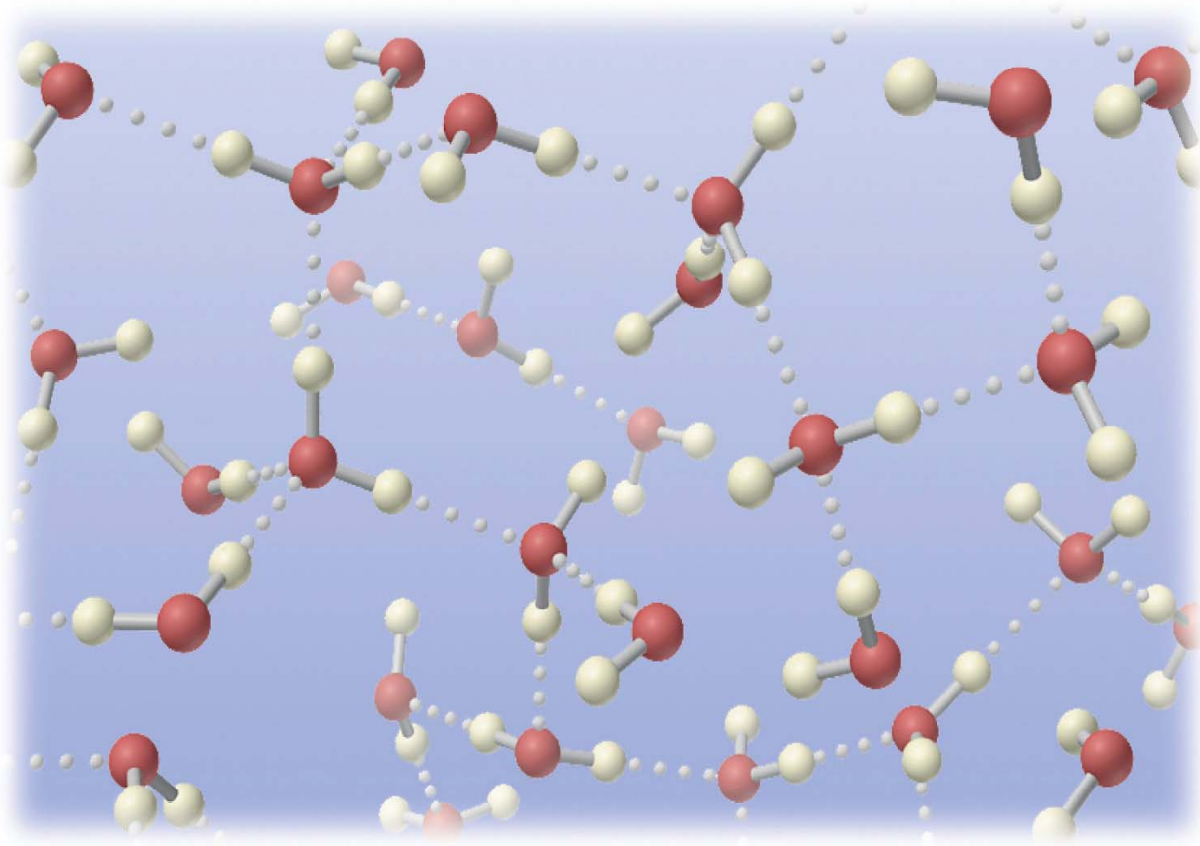


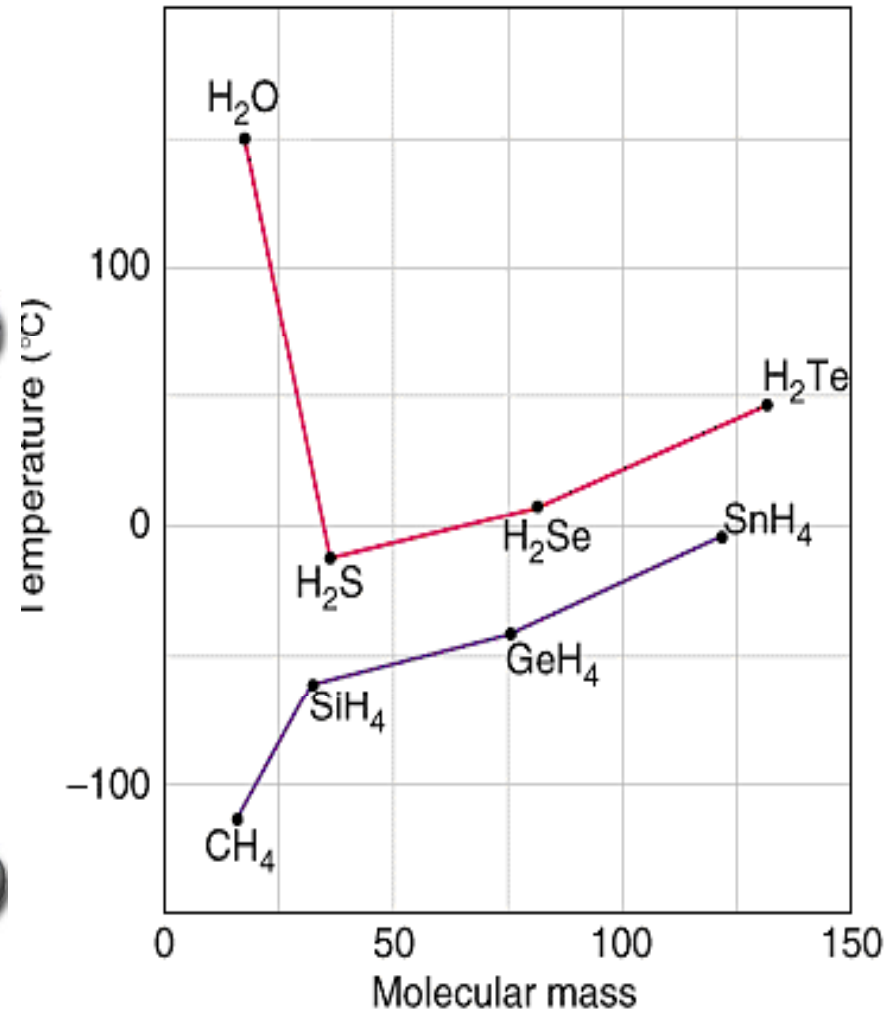
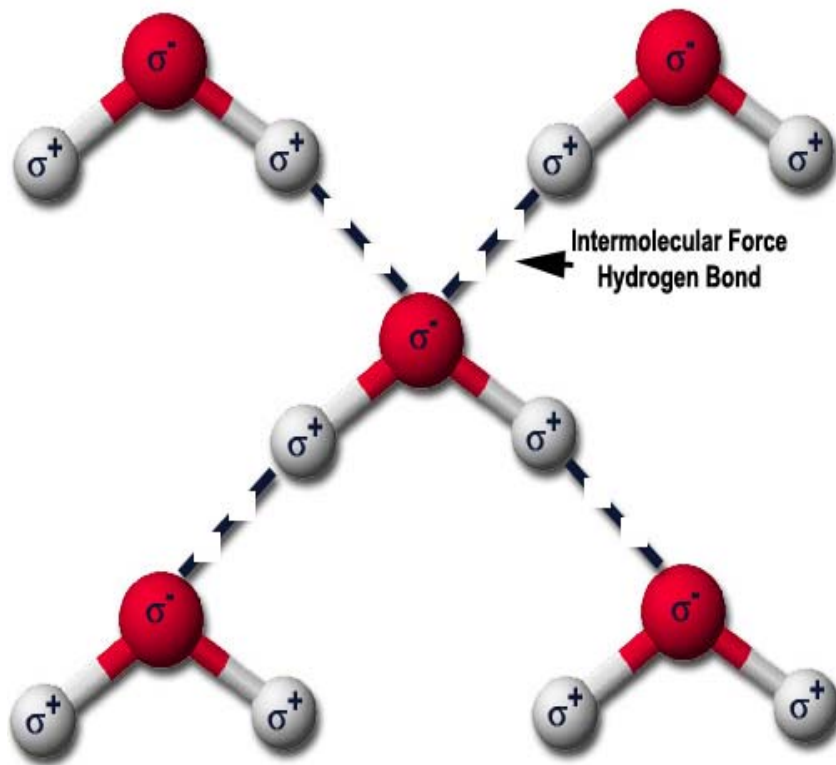


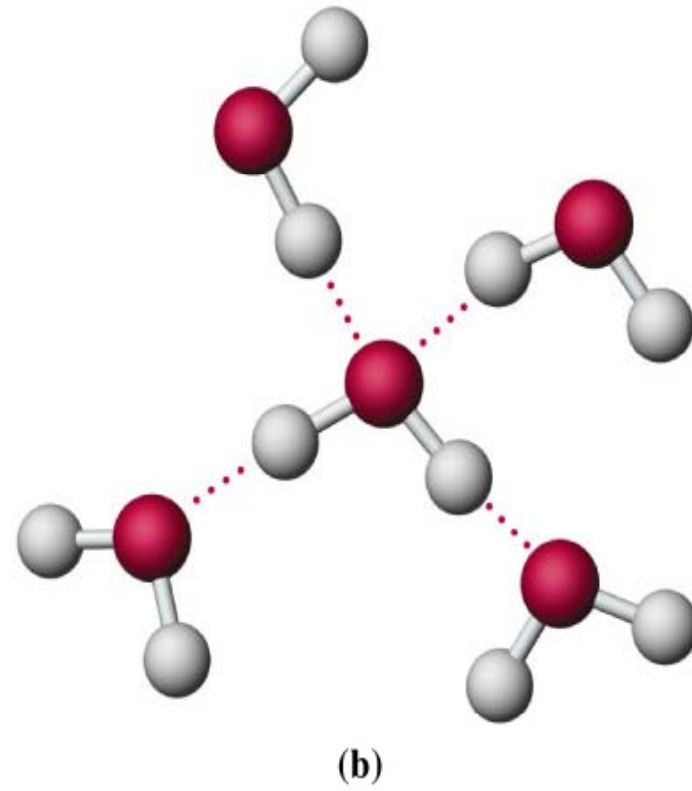
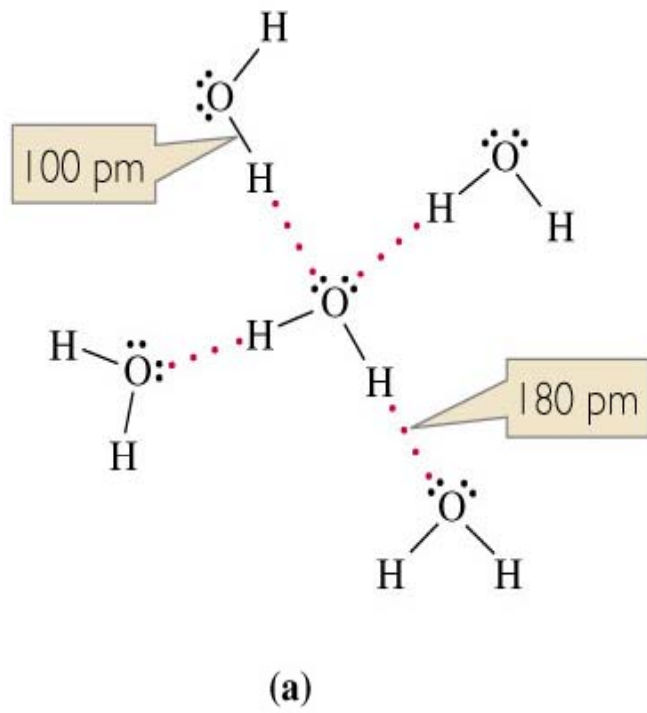
# Puentes de hidrógeno

- Tipo especial de fuerzas dipolo-dipolo
- Requiere un compuesto con un elemento electronegativo unido a hidrógeno
- Son direccionales
- Responsable de elevados puntos de fusión y ebullición de compuestos como el agua o de su tensión superficial

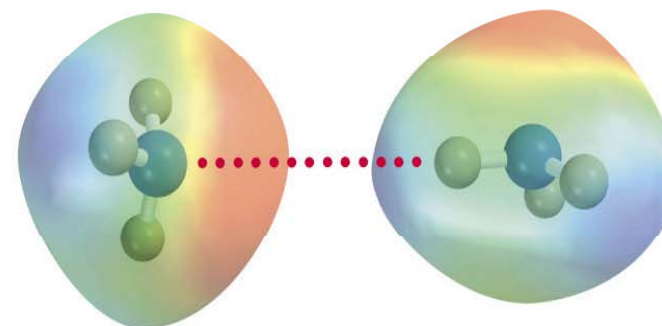
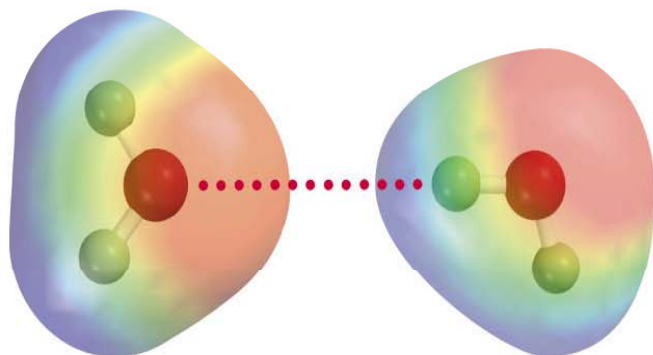
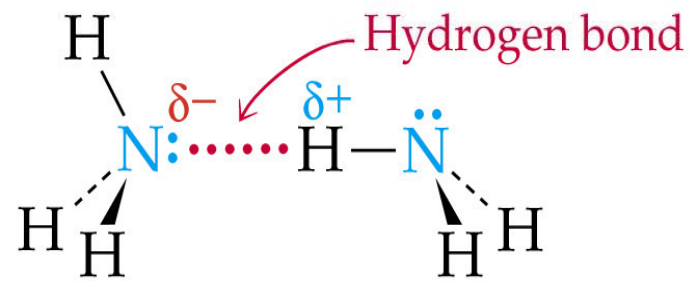
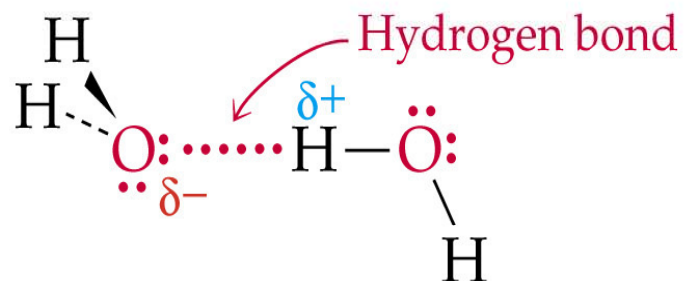
# Puentes de hidrógeno en el agua



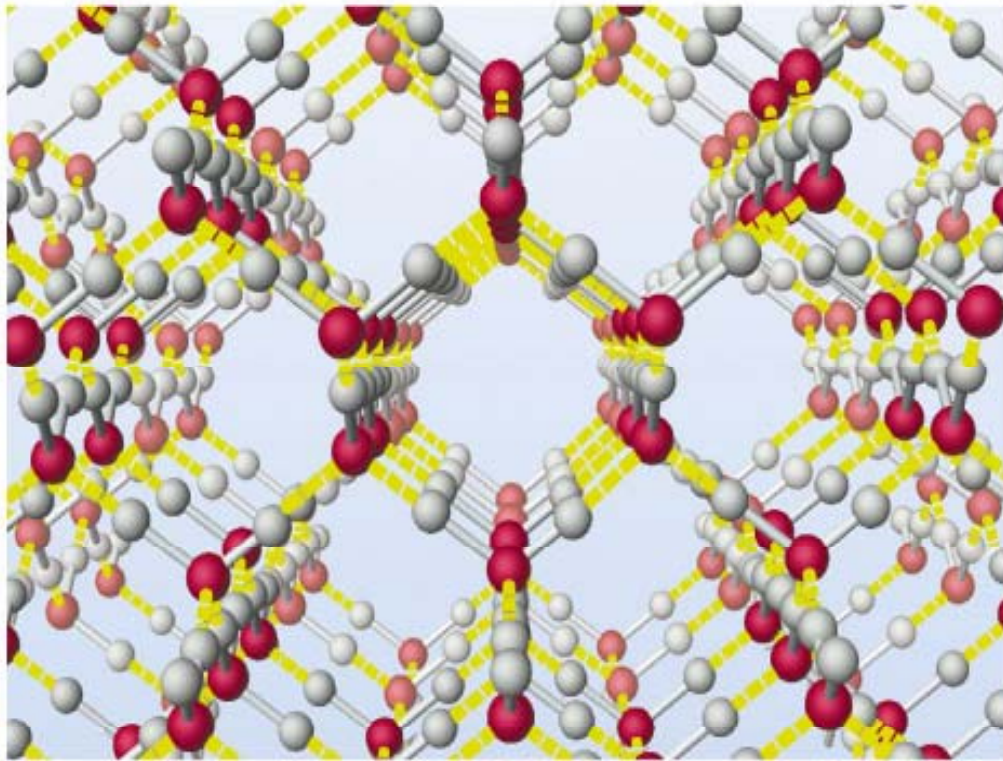




# Puentes de hidrógeno



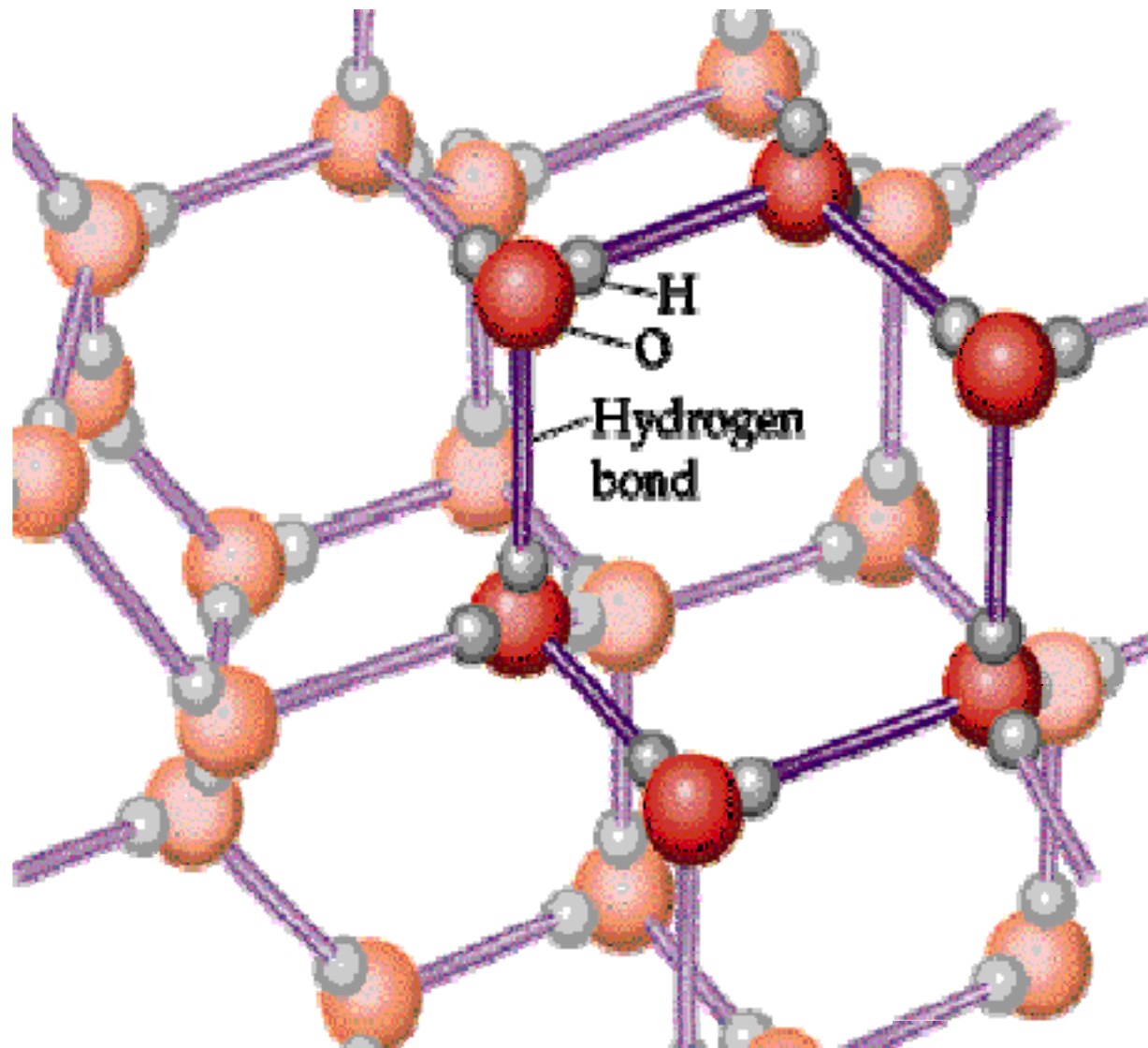
# Puentes de hidrógeno en el hielo



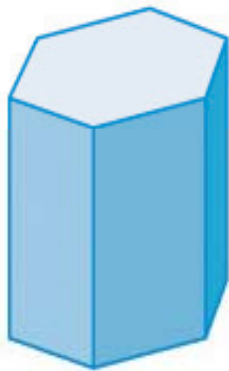
(a)



(b)

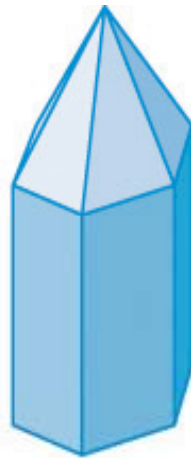


# Tipos de cristales de hielo



Column

-5° to -10° C  
-25° to -50° C



Needle

-5° to -10° C



Hexagonal plate

0° to -5° C  
-10° to -12° C  
-16° to -25° C



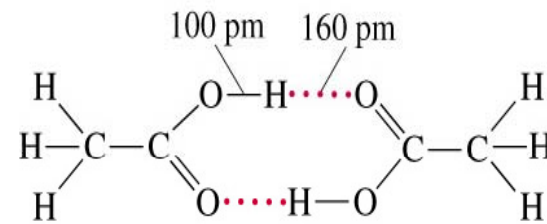
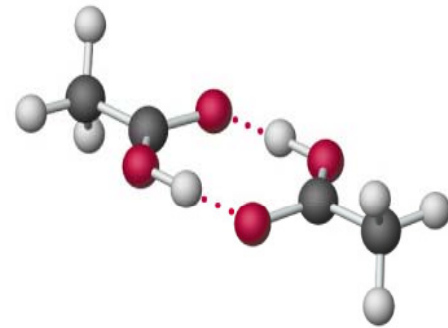
Dendrite

-12° to -16° C

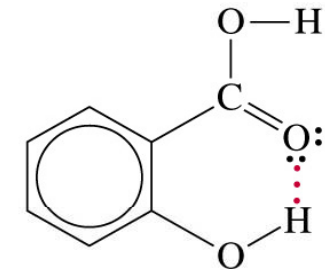
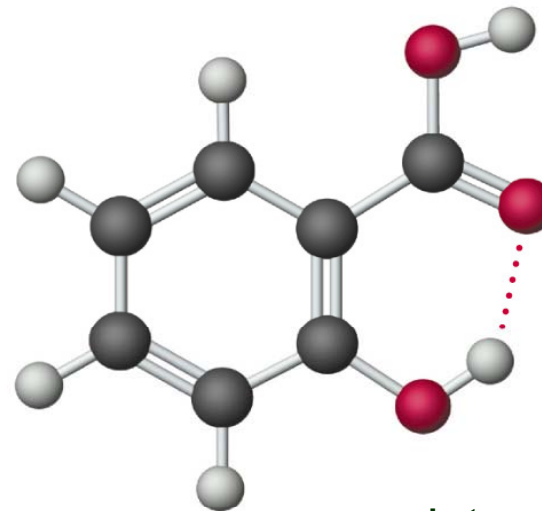
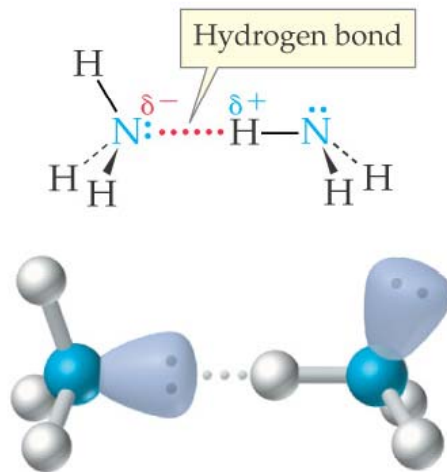
© 2003 Brooks/Cole Publishing  
a division of Thomson Learning, Inc.



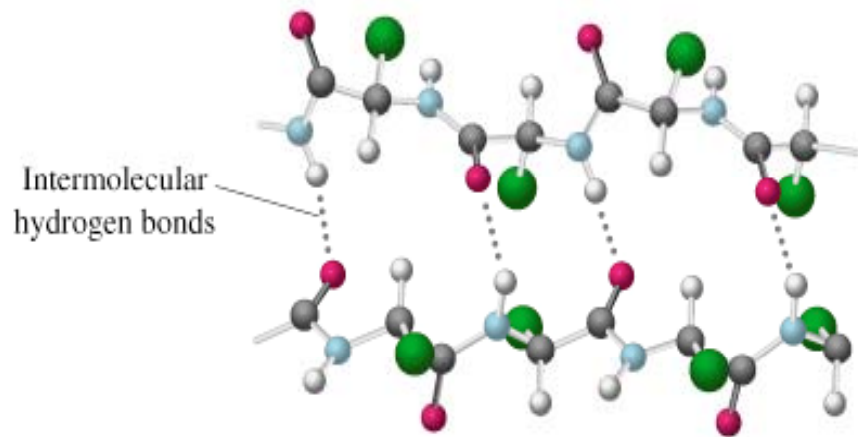
# Puentes de hidrógeno en otras moléculas



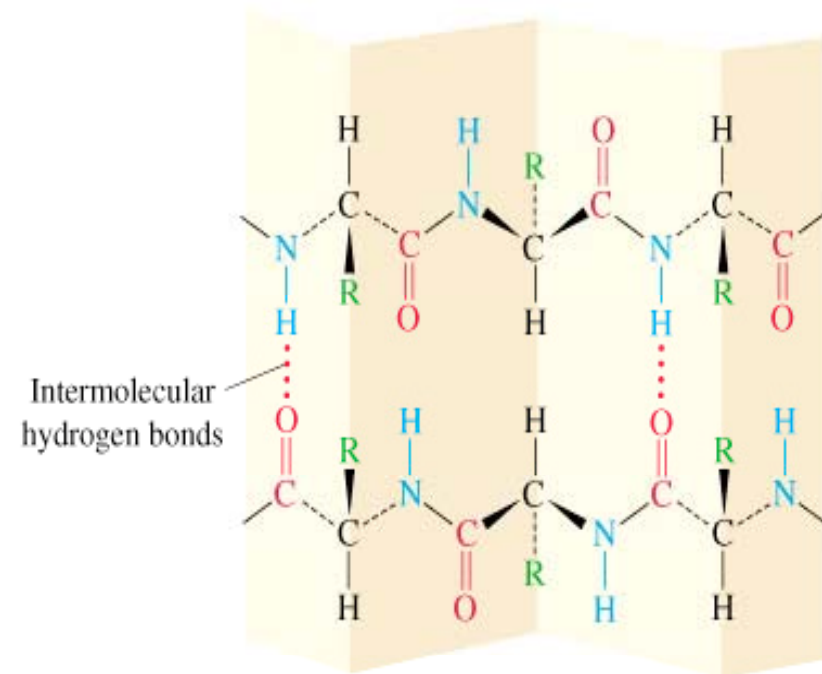
Intermoleculares

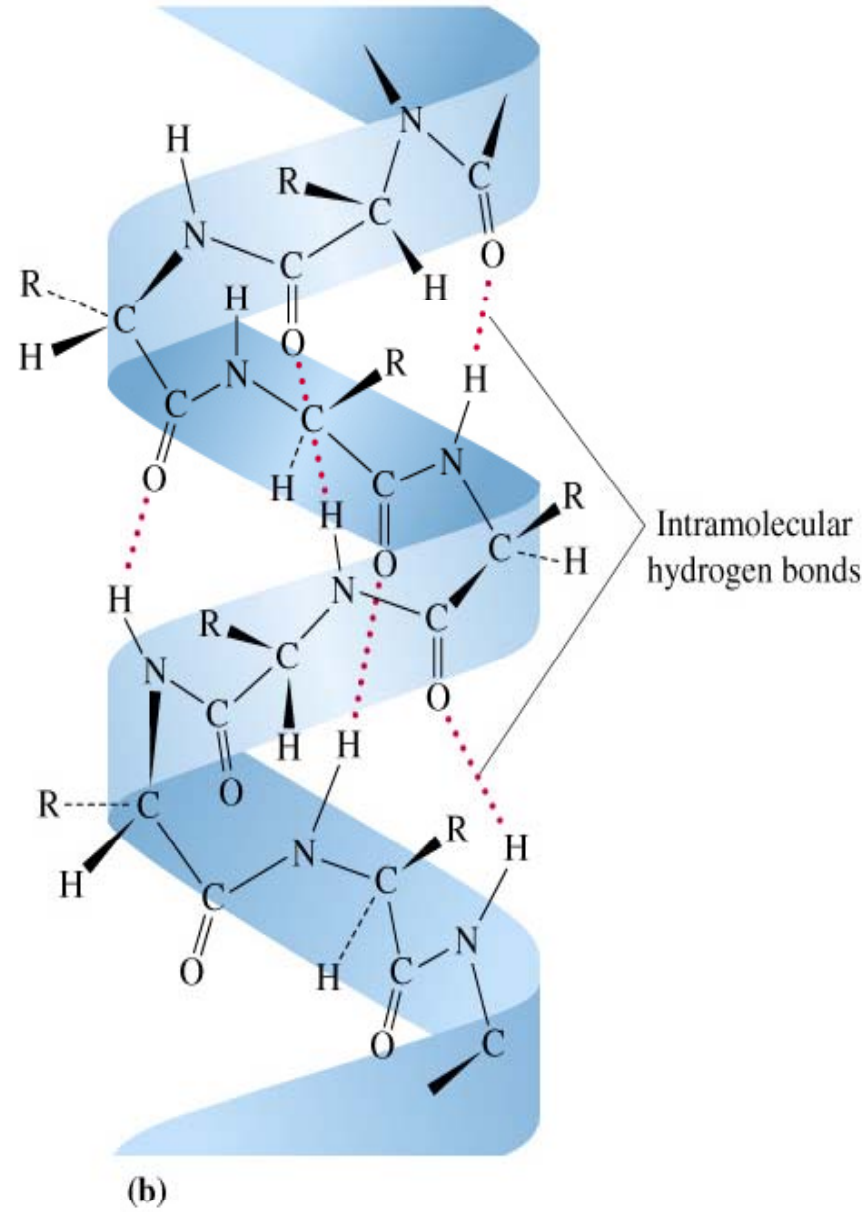
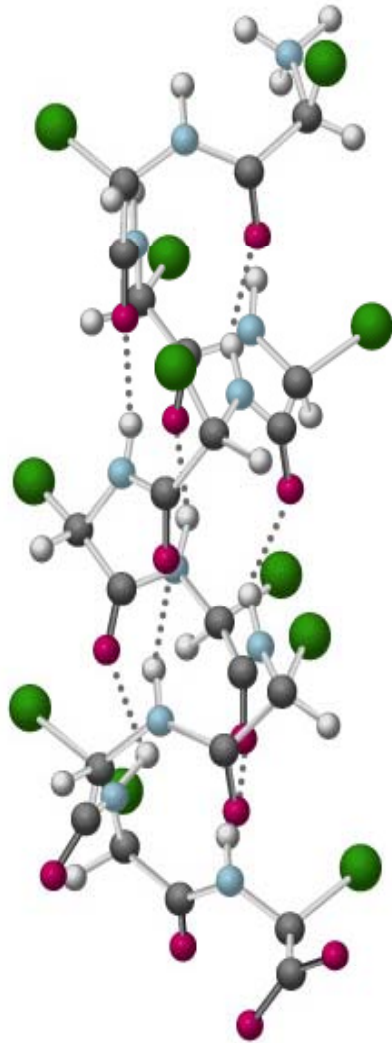


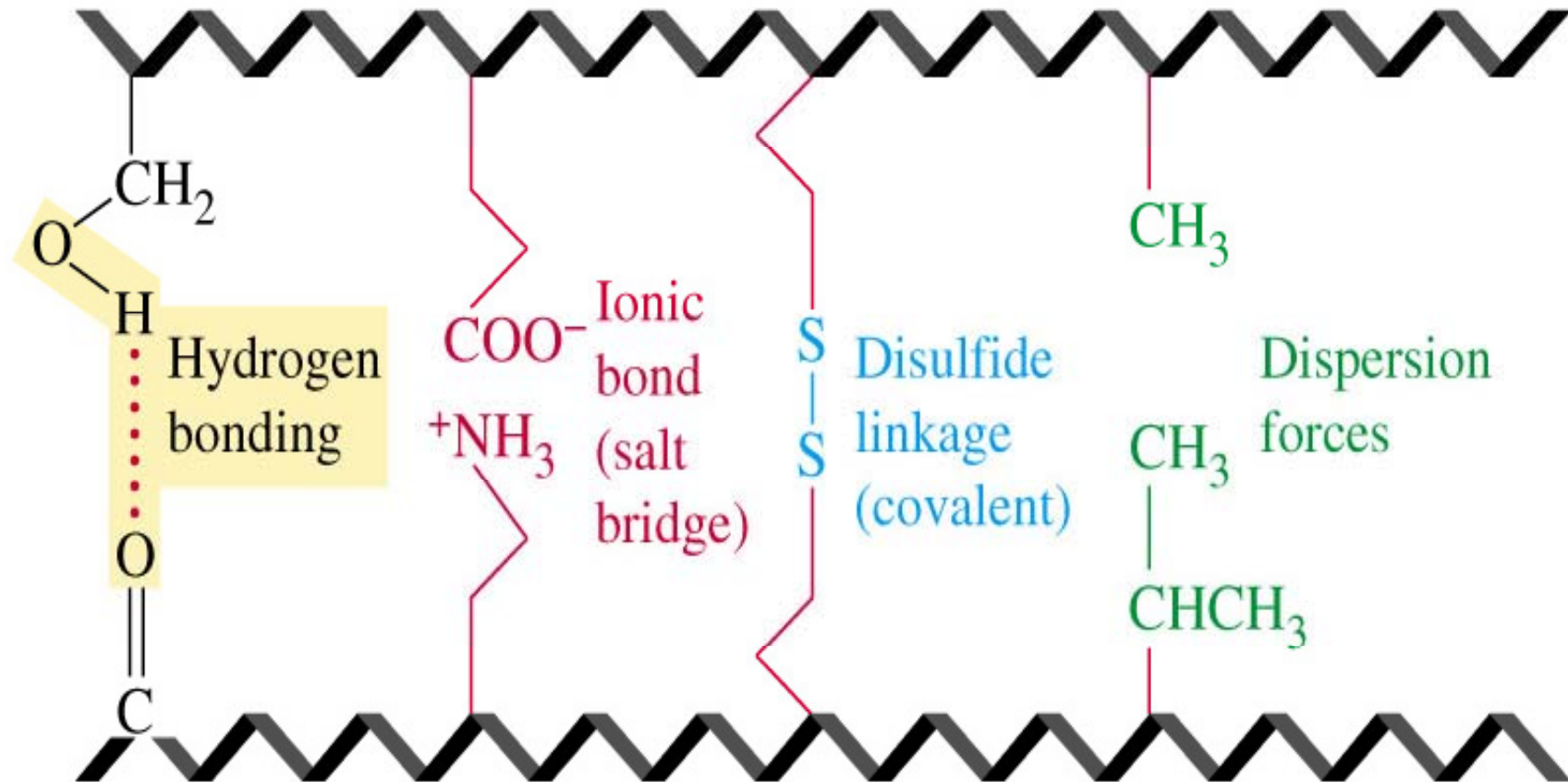
Intramoleculares



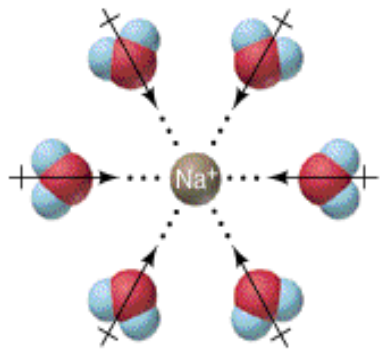
(a)



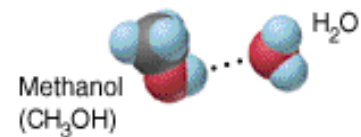




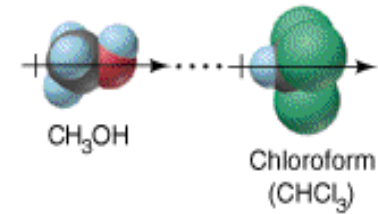
# Ejemplos de fuerzas intermoleculares



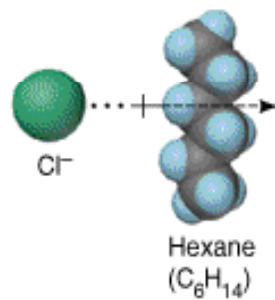
Ion-dipole



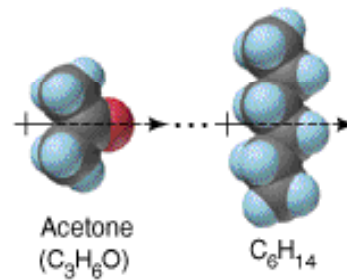
H bond



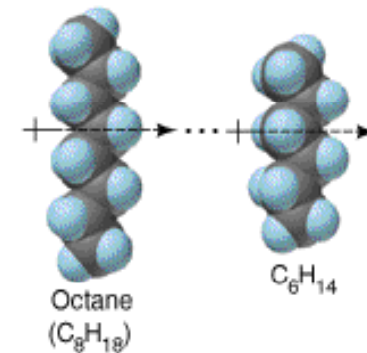
Dipole-dipole



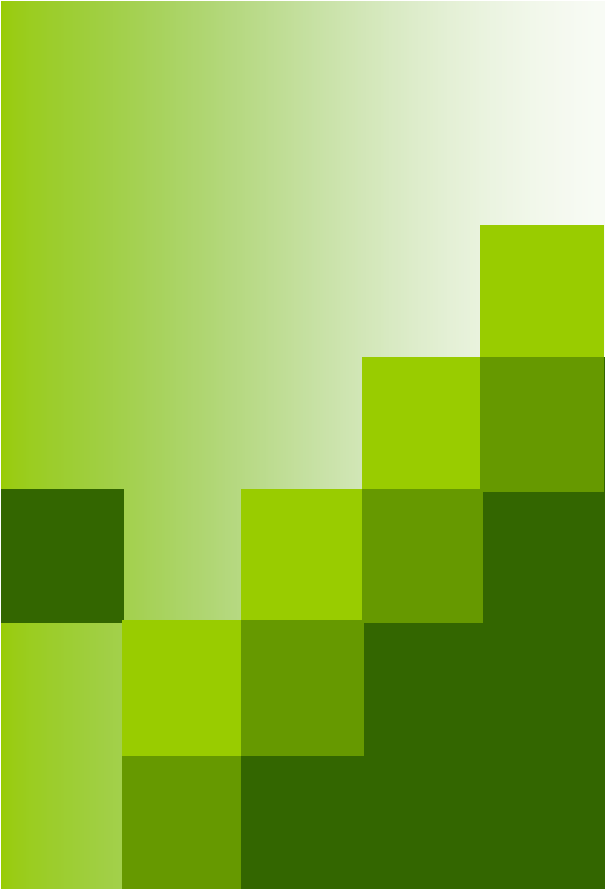
Ion-induced dipole



Dipole-induced dipole



Dispersion



# Propiedades del agua con trascendencia medioambiental

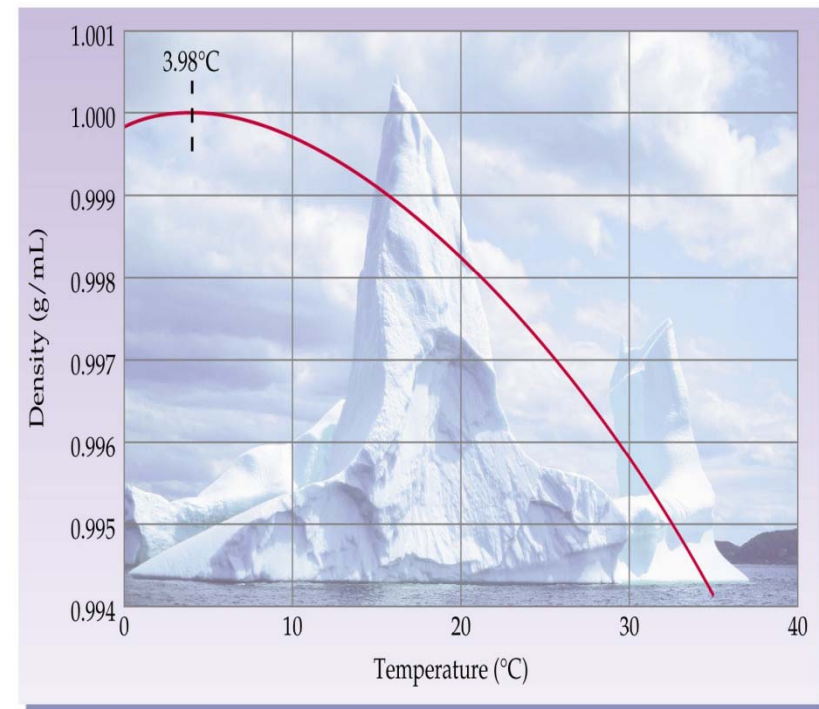


<b>Propiedad</b>	<b>Comparación con otras sustancias</b>	<b>Consecuencias medioambientales</b>
<b>Densidad</b>	<b>Máxima densidad a 4°C, no en el punto de congelación, se expande después de fundir</b>	<b>En lagos evita la congelación y causa la estratificación estacional</b>
<b>Puntos de fusión y ebullición</b>	<b>Anormalmente alta</b>	<b>Permite que exista como líquido en la superficie terrestre</b>
<b>Capacidad calorífica</b>	<b>La mayor con excepción del amoníaco</b>	<b>Modera las temperaturas previendo las extremas</b>
<b>Calor de evaporación</b>	<b>Una de las mayores conocidas</b>	<b>Participa en los procesos de transferencia de energía en la atmósfera y los océanos, modera las temperaturas extremas</b>
<b>Tensión superficial</b>	<b>Muy alta</b>	<b>Regula la formación de gotas, nubes y lluvia</b>
<b>Propiedades como disolvente</b>	<b>Excelente disolvente para sales iónicas y moléculas polares</b>	<b>Importante en el transporte de sustancias disueltas a través de los ciclos hidrológicos y en sistemas biológicos</b>
<b>Absorción de radiación</b>	<b>Zona Infrarroja y ultravioleta, menos en el visible</b>	<b>Control de la actividad biológica (fotosíntesis), temperatura de la atmósfera y reservas de agua</b>

# Densidad

- Magnitud referida a la cantidad de masa contenida en un determinado volumen

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$



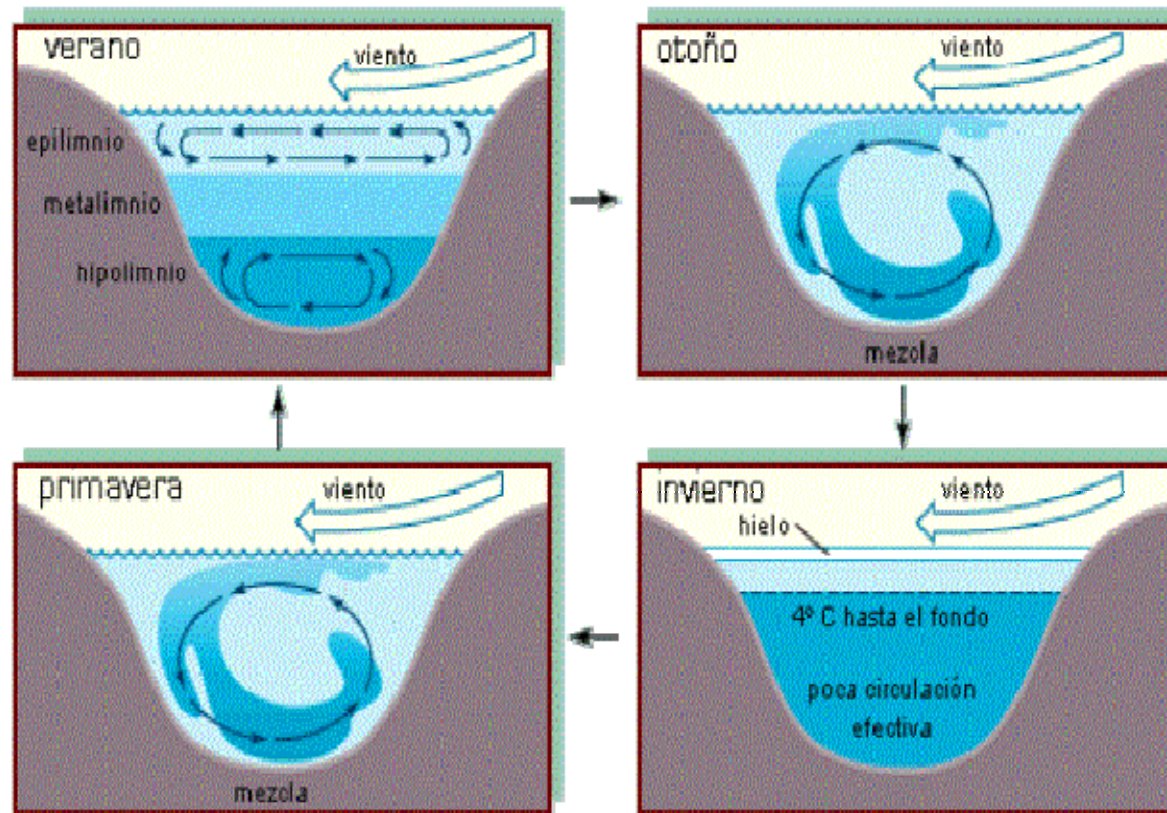




## Consecuencias: Estratificación térmica en lagos

- Diferencias de densidad debido al gradiente térmico
- Capa superficial : Temperatura relativamente alta.
  - Epilimnio
- Capa de transición :
  - Mesolimnio o termoclina  $\Delta T/\Delta Z = 0,75^{\circ}\text{C}$
- Capa inferior : Temperatura relativamente baja.
  - Hipolimnio
  
- Hipolimnio y Epilimnio están totalmente separados por diferencias de densidades

# Estratificación térmica





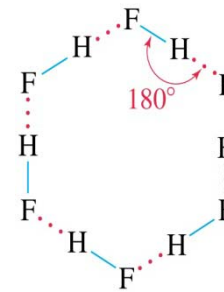
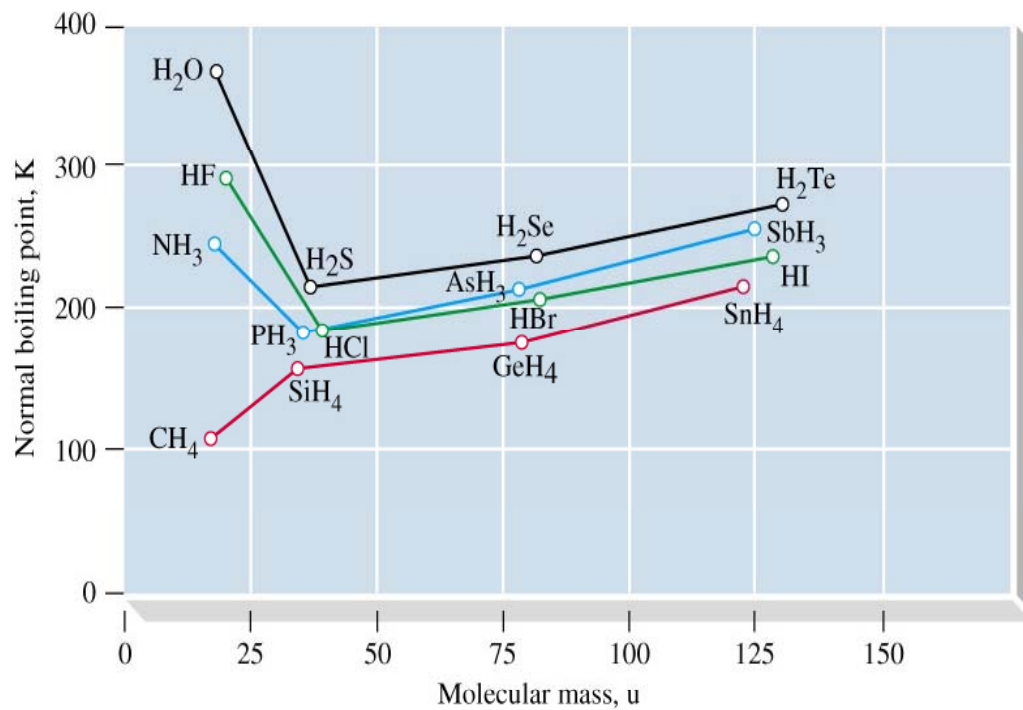
## Consecuencias de los puentes de hidrógeno en el agua

### ■ Valores elevados

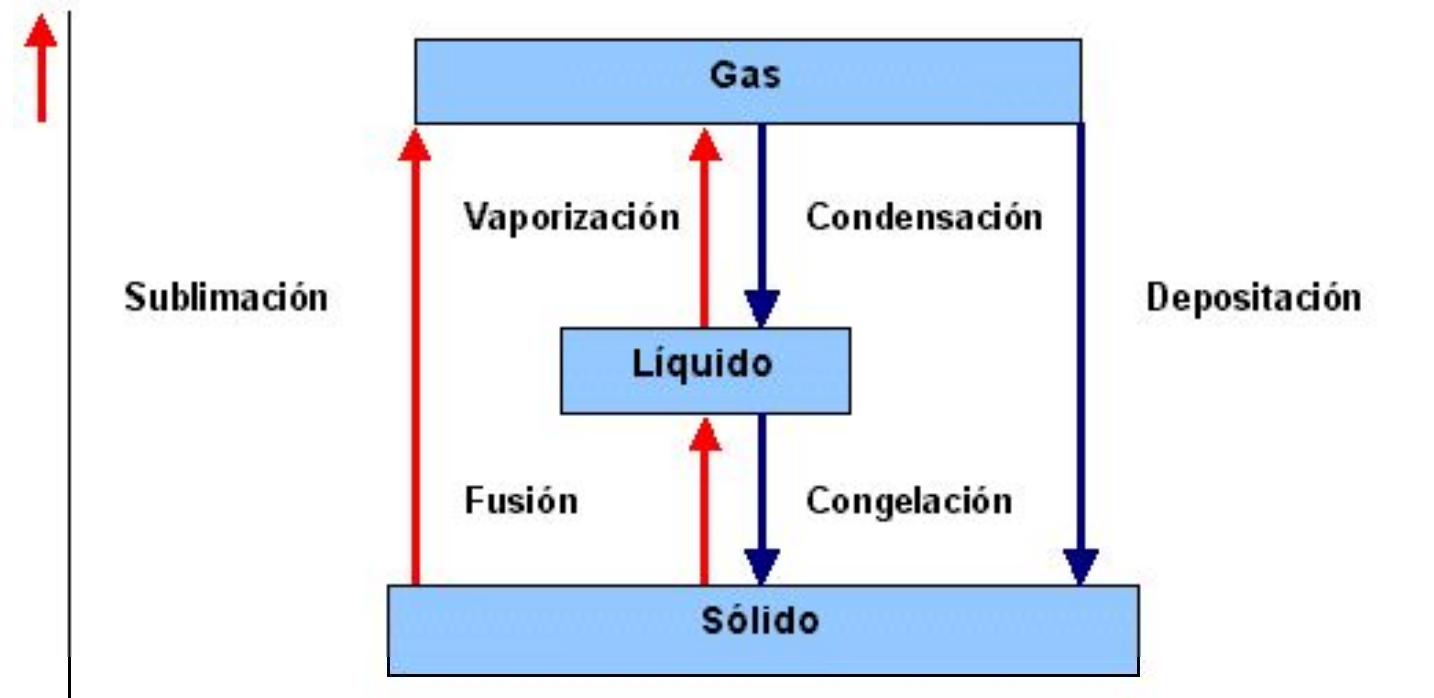
- Puntos de fusión y ebullición
- Energía en Cambios de estado
- Capacidad calorífica
- Calor de vaporización
- Tensión superficial

# Puntos de fusión y ebullición

## ■ Anormalmente altos



# Cambios de fase





# Cambios energéticos que acompañan a los cambios de fase

- **Sublimación** :  $\Delta H_{\text{sub}} > 0$  (endotérmico).
- **Vaporización** :  $\Delta H_{\text{vap}} > 0$  (endotérmico).
- **Fusión** :  $\Delta H_{\text{fus}} > 0$  (endotérmico).
- **Deposición** :  $\Delta H_{\text{dep}} < 0$  (exotérmico).
- **Condensación** :  $\Delta H_{\text{con}} < 0$  (exotérmico).
- **Solidificación** :  $\Delta H_{\text{fre}} < 0$  (exotérmico).



Los mantos acuíferos tienen efecto estabilizador del clima actuando como reguladores térmicos



# Capacidad calorífica

- Energía necesaria para aumentar 1 °C su temperatura

$$C = c \cdot m \quad \frac{\Delta Q}{\Delta T} \approx c \cdot m$$

- El agua posee una capacidad calorífica muy elevada, es necesaria una gran cantidad de calor para elevar su temperatura 1.0 °K.
- Para los sistemas biológicos esto es muy importante pues la temperatura celular se modifica muy poco como respuesta al metabolismo.
- De la misma forma, los organismos acuáticos, si el agua no poseyera esa cualidad, se verían muy afectados o no existirían



# Calor de vaporización

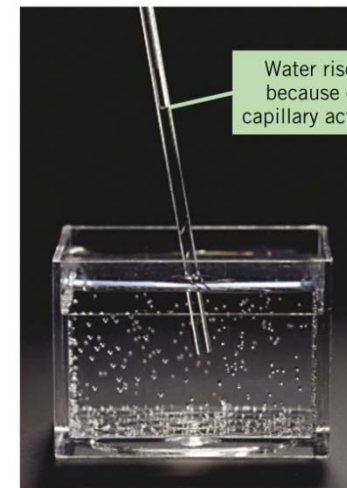
- Calor requerido para convertir una sustancia del estado líquido al gaseoso sin cambio de temperatura.
- El agua tiene un elevado calor de vaporización, al igual que otros líquidos capaces de hacer puentes de Hidrógeno como el etanol o el ácido acético, pero a diferencia de otros líquidos como el hexano que no los hacen

Compuesto	Calor de vaporización KJ mol <sup>-1</sup>
<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>40.7 a 273 K</b>
<b>Ácido acético</b>	<b>41.7 a 391 K</b>
<b>Etanol</b>	<b>40.5 a 351 K</b>
<b>Hexano</b>	<b>31.9 a 341 K</b>

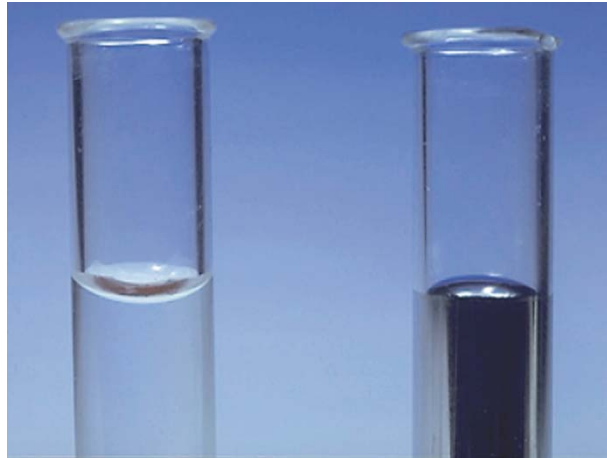
# Tensión superficial



- La superficie de un líquido tiende a comportarse como si fuera una delgada película elástica
- Unidades :  $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}=\text{J}\cdot\text{m}^{-2}$



# Tensión superficial





# Propiedades como disolvente

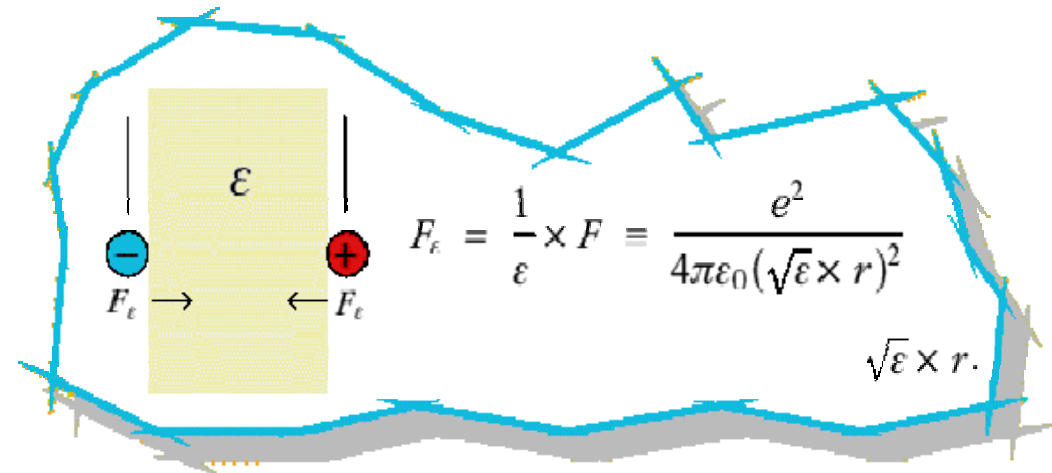
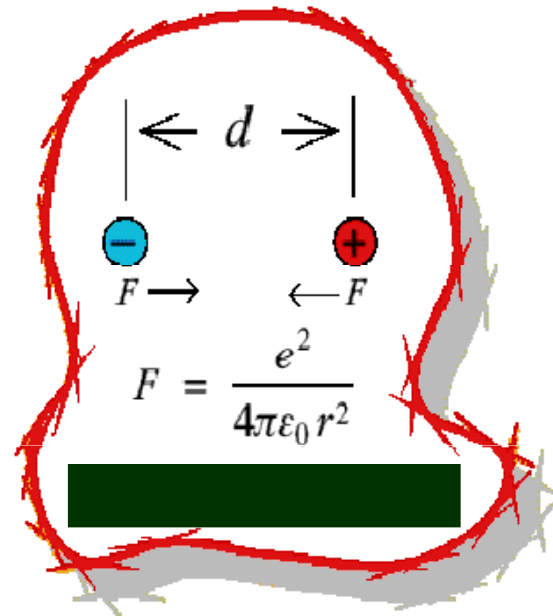
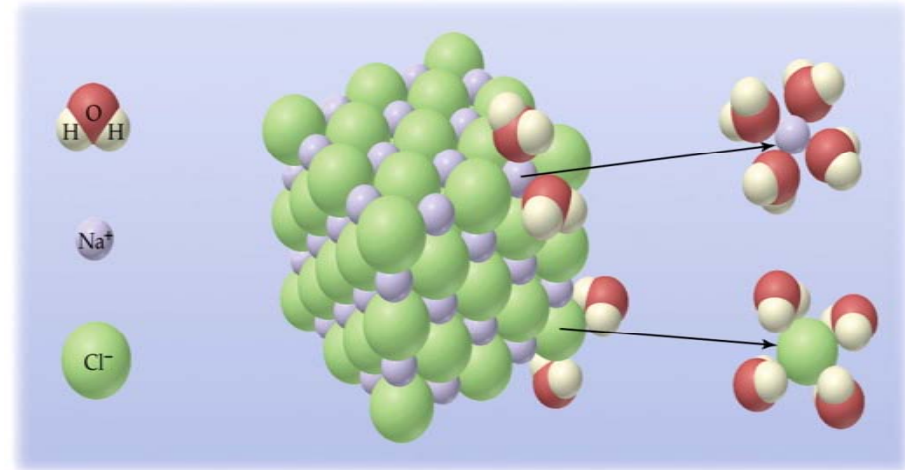
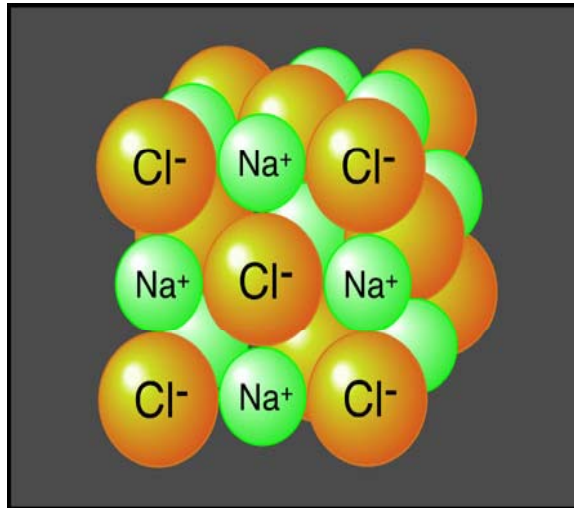
- Constante dieléctrica del agua
- Disolución de sólidos
- Unidades de concentración
- Disolución de gases
- Sales insolubles. Producto de solubilidad

# Constante dieléctrica del agua

Compuesto	Constante dielectrica
Agua	78.5
Aire	2,5
Etanol	24
Metanol	32,6

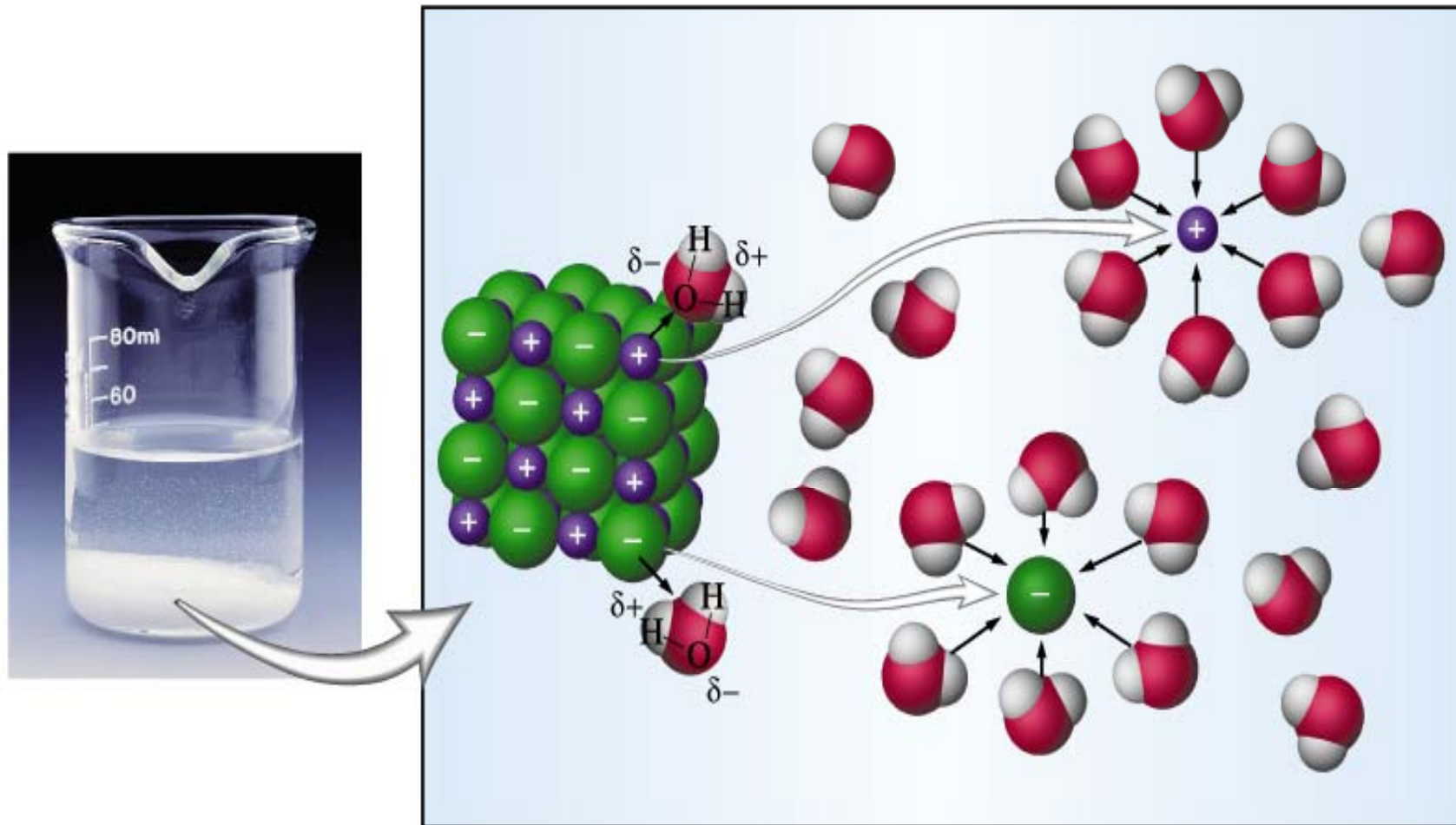
$$F = \frac{1}{4 \pi \epsilon_0} \frac{qq'}{r^2}$$

# El agua como disolvente

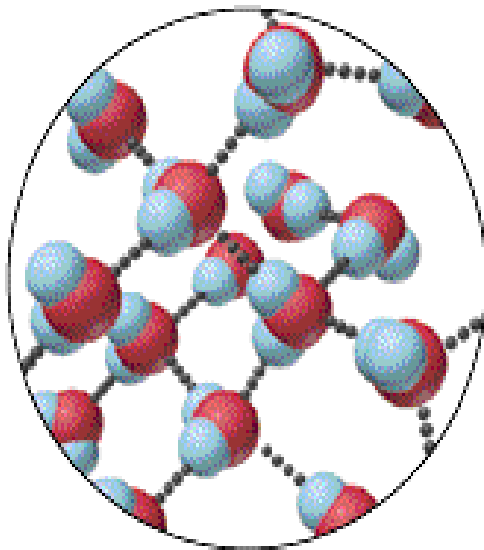


$$F = \frac{k q_1 q_2}{r^2}$$

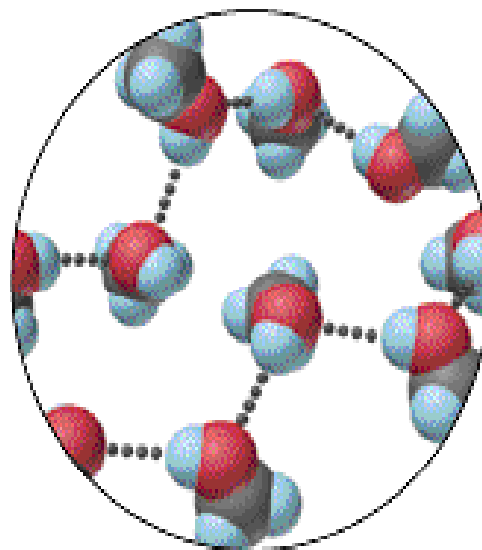
# Disolución de compuestos iónicos



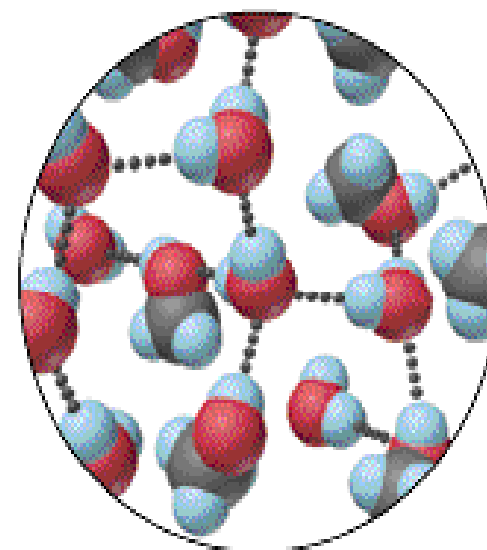
# Disolución de compuestos polares



Water



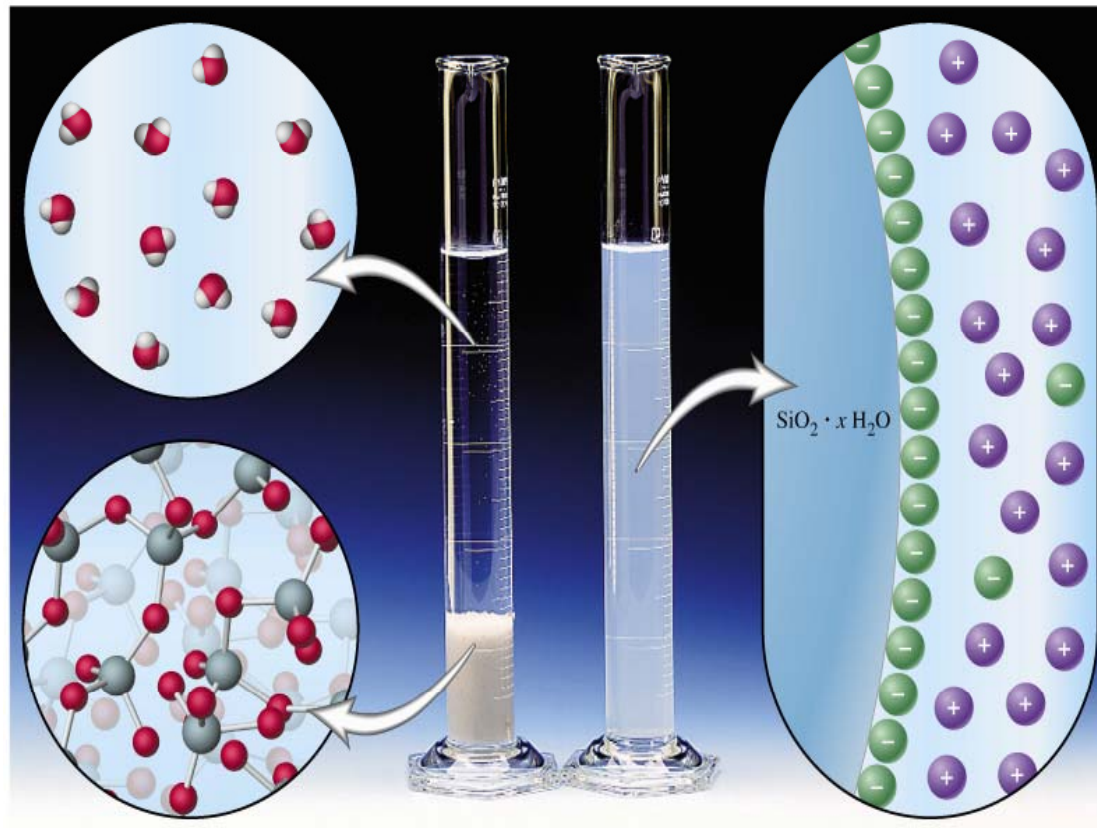
Methanol



A solution of water  
and methanol



# Disoluciones y coloides



# Coloides o dispersiones coloidales

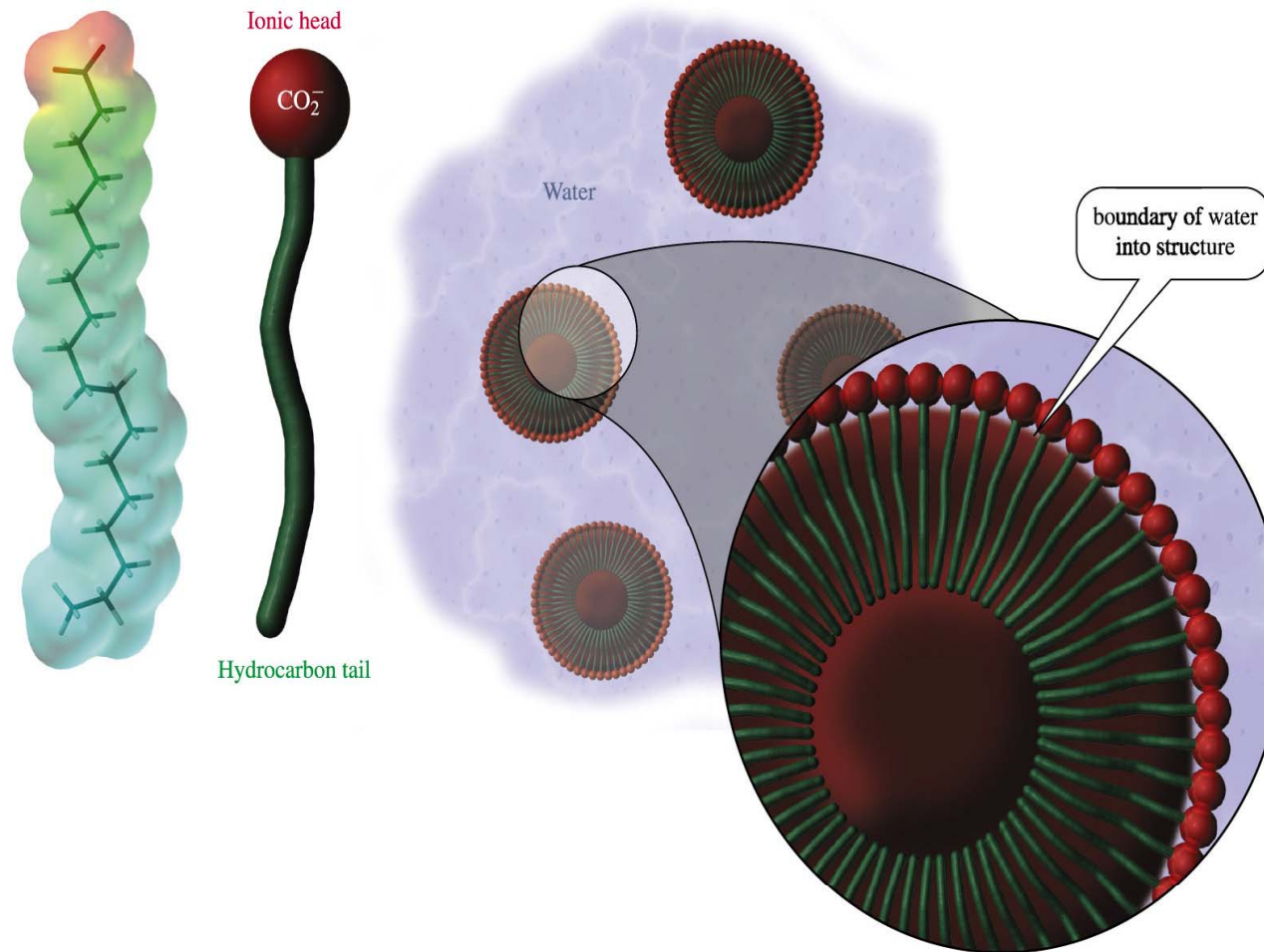
- Fase dispersa : las llamadas micelas.
- Fase dispersante : en las que están dispersas las partículas coloidales.

Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplos
Gas	Líquido Sólido	Aerosol líquido Aerosol sólido	Niebla, nubes, polvo, humo.
Líquido	Gas Líquido Sólido	Espuma Emulsión	Espumas (de jabón, cerveza, etc.) Nata batida. Leche, mahonesa. Pinturas, tinta china, goma arábica, jaleas
Sólido	Gas Líquido Sólido	Espuma sólida Emulsión sólida Sol sólido	Piedra pómez. Mantequilla, queso. Algunas aleaciones, piedras preciosas coloreadas

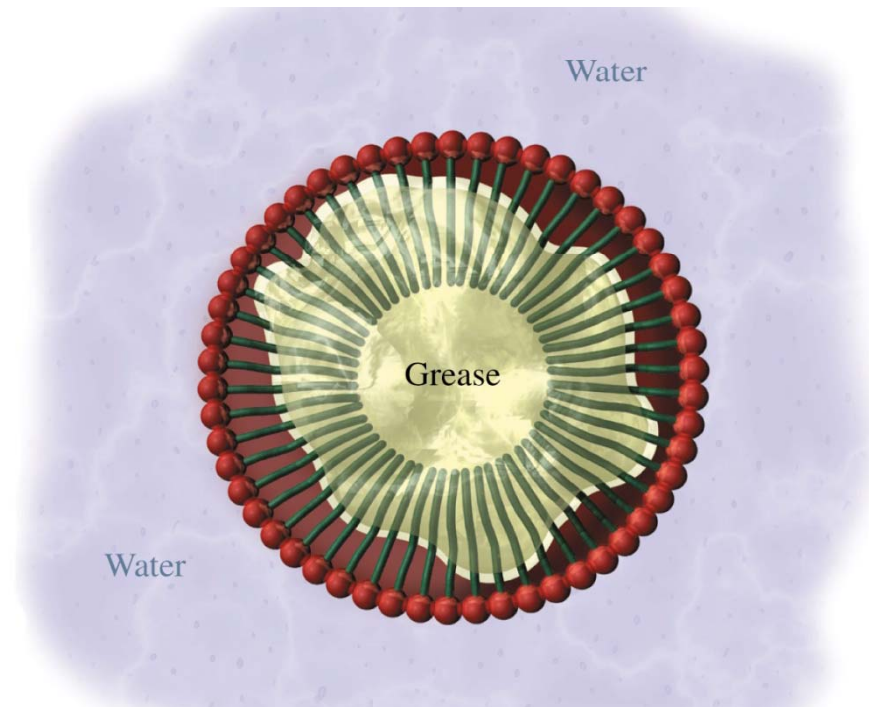
# Floculación



# Detergentes

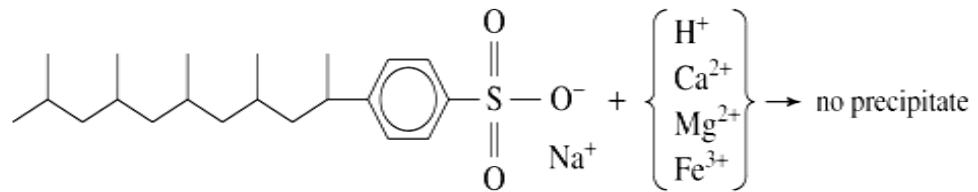
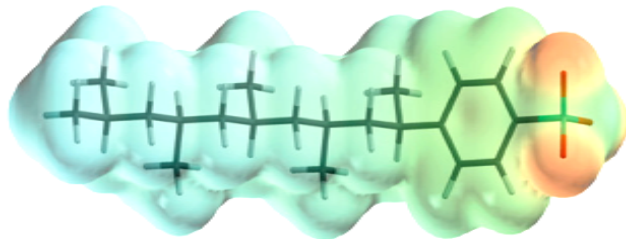


# Emulsión de grasas

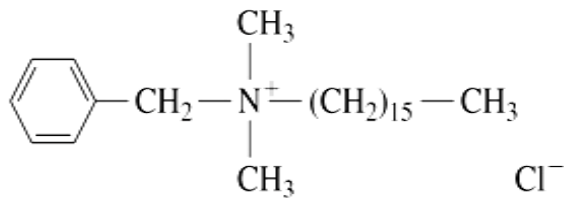


# Detergentes sintéticos

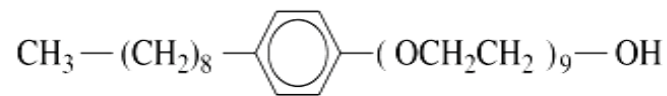
An alkylbenzenesulfonate detergent



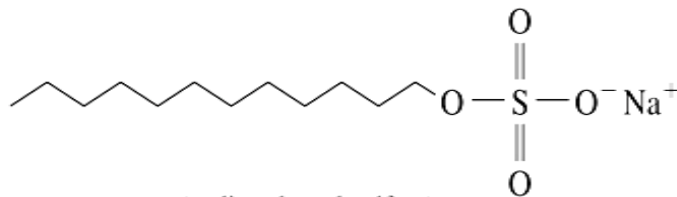
*Examples of other types of detergents*



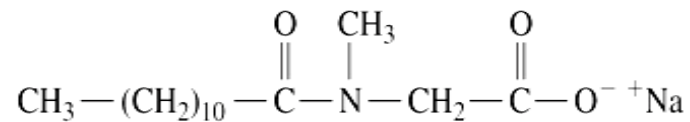
benzylcetyldimethylammonium chloride  
(benzalkonium chloride)



Nonoxynol<sup>®</sup>, Ortho Pharmaceuticals



(sodium lauryl sulfate)  
sodium dodecyl sulfate



N-lauroyl-N-methylglycine, sodium salt  
Gardol<sup>®</sup>, Colgate-Palmolive Co.



# Disoluciones

- En química, una disolución (del latín *disolutio*) es una mezcla homogénea, a nivel molecular de una o más especies químicas que no reaccionan entre sí; cuyos componentes se encuentran en proporción que varía entre ciertos límites.
  - Unidades de concentración

# Unidades de concentración

■ Fracción molar	$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$
■ % en masa (peso)	$\% \text{ en masa} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$
■ Molaridad	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$
■ Molalidad	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$
■ Normalidad	$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$





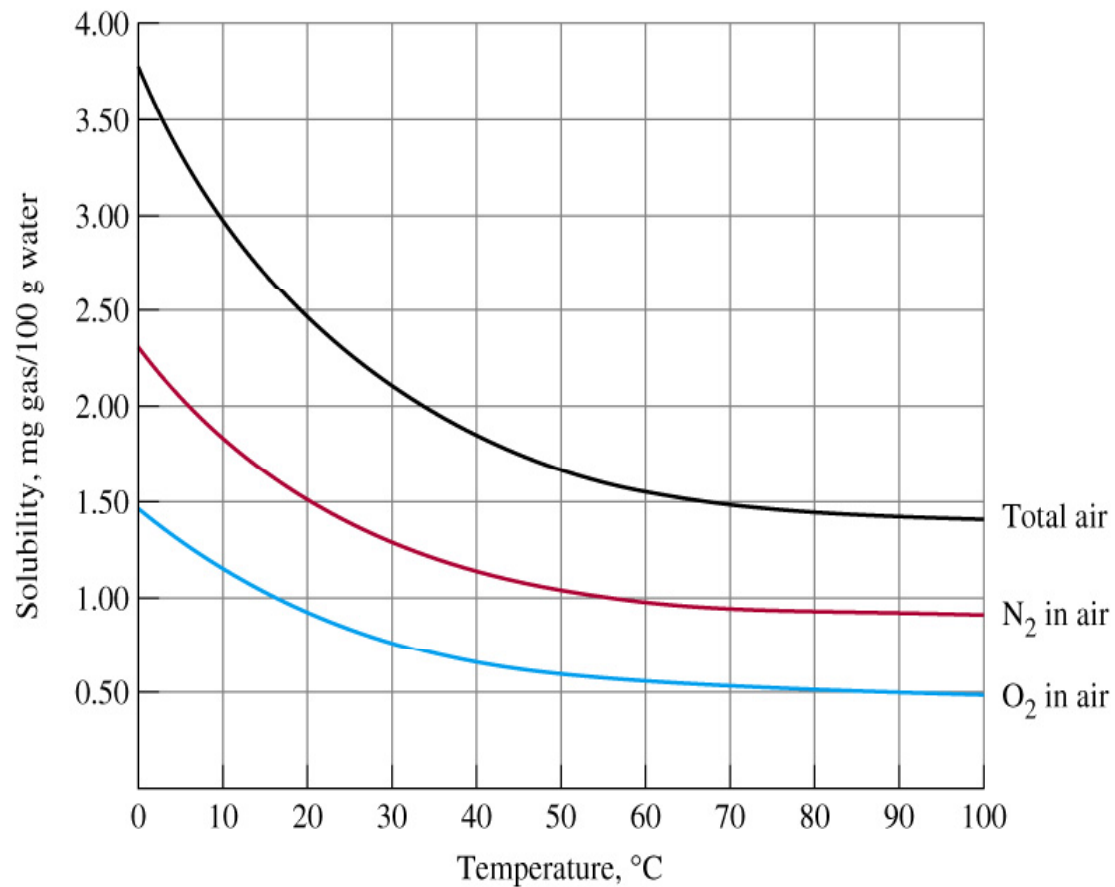
# Unidades de concentración

<b>partes por Mil</b>	<b>=</b>	<b>g/1000 ml =g/L</b>
<b>ppm (partes por Millón)</b>	<b>=</b>	<b><math>10^{-3}</math> g/1000 ml = mg/L</b>
<b>ppb (partes por Billón)</b>	<b>=</b>	<b><math>10^{-6}</math> g/1000 ml = <math>\mu</math>g/L</b>

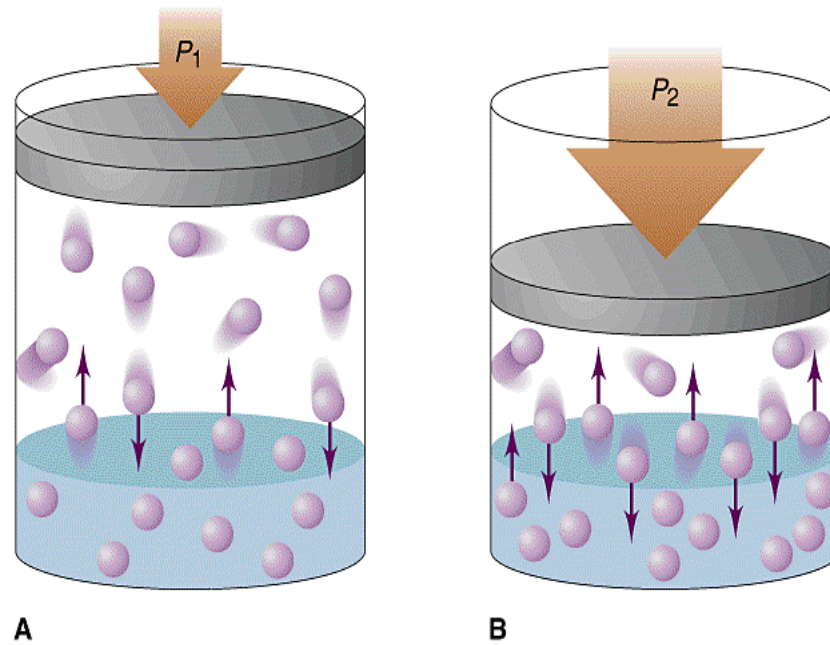


# Solubilidad en agua

# Solubilidad de gases en agua



# Ley de Henry



$$C_g = kP_g$$

Figure 4. Henry's Law Solubility Curve for SO<sub>2</sub>-H<sub>2</sub>O

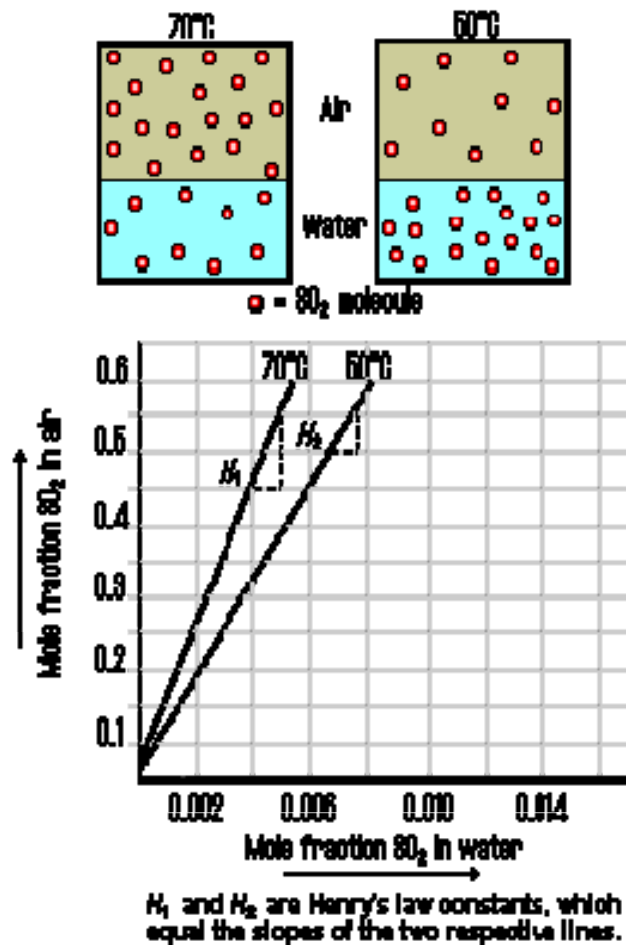
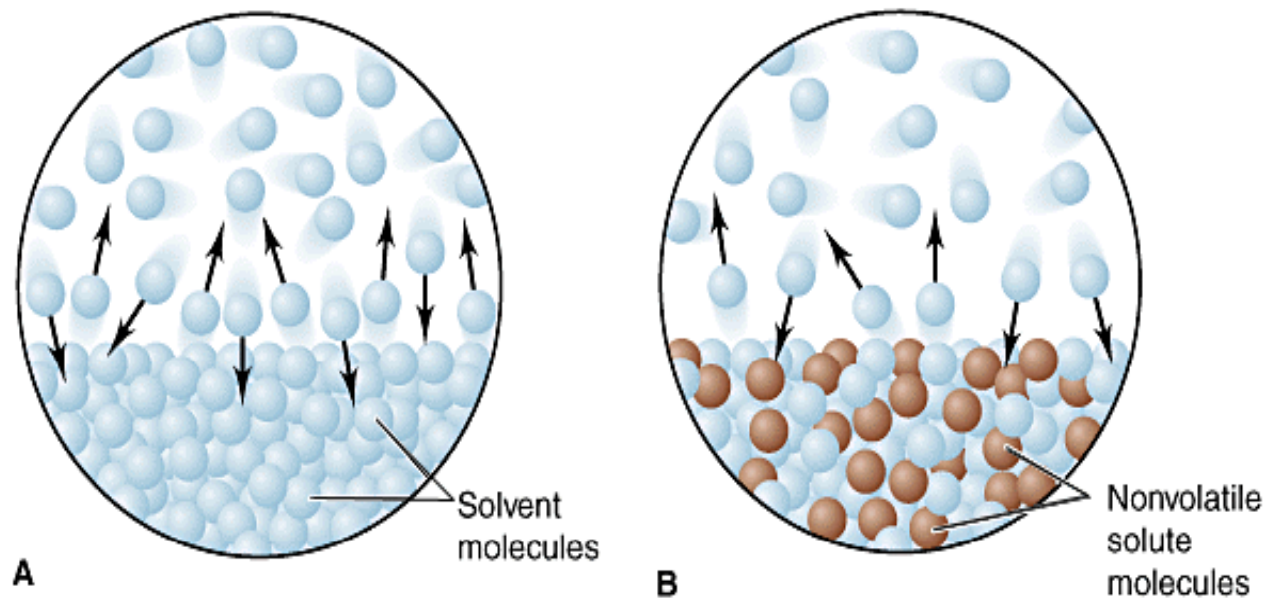


Table 1. Henry's Law Constants for Common Gases in Water

Gas	Henry's Law Constants, $H \times 10^5$ atm/mole fraction	
	(20°C)	(30°C)
N <sub>2</sub>	80.4	92.4
CO	53.6	62.0
O <sub>2</sub>	40.1	47.5
NO	28.4	31.0
CO <sub>2</sub>	1.42	1.88
H <sub>2</sub> S	0.483	0.809
SO <sub>2</sub>	0.014	0.016

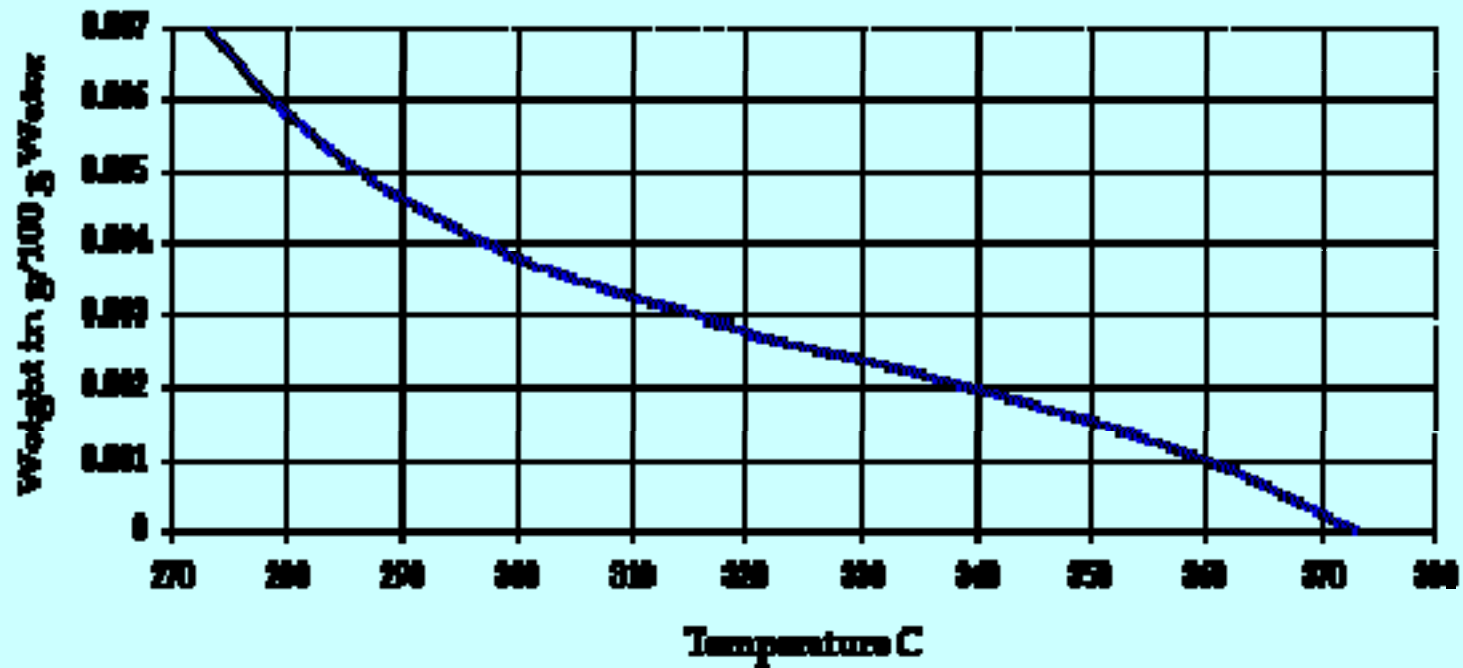
# Ley de Raoult

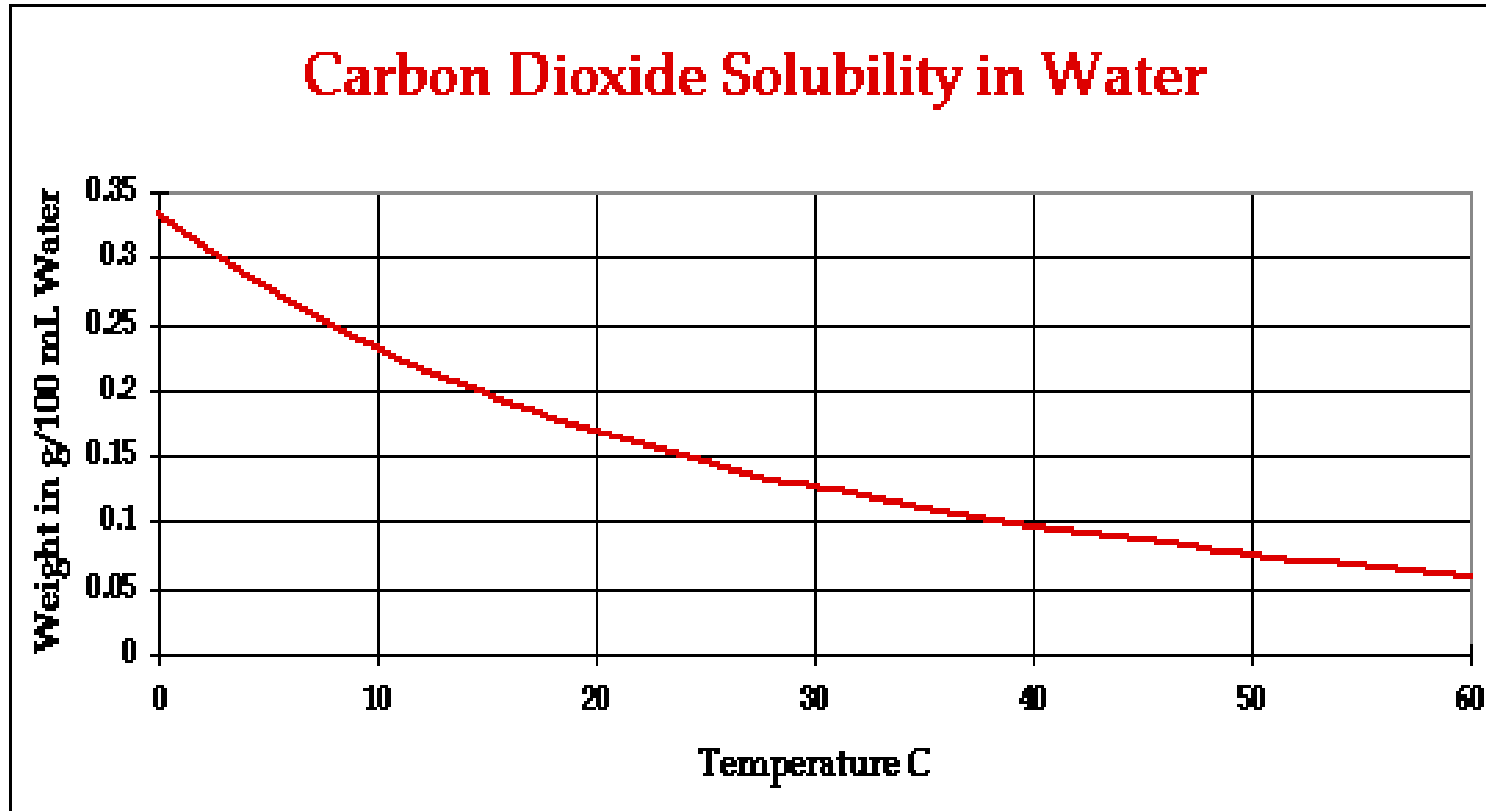


$$P_A = X_A P_A^\circ$$



## Oxygen in Water







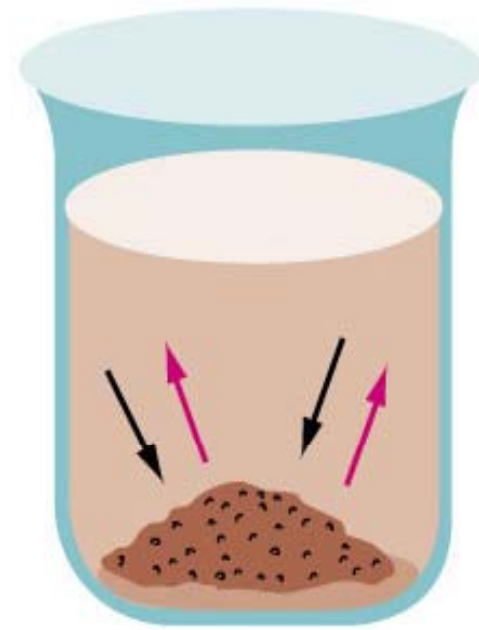
# Solubilidad de sales



(a)



(b)



(c)

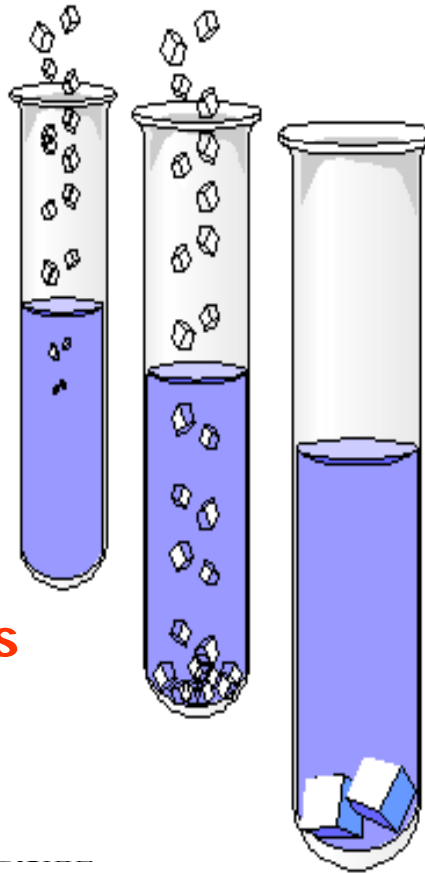
# Disoluciones saturadas

**Disoluciones  
insaturadas**

**Admiten  
más soluto**

**Disoluciones  
saturadas**

**No admiten  
más soluto**



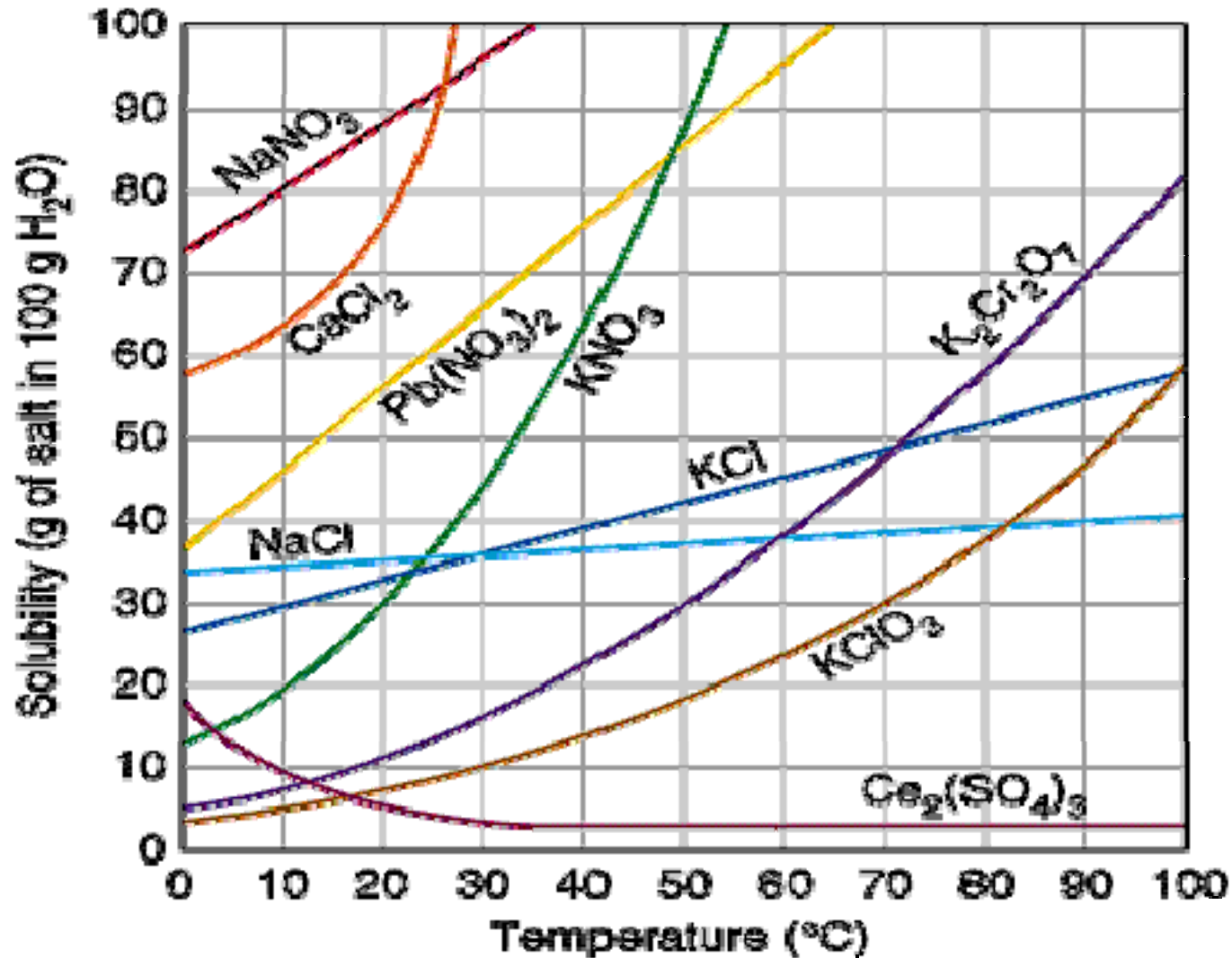
**Disoluciones  
supersaturadas**

**Si se añade  
cristales estos  
crecen**

# Disolución supersaturada



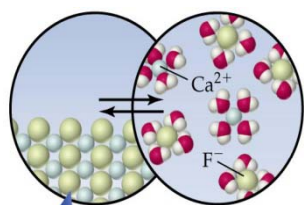
# Solubilidad de algunas sales en agua



# Producto de solubilidad



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{++}][\text{F}^-]^2$$



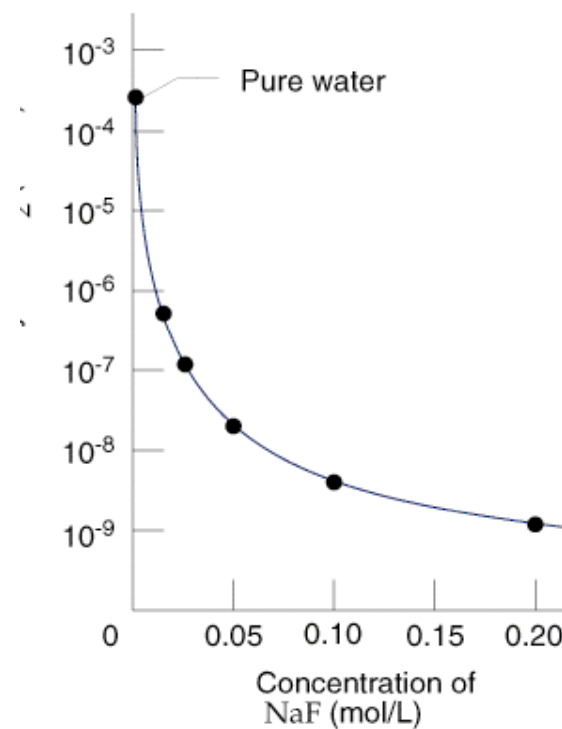
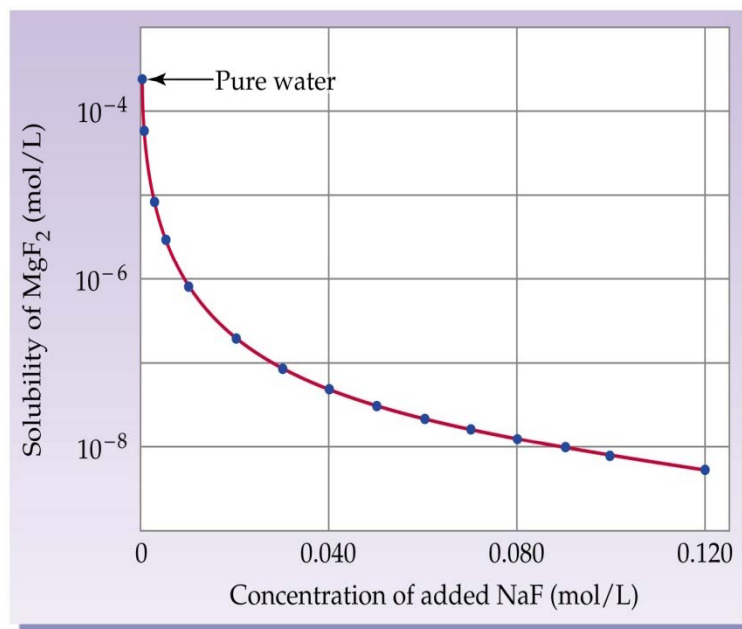


## Factores que afectan a la solubilidad de precipitados

- Efecto del ion común
- pH
- Formación de complejos

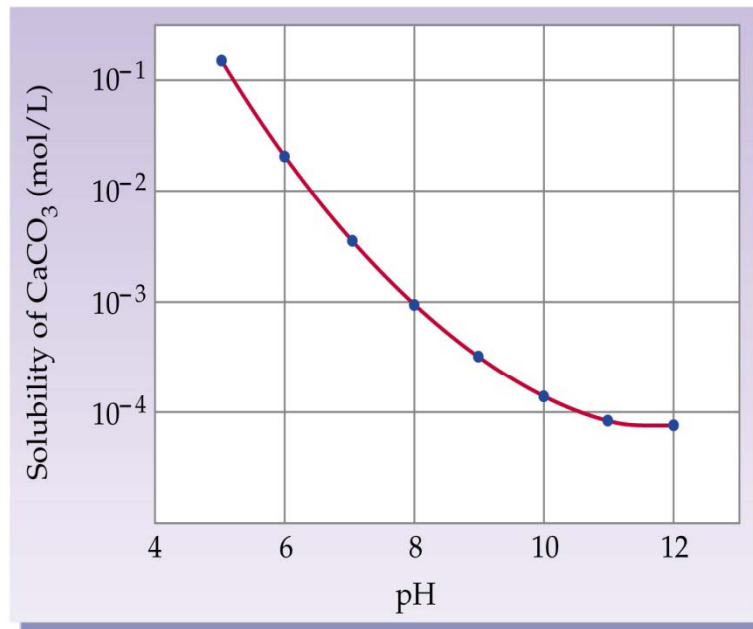
# Efecto del ion común

- Adición de una sal soluble de flúor en  $\text{MgF}_2$

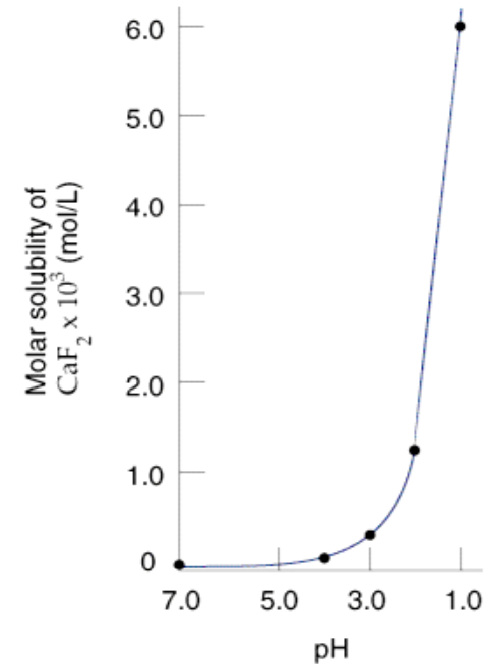


# Efecto del pH en la solubilidad del

- Adición de un ácido en  $\text{CaCO}_3$

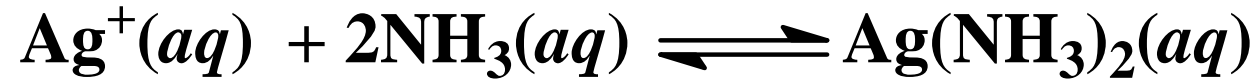


- Adición de ácido  $\text{CaF}_2$

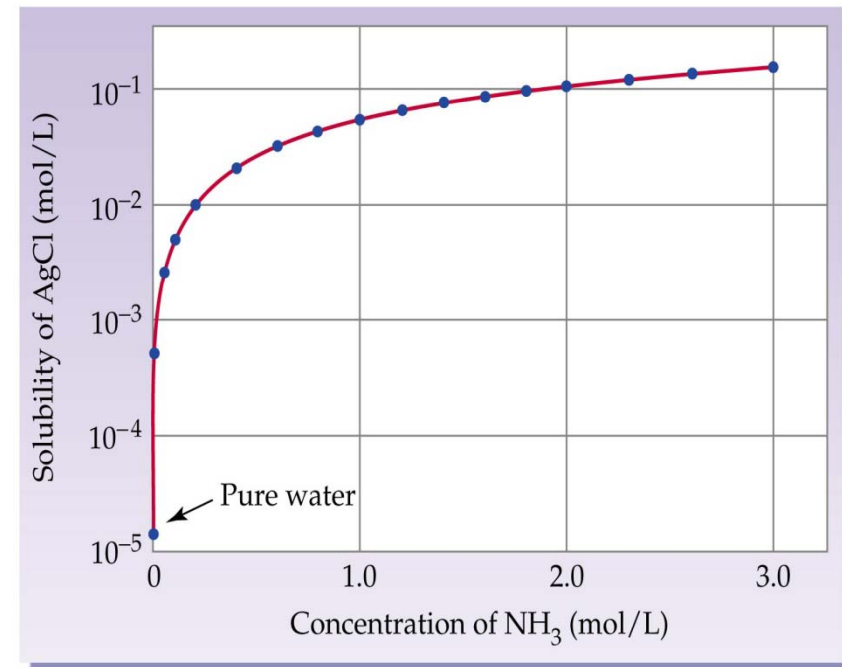
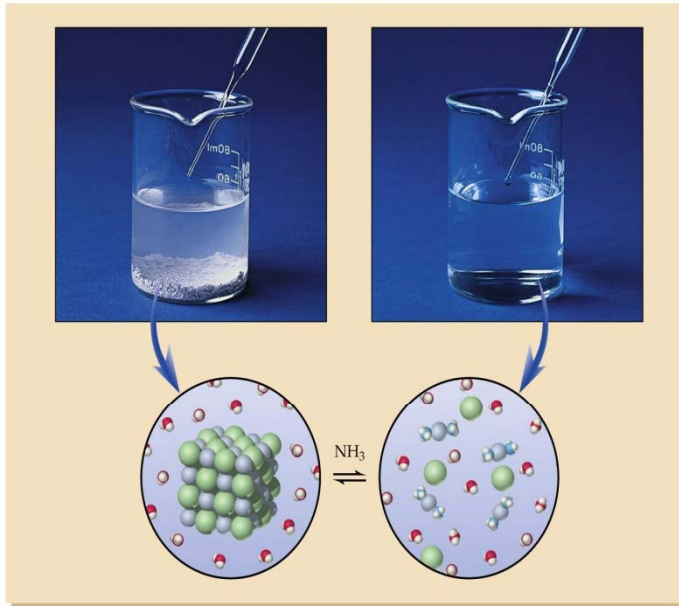




# Formación de complejos: solubilidad del AgCl en amoniaco



$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}$$





# Reconocimiento de sales solubles

- Los compuestos que contienen algunos de estos iones son solubles
- Metales alcalinos                      ión amonio
- Nitratos                                      percloratos
- Acetatos
  
- Cloruros, bromuros, ioduros
- **Excepto: plata mercurio(I) y plomo(II)**
  
- Sulfatos, excepto alcalinotérreos, **mercurio(I) y plomo(II)**



# Reconocimiento de sales insolubles

- Carbonatos, fosfatos, oxalatos
- Excepto con metales alcalinos e ión amonio
  
- Sulfuros e hidróxidos
- Excepto alcalinos, alcalinotérreos e ión amonio

**TABLE 19.1 Several Solubility Product Constants at 25 °C\***

Solute	Solubility Equilibrium	$K_{sp}$
Aluminum hydroxide	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$1.3 \times 10^{-33}$
Barium carbonate	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$5.1 \times 10^{-9}$
Barium sulfate	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-10}$
Calcium carbonate	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$2.8 \times 10^{-9}$
Calcium fluoride	$\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	$5.3 \times 10^{-9}$
Calcium sulfate	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$9.1 \times 10^{-6}$
Chromium(III) hydroxide	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$6.3 \times 10^{-31}$
Iron(III) hydroxide	$\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$4 \times 10^{-38}$
Lead(II) chloride	$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.6 \times 10^{-5}$
Lead(II) chromate	$\text{PbCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$2.8 \times 10^{-13}$
Lead(II) iodide	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$	$7.1 \times 10^{-9}$
Magnesium carbonate	$\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$3.5 \times 10^{-8}$
Magnesium fluoride	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	$3.7 \times 10^{-8}$
Magnesium hydroxide	$\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	$1.8 \times 10^{-11}$
Magnesium phosphate	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	$1 \times 10^{-25}$
Mercury(I) chloride	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.3 \times 10^{-18}$
Silver bromide	$\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$	$5.0 \times 10^{-13}$
Silver carbonate	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$8.5 \times 10^{-12}$
Silver chloride	$\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$	$1.8 \times 10^{-10}$
Silver chromate	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-12}$
Silver iodide	$\text{AgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq})$	$8.5 \times 10^{-17}$
Strontium carbonate	$\text{SrCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$1.1 \times 10^{-10}$
Strontium sulfate	$\text{SrSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$3.2 \times 10^{-7}$

\*A more extensive listing of  $K_{sp}$  values is given in Appendix D.



# Aplicaciones

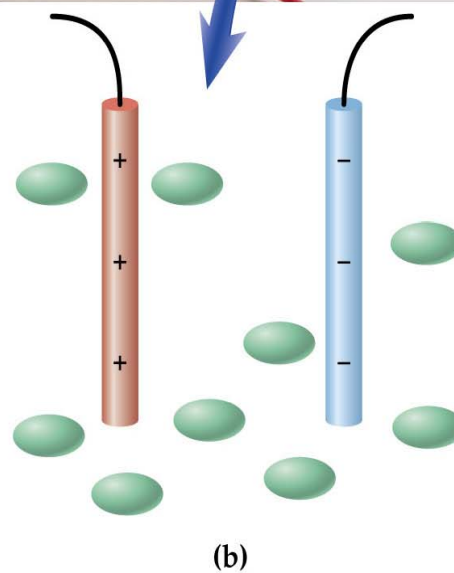
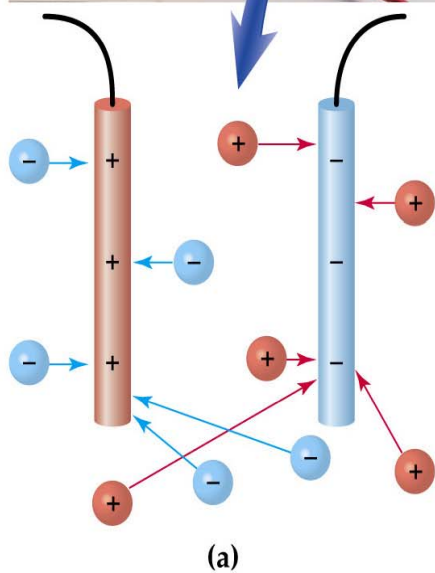
- Análisis químico cualitativo
- Análisis químico cuantitativo
- Purificación de aguas y residuos




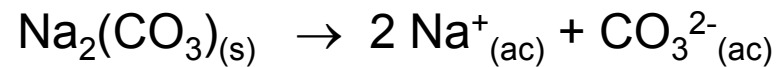
# Reacciones en medio acuoso

- Electrolitos
- Ácidos y bases
- Reacciones de oxidación-reducción

# Electrolitos y no electrolitos



- 
- Los electrolitos fuertes, están completamente disociados. No existen moléculas o agrupaciones moleculares, sólo iones hidratados.



- Los electrolitos débiles, pues al disolverse originan una mezcla de moléculas sin disociar y de iones disociados.





# Electrolitos fuertes y débiles

**TABLE 4.1**

Electrolyte Classification of Some Common Substances

<b>Strong Electrolytes</b>	<b>Weak Electrolytes</b>	<b>Nonelectrolytes</b>
HCl, HBr, HI	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	H <sub>2</sub> O
HClO <sub>4</sub>	HF	CH <sub>3</sub> OH (methyl alcohol)
HNO <sub>3</sub>		C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (ethyl alcohol)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (sucrose)
KBr		Most compounds of carbon
NaCl		(organic compounds)
NaOH, KOH		
Other soluble ionic compounds		



# Electrolitos fuertes y débiles

<b>Ácidos fuertes</b>	<b>HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>
<b>Bases Fuertes</b>	<b>NaOH, KOH, LiOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub></b>
<b>Sales</b>	<b>NaCl, KBr, MgCl<sub>2</sub></b>

<b>Ácidos débiles</b>	<b>HF, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>
<b>Bases débiles</b>	<b>NH<sub>3</sub>, C<sup>5</sup>H<sub>5</sub>N (piridina), bases con "N"</b>



# Ácidos y bases

Definición de Arrhenius de ácidos y bases

- **Ácido:** cualquier sustancia que produzca iones hidrógeno en disolución acuosa:
  - $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- **Base:** cualquier sustancia que produzca iones hidroxilo en disolución acuosa:
  - $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

# Concentración protónica



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14})^{1/2} = 10^{-7} \text{ M}$$

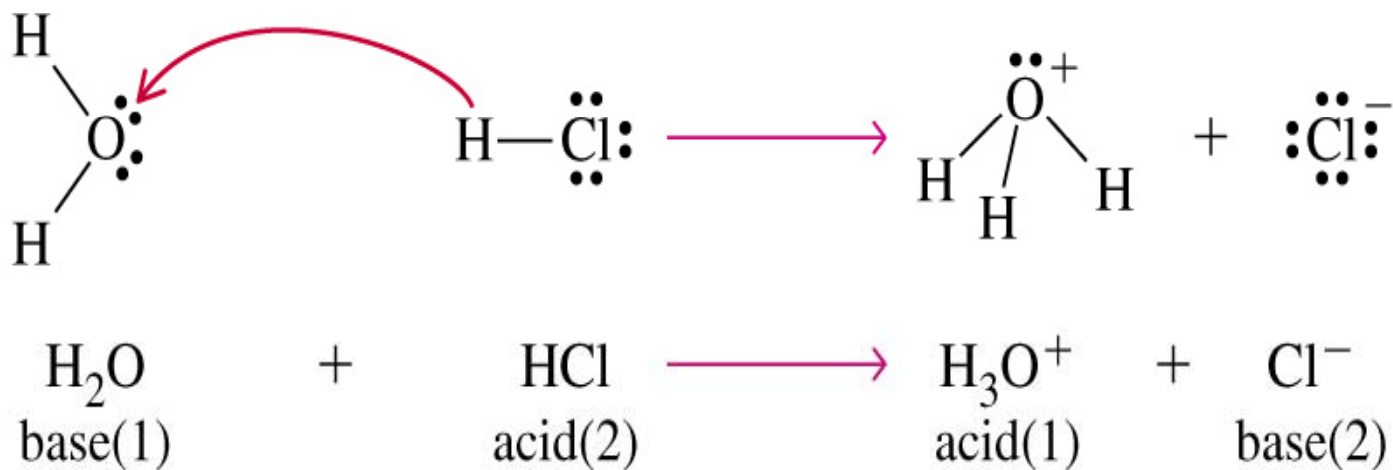
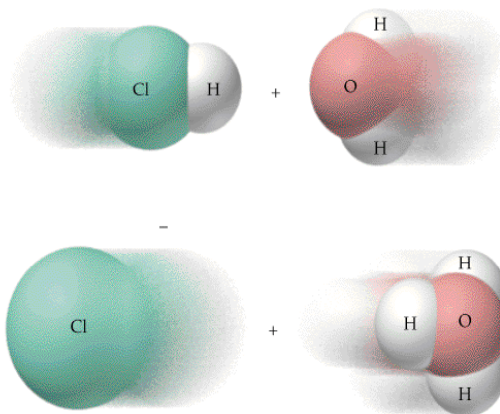
- Disolución ácida:  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- Disolución neutra:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- Disolución básica:  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{H}_3\text{O}^+].$$

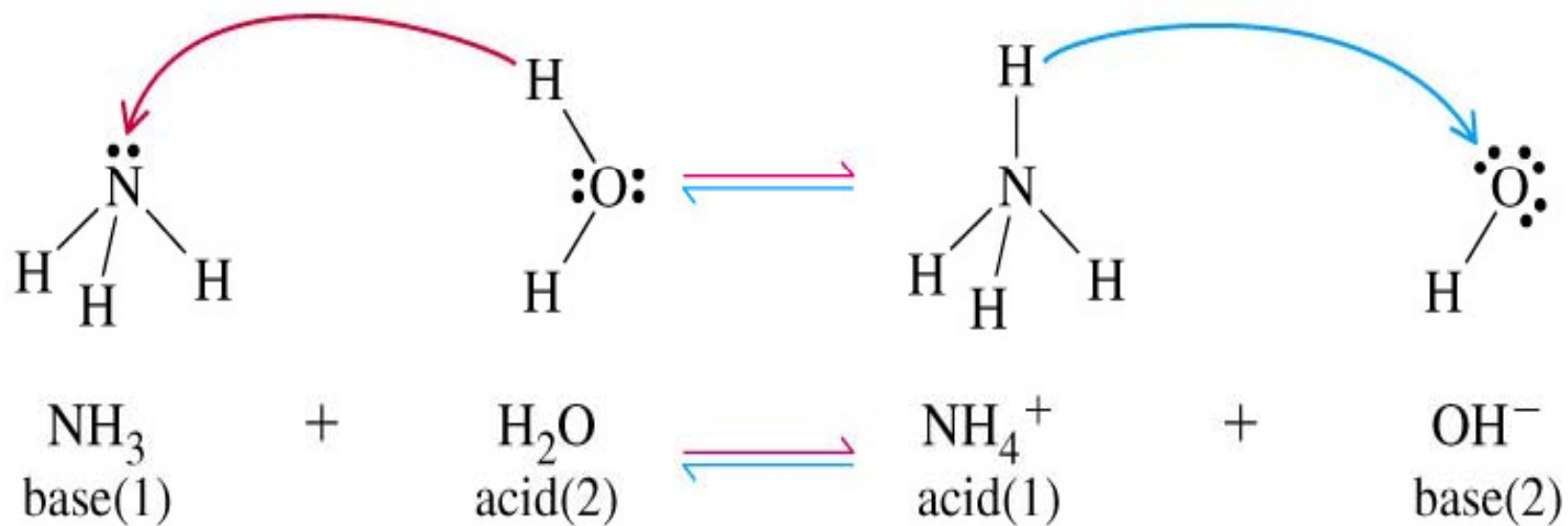
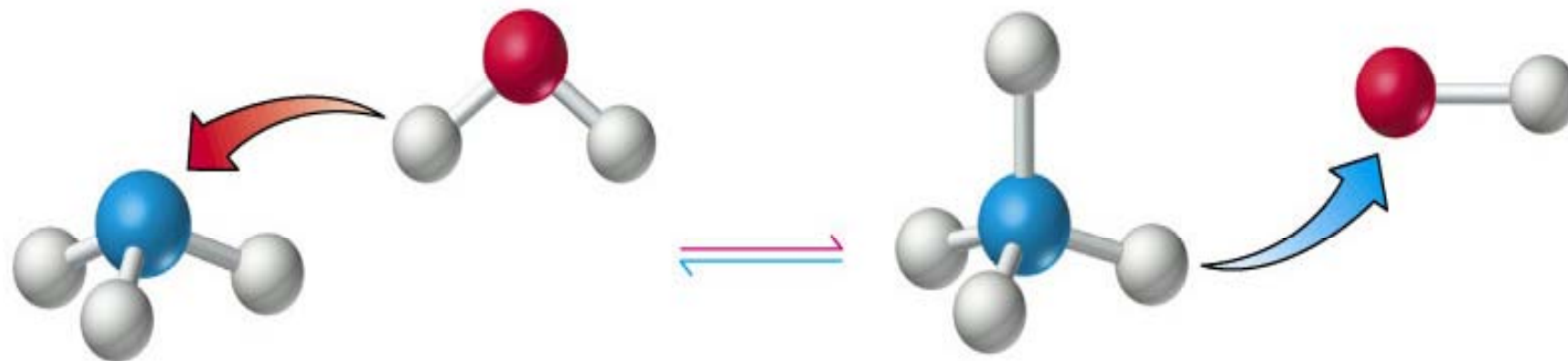
# pH de algunas sustancias comunes

	← Acidos						7	Bases →							
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
[H <sup>+</sup> ]	10 <sup>0</sup>	10 <sup>-1</sup>	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-3</sup>	10 <sup>-4</sup>	10 <sup>-5</sup>	10 <sup>-6</sup>	10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-8</sup>	10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-10</sup>	10 <sup>-11</sup>	10 <sup>-12</sup>	10 <sup>-13</sup>	10 <sup>-14</sup>
[OH <sup>-</sup> ]	10 <sup>-14</sup>	10 <sup>-13</sup>	10 <sup>-12</sup>	10 <sup>-11</sup>	10 <sup>-10</sup>	10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-8</sup>	10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-6</sup>	10 <sup>-5</sup>	10 <sup>-4</sup>	10 <sup>-3</sup>	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-1</sup>	10 <sup>0</sup>
	Ácido clorhídrico (HCl)	Ácido estómecal	Zumo de limón	Vinagre (Ácido acético)	Zumo de naranja	Agua de lluvia	Leche	Agua pura	Clara de huevo	Jabón, Bicarbonato de sosa	Abono potásico	Amoniaco (NH <sub>3</sub> )	Cal Ca(OH) <sub>2</sub>		Hidróxido potásico (KOH)

# Teoría de Brösted-Lowry: ácidos



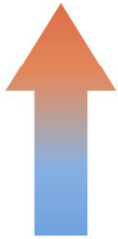
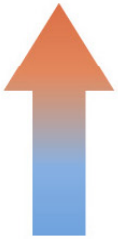
# Teoría de Brösted-Lowry: bases



# Ácidos fuertes y bases fuertes

**TABLE 4.2**

Some Common Acids and Bases

 <p>Strong acid</p>	HClO <sub>4</sub>	Perchloric acid	NaOH	Sodium hydroxide	 <p>Strong base</p>
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfuric acid	KOH	Potassium hydroxide	
	HBr	Hydrobromic acid	Ba(OH) <sub>2</sub>	Barium hydroxide	
	HCl	Hydrochloric acid	Ca(OH) <sub>2</sub>	Calcium hydroxide	
	HNO <sub>3</sub>	Nitric acid			
<p>Weak acid</p>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Phosphoric acid	NH <sub>3</sub>	Ammonia	<p>Weak base</p>
	HF	Hydrofluoric acid			
	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	Acetic acid			





# Ácidos y bases débiles

Los **ácidos y bases débiles** se caracterizan por no estar completamente disociados, por lo que en disolución existe una mezcla de tales sustancias en su forma molecular y en su iones disociados.

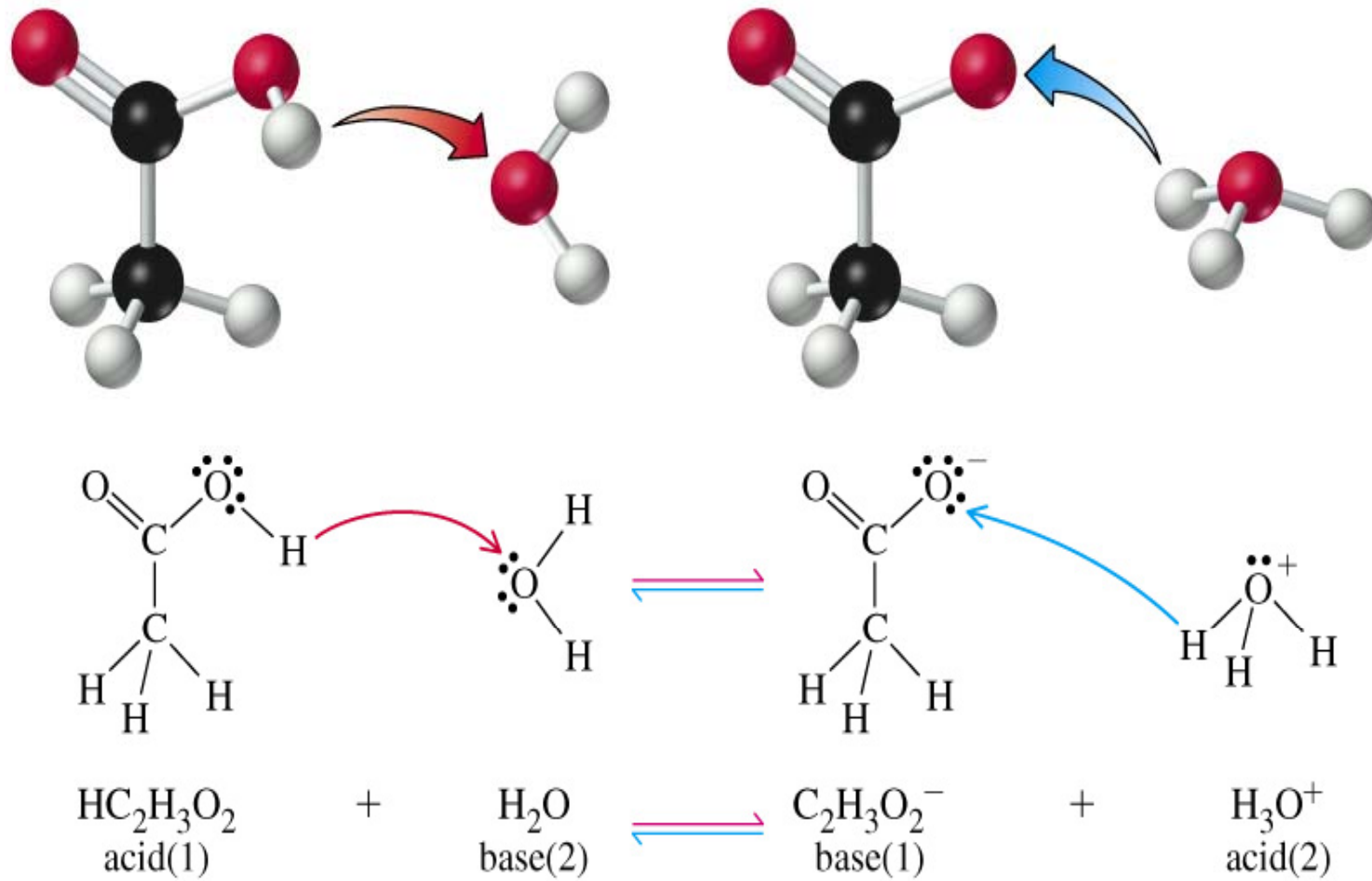


# Ácidos débiles



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



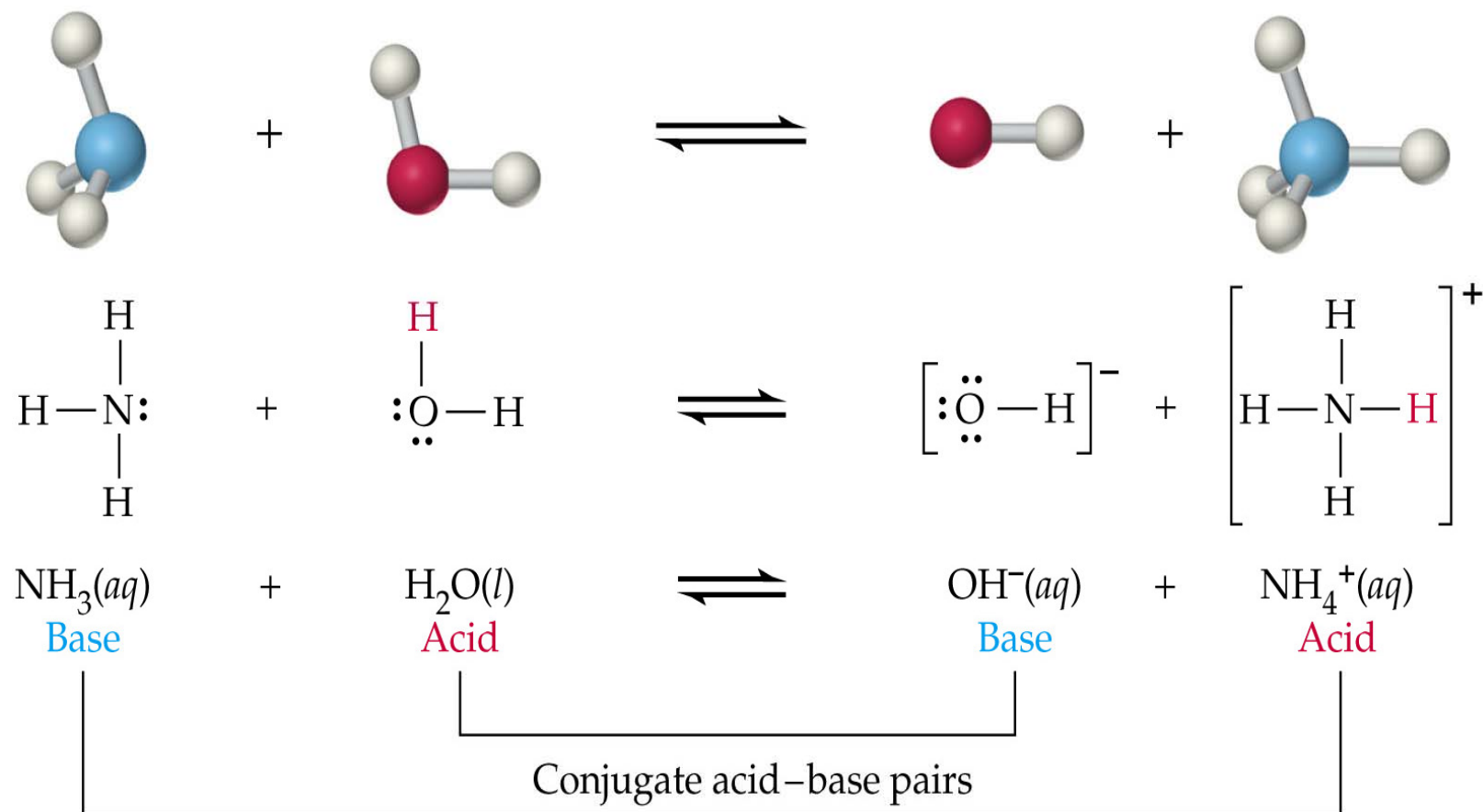


# Bases débiles

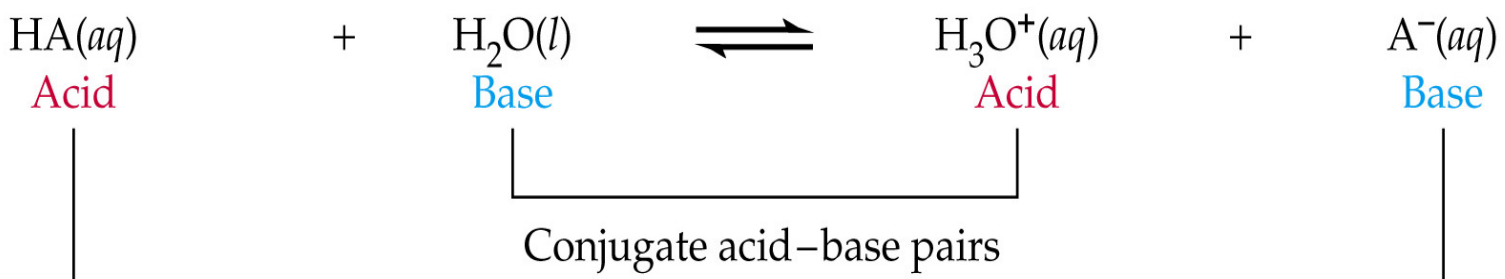
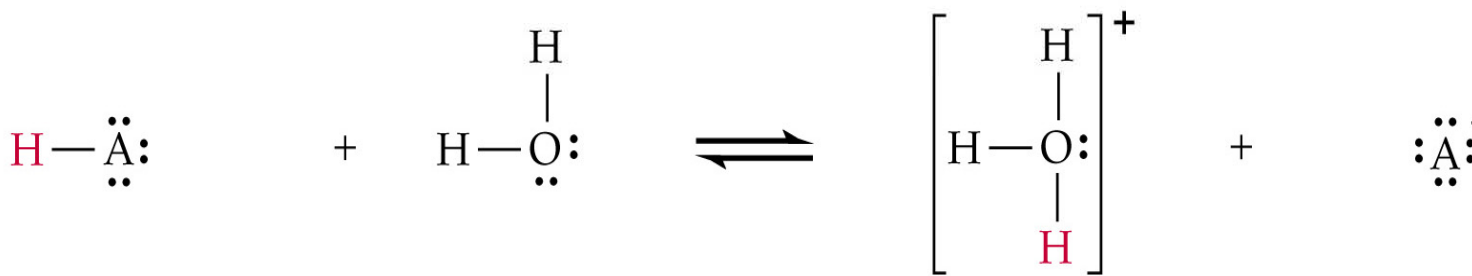
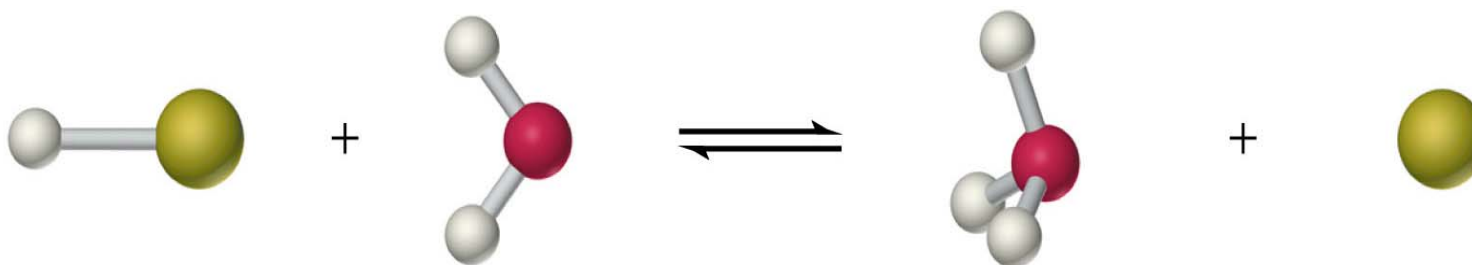


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

# El agua como ácido



# El agua como base



**TABLE 17.4 Ionization Constants of Some Polyprotic Acids**

Acid	Ionization Equilibria	Ionization Constants, $K$	$pK$
Hydrosulfuric <sup>a</sup>	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$K_{a_1} = 1.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 7.00$
	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_{a_2} = 1 \times 10^{-19}$	$pK_{a_2} = 19.0$
Carbonic <sup>b</sup>	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_{a_1} = 4.4 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 6.36$
	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$pK_{a_2} = 10.33$
Phosphoric	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}$	$pK_{a_1} = 2.15$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.3 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.20$
	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a_3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$pK_{a_3} = 12.38$
Sulfurous <sup>c</sup>	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$K_{a_1} = 1.3 \times 10^{-2}$	$pK_{a_1} = 1.89$
	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.21$
Sulfuric <sup>d</sup>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	$K_{a_1} = \text{very large}$	$pK_{a_1} < 0$
	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$pK_{a_2} = 1.96$

Acid strength



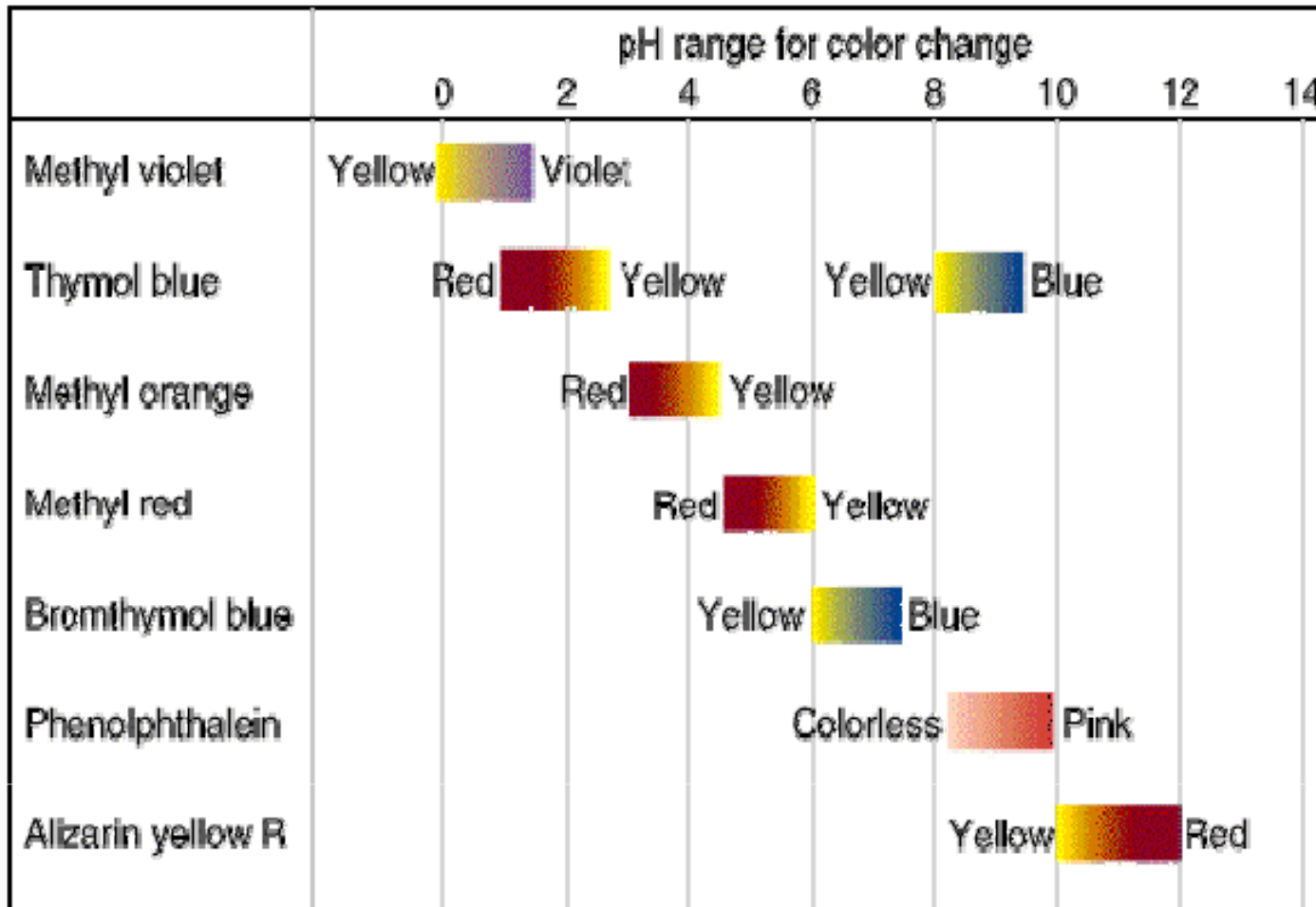
TABLE 17.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

Ionization Equilibrium		Ionization Constant $K$	$pK$
<b>Acid</b>		$K_a =$	$pK_a =$
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	$1.6 \times 10^{-1}$	0.80
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	$1.1 \times 10^{-2}$	1.96
Chloroacetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{ClO}_2^-$	$1.4 \times 10^{-3}$	2.85
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$7.2 \times 10^{-4}$	3.14
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6.6 \times 10^{-4}$	3.18
Formic acid	$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-4}$	3.74
Benzoic acid	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	$6.3 \times 10^{-5}$	4.20
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$	$1.9 \times 10^{-5}$	4.72
Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	$2.9 \times 10^{-8}$	7.54
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	$6.2 \times 10^{-10}$	9.21
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1.0 \times 10^{-10}$	10.00
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-12}$	11.74
<b>Base</b>		$K_b =$	$pK_b =$
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$6.9 \times 10^{-4}$	3.16
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4.3 \times 10^{-4}$	3.37
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$9.1 \times 10^{-9}$	8.04
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$1.5 \times 10^{-9}$	8.82
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$7.4 \times 10^{-10}$	9.13





# Indicadores

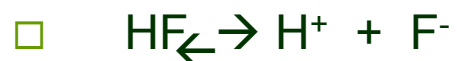


# Reacciones ácido-base

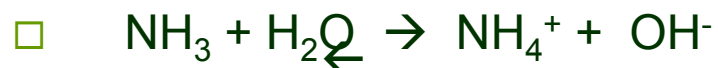
- Ácido fuerte-base fuerte (neutralización)



- Ácido débil-base fuerte (HF + NaOH)



- Ácido fuerte-base débil (HCl + NH<sub>3</sub>)



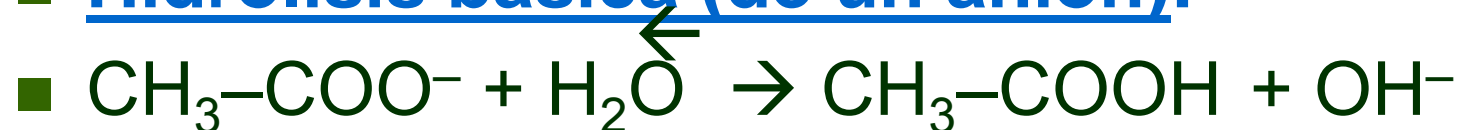
# Hidrólisis de sales

- Es la reacción de los iones de una sal con el agua.
- Sólo es apreciable cuando estos iones proceden de un ácido o una base débil:

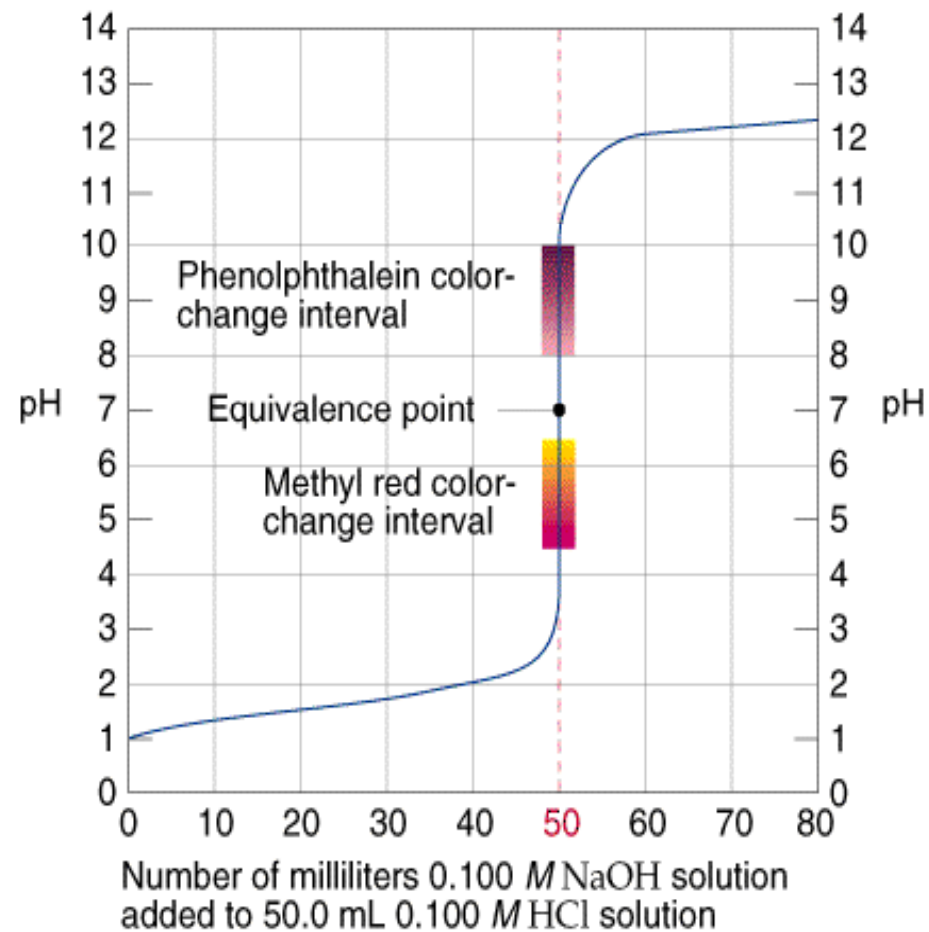
- **Hidrólisis ácida (de un catión):**

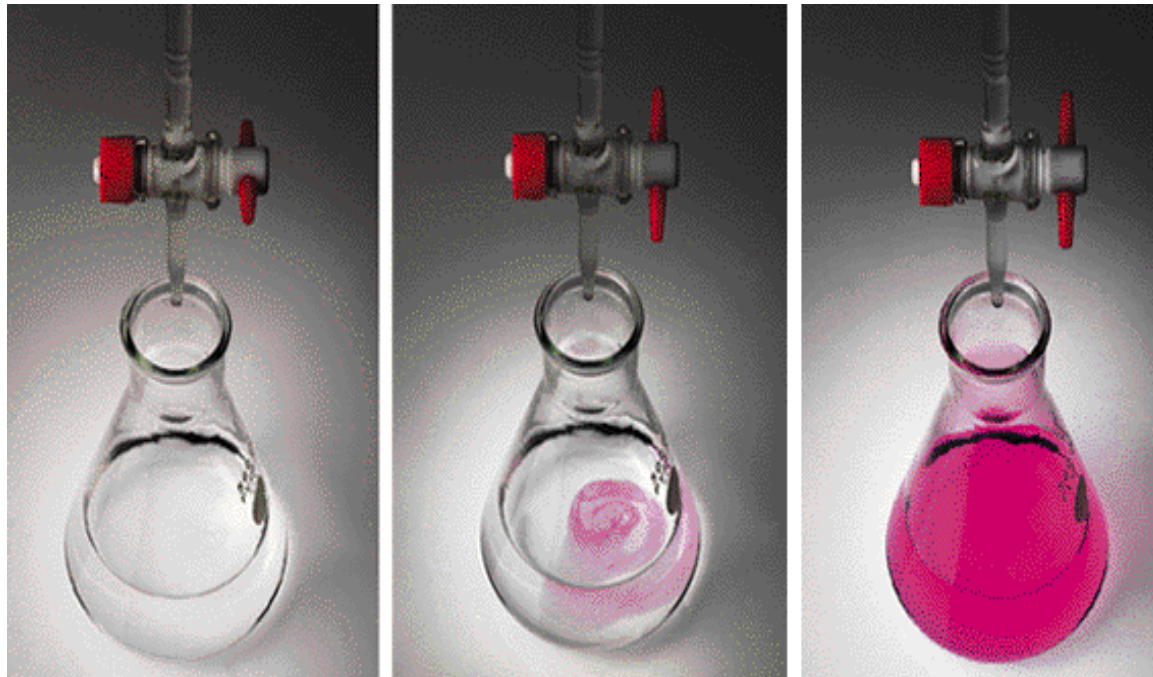


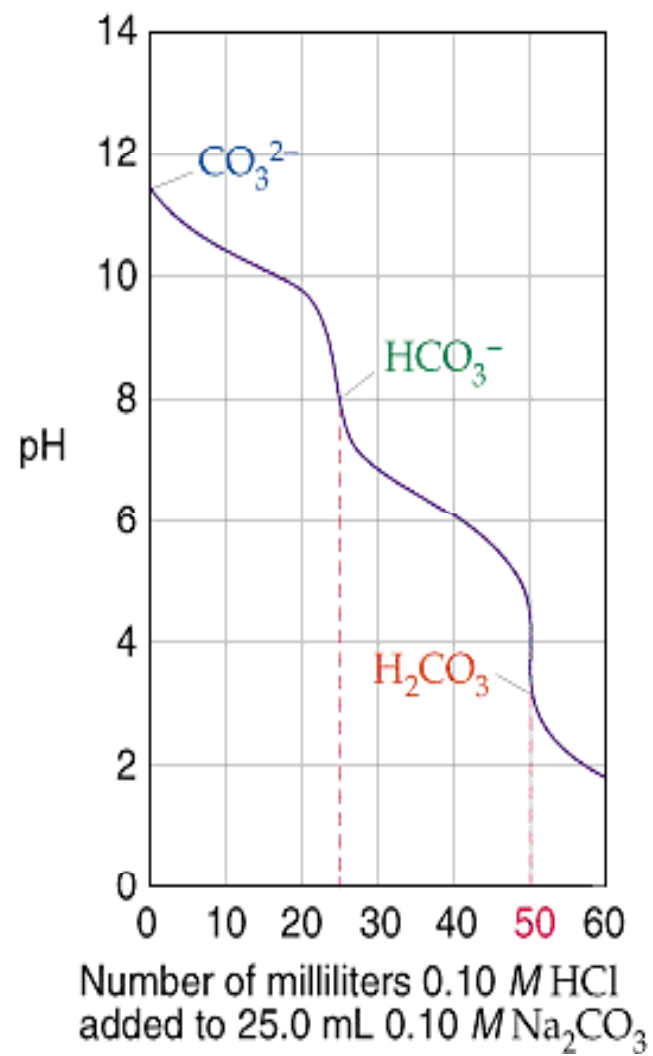
- **Hidrólisis básica (de un anión):**



# Valoraciones ácido-base









# Disoluciones reguladoras

- Disoluciones reguladores, amortiguadoras o tampón:
- Mantienen un pH aproximadamente constante cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base o cuando se diluyen.



# Tipos

- Disoluciones de ácido débil + sal de dicho ácido débil con catión neutro:
  - Ejemplo: ácido acético + acetato de sodio.
- Disoluciones de base débil + sal de dicha base débil con anión neutro:
  - Ejemplo: amoniacó y cloruro de amonio



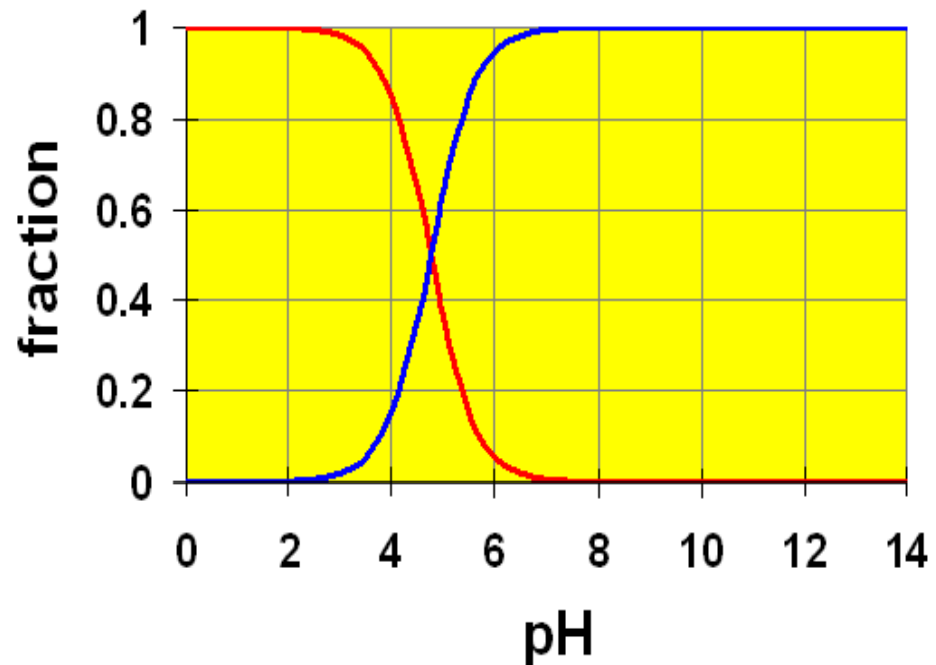
# Cálculo de pH

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log[H_3O^+] = -\log\left(K_a \frac{[HA]}{[A^-]}\right)$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \Big|_{initial}$$





# CH<sub>3</sub>COOH / NaCH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>

$$\log_{10} K_a = \log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] + \log_{10} \frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

$$-\log_{10} K_a = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] - \log_{10} \frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

$$pK_a = pH - \log_{10} \frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

# Cálculo de pH

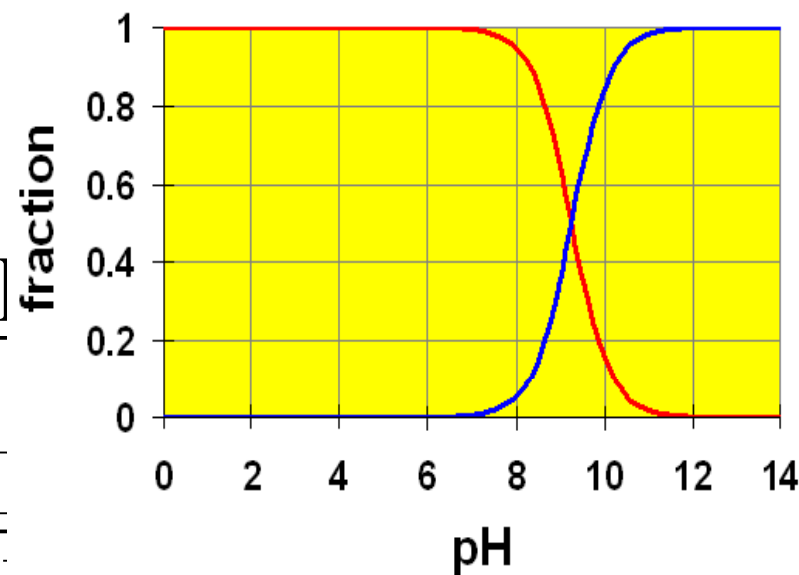
$$\log_{10} K_b = \log_{10} [\text{OH}^-] + \log_{10} \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

$$-\log_{10} K_b = -\log_{10} [\text{OH}^-] - \log_{10} \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

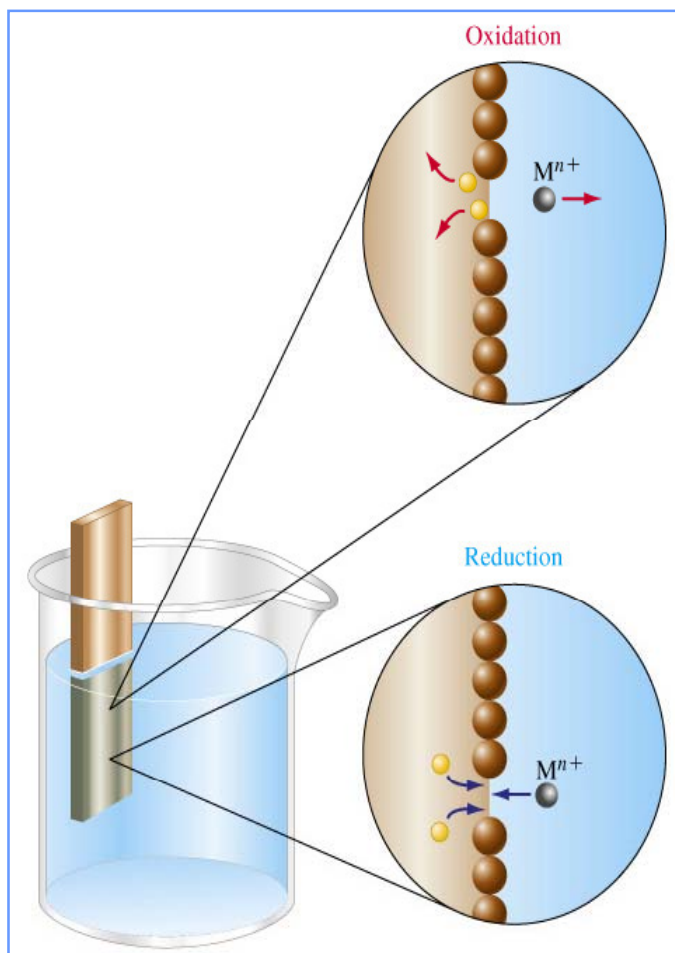
$$pK_b = pOH - \log_{10} \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

$$\therefore pOH = pK_b + \log_{10} \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

$$pOH = pK_b + \log_{10} \frac{[\text{acid}]}{[\text{base}]}$$




# Oxidación-reducción



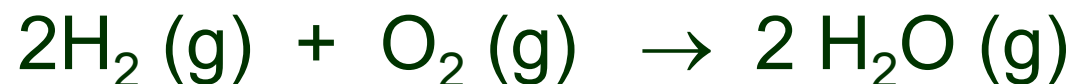
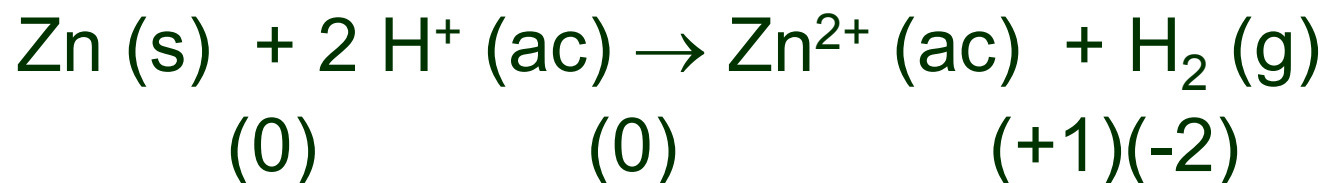


# Oxidación-reducción

- **OXIDACIÓN**: PÉRDIDA de electrones de una molécula, átomo ó ión.
- **REDUCCIÓN**: GANANCIA de electrones de una molécula, átomo ó ión.
- n° de oxidación: número de cargas que tendría el átomo en una molécula si los electrones fueran transferidos al átomo más electronegativo.
- Es la carga que poseería el átomo si el enlace fuese 100% iónico
- Ej: HCl n° de oxidación del Cl en HCl -1



Las reacciones en las que el n° de oxidación de dos ó más sustancias cambia se llaman reacciones de oxidación reducción



Compuesto que acepta electrones: agente oxidante. ( $\text{H}^+/\text{O}_2$  se reduce)

Compuesto que cede electrones: agente reductor. ( $\text{Zn}/\text{H}_2$  se oxida)

Hay reacciones dónde no es tan fácil identificar la pérdida o ganancia de electrones

Algo se tiene que oxidar para que otra cosa se reduzca



# Ajuste de reacciones

**Escribir las reacciones inonicas netas**

**Localizar oxidantes y reductores**

**Ajustar las semireacciones excepto O y H**

**Ajustar el O en las semireacciones  
añadiendo agua en el lado con menos O y ajustar H  
Añadiendo protones en el lado con menos H**

**Añadir a cada semireacción el número de electrones  
En el lado con mayor carga positiva y multiplicar por  
los coeficientes para igualar las cargas**

**Sumar ambas semireacciones**



# Balance de las ecuaciones redox



## Método de las semireacciones:

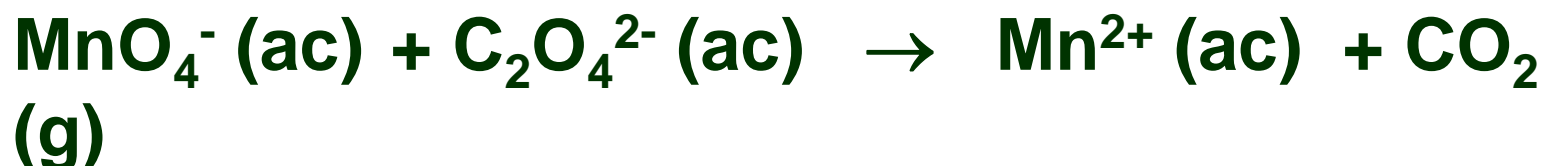
Oxidación:  $\text{Sn}^{2+} (\text{ac}) \rightarrow \text{Sn}^{4+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^-$  (e- como producto)

Reducción:  $2 \text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} (\text{ac})$  (e- como reactivo)





# Ajuste de semireacciones



1. Localiza las especies que cambia su estado de oxidación y escribe las semireacciones:





## 2. En cada semireacción:

a) Ajusta el nº de átomos cuyo nº de oxidación cambia:



b) Ajusta el oxígeno añadiendo moléculas de H<sub>2</sub>O a uno de los lados de la reacción:




c) Ajusta el hidrógeno añadiendo iones hidrógeno H<sup>+</sup>





**d) Ajusta la carga añadiendo electrones:**



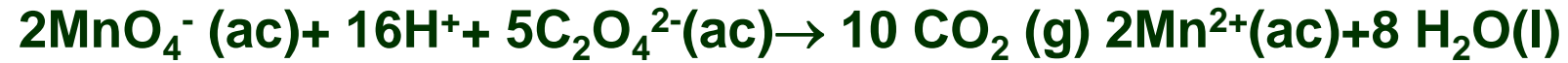


**3. Multiplica las dos ecuaciones de manera que el n° de electrones ganados por una sea igual a los perdidos por la otra.**

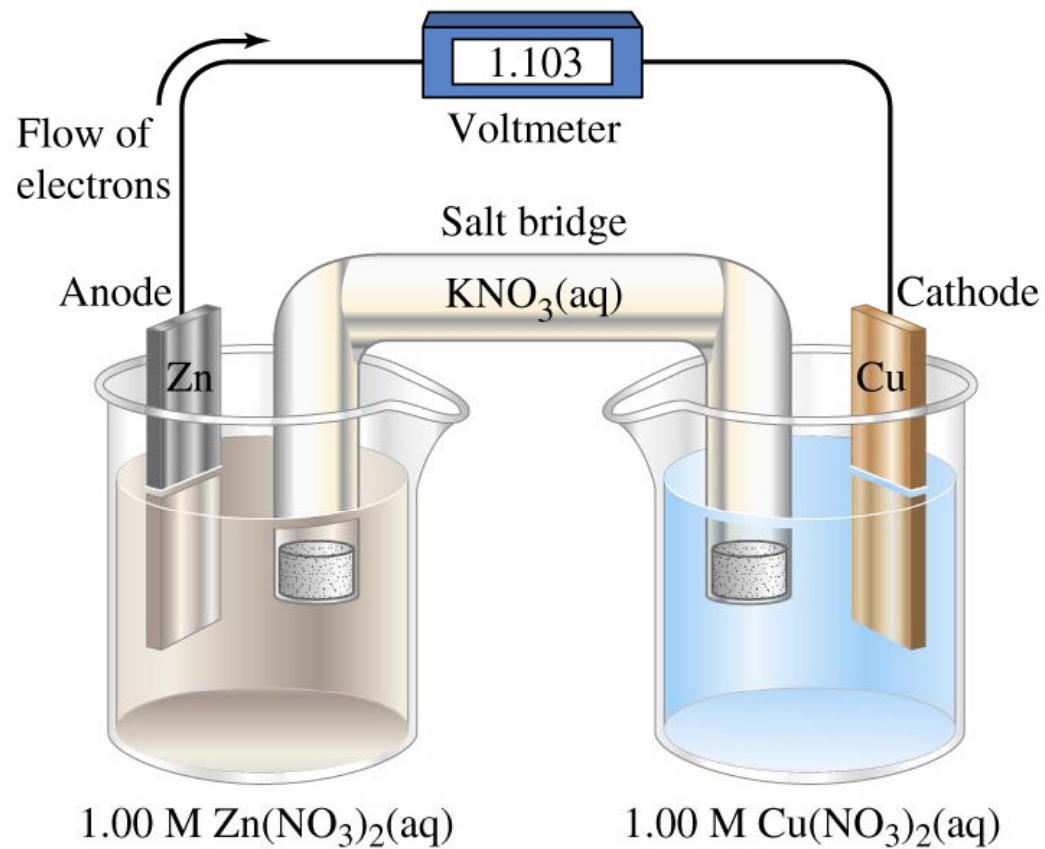




**Suma las dos ecuaciones:**



**Si la reacción tiene lugar en medio básico en lugar de ácido, se sigue el mismo procedimiento y se neutralizan los iones  $\text{H}^+$  añadiendo  $\text{OH}^-$  a ambos lados de la expresión**



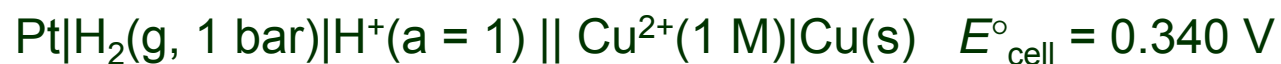
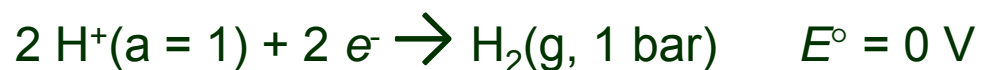


# Terminología

- Células galvánicas
  - Producen electricidad mediante procesos espontáneos
- Células electrolíticas
  - Se producen reacciones químicas no espontáneas por efecto de la electricidad

# Potencial redox

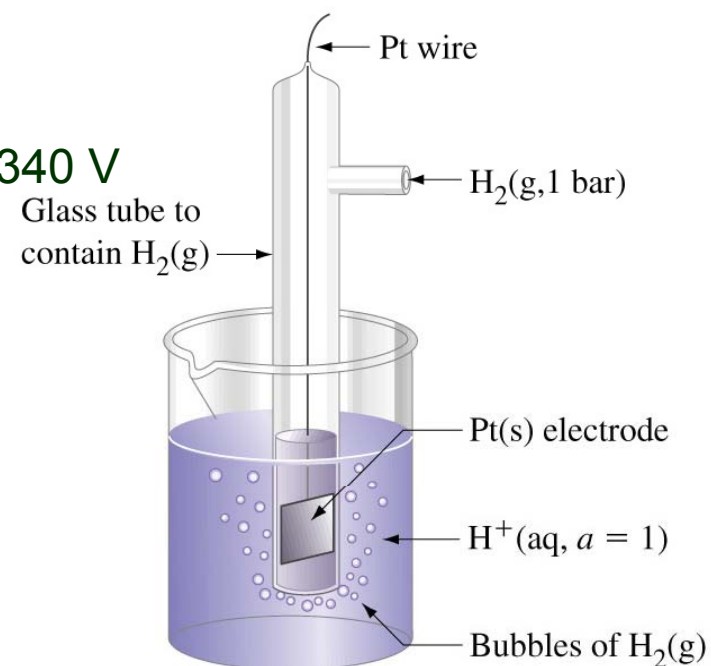
- Mide la tendencia a ganar electrones (reducirse)
- Referencia



*ánodo*

*cátodo*

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$





# Potencial redox

- $E^\circ > 0$ 
  - Reacción espontánea.
- $E^\circ_{\text{cell}} = 0$ 
  - Equilibrio
- $E^\circ_{\text{cell}} < 0$ 
  - Reacción espontánea en el sentido inverso al que se ha escrito

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]} \quad pE = pE^0 + \frac{1}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

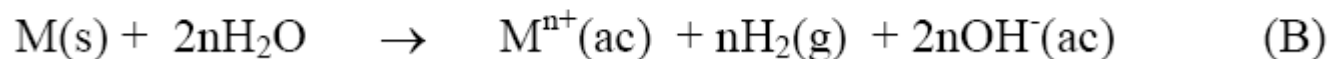
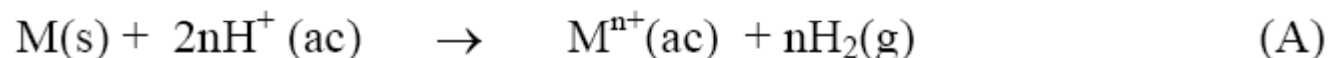
Elemento	Reacción de electrodos	Potencial de reducción E°, en volts
Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	- 3,045
K	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	- 2,925
Ca	$\text{Ca}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	- 2,870
Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	- 2,714
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	- 2,370
Al	$\text{Al}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	- 1,660
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	- 0,763
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	- 0,740
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0,440
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	- 0,403
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	- 0,250
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	- 0,140
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	- 0,126
H <sub>2</sub>	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,337
I <sub>2</sub>	$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+ 0,535
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+ 0,789
Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,799
Br <sub>2</sub>	$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+ 1,080
Cl <sub>2</sub>	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+ 1,360
Au	$\text{Au}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+ 1,500
F <sub>2</sub>	$\text{F}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+ 2,870



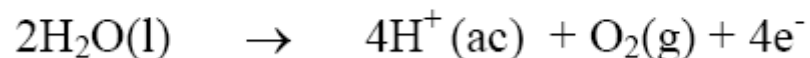
## Reacciones redox en medios acuáticos

- El agua puede actuar como agente oxidante, reduciéndose a hidrógeno, o como agente reductor, cuando es oxidada a oxígeno

- Como oxidante

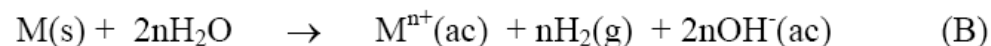
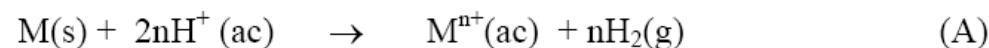


- Como reductor

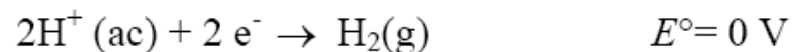
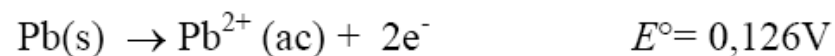


# Oxidación por el agua

- Los metales con agua o con una solución acuosa ácida se pueden oxidar por el agua o por los protones, según el pH de la solución



- En medio ácido 1M, cuando el potencial de reducción,  $E^\circ(\text{M}^{n+}/\text{M})$ , es *negativo*, el metal se oxida con desprendimiento de hidrógeno según la *reacción A*



- En medio básico ( $[\text{OH}^-] = 1\text{M}$ ) y el  $E^\circ(\text{M}^{n+}/\text{M})$  es *menor que el potencial del par  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$  (-0,83V)*, el metal debería oxidarse según la *reacción B*





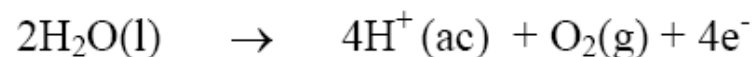
# Pasivación

- Formación de una película relativamente inerte, sobre la superficie de un material (frecuentemente un metal), que lo enmascara en contra de la acción de agentes externos.
- Aunque para algunos metales como Mg, Al, Fe, Cu, etc, la reacción de oxidación con el agua es termodinámicamente favorable, pueden ser usados por años en presencia de agua y oxígeno



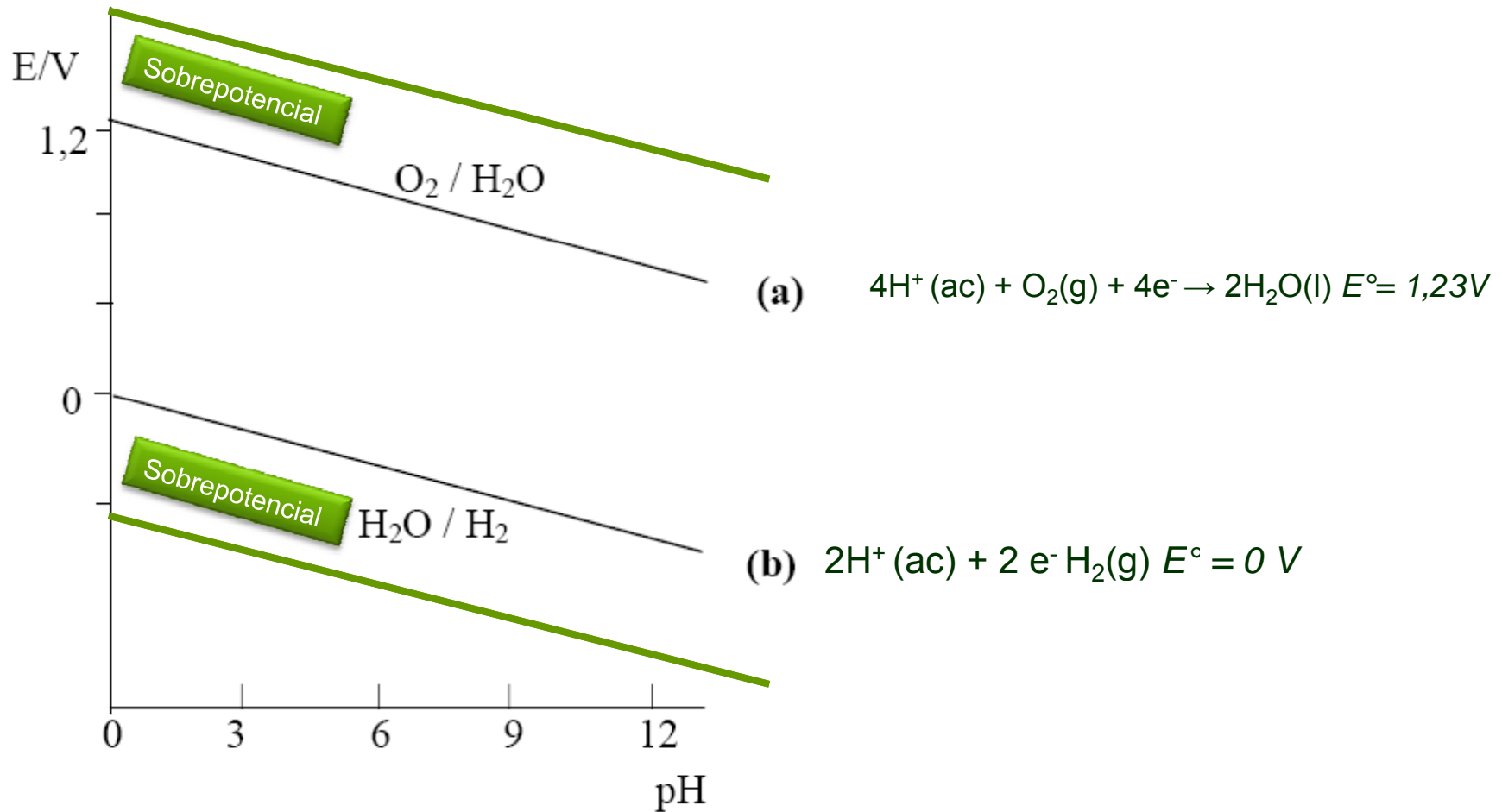
## Reducción por el agua

- El agua puede actuar como agente reductor según la siguiente semirreacción



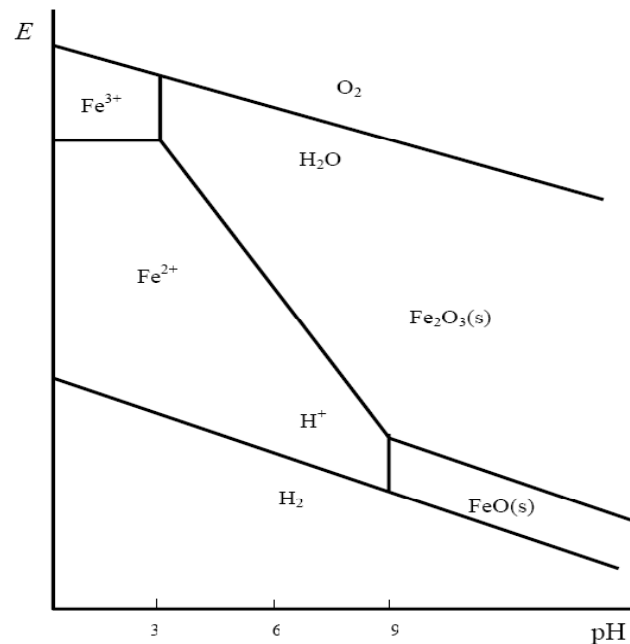
- El potencial estándar de reducción del par  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  es  $E^\circ = 1,23\text{V}$
- Solo puede reaccionar frente a agentes fuertemente oxidantes.

# Diagramas E/pH



# DIAGRAMAS DE POURBAIX

- Es un gráfico que muestra,
  - Cómo varía el potencial de un par con el pH
  - especies reales que existen a cada pH y los posibles pares redox en los que participan







## Reacciones redox en medio acuático

- ❑ Oxidación de bisulfuros



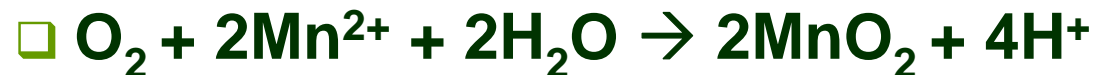
- ❑ Oxidación de hierro



- ❑ Nitrificación



- ❑ Oxidación de Manganeso (II)



- ❑ Oxidación de sulfuro de hierro



# Reacciones redox en medio acuático

- Degradación aeróbica
  - $\text{CH}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Desnitrificación
  - $3\text{CH}_2\text{O} + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{N}_2 + 3\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$
- Reducción de Manganeso (IV)
  - $\text{CH}_2\text{O} + 2\text{MnO}_2 + 3\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + \text{HCO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$
- Reducción de hierro (III)
  - $\text{CH}_2\text{O} + 4\text{Fe}(\text{OH})_3 + 7\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{HCO}_3^- + 10\text{H}_2\text{O}$
- Reducción de sulfato
  - $2\text{CH}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{HS}^- + \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
- Fermentación a metano
  - $2\text{CH}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$