

Estados de la materia y fuerzas intermoleculares

Marco Galleguillos Caamaño
B.Q. Mg. en BQ



Diferentes estados de la materia

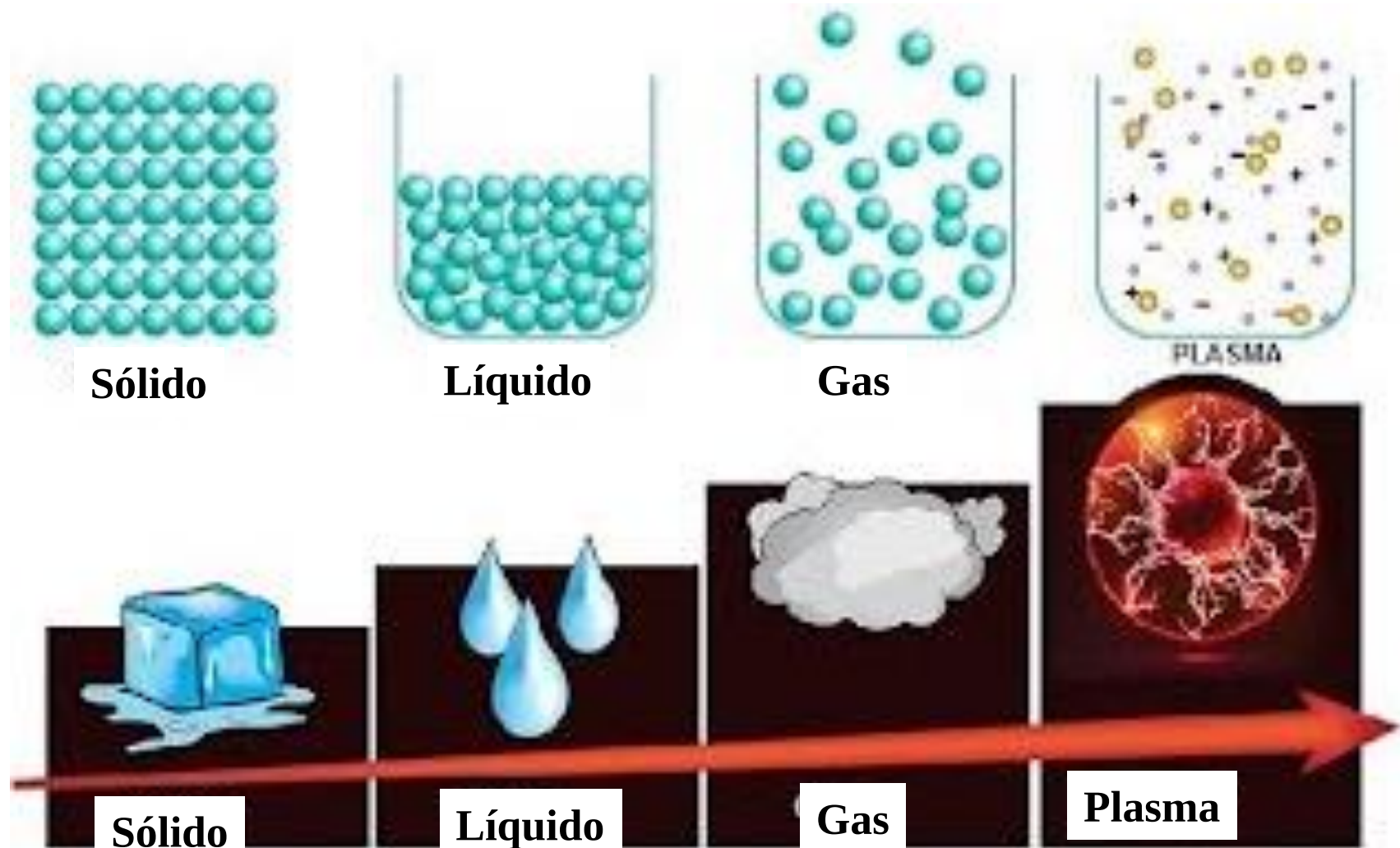


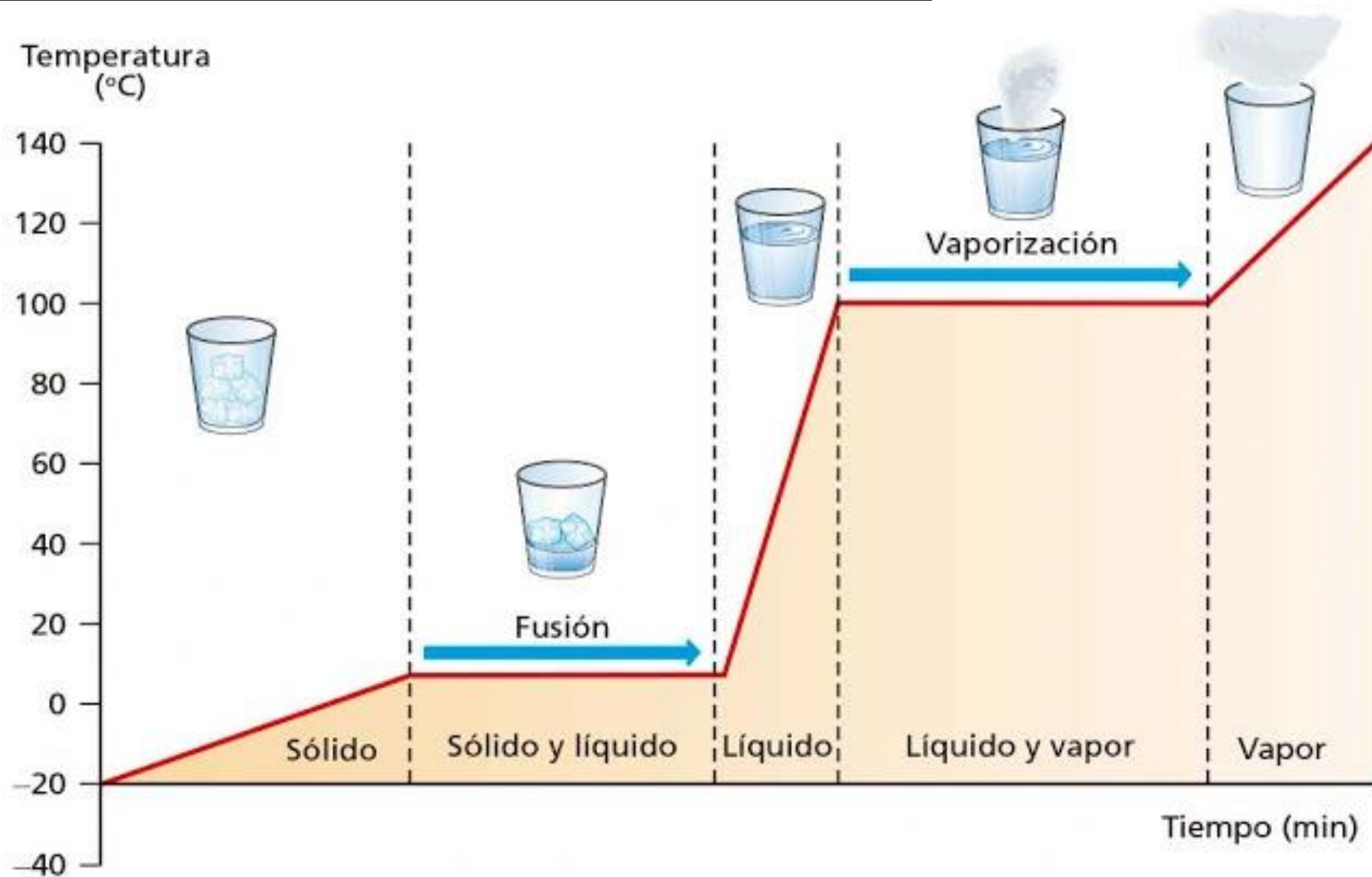
TABLA 11.1 Propiedades características de los gases, líquidos y sólidos

Estado de la materia	Volumen/Forma	Densidad	Compresibilidad	Movimiento de moléculas
Gas	Adopta el volumen y la forma de su contenedor	Baja	Muy compresible	Movimiento muy libre
Líquido	Tiene un volumen definido pero adopta la forma de su contenedor	Alta	Sólo ligeramente compresible	Se deslizan entre sí libremente
Sólido	Tiene un volumen y posiciones fijas	Alta	Virtualmente incompresible	Vibran en torno a formas definidas



Los cambios de estado de la materia

Curva de calentamiento del agua a 1 atmósfera



Presión atmosférica



Diagrama de fases

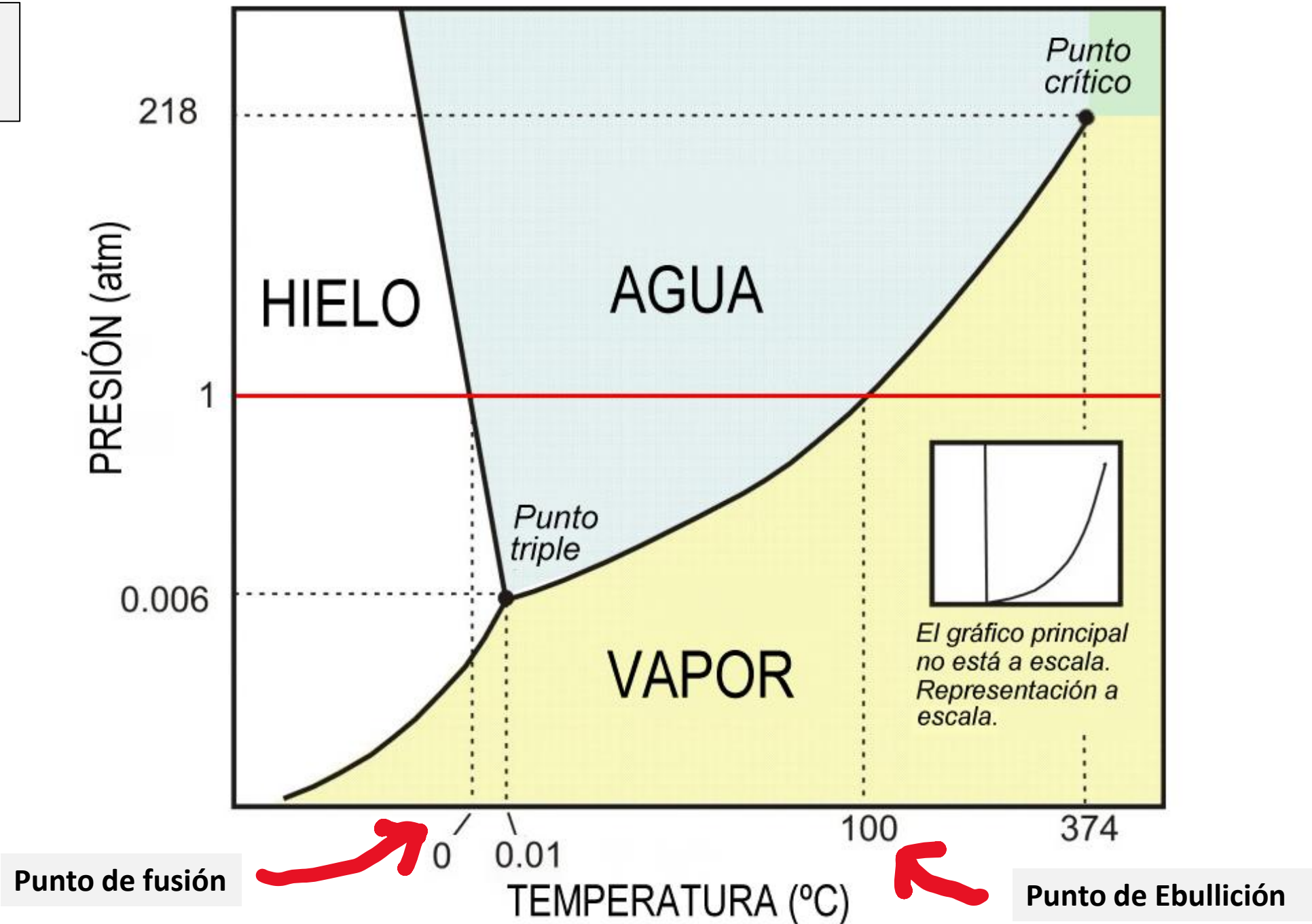
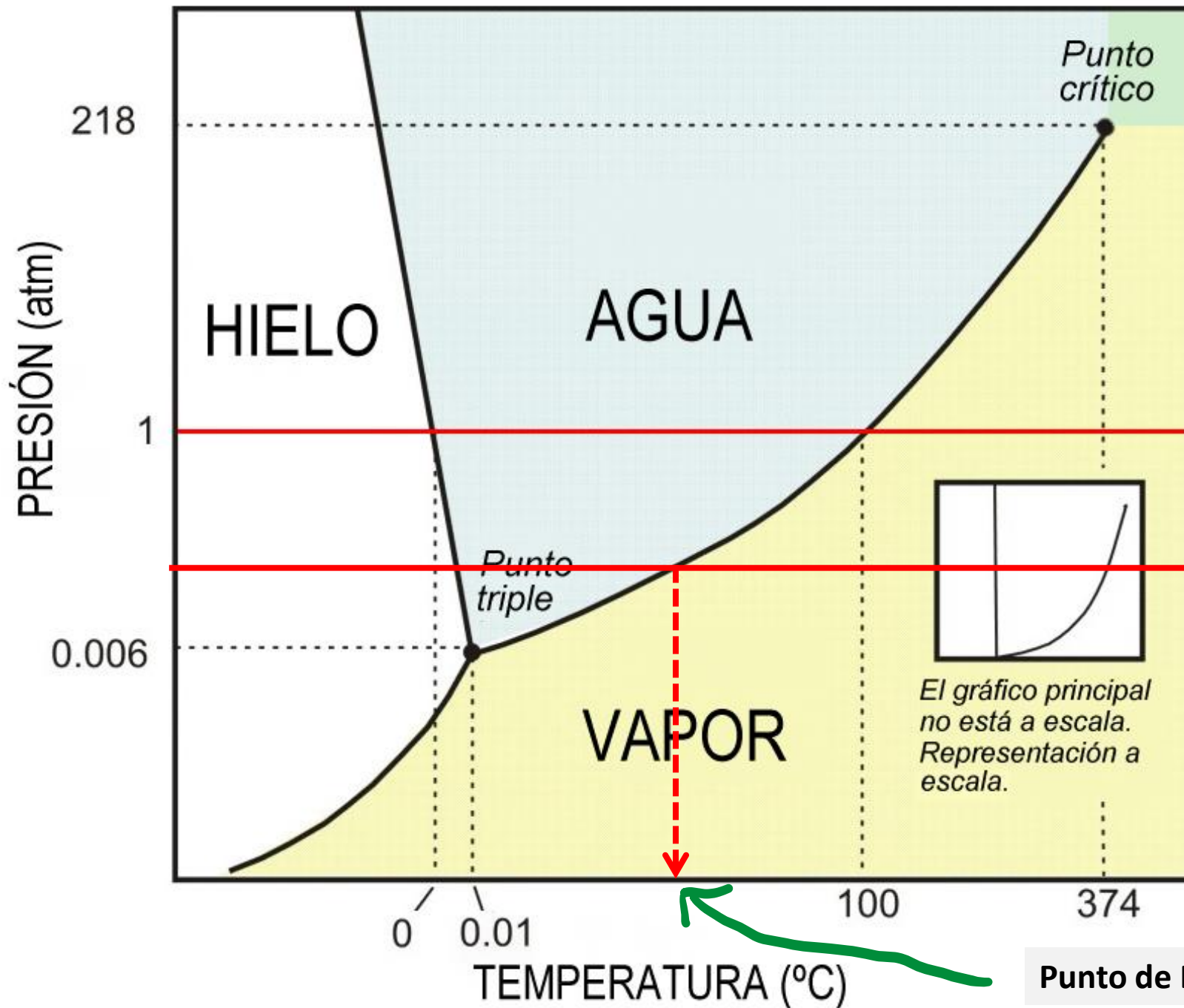


Diagrama de fases





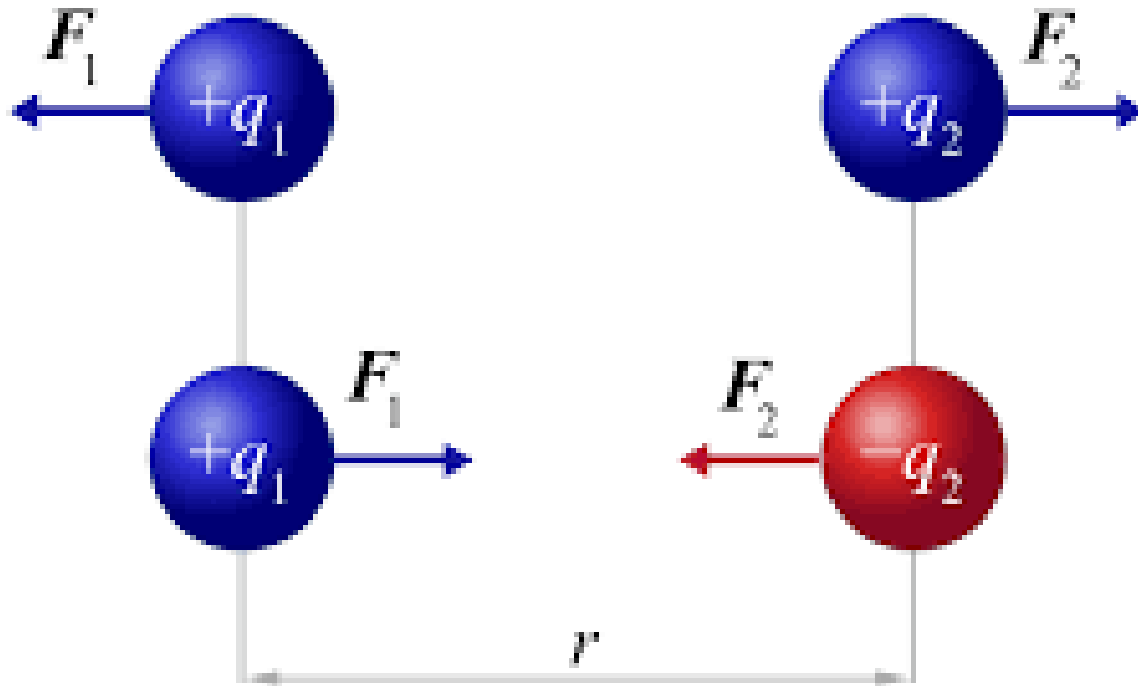
https://youtu.be/_OxY6T9-QzM



Fuerzas Intermoleculares

- Las fuerzas que mantienen las partículas de sólidos y líquidos juntos se llaman fuerzas intermoleculares. ✓
- El enlace covalente es una fuerza intramolecular. ✓
- La atracción entre las moléculas es una fuerza intermolecular. ✓
- Las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares. ✓
- Cuando una sustancia se funde o hierve las fuerzas intermoleculares se rompen (no los enlaces covalentes). ✓

Ley de Coulomb



$$|F_1| = |F_2| = k_e \frac{|q_1 \times q_2|}{r^2}$$

La fuerza de atracción (F_1) o de repulsión (F_2) es proporcional a la magnitud de las cargas (q) e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa

Fuerzas intermoleculares

```
graph TD; A[Fuerzas intermoleculares] --> B[Fuerzas ión-dipolo]; A --> C[Fuerzas de Van der Waals]; A --> D[Puente de hidrógeno]; C --> E[Dipolo-dipolo]; C --> F[Dipolo inducido]; C --> G[Fuerzas de dispersión de London];
```

Fuerzas
ión-dipolo

Fuerzas
de Van der Waals

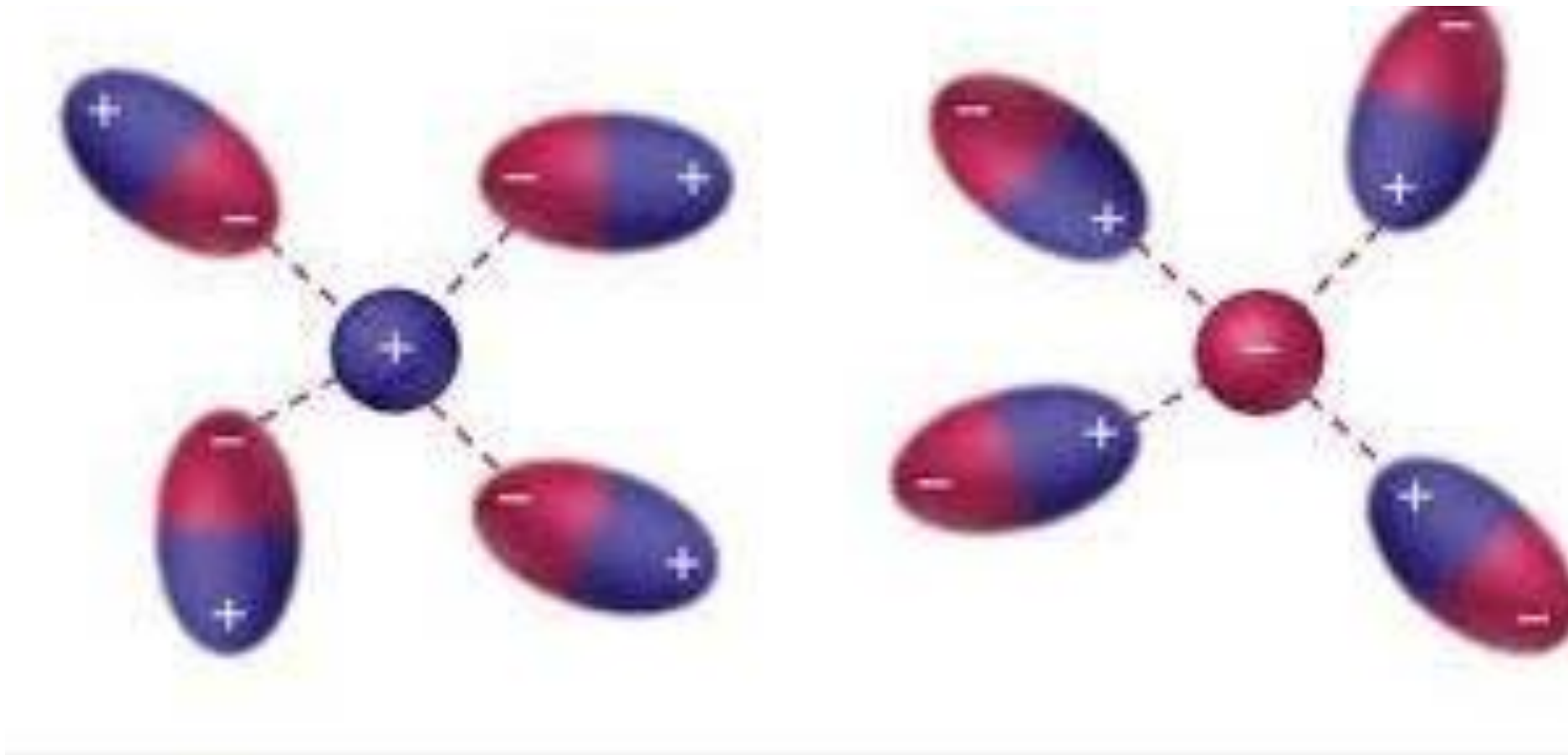
Puente de
hidrógeno

Dipolo-dipolo

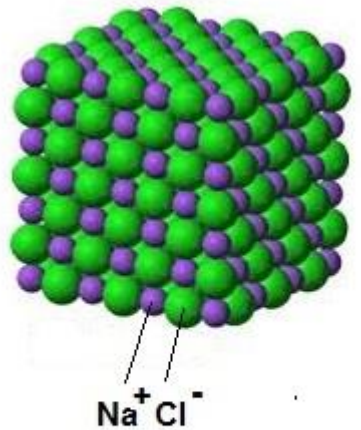
Dipolo inducido

Fuerzas de dispersión
de London

Fuerzas ion-dipolo. Es la fuerza de atracción entre un ion (catión o anión) y una molécula polar.



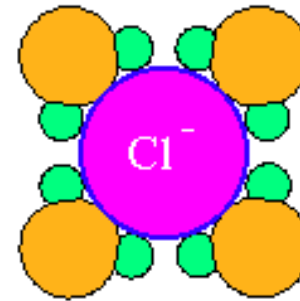
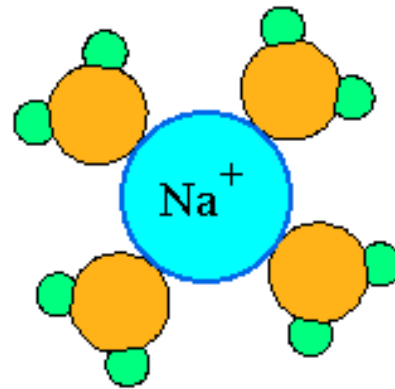
Solución de NaCl

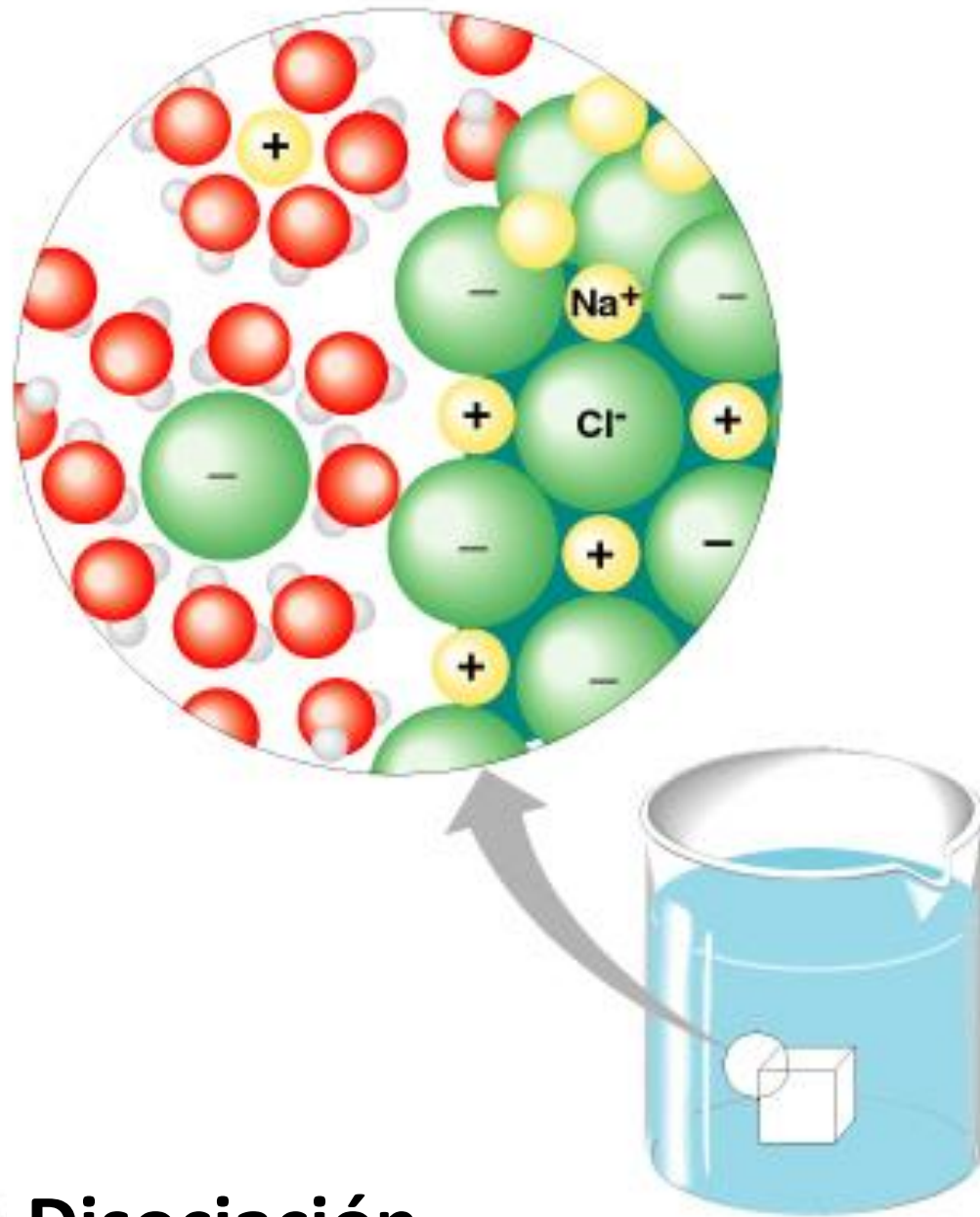


$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

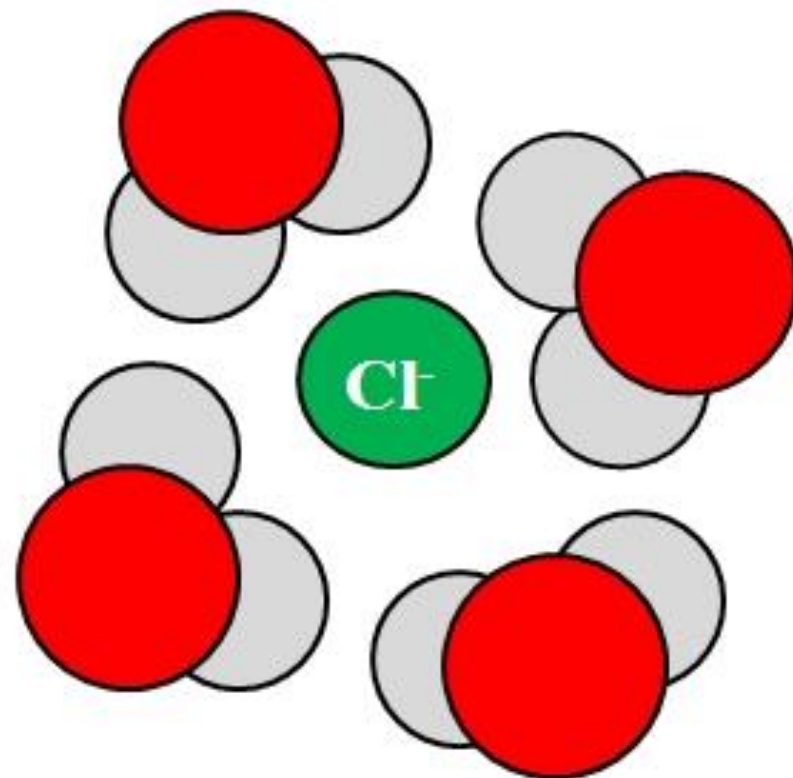
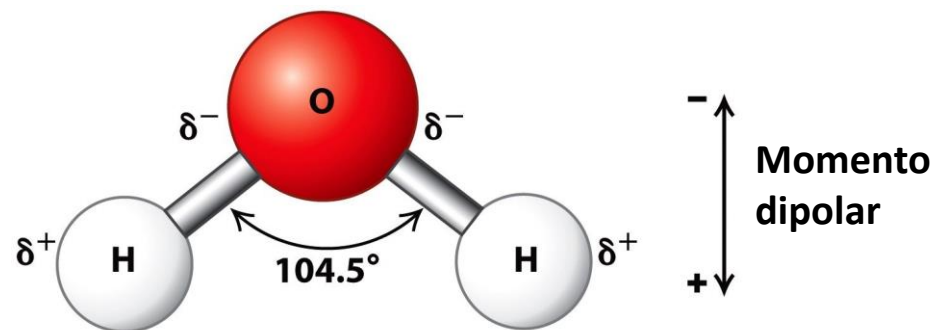
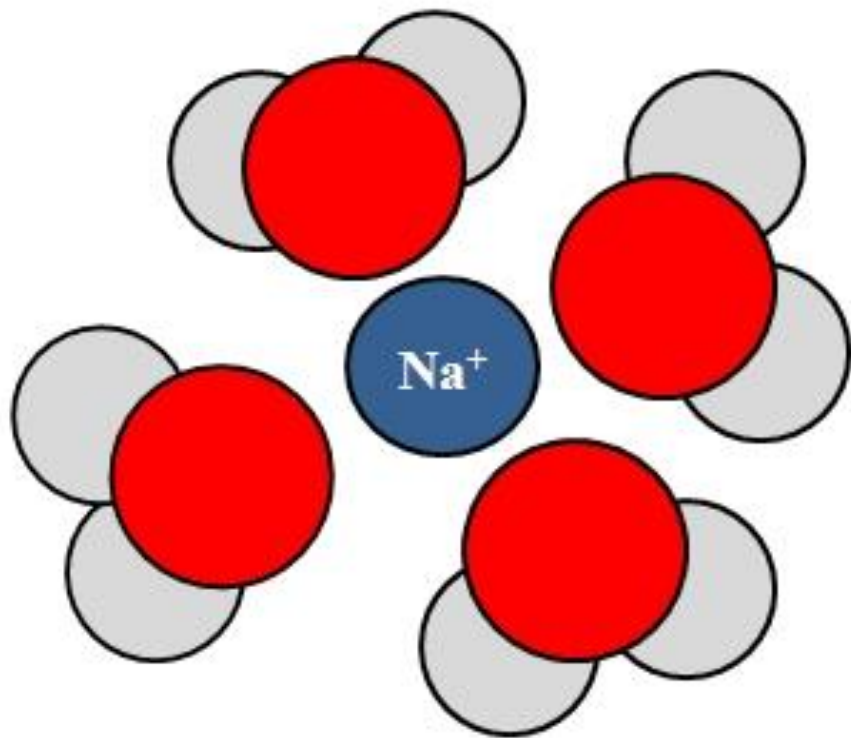
Cristal de cloruro de sodio

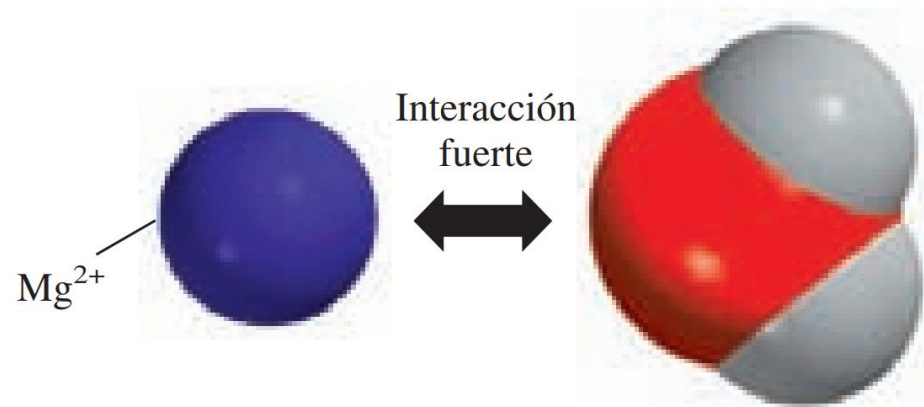
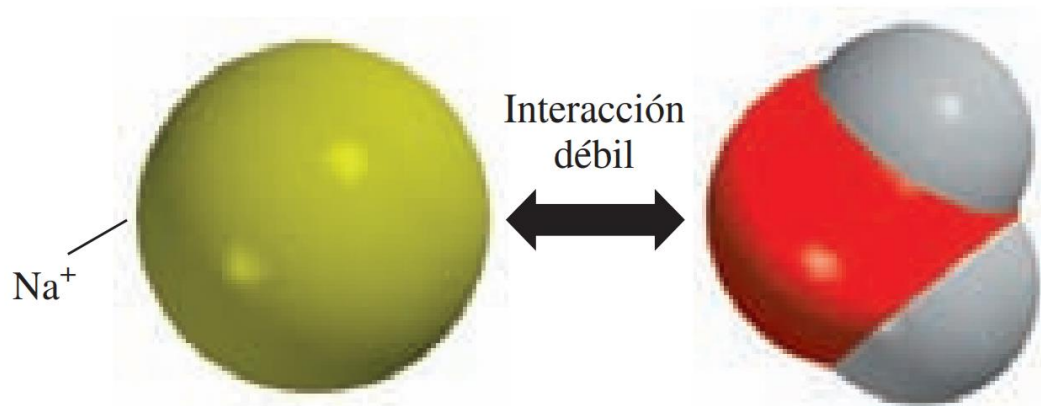
H_2O



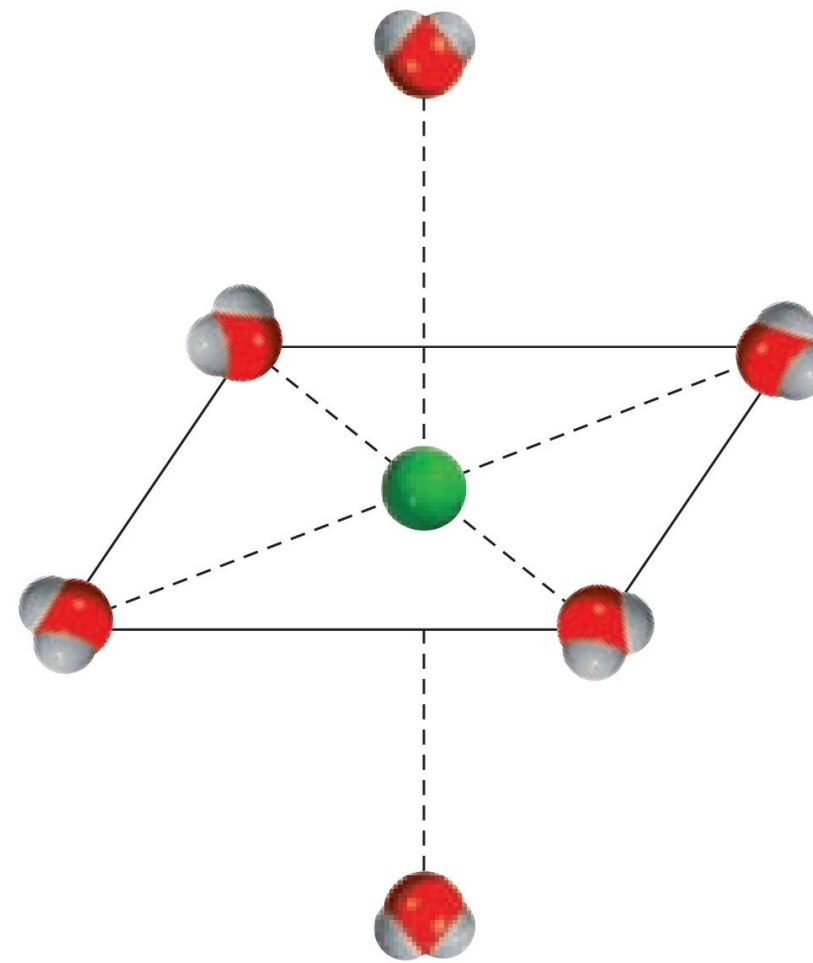


Disociación





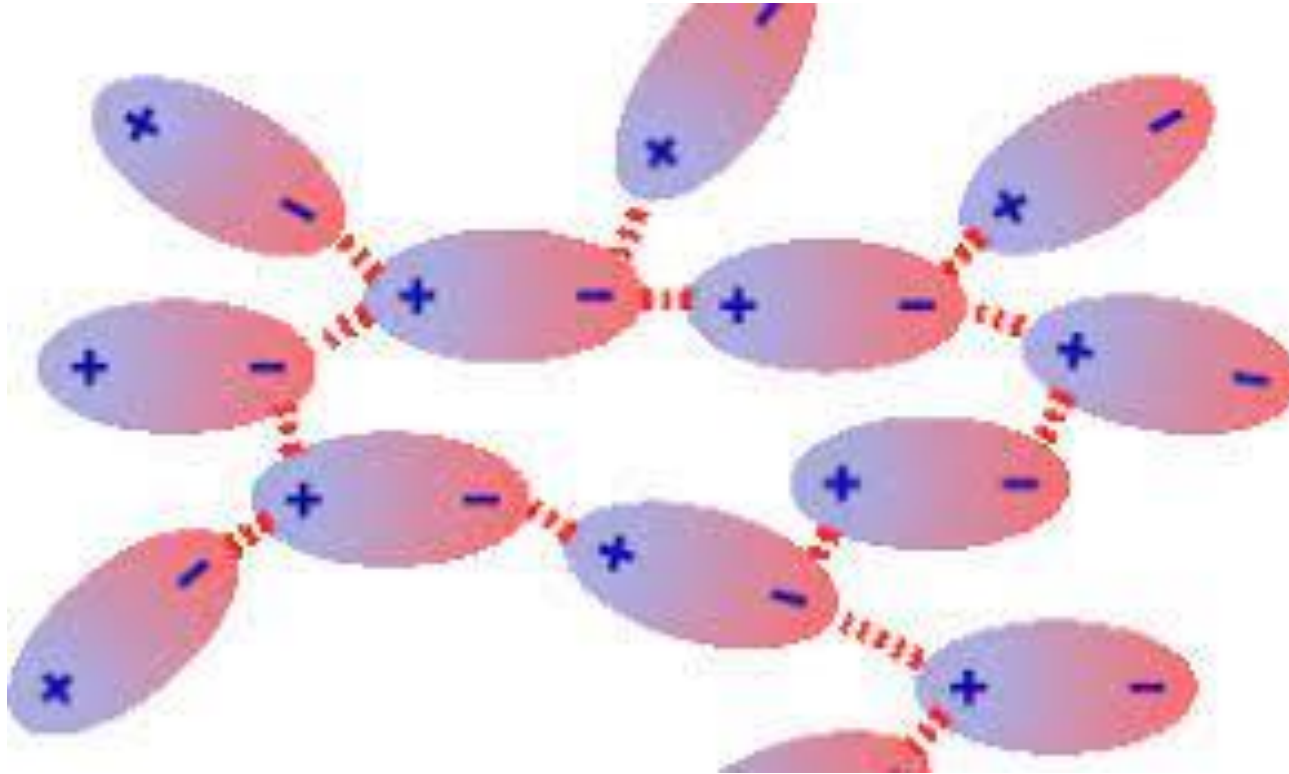
a)



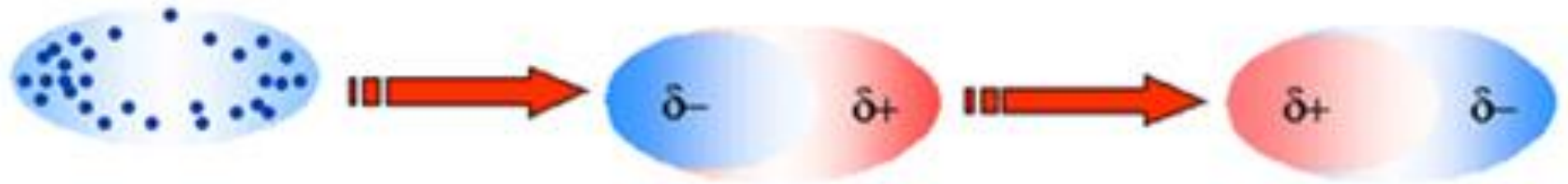
b)

La fuerza de atracción del ion Mg^{2+} es mayor que la del ion Na^+

Fuerzas dipolo-dipolo. Son las fuerzas de atracción entre moléculas polares



Fuerzas de dispersión. fuerzas de atracción que se generan a partir de los dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas.

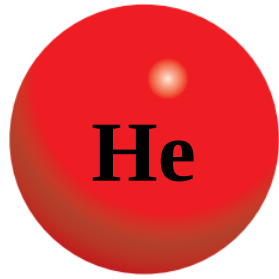


Molécula
apolar

Dipolos instantáneos

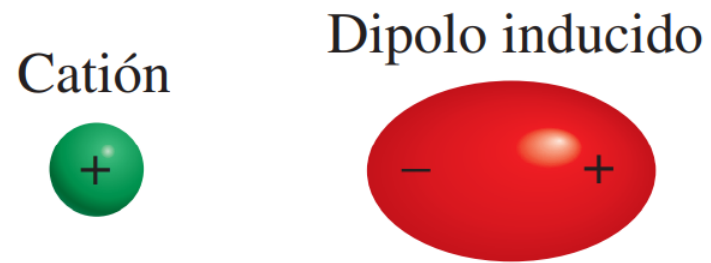


Atracción entre dipolos
instantáneos



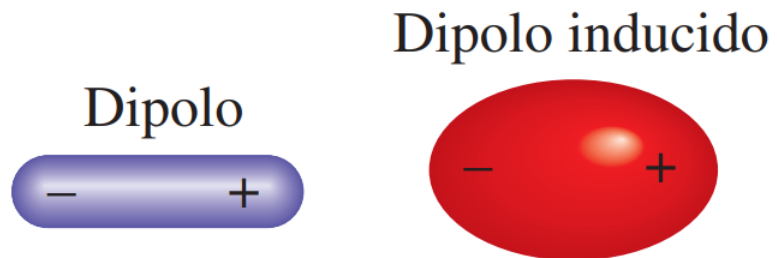
a)

a) Distribución esférica de la carga de un átomo de helio



b)

b) Distorsión provocada por la cercanía de un catión



c)

c) Distorsión provocada por la cercanía de un dipolo

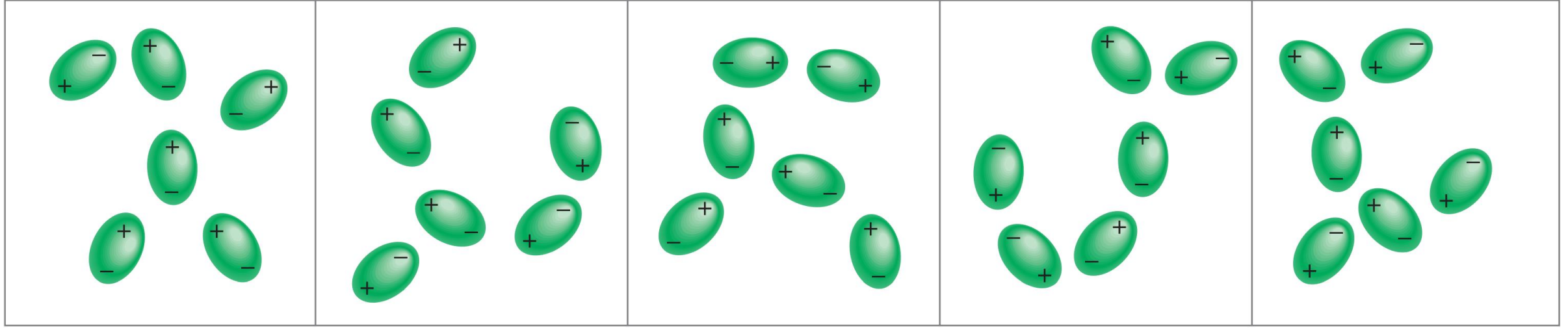
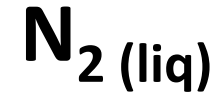


Figura 11.5 Interacción entre dipolos inducidos. Estos patrones existen tan sólo momentáneamente; al instante siguiente, se distribuyen de otra forma. Este tipo de interacción es responsable de la condensación de los gases no polares.



Nitrógeno líquido



- 180 °C

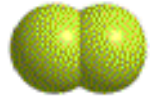
Cuando disminuye la energía cinética de las moléculas de N_2 , las fuerzas de dispersión de London explican el cambio en el estado de agregación de este gas

	P. fusión	P. ebullición	Estado a T amb.
Cl_2 (z=17)	-102 °C	-34 °C	Gas
Br_2 (z=35)	-7 °C	59 °C	Líquido
I_2 (z=53)	83 °C	184 °C	Sólido

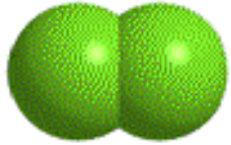


Polarizabilidad. Facilidad para distorsionar la nube electrónica de un átomo o molécula. En general, un átomo o molécula tiende a ser más polarizable a medida que aumenta el número de electrones y se hace más difusa la nube de electrones.

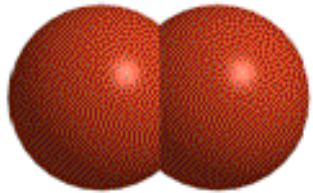
Tamaño molecular



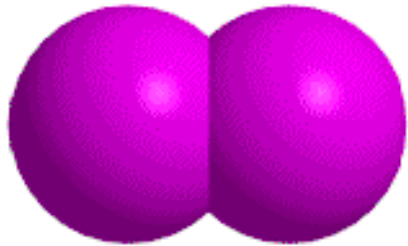
F (Z=9)



Cl (Z=17)



Br (Z=35)



I (Z=53)

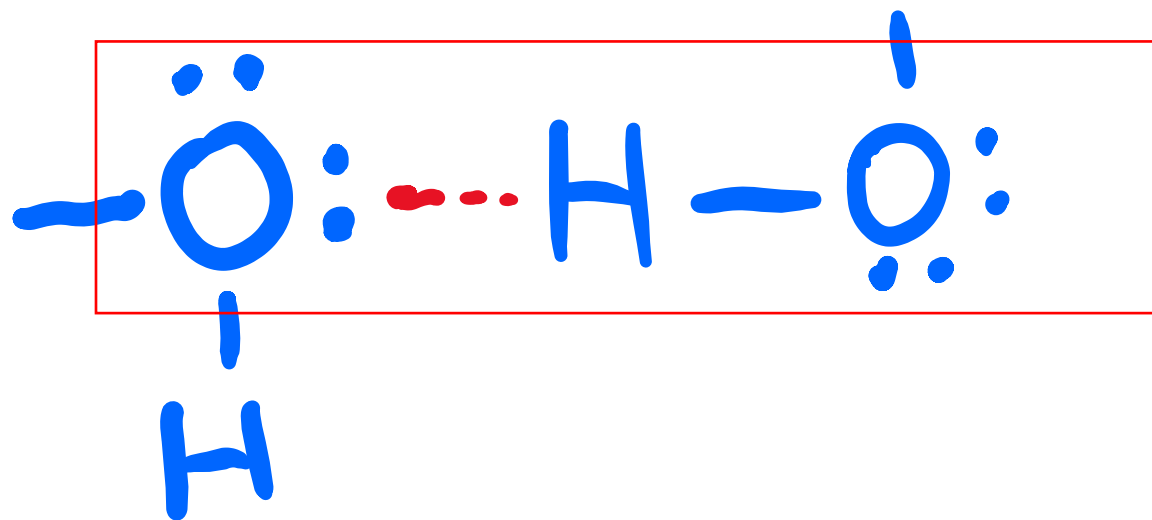


Puntos de fusión de compuestos no polares semejantes

Compuesto	Punto de fusión (°C)
CH ₄	-182.5
CF ₄	-150.0
CCl ₄	- 23.0
CBr ₄	90.0
CI ₄	171.0

El punto de fusión aumenta con el número de electrones de la molécula. Las fuerzas de dispersión aumentan a medida que aumenta la masa molecular.

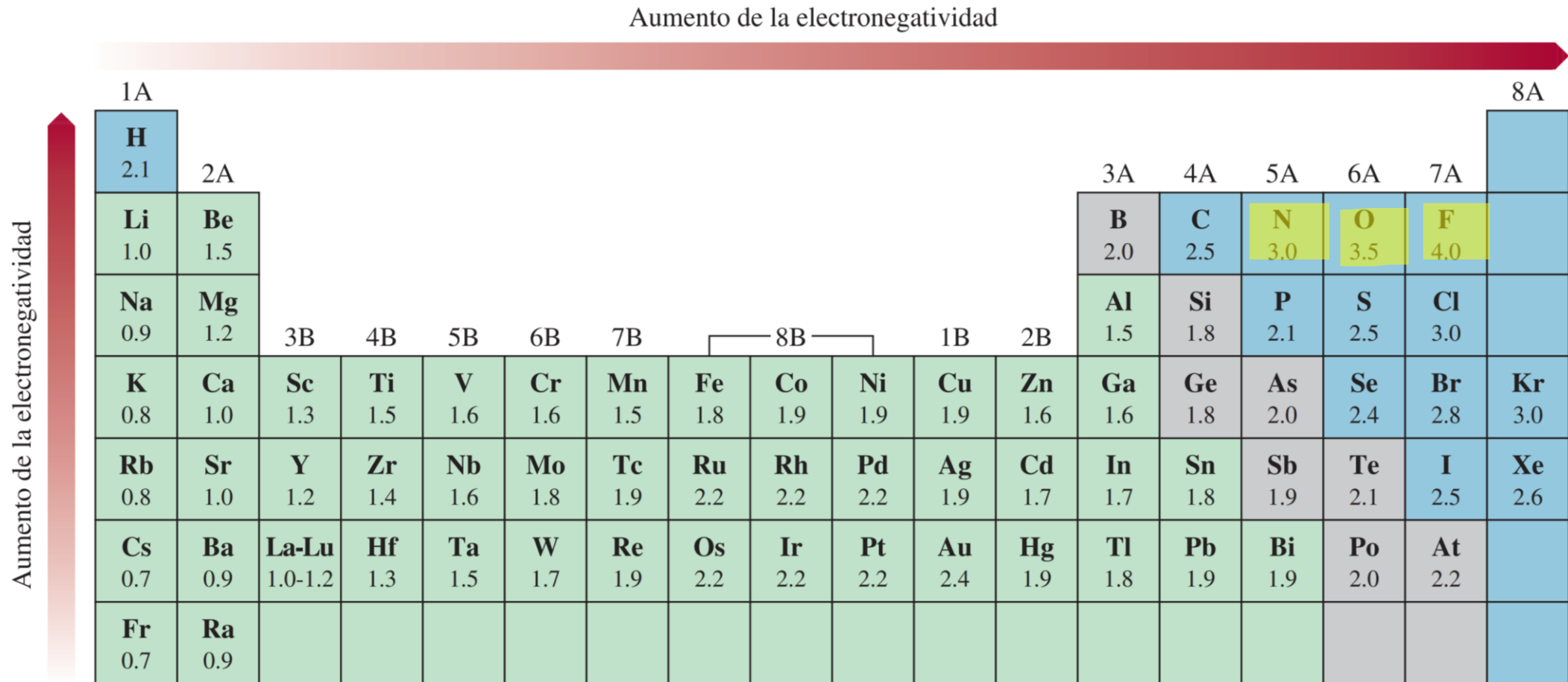
Enlace de hidrógeno

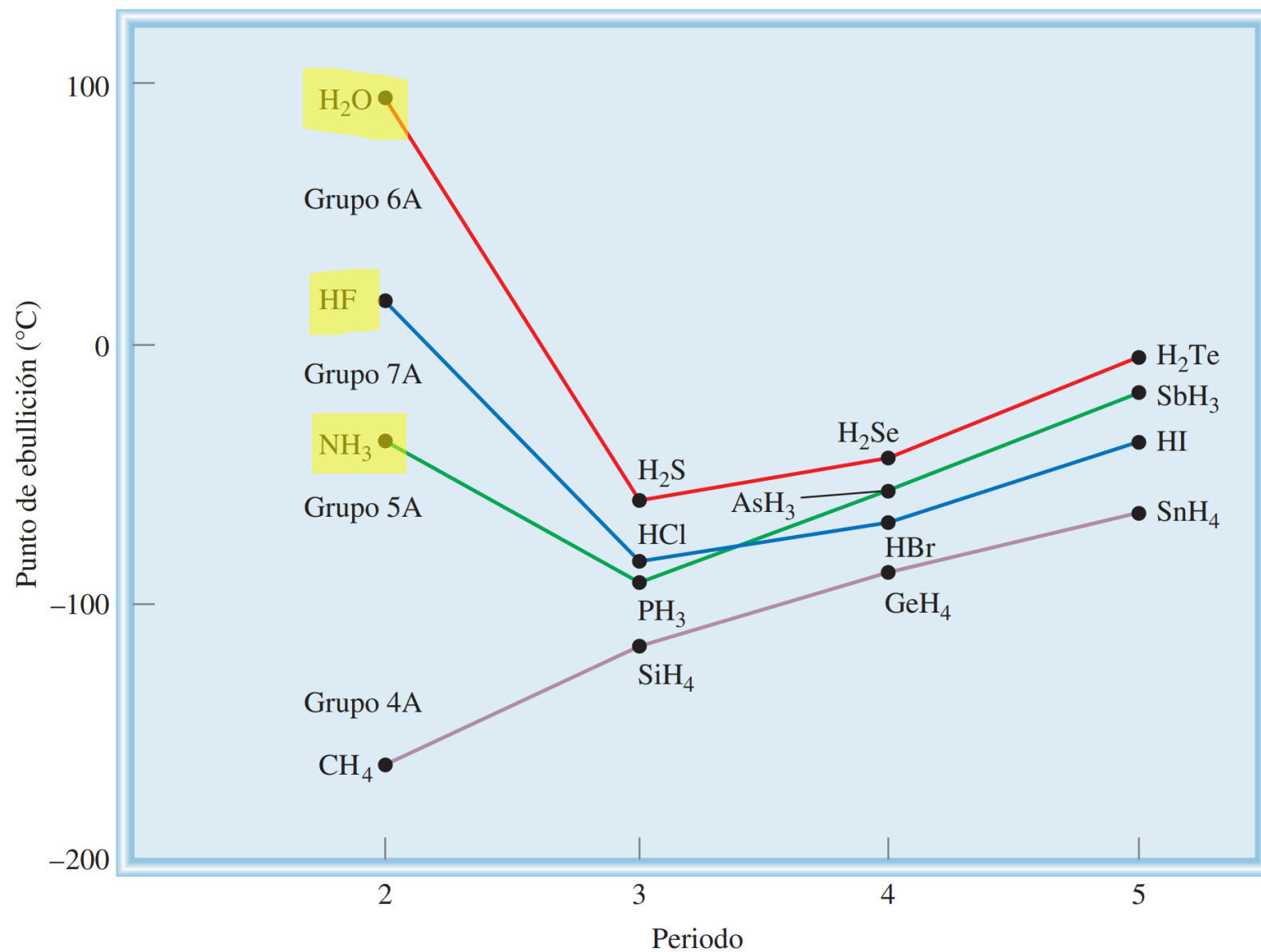


Aceptor

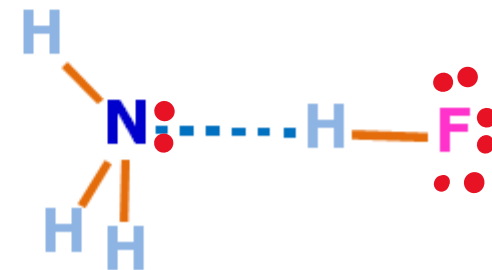
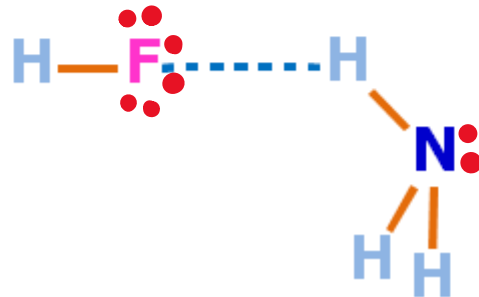
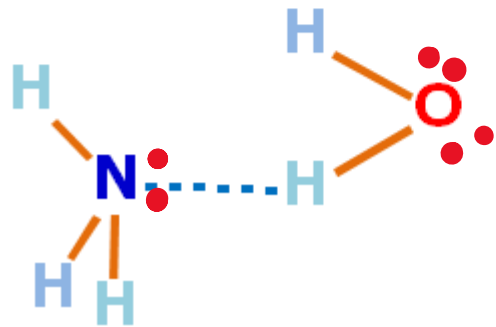
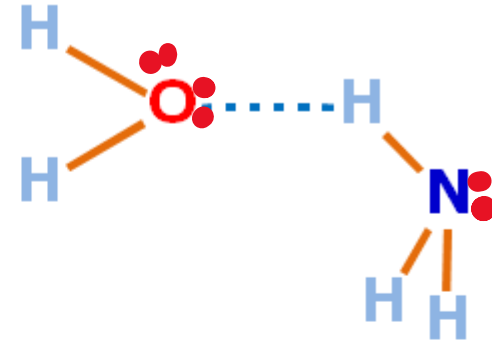
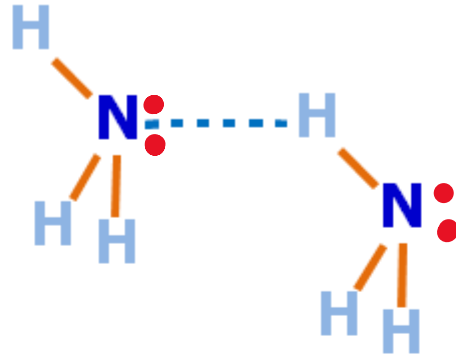
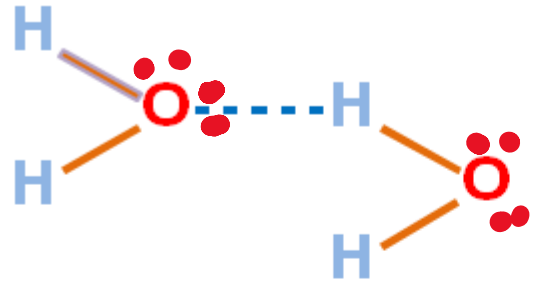
Dador

Electronegatividad. Capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico

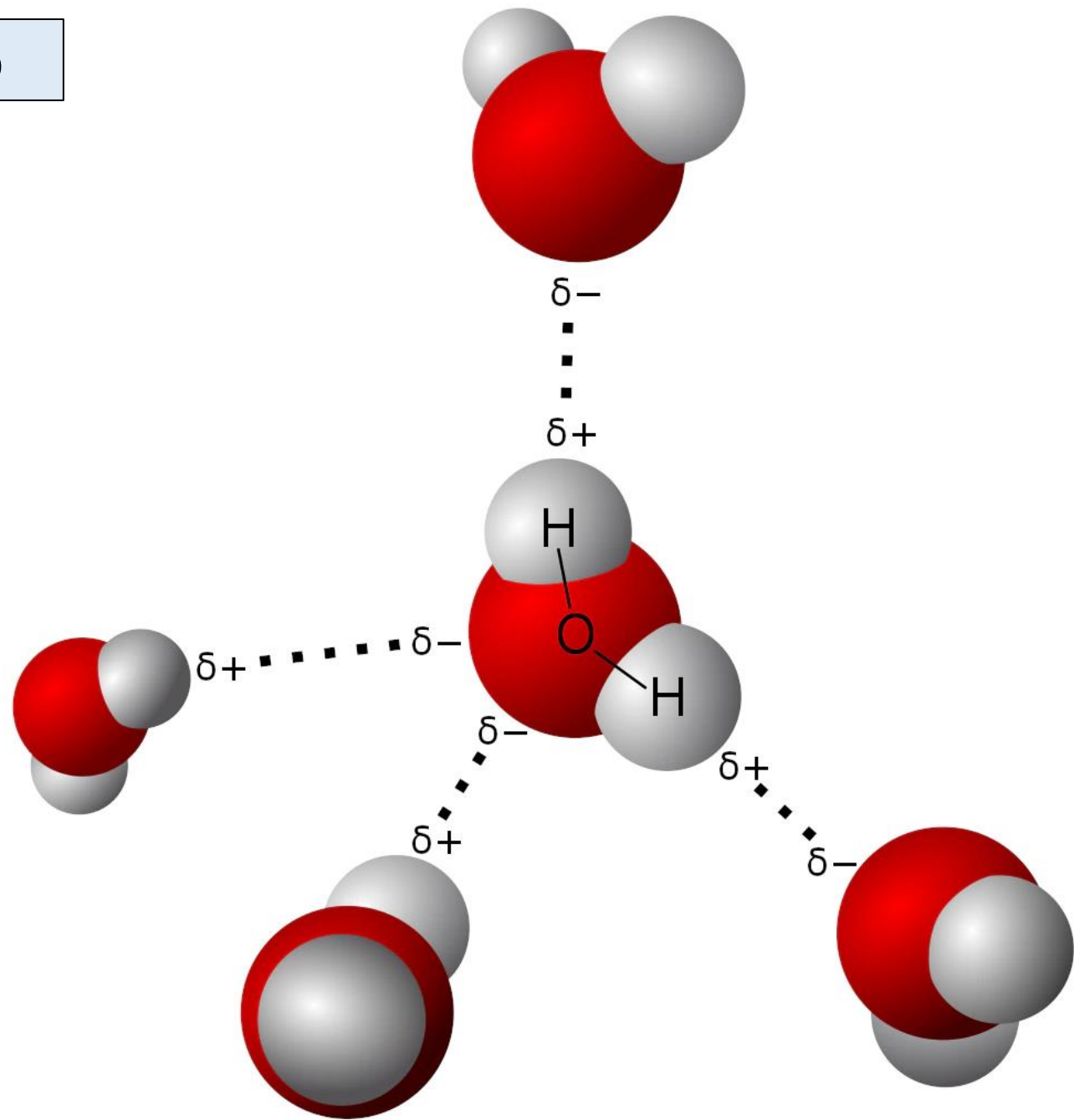


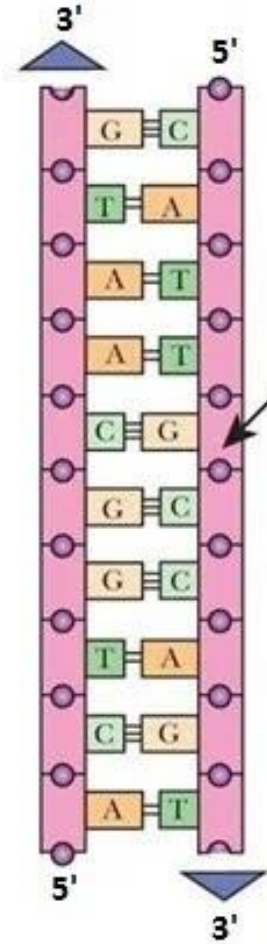


Enlace de hidrógeno



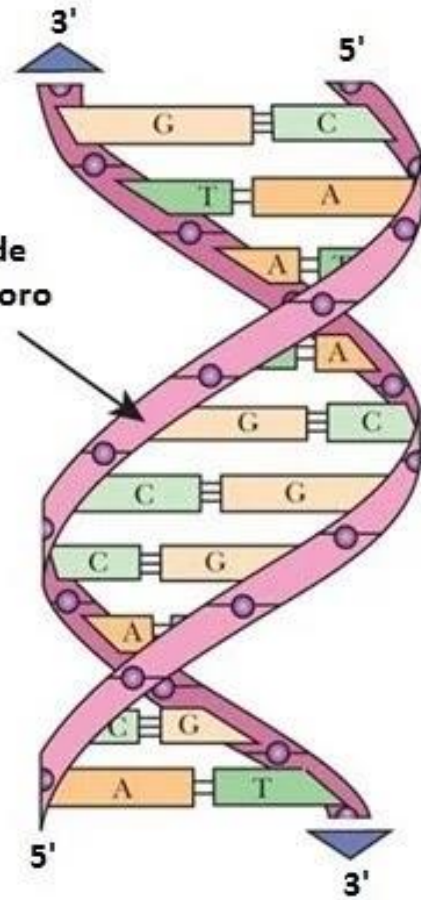
Enlace de hidrógeno



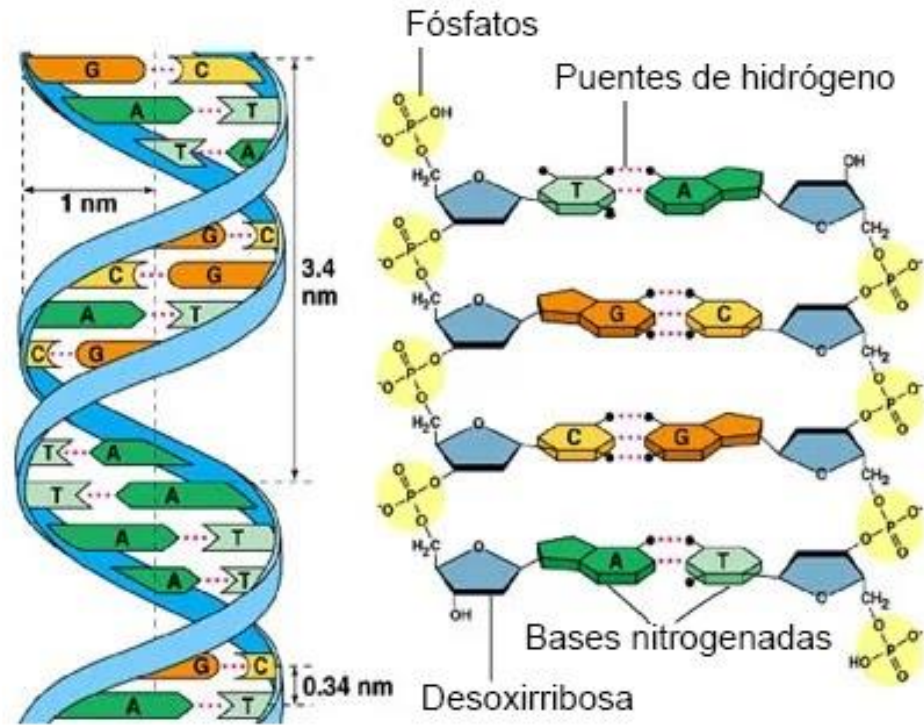


Representación
Lineal

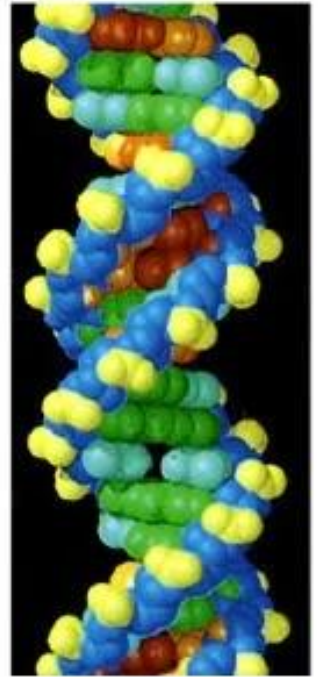
Cadena de
azúcar-fósforo

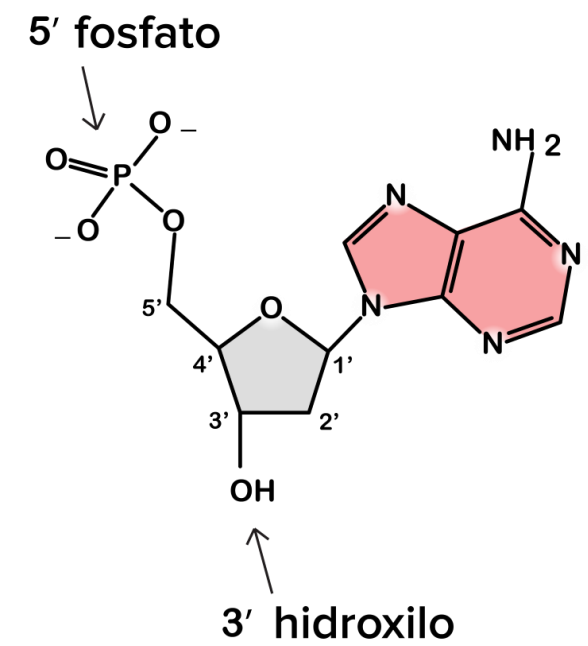
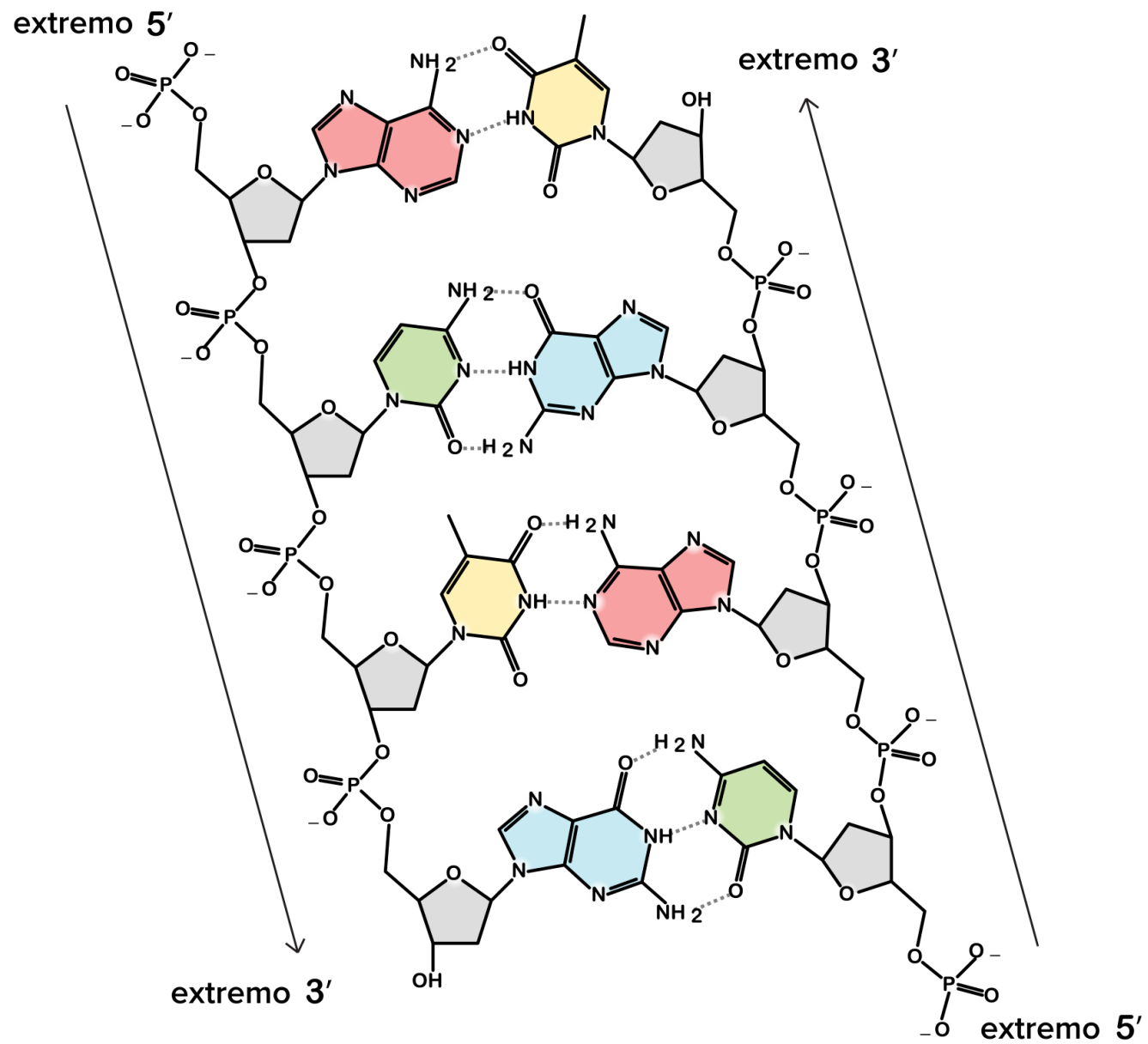


Representación
de Doble Hélice

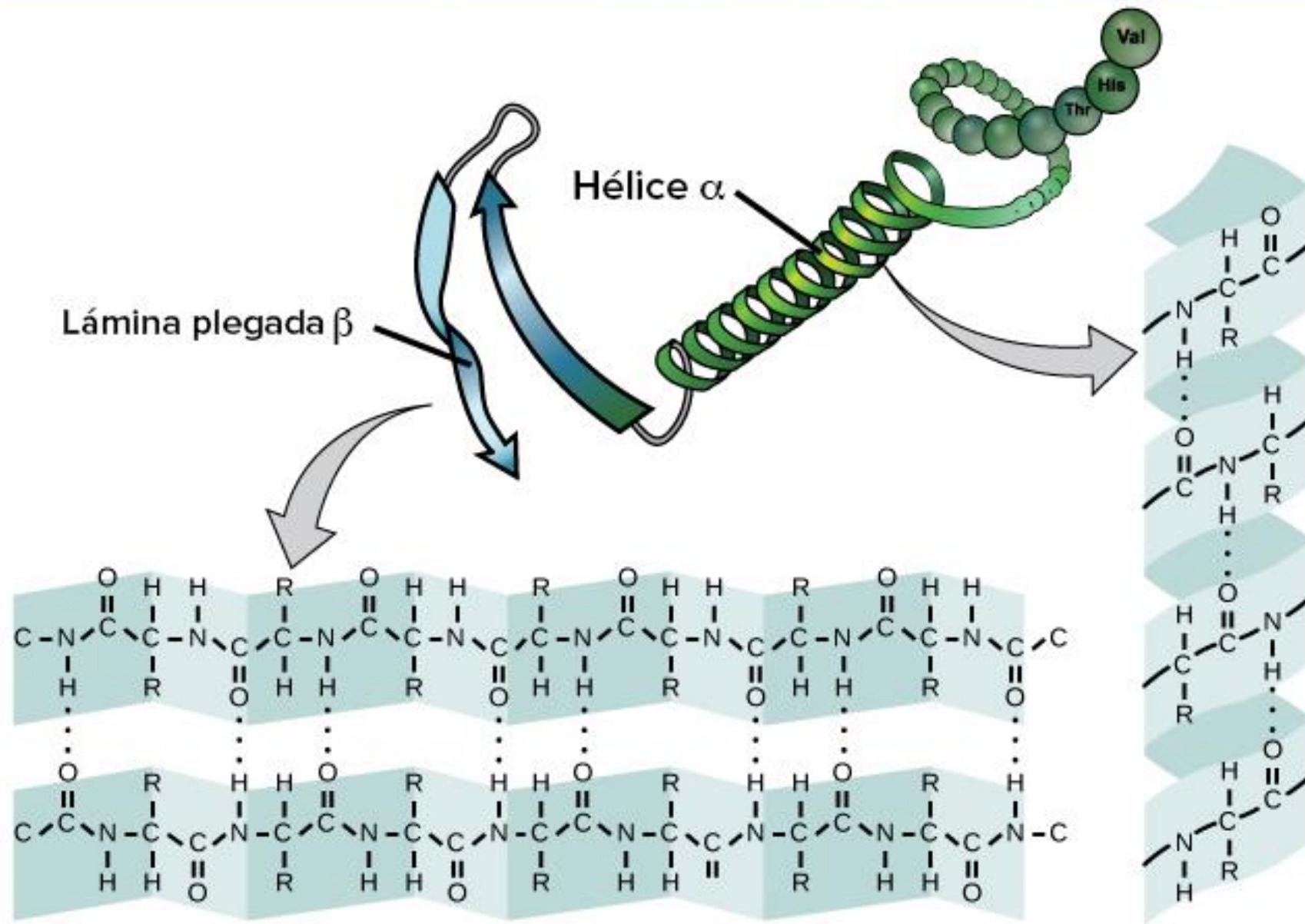


Modelo de ADN





Estructura secundaria de las proteínas



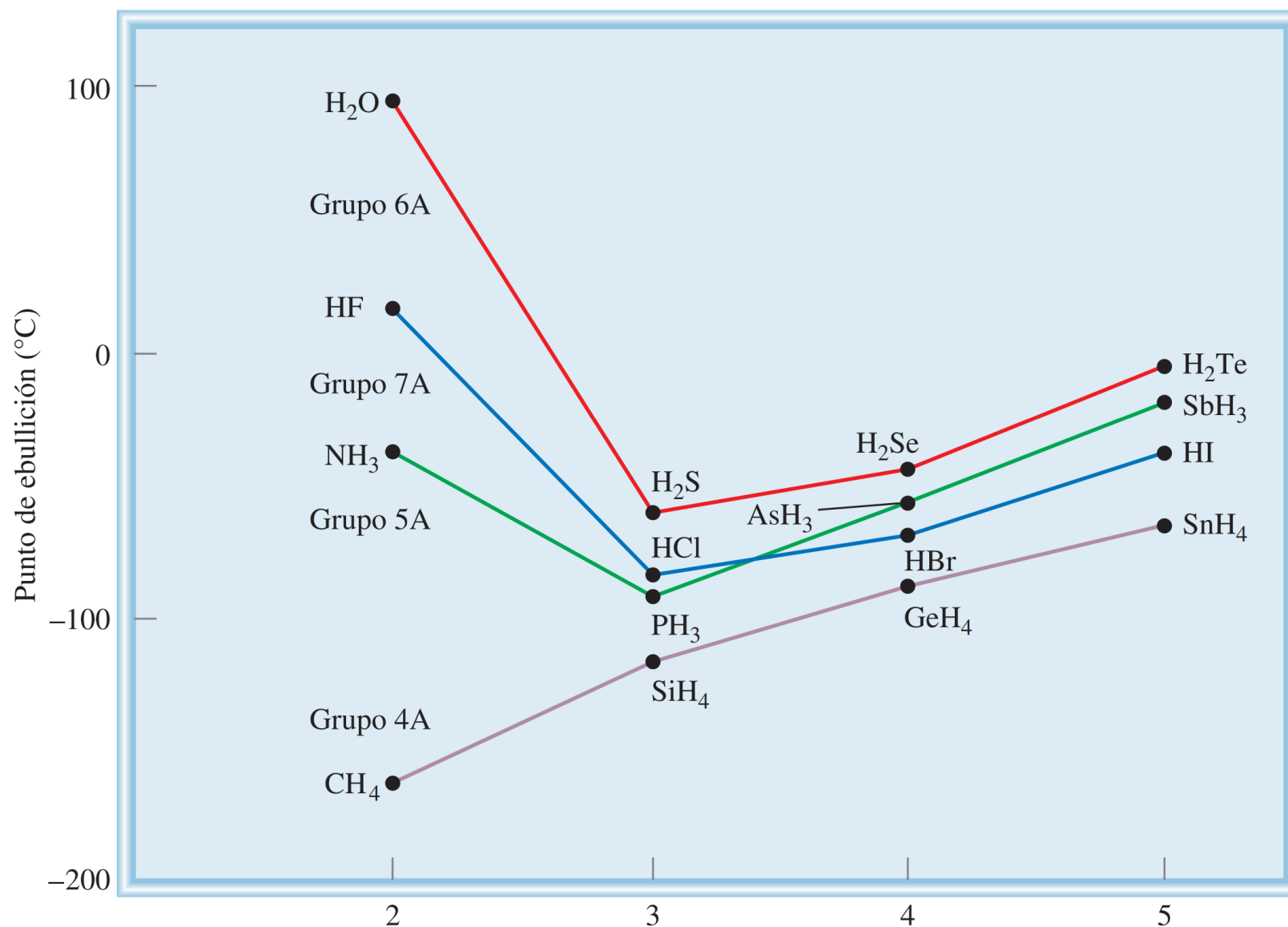


Figura 11.6 Puntos de ebullición de los compuestos con hidrógeno de los elementos de los grupos 4A, 5A, 6A y 7A. A pesar de que normalmente esperamos que el punto de ebullición se incremente a medida que se desciende en un grupo, podemos observar que tres compuestos (NH₃, H₂O y HF) se comportan de manera diferente. Esta anomalía se puede explicar en términos del puente de hidrógeno intermolecular.

Intensidad de las fuerzas intermoleculares e intramoleculares

Tipo de interacción	Energía aproximada (kJ/mol)
Fuerzas Intermoleculares	
Van der Waals	0.1 – 10
Enlace de H	10 – 40
Enlace químico	
Iónico	100 – 1000
Covalente	250-400



Propiedades de los líquidos



Viscosidad es una medida de la resistencia de los líquidos a fluir

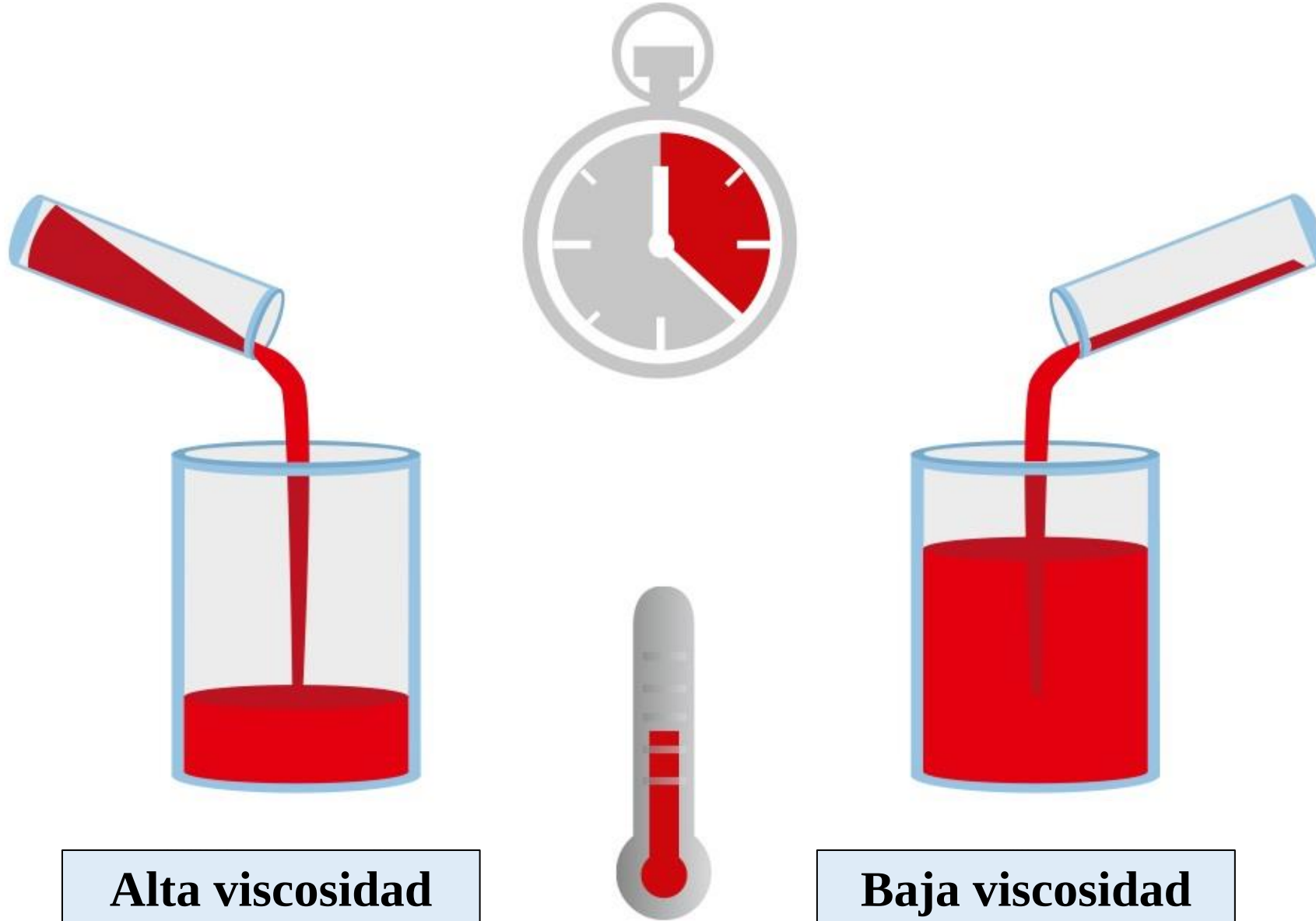


TABLA 11.3 Viscosidad de algunos líquidos comunes a 20°C

Líquido	Viscosidad (N s/m ²)*
Acetona (C ₃ H ₆ O)	3.16×10^{-4}
Benceno (C ₆ H ₆)	6.24×10^{-4}
Sangre	4×10^{-3}
Tetracloruro de carbono (CCl ₄)	9.69×10^{-4}
Éter dietílico (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33×10^{-4}
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20×10^{-3}
Glicerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercurio (Hg)	1.55×10^{-3}
Agua (H ₂ O)	1.01×10^{-3}

* Las unidades del SI de la viscosidad son newton-segundo por metro cuadrado.

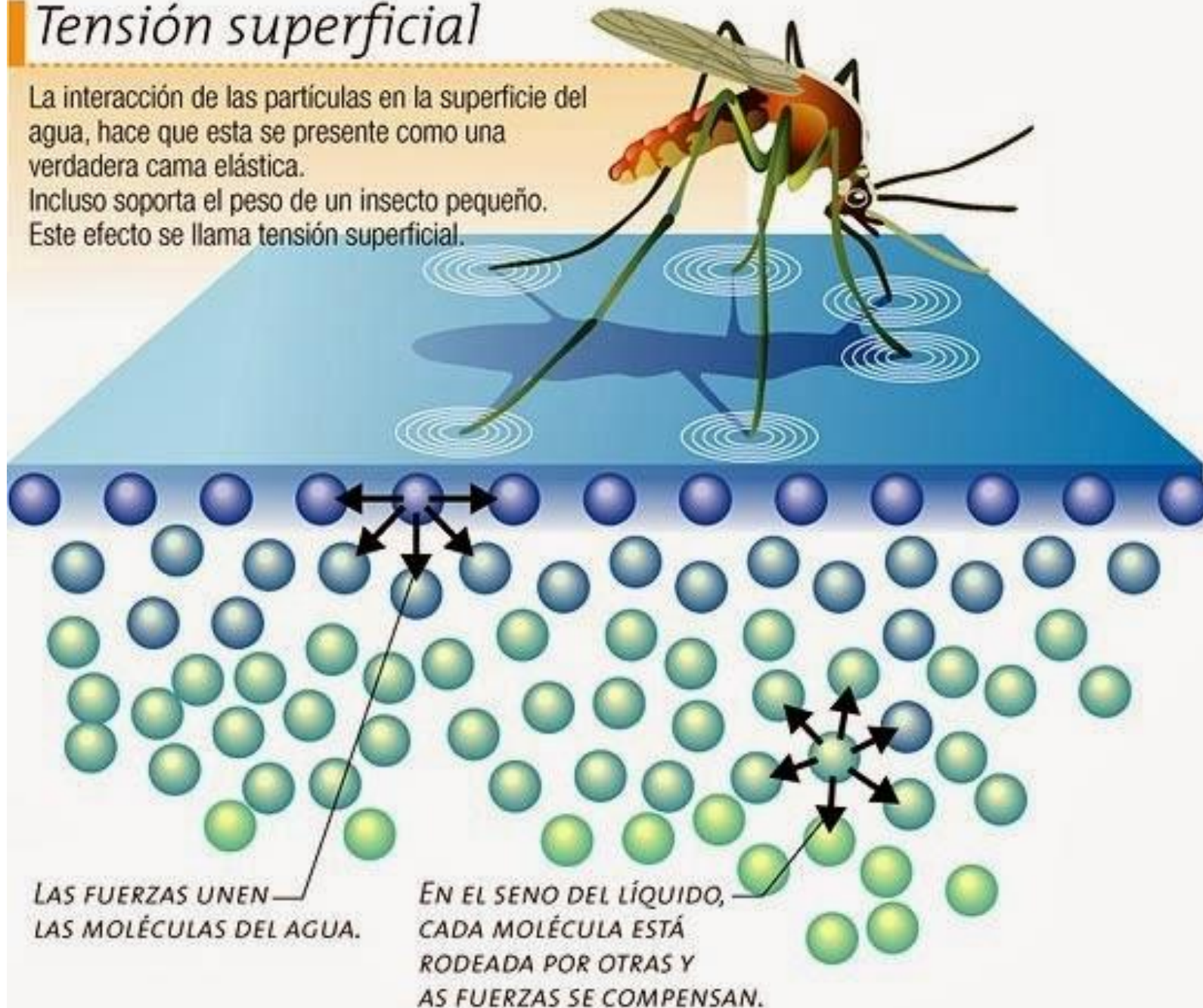


Tensión
superficial

Tensión superficial

La interacción de las partículas en la superficie del agua, hace que esta se presente como una verdadera cama elástica.

Incluso soporta el peso de un insecto pequeño. Este efecto se llama tensión superficial.

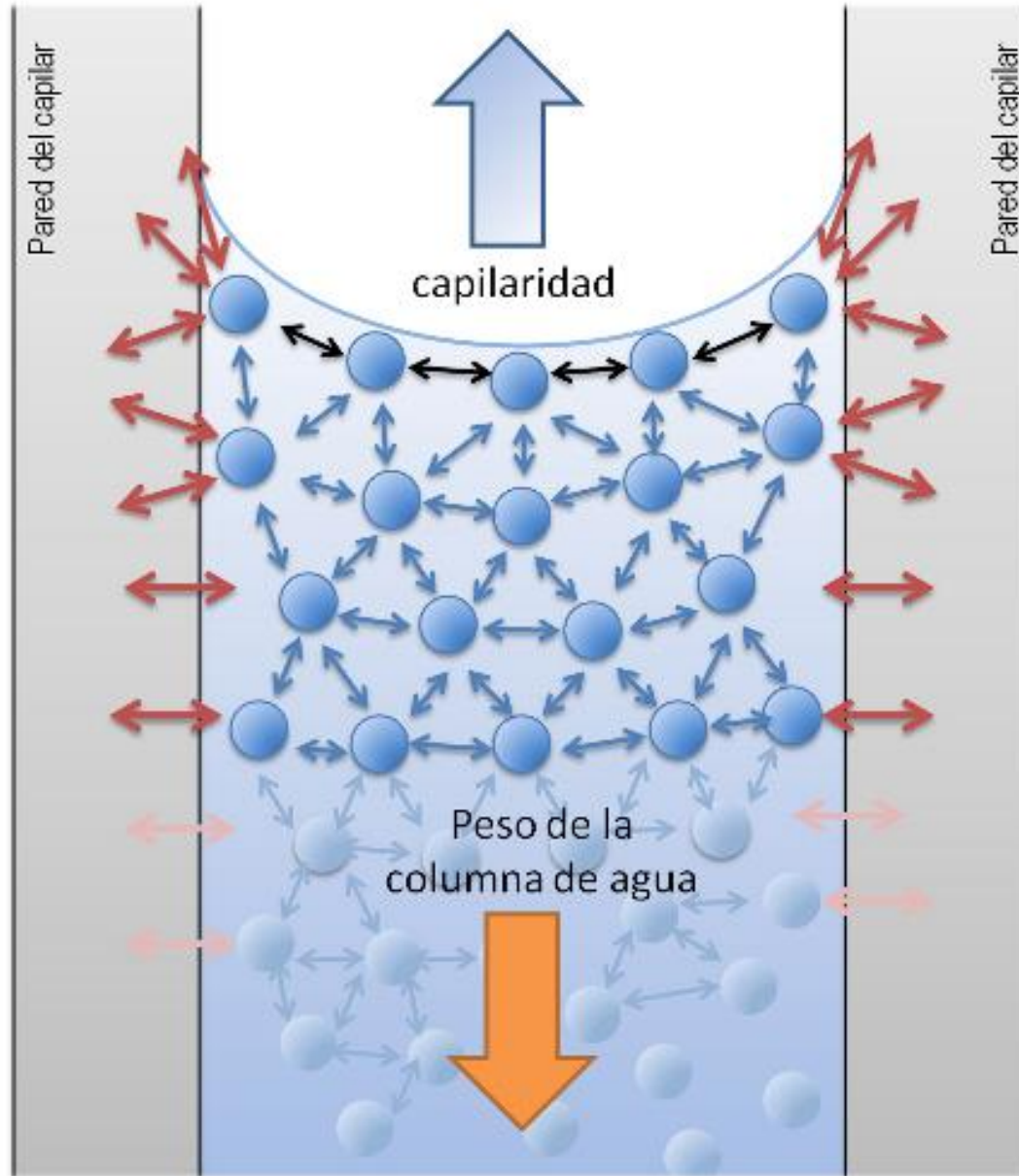




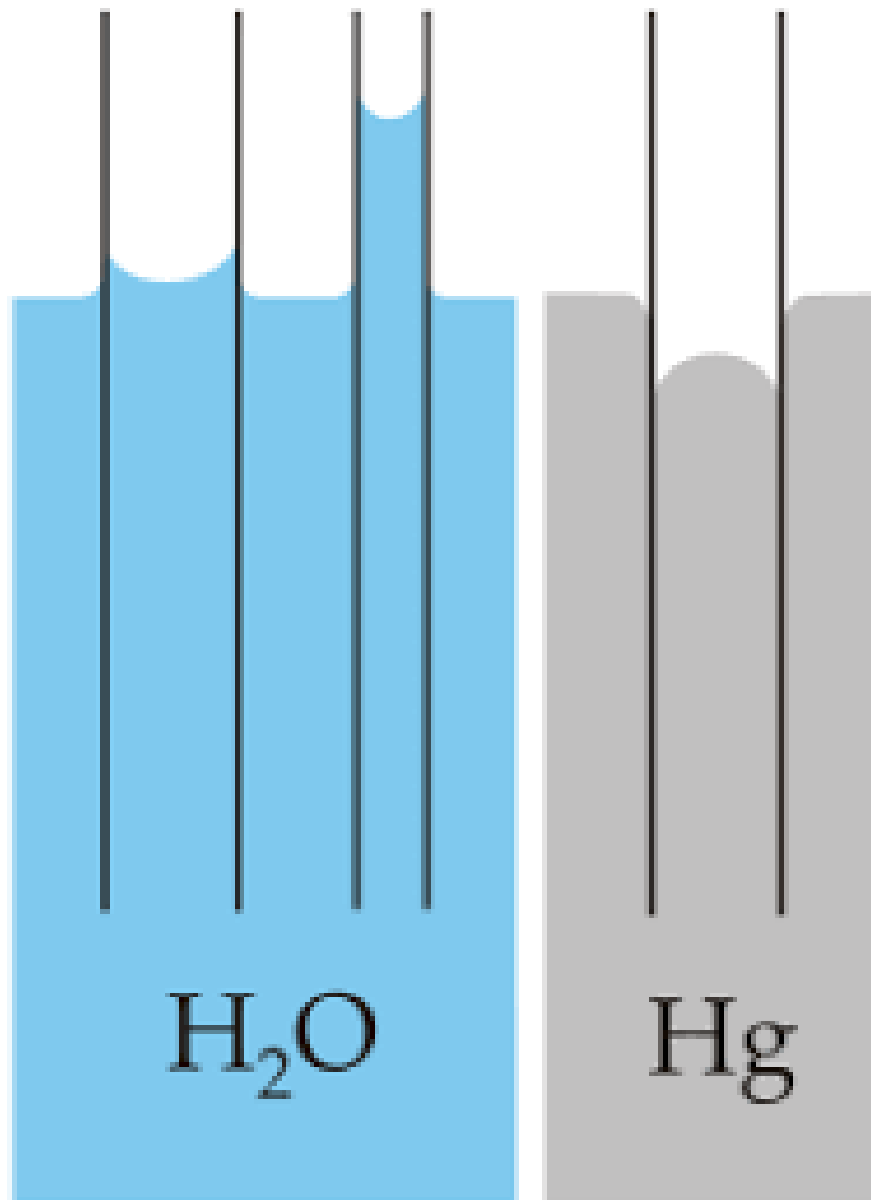
Capilaridad



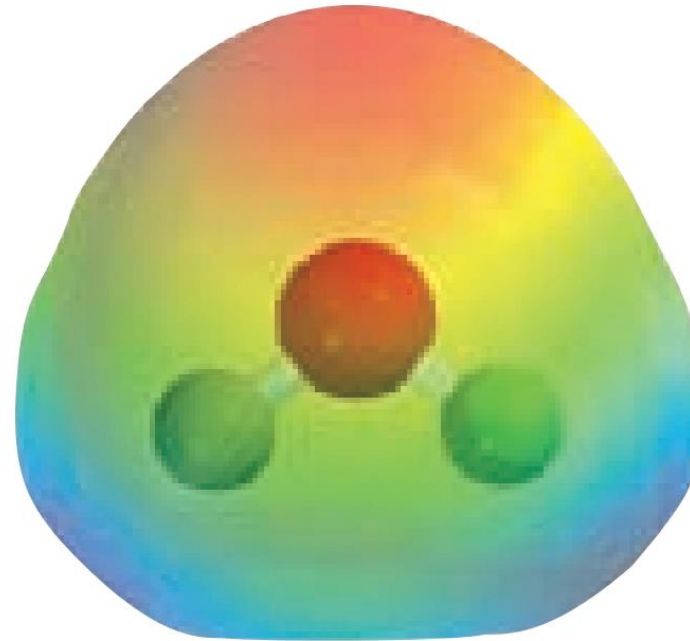
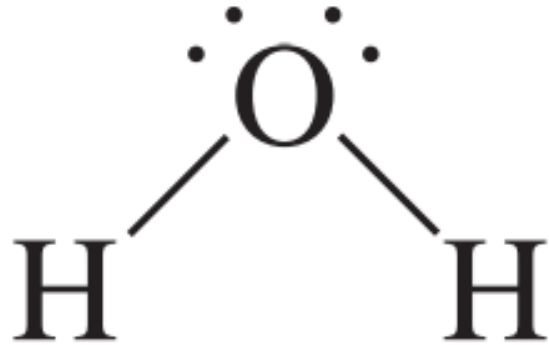
Capilaridad



- Fuerza de cohesión agua
- Fuerza de cohesión agua superficie
- Fuerzas de adhesión agua-pared capilar
- Moléculas de agua



Propiedades del agua



Mapa del potencial electrostático del agua.

δ^-

δ^+

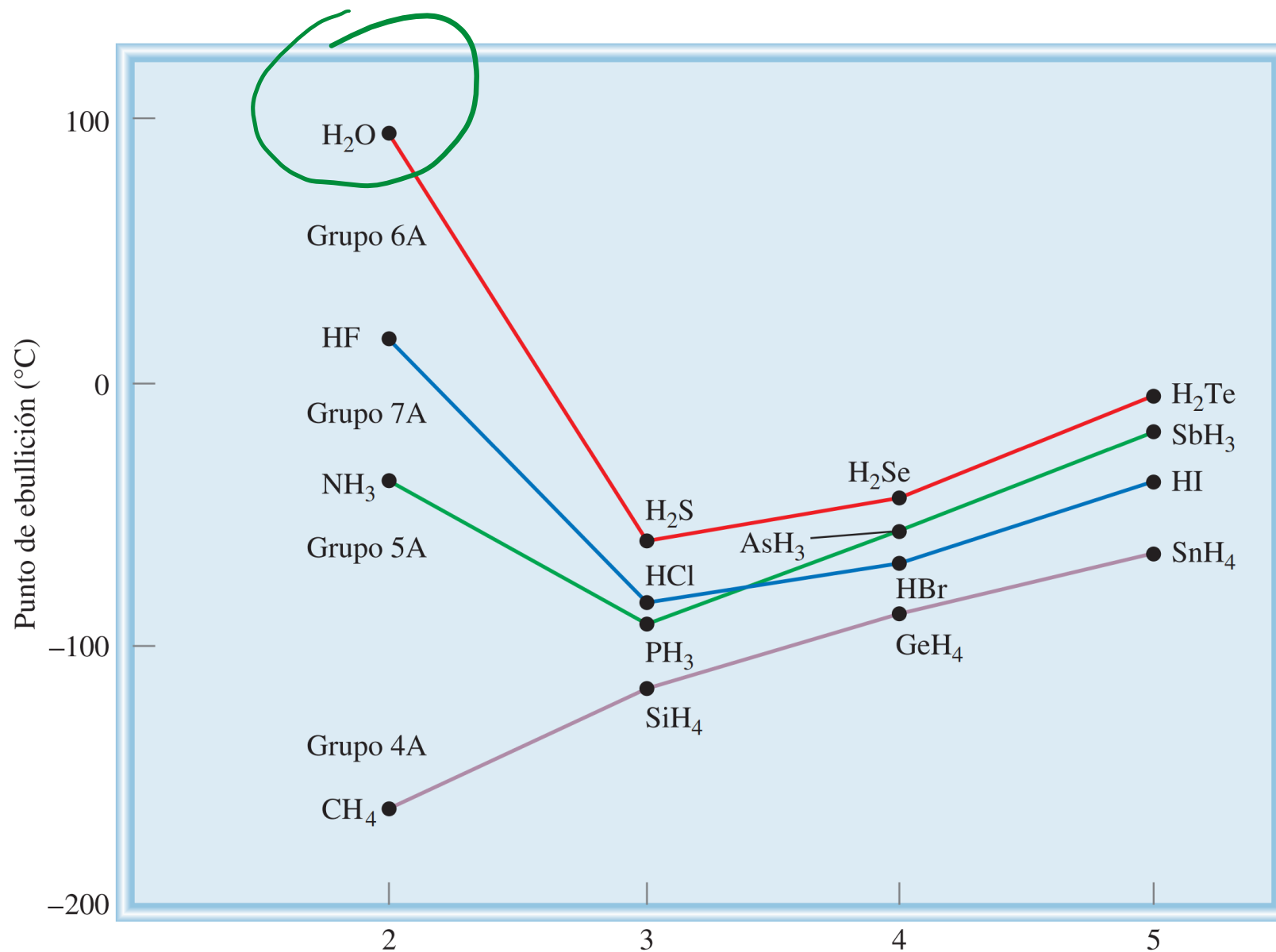


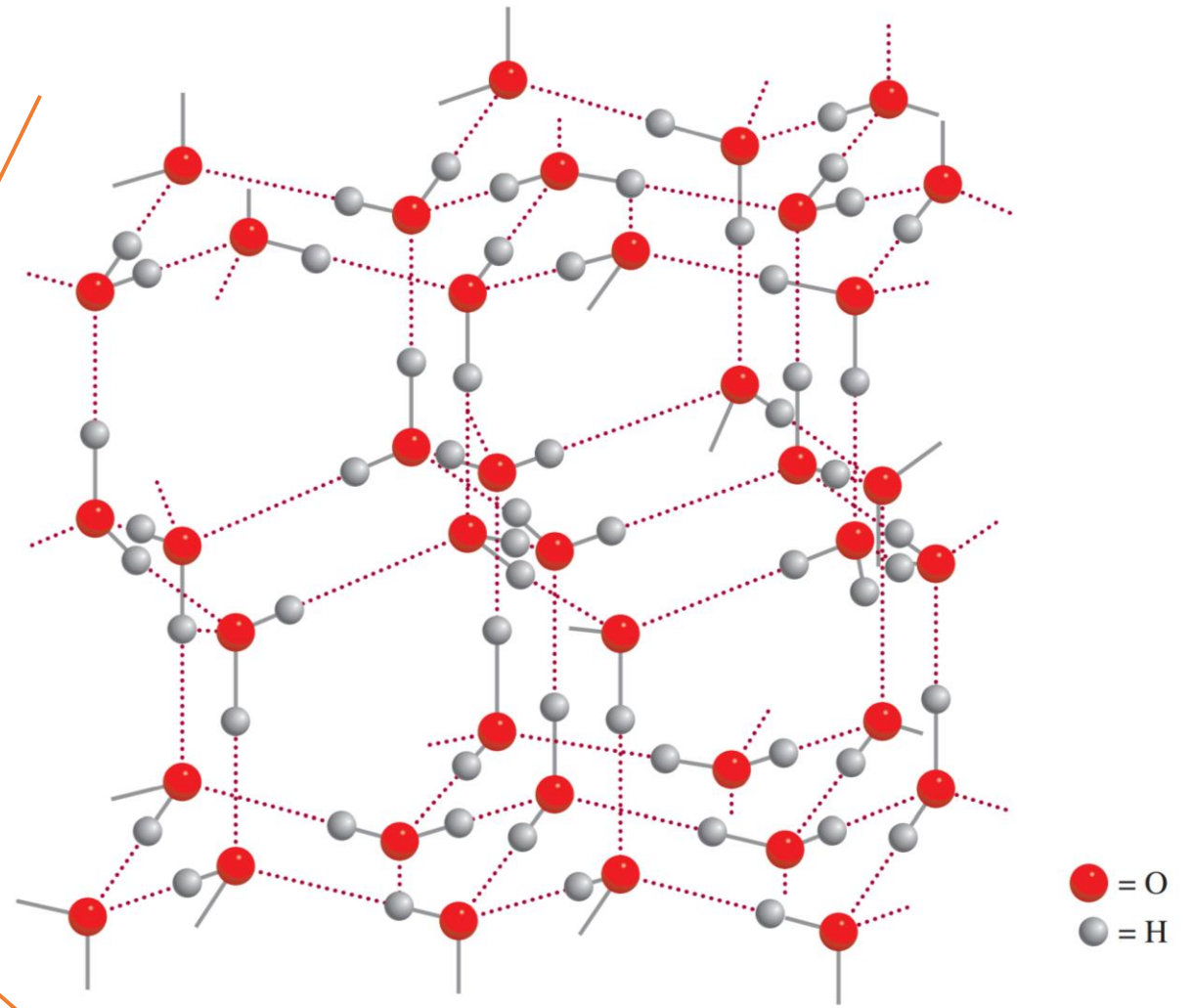
Figura 11.6 Puntos de ebullición de los compuestos con hidrógeno de los elementos de los grupos 4A, 5A, 6A y 7A. A pesar de que normalmente esperamos que el punto de ebullición se incremente a medida que se desciende en un grupo, podemos observar que tres compuestos (NH₃, H₂O y HF) se comportan de manera diferente. Esta anomalía se puede explicar en términos del puente de hidrógeno intermolecular.

Flotabilidad



El hielo flota sobre el agua líquida

El benceno sólido se hunde en benceno líquido



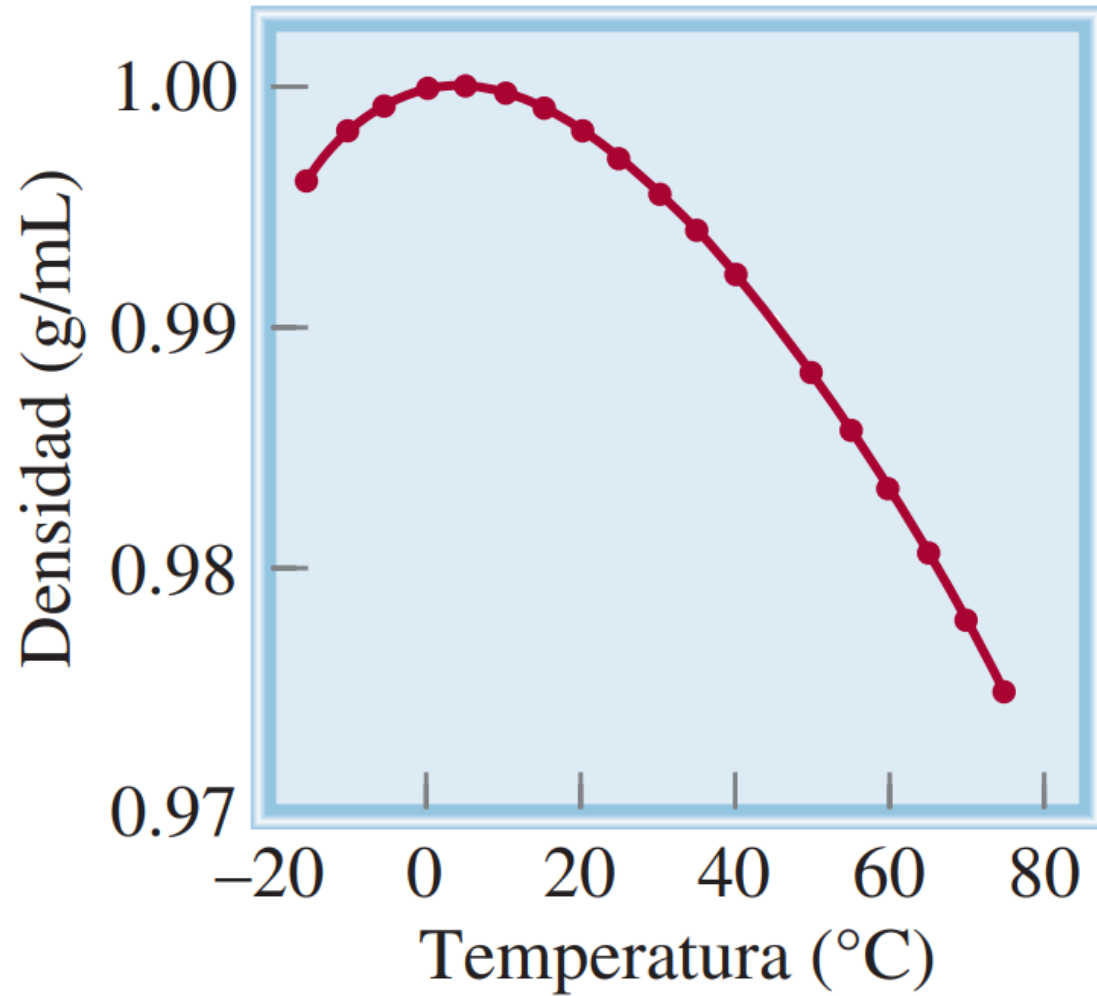
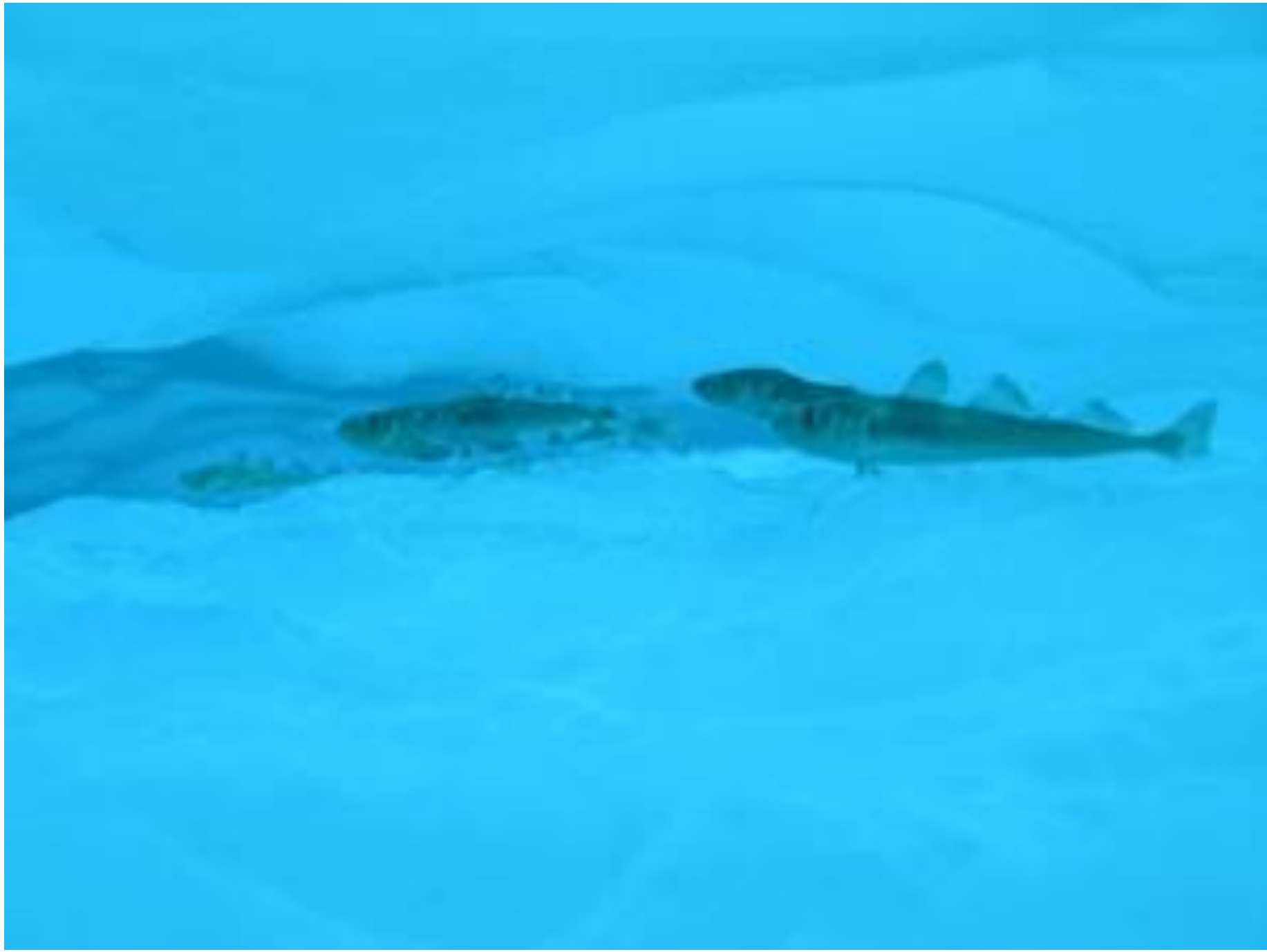


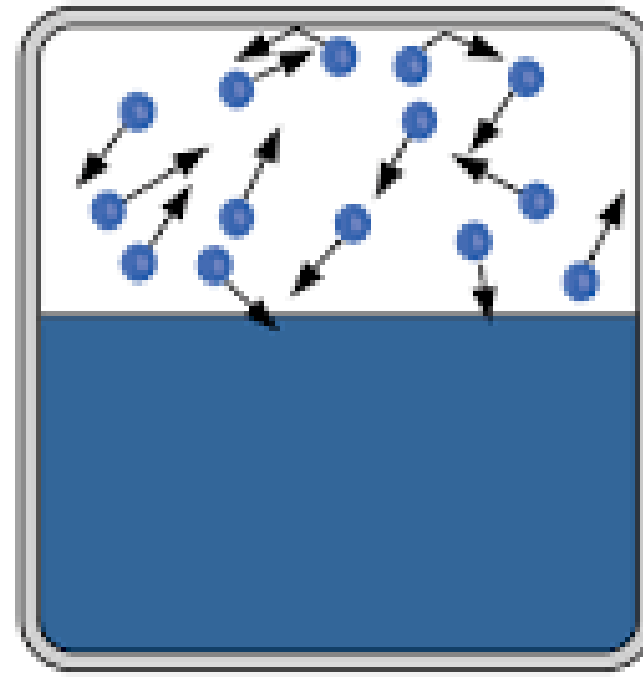
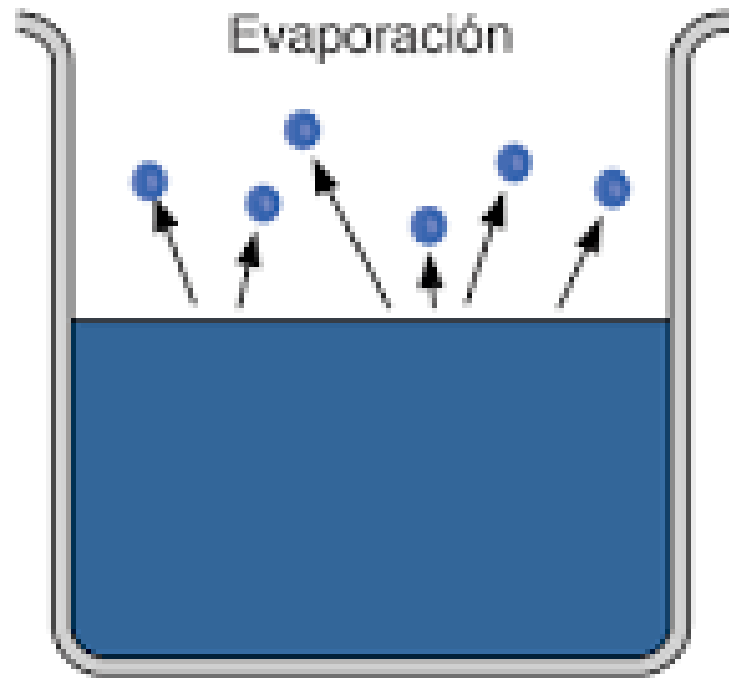
Figura 11.13 Diagrama de densidad contra temperatura para el agua líquida. La densidad máxima del agua se alcanza a 4°C. La densidad del hielo a 0°C es aproximadamente de 0.92 g/cm³.







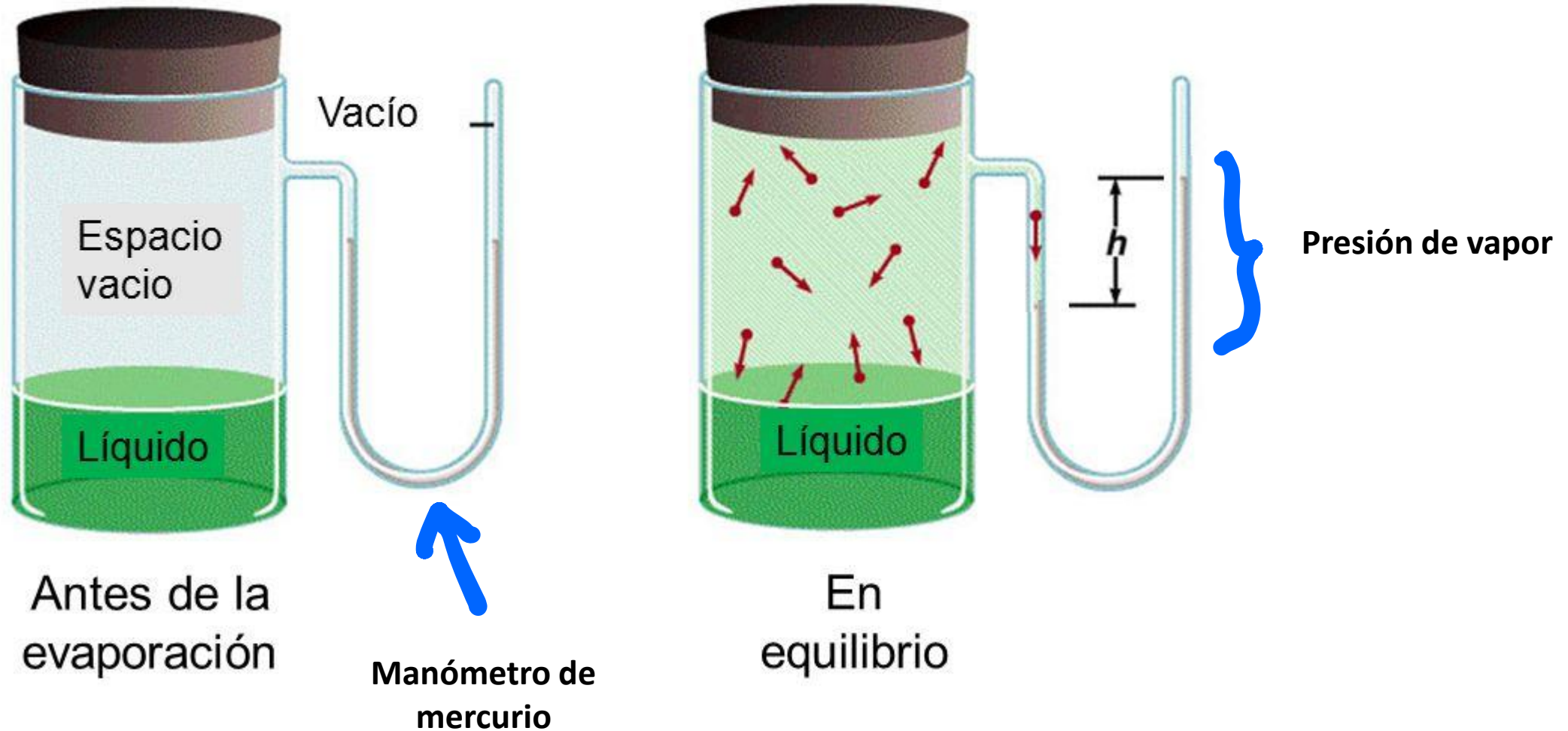
Tensión o presión de vapor

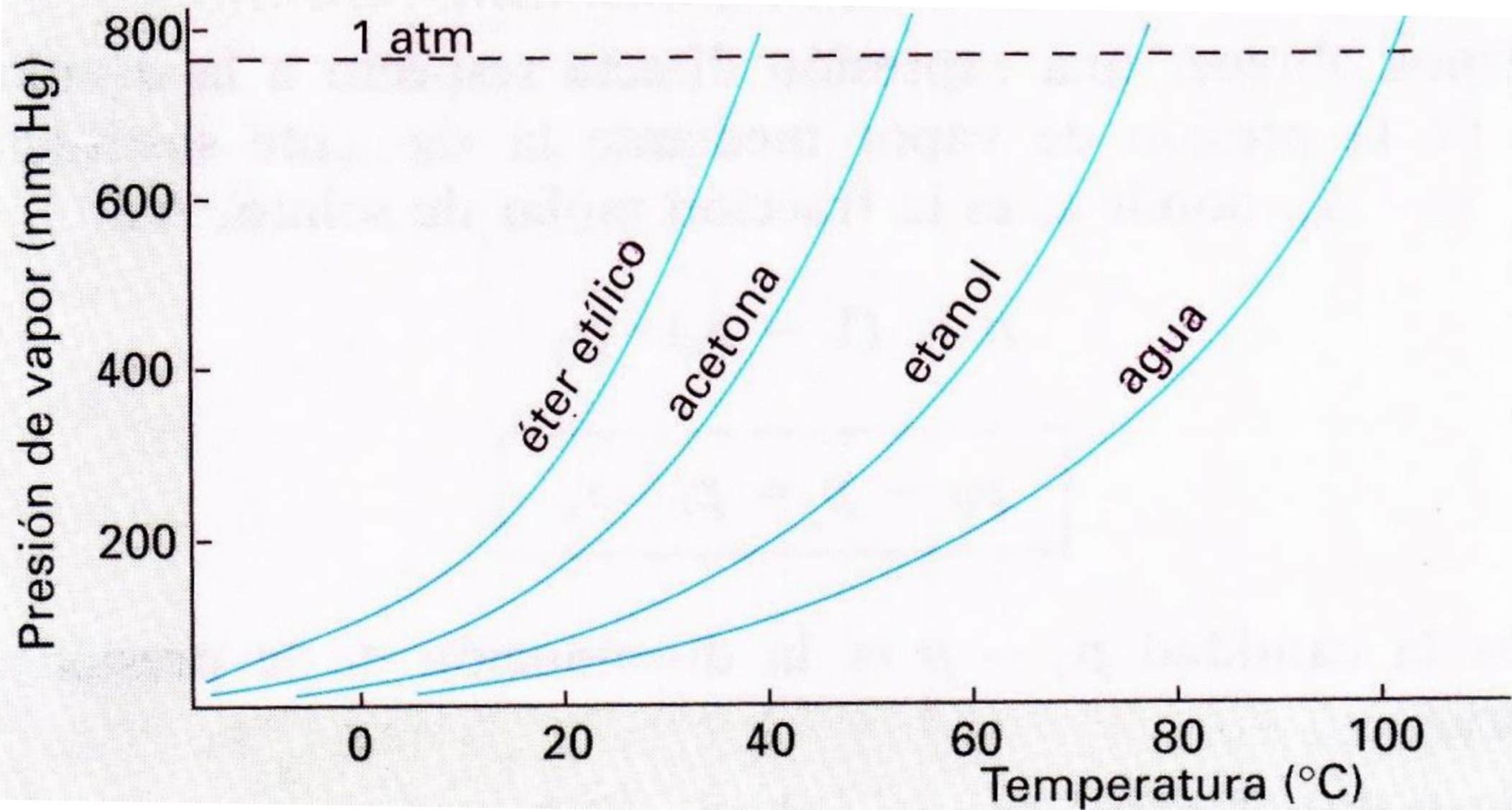


La evaporación que ha llegado al equilibrio con la superficie del líquido, se dice que ha alcanzado la saturación.

La energía cinética de las moléculas es dependiente de la temperatura

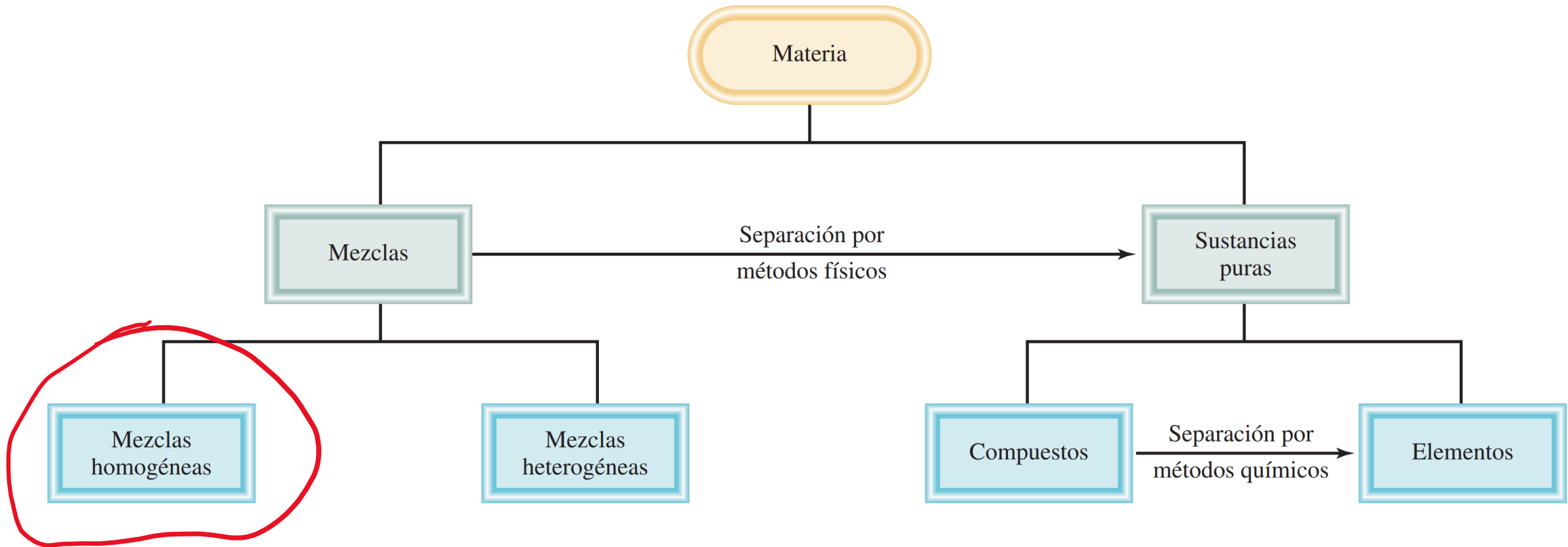
Presión de vapor de un líquido







Generalidades de las soluciones



SOLUCIONES VERDADERAS



Según el estado de agregación de las sustancias,
las soluciones pueden clasificarse

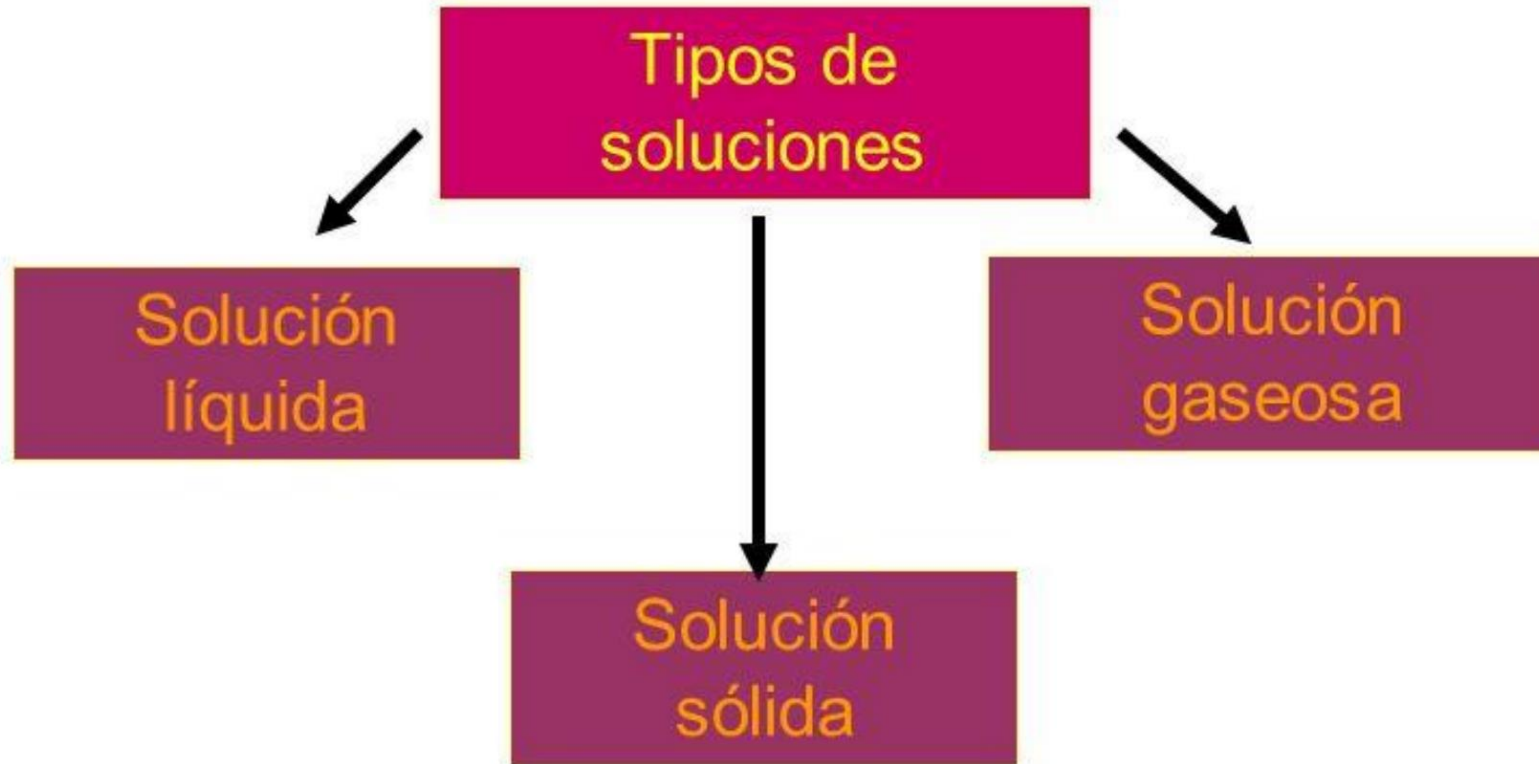
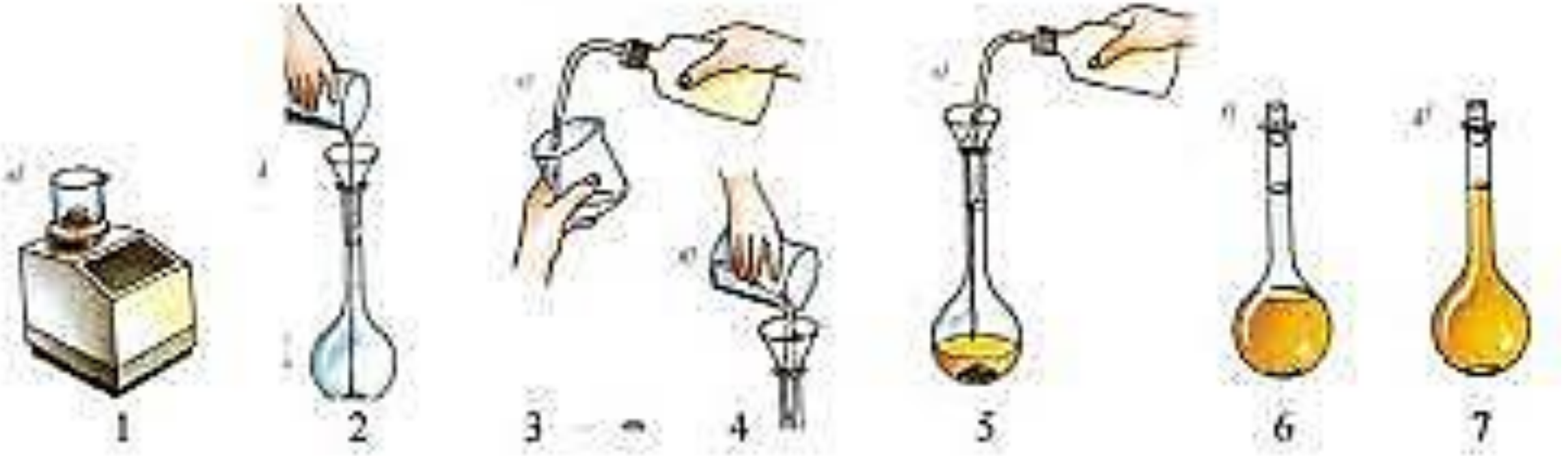


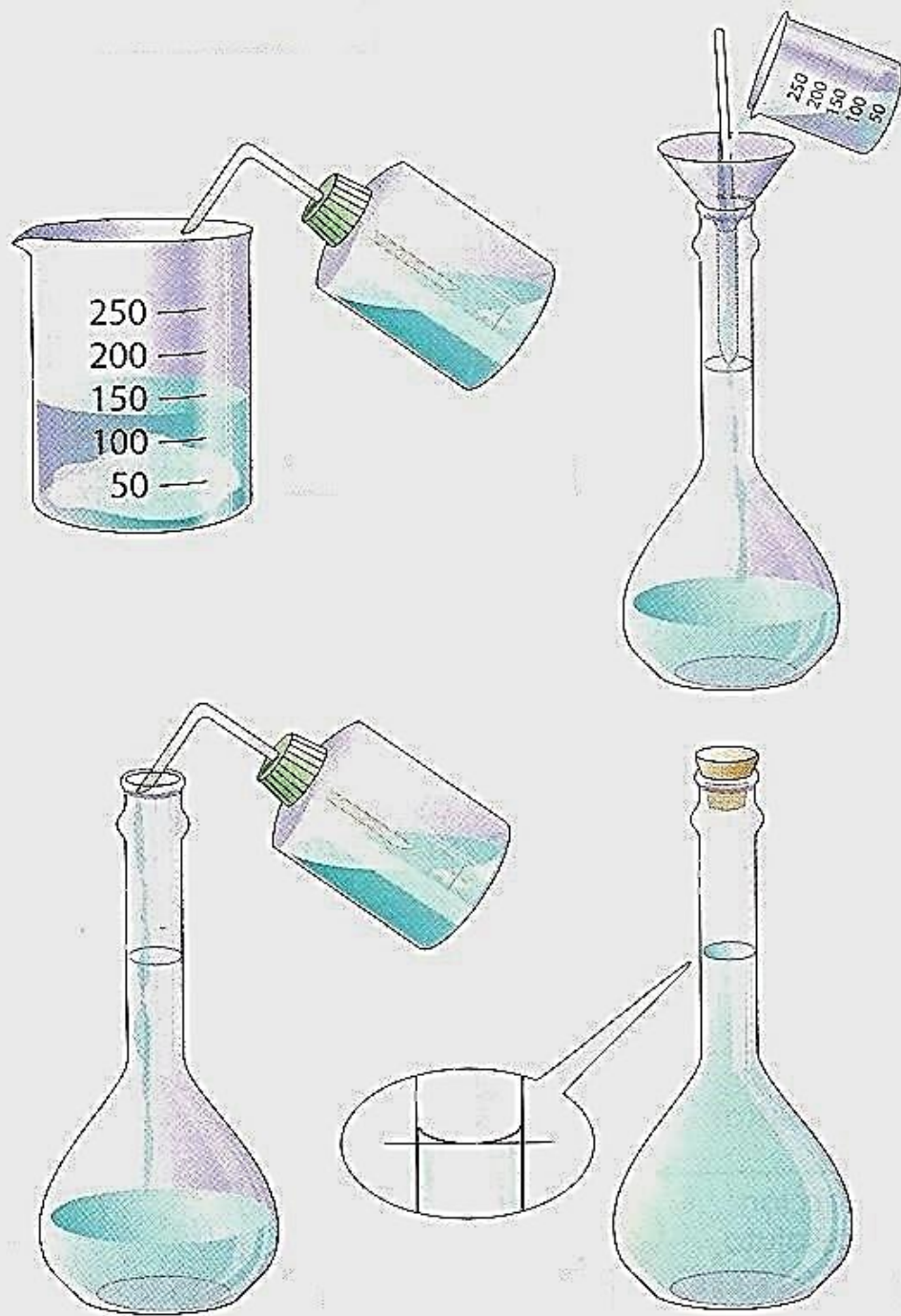
TABLA 12.1**Tipos de disoluciones**

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO ₂ en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Latón (Cu/Zn), soldadura (Sn/Pb)

Preparación de soluciones a partir de reactivos sólidos

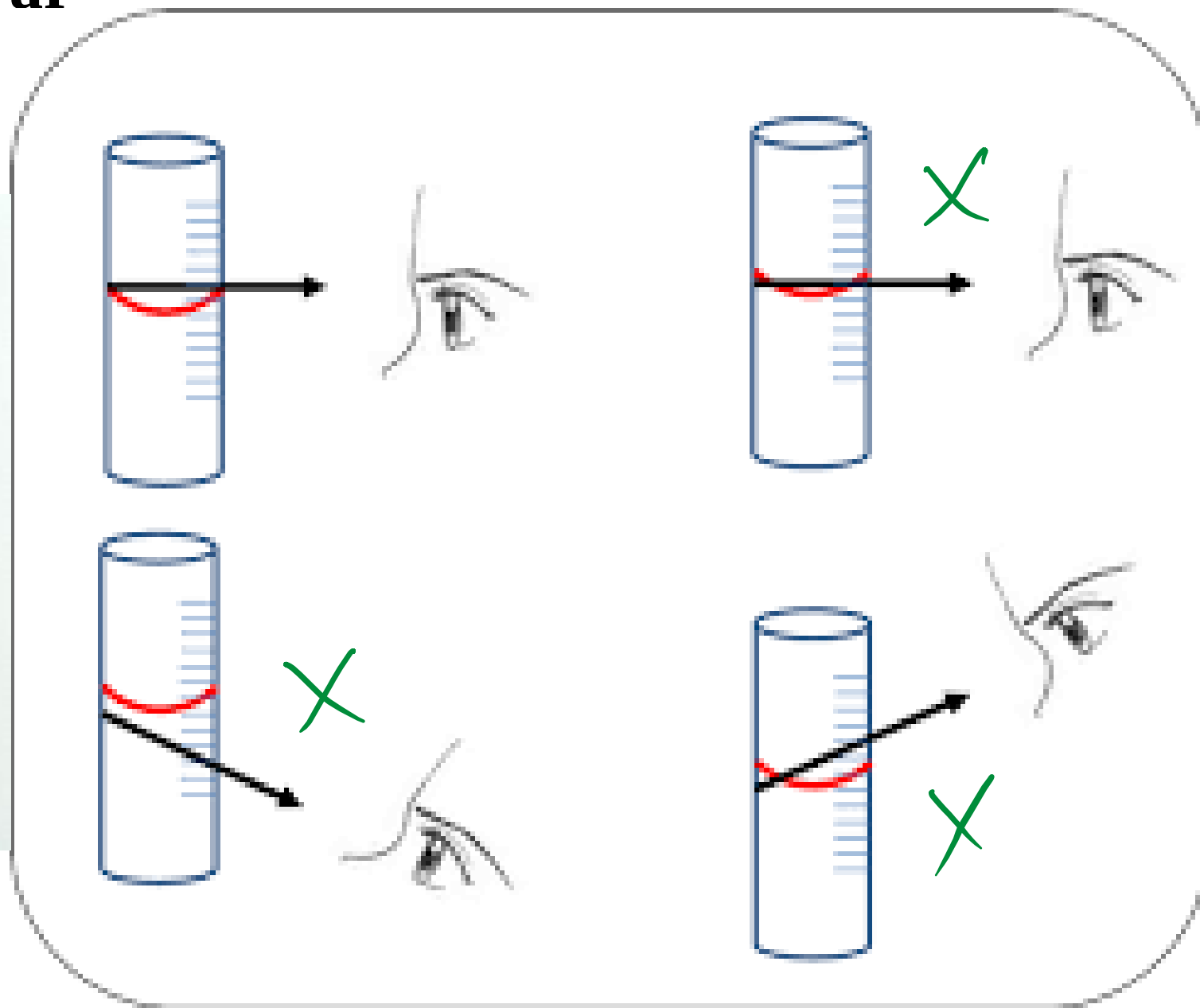


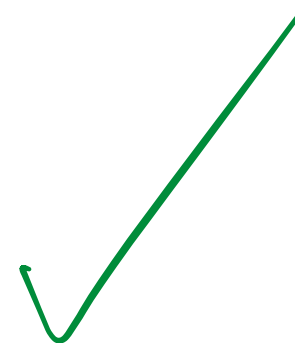
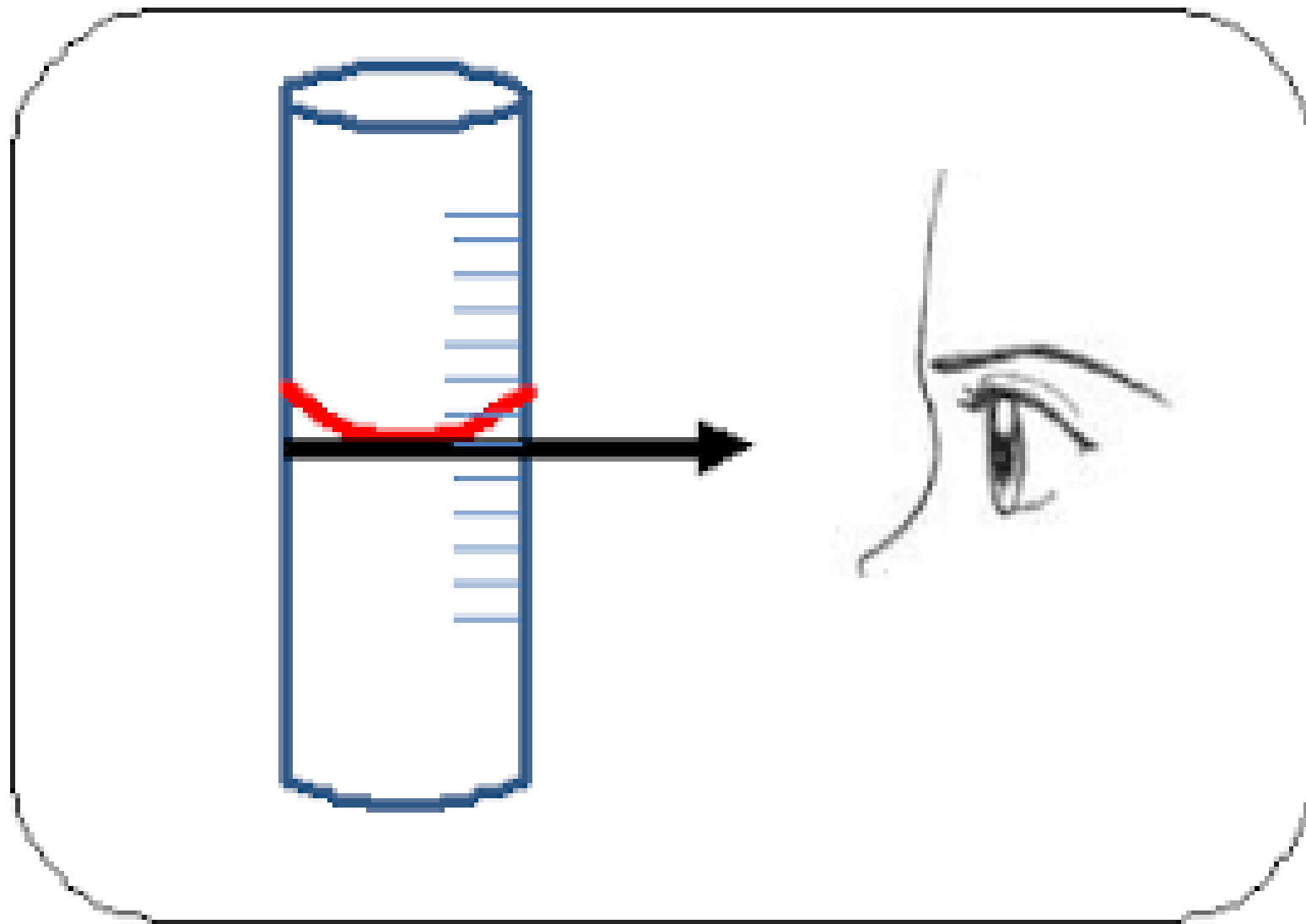
Se debe terminar la solución
agitando para lograr homogeneidad



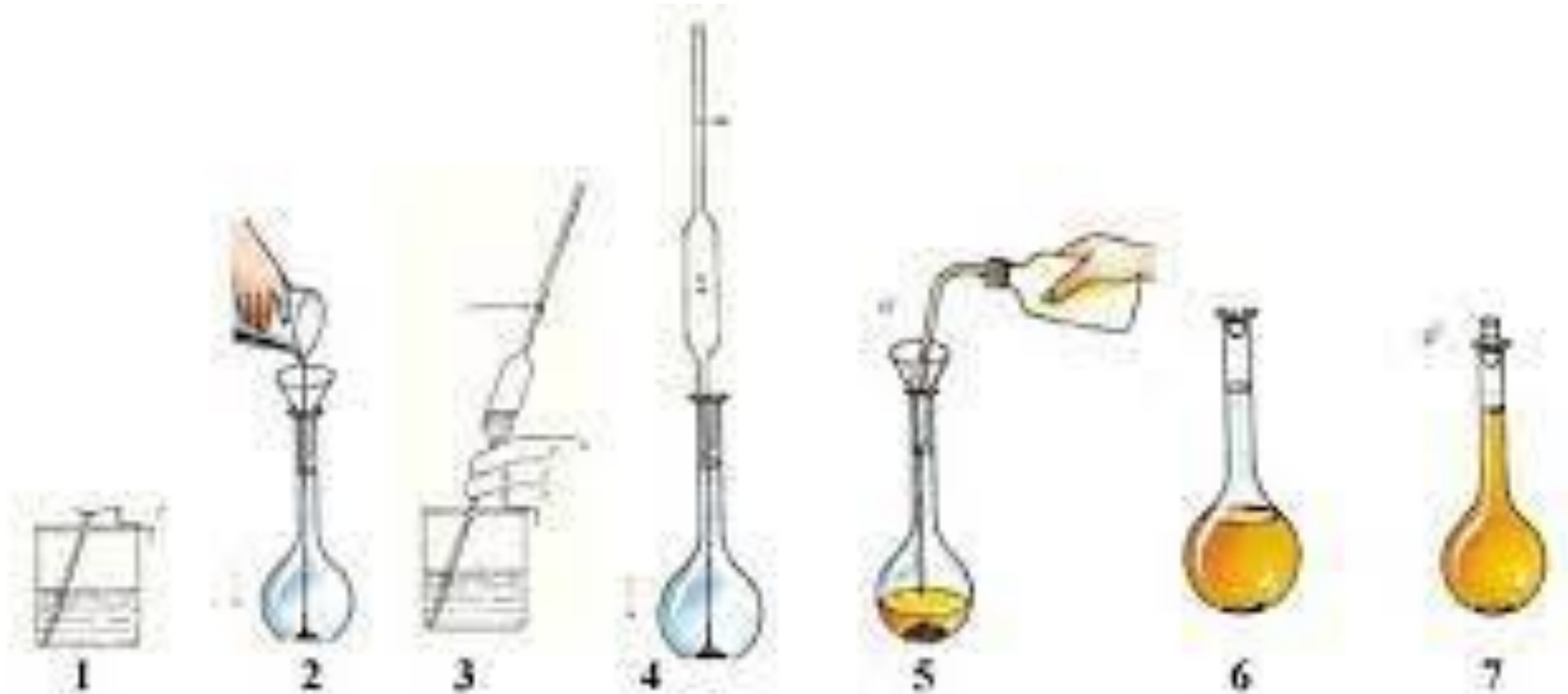
Enrasar o aforar

Enrasar o aforar





Preparación de soluciones a partir de reactivos líquidos



Se debe terminar la solución agitando para lograr homogeneidad



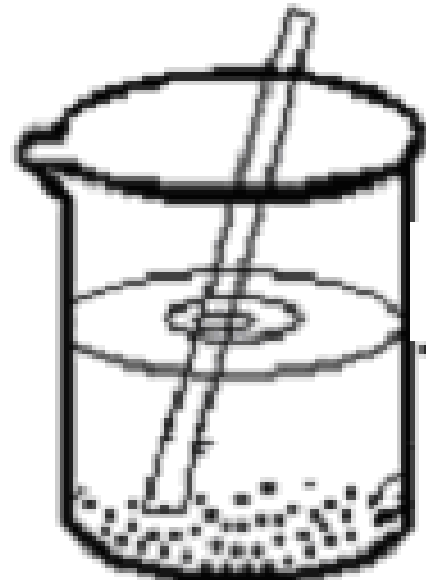
Solubilidad

g soluto / 100 g H₂O

Soluto	20 °C	100 °C
NaCl	36	39
Ba (OH) ₂	5,6	95
KNO ₃	13	247
O ₂	4,9	2,6

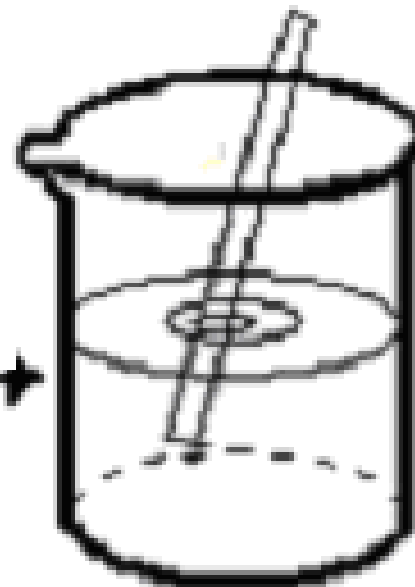


20°C



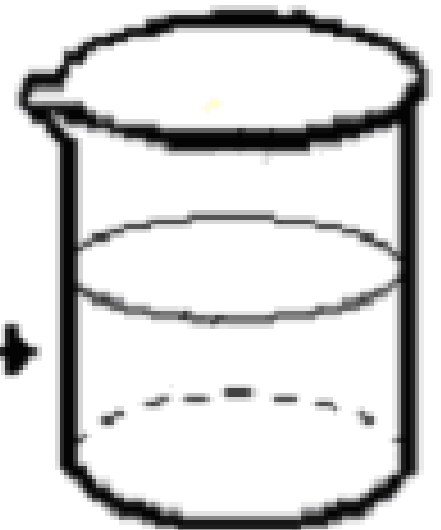
se
calienta

100°C



dejar
enfriar

20°C



39 g de $\text{NaCl}_{(s)}$
en 100 g de H_2O

la sal se
disuelve

Sobresaturada

Solución sobresaturada de acetato de sodio (CH_3COONa)

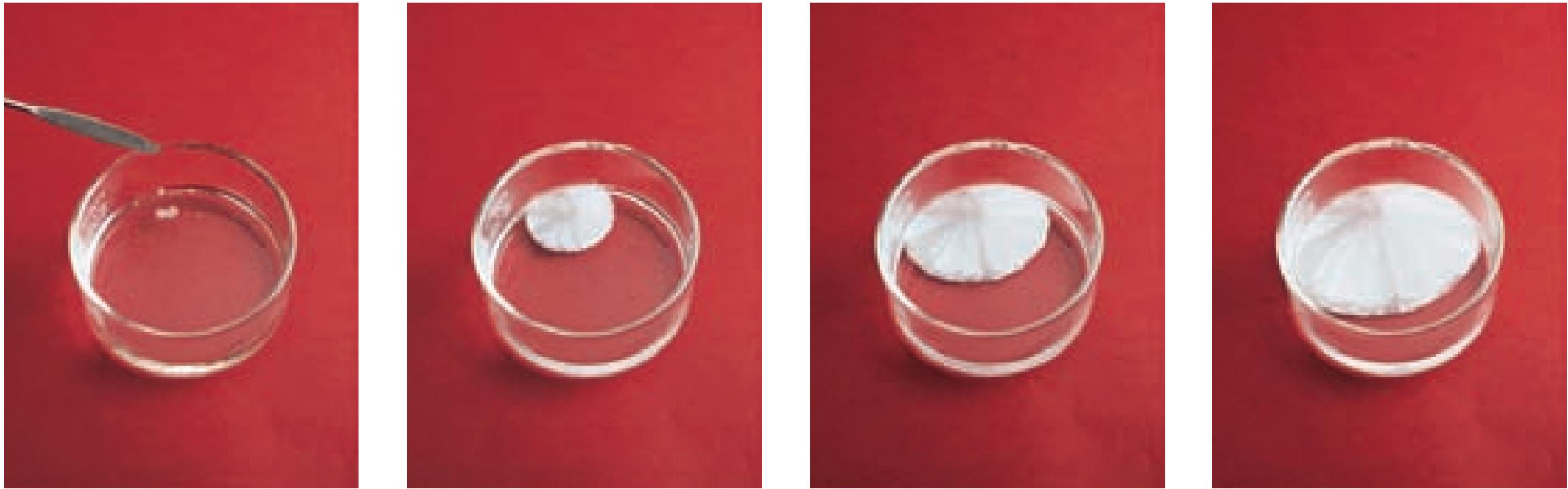


Figura 12.1 Cuando se siembra un pequeño cristal a una disolución sobresaturada de acetato de sodio (izquierda), se forman rápidamente cristales de acetato de sodio.

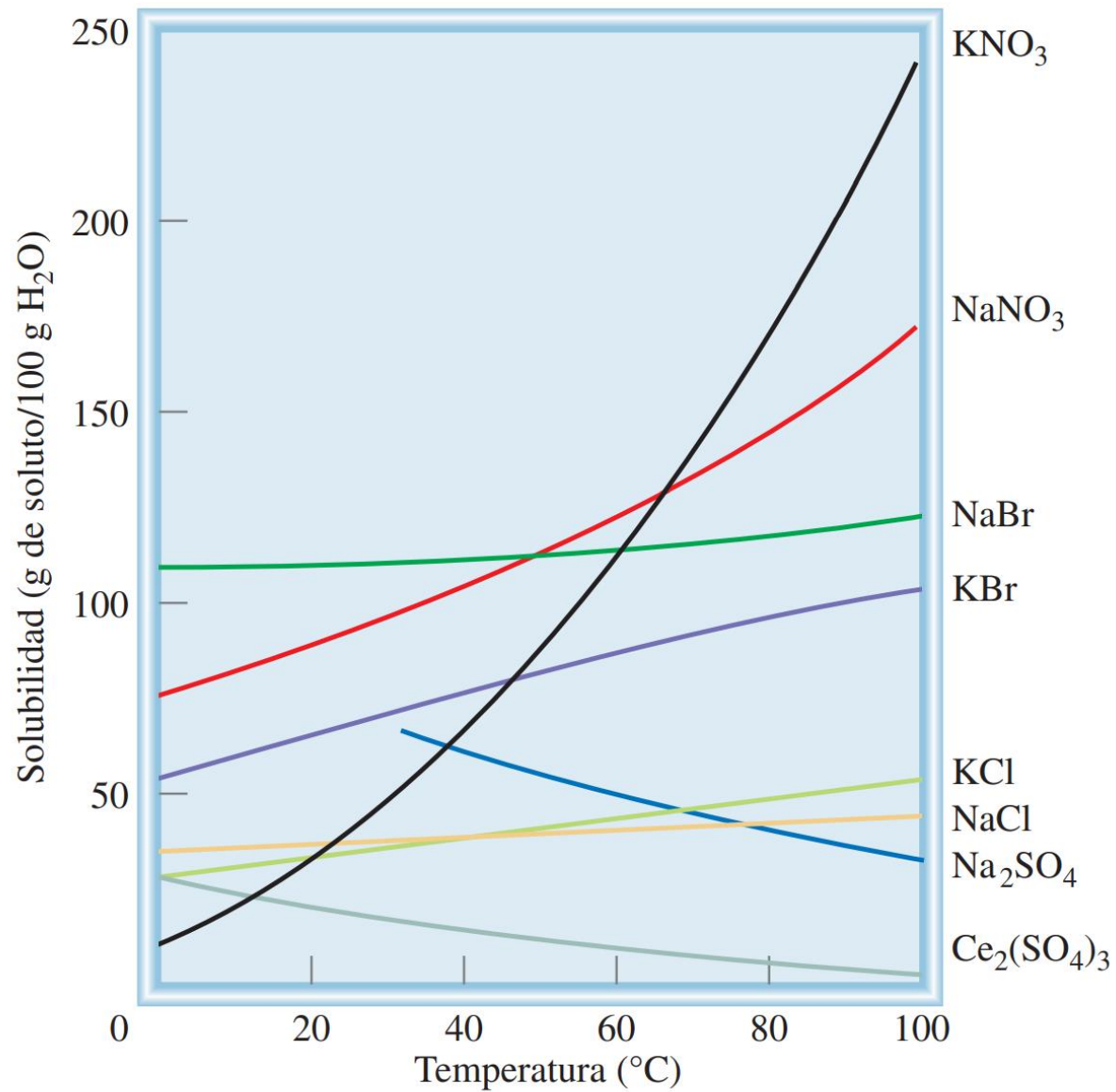
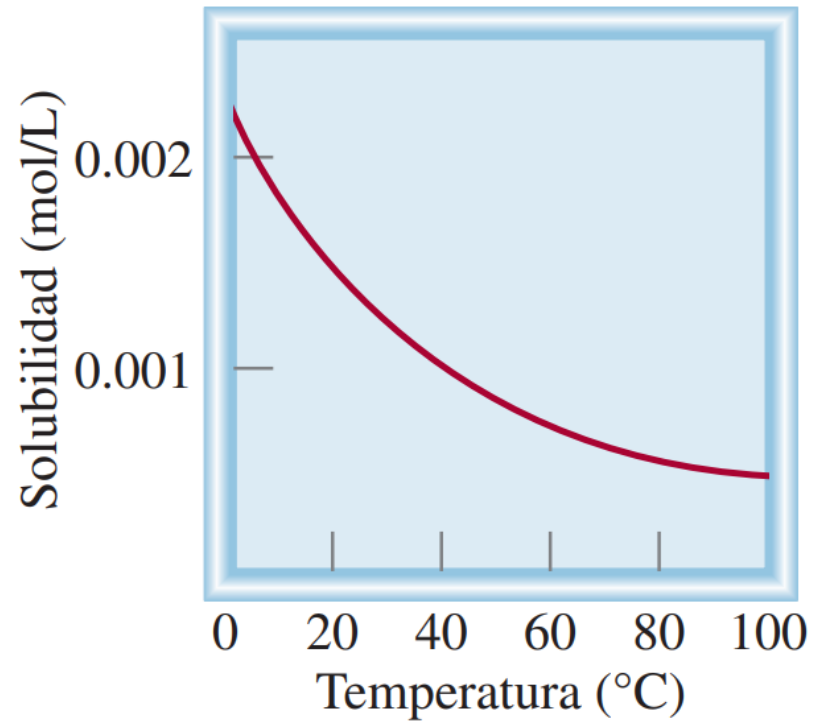


Figura 12.3 Dependencia de la solubilidad de algunos compuestos iónicos en agua, con respecto a la temperatura.



La solubilidad de los gases disminuye con la temperatura

Figura 12.5 Dependencia de la solubilidad del O_2 gaseoso en agua con respecto a la temperatura. Observe que la solubilidad disminuye con el incremento a la temperatura. La presión del gas sobre la disolución es de 1 atm.

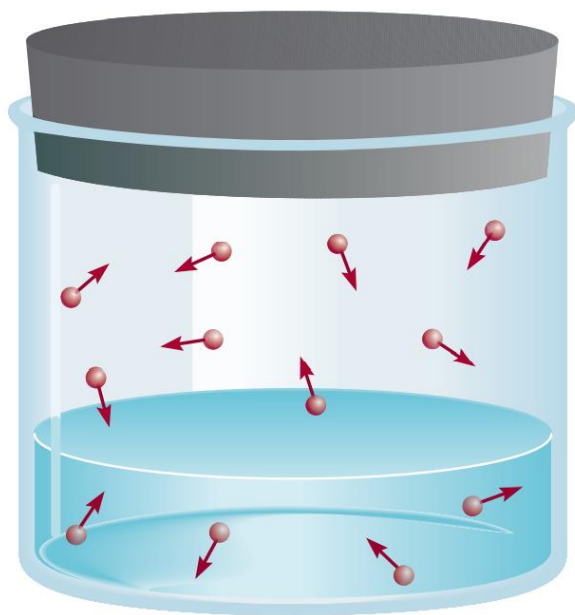
Ley de Henry. la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución

$$C = kP$$

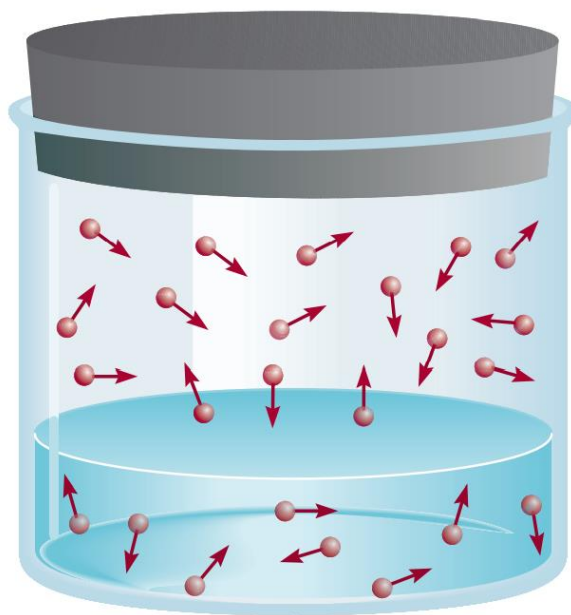
C = concentración molar (moles/L)

k = constante que depende de la T

P = Presión del gas (atm)



a)



b)

Figura 12.6 Interpretación molecular de la ley de Henry. Cuando la presión parcial del gas sobre la disolución se incrementa de *a)* a *b)*, la concentración del gas disuelto también se incrementa de acuerdo con la ecuación (12.3).

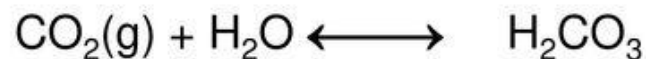


Aplicación de la ley de Henry



¿Que pasa cuando destapo una gaseosa?

El aire y CO₂ esta a una P saturada de vapor de agua.



Cuando se destapa, la P de CO₂ cae a 0,03 atm, ↓ la solubilidad y por lo tanto el CO₂ que sobre se escapa de la solución.

