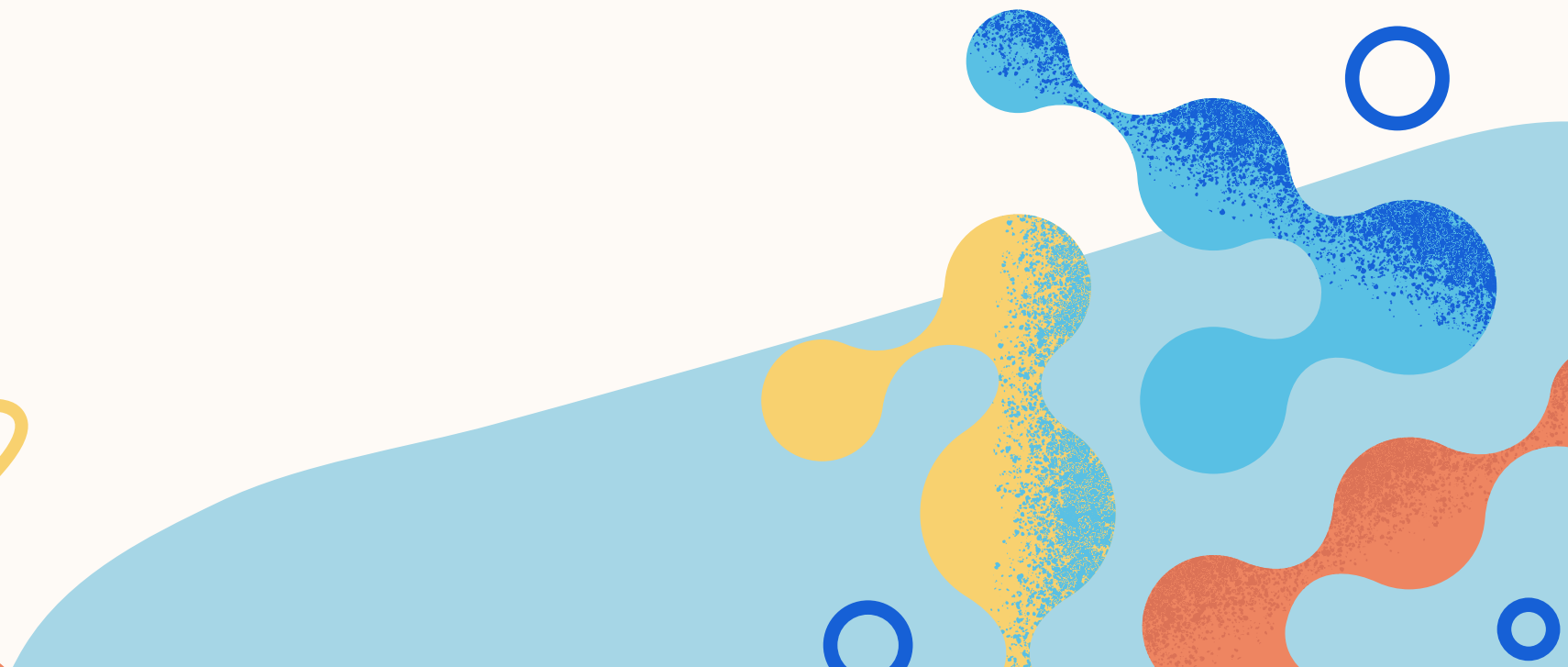
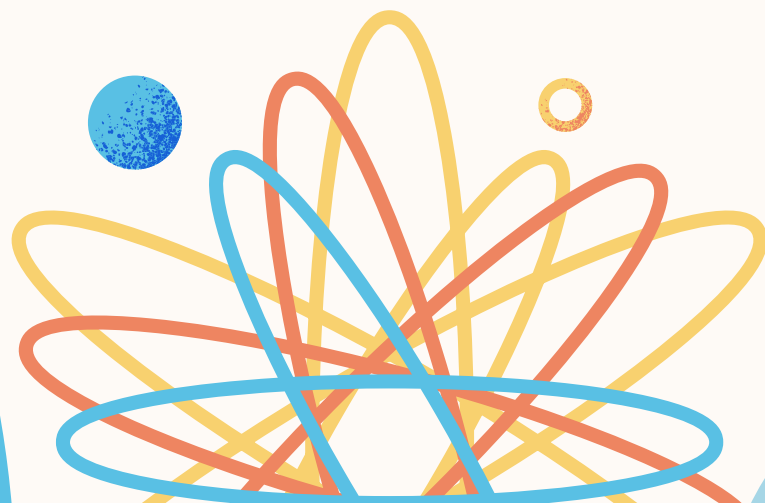
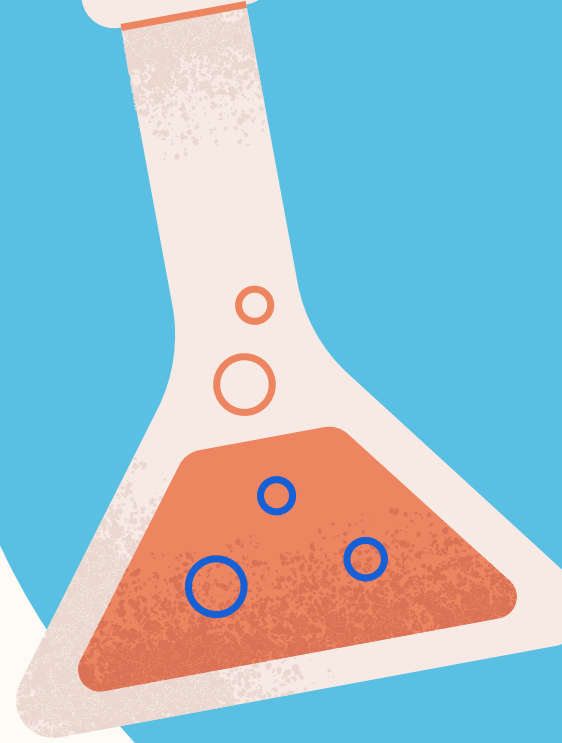


Química Preu.JCT

CLASE N°18

GASES - EXTRAS

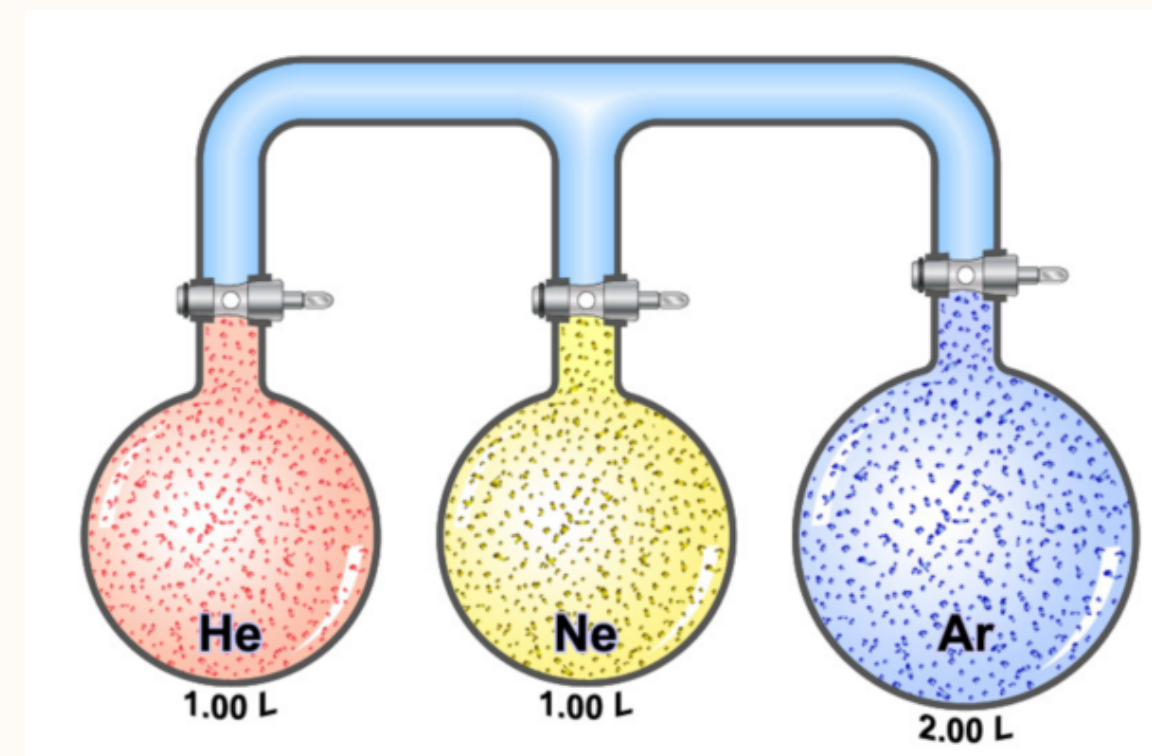


CONTENIDOS

1. Características de los gases
2. Gases ideales
3. Ecuación general de los gases ideales
4. Procesos gaseosos particulares
5. Ley combinada de los gases
6. Volumen molar y condiciones normales
7. Conversiones de unidades
8. Aplicaciones
9. Propiedades coligativas
10. Punto triple del agua
11. Contaminación ambiental

¿Por qué estudiar gases?

- Presentes en procesos naturales e industriales: atmósfera, combustión, bioprocesos y neumática.
- Responden rápido a cambios de presión y temperatura → útiles para modelar y controlar.
- Base para temas posteriores: leyes de los gases, mezclas y propiedades termodinámicas.



¿Qué es un gas? Rasgos macroscópicos

- No tiene forma ni volumen propios: ocupa todo el recipiente.
- Alta compresibilidad y rápida difusión.
- Variables de estado: P (presión), V (volumen), T (temperatura en K), n (moles).
- Procesos típicos: isotérmico (T cte), isobárico (P cte), isocórico (V cte).
- Descripción macroscópica: el estado se define por (P, V, T, n) .



Modelo de gas ideal

El modelo de gas ideal simplifica el comportamiento de un gas suponiendo partículas puntuales sin interacción entre sí. Permite relacionar presión, volumen, temperatura y cantidad de sustancia con una ecuación sencilla y predecir tendencias en muchos procesos habituales.

Supuestos del modelo

- Partículas puntuales: volumen propio despreciable frente al del recipiente.
- Sin fuerzas intermoleculares: solo colisiones elásticas (no atracción/repulsión).
- Movimiento aleatorio; choques frecuentes y totalmente elásticos con paredes.

Modelo de gas ideal

Alcance de validez

- Funciona bien a baja presión y alta temperatura (gases “poco densos”).
- Aproximación típica para aire, N_2 , O_2 , He, etc., lejos de la condensación.

Cuándo falla (gas real)

- Altas presiones y bajas temperaturas (gas denso o cerca de licuarse).
- Sustancias polares o con interacciones fuertes (p. ej., NH_3 , H_2O).
- Zonas cercanas a cambio de fase (ebullición/condensación).

Modelo de gas ideal

$$PV = nRT$$

P = presión

V= volumen

n = moles

T = temperatura (K)

R = constante de los gases.

Unidades y convenciones que usaremos

Presión: Pa, kPa, bar, atm, mmHg (torr).

- $1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} \approx 1.01325 \text{ bar} \approx 760 \text{ mmHg (torr)}$
- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$

Volumen: m^3 , L ($1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$)

Temperatura absoluta (usar K siempre en ecuaciones):

- $T [\text{K}] = t [^{\circ}\text{C}] + 273,15$

Constante de los gases, R (elige según unidades):

- $R = 8,314 \text{ J/mol K}$
- $R = 0,082057 \text{ L atm / mol K}$
- $R = 62,364 \text{ L mmHg / mol K}$

Coherencia de unidades: si usas atm y L, usa $R = 0,082$; si usas Pa y m^3 , usa $R = 8,314$.

Tip rápido: nunca mezcles $^{\circ}\text{C}$ con K en $PV = nRT$; convierte siempre a Kelvin.

Leyes de los Gases

Cuando trabajamos con la misma cantidad de gas (n constante), ciertos procesos mantienen fija una variable y simplifican $PV=nRT$. Estas “leyes” describen tendencias claras y útiles para resolver problemas rápidos.

1. Isotérmico — Ley de Boyle–Mariotte (T constante)

$$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow P \propto \frac{1}{V}.$$

al comprimir ($\downarrow V$), sube P .

Leyes de los Gases

2. Isobárico — Ley de Charles (P constante)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V \propto T$$

¡Al calentar (↑ T), aumenta V!

Leyes de los Gases

3. Ley de Gay-Lussac (V constante)

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P \propto T$$

¡Al calentar (↑ T), aumenta P!

Leyes de los Gases

4. Ley de Avogadro (T y P constantes)

$$V \propto n \Rightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}.$$

¡Más moles $\Rightarrow$ Más volumen (misma T,P)!

Ley combinada de los gases

Para el mismo gas y misma cantidad (n constante), dos estados (P_1, V_1, T_1) y (P_2, V_2, T_2) se relacionan por:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Ejemplo :

A P constante: T sube de 293,15 K a 313,15 K y $V_1 = 2,00$ L.

$$V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1} = 2,00 \times \frac{313,15}{293,15} \approx 2,14 \text{ L}$$

Volumen molar y condiciones normales (CN)

El volumen molar es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

En condiciones de referencia podemos estimar rápidamente el volumen por mol de un gas ideal.

- CN del curso: 0 °C (273,15 K) y 1 atm → $V_m \approx 22,414$ L/mol.
- Si tomas 1 bar en vez de 1 atm → $V_m \approx 22,711$ L/mol.

Conversiones de unidades

Usa siempre unidades coherentes con la forma de R que elijas.
Aquí están las conversiones más usadas en gases.

Presión

- $1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Pa} \approx 1,01325 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg (torr)}$
- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa} \approx 0,98692 \text{ atm}$
- $1 \text{ kPa} = 10^3 \text{ Pa}$

Volumen

- $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$
- $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$
- $1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 10^{-6} \text{ m}^3$

Temperatura

- $T[\text{K}] = t[^\circ\text{C}] + 273,15$
- (Nunca uses $^\circ\text{C}$ directamente en $PV = nRT$)

Conversiones de unidades

Usa siempre unidades coherentes con la forma de R que elijas.
Aquí están las conversiones más usadas en gases.

Constante de los gases R

- Con Pa y m^3 : $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$
- Con atm y L: $R = 0,082057 \text{ L atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}$
- Con mmHg y L: $R = 62,364 \text{ L mmHg mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

Aplicaciones

Las leyes de los gases permiten estimar cambios de P , V y T y dimensionar equipos sencillos. Aquí tienes usos típicos que aparecen en problemas y en la vida real.

Industria y laboratorio

- Cilindros de gas: cálculo de n disponible a distintas P, T .
- Jeringas/pistones: compresión/expansión (isotérmico, isobárico, isocórico).
- Secado y aireación: efecto de T y P sobre el volumen de aire inyectado.
- Hornos y combustión: dilatación de gases con la temperatura.

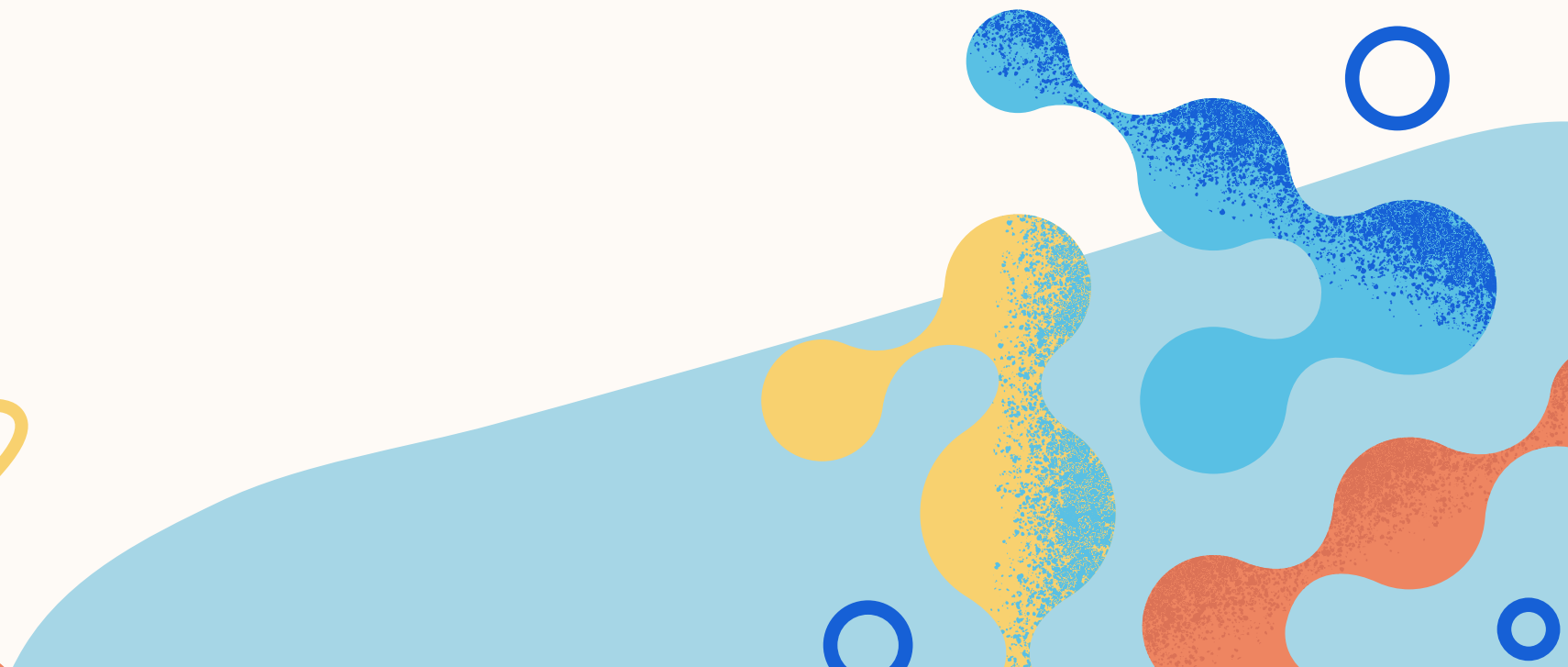
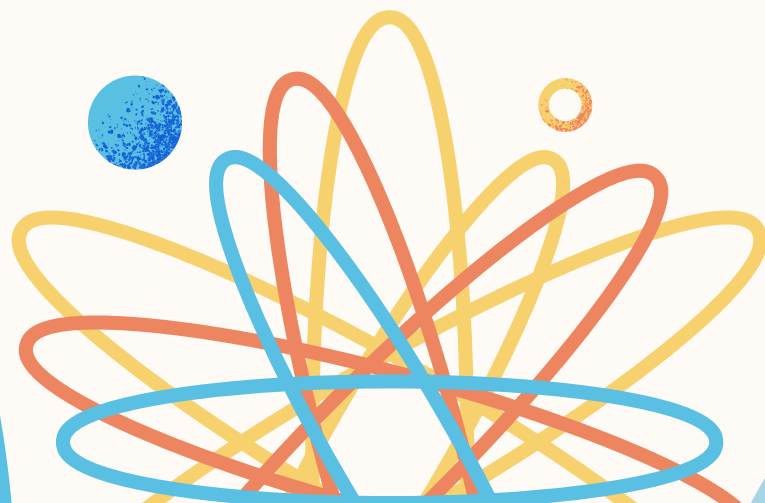
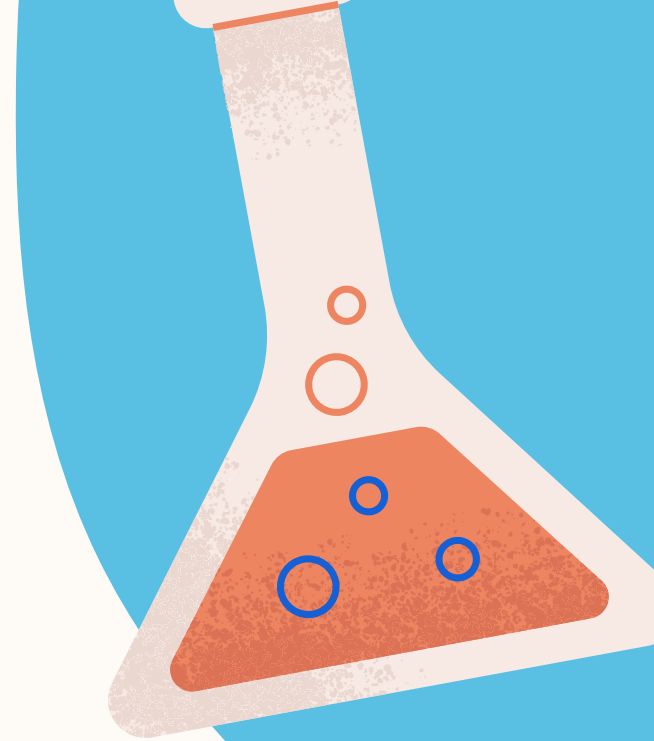
Ambiente y vida diaria

- Neumáticos: variación de P con T ambiente (Gay-Lussac).
- Altitud: descenso de P atmosférica y efecto sobre el volumen de bolsas/sachet.
- Aerosoles: relación P - V al vaciar el envase (Boyle).

Química Preu.JCT

CLASE N°18

EXTRAS



Propiedades coligativas

Las propiedades coligativas describen cómo cambian ciertas características de un disolvente cuando se le agrega un soluto y **dependen exclusivamente del número de partículas** presentes en la disolución, no de su naturaleza química.

Por eso, a igual cantidad de partículas disueltas, un azúcar y una sal no electrolítica producen el mismo efecto, mientras que un electrolito que se disocia (por ejemplo, NaCl) produce un efecto mayor porque genera más partículas.

Estas propiedades se formulan comparando **disolución vs. disolvente puro** y se aplican bien en soluciones diluidas con solutos no volátiles.

1) Tonoscopia (descenso de presión de vapor)

Cuando disuelves un soluto no volátil en un disolvente, la presión de vapor del disolvente disminuye respecto del disolvente puro. A este fenómeno se le llama tonoscopia. Es una propiedad coligativa: depende del número de partículas en solución (y no de su identidad).

$$P = P_0 * X_d$$

$$\frac{\Delta P}{P_0} = K_t * m$$

- Más partículas $\Rightarrow$ menor presión de vapor del disolvente.
- La tonoscopia explica por qué una disolución evapora menos fácilmente que el disolvente puro y es la base de fenómenos como la elevación del punto de ebullición (si sube T para alcanzar la misma presión) y, junto con otros efectos, la estabilidad de soluciones en procesos industriales y biológicos.

2) Ebulloscopía (elevación del punto)

Al disolver un soluto no volátil en un disolvente, la temperatura de ebullición aumenta respecto del disolvente puro. Este fenómeno se llama ebulloscopía y es coligativo: depende del número de partículas en solución (no de su identidad).

$$\Delta T = T - T_0$$

$$\Delta T = K_e * m$$

$$T - T_0 = K_e * m$$

- El soluto “diluye” a las moléculas del disolvente en la superficie $\Rightarrow$ baja la presión de vapor a una misma T (tonoscopía). Para que el líquido hierva ($P_{\text{vap}} = P_{\text{atm}}$), ahora hace falta más temperatura $\Rightarrow T_b$ sube.
- Más partículas $\Rightarrow$ mayor ΔT_b (la disolución hierve a mayor temperatura).

3) Crioscopía (descenso de congelación)

Al disolver un soluto no volátil en un disolvente, la temperatura de congelación disminuye respecto del disolvente puro. Este fenómeno se llama crioscopía y es coligativo: depende del número de partículas en solución (no de su identidad).

$$\Delta T_c = T_0 - T$$

$$\Delta T_c = K_c * m$$

$$T_0 - T = K_c * m$$

- Las partículas de soluto dificultan la formación del sólido ordenado (cristal del disolvente). Para que el líquido solidifique, ahora se requiere una temperatura más baja $\Rightarrow T_f$ desciende.
- Más partículas $\Rightarrow$ mayor $\Delta T_f \Rightarrow$ la disolución congela a menor temperatura.

4) Presión osmótica (π)

La presión osmótica es la presión mínima que debe aplicarse a una disolución para impedir el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable (que deja pasar disolvente, pero no soluto).

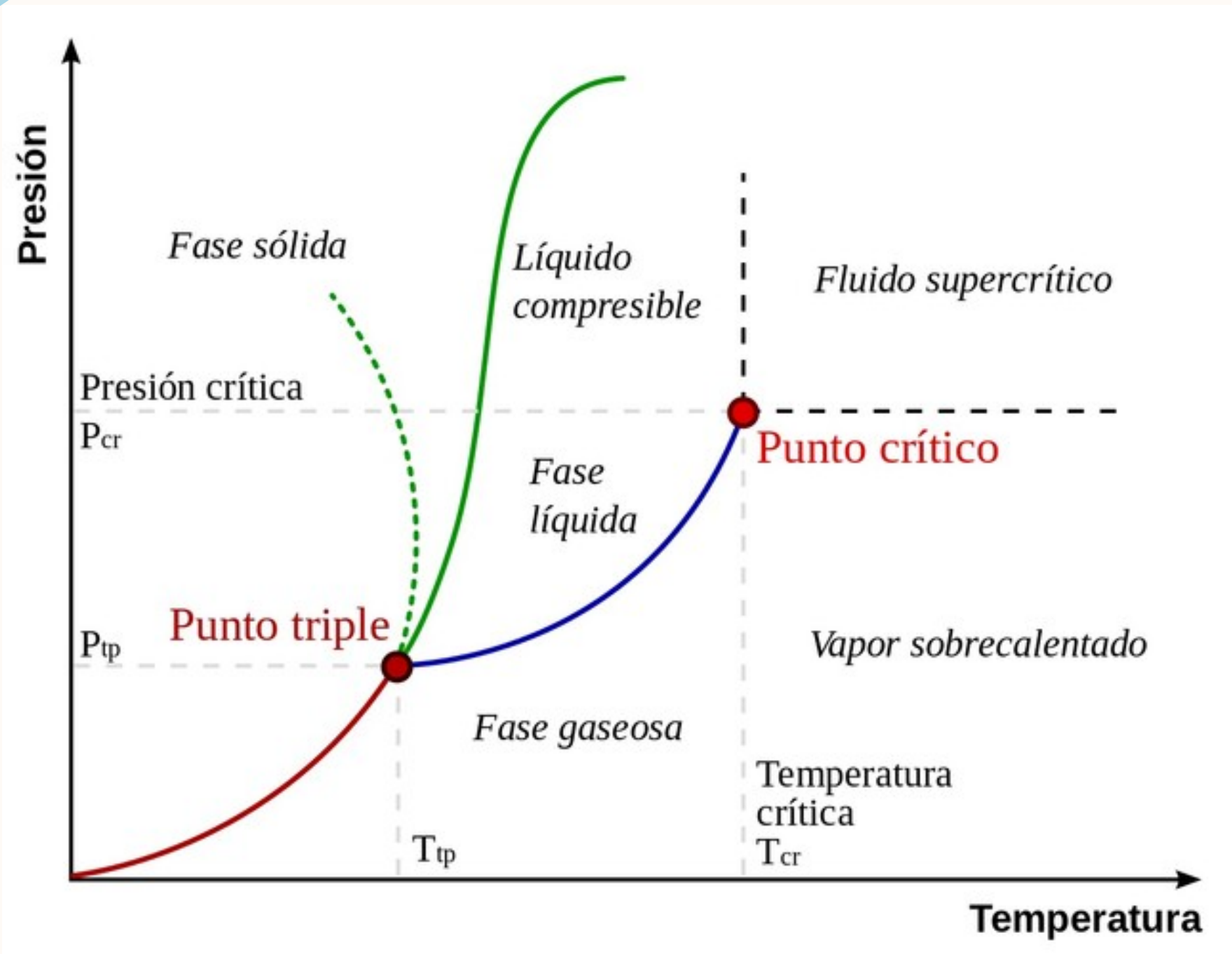
$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V}RT$$

$$\pi = MRT$$

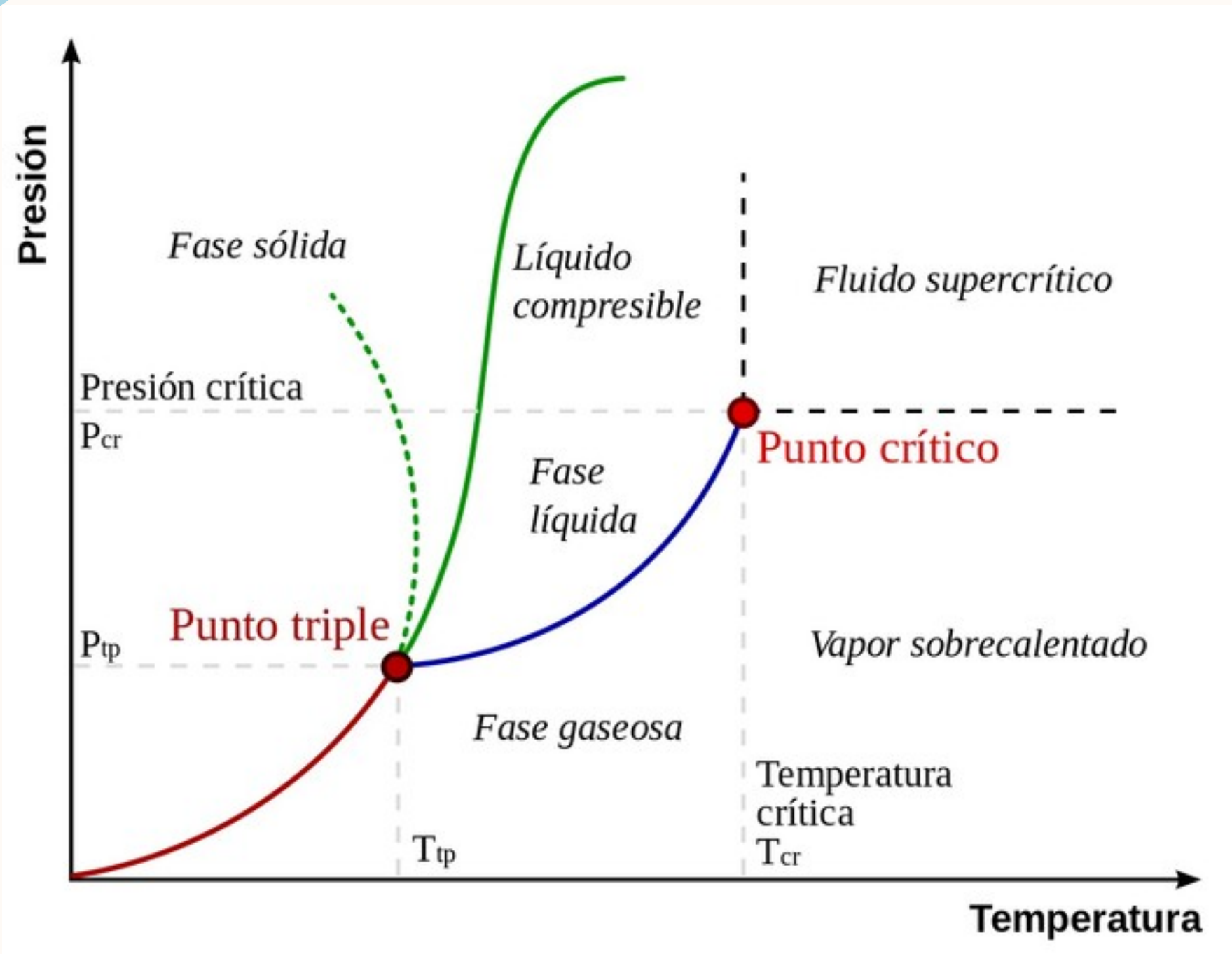
- Si separas por una membrana agua pura y una disolución, el agua tiende a pasar hacia la disolución (donde hay más “partículas”). Para detener ese paso necesitas ejercer una presión hacia el lado de la disolución: esa es π .
- Más partículas por volumen $\Rightarrow$ mayor π .

Punto Triple del Agua



- El punto triple del agua es la condición única de temperatura y presión en la que coexisten en equilibrio las tres fases del agua: sólido (hielo), líquido y vapor.
- En el diagrama de fases P-T, el punto triple es la intersección de las tres curvas de equilibrio (fusión, vaporización y sublimación). Allí ninguna fase “domina”: pequeñas variaciones de P o T cambian la proporción de hielo, agua líquida y vapor, pero sin salir del equilibrio entre las tres.

Punto Triple del Agua



- El punto triple del agua es la condición única de temperatura y presión en la que coexisten en equilibrio las tres fases del agua: sólido (hielo), líquido y vapor.
- En el diagrama de fases P-T, el punto triple es la intersección de las tres curvas de equilibrio (fusión, vaporización y sublimación). Allí ninguna fase “domina”: pequeñas variaciones de P o T cambian la proporción de hielo, agua líquida y vapor, pero sin salir del equilibrio entre las tres.

Contaminación



- La contaminación ambiental es la introducción de sustancias o energía en el entorno (aire, agua, suelo) en cantidades, concentración o tiempos que superan la capacidad de asimilación del sistema, generando daños a la salud, a los ecosistemas o al bienestar humano. Puede ser química (gases, metales), física (ruido, calor, radiación), biológica (microorganismos) o lumínica.

Smog (niebla de contaminación)



- Mezcla de contaminantes y niebla/humedad que reduce visibilidad y afecta la salud.

Tipos y procesos:

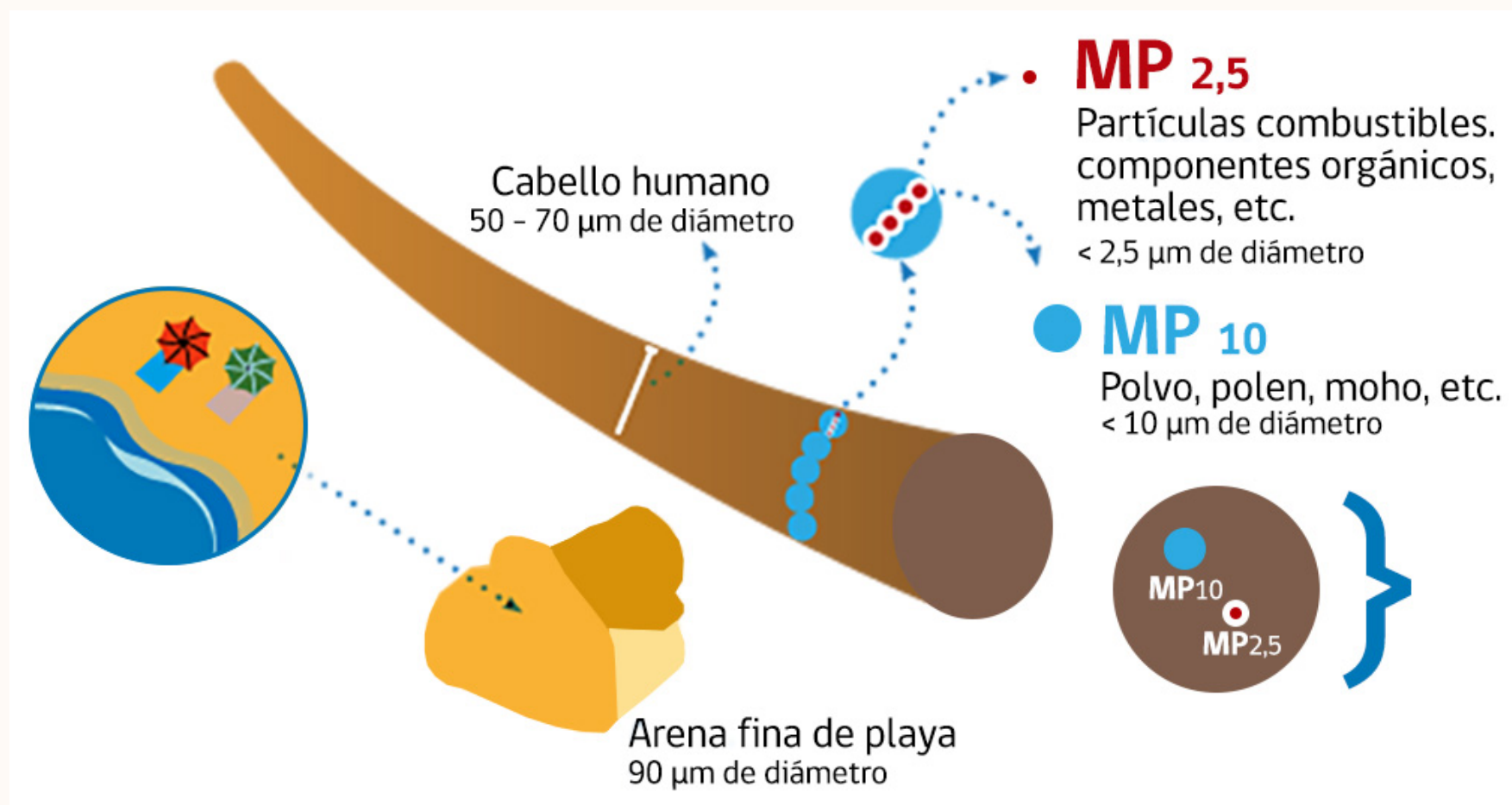
- Fotoquímico (verano): $\text{NO}_x + \text{COV} + \text{luz} \rightarrow \text{O}_3$ troposférico (ojos/ vías respiratorias).
- Sulfuroso (invierno): $\text{SO}_2 + \text{humedad} \rightarrow$ sulfatos/aerosoles (episodios invernales).
- Fuentes: Tránsito, industria/energía, quema de biomasa/combustibles.
- Señales típicas: Irritación ocular, tos, cielo opaco/“bruma”, altos O_3 (verano) o SO_2 (invierno).

MP (material particulado)

- Partículas sólidas/líquidas en el aire.

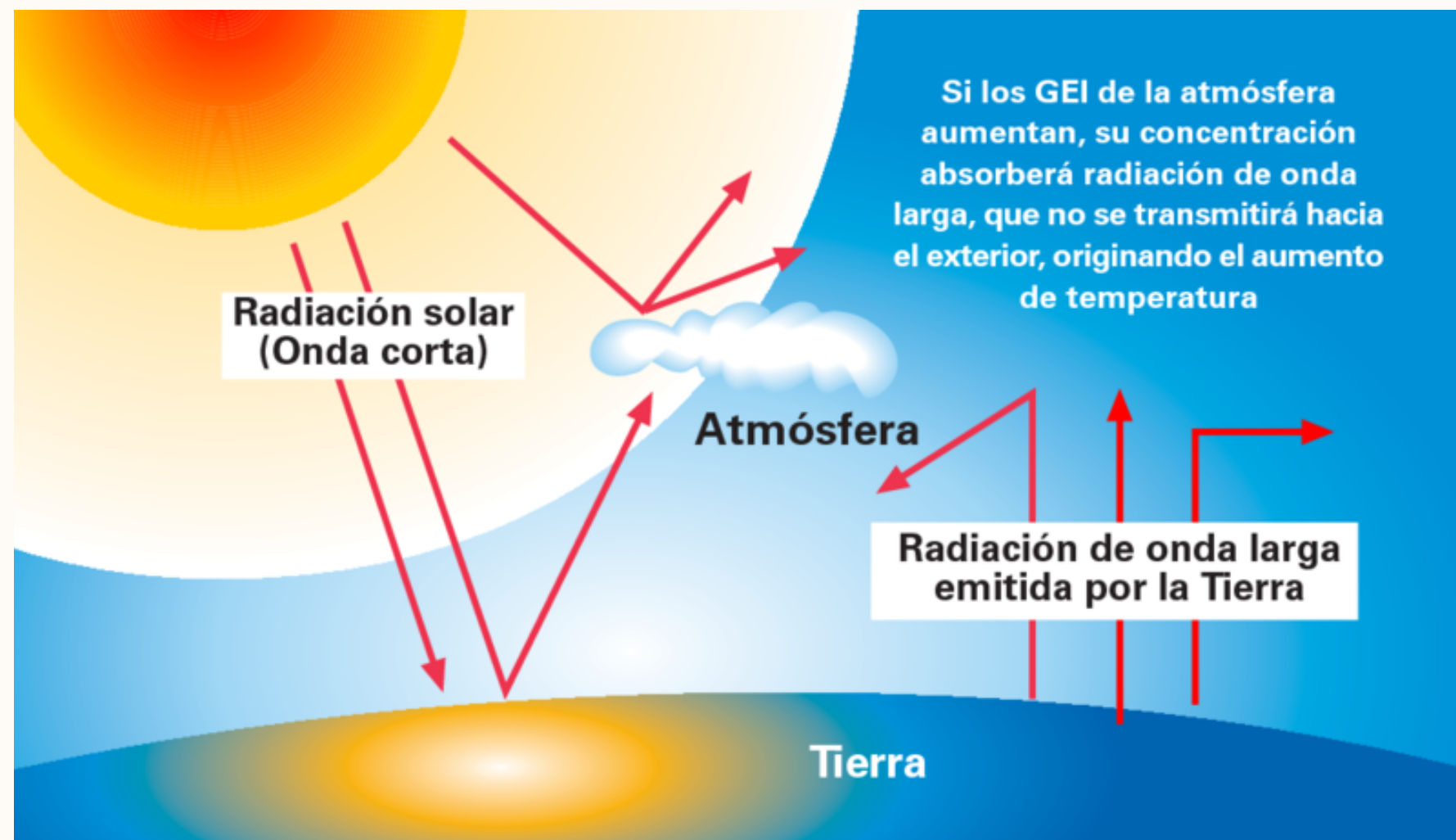
Tamaños críticos:

- PM_{10} : $<10\ \mu m$ (nariz/garganta).
- $PM_{2.5}$: $<2,5\ \mu m$ (alvéolos; más dañina).
- Fuentes: Combustión (diésel/leña), polvo de caminos/obras, industria, incendios.
- Efectos: Asma, EPOC, eventos cardiovasculares; menor visibilidad.
- Distingue $PM_{2.5}$ vs PM_{10} por penetración en el sistema respiratorio y origen (combustión fina vs polvo grueso).
- Episodios críticos suelen asociarse a inversión térmica + fuentes locales.



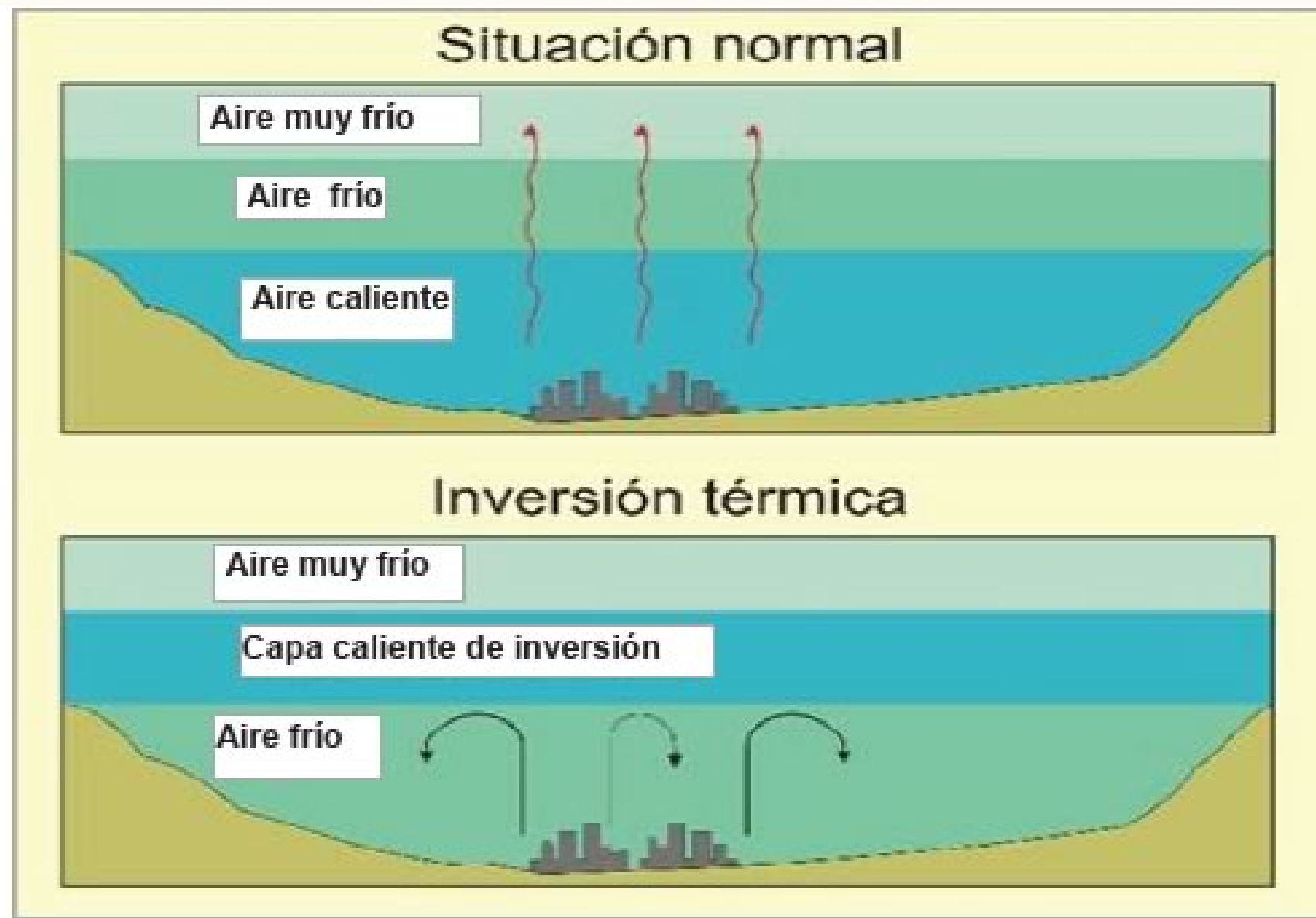
Efecto invernadero (gases de efecto invernadero, GEI)

Fenómeno natural donde gases en la atmósfera retienen radiación infrarroja y mantienen la temperatura de la Tierra. El exceso antropogénico intensifica el calentamiento global.



- GEI principales: CO₂, CH₄, N₂O, HFC.
- Combustibles fósiles, agricultura/ganadería (CH₄/N₂O), procesos industriales.
- Ozono troposférico (O₃) = contaminante del smog (salud).
- CO₂/CH₄/N₂O = GEI (clima global).
- Balance radiativo: entra luz solar (visible), sale IR; GEI disminuyen la pérdida de calor.

Inversión térmica (tapa que atrapa contaminantes)



- Capa de aire más cálido sobre aire más frío cerca del suelo (inversión del perfil normal).
- Efecto: Estabiliza la atmósfera, inhibe mezcla vertical y acumula contaminantes (PM, NO₂, CO) a nivel superficial.
- Dónde/cuándo: Valles/ciudades, madrugada-mañana y en invierno (cielos despejados, poco viento).
- Relación con episodios: Eleva concentraciones locales → alertas ambientales.
- Si hay alta concentración con poco viento y “cielo tapado” por bruma, sospecha inversión térmica.

Química Preu.JCT

CLASE N°18

GASES - EXTRAS

