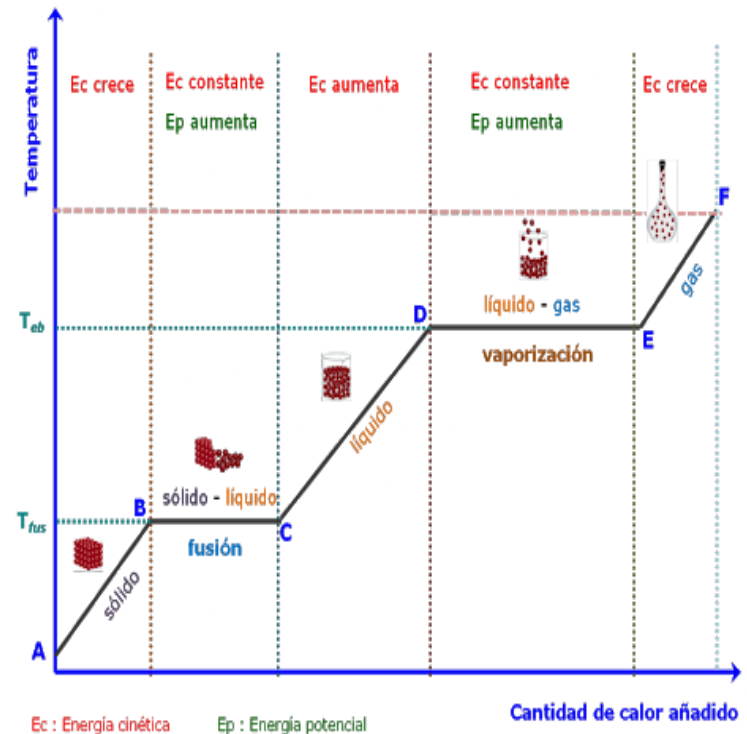


Contenidos de la clase

Unidad 2: Equilibrio de fases

- Equilibrio sólido-líquido
- Equilibrio sólido-vapor.
- Curvas de calentamiento.
- Diagramas de fase del agua y el dióxido de carbono



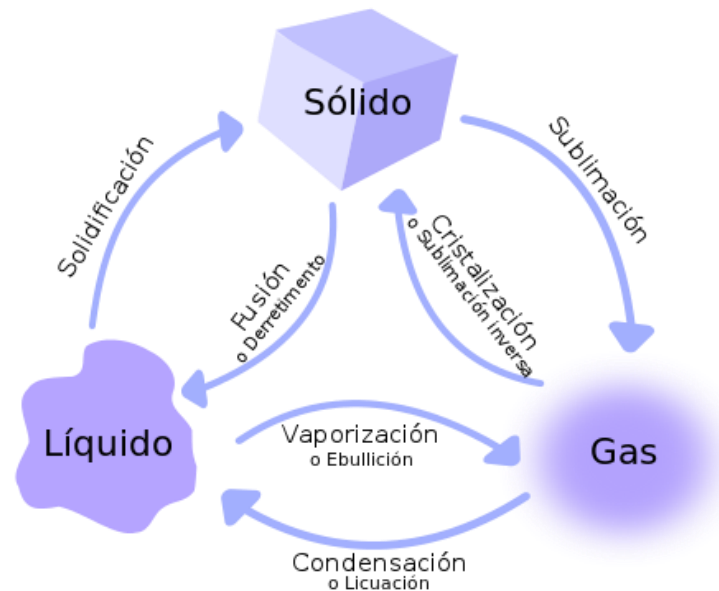
Tipos de equilibrio de fases



Cambios de fases

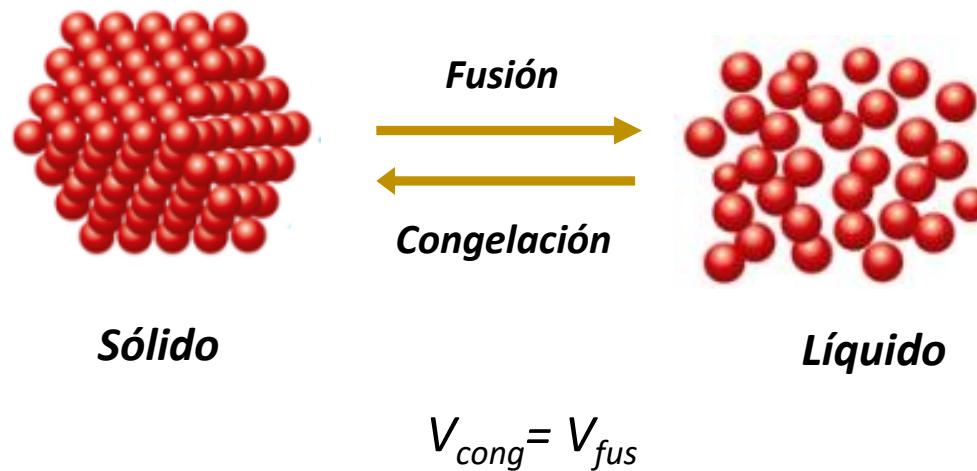
Tipos de equilibrio de fases:

- Equilibrio líquido-vapor ✓
- Equilibrio líquido-sólido
- Equilibrio sólido-vapor



Equilibrio líquido-sólido

La transformación de un líquido en sólido se conoce como *congelación*; el proceso inverso se denomina *fusión*.



El *punto de fusión* de un sólido o el *punto de congelación* de un líquido es la temperatura a la cual las fases sólida y líquida coexisten en el equilibrio. El *punto de fusión normal* de una sustancia es su punto de fusión a una presión de 1 atm.

Equilibrio líquido-sólido

El *calor molar de fusión* (ΔH_{fus}), es la *energía necesaria* (comúnmente en kilojoules) *para fundir un mol de un sólido*.

Punto de fusión y calor molar de fusión de algunas sustancias comunes

Tabla 11.8

Calores molares de fusión de una selección de sustancias.

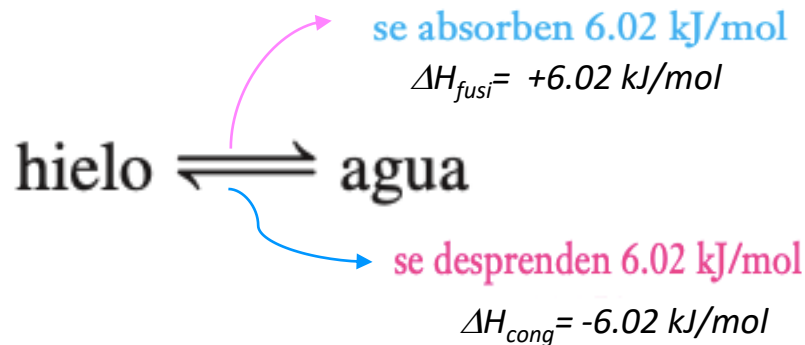
Sustancias	Punto de fusión* (°C)	ΔH_{fus} (kJ/mol)
Agua (H ₂ O)	0	6.01
Argón (Ar)	−190	1.3
Benceno (C ₆ H ₆)	5.5	10.9
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	−117.3	7.61
Éter dietílico (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	−116.2	6.90
Mercurio (Hg)	−39	23.4
Metano (CH ₄)	−183	0.84

El calor molar de fusión (ΔH_{fus}), depende de las fuerzas intermoleculares de atracción en el estado sólido. Estas fuerzas “mantienen unidas a las moléculas” en forma de sólido. El calor de fusión suele ser alto en sustancias con punto de fusión elevado.

Equilibrio líquido-sólido

El **calor molar de congelación** (ΔH_{cong}) de un líquido tiene la misma magnitud que el calor de fusión. Éste representa la remoción de una cantidad de calor suficiente de una cantidad (1 mol) dada de líquido para que el líquido solidifique en su punto de congelación.

El *equilibrio líquido-sólido* más común ocurre entre el agua y el hielo. A 0°C y 1 atm. el equilibrio dinámico está representado por:



Pregunta

¿Si se tiene una sustancia con un **calor molar de congelación** (ΔH_{cong}) que esperarías de las fuerzas intermoleculares de dicha sustancia?

- A) Fuerzas intermoleculares fuertes
- B) Fuerzas intermoleculares débiles



Pregunta

¿En cuál de las siguientes transiciones de fase se genera más calor?

A) 1 mol de vapor de agua a 1 mol de agua a 100°C

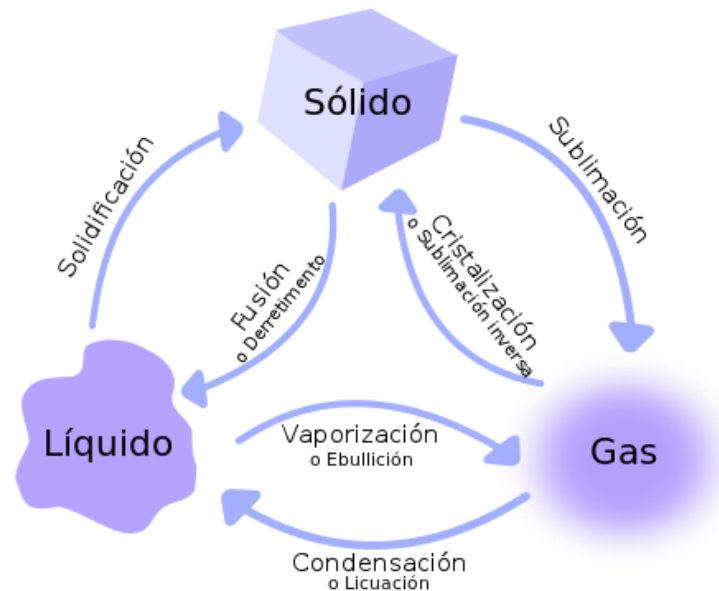
B) 1 mol de agua a 1 mol de hielo a 0°C



Cambios de fases

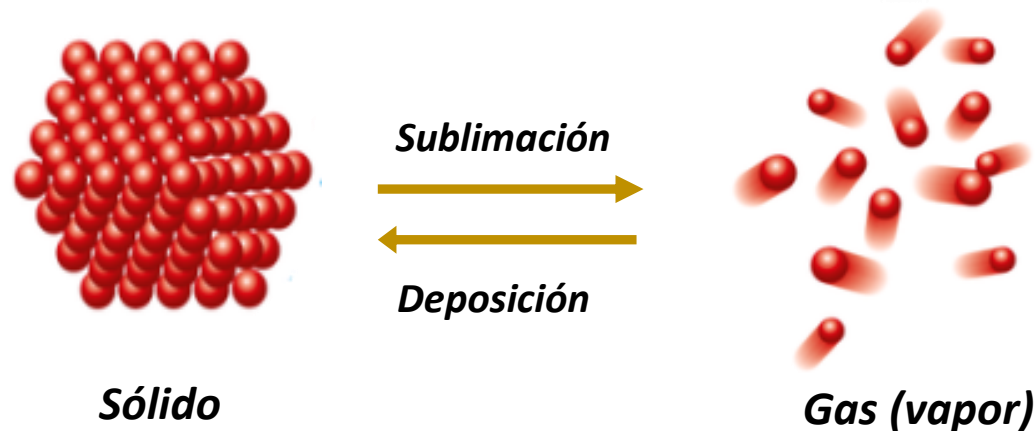
Tipos de equilibrio de fases:

- Equilibrio líquido-vapor ✓
- Equilibrio líquido-sólido ✓
- Equilibrio sólido-vapor



Equilibrio sólido-vapor

- Los sólidos también experimentan evaporación y, por consiguiente, poseen una presión de vapor.
- *El proceso en el cual las moléculas pasan directamente de sólido a vapor se conoce como **sublimación**. El proceso inverso se denomina **deposición**.*

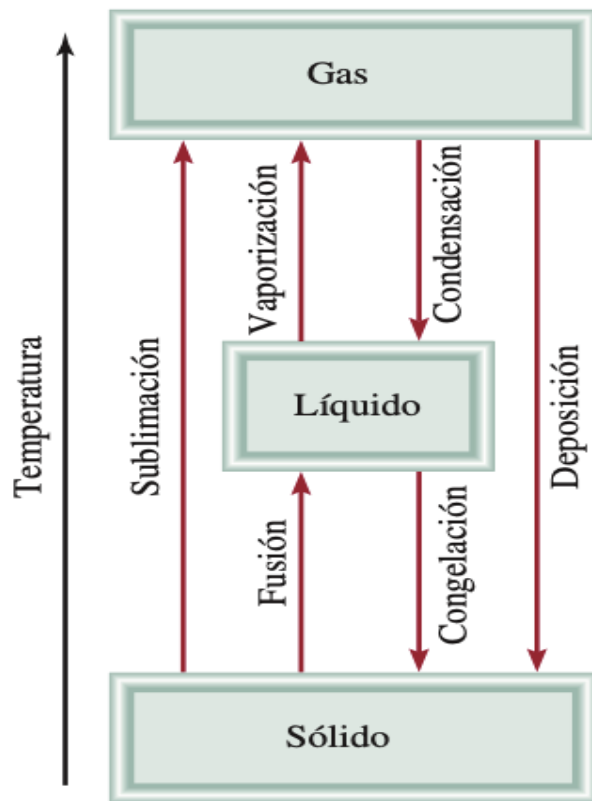


Como las moléculas están unidas con más fuerza en un sólido, su presión de vapor suele ser mucho menor que la del líquido correspondiente.



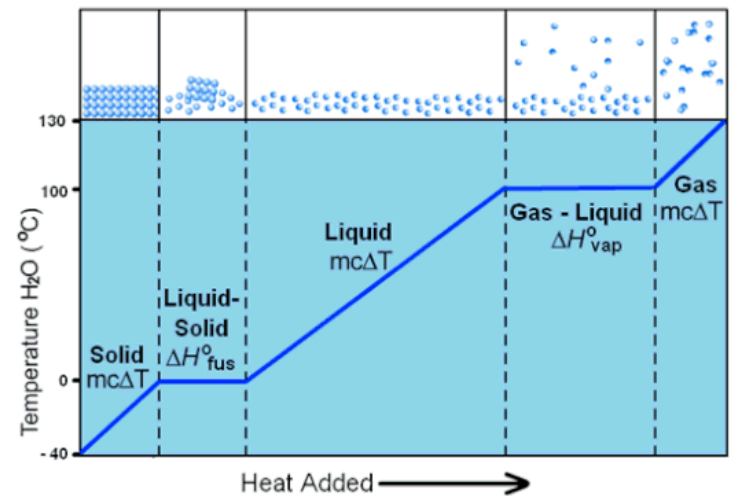
Equilibrio sólido-vapor

La *energía* (por lo general en kilojoules) *necesaria para sublimar un mol de un sólido* recibe el nombre de *calor molar de sublimación* (ΔH_{sub}), y es igual a la suma de los calores molares de fusión y vaporización:



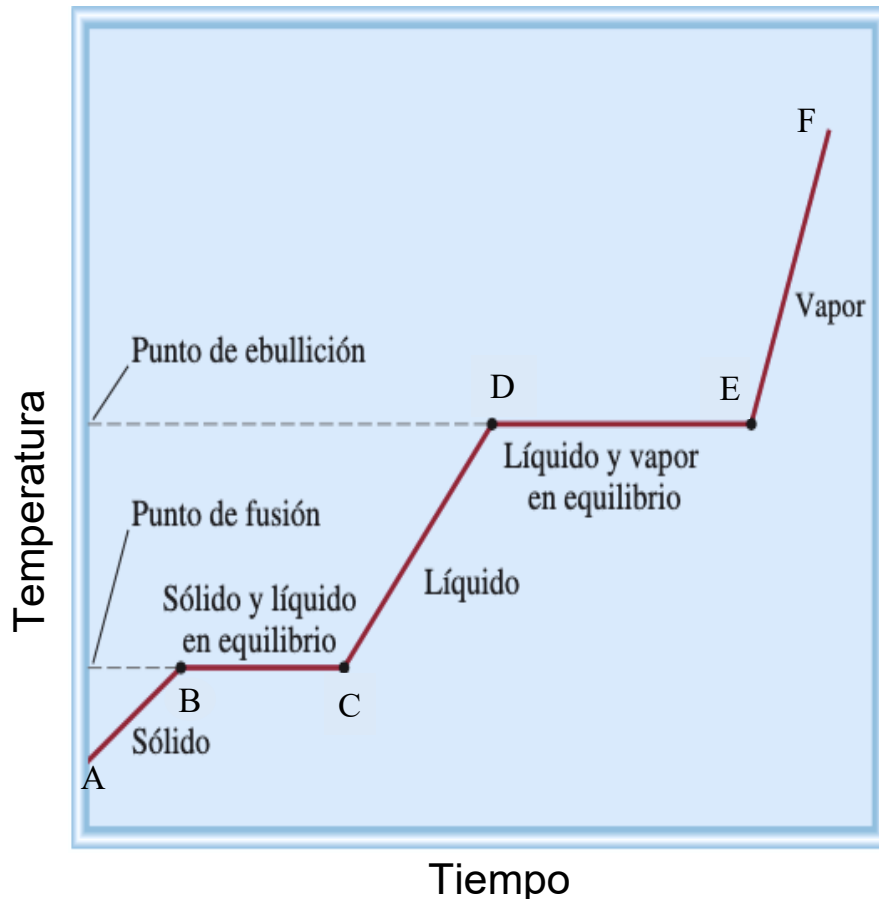
$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

Curvas de calentamiento



Curvas de calentamiento

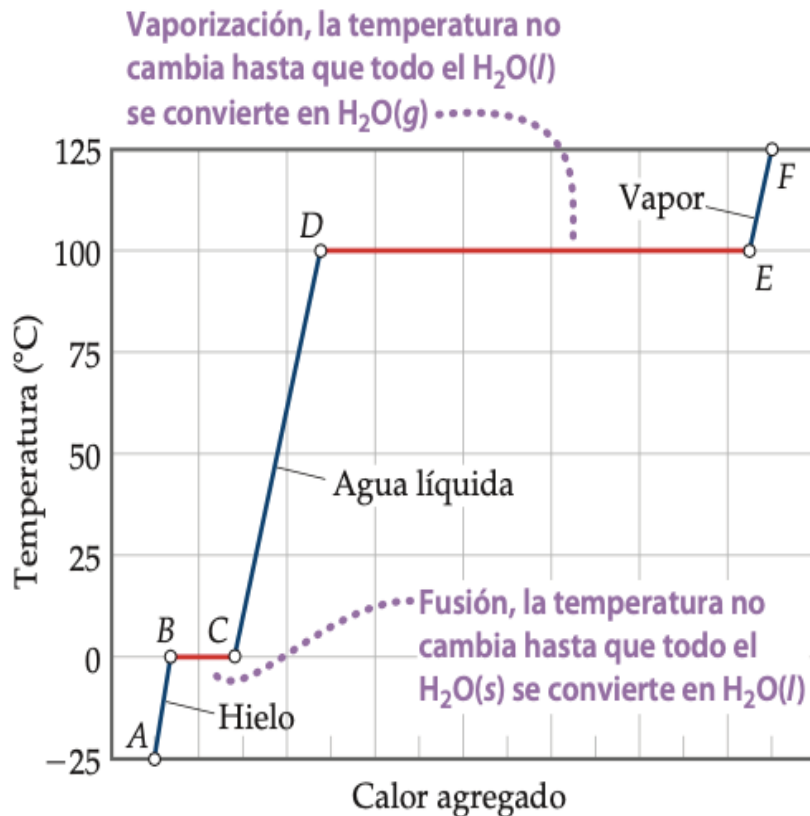
Son gráficas que representan la temperatura de un sistema vs la cantidad de calor agregado.



- **A-B:** la temperatura del sólido aumenta hasta que alcanza su punto de fusión (punto B). E_c de las moléculas aumenta.
- **B-C:** E_c promedio de las moléculas no cambia, y la $T = \text{cte}$.
- **C-D:** absorción de calor (aumento de T) hasta el pto de ebullición.
- **D-E:** El calor absorbido se usa para romper las fuerzas intermoleculares que unen a las moléculas en la fase líquida ($T = \text{cte}$).
- **E-F:** la temperatura del gas aumenta cuando se aplica más calor.

Curvas de calentamiento

Es posible calcular el cambio de entalpía del sistema en cada uno de los segmentos de la curva de calentamiento.

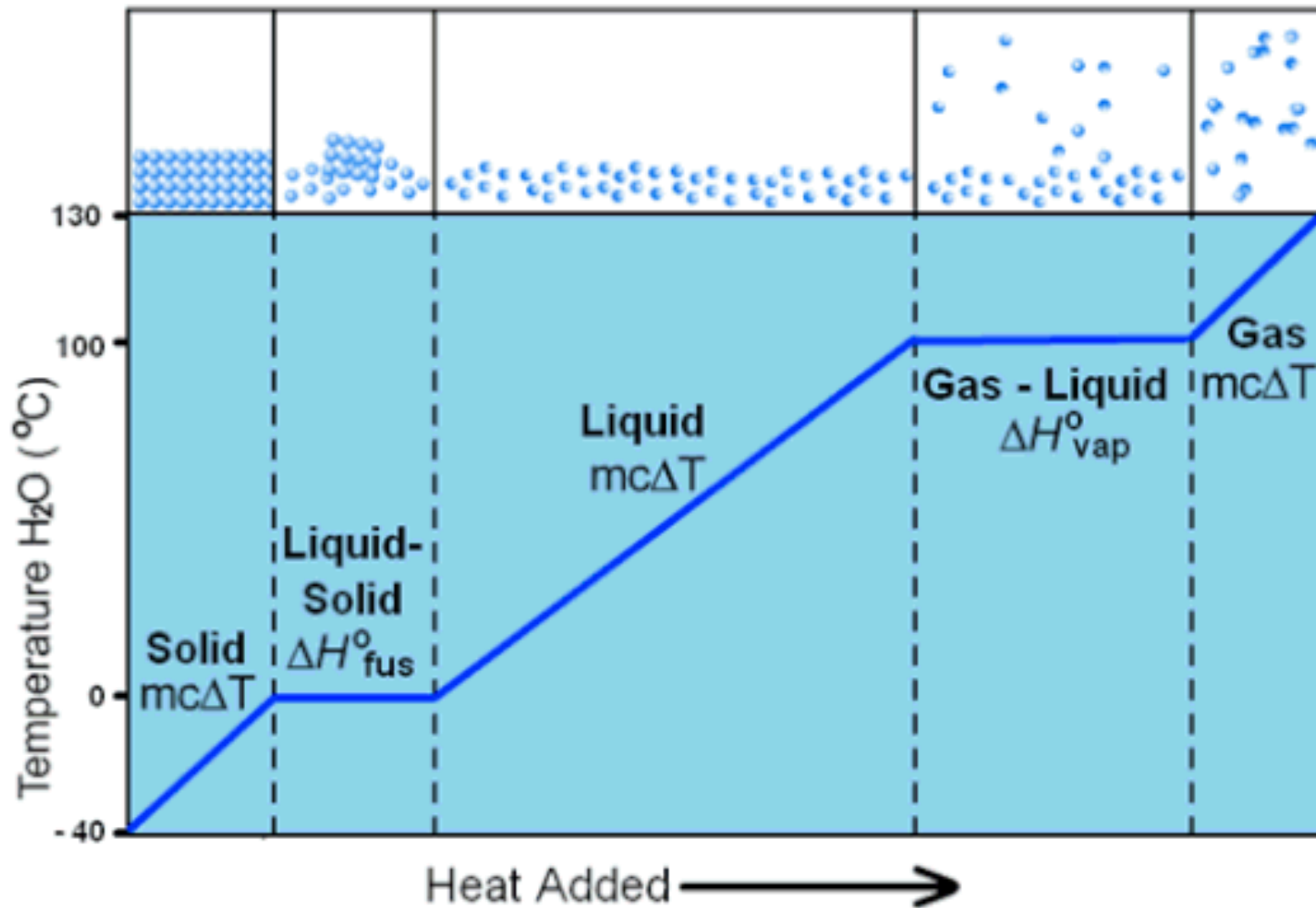


- En los segmentos **AB**, **CD** y **EF** se está calentando una sola fase de una temperatura a otra, por lo tanto, *la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una sustancia está dada:*

$$q = m \cdot s \cdot \Delta T$$

- En los segmentos **BC** y **DE** una fase se convierte en otra a temperatura constante. Para el segmento **BC**, el cambio de energía se calcula utilizando ΔH_{fus} , y para el segmento **DE** se emplea ΔH_{vap} .

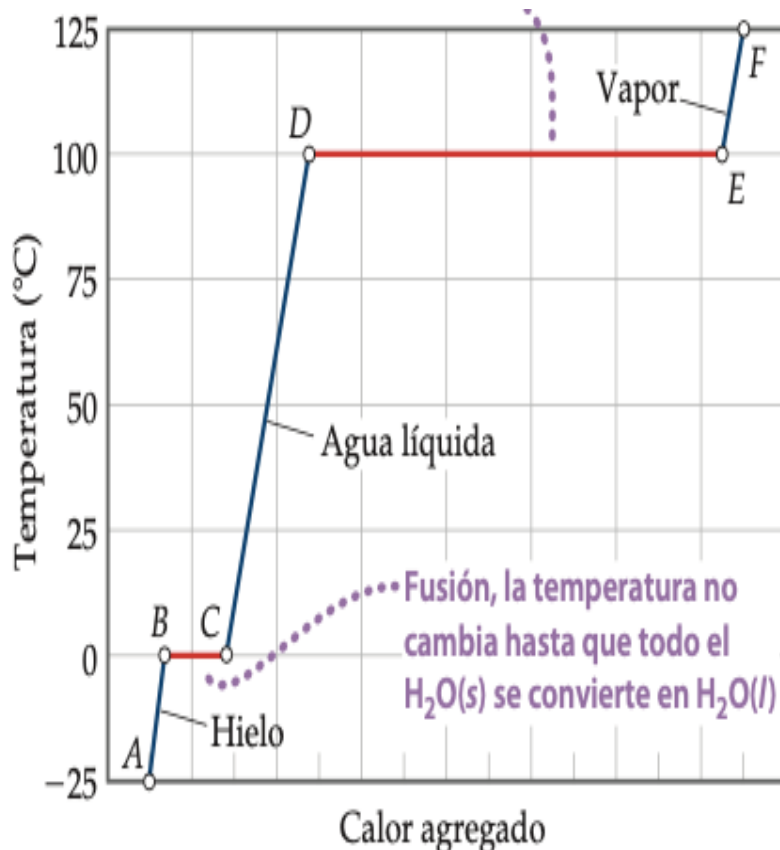
Curvas de calentamiento



Ejemplo

Calcule la energía necesaria para convertir 1.00 mol de hielo a $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$ en vapor de agua a $125\text{ }^{\circ}\text{C}$ a una presión constante de 1 atm. Los calores específicos del hielo, agua líquida y vapor son 2.03 J/g K , 4.18 J/g K y 1.84 J/g K , respectivamente. $\mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18.02\text{ g/mol}$. Para el H_2O , $\Delta H_{\text{fus}} = 6.01\text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_{\text{vap}} = 40.67\text{ kJ/mol}$

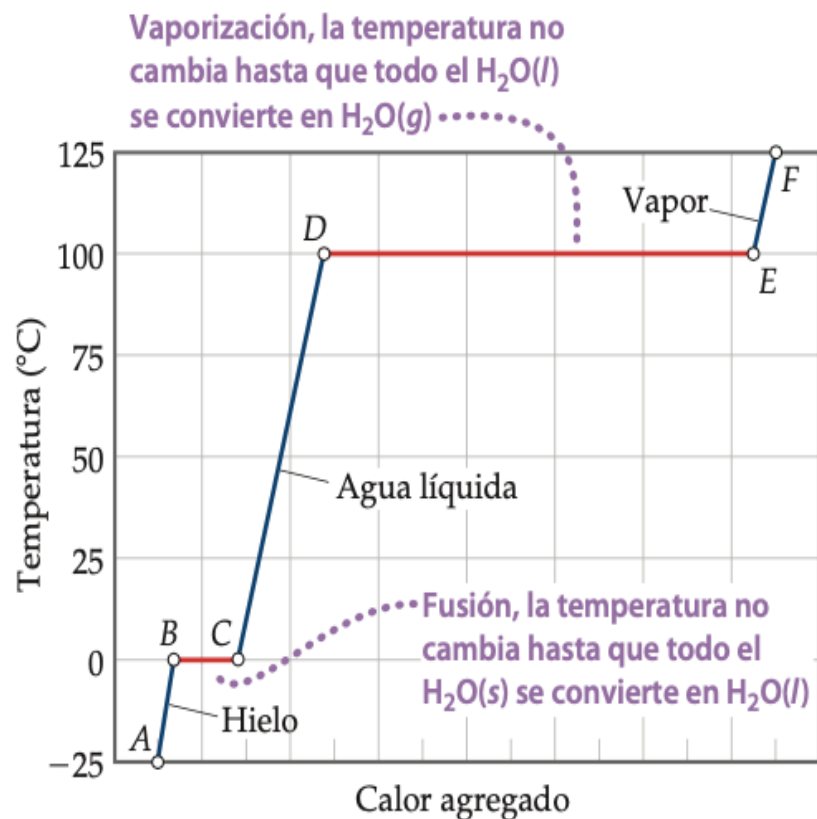
$$q = m \cdot s \cdot \Delta T$$



$$R. q = 56,0\text{ kJ}$$

Ejercicio

Calcule la cantidad de energía (en kilojoules) que se necesita para calentar 346 g de agua líquida desde 0° a 182 °C. Suponga que el calor específico del agua es de 4.184 J/g °C en todo el intervalo líquido y que el calor específico del vapor es de 1.99 J/g °C.



R. 985 kJ

Ejercicio

Calcule el calor liberado cuando 68.0 g de vapor a 124°C se convierten en agua a 45°C. Suponga que el calor específico del agua es de 4.184 J/g °C en todo el intervalo líquido y que el calor específico del vapor es de 1.99 J/g °C.

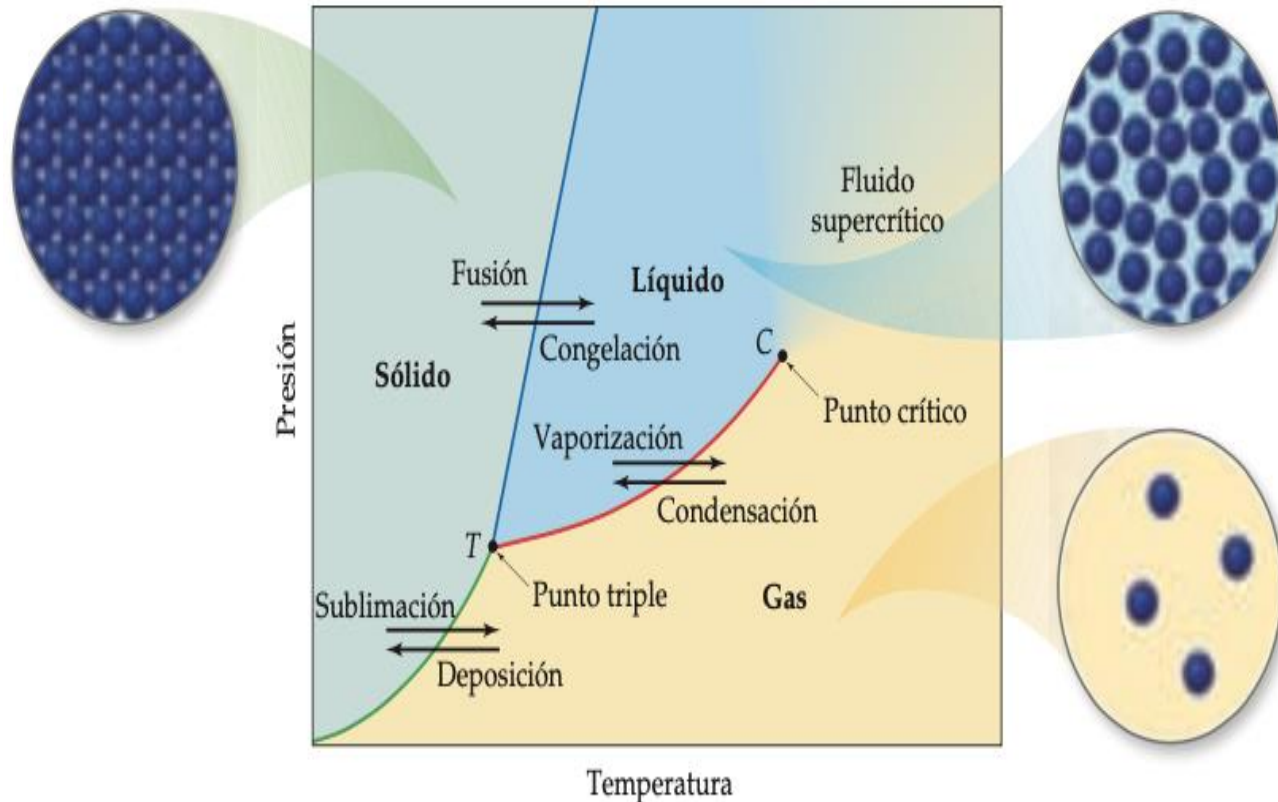
R. -173 kJ

Diagrama de fases



Diagrama de fases

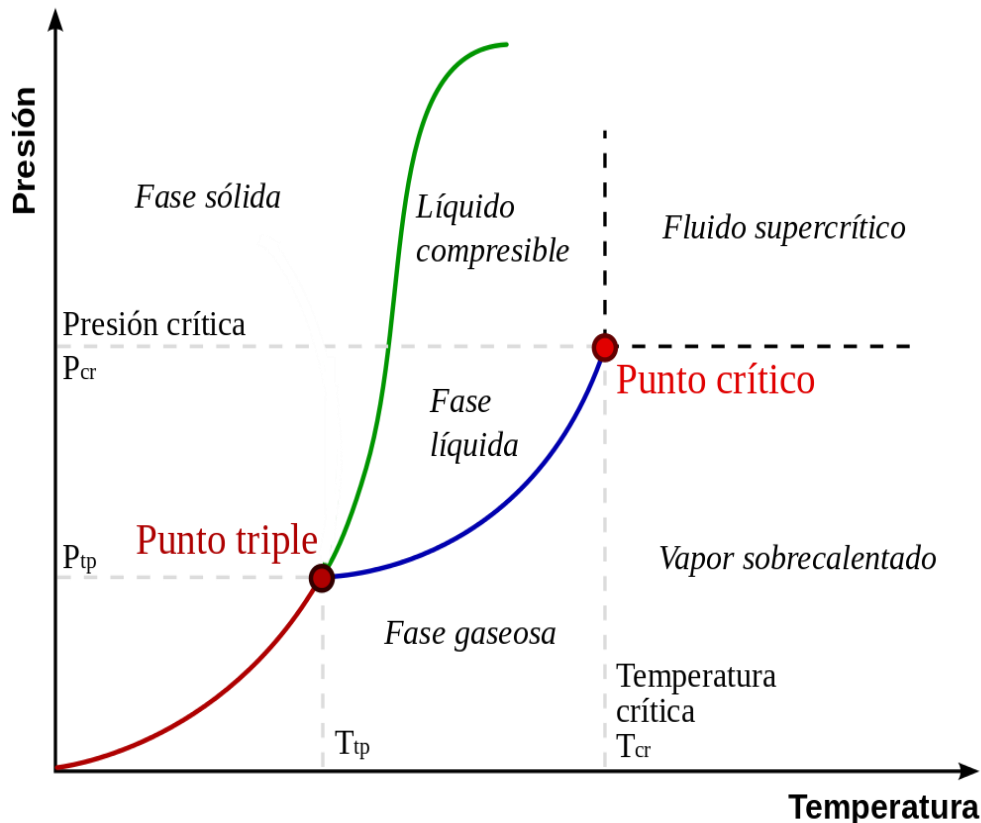
Un *diagrama de fases* es una forma gráfica de resumir las condiciones en las cuales existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia.



Este diagrama también permite predecir cuál fase de una sustancia está presente a cualquier temperatura y presión dadas.

Diagrama de fases

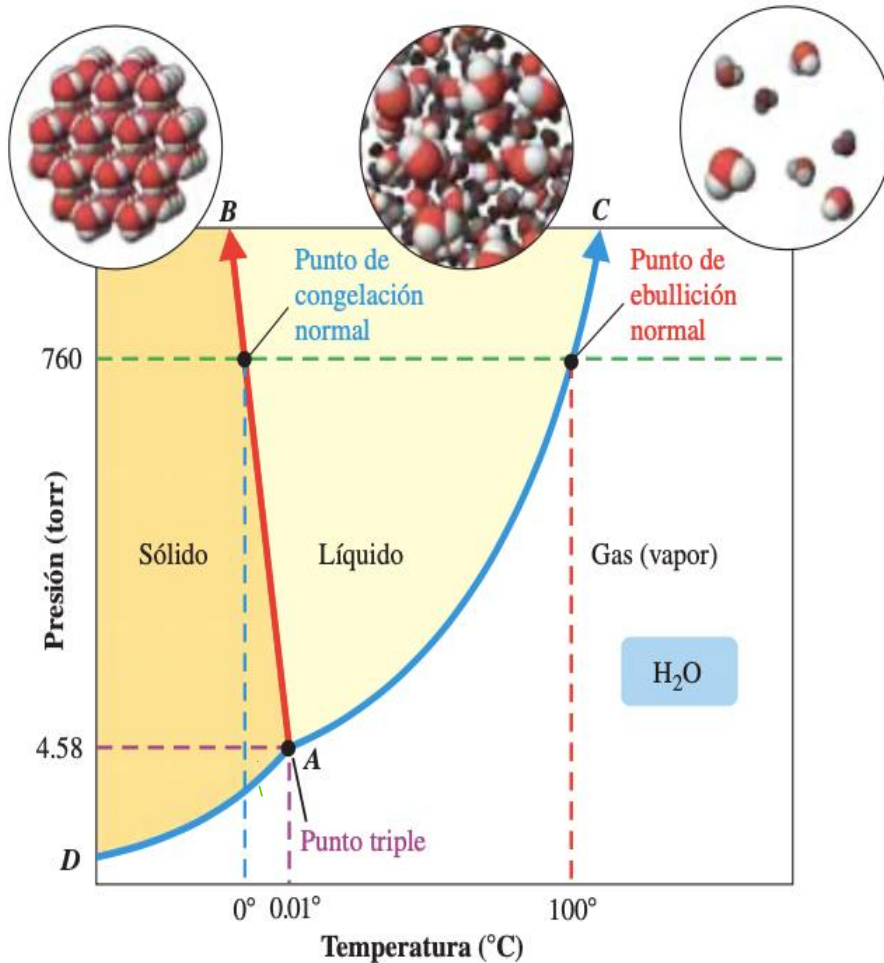
El *diagrama de fases* incluye tres curvas importantes, cada una de las cuales representa la temperatura y presión a las cuales las diferentes fases pueden coexistir en equilibrio.



- **Punto crítico:** corresponde a la temperatura y presión críticas de la sustancia. Más allá del punto crítico, las fases líquida y gaseosa son indistinguibles entre sí, y la sustancia es un *fluido supercrítico*.
- **Punto triple:** Es la condición de T y P en la que las tres fases están en equilibrio.

Diagrama de fases

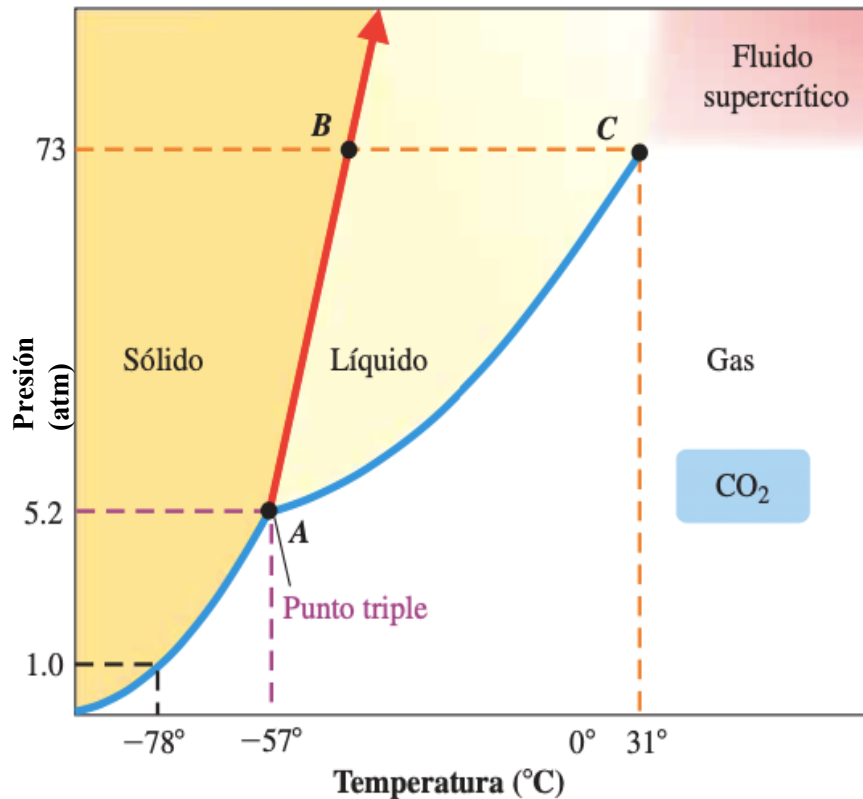
Diagrama de fases del agua (H_2O)



- **Punto triple** a 0.01°C y 0.006 atm
- El punto de fusión del H_2O disminuye al aumentar la presión (pendiente negativa). Debido a que su forma líquida es más compacta que su forma sólida.
- El *punto de fusión normal* (congelación) es 0°C .
- El *punto de ebullición normal* es 100°C .
- El *punto crítico* (374.4°C , 217.7 atm).

Diagrama de fases

Diagrama de fases del Dioxido de carbono (CO_2)

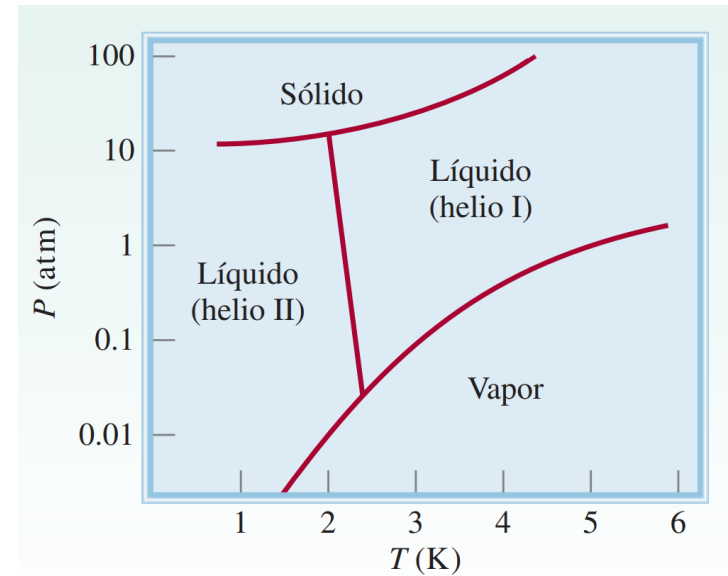


- **Punto triple** a -57°C y 5.2 atm.
- La pendiente de la curva entre las fases sólida y líquida es positiva (T_{fus} aumenta al incrementar la presión).
- Cuando se le calienta a 1 atm, el CO_2 sólido no se funde, sino que se sublima.

Ejercicio

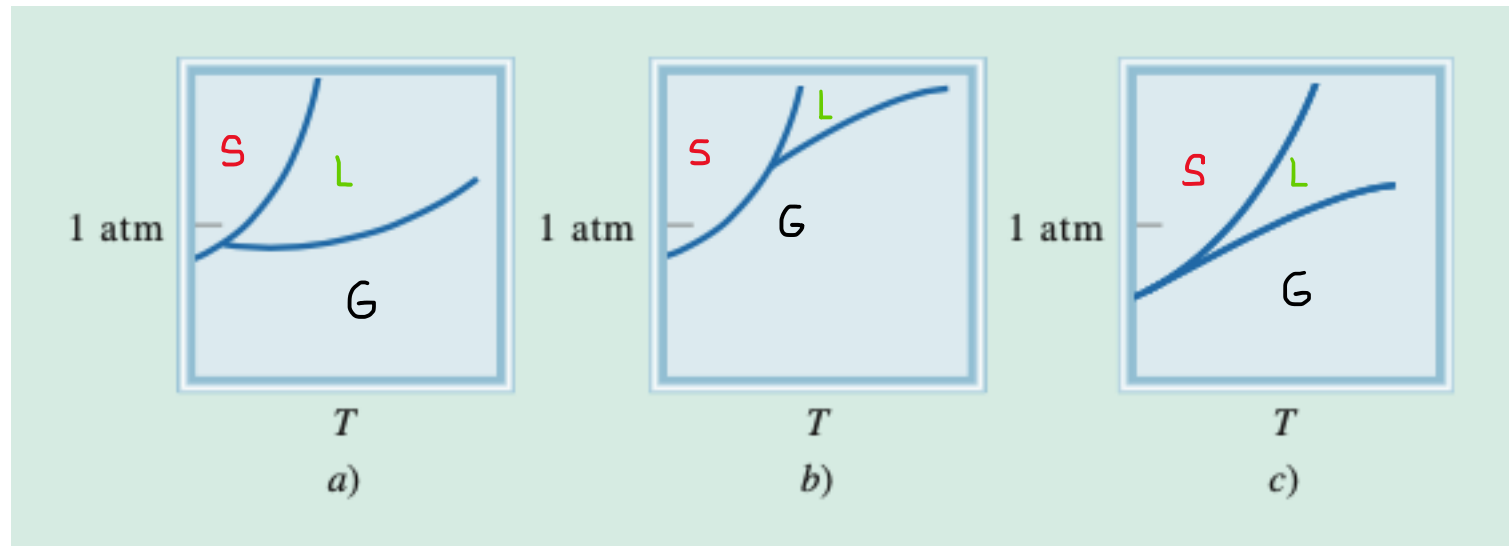
El helio es la única sustancia que tiene dos fases diferentes llamadas helio I y helio II.

- a) ¿Cuál es la temperatura máxima a la que puede existir el helio II?
- b) ¿Cuál es la presión mínima a la que el helio sólido puede existir?
- c) ¿Cuál es el punto de ebullición normal del helio I?
- d) ¿El helio sólido se puede sublimar?
- e) ¿Cuántos puntos triples hay?



Ejercicio

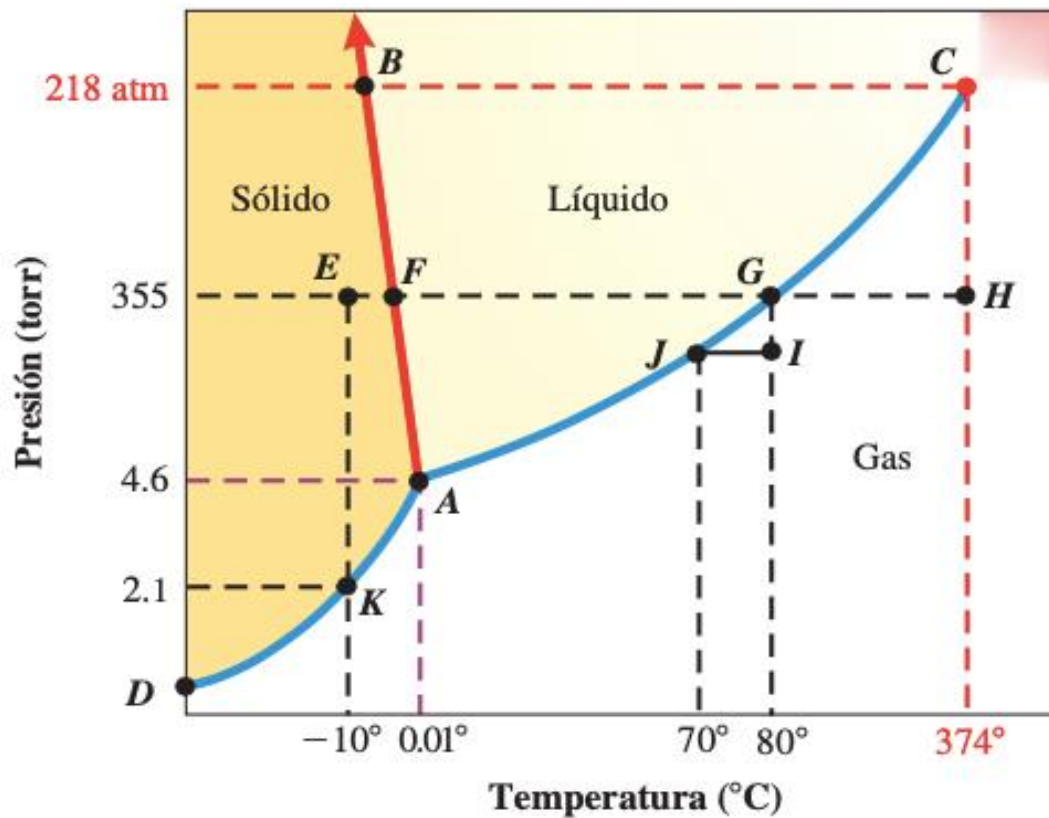
¿Cuál diagrama de fases corresponde a una sustancia que se sublimará en vez de fundirse si se calienta a 1 atm?



R. opción b

Ejercicio

Prediga la fase en la que se encuentran los puntos señalados en el diagrama de fase del agua mostrado.



FIN DE LA CLASE 😊

Prof. Myleidi Vera
mylevera@udec.cl