

8 Equilibrios entre sólido, líquido y gas

- 8.1 Equilibrio líquido–gas
- 8.2 El punto crítico
- 8.3 Equilibrio sólido–gas
- 8.4 Equilibrio sólido–líquido–gas, diagrama de fases

8.1 Equilibrio líquido–gas

Evaporación y condensación. En un líquido, algunas moléculas tienen una energía cinética suficiente para vencer las fuerzas atractivas y pasar a estado gaseoso (figura 8.1). Este proceso se llama *evaporación* y su velocidad crece si aumenta la temperatura y si disminuye la energía cinética mínima para ese líquido.

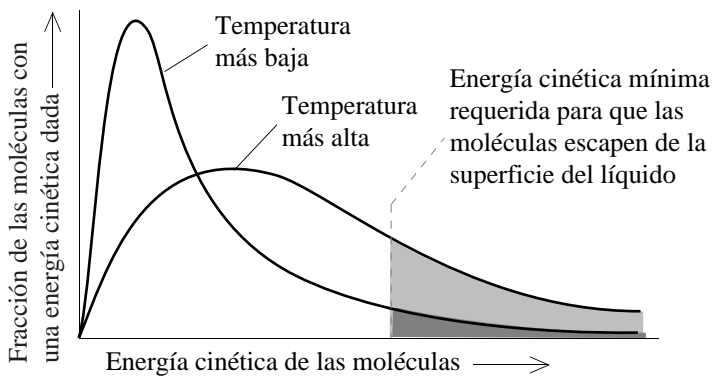


Figura 8.1. Distribución de las energías cinéticas de las moléculas en un líquido a distintas temperaturas. A la temperatura más alta, una fracción mayor de las moléculas tiene la energía necesaria para escapar del líquido, de manera que la evaporación es más rápida a temperaturas superiores.

■ Moléculas con suficiente energía para evaporarse a la temperatura más baja
 ■ + ■ Moléculas con suficiente energía para evaporarse a la temperatura más alta

Una molécula gaseosa puede chocar con la superficie del líquido y ser capturada por ella. Este proceso se llama *condensación* y su velocidad crece con la presión parcial del gas. El líquido y el gas correspondiente establecen un equilibrio cuando la velocidad de evaporación iguala a la de condensación. Para una sustancia y temperatura dadas, la presión parcial del gas en el equilibrio es una constante llamada *presión de vapor del líquido* (p_v). Si la presión parcial del gas es mayor que p_v , parte del vapor *condensa*; si es menor, parte del líquido se *evapora*, alcanzándose el equilibrio cuando se igualan ambas presiones.

Los líquidos que se evaporan con facilidad se llaman *volátiles* y tienen presiones de vapor relativamente altas. La cantidad de calor que debe añadirse a un mol de líquido para evaporarlo a temperatura constante y a la presión de equilibrio, se llama *entalpía molar de vaporización* (ΔH_{vap}). En condiciones termodinámicas normales ($p = 1 \text{ atm}$), se llama *entalpía molar normal de vaporización* ($\Delta H_{\text{vap}}^\circ$). La vaporización es siempre un proceso endotérmico, por lo que sus entalpías son siempre positivas.

Ecuación de Clausius–Clapeyron. La presión de vapor de un líquido aumenta con la temperatura y disminuye con la entalpía de vaporización, según la ecuación $\ln p_v(\text{en atm}) = -\Delta H_{\text{vap}}^\circ/RT + \Delta S_{\text{vap}}^\circ/R$, obtenida por Clausius experimentalmente y deducida posteriormente por Clapeyron a partir de las leyes termodinámicas (ver tema 12). ΔS° es el cambio de entropía (magnitud relacionada con el desorden) al pasar de un estado al otro.

Ebullición. La ebullición es una forma “violenta” de evaporación que se produce cuando, al elevar la temperatura, la presión de vapor iguala a la presión total (figura 8.2). La temperatura de ebullición de un líquido disminuye al disminuir la presión: el agua ebulle a $100 \text{ }^\circ\text{C}$ a 1 atm de presión, a menos de $100 \text{ }^\circ\text{C}$ a presiones inferiores a 1 atm , y a más de $100 \text{ }^\circ\text{C}$ a presiones superiores a 1 atm . De la ecuación de Clausius–Clapeyron, se deduce la expresión $T_e = \Delta H_{\text{vap}}^\circ / (\Delta S_{\text{vap}}^\circ - R \ln p)$, donde p es la presión total.

Regla de Trouton. En 1884, Trouton encontró que, para la mayoría de líquidos, la relación entre la entalpía molar de vaporización y la temperatura normal de ebullición ($\Delta H_{\text{vap}}^\circ/T_e$) era aproximadamente $92 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ (tabla 8.1). Se sabe que $\Delta H_{\text{vap}}^\circ/T_e = \Delta S_{\text{vap}}^\circ$. Es decir, la relación de Trouton es una

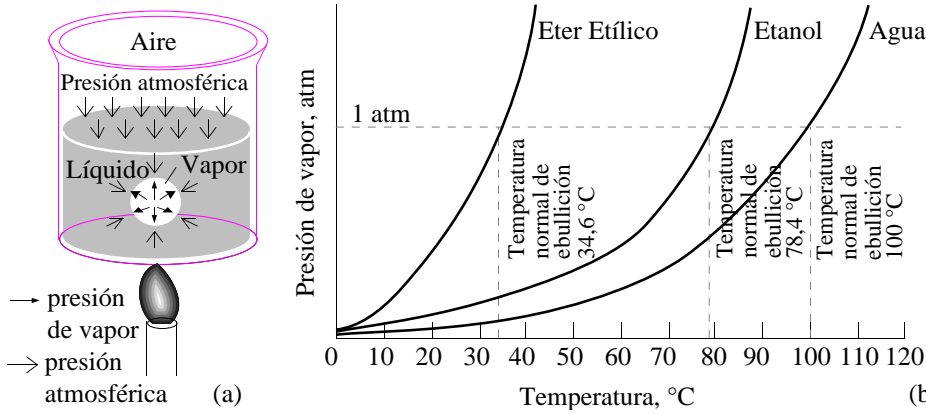


Figura 8.2. a) Un líquido hierve cuando su presión de vapor iguala a la presión atmosférica. A la temperatura de ebullición, la evaporación deja de producirse únicamente en la superficie del líquido, y aparecen burbujas de gas en su interior. b) Gráficas de las presiones de vapor de algunos líquidos. El punto normal de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor es igual a 1 atm.

medida del aumento del desorden al tomar 1 mol de partículas empaquetadas en el estado líquido y separarlas en el estado gaseoso. Algunos líquidos, como el agua, presentan relaciones $\Delta H^\circ_{\text{vap}}/T^\circ_e$ elevadas porque son sustancias con partículas fuertemente asociadas en el estado líquido (p. ej. mediante enlace de hidrógeno), es decir, con un estado líquido anormalmente ordenado.

Tabla 8.1. Entalpía molar de evaporación y temperatura de ebullición normales de algunas sustancias

<i>Sustancia</i>	He	Ne	Ar	Xe	HF	HCl	HBr	HI	H ₂ O	NH ₃
$\Delta H^\circ_{\text{vap}}$ (kJ/mol)	0,08	1,8	6,5	12,6	25,2	17,5	19,3	21,2	40,7	25,1
T°_{eb} (K)	4,1	27,1	87,2	166,0	292,8	188,3	206,6	238,0	373,1	239,7
$\Delta H^\circ_{\text{vap}}/T^\circ_e$ (J/K mol)	19,5	66,4	74,5	75,9	86,1	92,9	93,4	89,1	109,1	104,7
<i>Sustancia</i>	CH ₄	BCl ₃	Br ₂	CH ₃ OH	C ₂ H ₅ OH	C ₆ H ₆	Hg			
$\Delta H^\circ_{\text{vap}}$ (kJ/mol)	8,9	23,0	30,7	37,4	42,2	33,9	60,8			
T°_{eb} (K)	111,6	285,6	331,9	338,1	351,7	353,3	629,7			
$\Delta H^\circ_{\text{vap}}/T^\circ_e$ (J/K mol)	79,7	80,8	92,3	110,9	121,3	96,2	97,5			

8.2 El punto crítico

Un líquido se puede evaporar reduciendo la presión sobre el líquido por debajo del valor de su presión de vapor. Por contra, un gas se puede licuar un gas comprimiéndolo a una presión por encima del valor de la presión de vapor del líquido. Sin embargo, cada sustancia tiene una *temperatura crítica* por encima de la cual el gas no puede licuarse por compresión (figura 8.3 y tabla 8.2). La diferencia de volumen molar (y densidad) entre el líquido y el gas, que viene dada por el ancho de la cúpula, se anula a la temperatura crítica. En el punto crítico, ambas fases se confunden en una sola, llamada a menudo *fluido supercrítico*.

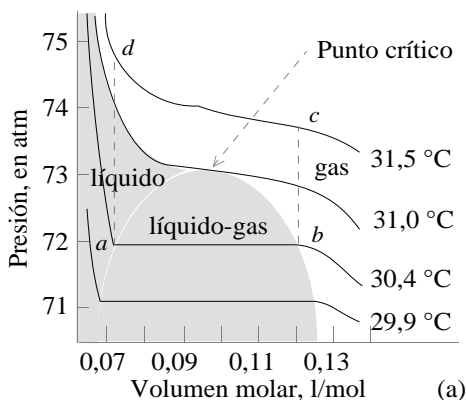


Figura 8.3. a) Gráfica del volumen molar del CO₂ frente a la presión, a varias temperaturas. A temperaturas altas, el gas no licúa al ser comprimido. Su comportamiento se asemeja al de un gas ideal (ver figura 6.1). A temperaturas inferiores a la crítica, al comprimir, el gas comienza a licuar. La región central en forma de cúpula es la del equilibrio entre las dos fases (c), líquido y vapor. En ella, al comprimir la presión permanece constante e igual a la presión de vapor del líquido. A la derecha de la cúpula, todo el CO₂ está en estado gaseoso (b) y el volumen disminuye rápidamente al aumentar la presión. A la izquierda de la cúpula, todo el CO₂ está en estado líquido (d), por lo que el volumen disminuye muy poco al aumentar la presión.

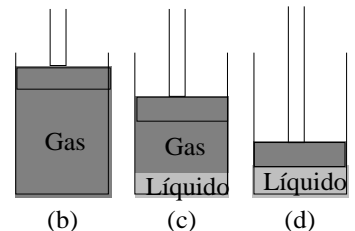


Tabla 8.2. Constantes del punto crítico de algunas sustancias corrientes

<i>Sustancia</i>	He	H ₂	Ne	N ₂	O ₂	CH ₄	CO ₂	HCl	H ₂ S	NH ₃	H ₂ O	Hg
p_c (atm) ^a	2,34	13	26,9	34	50,5	46,5	72,8	83,2	90,4	113	218	1036
T_c (K) ^b	5,3	33,2	44	126	154	191	304	325	373	405	657	1735
$V_{M,c}$ (cm ³ mol ⁻¹) ^c	62	65		90	75		95			72	57	40
T°_e (K)	4,5	21	27	77	90	109	195 ^d	188	212	240	373	630

^a p_c = presión crítica, ^b T_c = temperatura crítica, ^c $V_{M,c}$ = volumen molar en el punto crítico, ^dSublima

8.3 Equilibrio sólido-gas

Parte de las partículas de un sólido tienen energía suficiente para pasar a gas. Las características de este equilibrio son similares a las del equilibrio entre líquidos y gases. Por encima de la temperatura crítica, al no existir estado líquido, un sólido *sublima* (pasa directamente a gas) y un gas *deposiciona*. La *presión de vapor del sólido* depende de la entalpía y entropía de sublimación, y de la temperatura, según la ecuación $\ln p_V(\text{en atm}) = -\Delta H_{\text{sub}}^{\circ}/RT + \Delta S_{\text{sub}}^{\circ}/R$. La *temperatura de sublimación* es el equivalente de la de ebullición.

8.4 Equilibrio sólido-gas-líquido

La estabilidad del estado líquido frente al estado sólido para una sustancia dada, puede deducirse a partir de los datos de los equilibrios sólido-gas y líquido-gas, considerando que, a una temperatura dada, el estado más estable es el que presenta menor presión de vapor (figura 8.4).

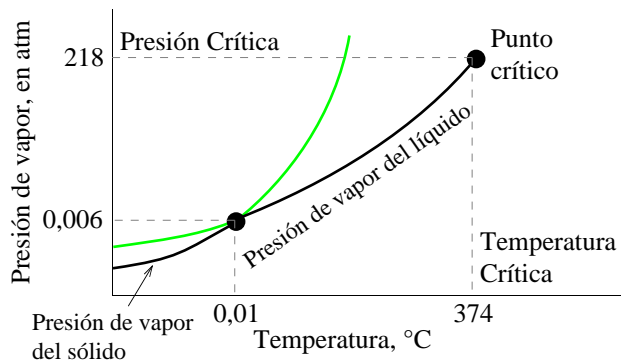


Figura 8.4. Gráficas de presión de vapor para el agua líquida y el agua sólida (por claridad, la gráfica no está a escala). La línea para el líquido se detiene en el punto crítico porque la distinción entre líquido y gas se desvaneció a altas temperaturas.

Por debajo de 0,01 °C, el estado sólido es más estable, ya que su presión de vapor es menor que la del líquido. Por encima de 0,01 °C, el estado más estable es el líquido. Un sólido funde cuando su presión de vapor iguala a la del líquido, por lo que la temperatura de fusión o congelación es el punto de cruce de las curvas p_V-T para ambos estados.

Diagrama de fases. Un *diagrama de fases* permite determinar el estado más estable para una sustancia a una presión y temperatura dadas (figura 8.5). El *punto triple* de un diagrama de fases da las condiciones en las que podemos tener los tres estados en equilibrio.

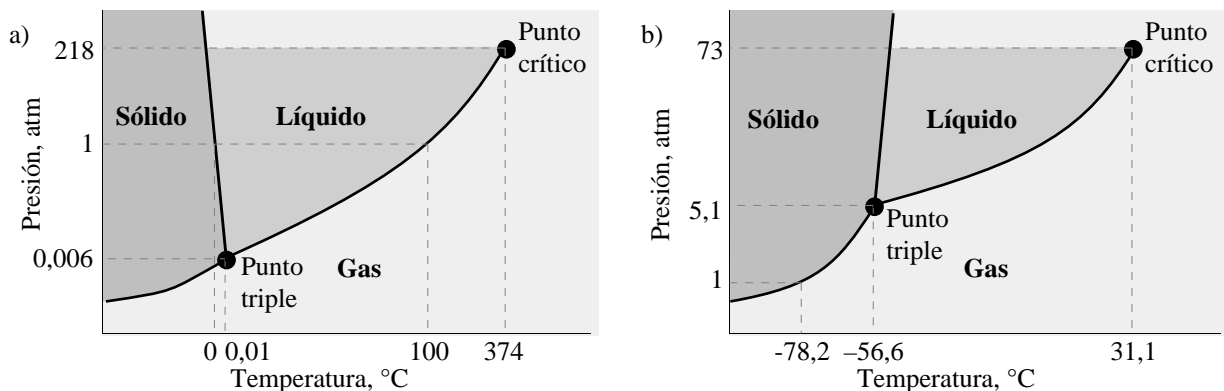


Figura 8.5. Diagrama de fases (no a escala) para a) el agua, b) el dióxido de carbono. Para el CO₂, la temperatura de fusión aumenta con la presión. Esta es la situación general para casi todas las sustancias. La anomalía de la curva de fusión del agua se debe a que su volumen aumenta al congelar, y se puede explicar mediante el principio de Le Chatelier.

Bibliografía

Atkins, págs. 365–371; Dickerson, págs. 638–652; Masterton, págs. 301–311; Russell, págs. 273–281; Whitten, págs. 296–339.

Seminarios

8.1 Explica los siguientes hechos:

- El cloro puede licuarse por compresión a temperatura ordinaria, pero no el hidrógeno.
- El vapor de agua a 100 °C produce una quemadura mucho más grave que una cantidad equivalente de agua a la misma temperatura.
- Un vaso que contiene agua y cubitos de hielo, se humedece en el exterior.
- ¿Por qué el aire suele ser más *seco* en verano que en invierno? ¿Por qué se dice que la calefacción *seca*

el aire?

8.2 Indica, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) La temperatura de ebullición de un líquido cambia al variar la presión atmosférica.
- b) La presión de vapor de un líquido se eleva cuando aumenta la superficie del líquido.

8.3 ¿Por qué la temperatura de un líquido desciende cuando se evapora?

8.4 En el monte Everest, ¿hervirá el agua a una temperatura inferior o superior a la normal?

8.5 La figura 8.3 representa la variación del volumen molar del CO₂ frente a la presión a diferentes temperaturas. Describe paso a paso los cambios de presión, temperatura, volumen molar y estado que observarías si partiendo de una muestra de CO₂ en las condiciones correspondientes a *a*, le haces seguir el camino *a-b-c-d-a*.

regla de Trouton

8.6 Aplicando la regla de Trouton, determina cuáles de los siguientes líquidos deben tener fuertes interacciones intermoleculares y sugiere una explicación:

- a) CH₃CH₂OH (etanol), $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 42 \text{ kJ mol}^{-1}$, $T^\circ_{\text{eb}} = 352 \text{ K}$; b) H₂Se, $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 20 \text{ kJ mol}^{-1}$, $T^\circ_{\text{eb}} = 232 \text{ K}$; c) PCl₃, $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 31 \text{ kJ mol}^{-1}$, $T^\circ_{\text{eb}} = 347 \text{ K}$.

diagramas de fases

8.7 Para este ejercicio usa el diagrama de fases del CO₂ (figura 8.5(b)). Supón que tienes una muestra de CO₂ a -100 °C y vas aumentando la temperatura progresivamente hasta 50 °C. Di qué cambios de fase observarás para cada una de las siguientes presiones:

- a) 1,00 atm, b) 10,0 atm, c) 100 atm.

8.8 El punto triple del yodo es 114 °C, 90 mmHg. ¿Qué fases están presentes a

- a) 120 °C, 90 mmHg?, b) 115 °C, 90 mmHg?, c) 115 °C, 80 mmHg?

8.9 La densidad del benceno sólido es mayor que la del líquido. El punto de fusión del benceno a 20 atm es

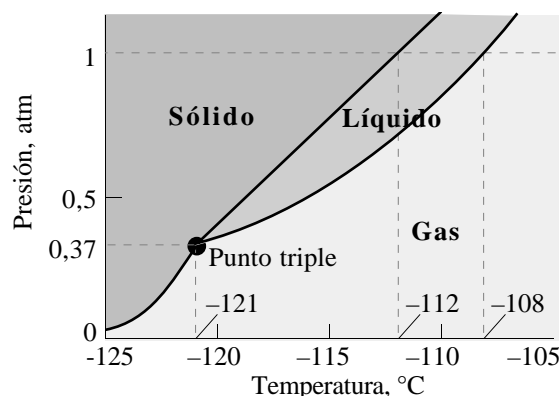
- a) mayor que a 1 atm, b) menor que a 1 atm, c) igual que a 1 atm.

8.10 ¿Cómo influye la presión en la variación de la temperatura de congelación del agua? ¿Cómo se aprovecha un patinador sobre hielo de este hecho para lubricar sus cuchillas cuando patina?

8.11 Construye un diagrama de fases aproximado para el O₂, a partir de la siguiente información: temperatura normal de ebullición, 90,18 K; temperatura normal de fusión, 54,8 K; punto triple, 54,34 K (a una presión de 2 mmHg). La densidad del O₂ líquido, ¿es mayor o menor que la del O₂ sólido?

8.12 Contesta a las preguntas, usando el diagrama de fases aproximado para el xenon de la figura:

- a) ¿En qué fase se encuentra el xenon a temperatura ambiente y a 1,0 atm de presión atmosférica?
- b) Si la presión ejercida sobre una muestra de xenon es de 0,75 atm, y la temperatura es de -114 °C, ¿en qué estado está el xenon?
- c) Si mides una presión de vapor de una muestra de xenon líquido y encuentras un valor de 0,5 atm, ¿cuál es la temperatura de la fase líquida?
- d) ¿Cuál es la presión de vapor del sólido a -122 °C?
- e) ¿Cuál es la fase más densa, la sólida o la líquida?



Problemas

presión de vapor y ecuación de Clausius–Clapeyron

8.1 La entalpía molar normal de vaporización ($\Delta H^\circ_{\text{vap}}$) del BBr₃ vale 34 kJ mol⁻¹, y su entropía molar

normal de vaporización ($\Delta S^\circ_{\text{vap}}$), $95 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ($R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$). Calcula:

- La temperatura normal de ebullición aproximada del BBr_3 (el valor real es 364 K).
 - La presión de vapor de equilibrio del BBr_3 , a 298 K, usando la ecuación de Clausius–Clapeyron.
- 8.2 La entalpía molar normal de vaporización ($\Delta H^\circ_{\text{vap}}$) del metanol vale $37,4 \text{ kJ mol}^{-1}$, y su entropía molar normal de vaporización ($\Delta S^\circ_{\text{vap}}$), $110,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Calcula:
- La presión de vapor del metanol, a 298 K ($R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
 - El punto normal de ebullición aproximado.
 - El punto de ebullición para una presión externa de 0,1 atm.
- 8.3 Aplicando la ecuación de Clausius–Clapeyron, estima la temperatura de cocción en una olla a presión cuya válvula está ajustada para abrirse cuando la presión interior supere en 1 atm a la exterior. [$\Delta H^\circ_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, 298 \text{ K}) = 44,2 \text{ kJ mol}^{-1}$, $\Delta S^\circ_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, 298 \text{ K}) = 118,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].
- 8.4 El tolueno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$, tiene un punto normal de ebullición de $111 \text{ }^\circ\text{C}$ y su entalpía molar normal de evaporación es de $35,9 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcula la presión de vapor del tolueno a $55 \text{ }^\circ\text{C}$ [$R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].
- 8.5 Con los datos de la tabla, traza una gráfica de presión de vapor contra temperatura para alcohol metílico y benceno [$R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].
- A partir de esta gráfica, estima la temperatura normal de ebullición de cada líquido.
 - Estima la entalpía molar normal de vaporización, aplicando la ecuación de Clausius–Clapeyron.

<i>Presiones de vapor (en torr) de algunos líquidos</i>	0 °C	25 °C	50 °C	75 °C	100 °C
<i>Benceno</i>	27,1	94,4	271	644	1360
<i>Alcohol metílico</i>	29,7	122	404	1126	

regla de Trouton

- 8.6 La regla de Trouton, como se definió originalmente, era una observación empírica de que la entalpía molar de vaporización dividida por la temperatura normal de ebullición es aproximadamente de $92 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. El punto de ebullición del *n*-octano, C_8H_{18} , es $125,7 \text{ }^\circ\text{C}$.
- A partir de estos datos, determina la entalpía molar de vaporización del *n*-octano.
 - La entalpía normal de formación del *n*-octano líquido es $-250,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ y la del gas, $-208,4 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcula la verdadera entalpía de vaporización y compárala con el valor aproximado obtenido. ¿Cuál es el porcentaje de error?.

presión de vapor de agua en gases húmedos

- 8.7 Se recoge oxígeno sobre agua a $24 \text{ }^\circ\text{C}$. El volumen es 880 ml y la presión total, 758 mmHg. Si el agua tiene una presión de vapor a esa temperatura de 22,4 mmHg ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
- ¿cuál es el volumen de oxígeno seco recogido, medido en condiciones normales?.
 - ¿cuántos moles de oxígeno hay?.
 - ¿cuántos moles de vapor de agua hay?.
- 8.8 Calcula la densidad del CO_2 seco y del CO_2 saturado de agua, a 1,00 atm de presión total y $22 \text{ }^\circ\text{C}$ [presión del vapor de agua a $22 \text{ }^\circ\text{C}$, 19,8 mmHg, $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,01 \text{ g mol}^{-1}$].
- 8.9 Un gas ocupa un volumen de 650 ml cuando se recoge sobre agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,987 atm. ¿Qué volumen ocupará en las mismas condiciones pero seco?. La presión de vapor del agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ es $3,1258 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$.
- 8.10 A $20 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,987 atm, una cantidad de oxígeno seco ocupa 100 ml. La misma cantidad de oxígeno ocupa 105 ml cuando se mide sobre agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,987 atm. Calcula la presión de vapor del agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 8.11 Una muestra de 0,712 g de CaC_2 impuro ($M = 64,1 \text{ g mol}^{-1}$) reacciona con agua liberando 195,0 ml de C_2H_2 ($M = 26,0 \text{ g mol}^{-1}$), medidos sobre agua (presión vapor $1,7 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$) a $15 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,984 atm. Calcula:

- a) El volumen de acetileno seco medido en condiciones normales.
 b) La masa CaC_2 puro en la muestra y el porcentaje de pureza.
- 8.12 Calcula el volumen de hidrógeno medido sobre agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mmHg que se obtiene al calentar $1,520\text{ g}$ de silicio ($M = 28,086\text{ g mol}^{-1}$) en una disolución de hidróxido de sodio. La presión vapor del agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es $23,8\text{ mmHg}$.

Soluciones a los seminarios

- 8.1 a) Porque la temperatura crítica del cloro es mayor que la ordinaria, mientras que la del hidrógeno es menor.
 b) Porque además del calor que cede el agua hirviendo, puede ceder el calor de vaporización.
 c) El agua fría enfría el vaso y éste a su vez la atmósfera que le rodea. Al descender la temperatura, la presión de vapor del agua descende, y si lo hace por debajo de la presión parcial de agua gas que hay en el ambiente, parte del agua gas debe condensar.
 d) Un aire está “seco” cuando la cantidad de vapor de agua que contiene es pequeña con respecto a la cantidad máxima que podría contener. En otras palabras, un aire está “seco” cuando la presión de gas agua que contiene es muy inferior a la presión de vapor del agua a dicha temperatura. Al aumentar la temperatura del aire, la presión de vapor del agua aumenta, y el aire es más “seco”.
- 8.2 a) Cierta, un líquido ebulle cuando su presión de vapor alcanza la presión atmosférica; b) Falsa.
- 8.3 Porque sus partículas para pasar a gas deben absorber calor (entalpía de vaporización).
- 8.4 Inferior, ya que la presión es más baja de lo normal.
- 8.5 Al pasar de a a b , el líquido pasa progresivamente a gas, a temperatura constante, aumentando el volumen molar, pero la presión permanece constante e igual a la presión de vapor del líquido a dicha temperatura. En a tenemos sólo líquido, en b sólo gas, y en los puntos intermedios una mezcla de ambos estados. Al pasar de b a c , aumentamos la temperatura del gas, manteniendo el volumen constante, por lo que la presión aumenta. Al pasar de b a d , comprimimos el gas a temperatura constante, por lo que la presión aumenta. En b , c y d , tenemos sólo gas. Al pasar de d a a , enfriamos el gas, manteniendo constante el volumen, por lo que la presión disminuye. Se pasa de gas a líquido, *pero sin ninguna transición de fase*, es decir, en ningún momento se observa la existencia de dos fases (líquido y gas) separadas.
- 8.6 a) $42000/352 = 119$; b) $20000/232 = 86$; c) $31000/347 = 89$. El a) tiene fuertes interacciones intermoleculares. Ello es debido a la existencia de enlace de hidrógeno.
- 8.7 a) sólido \rightarrow gas; b) sólido \rightarrow líquido \rightarrow gas; c) sólido \rightarrow gas (fluido supercrítico).
- 8.8 a) gas; b) gas; c) gas.
- 8.9 El punto de fusión del benceno a 20 atm es mayor de 1 atm , ya que un aumento de la presión debe favorecer el estado más denso, que en este caso es el sólido.
- 8.10 El aumento de la presión descende el punto de fusión, ya que en el agua es el estado líquido el más denso. La presión de las cuchillas hace que el hielo se funda bajo ellas y favorece el deslizamiento.
- 8.11 La densidad del O_2 líquido es menor que la del O_2 sólido.
- 8.12 a) gas; b) líquido; c) alrededor de $-115\text{ }^\circ\text{C}$; d) alrededor de $0,25\text{ atm}$; e) la fase sólida.

Soluciones a los problemas

- 8.1 a) 370 K ; b) $p_v = 0,10\text{ atm}$.
- 8.2 a) $p_v = 0,173\text{ atm}$; b) $t = 64\text{ }^\circ\text{C}$; c) $t = 15\text{ }^\circ\text{C}$.
- 8.3 $118\text{ }^\circ\text{C}$.
- 8.4 $0,1468\text{ atm}$.
- 8.5 Benceno: a) $79\text{ }^\circ\text{C}$; b) $33,8\text{ kJ/mol}$.
 Alcohol metílico: a) $62\text{ }^\circ\text{C}$; b) $38,2\text{ kJ/mol}$.
- 8.6 a) 37 kJ mol^{-1} ; b) $41,6\text{ kJ mol}^{-1}$; 11% de error.
- 8.7 a) $V = 783\text{ ml}$; b) $n = 35,0\text{ } 10^{-3}\text{ moles}$;
 c) $n = 1,06\text{ } 10^{-3}\text{ moles}$.
- 8.8 $d(\text{CO}_2\text{ seco}) = 1,82\text{ g l}^{-1}$,
 $d(\text{CO}_2\text{ saturado de agua}) = 1,79\text{ g l}^{-1}$.
- 8.9 $629,4\text{ ml}$.
- 8.10 $3,09\text{ } 10^{-2}\text{ atm}$.
- 8.11 $V = 179\text{ ml}$; b) $m = 0,510\text{ g}$, $71,8\%$.
- 8.12 $V = 2,77\text{ l}$.