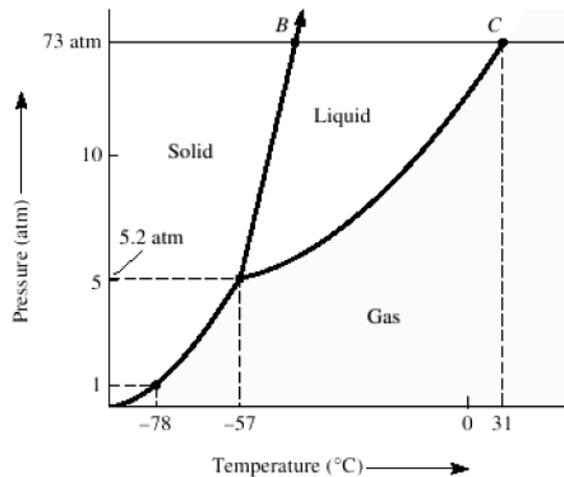
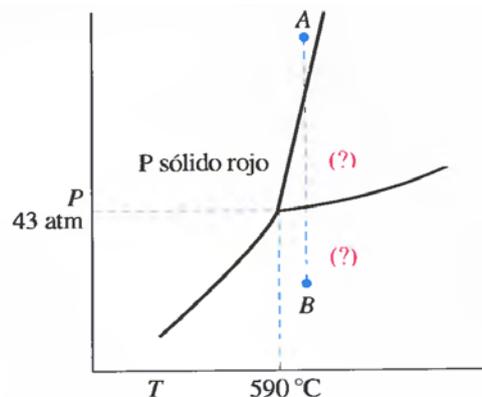

FUERZAS INTERMOLECULARES

- 2.1.** Calcula la presión que ejerce 1 mol de Cl_2 (g), de CO_2 (g) y de CO (g) cuando se encuentra ocupando un volumen de 2 L a 273 K, considerando comportamiento de: (i) gas ideal y (ii) gas de Van der Waals. ¿Cuál de los tres gases presenta una desviación mayor del comportamiento del gas ideal?
Datos: Los valores de a y b son: Cl_2 ($a = 6.49 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 0.0562 \text{ L mol}^{-1}$), CO_2 ($a = 3.59 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 0.0427 \text{ L mol}^{-1}$) y CO ($a = 1.49 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 0.0399 \text{ L mol}^{-1}$).
- 2.2.** Una forma de eliminar el NO de las emisiones de humos es hacerle reaccionar con amoníaco:
$$4 \text{NH}_3(g) + 6 \text{NO}(g) \rightarrow 5 \text{N}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$$
Si se han formado 10 L de N_2 medidos a 298 K y 1.2 bar, ¿qué volumen de NO ha reaccionado? ¿Y de NH_3 ?
- 2.3.** Suponiendo que la gasolina es C_8H_{18} , ¿qué volumen de dióxido de carbono y qué masa de agua se obtendrán en la combustión de 100 g de gasolina con 500 g de oxígeno, medidos a 25 °C y 740 mmHg?
- 2.4.** La tiza está compuesta por carbonato de calcio y sulfato de calcio, con algunas impurezas de dióxido de silicio. Solamente el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico, produciendo cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Calcula el porcentaje de carbonato de calcio en un trozo de tiza de 3.28 g si al reaccionar con ácido clorhídrico en exceso se produce medio litro de dióxido de carbono medido a 1 atm de presión y 273 K.
- 2.5.** Un taxi adaptado con butano consume 12 kg de carburante cada 100 km. Calcula:
a) El volumen de aire admitido por el motor en ese recorrido suponiendo que el aire contiene 80% de nitrógeno y 20% de oxígeno en volumen, y que se requiere un 30% de aire en exceso sobre el teórico para la combustión total del butano. Considera que la reacción de combustión se produce a 120 °C y 1 atm.
b) La composición volumétrica de los gases de escape considerando que la combustión es total.
- 2.6.** El LiH y el CaH_2 sólidos reaccionan con el agua dando gas hidrógeno y el hidróxido correspondiente, LiOH o Ca(OH)_2 . Si 0.850 g de una mezcla de LiH y CaH_2 producen 1.200 L de H_2 a 298 K y 1 atm, ¿cuál es el porcentaje en masa de LiH en la mezcla inicial?
- 2.7.** Cierta cantidad de gas está sometida a una presión de 0.855 atm en un volumen de 500 mL a 0 °C. ¿Qué presión ejercerá la misma cantidad de gas en un volumen de 700 mL a 100 °C?
- 2.8.** ¿Cuántas moléculas de un gas ideal hay en 1 mL si la temperatura es -80 °C y la presión 1 Pa?
- 2.9.** Una mezcla de 5.00 g de O_2 , 15.00 g de N_2 y 12.00 g de CO_2 está contenida en un volumen de 1.00 L a 27 °C. Determina la presión total y la presión parcial de cada componente.
- 2.10.** Un recipiente de 2.48 L de volumen contiene un gas a 0.263 atm y 200 K. Si se adicionan 0.048 moles de otro gas, ¿cuál será la presión alcanzada?
- 2.11.** Se han mezclado 1.00 g de O_2 , 0.50 g de N_2 y 0.80 g de CO_2 en un recipiente a 25 °C, siendo la presión total de 1.000 atm. Calcula: a) la presión parcial de cada gas; b) la fracción molar de cada gas; c) el volumen de la mezcla.

- 2.12. Calcula la densidad del $\text{SO}_2(g)$ a 47°C y 0.821 atm .
- 2.13. Calcula la densidad de una mezcla de O_2 , CO y CO_2 a 20°C , sabiendo que las presiones parciales de los gases son 81 , 104 y 250 mmHg , respectivamente.
- 2.14. La entalpía de vaporización del benceno es 33.9 kJ/mol a 298 K . ¿Cuántos litros de $\text{C}_6\text{H}_6(g)$ medidos a 298 K y 12650 Pa se forman cuando el C_6H_6 absorbe 1.54 kJ a la temperatura constante de 298 K ?
- 2.15. Contesta a las siguientes preguntas sobre el diagrama de fases del CO_2 :
- ¿Qué fase existe a 2 atm de presión y a las temperaturas de -90°C , -60°C y 0°C ?
 - Indica qué fases de CO_2 están presentes a: (i) $T = -78^\circ\text{C}$ y $P = 1\text{ atm}$; (ii) $T = -57^\circ\text{C}$ y $P = 5.2\text{ atm}$
 - Enumera las fases que se observarían si una muestra de CO_2 a 8 atm de presión fuera calentada desde -80°C a 40°C .
 - ¿Cómo cambia el punto de fusión del CO_2 con la presión? ¿Qué indica esto acerca de las densidades relativas del sólido y del líquido?



- 2.16. A continuación se muestra una parte del diagrama de fases del fósforo.
- Indica las fases presentes en las regiones señaladas con (?)
 - ¿Es posible fundir fósforo rojo por calentamiento en un recipiente abierto a la atmósfera?
 - Explica los cambios de fase que tienen lugar cuando se reduce la presión sobre una muestra de fósforo desde el punto A al B, a temperatura constante.

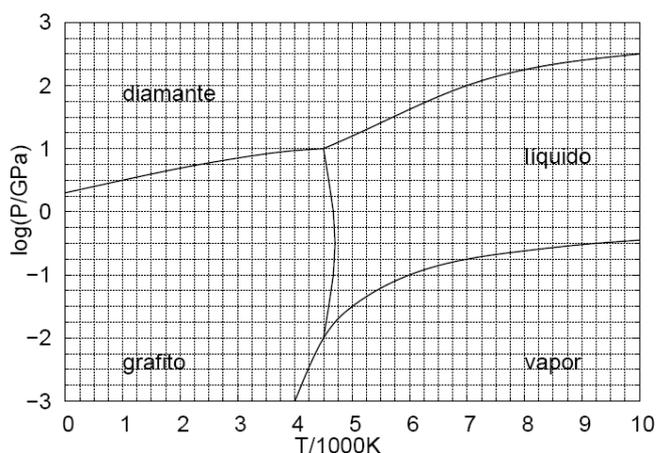


2.17. Los puntos de fusión normal y de ebullición normal del Ar son 83.8 K y 87.3 K, respectivamente; su punto triple se encuentra a 83.8 K y 0.7 atm, y los valores de su temperatura y presión crítica son 151 K y 48 atm.

- Dibuja el diagrama de fases P – T del Ar de forma cualitativamente correcta.
- Indica el estado físico del Ar en cada una de las condiciones siguientes: (i) 0.9 atm y 90 K; (ii) 0.7 atm y 80 K; (iii) 0.8 atm y 83.8 K; (iv) 50 atm y 273 K; (v) 1 atm y 87.3 K.
- Indica qué cambios de fase se observan si partiendo del punto triple: (i) se aumenta la temperatura a presión constante; (ii) se disminuye la temperatura a presión constante; (iii) se disminuye la presión a temperatura constante.

2.18. Considera el diagrama de fases del carbono y contesta a las siguientes preguntas:

- Si se calienta grafito a la presión constante de 10 bar ¿se fundirá o sublimará? ¿A qué temperatura lo hará?
- Halla las temperaturas de fusión y ebullición del carbono a la presión de 0.1 GPa.
- Escribe los valores de P y T de todos los puntos triples y señala qué fases se encuentran en equilibrio en cada uno de ellos.
- Se parte de vapor de carbono a 5500 K y 0.01 GPa y, manteniendo T constante, se aumenta la presión de forma reversible hasta los 100 GPa. Indica la presión a la que se produce cada uno de los cambios de fase durante este proceso.
- ¿Pueden coexistir en equilibrio el grafito y el carbono líquido a una presión de 50 GPa?



2.19. De las dos sustancias BrI y BrCl una es un sólido a temperatura ambiente y la otra es un gas. ¿Cómo podría explicarse este hecho?

2.20. Indica si existe interacción por puentes de hidrógeno en cada una de las siguientes sustancias: NH₃, CH₄, C₆H₅OH, O₃, CH₃COOH, H₂S.

2.21. Clasifica las siguientes sustancias en orden creciente de punto de fusión, y justica el orden establecido: KI, Ne, C₃H₈, CH₃-CH₂OH, MgO, CH₂OH-CHOH-CH₂OH.

2.22. Clasifica las siguientes sustancias como sólido molecular, covalente, iónico o metálico basándose en los datos experimentales recogidos en la siguiente tabla para cada compuesto:

Sustancia	CeCl ₃	Ti	TiCl ₄	NO ₂ F	B	MoF ₆	Se ₈
T_f (°C)	848	1675	-25	-175	2300	18	217
T_e (°C)	1727	3260	136	-46	2550	35	684
Conductor (sólido)	no	sí	no	no	no	no	malo
Conductor (líquido)	sí	sí	no	no	no	no	malo

- 2.23. ¿Cuál de las sustancias de cada grupo cabe esperar que tenga el mayor punto de fusión? a) HF y HCl; b) CH₄ y SiH₄; c) HCl y HBr.
- 2.24. Diseña un ciclo de Born-Fajans-Haber para un compuesto MX₂, especificando todos los procesos que tienen lugar. Indica razonadamente qué procesos son exotérmicos y cuáles endotérmicos.
- 2.25. Calcula la energía necesaria para la formación del ion O²⁻ a partir del átomo de oxígeno sabiendo:

Calores de reacción a presión constante (ΔH)	kcal/mol
Sublimación Mg	31.0
Disociación O ₂	118.0
1ª + 2ª Ionización Mg	522.0
Energía reticular MgO	973.0
Mg (s) + ½ O ₂ (g) → MgO (s)	-144.0

- 2.26. A partir de los siguientes datos, calcula la entalpía de formación del nitruro de sodio (Na₃N) y discute su estabilidad.

Calores de reacción a presión constante (ΔH)	kJ/mol
Sublimación Na	110.0
Disociación N ₂	942.0
1ª Ionización Na	496.0
1ª Afinidad electrónica N	-7.0
2ª Afinidad electrónica N	673.0
3ª Afinidad electrónica N	1070.0
Energía reticular Na ₃ N	3848.0

- 2.27. Justifica desde un punto de vista energético porqué el cloruro de magnesio tiene la fórmula MgCl₂ (ion divalente positivo) y no MgCl (ion monovalente positivo).

Datos:

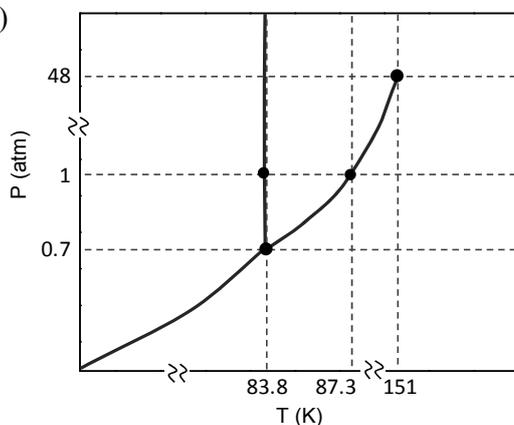
Calores de reacción a presión constante (ΔH)	kJ/mol
Sublimación Na	110.0
Disociación N ₂	942.0
1ª Ionización Na	496.0
2ª Ionización Na	4562.0
3ª Ionización Na	6912.0
1ª Ionización N	1402.0
2ª Ionización N	2856.0
3ª Ionización N	4578.0
1ª Afinidad electrónica Na	53.0
1ª Afinidad electrónica N	-7.0
2ª Afinidad electrónica N	673.0
3ª Afinidad electrónica N	1070.0
Energía reticular Na ₃ N	3848.0

- 2.28. El punto de ebullición normal de la acetona es 56.2 °C y su entalpía de vaporización es $\Delta H_{vap} = 25.5 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿A qué temperatura tiene una presión de vapor de 375 torr?

- 2.29. El punto de ebullición normal del éter dietílico es 34.5 °C, y su entalpía de vaporización en el punto de ebullición normal es de 6.38 kcal mol⁻¹. Calcula la presión de vapor del éter a 25.0 °C.
- 2.30. Usa la ecuación de Clausius-Clapeyron para calcular la temperatura a la que el agua pura herviría a una presión de 400.0 torr.
- 2.31. El alcohol isopropílico (2-propanol) tiene una presión de vapor de 100. torr a 39.5 °C y de 400. torr a 67.8 °C. Estima su calor molar de vaporización.
- 2.32. En una olla a presión se alcanza una presión de 2 atm. ¿A qué temperatura hierve el agua en estas condiciones?

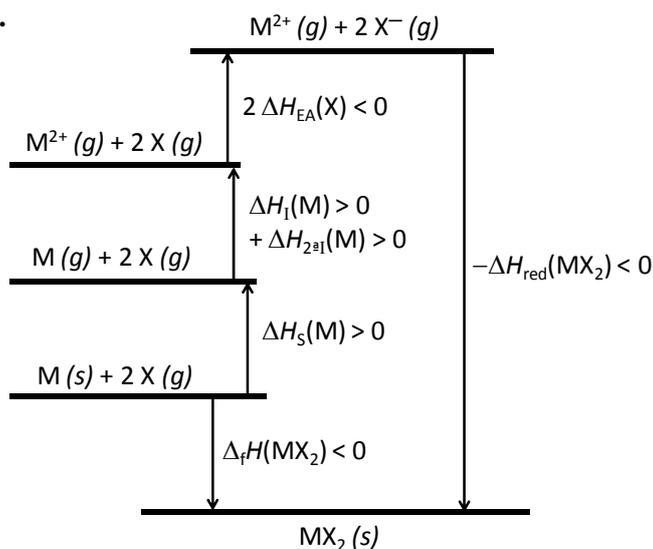
Soluciones

- 2.1. (i) 11.19 atm; (ii) $P(\text{Cl}_2) = 9.90$ atm (mayor desviación), $P(\text{CO}_2) = 10.55$ atm, $P(\text{CO}) = 11.06$ atm.
- 2.2. 12 L de NO y 8 L de NH₃.
- 2.3. 176 L de CO₂ y 142 g de H₂O.
- 2.4. 68%
- 2.5. a) 281700 L; b) 75.5% de N₂, 8.9% de CO₂, 4.4% de O₂ y 11.2% H₂O.
- 2.6. 13%.
- 2.7. 0.834 atm.
- 2.8. $3.76 \cdot 10^{14}$ moléculas.
- 2.9. $P_T = 23.7$ atm, $P(\text{O}_2) = 3.8$ atm, $P(\text{N}_2) = 13.2$ atm, $P(\text{CO}_2) = 6.7$ atm.
- 2.10. 0.58 atm.
- 2.11. a) $P(\text{O}_2) = 0.465$ atm, $P(\text{N}_2) = 0.265$ atm, $P(\text{CO}_2) = 0.270$ atm; b) $\chi(\text{O}_2) = 0.465$, $\chi(\text{N}_2) = 0.265$, $\chi(\text{CO}_2) = 0.270$; c) 1.65 L.
- 2.12. 2.00 g/L.
- 2.13. 0.904 g/L.
- 2.14. 8.89 L.
- 2.15. a) sólido, vapor, gas, respectivamente; b) (i) $s \rightleftharpoons v$; (ii) $s \rightleftharpoons l \rightleftharpoons v$; c) $s \rightarrow l \rightarrow v \rightarrow \text{fluido supercrítico}$; d) el punto de fusión aumenta con la presión, el líquido es menos denso que el sólido.
- 2.16. a) líquido (superior), vapor (inferior); b) no, ya que sublima; c) $s \rightarrow l \rightarrow v$.
- 2.17. a)



- b) (i) vapor, (ii) sólido, (iii) $s \rightleftharpoons l$, (iv) fluido supercrítico, (v) $l \rightleftharpoons v$; c) (i) vaporización / sublimación, (ii) solidificación / sublimación inversa, (iii) vaporización / sublimación.

- 2.18. a) Sublimará a 4000 K; b) $T_f \approx 4700$ K; $T_e \approx 6000$ K; c) ① grafito \rightleftharpoons l \rightleftharpoons v: P = 0.01 GPa y T = 4500 K, ② diamante \rightleftharpoons grafito \rightleftharpoons l: P = 10 GPa y T = 4500 K; d) v \rightleftharpoons l: P \approx 0.056 GPa, l \rightleftharpoons diamante: P \approx 25 GPa; e) no.
- 2.19. En ambos el tipo de fuerzas de interacción entre las moléculas es de dispersión, que aumenta con la polarizabilidad. La polarizabilidad es mayor en BrI porque el radio de I es mayor que el de Cl. Por tanto, BrI es sólido y BrCl gas a temperatura ambiente.
- 2.20. Puentes de hidrógeno en NH₃, C₆H₅OH y CH₃COOH.
- 2.21. Ne < C₃H₈ < CH₃-CH₂OH < CH₂OH-CHOH-CH₂OH < KI < MgO
- 2.22. Iónico, metálico, molecular, molecular, covalente, molecular y molecular, respectivamente.
- 2.23. a) HF; b) SiH₄; c) HBr.
- 2.24.



- 2.25. 217 kcal/mol.
- 2.26. 177 kJ/mol, no es estable.
- 2.27. $\Delta_f H(\text{MgCl}) = -14.5$ kJ/mol, $\Delta_f H(\text{MgCl}_2) = -695$ kJ/mol.
- 2.28. 306 K.
- 2.29. 0.717 atm.
- 2.30. 84 °C.
- 2.31. 43 kJ mol⁻¹.
- 2.32. 119 °C.