

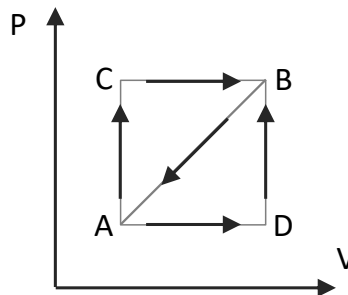
G4.A. TERMODINÁMICA

1) Cuando un sistema pasa del estado A al estado B a lo largo de la trayectoria A-C-B, recibe 85 kJ de calor y realiza 30 kJ de trabajo.

a) ¿Cuánto calor recibe el sistema a lo largo de A-D-B si el trabajo es de 10 kJ?

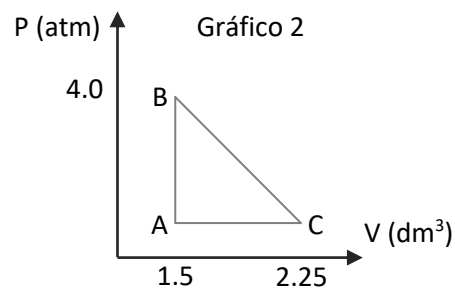
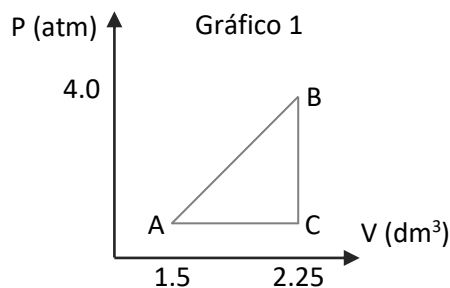
b) Cuando el sistema vuelve desde B hasta A por la trayectoria recta bajo la curva, el trabajo es de 20 kJ. ¿Qué cantidad de calor absorbe o libera el sistema?

c) Si U_A es 0 kJ y U_D es 42 kJ, calcule el calor absorbido en los procesos A-D y D-B.



Rta: a) 65 kJ b) -75 kJ c) $Q_{A-D} = 52$ kJ; $Q_{D-B} = 13$ kJ

2) Un sistema constituido por 0,2 moles de un gas ideal ($M_M = 30$ g/mol) que posee $c_p = 0,97$ J/g·K y $c_v = 0,69$ J/g·K se encuentra inicialmente en el estado A con una temperatura de 200 K y realizan los siguientes ciclos



a) Calcular ΔU y ΔH en $A \rightarrow B$ para cada uno de los gráficos.

b) Calcular ΔU y ΔH en $B \rightarrow C$ para cada uno de los gráficos.

Rta: a) Gráfico 1: $\Delta H = 2030$ J y $\Delta U = 1444$ J; Gráfico 2: $\Delta H = 965$ J y $\Delta U = 687$ J b) Gráfico 1: $\Delta H = -1448$ J y $\Delta U = -1030$ J; Gráfico 2: $\Delta H = -383$ J y $\Delta U = -273$ J

3) 2 moles de gas ideal monoatómico ($c_v(g) = (3/2) \cdot R$ y $c_p(g) = (5/2) \cdot R$) realizan de manera reversible las siguientes evoluciones: desde el punto A hasta el punto B por una isobara; desde el punto B hasta el punto C por una isoterma; desde el punto C hasta el punto D por una isocora.

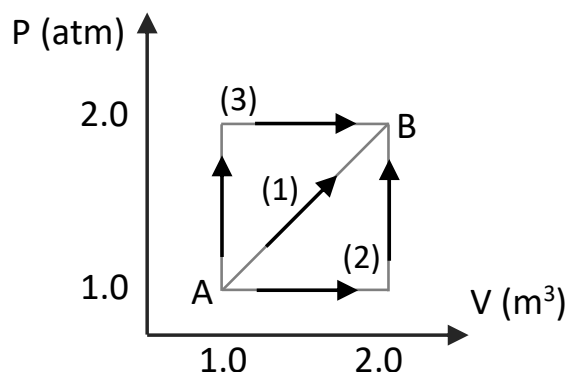
Además, se conocen algunos valores de las propiedades en estos puntos, que se reseñan en la siguiente tabla:

	A	B	C	D
P (atm)	1		0,5	1
V (L)		100		
T (K)	300			

- Completar la tabla de valores.
- Graficar la evolución total en un diagrama P-V.
- Hallar Q, W, ΔU y ΔH para toda la evolución.

Rta: a) $V_A = 49,2$ L; $P_B = 1$ atm; $T_B = 609,7$ K; $V_C = 200$ L; $T_C = 609,7$ K; $V_D = 200$ L; $T_D = 1219,5$ K c) $Q_{ABCD} = 8398$ cal; $W_{ABCD} = -2915$ cal; $\Delta U_{ABCD} = 5483$ cal; $\Delta H_{ABCD} = 9149$ cal.

4) Un kilogramo de N_2 se encuentra a 1 atm de presión y ocupa 1 m^3 . Evolucionara de manera reversible hasta alcanzar un volumen de 2 m^3 y una presión de 2 atm. En el diagrama siguiente se muestran diferentes evoluciones entre estos dos estados del sistema.



- Calcular Q, W, ΔU y ΔH para cada una de las evoluciones.

Datos: $c_v N_2 (g) = (5/2) \cdot R$, $c_p N_2 (g) = (7/2) \cdot R$

Rta: a) Q (1) = 917 kJ; W (1) = -152 kJ; Q (2) = 866 kJ; W (2) = -101 kJ; Q (3) = 968 kJ; W (3) = -203 kJ; ΔU (1) = ΔU (2) = ΔU (3) = 765 kJ; ΔH (1) = ΔH (2) = ΔH (3) = 1069 kJ

5) 1,0 mol de O_2 realiza reversiblemente los siguientes procesos: **I)** Se comprime isotérmicamente desde 10 atm y 10 dm^3 hasta la mitad del volumen; **II)** Se enfría a volumen constante hasta 4 atm de presión; **III)** Se expande a presión constante hasta el volumen inicial. Resolver los siguientes enunciados

- Dibujar los procesos I), II) y III) en un gráfico P-V.
- Calcular para cada proceso W, Q, ΔU y ΔH .

Datos: $c_v O_2 (g) = (5/2) \cdot R$, $c_p O_2 (g) = (7/2) \cdot R$

Rta: b) Proceso I): W = 7,02 kJ; Q = -7,02 kJ; $\Delta U = 0$; $\Delta H = 0$; Proceso II) W = 0; Q = -20,27 kJ; $\Delta U = -20,27$ kJ; $\Delta H = -28,37$ kJ; Proceso III) W = -2,03 kJ; Q = 7,09 kJ; $\Delta U = 5,07$ kJ; $\Delta H = 7,09$ kJ

6) 4,0 moles de N_2 están contenidos en un recipiente (con pistón móvil y supuesto sin peso) de 200 L. El gas sufre las siguientes transformaciones de manera reversible: **I)** Se lo lleva isotérmicamente a un volumen de 100 L y

una presión de 3 atm; **II)** A continuación evoluciona isobáricamente hasta ocupar un volumen de 50 L. Resolver los siguientes enunciados

a) Dibujar la evolución en un diagrama P-V y ubicar cualitativamente los puntos característicos. Calcular V, P y T para cada punto característico.

b) Calcular W, Q, ΔU y ΔH para todo el proceso.

Datos: $c_v N_2 (g) = (5/2) \cdot R$, $c_p N_2 (g) = (7/2) \cdot R$

Rta: a) Punto 0: V = 200 L; T = 914,6 K; P = 1,5 atm; Punto 1: V = 100 L; T = 914,6 K; P = 3 atm; Punto 2: V = 50 L; T = 457,3 K; P = 3 atm **b)** Q = -74,32 kJ; W = 36,27 kJ; $\Delta U = -38,05$ kJ; $\Delta H = -53,27$ kJ

7) Calcular la cantidad de calor que hay que entregarle a 1 kg de agua que se encuentra a 20°C para llevarla hasta una temperatura de 30°C, a presión de 1 atm. Comparar con la cantidad de calor que hay que entregarle a 1 kg de alcohol, 1 kg de petróleo y 1 kg de plomo.

Datos: c_p Agua (l) = 1,00 kcal/kg·°C, c_p Alcohol (l) = 0,50 kcal/kg·°C, c_p Petróleo (l) = 0,50 kcal/kg·°C, c_p Plomo (s) = 0,031 kcal/kg·°C

Rta: Agua = 10 kcal, Alcohol = 5 kcal, Petróleo = 5 kcal, Plomo = 0,31 kcal

8) Se extrae un cubo de hielo del freezer, a una temperatura de -18°C. Sabiendo que la masa del cubo es de 30 g y que la presión se mantiene constante e igual a 1 atm, calcular:

a) Cantidad de calor que hay que entregarle al cubo de hielo para que llegue a la temperatura de fusión (0°C).

b) Cantidad de calor que hay que entregarle al cubo que se encuentra a la temperatura de fusión para fundirlo totalmente.

c) Dibujar la curva de calentamiento en forma cualitativa.

d) Calcular la cantidad de agua líquida a 80°C que se debe poner en contacto con el cubo de hielo para que todo el sistema quede en 10°C Suponer que no hay pérdidas con el medio.

Datos: $c_p H_2O (s) = 0,50$ cal/g°C, $\Delta H_{fusión} = 79,5$ cal/g, $c_p H_2O (l) = 1,0$ cal/g°C

Rta: a) 270 cal **b)** 2385 cal **d)** 42,5 g

9) Una pava contiene agua a 20°C y se la coloca sobre el mechero de gas encendido. Suponer que la potencia calorífica del mechero es constante (calor entregado/unidad de tiempo) y que durante toda la experiencia la presión se mantiene constante e igual a la normal. Se observa que el agua alcanza su temperatura de ebullición en 10 min y que 67,5 min después ha pasado totalmente al estado vapor, siendo la temperatura del vapor de 100°C. Calcular el calor de vaporización del agua.

Datos: $c_p H_2O (l) = 1,0$ cal/g°C

Rta: 540 cal/g.

10) Un atleta disipa toda su energía en una dieta de 17000 kJ/día. Calcular la potencia que disipa el atleta ¿Cómo se compara ese valor con la energía disipada por una bombilla eléctrica de 100 W? Suponga que la energía de la bombilla se transforma totalmente en calor.

Dato: $1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$.

Rta: El atleta disipa 196,75 W. La energía que disipa el atleta es mayor que la energía que disipa la bombilla.

11) 10 g de hielo a 0°C se agregan a 20 g de agua a 90°C en un calorímetro de capacidad calorífica despreciable (recipiente aislado que no intercambia calor ni materia con el medio). Calcular la temperatura final del sistema.

Datos: $\Delta H_{\text{Fusión}} = 80 \text{ cal/g}$, $c_p \text{ H}_2\text{O (l)} = 1,0 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$

Rta: $33,3^\circ\text{C}$

12) Un sistema formado por 100 g de hielo a 0°C recibe de una fuente caliente 16,27 kJ. ¿Cuál es la temperatura final del sistema y cuánto hielo fundió?

Dato: $\Delta H_{\text{Fusión}} \text{ H}_2\text{O} = 6,02 \text{ kJ/mol}$

Rta: La temperatura final es 0°C y funden 48,6 g

13) Calcular la energía necesaria para realizar cada uno de los siguientes cambios:

a) Elevar la temperatura de 100 g de Zn (s) desde 410°C hasta 420°C .

b) Descender la temperatura de 100 g de SO_2 (g) desde 30°C hasta 15°C .

Datos: $c_p \text{ Zn (s)} = 25,5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $c_p \text{ SO}_2 \text{ (g)} = 39,87 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: a) 390,1 J b) -934,4 J

14) Cuando se colocan 10 g de Ni a 100°C en un recipiente aislado que contiene 80 g de agua a 20°C , el sistema alcanza el equilibrio a la temperatura de $21,1^\circ\text{C}$. Calcular el calor específico del Ni. Suponer que es despreciable la capacidad calorífica del calorímetro.

Dato: $c_p \text{ H}_2\text{O (l)} = 4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$

Rta: $0,47 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$.

15) Se calentaron 45 g de hielo desde -15°C hasta convertirlo totalmente en vapor de agua a 120°C y 1 atm de presión. La vaporización se efectuó a presión constante de 1 atm.

a) Calcular la cantidad de calor absorbido y el trabajo realizado.

Datos: $c_p \text{ H}_2\text{O (g)} = 36,28 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $c_p \text{ H}_2\text{O (l)} = 75,23 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $c_p \text{ H}_2\text{O (s)} = 33,60 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $\Delta H_{\text{Fusión}} \text{ H}_2\text{O} = 80 \text{ cal/g}$, $\Delta H_{\text{Vaporización}} \text{ H}_2\text{O} = 540 \text{ cal/g}$

Rta: a) $Q = 138,5 \text{ kJ}$ y $W = -8,16 \text{ kJ}$

16) Calcular el trabajo que producen $0,1 \text{ m}^3$ de agua al vaporizarse a la temperatura de ebullición normal y el rendimiento del proceso (es decir, el porcentaje del calor que se convirtió en trabajo).

Datos: $\rho \text{ H}_2\text{O (l)} = 1,0 \text{ g/cm}^3$, $\Delta H_{\text{Vaporización}} \text{ H}_2\text{O} = 2257 \text{ J/g}$

Rta: $W = -17210 \text{ kJ}$ y Rendimiento del proceso = 7,62%

17) Calcular W, Q, ΔU y ΔH de los siguientes procesos

a) 1 mol de agua en estado gaseoso a 110°C y 1 atm se enfrían a 25°C y 1 atm.

b) 20 g de etanol (C_2H_5OH) a $100^\circ C$ y 1 atm se enfrían hasta a $25^\circ C$ y 1 atm

c) Dibujar en forma cualitativa las curvas de enfriamiento de los dos procesos, con la mayor información posible.

Datos: $C_p H_2O (g) = 0,17 \text{ cal/g}\cdot K$, $C_p H_2O (l) = 1,0 \text{ cal/g}\cdot K$, $\Delta H_{\text{vaporización}} H_2O = 540 \text{ cal/g}$, $\Delta H_{\text{vaporización}} C_2H_5OH = 222 \text{ cal/g}$, $T_{\text{ebullición}} C_2H_5OH = 78,6^\circ C$, $C_p C_2H_5OH (l) = 0,6 \text{ cal/g}\cdot K$, $C_p C_2H_5OH (g) = 0,28 \text{ cal/g}\cdot K$.

Rta: a) $W = 761 \text{ cal}$; $Q = -11100 \text{ cal}$; $\Delta H = -11100 \text{ cal}$; $\Delta U = -10339 \text{ cal}$ **b)** $W = 324 \text{ cal}$; $Q = -5203 \text{ cal}$; $\Delta H = -5203 \text{ cal}$; $\Delta U = -4879 \text{ cal}$

18) Clasificar los siguientes cambios en espontáneos y no espontáneos. Asignar el signo que corresponde a las variaciones de entropía del sistema.

a) Manzanas muy maduras que se convierten en manzanas no maduras.

b) El secado de la ropa tendida en una terraza en un día de baja humedad.

c) 200 fósforos desparramados en el suelo que se acomodan en su caja.

d) El aroma de un tradicional "asado" que se percibe a 10 metros de la parrilla.

e) Los vidrios de las ventanas en una habitación muy calefaccionada que se empañan en días muy fríos y húmedos.

f) Una cucharadita de azúcar que se disuelve en un litro de té.

g) Una gota grande de aceite sobre la superficie de agua en un recipiente que se dispersa en varias gotas más pequeñas.

19) Dado que la entropía está relacionada con el grado de caos o desorden térmico de las partículas, prediga el signo de ΔS de los siguientes procesos químicos a presión y temperatura constantes.

a) $X (s) \rightarrow X (l)$

b) $X (s) \rightarrow X (g)$

c) $X (g) \rightarrow X (l)$

d) $NH_4Cl (s) \rightarrow NH_3 (g) + HCl (g)$

e) $N_2O_4 (g) \rightarrow 2 NO_2 (g)$

f) $2 CO (g) \rightarrow 2 C (s) + O_2 (g)$

g) $2 CO (g) \rightarrow C (s) + CO_2 (g)$

Para los procesos **a)**, **b)** y **c)**, asignar también el signo de ΔH .

Rta: a) ΔS positivo, ΔH positivo **b)** ΔS positivo, ΔH positivo **c)** ΔS negativo, ΔH negativo **d)** ΔS positivo. **e)** ΔS positivo **f)** ΔS negativo. **g)** ΔS negativo.

20) Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando la respuesta

a) Comparando dos sistemas en los que ambos reciben igual cantidad de calor, aquel que está a mayor temperatura experimentará un mayor incremento de la entropía

b) La temperatura puede ser un factor determinante para que cierto proceso sea o no espontáneo.

21) 200 g de Sn ($c_p = 6,1 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$) inicialmente a 100°C y 100 g de H_2O ($c_p = 18,0 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$) inicialmente a 25°C se mezclan en un calorímetro. Sabiendo que el calorímetro es ideal, que opera a presión constante y suponiendo que las capacidades caloríficas son constantes:

a) Calcular la temperatura final (T_{Final}) del sistema

b) Calcular el ΔS del Sn, el ΔS del H_2O y el ΔS del universo.

Rta: a) $T_{\text{Final}} = 32,0^\circ\text{C}$ b) $\Delta S_{\text{Sn}} = -2,08 \text{ cal/K}$; $\Delta S_{\text{H}_2\text{O}} = 2,32 \text{ cal/K}$; $\Delta S_{\text{universo}} = 0,24 \text{ cal/K}$ (espontáneo)

22) Dados los siguientes procesos indica sobre la tabla los signos de ΔH , ΔS y ΔG

		T ($^\circ\text{C}$)	ΔH	ΔS	ΔG
1)	$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$	20			
2)	$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$	110			
3)	$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{s})$	20			
4)	$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{s})$	-10			

Rta: 1) ΔH positivo, ΔS positivo, ΔG positivo; 2) ΔH positivo, ΔS positivo, ΔG negativo; 3) ΔH negativo, ΔS negativo, ΔG positivo; 4) ΔH negativo, ΔS negativo, ΔG negativo.

23) Predice si la ebullición de PCl_3 a 90°C y 1 atm es un proceso espontáneo y calcule de forma aproximada la temperatura de ebullición normal (T_{Eb}) del PCl_3 . Representa la ecuación del proceso

Datos: $\Delta H_{\text{vaporización}} \text{PCl}_3 = 32,1 \text{ kJ/mol}$, $S^\circ \text{PCl}_3 (\text{g}) = 311,7 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{PCl}_3 (\text{l}) = 217,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: Es espontáneo. $T_{\text{Eb}} = 66,0^\circ\text{C}$

24) Dado el siguiente proceso a 65°C y 1 atm: $\text{Br}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{Br}_2 (\text{g})$

a) Predecir si la vaporización del Br_2 a 65°C y 1 atm es un proceso espontáneo.

b) Calcular en forma aproximada la temperatura de vaporización del $\text{Br}_2 (\text{l})$ a 1 atm.

Datos: $\Delta H_{\text{vaporización}} \text{Br}_2 = 30,91 \text{ kJ/mol}$, $S^\circ \text{Br}_2 (\text{l}) = 152,23 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{Br}_2 (\text{g}) = 245,35 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: a) sí, es espontánea ($\Delta G = -0,564 \text{ kJ/K}$) b) 332 K.

25) Sabiendo que la temperatura normal de fusión del NH_3 es -78°C , escoge los signos de ΔH , ΔS y ΔG para la solidificación del NH_3 a -80°C y 1 atm.

Rta: ΔH negativo, ΔS negativo, ΔG negativo

26) Un mol de gas ideal que se encuentra inicialmente a 25°C se expande:

a) isotérmicamente y reversiblemente desde 20 L hasta 40 L

b) isotérmicamente contra una presión de oposición nula (expansión de Joule) desde 20 L hasta 40 L.

c) isotérmicamente contra una presión de oposición igual a la presión final del gas desde 20 L hasta 40 L.

Calcular ΔS_{sist} , $\Delta S_{\text{entorno}}$, ΔS_{univ} , Q y W para ambos procesos. Observe la relación entre ΔS_{sist} y Q entre los procesos.

Rta: **a)** $W = -1717 \text{ J}$; $Q = 1717 \text{ J}$; $\Delta S_{\text{sist}} = 5,76 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{ent}} = -5,76 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{univ}} = 0 \text{ J/K}$ **b)** $W = 0 \text{ J}$; $Q = 0 \text{ J}$; $\Delta S_{\text{sist}} = 5,76 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{ent}} = 0 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{univ}} = 5,76 \text{ J/K}$ **c)** $W = -1238 \text{ J}$; $Q = 1238 \text{ J}$; $\Delta S_{\text{sist}} = 5,76 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{ent}} = -4,16 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{univ}} = 1,59 \text{ J/K}$

27) Un mol de gas ideal con $C_V = (3/2) \cdot R$ se expande adiabática y reversiblemente desde un estado inicial con 300 K y 1 atm, hasta un estado final con 0,5 atm.

a) Calcular Q , W , ΔU y ΔS (sistema, entorno y universo) del proceso

b) Calcular Q , W , ΔU y ΔS (sistema, entorno y universo) si ahora el mismo gas se expande adiabáticamente contra una presión constante de 0,5 atm hasta alcanzar el equilibrio mecánico ($P_{\text{Ext}} = P_{\text{Final}}$).

Rta: **a)** $W = -905,9 \text{ J}$; $Q = 0 \text{ J}$; $\Delta U = -905,9 \text{ J}$; $\Delta S_{\text{sist}} = \Delta S_{\text{ent}} = \Delta S_{\text{univ}} = 0 \text{ J/K}$ **b)** $W = -748,3 \text{ J}$; $Q = 0 \text{ J}$; $\Delta U = -748,3 \text{ J}$; $\Delta S_{\text{ent}} = 0 \text{ J/K}$; $\Delta S_{\text{sist}} = \Delta S_{\text{univ}} = 1,125 \text{ J/K}$

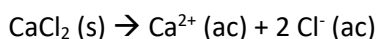
G4.B TERMOQUÍMICA

1) Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Fundamentar.

- a) La entalpía del sistema disminuye si ocurre una reacción química exotérmica a presión constante.
- b) El ΔH de reacción tiene signo negativo para las reacciones endotérmicas.
- c) La entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos en las reacciones exotérmicas.
- d) Toda reacción exotérmica libera calor.

Rta: a) V b) F c) F d) V

2) Al disolver cloruro de calcio en agua, se observa que la temperatura de todo el sistema se eleva. La reacción que tiene lugar es:



- a) ¿Cómo será el signo del ΔH de esta reacción? ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

Rta: a) ΔH negativo y reacción exotérmica

3) Observe la siguiente ecuación termoquímica y responda las preguntas fundamentando su respuesta.



- a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Compare el valor de la entalpía de los productos con el valor de la entalpía de los reactivos.
- b) Calcule la cantidad de calor intercambiada con el medio (indicando el sentido de transferencia), cuando se forman 10 g de FeBr_2 , en las condiciones correspondientes a la ecuación termoquímica.

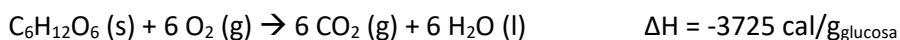
Rta: a) La reacción exotérmica, la entalpía de los productos es menor que la de los reactivos. b) -11,5 kJ (cedido al medio)

4) El magnesio metálico reacciona con el dióxido de carbono gaseoso, dando como productos carbono sólido y óxido de magnesio sólido. En la reacción se liberan 17,6 kJ por gramo de Mg metálico que se consume.

- a) Escribir la ecuación termoquímica y calcular la variación de entalpía asociada a la transformación.
- b) Calcule la cantidad de calor que se desprende por cada gramo de productos.

Rta: a) $\Delta H^\circ = -855,36 \text{ kJ}$ (cada 2 moles de Mg) b) 9,19 kJ por gramo de productos

5) El metabolismo de los alimentos es la fuente habitual de energía que se necesita para realizar el trabajo de mantener los sistemas biológicos. La oxidación completa del azúcar glucosa se puede representar con la siguiente ecuación termoquímica:

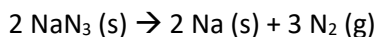


- a) Después de ingerir 0,5 kg de helado de base acuosa que se encuentra a 0°C ¿Cuántos gramos de glucosa se deben oxidar en el organismo para igualar la temperatura al valor corporal de 37°C ?

Datos: $\Delta H_{\text{fusión}} \text{H}_2\text{O} = 80 \text{ cal/g}$, $C_p = 1 \text{ cal/g}\cdot^\circ\text{C}$

Rta: 15,64 g

6) El nitrógeno que se emplea para inflar el airbag de un automóvil proviene de la reacción de azida de sodio:



El airbag del conductor suele contener 95 g de azida de sodio.

a) ¿Cuál será el volumen del airbag que puede inflar el N_2 a 25°C a 1 atm?

b) ¿Qué trabajo realiza el N_2 para inflar el airbag?

Rta: a) 53,57 L b) -5,43 kJ

7) Calcular el cambio de entalpía estándar para la combustión completa de 7 moles de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Datos: $\Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) = -277,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -287,1 \text{ kJ/mol}$

Rta: -9594,2 kJ

8) Dada la síntesis del $\text{A}_3\text{B}_2 (\text{s})$ a partir de $\text{A}_2 (\text{g})$ y $\text{B}_2 (\text{g})$:

a) Escribir la ecuación termoquímica y calcular la variación de entalpía asociada a la transformación a 200°C .

b) Se colocan en un recipiente, a presión y temperatura constantes de 1 atm y 200°C respectivamente, 12 mol de A_2 y 12 mol de B_2 hasta verificarse reacción completa. Calcular Q, W, ΔH y ΔU para la evolución (se desprecia el volumen del sólido).

Dato: $\Delta H^\circ = -15 \text{ kJ}$ por mol de A_2 a 200°C .

Rta: a) -45 kJ (para la reacción con coeficientes estequiométricos enteros) b) $\Delta U = -101,4 \text{ kJ}$; $\Delta H = -180 \text{ kJ}$; $Q = -180 \text{ kJ}$; $W = 78,6 \text{ kJ}$.

9) En un cilindro con émbolo móvil (de peso desestimable y sin fricción) que contiene HCl (ac) en exceso se introduce una cinta de aluminio de 15 g. Como producto de la reacción se forma la sal cloruro de aluminio y se desprende gas hidrógeno. La presión externa es constante e igual a 1 atm y la temperatura es de 25°C .

a) Escribir la ecuación termoquímica y calcular la variación de entalpía asociada a la transformación a 25°C .

b) Calcular el trabajo hecho por el sistema como resultado de la reacción.

Datos: $\Delta H^\circ_f \text{HCl} (\text{ac}) = -176,2 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{AlCl}_3 (\text{ac}) = -704,0 \text{ kcal/mol}$

Rta: a) $\Delta H^\circ = -350,8 \text{ kcal}$ (para la reacción con coeficientes estequiométricos enteros) b) $W = -2063,65 \text{ J}$

10) Una caldera para generación de vapor se alimenta con 200 kg de fuel-oil por día. Considerar al eicosano ($\text{C}_{20}\text{H}_{42}$) como hidrocarburo representativo del combustible.

a) ¿Cuál es el caudal de aire requerido para dicha combustión en $\text{m}^3 \text{CNPT/h}$? Considerar que se introduce un exceso de aire respecto de los valores estequiométricos, del 23% en volumen, a fin de asegurar una buena combustión.

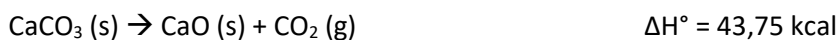
b) ¿Cuál es el calor utilizable si las pérdidas por radiación son de 5%, y con los gases de chimenea se pierde un 3%?

c) ¿Cuál es la máxima producción de vapor de agua a 100°C y 1 atm en kg/h? Considerar que el agua entra a la caldera a la temperatura de 90°C

Datos: $C_p \text{ H}_2\text{O (l)} = 1,0 \text{ kcal/kg}\cdot^\circ\text{C}$, $\Delta H_{\text{vaporización}} \text{ H}_2\text{O} = 9,73 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{ C}_{20}\text{H}_{42} = -3384 \text{ kcal/mol}$

Rta: a) 118,25 m³ CNPT/h b) $9,20 \times 10^4 \text{ kcal/h}$ c) 167 kg/h

11) Un horno para la obtención de cal procesa 100 kg/día de piedra caliza, con una pureza de 82% (m/m) en carbonato de calcio (CaCO₃). La ecuación termoquímica que describe el proceso es la siguiente:



a) ¿Cuál es la producción de cal viva (CaO) en kg/día?

b) ¿Cuál es el consumo mensual de combustible para el proceso si se prevee una pérdida de calor del 15%? Considerar al combustible como octadecano (C₁₈H₃₈).

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{ C}_{18}\text{H}_{38} = -3200 \text{ kcal/mol}$

Rta: a) 45,92 kg/día, b) 101 kg/mes

12) Cuando se queman 2 g de Fe se desprenden 14,63 kJ y se forma óxido férrico (Fe₂O₃). Calcular $\Delta H_{\text{combustión}}$ planteando la ecuación termoquímica correspondiente.

Rta: -408,5 kJ/mol_{Fe}

13) La combustión completa de 0,5 mol de gas metano (CH₄) a volumen constante desprende 442,2 kJ de calor a 25°C.

a) Calcular Q, W, ΔU° , ΔH° del proceso de combustión mencionado

b) Calcular Q y W si el proceso se realiza a presión constante

c) Calcular $\Delta H^\circ_{\text{combustión}} \text{ CH}_4$ expresado en kJ/mol_{CH₄}

d) Calcular la masa de Zn que puede calentarse desde 15°C hasta 195°C con la combustión completa de 0,5 mol de CH₄.

Dato: $C_p \text{ Zn} = 25,5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: a) $Q_v = -442,2 \text{ kJ}$; $\Delta U = -442,2 \text{ kJ}$; $\Delta H = -444,7 \text{ kJ}$; $W_v = 0 \text{ kJ}$ b) $Q_p = -444,7 \text{ kJ}$; $W_p = 2,5 \text{ kJ}$ c) -889.4 kJ/mol d) 6,33 kg Zn

14) Considerando un automóvil que consume en ruta 13,5 L de nafta (a base de octano, C₈H₁₈) cada 100 km de recorrido, se quiere diseñar un tanque de gas (GNC) cuyo contenido alcance para un recorrido de igual distancia.

a) Escribir las ecuaciones termoquímicas para la combustión del octano y metano respectivamente.

b) Calcular el volumen requerido del tanque para almacenar a 200 atm suficiente gas para el recorrido de 100 km, considerando una temperatura promedio de 20°C.

c) Calcular las presiones mínima y máxima del gas, suponiendo temperaturas ambientes extremas de -5°C y 50°C respectivamente.

Datos: $\rho \text{ C}_8\text{H}_{18} (\text{l}) = 0,703 \text{ kg/L}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{ C}_8\text{H}_{18} = -1302 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{ CH}_4 = -212 \text{ kcal/mol}$

Rta: b) 61,4 L c) $P_{\text{mínima}} = 183 \text{ atm}$ y $P_{\text{máxima}} = 221 \text{ atm}$

15) Un secadero industrial continuo procesa 150 kg/día de sólidos con 18% en masa de humedad que ingresan luego de un precalentamiento a una temperatura de 100°C. El calor necesario para secar el sólido se obtiene por la combustión de gas natural de composición en volumen: 85% en metano, 15% en etano.

a) Calcular el caudal de gas en CNPT que es necesario alimentar al equipo considerando que hay un 5% de pérdidas de calor con los gases de combustión y un 15% con los sólidos que salen del secador a una temperatura de 120°C.

b) Si una medición del caudal en la cañería de alimentación de aire da 900 L/h de aire en CNPT de aire ¿Con qué exceso de O₂ se está trabajando?

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{CH}_4 = -212 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_6 = -372 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{vaporización}} \text{H}_2\text{O} = 9,72 \text{ kcal/mol}$

Rta: a) 1729,8 L/día b) 30 L/h de O₂ (18,8% de exceso con respecto al estequiométrico de la reacción)

16) La combustión de 0,69 L dealconafta produce 5150 kcal. Considerar al octano (C₈H₁₈) como hidrocarburo representativo de la nafta y suponer que laalconafta es una solución de etanol (C₂H₅OH) y nafta exclusivamente.

a) Calcular el porcentaje en masa de C₂H₅OH que contiene.

b) Calcular el volumen en CNPT de aire consumido.

c) Calcular el número de moles de CO₂ y H₂O formados.

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -327,6 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_8\text{H}_{18} = -1230 \text{ kcal/mol}$, $\rho \text{alconafta} = 0,73 \text{ g/cm}^3$

Rta: a) 15,4% b) 5520 L de aire c) 33,4 mol CO₂ y 38,4 mol H₂O

17) Una estufa doméstica quema 2 kg de gas natural liberando 2,6×10⁴ kcal. Considerando el gas natural como una mezcla de metano y etano exclusivamente:

a) ¿Cuál es la composición del gas utilizado en volumen en CNPT?

b) ¿Qué masa de agua origina la combustión?

c) ¿qué volumen de O₂ en CNPT se consume considerando la combustión completa?

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{CH}_4 = -212 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_6 = -372 \text{ kcal/mol}$

Rta: a) 81,8% de CH₄ y 18,2% de C₂H₆ en volumen b) 4235,44 g c) 5,6 m³

18) Una caldera se alimenta con agua a 20°C y 1 atm para generar vapor a 100°C. El calor necesario es provisto por la combustión de 120 L diarios de fuel oil (octadecano, C₁₈H₃₈). Considerar que se produce la combustión completa del combustible y que las pérdidas de calor ascienden al 10%

a) Calcular el volumen de aire medido en m³ en CNPT que se consumen diariamente en la combustión si se trabaja con un exceso del 20%.

b) Calcular la masa de vapor de agua a 100°C que se generan diariamente.

c) Calcular el trabajo para el proceso de producción del vapor de agua si la presión externa es constante de 1 atm.

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_{18}\text{H}_{38} = -4000 \text{ kcal/mol}$, $\Delta H_{\text{vaporización}} \text{H}_2\text{O} = 540 \text{ cal/g}$, $C_p \text{H}_2\text{O} = 1,0 \text{ cal/g}\cdot\text{K}$, $\rho \text{C}_{18}\text{H}_{38} = 0,85 \text{ g/cm}^3$

Rta: a) Volumen aire = 1413,54 m³ b) Masa vapor = 2331,7 kg c) $W = -4,02 \times 10^5 \text{ kJ}$

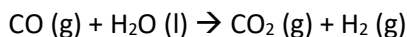
19) La combustión completa de 23 g de etanol a presión constante de 1 atm produce 163 kcal, mientras que la combustión incompleta de la misma masa de etanol en las mismas condiciones produce 95,3 kcal.

a) Escribir las ecuaciones termoquímicas para las reacciones de combustión completa e incompleta del etanol.

b) Escribir la ecuación termoquímica de la reacción entre monóxido de carbono y oxígeno para producir dióxido de carbono.

Rta: a) ΔH° (completa) = -1363 kJ; ΔH° (incompleta) = -797 kJ b) $\Delta H^\circ = -566 \text{ kJ}$ (para la reacción con coeficientes estequiométricos enteros)

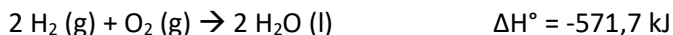
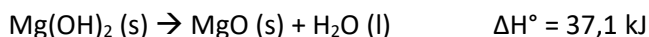
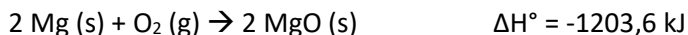
20) Calcular la variación de entalpía que corresponde a la siguiente reacción.



Datos: $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 \text{ (g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O (l)} = -285,6 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{CO (g)} = -110,5 \text{ kJ/mol}$

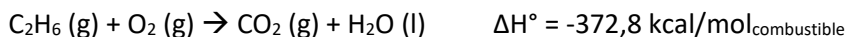
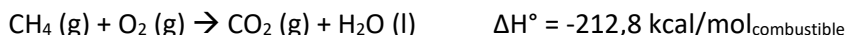
Rta: 2,6 kJ/mol

21) Calcular la entalpía estándar de formación del Mg(OH)_2 sólido, sabiendo que:

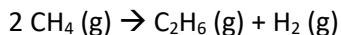


Rta. -924,7 kJ/mol

22) A continuación, se dan las ecuaciones sin balancear de tres reacciones de combustión:



A partir de estos valores determina el valor de ΔH° para la siguiente reacción:



Rta: 15,5 kcal

23) Calcular la entalpía de formación estándar del eteno ($\Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)}$) a partir de la siguiente información.

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_4 = -1409,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 \text{ (g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O (l)} = -285,6 \text{ kJ/mol}$

Rta: 51,3 kJ/mol

24) Calcular la entalpía de formación estándar del sulfuro de carbono ($\Delta H^\circ_f \text{CS}_2 \text{ (l)}$) a partir de la siguiente información.

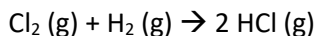
Datos: $\Delta H^\circ_f \text{SO}_2 \text{ (g)} = -296,9 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C (s)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{combustión}} \text{CS}_2 \text{ (l)} = -1073,8 \text{ kJ/mol}$,

Rta: 86,6 kJ/mol

25) A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas



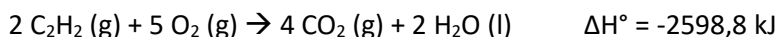
a) Determinar el ΔH° de la siguiente reacción:



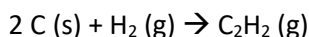
b) Calcular la ΔU para la tercera reacción a 25°C

Rta: **a)** -185 kJ **b)** $\Delta U = -614,1 \text{ kJ}$

26) A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas

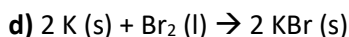
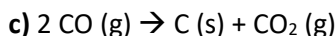
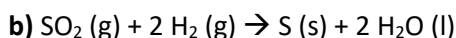
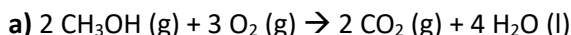


a) Calcular la entalpía de formación estándar molar del acetileno $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$ a 298 K:



Rta: **a)** $\Delta H^\circ = 226,6 \text{ kJ}$

27) Prediga el signo de ΔS de los siguientes procesos químicos a presión y temperatura constantes



Rta: **a)** ΔS negativo **b)** ΔS negativo **c)** ΔS negativo **d)** ΔS negativo

28) Dadas las siguientes reacciones a 25°C y 1 atm de presión

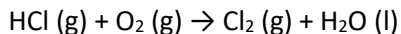
a) Complete la tabla con los valores requeridos

b) Predecir en cada caso si la reacción es endotérmica o exotérmica, si ocurre o no espontáneamente a 25°C y 1 atm y si esa tendencia se invertiría al aumentar la temperatura.

		ΔH (kJ)	ΔS (J/K)	ΔG (kJ)
1)	$2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$	-211,1	+39,3	
2)	$3 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$	-92,4		-33,4
3)	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$		+52,7	+5,4
4)	$\text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2 (\text{g})$	+ 67,7	-35,9	

Rta: 1) Exotérmica espontánea. No se invierte. 2) Exotérmica espontánea. Se invierte 3) Endotérmica no espontánea. Se invierte 4) Endotérmica no espontánea. No se invierte.

29) Calcula a 298 K la entropía estándar (ΔS°) y la Energía de Gibbs estándar (ΔG°) por mol de O_2 para la siguiente reacción (ecuación no igualada)



Datos: $\Delta H^\circ_f H_2O(l) = -285,93 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f HCl(g) = -92,31 \text{ kJ/mol}$, $S^\circ H_2O(l) = 69,91 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ HCl(g) = 186,91 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ O_2(g) = 205,14 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ Cl_2(g) = 222,96 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: $\Delta G^\circ = -93,05 \text{ kJ}$; $\Delta S^\circ = -367,04 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

30) Debido a su contenido de ácido sulfúrico (H_2SO_4), la lluvia ácida convierte al carbonato de calcio ($CaCO_3$, insoluble en agua) que compone a la piedra caliza y al mármol en sulfato de calcio ($CaSO_4$, ligeramente soluble en agua). Mediante este proceso la lluvia ácida desgasta a estos materiales, proceso que puede representarse con la siguiente reacción química



a) Estime el rango de temperatura para la cual esta reacción será espontánea

Datos: $\Delta H^\circ_f CaCO_3(s) = -1207,0 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f CaSO_4(s) = -1433,0 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f CO_2(g) = -393,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f H_2SO_4(ac) = -909,3 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f H_2O(l) = -285,8 \text{ kJ/mol}$, $S^\circ CaCO_3(s) = 92,9 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ CaSO_4(s) = 107,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ CO_2(g) = 213,6 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ H_2SO_4(ac) = 20,1 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ H_2O(l) = 69,9 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

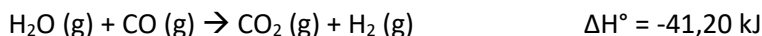
Rta: a) Es espontánea a partir de 13 K.

31) A 25°C la variación de la entalpía de reacción estándar para la combustión del CO vale $\Delta H^\circ = -282,98 \text{ kJ/mol}$ y la variación de la energía libre de Gibbs estándar vale $\Delta G^\circ = -257,19 \text{ kJ/mol}$.

a) ¿A partir de qué temperatura ya no será espontánea esta reacción en condiciones estándar?

Rta: A temperaturas mayores a 3271 K

32) Para la reacción a 25°C representada en la siguiente ecuación termoquímica se conoce que $K_p = 9,78,10^4$



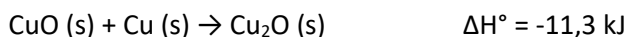
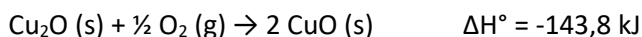
a) Con estos datos, calcule los valores de ΔS° y ΔG° a 25°C .

b) Suponiendo que ΔS° y ΔH° no cambian con los cambios de temperatura, calcule el valor de ΔG a 50°C .

c) Calcule el valor de K_p a 50°C

Rta: a) $\Delta G^\circ = -28,48 \text{ kJ}$; $\Delta S^\circ = -42,65 \text{ J/K}$ **b)** $\Delta G_{50^\circ\text{C}} = -27,40 \text{ kJ}$ **c)** $K_p = 27000$

33) Dadas las siguientes reacciones a 25°C y 1 atm y sus respectivos valores de ΔH°

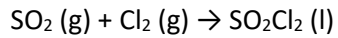


a) Calcular el ΔH°_f y ΔU para la formación del óxido cúprico (s).

b) Teniendo en cuenta que $S^\circ \text{O}_2 (\text{g}) = 205,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{CuO} (\text{s}) = 43,5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ y $S^\circ \text{Cu} (\text{s}) = 33,4 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, indicar si la oxidación del cobre se produce espontáneamente a 25°C .

Rta: **a)** $\Delta H^\circ_f = -155,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta U = -153,9 \text{ kJ/mol}$ **b)** sí, es espontánea.

34) Dada la siguiente reacción y los datos que se indican a continuación



a) Prediga la espontaneidad de la reacción a 25°C .

b) Calcule la entropía absoluta del $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{l})$ a 25°C .

Datos: $\Delta G^\circ_f \text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{l}) = -305,0 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{l}) = -389,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_f \text{SO}_2 (\text{g}) = -296,9 \text{ kJ/mol}$, $S^\circ \text{SO}_2 (\text{g}) = 248,1 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{Cl}_2 (\text{g}) = 223,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{O}_2 (\text{g}) = 205,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, $S^\circ \text{S} (\text{s}) = 32,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Rta: **a)** $\Delta G^\circ < 0$, es espontánea ($\Delta G^\circ \approx -5,0 \text{ kJ}$) **b)** $S^\circ \text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{l}) = 178 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.