Pontificia Universidad Católica de Chile

Taller 2

Química para Ingeniería

QIM100E, 2024

Primer principio de la termodinámica

1. Se sabe que en sistema termodinámico debe ocurrir una reacción endotérmica para aumentar la energía interna. Dibuje en que direcciones se encuentra la energía interna, el calor y el trabajo.

2. En un sistema termodinámicos se lleva a cabo un proceso en el cuál la energía interna aumenta en 300 kJ. Para llevar a cabo este proceso se deben transferir 300 J en forma de calor al sistema. Determine el trabajo realizado sobre el sistema. Exprese el resultado en J.

3. Una reacción química libera un calor de 2 kcal hacia el entorno. Además, se realizó un trabajo sobre la reacción química de 5000 J. ¿Cuánto es la energía interna?

4. En un reactor se debe comprimir un gas, con un volumen de 15 cm^3. Calcule la variación de la energía interna para comprimir el gas a 1800 mmHg y un volumen de 5 cm^3 considerando que en el proceso no se añade ni libera calor. Exprese el resultado en kcal.

5. En un pistón cilíndrico se tiene un gas confinado y se realiza un ciclo termodinámico en el cual se identifican los siguientes puntos. 1) 60005 mmHg y 0,025 dm^3; 2) 60005 mmHg y 0,1 dm^3; 3) 30003 mmHg y 0,1 dm^3; 4) 30003 mmHg y 0,025 dm^3. **1 mmHg= 1,33x10^{-4} MPa; 1 cm= 0,1 dm**
   a) Dibuje el ciclo termodinámico en MPa y cm^3.
   b) Calcule el trabajo realizado.
   c) Calcule la variación de la energía interna del sistema y mencione si se libera o absorbe calor.
6. ¿Qué ocurre con la variación de la energía interna en un sistema si este es adiabático e isocórico?

7. En el laboratorio se tienen 185 mol de agua a 55 °C. El agua absorbe 2,15 kcal de calor y transcurrido el tiempo se observa que se liberan al medio 2,5 kJ. Al estudiar el sistema se observa que no hay variación en el volumen de agua estudiado. Determine el incremento en la temperatura del agua.

8. Se realiza un control de calidad de jeringas, para lo cual se confina aire a una presión constante de 36,75 PSI a 10 °C a jeringas de 15 mL. El protocolo de calidad indica que el émbolo debe quedar en 0,5 mL y una energía interna máxima de 9.2 J:

- ¿Cuánto es el calor máximo que se puede transferir al gas para evitar que el émbolo salga de la jeringa desde 0,5 mL?
- Si queremos que el aire se expanda y mueva el émbolo hasta 15 mL con una temperatura final de 37 °C ¿A cuántos mL debe estar el pistón inicialmente?

1 PSI= 0,068 atm

<u>Calorimetría</u>

Sistemas de un componente

9. Una lámina de cobre absorbe 1100 calorías al calentarse desde 20°C hasta 120°C ¿Cuál es la masa de la lámina de cobre?

10. Una muestra de un elemento metálico desconocido de 50,80 g, se calienta suministrándole 69,3 calorías desde 15 °C hasta 28 °C. ¿Cuál es su c_e?.

11. ¿Qué masa de agua es posible calentar desde 15 °C hasta 50 °C con 7322 J?

Sistemas de dos componentes

12. Un trozo de plata de 75,0 g se calienta hasta 80,0 °C y se sumerge en 50,0 g de agua a 23,2 °C. La temperatura final de la mezcla Ag-H_2O es de 27,6 °C. ¿Cuál es el calor específico de la plata?

13. Un material de plomo con una masa de 26,47 g a 89, 98 °C se colocó en un calorímetro a presión constante de capacidad calorífica despreciable que contenía 100,0 mL de agua. La temperatura del agua se elevó de 22,50°C a 23,17°C. ¿Cuál es el calor específico del plomo?

14. Un campesino en el campo bebe su café matutino en una taza de aluminio. La taza tiene una masa de 0,120 kg e inicialmente está a 20°C. Cuando se vierte en ella 0,300 kg de una disolución de café que inicialmente está a 70°C. ¿Qué temperatura alcanzan la taza y el café en equilibrio térmico? (Suponga que la capacidad calorífica del café es igual a la del agua y que no hay intercambio de calor con el entorno).

Sistemas multicomponente

15. Un calorímetro de capacidad calorífica 250 J/K contiene 100 g de agua a 20°C. Se introduce en el calorímetro una pieza de cobre de 500 g que está a una temperatura de 220°C. ¿Cuál es la temperatura de equilibrio?
16. Un calorímetro de hierro de masa igual a 300 g contiene 350 g de agua a 20°C, en la cual se sumerge un bloque de plomo de masa 500 g a 98 °C. La temperatura de equilibrio térmico es de 23 °C. Determine el calor específico del plomo.

Calor de fusión

17. Se dispone de un calorímetro de capacidad calorífica despreciable que contiene 1,0 litro de agua (d= 1g/mL) a una temperatura de 20°C al que se agregan 100 g de hielo a una temperatura de 0°C. Determinar:

a) Si se funde todo el hielo (justificar a través de cálculos)
b) La temperatura final del sistema.

18. Desde un refrigerador se retiran 125 g de hielo a -21 °C y se quiere utilizar como agua líquida a 55 °C. ¿Cuánto calor se necesita para realizar este cambio de estado?

Calor de neutralización

19. Una muestra de 100 mL de HCl 0,500 M se mezcla con 100 mL de NaOH 0,500 M en un calorímetro de capacidad calorífica despreciable. La temperatura inicial de las disoluciones de HCl y NaOH es 22,50°C, y la temperatura final de la mezcla es de 25,86°C. calcule el calor de neutralización. Suponga que las densidades y calores específicos de las disoluciones son iguales que los del agua (1 g/mL y 4,184 J/g °C, respectivamente)

Datos:

1cal = 4,18 J
c_{Cu} = 0,093 cal/g °C
c_{agua} = 1cal/g°C
c_{Al}= 0,215 cal/g°C
c_{Fe}= 0,107 cal /g °C
L_f hielo= 80 cal/ g

c_{Cu} = 390 J/kg·K
c_{agua}= 4180 J/kg·K
c_{Au} = 0,031 cal /g °C
ce hielo= 0,5 cal/ g °C

$Q = m\ c\ \Delta T$
$Q = C\ \Delta T$
$Q = m\ L_f$

Termodinámica

Entalpía de formación

20. Calcular el cambio de entalpía de la combustión de 1 mol de etanol (C_2H_5OH), según las siguientes entalpías de formación $\Delta H_f°_{CO2(g)}$= -393,5 kJ/mol; $\Delta H_f°_{H2O(l)}$=-285,5 kJ/mol; $\Delta H_f°_{C2H5OH(l)}$= -277,7 kJ/mol

21. La hidracina es utilizada como combustible para aviones. Calcular el calor de formación de la hidracina, N_2H_4, sabiendo que en la siguiente reacción se liberan 224,8 KJ

$$N_2O_{(g)} + NH_{3(g)} \rightarrow N_2H_4 + H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

Datos $\Delta H_f°$ $N_2O_{(g)}$ = 81,6 kJ/mol; $\Delta H_f°_{NH3\,(g)}$ −46,11 kJ/mol

22. El apagado de la cal viva (óxido de calcio) consiste en la siguiente reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\,(s)}$$

Calcular la entalpía de esta reacción, conocidas las entalpías de formación del óxido de calcio sólido, agua líquida e hidróxido de calcio sólido, que son, respectivamente: -152,0; -68,52 y -223,9 kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (hidróxido de calcio) y qué cantidad de entalpía se desprende cuando se apaga 1 kg de cal viva?

Ley de Hess

23. La glucólisis es un proceso que ocurre en el citoplasma celular para la obtención de energía a partir de glucosa en condiciones anaeróbicas. En el proceso una molécula de glucosa, $C_6H_{12}0_{6(s)}$, se transforma en dos moléculas de ácido láctico, $CH_3CH(OH)COOH_{(g)}$.

Dadas las reacciones de combustión de la glucosa y del ácido láctico, determine la entalpía estándar de la glucólisis.

$C_6H_{12}0_{6(s)} + 6\ 0_{2(g)} \rightarrow 6\ C0_{2(g)} + 6\ H_20_{(l)}$ $\quad \Delta H° = -2808$ kJ/mol
$CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 3 0_{2(g)} \rightarrow 3\ C0_{2(g)} + 3\ H_20_{(l)}$ $\quad \Delta H° = -1344$ kJ/mol

24. La acetona (CH_3COCH_3) es un solvente utilizado como disolvente del esmalte de uñas. En base a las siguientes ecuaciones:
$H_2\ (g) + ½\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l)$ $\quad \Delta H° = -286$ kJ/mol
$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H° = -393.13$ kJ/mol
$CH_3COCH_3\ (l) + 4\ O_2\ (g) \rightarrow 3\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$ $\quad \Delta H° = -1786$ kJ/mol

Calcular el ΔHf para la acetona según la reacción (vea si debe balancear la ecuación):
$C\ (s) + H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CH_3COCH_3\ (l)$

25. El tetracloruro de carbono, $CCl_{4(l)}$ es un importante disolvente comercial que se prepara mediante la reacción entre $Cl_{2(g)}$ y un compuesto del carbono. Determine ΔH° para la reacción:

$$CS_{2(l)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4(l)} + S_2Cl_{2(l)}$$

Seleccione los datos adecuados de entre los que se dan a continuación.

$CS_{2(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ SO_{2(g)}$	ΔH° = -1077 kJ/mol
$2S_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow S_2Cl_{2(l)}$	ΔH° = -58,2 kJ/mol
$C_{(s)} + 2Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4\ (l)}$	ΔH° = -135,4 kJ/mol
$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$	ΔH° = -296,8 kJ/mol
$SO_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow SO_2Cl_{2()}$	ΔH° = +97,3 kJ/mol
$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$	ΔH° = -393,5 kJ/mol
$CCl_{4(l)} + O_{2(g)} \rightarrow COCl_{2(g)} + Cl_2O_{(g)}$	Δ H° = -5,2 kJ/mol

Espontaneidad de procesos

26. Para la reacción: $PCl_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow POCl_{3(l)}$

ΔH° = -620,2 kJ a 298 K y las entropías molares son: $PCl_{3(g)}$ = 311,8 J/K; $O_{2(g)}$ = 205,1 J/K; $POCl_{3(l)}$ = 222,4 J/K.

Determine si el proceso es espontáneo.

27. Mediante el proceso de fotosíntesis, las plantas transforman el dióxido de carbono y el agua en hidratos de carbono, como la glucosa, obteniendo la energía necesaria de la luz solar. Considerando la reacción:

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_6H_{12}O_{6\ (s)} + O_{2\ (g)}$$

Además, se conoce que a 25°C y 1 atm:

	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(l)}$	$C_6H_{12}O_{6\ (s)}$	$O_{2\ (g)}$
ΔH_f°/(kJ/mol)	-393,5	-285,8	-1273,3	
S_f°/(J/mol K)	213,6	69,9	212,1	205

En estas condiciones, determinar:

a) La energía solar mínima necesaria para la formación de 9 g de glucosa por fotosíntesis.
b) b) ¿Se trata de un proceso espontáneo? Razone y fundamente su respuesta.

28. Para cierto proceso tenemos los siguientes valores ΔH= -240 kJ y ΔS= -110 J/K. Suponiendo que estos valores no varían con la temperatura ¿A qué temperatura se alcanzará el equilibrio del sistema? ¿A qué temperatura es espontánea?