

TEMA 3: LA ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

3.1.- Clasificar las siguientes propiedades como intensivas o extensivas: a) entalpía; b) densidad, c) capacidad calorífica molar; d) calor específico, e) entalpía estándar de formación, f) volumen, g) concentración de soluto en una disolución.

3.2.- ¿Verdadero o falso? Razonar las respuestas.

a) Todo sistema aislado es cerrado; b) Si en un sistema no puede entrar ni salir ni calor ni materia, el sistema está aislado; c) La variación de una función de estado en un proceso sólo depende del camino seguido; d) La variación de energía interna de un proceso a volumen constante es la misma que la variación de energía interna de un proceso a presión constante si ambos procesos conectan los mismos estados inicial y final.

3.3.- Una muestra de gas cambia de P_1 , V_1 y T_1 a P_2 , V_2 y T_2 por un camino y vuelve a P_1 , V_1 y T_1 por otro camino. ¿Cuáles de las siguientes magnitudes deben ser cero para el gas en este ciclo? ΔT , ΔP , ΔV , Q , W y ΔU .

3.4.- En un proceso adiabático, ¿cuáles de las siguientes igualdades son ciertas?

- | | |
|----------------------------------|-------------------|
| a) $P_{\text{ext}} \Delta V = 0$ | b) $Q=W$ |
| c) $\Delta U = W$ | d) $\Delta H = 0$ |
| e) $\Delta U = Q$ | f) $Q=0$ |

3.5.- a) Calcular el trabajo realizado en la compresión isotérmica y reversible de 50 g de nitrógeno desde una presión de 1 atm hasta 20 atm a la temperatura de 25°C.

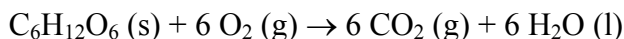
b) Calcular el trabajo realizado por el gas en su expansión isotérmica para volver al estado inicial, contra una presión constante de 1 atm. (Suponer que el nitrógeno se comporta idealmente).

3.6.- a) Un gas absorbe 23.9 calorías de calor y simultáneamente se comprime a una presión externa constante de 1.5 atm desde 8 a 2 litros de volumen. ¿Cuánto vale su ΔU en julios?

b) De las magnitudes involucradas en el apartado anterior, ¿cuáles son función de estado?

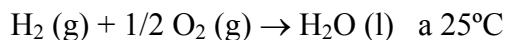
3.7.- Para la reacción $2 \text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g})$, la variación de entalpía a 25°C tiene un valor de 563 kJ. Calcular la variación de energía interna a la misma temperatura.

3.8.- Calcular la diferencia entre el calor a presión constante y el calor a volumen constante para la combustión de glucosa a 18°C, según la reacción:

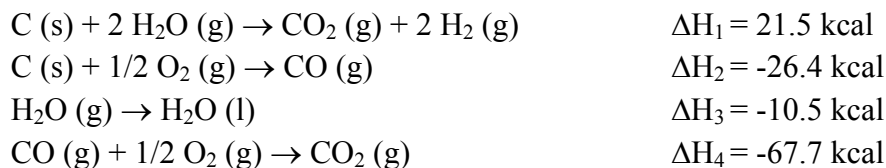


3.9.- En la combustión a volumen constante de 1 g de ácido tartárico sólido, $C_4H_6O_6$, a $20^\circ C$ se desprenden 1840 cal. Calcular el calor de combustión por mol de este ácido a presión constante.

3.10.- Calcular el cambio de entalpía y energía interna para la reacción:



a partir de los datos siguientes:

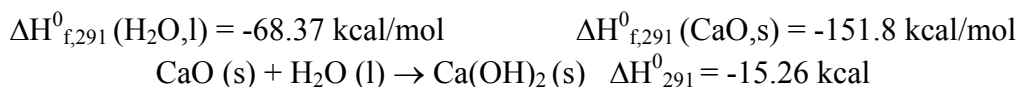


3.11.- ¿Para cuál de las siguientes ecuaciones la variación de entalpía a $25^\circ C$ y 1 bar es igual a $\Delta H_f^0(CH_3OH, l)$?

- a) $CO(g) + 2H_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$
- b) $C(g) + 4 H(g) + O(g) \rightarrow CH_3OH(l)$
- c) $C(\text{grafito}) + H_2O(g) + H_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$
- d) $C(\text{grafito}) + 2 H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$
- e) $C(\text{grafito}) + 2 H_2(g) + O(g) \rightarrow CH_3OH(l)$

3.12.- En la combustión completa del hexano se liberan 11.57 kcal/g. Calcular su calor de formación a $25^\circ C$ sabiendo que el del $CO_2(g)$ es de -94 kcal/mol y el del $H_2O(l)$ de -68.3 kcal/mol.

3.13.- Calcular la entalpía de formación del $Ca(OH)_2(s)$ a $18^\circ C$ y 1 bar a partir de los siguientes datos:

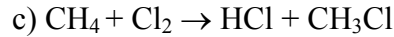
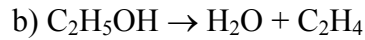


3.14.- El calor de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es -2816.8 kJ/mol y el del etanol (C_2H_5OH) es -1366.9 kJ/mol. Calcular el calor desprendido cuando se obtiene un mol de etanol por fermentación de glucosa según la reacción: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2(g)$.

3.15.- A $25^\circ C$ y 1 bar, el calor de combustión del etano es -327.8 kcal/mol y los calores de formación del $C_2H_4(g)$, $H_2O(l)$ y $CO_2(g)$ son 12.49, -68.32 y -94.05 kcal/mol, respectivamente. A partir de estos datos, calcular:

- a) El calor de hidrogenación del eteno para dar etano a $25^\circ C$.
- b) La variación de energía interna para dicha reacción a $25^\circ C$.

3.16.- Estimar el valor de ΔH de las siguientes reacciones gaseosas utilizando el valor de las entalpías de enlace:



Datos: Entalpías de enlace (kJ/mol): H-Cl: 432; C=C: 615; C-H: 413; C-Cl: 328; C-O: 351; O-H: 463; C-C: 348; Cl-Cl: 243; C=O: 728.

3.17.- Se encuentran los siguientes datos de calores de formación a 298 K y 1 bar:

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) = -66.4 \text{ kcal/mol}$ $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -68.32 \text{ kcal/mol}$ $\text{CO}_2 (\text{g}) = -94.05 \text{ kcal/mol}$

Calores de combustión a 298 K para dar $\text{CO}_2 (\text{g})$ y, si procede, $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$:

$\text{CO} (\text{g}) = -67.73 \text{ kcal/mol}$ $\text{CH}_4 (\text{g}) = -212.8 \text{ kcal/mol}$

Capacidades caloríficas molares C_p :

$\text{CH}_4 (\text{g}) = 7.39 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$ $\text{CO}_2 (\text{g}) = 8.58 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) = 22.87 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

a) Calcular ΔH_{298} para la reacción $3 \text{CH}_4 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l})$

b) Calcular $\Delta H_{(-100^\circ\text{C})}$ para la reacción anterior.

c) Calcular ΔU_{298} para la reacción anterior.

3.18.- Considerando la siguiente información a 298 K y 1 bar:

$4 \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{g}) + 13 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 8 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ $\Delta H^0 = -1229.6 \text{ kcal}$

Calor de combustión del etano, $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) = -372.8 \text{ kcal/mol}$

Calores de formación (kcal/mol): $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) = -57.8$, $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -68.3$, $\text{HCl} (\text{g}) = -22.06$, $\text{CO}_2 (\text{g}) = -94.05 \text{ kcal/mol}$

a) Calcular ΔH_{298} para la reacción $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$

b) Calcular ΔH_{398} para la reacción anterior, suponiendo que $\Delta C_p = 1.14 \text{ cal/K}$.

c) Calcular ΔU_{298} para la reacción anterior.

3.19.- Calcular ΔH^0 a 400°C para la reacción $\text{SO}_2 (\text{g}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3 (\text{g})$. Los calores de formación estándar a 25°C del SO_2 y SO_3 son, respectivamente, -70.95 y -94.40 kcal/mol . Las capacidades caloríficas molares (C_p), en unidades de $\text{cal/mol}\cdot\text{K}$, son: $\text{SO}_2 = 7.116 + 9.512 \cdot 10^{-3} T + 3.511 \cdot 10^{-6} T^2$; $\text{SO}_3 = 6.077 + 23.537 \cdot 10^{-3} T - 0.687 \cdot 10^{-6} T^2$; $\text{O}_2 = 6.148 + 3.102 \cdot 10^{-3} T - 0.923 \cdot 10^{-6} T^2$.

3.20.- Calcular la entalpía de formación del $\text{CO} (\text{g})$ a 1200 K y un bar.

Datos: $\Delta H_{f,298}^0 \text{CO} (\text{g}) = -26.420 \text{ cal/mol}$

$C_p \text{C} (\text{s}) = 1.20 + 0.005 T - 1.20 \cdot 10^{-6} T^2 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

$C_p \text{O}_2 (\text{g}) = 6.50 + 0.001 T \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

$C_p \text{CO} (\text{g}) = 6.6 + 0.002 T \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

SOLUCIONES DE LOS PROBLEMAS NUMÉRICOS

- 3.5.** a) 13.3 kJ ; b) -4.2 kJ
3.6. a) $1.012 \cdot 10^3$ J
3.7. 565.5 kJ
3.8. Nula
3.9. -1151 kJ/mol
3.10. $\Delta H = -285.8$ kJ ; $\Delta U = -282.1$ kJ
3.12. -196.98 kJ/mol
3.13. -985.04 kJ/mol
3.14. -41.5 kJ/mol
3.15. a) -325.3 kJ/mol ; b) -322.8 kJ/mol
3.16. a) -42 kJ ; b) 34 kJ ; c) -104 kJ
3.17. a) 62.43 kJ ; b) 54.59 kJ ; c) 72.34 kJ
3.18. a) -113.22 kJ ; b) -112.74 kJ ; c) -113.22 kJ
3.19. -96.5 kJ
3.20. -109.47 kJ/mol