

TERMOQUÍMICA

CUESTIONES

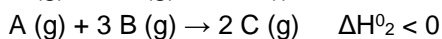
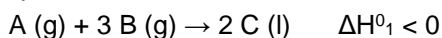
- (1987) Las entalpías estándar de formación del metano, agua y dióxido de carbono son, respectivamente: $-75,0$; $-286,0$; $-396,0$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La entalpía de combustión estándar del metano es:
 - -757 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - -580 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - -893 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - -1153 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (1987) Para una reacción en la que ΔH y ΔS son positivas, se puede decir que:
 - La reacción es exotérmica
 - La reacción es espontánea a temperaturas altas
 - La reacción es espontánea a temperaturas bajas
 - La reacción no puede existir
- (1988) La ecuación que representa $-2\cdot\Delta_f H^\circ [\text{NH}_3(\text{g})]$ es:
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
 - $2\text{N}(\text{g}) + 6\text{H}(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
 - $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}(\text{g}) + 6\text{H}(\text{g})$
 - $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 - $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$
- (1989) Sólo uno de los conceptos es falso:
 - La reacción $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ es una reacción de hidrogenación
 - La reacción $\text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{C}(\text{g})$ representa una reacción de disociación
 - La anterior reacción es típicamente endotérmica
 - La reacción $\text{CS}_2(\ell) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{SO}_2(\text{g})$ es de combustión
 - La reacción $\text{CS}_2(\ell) \rightarrow \text{CS}_2(\text{g})$ se puede llamar de vaporización
- (1990) Un proceso será siempre espontáneo si es:
 - Endotérmico y con disminución de desorden
 - Exotérmico y con aumento de desorden
 - Exotérmico y con aumento de orden
 - Endotérmico y con aumento de desorden
 - Todas son falsas
- (1994) A continuación se dan unas proposiciones relativas a la variación de la energía de Gibbs de un proceso *indique la que es falsa*.
 - Cuando en determinadas condiciones ΔG es negativo puede afirmarse que el proceso tiene lugar de forma espontánea
 - Para cualquier reacción química ΔG puede ser positivo o negativo, pero nunca puede valer cero
 - Los valores de ΔG para cualquier proceso son independientes de la temperatura
 - Los valores de ΔG de formación estándar (a una T dada) sirven para decidir si un compuesto (a esa T) es más o menos estable que los elementos que lo constituyen

Lo que se pone en cursiva no estaba en la redacción original y se consideran como falsas las (b) y (c)
- (1995) Clasifique cada uno de los siguientes procesos por el signo de su variación de entropía, positivo (+), negativo (-) o nulo (NO) en cada ecuación

- | | | | | |
|----|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|---|---|----|
| a. | $\text{HCl (g) + NH}_3 \text{ (g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl (s)}$ | + | - | NO |
| b. | $2 \text{ Cl}_2 \text{ (g) + 2 H}_2\text{O (g)} \rightarrow 4 \text{ HCl (g) + O}_2 \text{ (g)}$ | + | - | NO |
| c. | $\text{P}_4 \text{ (s) + 5 O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \text{ (s)}$ | + | - | NO |
| d. | $\text{CO (g) + Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{COCl}_2 \text{ (g)}$ | + | - | NO |
| e. | $\text{CaSO}_4 \text{ (s) + 2 H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O (s)}$ | + | - | NO |

8. (1996) Sólo dos de los siguientes conceptos son correctos, señálos:
- La reacción $\text{CH}_4 \text{ (g) + 2 O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g) + 2 H}_2\text{O (l)}$; $\Delta H = -210 \text{ kcal}$, es endotérmica
 - En ella $\Delta S > 0$
 - La reacción $\text{CO (g) + } \frac{1}{2} \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$ es una reacción de formación
 - El calor de reacción de (a) es el calor de combustión por mol del metano
 - Al disolver 10 g de sodio en agua se desprenden 15000 cal. $\text{Na (s) + H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (s) + } \frac{1}{2} \text{ H}_2 \text{ (g)}$; $\Delta H = -15000 \text{ cal}$
 - La reacción $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{CaO (s) + CO}_2 \text{ (g)}$ con $\Delta H = 178 \text{ kJ}$, y $\Delta S = 151 \text{ J/K}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ no es espontánea a esa temperatura
9. (1997) Di si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones (en caso de ser falsa, di lo que sería verdadero)
- La energía de activación para una reacción determinada es independiente de la temperatura
 - En general, bajo condiciones semejantes entre dos reacciones, la de mayor energía de activación transcurrirá a velocidad más lenta
 - Una reacción endotérmica, en la que se produce un aumento del orden del sistema, es siempre espontánea. *FALSA, no es nunca espontánea*
 - Un sistema sólo puede disminuir su energía interna desprendiendo calor. *FALSA, también puede hacerlo a través de trabajo del sistema*
 - Si una reacción transcurre isobáricamente en un caso e isocóricamente en otro, el calor puesto en juego es igual en ambos casos. *FALSO, son distintos*
 - Si $\Delta G^0 < 0$ para un compuesto determinado significa que, en esas condiciones, es más estable que los elementos que lo forman. *VERDADERO*
 - Una disolución es una sustancia heterogénea, por estar compuesta por soluto y disolvente. *FALSA, una disolución es una mezcla homogénea*
10. (1997) Construye un diagrama entálpico para una reacción en equilibrio, siendo exotérmica en el sentido directo, señalando las energías de activación y la variación de entalpía

11. (1998) Sean dos reacciones termoquímicas:



¿Qué información comparativa se puede extraer de las variaciones de entalpía que intervienen en ambos procesos?

- Necesariamente $\Delta H^0_1 < \Delta H^0_2$
 - Necesariamente $\Delta H^0_1 > \Delta H^0_2$
 - Siempre $\Delta H^0_1 = \Delta H^0_2$
 - No siempre $\Delta H^0_1 > \Delta H^0_2$
12. (2000, 2005) De las siguientes proposiciones, ¿cuál es cierta?
- En un proceso adiabático, ΔH siempre será igual a cero
 - El calor estándar de formación de un elemento es negativo
 - $Q + W$ es una función de estado
 - Cualquier reacción con $\Delta G > 0$ será muy lenta

13. (2001) La energía de activación de la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$ es 50 kcal y la entalpía de formación del HCl (g) es $-22,1$ kcal/mol. ¿Cuál será la energía de activación de la siguientes reacción: $2 \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$?
- 94,2 kcal
 - 72,1 kcal
 - 27,9 kcal
 - 5,8 kcal
14. (2001) ¿En cuál de los siguientes procesos se absorbe calor pero se mantiene la temperatura constante?
- Se considera 0,1 L de $\text{N}_2(\text{l})$ en su punto normal de fusión
 - Se expande 0,1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ desde un volumen de 22,4 L y presión de una atmósfera en un recipiente totalmente aislado
 - Se evapora 0,1 mol de $\text{N}_2(\text{l})$ en su punto normal de ebullición
 - Se comprime 0,1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ desde 2,63 L y presión de 0,90 atm en un recipiente totalmente aislado.
15. (2001, 2005) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones son falsas?
- (1) El método más preciso para calcular ΔH de una reacción es a partir de las energías de enlace
 - (2) El calor de formación del Hg (s) es cero
 - (3) El calor de formación del Cl (g) es cero
 - (4) El valor de ΔH de una reacción puede hallarse restando a las energías de enlace de los productos las energías de enlace de los reactivos
- Todas
 - (1), (2) y (3)
 - (1), (3) y (4)
 - (3) y (4)
16. (2001, 2005) A elevada temperatura y presión constante es imposible invertir la siguiente reacción: $2 \text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$; $\Delta\text{H} = -10,6$ kcal. Por tanto, ΔS para la reacción escrita debe ser:
- Positivo
 - Negativo
 - Cero
 - $\Delta\text{S} > \Delta\text{H}$
17. (2002) ¿Cuál de los siguientes procesos no conduce a un aumento en la entropía?
- La fusión de hielo a 298 K.
 - La disolución de NaCl (s) en agua.
 - El movimiento de los electrones en sus orbitales alrededor del núcleo.
 - La evaporación del agua.
 - La combustión de la gasolina.
18. (2002) Si un proceso es a la vez endotérmico y espontáneo a cualquier temperatura, se puede afirmar que:
- $U = 0$
 - $G > 0$
 - $H < 0$
 - $S > 0$
 - $S < 0$
- Sería más correcto poner variaciones y matizar a temperaturas elevadas en el enunciado.*
19. (2002, 2008) Sabiendo que las energías medias de los enlaces C–H, C–C y H–H son 99, 83 y 104 kcal/mol. El valor de ΔH° de la reacción: $3 \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 + 2 \text{H}_2$ será igual a:

- a. 22 kcal
- b. - 22 kcal
- c. 77 kcal
- d. - 77 kcal
- e. 44 kcal

20. (2002) Sobre la entalpía se puede afirmar:

- a. Es una función de estado. *VERDADERO*
- b. Su variación de termina el calor de reacción a presión constante. *VERDADERO*
- c. Mide la irreversibilidad de un proceso. *FALSO*
- d. Si disminuye el proceso es espontáneo. *FALSO*

21. (2003) Si 0,200 moles de un gas ideal sufren una compresión adiabática reversible desde 400 torr y 1000 cm³ a un volumen final de 250 cm³. ¿Qué se puede afirmar?

- a. $Q = W$
- b. $\Delta E = \Delta H$
- c. $\Delta E = W$
- d. $\Delta E = Q$

22. (2003) ¿En cuál de los siguientes procesos podemos asegurar que la variación de entalpía es cero?

- a. Compresión adiabática de 1 mol de gas ideal
- b. Descomposición de 1 mol de gas a volumen constante
- c. Expansión de 1 mol de gas ideal a presión constante
- d. Compresión isoterma de 1 mol de gas ideal

23. (2003) Al producirse en un vaso la reacción de 0,0870 moles de yodo sólido con bromuro de potasio según la reacción: $I_2 (s) + 2 KBr (ac) \rightarrow Br_2 (l) + 2 KI (ac)$, no se realiza trabajo de ningún tipo, pero se absorben 30,8 kJ en forma de calor. ¿Cuál será el valor de ΔH por mol de yodo?

Al ser en un vaso, ocurrirá a presión constante con lo que el calor será la entalpía y en consecuencia, para un mol, $\Delta H = +30,8/0,087 = 354 \text{ kJ/mol}$

24. (2003) Una reacción espontánea:

- a. Es siempre endotérmica
- b. Es siempre exotérmica
- c. Puede utilizarse para obtener trabajo
- d. Trascurre siempre con aumento de la entropía del sistema

25. (2003) A 1 atm y 25 °C, el proceso: $C (\text{grafito}) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + 94,1 \text{ kcal}$, al que corresponde una variación de entropía de 0,73 cal/grado. ¿Cuál es la respuesta correcta?

- a. Necesita para producirse 94,3 kcal en forma de trabajo
- b. Es endotérmica
- c. Trascurre con un valor de ΔG que justifica la estabilidad del grafito en estas condiciones
- d. Es espontáneo

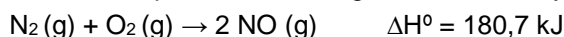
El formato es confuso al poner el término energético sumando, sería más aconsejable poner $\Delta H = -94,1 \text{ kcal}$

| Enlace | Entalpía media de enlace (KJ/mol) |
|--------|-----------------------------------|
| H-H | 440 |

26. (2004) Calcula el valor de ΔH° para la siguiente reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$, a partir de los datos de la tabla es
- | | |
|-------|-----|
| Cl-Cl | 240 |
| H-Cl | 430 |
- a. -860 kJ
b. -620 kJ
c. -440 kJ
d. -180 kJ
e. +240 kJ
27. (2004) La entalpía de sublimación del yodo a 25 ° C y 101,3 kPa es igual a :
- a. La entalpía de vaporización menos la entalpía de fusión del yodo.
b. La entalpía de vaporización del yodo
c. La entalpía de formación del $\text{I}_2(\text{g})$
d. La entalpía de enlace I-I
e. La entalpía de atomización del yodo.
28. (2004, 2009) Si las entalpías de combustión estándar del carbono, hidrógeno y etano son respectivamente: -394, -286 y -1560 kJ mol⁻¹. ¿Cuál es la entalpía de formación del etano en kJ mol⁻¹?
- a. -3206
b. -2240
c. -1454
d. -880
e. -86
29. (2004, 2011) Cuando una sustancia pura en fase líquida congela espontáneamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
- a. ΔG , ΔH y ΔS son todos positivos
b. ΔG , ΔH y ΔS son todos negativos
c. ΔG y ΔH son negativos, pero ΔS es positivo
d. ΔG y ΔS son negativos, pero ΔH es positivo
e. ΔS y ΔH son negativos, pero ΔG es positivo
30. (2004, 2008) Considera que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
- a. Disminuye el volumen
b. Aumenta la temperatura
c. Aumenta la presión
d. Disminuye la densidad
e. Disminuye la entropía
31. (2005) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
- a. El calor de formación del Fe(l) es cero
b. En algunas reacciones $\Delta E = \Delta H$
c. La condensación es un proceso endotérmico
d. Para un mismo proceso la variación de entalpía depende de que el proceso tenga lugar a presión o a volumen constante
32. (2005) Toda reacción química que transcurre espontáneamente lo hace:
- a. Con disminución de energía libre
b. Con aumento de la entropía del universo
c. Hasta que se agotan los reactivos
d. Hasta alcanzar el cero absoluto

33. (2005) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
- En un proceso espontáneo la entropía del sistema puede disminuir
 - En un proceso espontáneo puede ser endotérmico
 - En un proceso espontáneo a presión y temperatura constante la energía aumenta sólo cuando realiza trabajo a presión – volumen
 - En un proceso espontáneo la variación de la entropía del sistema puede ser nula.

34. (2006) ¿Cuánta energía será necesaria para obtener 10 g de NO a 25 °C y 1 atm?.



- 59,6 kJ
- 180,7 kJ
- 90,35 kJ
- 29,8 kJ

Las soluciones propuestas no son correctas, el valor debe ser 30,1 kJ, salvo que se de por buena aproximación la (d). Si se da por buena 30,1, la opción (a) debe cambiarse a 60,2 kJ

35. (2006) Indica cuál de los enunciados siguientes es incorrecto:
- La energía de enlace es la energía que se necesita para romper un mol de dichos enlaces.
 - En las tablas encontraremos energías medias de enlace, pues la energía de un determinado enlace depende ligeramente de los otros átomos, no implicados directamente en dicho enlace.
 - Cuanto más fuerte y estable sea el enlace menor será su energía de enlace.
 - Para romper un enlace se debe adicionar energía, mientras que la formación va acompañada de desprendimiento de energía.
36. (2006) La entalpía de sublimación del grafico es $724 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La energía de enlace del hidrógeno es $+218 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ de átomos de hidrógeno. La entalpía de formación de metano es $-76 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. ¿Cuál es la energía del enlace C–H (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)?
- +418
 - 418
 - +255
 - 255

A mi me sale 309 kJ

37. (2006) ¿En cuál de los siguientes procesos disminuye la entropía
- Evaporación de alcohol
 - Calentamiento de $\text{N}_2(\text{g})$
 - Enfriamiento del agua
 - Disolución de sal en agua.
38. (2006) Cuando el hidróxido de sodio (s) se disuelve en agua, la temperatura de la disolución resultante aumenta con respecto a la del agua inicial. ¿Qué cambios de entalpía y de entropía se han producido en este proceso de disolución?
- $\Delta S^\circ > 0$ y $\Delta H^\circ > 0$
 - $\Delta S^\circ < 0$ y $\Delta H^\circ > 0$
 - $\Delta S^\circ > 0$ y $\Delta H^\circ < 0$
 - $\Delta S^\circ < 0$ y $\Delta H^\circ < 0$

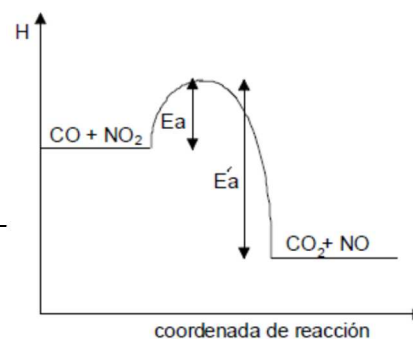
39. (2006) Señala la reacción en la que el signo de ΔG° es siempre positivo, independientemente del valor de la temperatura.
- $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = +436 \text{ kJ}$
 - $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -197,8 \text{ kJ}$

- c. $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -95,4 \text{ kJ}$
d. $\text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = +9,1 \text{ kJ}$

40. (2006) ¿Cuál de los siguientes enunciados es incorrecto?
- Según la ley de Hess, la entalpía de una reacción es la misma tanto si la reacción se efectúa directamente en un solo paso, como si se efectúa indirectamente por medio de varios pasos consecutivos
 - Para usar la ley de Hess se deben conocer necesariamente los pasos intermedios por los que transcurre una reacción desde los reactivos a los productos
 - Según la ley de Hess, las ecuaciones termoquímicas se pueden tratar como ecuaciones matemáticas
 - La ley de Hess es una consecuencia del principio de conservación de la energía
41. (2007) En un sistema totalmente aislado y a volumen constante, el criterio del sentido espontáneo de una transformación es que:
- El desorden se haga máximo
 - La energía libre de Gibbs, se haga mínima
 - La variación de entalpía sea negativa
 - No hay ningún criterio sencillo para poder saber si el proceso es espontáneo
42. (2007) Si las entalpías estándar de los enlaces H-H, Cl-Cl y H-Cl, son, respectivamente 436, 244 y 415 kJ/mol; la entalpía de formación estándar del HCl es:
- 150 kJ
 - 75 kJ
 - + 150 kJ
 - + 265 kJ
43. (2007) La información cinética para la reacción $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$ es $E_a = 58,0 \text{ kcal}$ y para la reacción catalizada $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ es $E_a = 10,7 \text{ kcal}$. ¿Cuál será la energía de activación para la reacción no catalizada $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$?
- Datos: $\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_6) = -20,2 \text{ kcal}$; $\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_4) = 12,5 \text{ kcal}$.
- 47,3 kcal
 - 68,7 kcal
 - 25,3 kcal
 - 40,7 kcal
44. (2008) Sea la siguiente reacción llevada a cabo a 298 K: $2 \text{NH}_3(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Si las entalpías estándar de formación del NO, del H₂O y del NH₃ son, respectivamente 90, -242 y -46 kJ/mol; el calor de reacción a presión constante cuando reaccionan 250 g de NH₃ es:
- 0 kJ
 - 454 kJ
 - +454 kJ
 - 3338 kJ
45. (2008) Dado el siguiente proceso de disolución del hidróxido de sodio en agua: $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; $\Delta H = -35 \text{ KJ}$, podemos afirmar de él que:
- Es un proceso endotérmico y espontáneo
 - Es un proceso exotérmico y espontáneo
 - Es un proceso exotérmico, pero no podemos asegurar que sea espontáneo
 - Es un proceso exotérmico, y es espontáneo el proceso inverso
46. (2009) Dados los valores de las entalpías estándar de formación, $\Delta_f H^\circ[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta_f H^\circ[\text{COCl}_2(\text{g})] = -219,1 \text{ kJ/mol}$, ¿cuál es la entalpía de formación del fosgeno, Cl₂CO, a partir de CO (g), y Cl₂ (g)?

- a. +110,5 kJ/mol
 b. -108,6 kJ/mol
 c. +329,6 kJ/mol
 d. -219,1 kJ/mol
47. (2010) Cuando el cambio de entalpía es positivo para la disolución de soluto en agua en un vaso de acero ¿Cuál de las siguientes afirmaciones se observará?:
 a. Se liberará calor hacia el medio que lo rodea y el vaso se sentirá frío
 b. Se liberará calor hacia el medio que lo rodea y el vaso se sentirá caliente
 c. Se absorberá calor desde el medio que lo rodea y el vaso se sentirá caliente
 d. Se absorberá calor desde el medio que lo rodea y el vaso se sentirá frío
48. (2010) Si se quema 1 g de fósforo en una atmósfera de cloro a la presión constante de 1 atm, se obtiene $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se liberan 9,87 kJ de energía. La entalpía estándar de formación del $\text{PCl}_3(\text{g})$ es:
 a. $-9,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 b. $-31,0 \cdot 9,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 c. $+31,0 \cdot 9,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 d. $-137 \cdot 9,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
49. (2010) Si la combustión del ácido benzoico se realiza en una bomba calorimétrica a 25°C , ¿qué se verifica?
 a. $Q < 0, W = 0, \Delta U < 0$
 b. $Q = 0, W = 0, \Delta U = 0$
 c. $Q < 0, W < 0, \Delta U > 0$
 d. $Q < 0, W > 0, \Delta U < 0$
50. (2010) Para la reacción $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g})$; $\Delta H^0 = -40 \text{ kJ/mol}$ $\Delta S^0 = -40 \text{ J}/(\text{K}\cdot\text{mol})$ a 25°C . Suponiendo que las variaciones de entalpía y entropía no se modifiquen con la temperatura :
 a. Se trata de una reacción espontánea siempre
 b. Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K que se invierte a 1 K.
 c. Se trata de una reacción espontánea a 298,5 K que se invierte a 100 K.
 d. Se trata de una reacción espontánea a 298,15 K que se invierte a 1000 K.
51. (XXV-2011) Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H, C-C, C=C y H-H, son 414, 347; 623 y 435 kJ/mol, respectivamente, el valor de ΔH° de la reacción: 1,3-butadieno + 2 $\text{H}_2 \rightarrow$ butano, será (medido en kJ):
 a. -594
 b. -297
 c. -234
 d. +594
52. (2011) ¿Cuál de las siguientes reacciones representa la entalpía estándar de formación del propano medido a 25°C y 1 atm?
 a. $3 \text{ C}(\text{s}) + 4 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$
 b. $3 \text{ C}(\text{g}) + 4 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$
 c. $3 \text{ C}(\text{s}) + 8 \text{ H}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$
 d. $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

53. (2011) Cuando calentamos una disolución acuosa de un gas muy soluble en el agua, se observa el desprendimiento de burbujas de gas, por lo que el proceso de disolución de un gas en agua es:
 a. Endotérmico



- b. Exotérmico
- c. La energía libre es positiva
- d. La energía libre es negativa

54. (2012) La entalpía de la reacción química, cuyo diagrama entálpico se presenta en la figura, es de -226 kJ y la energía de activación de la reacción inversa es 360 kJ. Se puede afirmar que la energía de activación de la reacción directa es:

- a. -586 kJ
- b. -134 kJ
- c. $+134$ kJ
- d. $+586$ kJ

55. (2012) Al hacer una reacción a volumen constante, se desprendieron 100 kJ. Si la misma reacción se hace a presión constante se desprenden 90 kJ. El trabajo desarrollado en esta reacción será de:

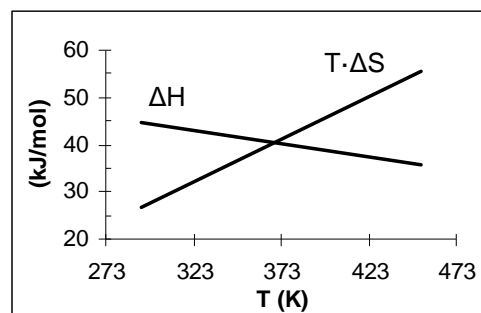
- a. -10 kJ
- b. -90 kJ
- c. $+10$ kJ
- d. $+90$ kJ

56. (2012) Estudiando el siguiente diagrama para el proceso: $\text{Zn (l)} \rightarrow \text{Zn (g)}$, se sacaron las siguientes conclusiones:

- (1) ΔG es positiva por debajo de 373 K.
- (2) Por debajo de 373 K, Zn (g) es más estable que Zn (l)
- (3) A 373 K se alcanza el equilibrio.
- (4) ΔG es positiva por encima de 373 K.

¿Cuáles son ciertas?

- a. Todas
- b. (1) y (3)
- c. (1) y (4)
- d. (2) y (3)



57. (2012) A partir de las energías de ruptura de enlace $\text{I-I} : 151$ kJ/mol, $\text{H-H} : 436$ kJ/mol y $\text{H-I} : 297$ kJ/mol y teniendo en cuenta al proceso $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI} (\text{g})$, podremos decir que la obtención del ioduro de hidrógeno es:

- a. Endotérmica y con variación de entropía positiva.
- b. Endotérmica y con variación de entropía negativa.
- c. Exotérmica y con variación de entropía positiva.
- d. Exotérmica y con variación de entropía negativa.

58. (2012) Indica cuáles de las siguientes sustancias tienen una entalpía estándar de formación igual a cero:

- | | | |
|----------------------------|------------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{I}_2 (\text{g})$ | 4) C (diamante) | 7) $\text{CH}_4 (\text{g})$ |
| 2) $\text{O}_3 (\text{g})$ | 5) $\text{H}_2\text{S} (\text{g})$ | 8) $\text{Br}_2 (\text{l})$ |
| 3) C (grafito) | 6) $\text{I}_2 (\text{s})$ | 9) I (g) |

- a. 3, 6, 8
- b. 3, 5, 9
- c. 3, 5, 6, 8
- d. 1, 2, 5, 7, 9

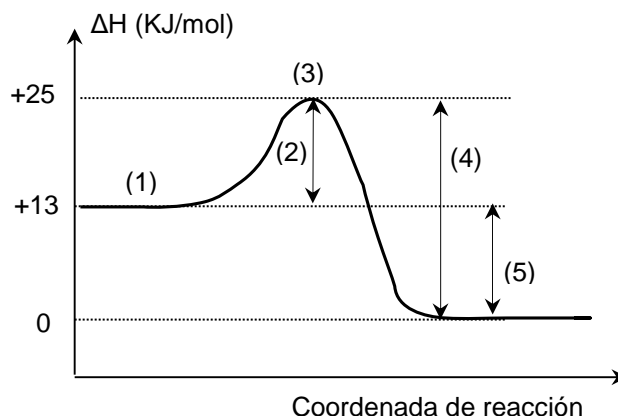
59. (2013) ¿Qué signos deben tener la entalpía y la entropía de una reacción para que sea espontánea sólo a bajas temperaturas?

- a. ΔH positiva, ΔS negativa

- b. ΔH negativa, ΔS positiva
- c. Las dos positivas
- d. Las dos negativas

60. (2013) Al quemar un gramo de formaldehído (metanal) y un gramo de ácido fórmico (ácido metanoico) se liberan, respectivamente, 18,8 kJ y 6,0 kJ. Se puede afirmar que la energía puesta en juego cuando dos gramos de formaldehído se oxidan a ácido fórmico según: $\text{HCHO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{HCOOH(g)}$
- a. Se desprenden 19,2 kJ.
 - b. Se desprenden 12,8 kJ.
 - c. Se absorben 12,8 kJ.
 - d. Se desprenden 144 kJ.

61. (2013) De las siguientes afirmaciones sobre el gráfico señale la que **NO** es correcta?
- a. (1) representa la energía de los reactivos
 - b. (2) representa la energía de activación de la reacción directa y (4) la energía de activación de la reacción inversa
 - c. (3) representa la energía del complejo activado
 - d. (5) representa la energía absorbida por la reacción y es 12 KJ/mol



62. (2013) Para el sistema $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{C (s)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{H}_2 \text{(g)}$ en el que la constante de equilibrio K_c vale 0,03 a 900 K y 0,2 a 1200 K, se puede afirmar que:
- a. La reacción directa es exotérmica
 - b. La reacción directa es endotérmica
 - c. Al estar en equilibrio, la reacción no es ni endotérmica ni exotérmica
 - d. Con los datos disponibles no se puede saber si la reacción directa es endotérmica o exotérmica
63. (2013) La bomba calorimétrica se usa para determinar el poder calorífico de un combustible cuando se quema a volumen constante. Se queman 1,560 g de benceno (líquido) en una bomba calorimétrica y el calor desprendido a 25°C es de 65,32 kJ. Calcule, a dicha temperatura, el calor de combustión del benceno a presión constante (medido en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) si el agua originada en la combustión queda en estado líquido.
- a. +3266
 - b. -3262
 - c. -3266
 - d. -3270
64. (2013) ¿Qué reacción tiene la mayor variación positiva de entropía en condiciones estándar
- a. $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)} \rightarrow \text{H}_2 \text{(g)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$
 - b. $\text{CaCO}_3 \text{(s)} \rightarrow \text{CaO(s)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$
 - c. $\text{NH}_3 \text{(g)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{(ac)}$
 - d. $\text{C}_8\text{H}_{18} \text{(g)} \rightarrow \text{C}_8\text{H}_{18} \text{(s)}$

65. (2014) Señale la afirmación correcta sobre la espontaneidad de la siguiente reacción química



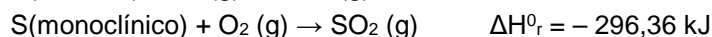
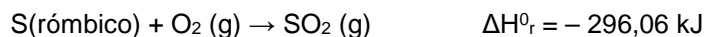
- a. Siempre es espontánea
- b. Nunca es espontánea
- c. Se favorece la espontaneidad a altas temperaturas

d. Se favorece la espontaneidad a bajas temperaturas

66. (2014) Introducimos en un recipiente de 1 L de capacidad 0,5 moles de N_2O_4 (g), lo cerramos y dejamos que, a temperatura ambiente, se alcance el equilibrio N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g) con $\Delta H^\circ = 57,2$ kJ. Si en el equilibrio el N_2O_4 (g) está disociado en un 5 %, la cantidad de energía puesta en juego en el proceso es:

- a. se desprenden 28,6 kJ
- b. se necesitan absorber 28,6 kJ
- c. necesitamos suministrarle 27,2 kJ
- d. necesitamos aportar 1,43 kJ

67. (XXVIII-2014) Considerando los siguientes datos



El cambio de entalpía para la transformación: $\text{S(rombico)} \rightarrow \text{S(monoclinico)}$ es:

- a. - 592,42 kJ
- b. - 0,3 kJ
- c. 0 kJ
- d. + 0,3 kJ

68. (2014) La cristalización del acetato de sodio, a partir de una disolución sobresaturada, ocurre espontáneamente y es la base de los dispositivos conocidos como "Magic Heat" usados para calentar bebidas. Respecto a las variaciones de entropía y entalpía en el proceso, se puede decir que:

- a. $\Delta S < 0$ y $\Delta H > 0$
- b. $\Delta S < 0$ y $\Delta H < 0$
- c. $\Delta S > 0$ y $\Delta H > 0$
- d. $\Delta S > 0$ y $\Delta H < 0$

69. (2014) Para una reacción endotérmica que se realiza en una sola etapa se ha determinado que el calor de reacción vale 55 kJ. ¿Cuáles de los siguientes valores de energías de activación se pueden **descartar** con seguridad?

- a. 1
- b. 2 y 5
- c. 1, 2 y 5
- d. 2,3,4 y 5

| Experiencia | Energía de activación (kJ) | |
|-------------|----------------------------|------------------|
| | Reacción directa | Reacción inversa |
| 1 | 15 | 70 |
| 2 | 45 | 10 |
| 3 | 60 | 5 |
| 4 | 75 | 20 |
| 5 | 85 | 25 |

70. (2015) ΔU es el calor transferido a volumen constante en un proceso y ΔH^p el transferido a presión constante. Para la reacción: $2 \text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO(g)}$, se sabe que $\Delta H^p < 0$. ¿Qué relación existe entre ΔU y ΔH^p para este proceso químico?:

- a. $\Delta U < \Delta H^p$
- b. $\Delta U > \Delta H^p$
- c. $\Delta U = \Delta H^p$
- d. Es imposible hallar la relación con la información suministrada

71. (2015) La entalpía de formación $\Delta_f H^p$ de una especie a 298 K se define como la variación de entalpía que ocurre en la formación de un mol de una sustancia a partir de los elementos que lo constituyen en sus estados estándar, ¿Cuál de las especies siguientes tiene un valor de $\Delta_f H^p = 0$ kJ·mol⁻¹?

- a. $\text{H}_2\text{O(l)}$
- b. Na(g)
- c. Na(s)
- d. $\text{O}_3(\text{g})$

72. (2015) ¿Cuál es el orden correcto de entropías, S^0 , crecientes a 25 ° C?
- $\text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{ac}) < \text{CO}_2(\text{g})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{ac}) < \text{CO}_2(\text{s})$
 - $\text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{ac})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{ac})$
73. (2015) Calcule la entalpía de formación del $\text{NO}(\text{g})$ a partir de las siguientes ecuaciones:
- $$\text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g}) ; \Delta H = +67,13 \text{ kJ} \qquad 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g}) ; \Delta H = -113,4 \text{ kJ}$$
- 180,6 kJ
 - 11,08 kJ
 - +90,27 kJ
 - +180,6 kJ
74. (2016) En un proceso espontáneo, se debe cumplir:
- $\Delta G_{\text{reacción}} > 0$
 - $\Delta H_{\text{reacción}} < 0$
 - $\Delta S_{\text{reacción}} > 0$
 - $\Delta S_{\text{universo}} > 0$
75. (2016) En la combustión de naftaleno C_{10}H_8 sólido para producir dióxido de carbono y agua en estado líquido, el calor desprendido a presión constante de 1 atm y temperatura de 25 °C, es de -5133 kJ. Si el proceso se realizase a volumen constante a la misma temperatura, la energía del proceso será:
- Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- 5128 kJ
 - 5133 kJ
 - 5138 kJ
 - 5143 kJ
76. (2016) Un sistema consiste en un gas contenido en un globo delgado. Si el globo se desinfla al pasar la temperatura de los gases de 90 °C a 25 °C, entonces:
- El calor es transferido desde el sistema y el trabajo es realizado por el sistema
 - El calor es transferido desde el sistema y el trabajo es realizado sobre el sistema
 - El calor es transferido hacia el sistema y el trabajo se realiza sobre el sistema
 - El calor es transferido hacia el sistema y el trabajo se realiza por el sistema
77. (2017) Cuando las especies citadas más abajo se disponen en orden creciente de entropía, S^0 , a 25 °C, ¿Cuál es el orden correcto?
- $\text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{ac}) < \text{CO}_2(\text{g})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{ac}) < \text{CO}_2(\text{s})$
 - $\text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{ac})$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) < \text{CO}_2(\text{s}) < \text{CO}_2(\text{ac})$
78. (2017) Con referencia a las siguientes afirmaciones:
- Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas
 - En algunas reacciones, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna
 - La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa
 - La variación de la energía libre para una reacción química puede ser positiva o negativa pero nunca cero

Son ciertas:

- a. La I y la II
- b. La I y la III
- c. Las I, II y III
- d. Todas

PROBLEMAS

- I. (1990) A partir de las energías de enlace, calcular a 25 °C el calor de hidrogenación de etino a eteno. El valor calculado a partir del calor de formación es de $-47,71$ kcal/mol.
Energías de enlace en kcal/mol a 298 K: C – C: 145,8; C \equiv C: 199,6; C – H: 98,78; H – H: 104,1
- II. (1993) ¿Cuál es el cambio de energía libre para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$ a 25 °C?. Es la reacción exotérmica a esa temperatura? ¿es espontánea? ¿Cuál es el valor de Kp a esa temperatura?.
Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92,3$ kJ/mol; $S^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = 130,6$ J·mol⁻¹·K⁻¹; $S^\circ [\text{Cl}_2(\text{g})] = 223,0$ J·mol⁻¹·K⁻¹; $S^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = 186,8$ J·mol⁻¹·K⁻¹.
- III. (1994) El oro se encuentra habitualmente en los estados de oxidación + 1 o + 3. predice si será posible la formación espontánea de fluoruro de oro(I)
Datos: energía de ionización del oro: 894 kJ/mol; entalpía de sublimación del oro: 386 kJ/mol; afinidad electrónica del fluor: -339 kJ/mol; energía de disociación del fluor: 154 kJ/mol; energía de red del fluoruro de oro(I): -777 kJ/mol
- IV. (1995) Para la reacción de disociación de un mol de pentacloruro de fósforo Kc a 25 °C es $9,00 \times 10^{-3}$ y $\Delta H^\circ = 92,5$ kJ.
a. Calcule Kp a esa temperatura
b. Se introduce en un recipiente de 3,00 L, previamente vacío, 20,0 g de pentacloruro de fósforo y 25,0 g de cada uno de los productos y se calientan a 250 °C, calcule las concentraciones y las presiones parciales en el equilibrio
c. Cuando la mezcla está en equilibrio se comunica el recipiente con otro de igual volumen, ¿en qué sentido evolucionará el sistema?
d. Cuando se nuevo se haya alcanzado el equilibrio, se calienta el recipiente hasta 2500 °C, ¿en qué sentido evolucionará el sistema? ¿variará la constante de equilibrio?
- V. (1997) Calcula el calor absorbido o desprendido en la combustión de 5 kg de propano, realizada en un recipiente herméticamente cerrado, en condiciones estándar.
¿Qué se puede decir sobre la espontaneidad de la reacción
Datos: Entalpías estándar de formación del propano, dióxido de carbono y agua líquida son respectivamente: $-103,85$; $-393,50$; $-285,85$ kJ/mol
- VI. (1998) Al vaporizarse un mol de agua líquida, a la temperatura de ebullición y a la presión constante de una atmósfera, se absorben 9,726 Kilocalorías.
a. Sabiendo que el volumen de un mol de agua líquida a 373 K es 0,019 L y considerando que el vapor de agua se comporta como un gas ideal, calcule el trabajo realizado.
b. ¿Cuanto vale ΔH y ΔU para la reacción?
c. Teniendo en cuenta que el valor absoluto de ΔS es 0,019 kJ/(mol·K), razone cual sería su signo y calcule para que temperaturas sería espontáneo el proceso.
- VII. (1999) Sabiendo que para el proceso $\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$; $\Delta H = 10,5$ kcal/mol, $\Delta S = 18 \times 10^{-3}$ kcal/(mol·K):
a. Dibujar el correspondiente diagrama entálpico
b. Calcular el calor absorbido o desprendido, si la reacción se verifica con 100 g de NO₂ y se realiza en recipiente herméticamente cerrado, a 25 °C.
c. Calcular la variación de la energía de Gibbs y la tendencia al cambio espontáneo a 27 °C
Datos: $R = 8,3$ J/(K·mol); $1 \text{ cal} = 4,18$ J
- VIII. (2000) El calor de formación del cloruro de plata (s), en condiciones normales es $-30,3$ kcal/mol y la entalpía de la reacción: plomo (s) + 2 cloruro de plata (s) \rightarrow cloruro de plomo(II) (s) + 2 plata (s) vale $-25,1$ kcal en las mismas condiciones.

- a. Calcula el calor de formación del cloruro de plomo(II) (s)
 b. ¿Qué cantidad de calor se genera en el proceso cuando reaccionan $1,84 \times 10^{24}$ átomos de plomo (s)?

IX. (2002) Hallar el calor de la reacción correspondiente a la oxidación de 8 g de alcohol etílico (etanol) a ácido acético (ácido etanoico) obteniéndose también agua, si el rendimiento de la reacción es del 90 %, sabiendo que en la combustión de 1 g de etanol de 1 g de ácido acético en las condiciones estándar se desprenden, respectivamente 7130 cal y 14,49 J. El agua formada queda en estado líquido.

X. (2003) Al reaccionar el estaño con ácido nítrico, el estaño se transforma en dióxido de estaño y se desprende óxido de nitrógeno (II), siendo $\Delta H_{\text{reacc}} = -50$ KJ.

- a. Escribe y ajusta la reacción.
 b. Si el estaño forma parte de una aleación y de 1 Kg de la misma se obtiene 0,382 Kg de dióxido de estaño. Hallar el porcentaje de estaño en la aleación.
 c. Calcular la cantidad de calor que se desprende si reaccionan 20 g de estaño con 40 g de ácido nítrico.

XI. (2005) Dada la siguiente reacción: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$. Calcula:

- a. La variación de entalpía estándar, así como el valor de esa entalpía para la reacción de 20 g de NO.
 b. ¿Es una reacción espontánea?
 c. Para la reacción anterior se han obtenidos los siguientes datos:

| Experiencia | [NO] mol/L | [H ₂] mol/L | V ₀ [mol/(L·s)] |
|-------------|------------|-------------------------|----------------------------|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $1,35 \times 10^{-2}$ |
| 2 | 0,2 | 0,1 | $2,70 \times 10^{-2}$ |
| 3 | 0,2 | 0,2 | $5,40 \times 10^{-2}$ |

Calcular la ecuación de la velocidad, su constante y la velocidad cuando $[\text{NO}] = 0,15$ M y $[\text{H}_2] = 0,15$ M.

Datos: $\Delta H_f^\circ (\text{NO}) = 90,4$ kJ/mol; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -241,8$ kJ/mol; $\Delta S^\circ (\text{H}_2\text{O}) = 188,7$ J/(mol·K); $\Delta S^\circ (\text{H}_2) = 131$ J/(mol·K); $\Delta S^\circ (\text{NO}) = 12,40$ J/(mol·K)

XII. (2006) El ácido acético se obtiene industrialmente por reacción del metanol (CH₃OH) con monóxido de carbono:

- a. Escribe y ajusta la reacción anterior.
 b. Indica si la reacción es endotérmica ó exotérmica.
 c. Calcula la cantidad de energía intercambiada al hacer reaccionar 50 Kg. de metanol de una riqueza del 87 % con 30 Kg. de monóxido de carbono de una riqueza del 70 %. El rendimiento de la reacción es del 80 %.

Datos: ΔH_f° (KJ/mol) Metanol = - 238; ácido acético = - 485; Monóxido de carbono = - 110.

XIII. (2009) La descomposición térmica del hidrógeno carbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Por eso se utiliza en la fabricación del pan, ya que, el dióxido de carbono que se desprende produce pequeñas burbujas en la masa, haciendo que ésta "suba" al hornear el pan.

- a. Ajustar la reacción, escribiendo las fórmulas de todos los compuestos que intervienen en la misma.
 b. Calcular el calor de reacción en condiciones estándar y el intervalo de temperaturas en el que la reacción será espontánea, a partir de los siguientes datos termodinámicos:

| Compuesto | ΔH_f° kJ·mol ⁻¹ | S° J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹ |
|--------------------------------------|-----------------------------------------|------------------------------------------------|
| Hidrógeno carbonato de sodio(sólido) | - 947,7 | 102,1 |
| Carbonato de sodio(sólido) | - 1131,0 | 136,0 |
| Dióxido de carbono(gas) | - 393,5 | 213,6 |
| Agua(gas) | - 241,8 | 188,7 |

- c. Determinar los valores de las constantes de equilibrio **K_p** y **K_c**, a 25°C.
 d. Si se calientan a 25°C, 100g de hidrógeno carbonato de sodio en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad,

- ¿Qué valor tendrá la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total en dicho recipiente cuando se alcance el equilibrio?
- ¿Qué masa de hidrógeno carbonato sódico se habrá descompuesto a esa temperatura y qué masa total de sólido quedará en el recipiente?

Suponer en todos los casos un comportamiento ideal de los gases.

XIV. (2010) El Carbonato de magnesio es un sólido blanco que existe en la naturaleza como mineral. El de alta pureza se utiliza como antiácido y como aditivo para la sal de mesa, para que escurra mejor. Además, el carbonato de magnesio, conocido más comúnmente como "tiza", es utilizado para secar las manos en escalada, gimnasia y halterofilia.

(a) Al disolver 0,203 g de magnesio en 100 g de un ácido clorhídrico diluido en un vaso de poliestireno la temperatura del ácido ascendió en 10,2 °C.

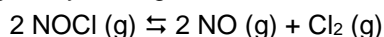
Calcular el calor liberado en el experimento y, a partir de este dato, la variación de entalpía estándar de la reacción en kJ/mol de magnesio.

(Tómese como calor específico de la disolución resultante después de la reacción $\approx 4,20 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$)

(b) En un experimento semejante se hizo reaccionar carbonato de magnesio sólido con exceso de ácido clorhídrico diluido y se encontró que la variación de entalpía de reacción era de - 90,4 kJ por cada mol de carbonato de magnesio.

Utilizando alguno de los datos anteriormente obtenidos y las entalpías de formación del $\text{H}_2\text{O}(l) = - 285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ y del $\text{CO}_2(g) = - 393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$, calcular la entalpía de formación del $\text{MgCO}_3(s)$. Masa atómica del magnesio: 24,32 u.

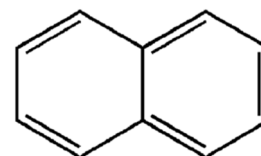
XV. Se calienta el cloruro de nitrosilo (NOCl) puro, en un recipiente de 1L, a 240 °C, descomponiéndose parcialmente en monóxido de nitrógeno y cloro gaseoso:



La presión ejercida por el cloruro de nitrosilo, a esta temperatura, antes de producirse su descomposición era de 0,88 atm y la presión total de la mezcla en el equilibrio es de 1,00 atm. Calcular:

- Las presiones parciales del monóxido de nitrógeno y del cloro en el equilibrio. **(1 punto)**
- El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a esta temperatura. **(1 punto)**

XVI. (2012) La naftalina (nombre comercial del naftaleno, compuesto aromático) es un sólido blanco que se volatiliza fácilmente y se produce naturalmente cuando se queman combustibles (su fórmula semidesarrollada está recogida en la figura de al lado). Su uso doméstico es en bolas y escamas para combatir la polilla. En la práctica industrial, de la destilación de alquitrán de hulla se obtiene un aceite que contiene aproximadamente un 50% de naftaleno.



La combustión completa de este compuesto a 25° C produce 5154 kJ/mol.

- Calcule la entalpía estándar de formación del naftaleno.
- Sabiendo que el aceite obtenido en la destilación supone sólo un 22 % de la masa inicial del alquitrán de hulla del que se dispone. Calcule el calor desprendido en la combustión de la naftalina presente en una tonelada de este alquitrán de hulla.

DATOS: Entalpías de formación a 298 K: $\text{CO}_2 (g) = - 393,5 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O} (l) = - 285,8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: H: 1,0 u; C: 12,0 u.

XVII. (2013) La siguiente reacción tiene lugar a 1400 °C durante el proceso de extracción del hierro de sus minerales en el alto horno: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (s) + 3 \text{CO} (g) \rightarrow 2 \text{Fe} (s) + 3 \text{CO}_2 (g)$

- Calcule la ΔH° del proceso **0,6 puntos**
- Calcule la energía interna del proceso. **0,4 puntos**
- Si disponemos de una tonelada de un mineral con una riqueza del 80 % en masa de Fe_2O_3 , y un rendimiento para el proceso de un 75 %, halle la masa de CO necesaria para el proceso y la masa de hierro que se obtiene. **1,0 puntos**

DATOS: Masa atómica (Fe) = 55,9 u;

| REACCIÓN | ENTALPÍA (kJ) |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------|
| $\text{FeO (s)} + \text{CO (g)} \rightarrow \text{Fe (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ | + 9,0 |
| $\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (s)} + \text{CO (g)} \rightarrow 3 \text{FeO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ | - 41,0 |
| $3 \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{CO (g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ | - 46,4 |

XVIII. (2013) La nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$, es un líquido aceitoso que se ha usado tradicionalmente para fabricar explosivos. Alfred Nobel ya la empleó en 1866 para fabricar dinamita. Actualmente también se usa en medicina para aliviar el dolor de tórax en la angina de pecho ya que actúa como vasodilatador.

La nitroglicerina se descompone a la presión de 1 atm y 25 °C de temperatura para dar los gases nitrógeno, dióxido de carbono, oxígeno y agua líquida, desprendiendo 67,90 kJ en la descomposición de 10,0 g de nitroglicerina.

- Escriba la ecuación ajustada de la descomposición de la nitroglicerina.(2 puntos)
- Halle la entalpía estándar de formación de la nitroglicerina.(7 puntos)
- Realice el diagrama entálpico de formación de la nitroglicerina etiquetándolo completamente. ..(2 puntos)
- Se estima que a la temperatura de 41 °C la nitroglicerina se vuelve inestable estallando con una violenta explosión. Discuta la espontaneidad del proceso a 41 °C e indique, de modo razonado, si existe alguna temperatura a la cual cambie la espontaneidad.(4 puntos)
- Una dosis de nitroglicerina para aliviar la angina de pecho es de 0,60 mg, suponiendo que tarde o temprano en el organismo se descompone totalmente esa cantidad, aunque no de forma explosiva, según la reacción dada. ¿Cuántas calorías se liberan?(2 puntos)
- ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se obtendrá de la descomposición completa de un cartucho de 250 g de nitroglicerina en condiciones normales?(3 puntos)

DATOS $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(g) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$. $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ julios}$;

Masas atómicas: H= 1,0; C = 12,0; N = 14,0; O = 16,0