

Relación Nº 3: TERMOQUÍMICA**Formulación:**

0.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a) Dicromato de potasio b) Peróxido de bario**
c) But-2-eno d) PdHPO₄ e) Zn(ClO₄)₂ f) CH₃CH₂COOCH₃

Cuestiones:

1.- **a) Defina ecuación termoquímica y pon un ejemplo.**

b) Demuestra que la relación entre el calor de una reacción que transcurre a presión constante Q_p y el calor de la misma a volumen constante vale para el caso de gases:
 $Q_p = Q_v + RT \Delta n$.

2.- Señala la frase correcta:

- a) La variación de entalpía es negativa en una reacción endotérmica.**
- b) La entalpía es el calor absorbido en una reacción endotérmica.**
- c) La entalpía equivale al calor de una reacción medido a presión constante.**

3.- Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Toda reacción exotérmica es espontánea.**
- b) En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.**
- c) En el cambio de estado $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ se produce un aumento de entropía.**

4.- Asigna razonadamente los valores de variación de entalpía -286 y -248 kJ/mol a las reacciones siguientes: $H_{2(g)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow H_{2O_{(l)}}$ $H_{2(g)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow H_{2O_{(v)}}$
Calcula con esos datos el calor necesario para pasar de líquido a gas un gramo de agua.

Masas atómicas: O = 16; H = 1.

Solución: $Q_{necesario} = 2,11$ kJ.

5.- **a) Defina el calor de formación estándar de una sustancia tomando como ejemplo el butano.**

b) Defina el calor de combustión estándar de una sustancia tomando como ejemplo el butano.

6.- Para una determinada reacción, se sabe que $\Delta H^0 < 0$ y que $\Delta S^0 < 0$. Si ambas magnitudes se pueden considerar constantes con la temperatura, razona cómo será la espontaneidad de esa reacción en función de la temperatura.

7.- Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Puede ser espontánea una reacción endotérmica? ¿En qué condiciones?

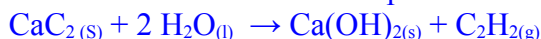
b) La reacción: $A(s) \rightarrow B(s) + C(g)$ es espontánea a cualquier temperatura. Por lo tanto, si $\Delta S > 0$, ¿podemos deducir que $\Delta H < 0$?

c) Una reacción exotérmica en las proximidades del cero absoluto, ¿transcurrirá espontáneamente?

Relación Nº 3: TERMOQUÍMICA

Problemas:

8.- a) Calcule la variación de la entalpía estándar de la reacción:



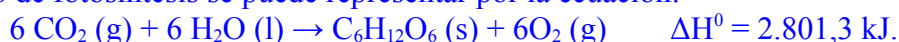
b) Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm³ de acetileno C₂H_{2(g)}, medidos a 25°C y 1 atm.

Datos: Entalpías estándar de formación en kJ/mol:

CaC_{2(s)} = - 59,0; H₂O_(l) = - 285,8; Ca(OH)_{2(s)} = - 986,0; C₂H_{2(g)} = 227,0; CO_{2(g)} = - 393,5.

Soluciones: a) $\Delta H^0_{\text{reacción}} = - 128,4 \text{ kJ}$. b) $Q_{\text{desprendido}} = 5.319,2 \text{ kJ}$.

9.- El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcula:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa, C₆H₁₂O₆ (s).

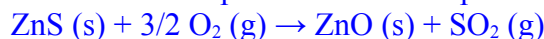
b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: $\Delta H^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = - 285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] = - 393,5 \text{ kJ/mol}$;

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Soluciones: a) $\Delta H^0_f[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})] = - 1.274,5 \text{ kJ/mol}$. b) $Q = 7.781,45 \text{ kJ}$.

10.- a) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la reacción:



b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 1 kg de ZnS (s) con oxígeno en exceso?

Datos: $\Delta H^0_f[\text{ZnS}(\text{s})] = - 202,9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^0_f[\text{ZnO}(\text{s})] = - 348,0 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H^0_f[\text{SO}_2(\text{g})] = - 296,1 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.

Soluciones: a) $\Delta H^0_{\text{reacción}} = - 441,2 \text{ kJ}$. b) $Q_{\text{desprendido}} = 4.529,8 \text{ kJ}$.

11.- a) Si sabes que los calores de combustión del carbono (s), hidrógeno (g) y ácido etanoico (l) son respectivamente: - 393,5; - 285,8 y - 870,7 kJ/mol, a presión atmosférica, halla la entalpía de formación del ácido etanoico.

b) b-1) En función del valor obtenido de la entalpía en el apartado a), ¿será un compuesto estable?

b-2) ¿Qué datos se necesitan para saber si la reacción es espontánea?

Soluciones: a) $\Delta H^0_f[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})] = - 487,9 \text{ kJ/mol}$. b) b-1) Sí, ya que se desprende más de 125 kJ/mol. b-2) Se necesitan saber las entalpías de formación estándar de los reactivos y productos para calcular ΔG^0 .

12.- Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁. Cuando reacciona con oxígeno, se transforma en dióxido de carbono y agua, desprendiendo 348,9 kJ / mol, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo, absorbe por término medio, 26 moles de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno:

a) ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?

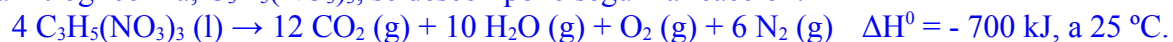
b) ¿Cuántos kJ se producen en la combustión?

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Soluciones: a) 741 g. b) $Q_{\text{producido}} = 756,0 \text{ kJ}$.

Relación Nº 3: TERMOQUÍMICA

13.- La nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, se descompone según la reacción:



a) Calcule la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se descompone 100 g de nitroglicerina?

Datos: $\Delta H^0_f (CO_2 (g)) = - 393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^0_f (H_2O (g)) = - 241,8 \text{ kJ/mol}$.

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

Soluciones: a) $\Delta H^0_f [C_3H_5(NO_3)_3 (l)] = - 1.610 \text{ kJ/mol}$. b) $Q_{\text{desprendido}} = 77,1 \text{ kJ}$.

14.- A partir de los siguientes datos: Entalpía estándar de sublimación del $C_{(s)} = 717 \text{ kJ/mol}$.

Entalpía de formación del $CH_3-CH_3 (g) = - 85 \text{ kJ/mol}$.

Entalpía media del enlace H-H = 436 kJ/mol.

Entalpía media del enlace C-C = 347 kJ/mol.

a) Calcula la variación de entalpía de la reacción:



b) Determina el valor medio del enlace C-H.

Soluciones: a) $\Delta H^0_{\text{reacción}} = - 1.519 \text{ kJ}$; reacción exotérmica. b) $E_{C-H} = 413,33 \text{ kJ/mol}$.

15.- En el proceso de descomposición térmica del carbonato cálcico:



se obtienen que $\Delta H^0 = 179 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S^0 = 160 \text{ J/mol K}$.

Halla a partir de que temperatura se producirá espontáneamente la descomposición térmica del carbonato cálcico.

Solución: $T = 1.119 \text{ K}$.

16.- Halla la variación de entropía que tiene lugar en la combustión del metanol CH_3OH .

Datos: $S^0_f [CO_2 (g)] = 213,8 \text{ J/mol K}$; $S^0_f [CH_3OH (l)] = 126,6 \text{ J/mol K}$;

$S^0_f [O_2 (g)] = 204,8 \text{ J/mol K}$;

$S^0_f [H_2O (l)] = 69,8 \text{ J/mol K}$.

Solución: $\Delta S^0 = - 80,4 \text{ J/mol K}$.

17.- Para la siguiente reacción de descomposición:



a) Calcula ΔH^0 y ΔS^0 .

b) ¿Puedes asegurar que el nitrito amónico se descompondrá espontáneamente a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y a presión constante? Justifícalo.

Datos: $\Delta H^0_f [NH_4NO_2 (s)] = 74,0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^0_f [H_2O (g)] = - 241,8 \text{ kJ/mol}$;

$S^0_f [NH_4NO_2 (s)] = 140,5 \text{ J/mol K}$; $S^0_f [N_2 (g)] = 191,5 \text{ J/mol K}$;

$S^0_f [H_2O (g)] = 188,7 \text{ J/mol K}$.

Soluciones:

a) $\Delta H^0 = - 557,6 \text{ kJ/mol}$. $\Delta S^0 = 428,4 \text{ J/mol K}$.

b) Sí, por que su $\Delta G^0 = - 685,3 \text{ kJ/mol}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Además se sabe que todas las reacciones exotérmicas que van hacia el desorden, como sucede con ésta, son espontáneas a cualquier temperatura.