

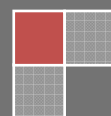
2010

Termoquímica

EJERCICIOS PARA EXAMEN U4 Química 2º Bachiller

Recopilación de ejercicios preguntados en exámenes de cursos anteriores

M^a Teresa Gómez Ruiz
IES "Politécnico" Cartagena. Dpto: Física y Química
15/09/2010



Ejercicios para Examen 2º Química U4 “Termoquímica”

- 1 En la reacción a volumen constante: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$.

Cuando, de la mezcla inicial, ha reaccionado **1 mol** de nitrógeno a **25°C**, el calor generado es **41 KJ**. ¿Qué calor genera la reacción de **1 mol** de $\text{N}_2(\text{g})$ a presión constante de **1 atm** y misma temperatura?

Datos: 1atm= 101300 Pa . R=0,082 at.litro/mol.°K. R= 8,31 J/mol.°K

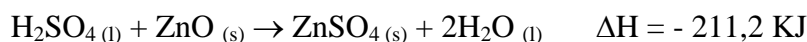
- 2 Calcular la entalpía de formación del metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, a partir de las entalpías de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y del valor de la entalpía de combustión del metano.

Datos: $\Delta H_{\text{CO}_2(\text{g})} = -390 \text{ KJ/mol}$

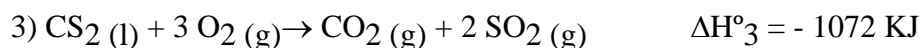
$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = -280 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Combustión CH}_4(\text{g})} = -890 \text{ KJ/mol}$$

- 3 Calcula el calor de formación del $\text{ZnO}(\text{s})$ a partir de los datos siguientes:



- 4 Calcula la entalpía estándar de la reacción de síntesis (ΔH°_f) del $\text{CS}_2(\text{l})$, a partir de sus elementos **C(grafito)** y azufre, **S(s)**, conociendo estos datos:



- 5 En la descomposición del CaCO_3 , $\Delta H^\circ = 178,1 \text{ KJ/mol}$ y $\Delta S^\circ = 160,5 \text{ J/mol.K}$.

Razona cuantitativamente la posible espontaneidad de la reacción de descomposición del **carbonato de calcio** a **óxido de calcio** y **dióxido de carbono**:

a) 25°C y b) 1000°C. c) ¿Qué significan los signos positivos de ΔH y ΔS ?

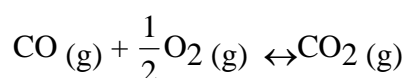
Datos: Considerar que ΔH y ΔS no varían en este intervalo de temperaturas.

- 6 Sabiendo que $\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}) = -26,6$ y $\Delta G^{\circ}_f(\text{CO}) = -32,8 \text{ Kcal/mol}$
 $\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}_2) = -94,0 \text{ Kcal/mol}$, y $\Delta G^{\circ}_f(\text{CO}_2) = -93,4 \text{ Kcal/mol}$.

Calcula, en condiciones estándar:

- a) ΔH° reacción. ¿Es la reacción exotérmica? **“Razonalo”**
 b) ΔG° reacción. ¿En qué rango de temperaturas es espontánea? **“Razonalo”**
 c) ΔS° reacción.

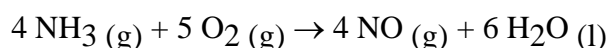
Datos: Considerar que ΔH° y ΔS° no varían en este intervalo de temperaturas para la reacción:



- 7 Para la siguiente reacción de sustancias gaseosas: $\text{A (g)} + \text{B (g)} \leftrightarrow \text{AB (g)}$, si se conoce que su variación de entalpía es **-81 KJ** y su variación de entropía es igual a **-180J/°K**.

- a) Explica la importancia de la temperatura sobre la espontaneidad de las reacciones,
 b) Calcula en qué intervalo de temperatura se puede trabajar para que la reacción sea espontánea.
 c) ¿Qué significan los signos negativos de ΔH y ΔS ?

- 8 Determina si es espontánea, en **condiciones normales**, la reacción:



Compuesto	ΔH°_f (KJ / mol)	S° (J / mol. K ⁻¹)
NH ₃ (g)	- 46,11	192
H ₂ O(l)	- 285,8	69,9
NO(g)	90,25	210,7
O ₂ (g)	0,0	205,0

- 9 En la fermentación anaerobia (ausencia de oxígeno) de la fruta y de otras sustancias, la glucosa $C_6H_{12}O_{6(s)}$ se transforma en etanol $C_2H_5OH(l)$ (alcohol etílico); además se desprenden dióxido de carbono, siendo la entalpía de la reacción = **- 69,4 KJ/mol**.
¿Cree que el proceso será espontáneo a cualquier temperatura? Justifique la respuesta.
- 10 ¿Porqué se dice que en el cero absoluto de temperatura, cualquier reacción exotérmica será espontánea?
- 11 En algunos países, se utiliza el etanol, $C_2H_5OH(l)$, como sustituto de la gasolina en los motores de los automóviles. Suponiendo que la gasolina está compuesta únicamente por octano, $C_8H_{18(l)}$:
- a) Calcula la variación de entalpía (en **KJ/mol**) para la combustión del completa del etanol y del octano (en ambos casos solo se produce el gas dióxido de carbono y agua líquida)
- b) ¿En cuál de las dos combustiones se realiza más calor por kilogramo de combustión quemado?

Datos:

Masas atómicas de los elementos en **uma**: **C=12 ; H=1 ; O = 16;**

Sustancias	$H_2O(l)$	$CO_2(g)$	$C_2H_5OH(l)$	$C_8H_{18(l)}$
Entalpías (KJ/mol)	-285,8	- 393,5	-277,7	-249,9

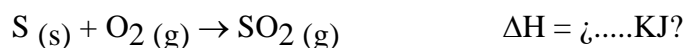
- 12 El metano es un combustible ampliamente empleado en nuestra sociedad. El butano también se emplea como combustible. Con la ayuda de los siguientes datos:

$$\Delta H^\circ_{\text{comb.}}[CH_4(g)] = - 890 \text{ KJ/mol}$$

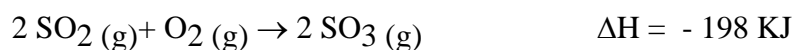
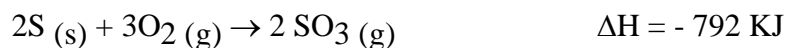
$$\Delta H^\circ_{\text{comb.}}[C_4H_{10}(g)] = - 2658 \text{ KJ/mol}$$

Establece criterios para preferir uno u otro como combustible.

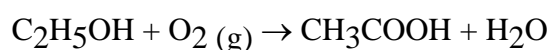
13.- Calcular la entalpía de formación de dióxido de azufre, según la reacción:



A partir de los siguientes datos:



14.- Para la reacción:



Disponemos de los siguientes datos:

Sustancia	S° (J/K.mol)	ΔH°f (KJ/mol)
C ₂ H ₅ OH	160,7	-277,6
CH ₃ COOH	159,8	-487,0
H ₂ O	70,0	-285,8
O _{2(g)}	205,0	-

4

a) Indicar si la reacción es exotérmica o endotérmica y si se produce un aumento o disminución de entropía.

b) Calcular ΔG° a 298 K e indicar si la reacción es espontánea. ¿Puede influir la temperatura en la espontaneidad?

Solución 14:

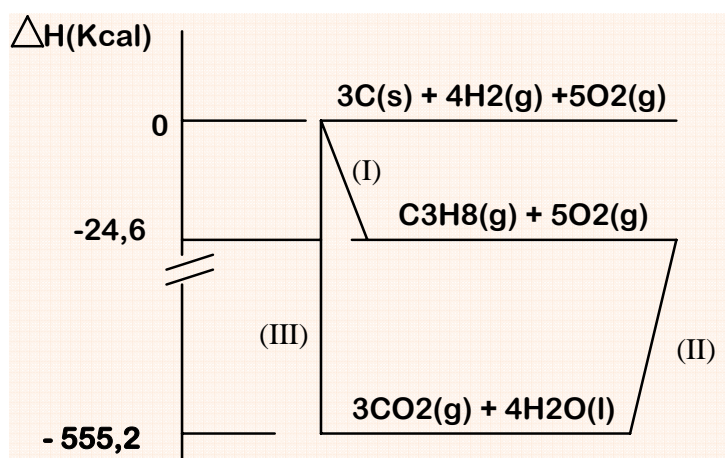
a) Exotérmica; disminuye la entropía;

b) ΔG° = - 454,7 KJ; espontánea; si ya que es negativa.

Si pues al ser ΔG = ΔH -T. ΔS; la temperatura influye en el valor de ΔG.

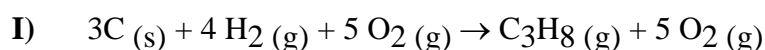
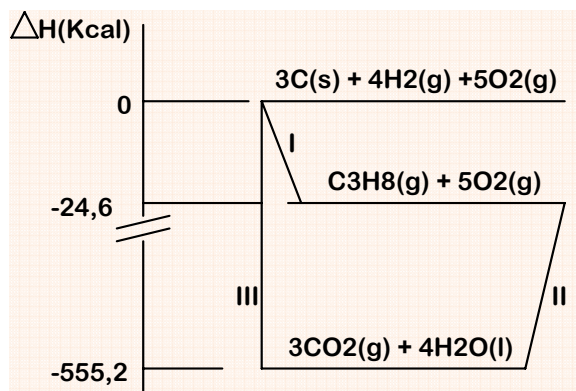
15 A partir del diagrama de la figura adjunta se desea saber, razonadamente:

- a) ¿Cuáles de los procesos, **I**, **II** y **III** representan, respectivamente, la combustión del propano y la reacción de formación a presión constante de sus elementos?
- b) ¿Cuánto vale el calor de formación a presión constante (entalpía de formación) del propano a partir de sus elementos? ¿Es un proceso exotérmico ó endotérmico?
- c) Conociendo que el calor de combustión de 1 mol de hidrógeno gas para dar agua líquida desprende **68,3 Kcal/mol**, ¿cuánto vale la entalpía de formación del **CO₂ (g)** a partir de sus elementos? ¿Es un proceso endotérmico ó exotérmico?
- d) Sabiendo que las entropías molares estándar del **C₃H₈(g)**, **O₂(g)**, **CO₂(g)** y **H₂O(l)** son, respectivamente, **172**, **205**, **214** y **70 J.mol⁻¹.K⁻¹**, calcule si la reacción del proceso **II** será espontánea a **150°C**.

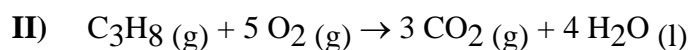


Solución 15:

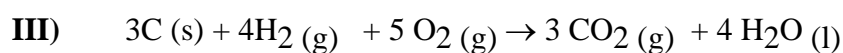
Del gráfico de la figura, obtenemos las ecuaciones termoquímicas de los tres procesos (I, II y III):



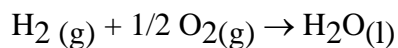
$\Delta H_{\text{I}} = - 24,6 \text{ Kcal}$



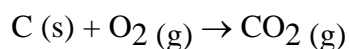
$\Delta H_{\text{II}} = (-555,2 \text{ Kcal}) - (- 24,6 \text{ Kcal}) = - 530,6 \text{ Kcal}$



$\Delta H_{\text{III}} = - 555,2 - 0 = - 555,2 \text{ Kcal}$



$\Delta H_{\text{IV}} = - 68,3 \text{ Kcal}$



$\Delta H_{\text{f}} \text{CO}_2\text{(g)} = \text{¿.....Kcal/mol ?}$

a) **La combustión del propano es el proceso II**

La reacción de formación es el proceso I

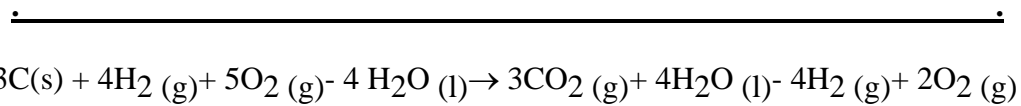
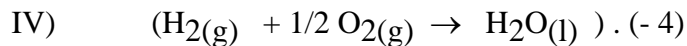
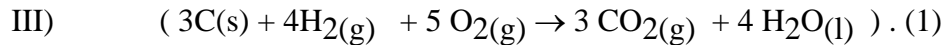
b) $\Delta H_{\text{f}} \text{C}_3\text{H}_8\text{(g)} = - 24,6 \text{ Kcal / mol}$

Es un proceso Exotérmico, el calor se desprende, ya que cuando el calor sale del sistema, según los criterios de la IUPAC, es negativo.

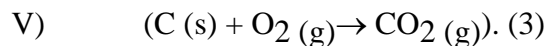
- c) Para calcular la entalpía de la reacción (V), $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ aplicamos la ley de Hess y vemos que:

La reacción III, menos **cuatro veces** la reacción IV, (de formación de agua líquida), da lugar a la obtención de **tres veces** la reacción V (de formación del dióxido de carbono).

$$1. (III) - 4. (IV) = 3. (V)$$



$3C(s) + 3O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g)$ es decir, obtenemos **tres veces** la ecuación V.



Para obtener la entalpía de formación ΔH_f del $CO_2(g)$ debemos hacer las mismas operaciones con sus respectivas entalpías:

$$\Delta H_{III} - 4 \Delta H_{IV} = 3 \Delta H_f CO_2(g)$$

$$(-555,2) - 4(-68,3) = 3 \Delta H_f$$

$$-555,2 + 273,2 = 3 \Delta H_f$$

$$-282 = 3 \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = -282/3 \text{ Kcal/mol}$$

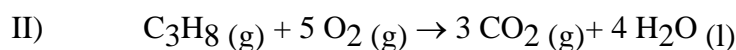
$$\Delta H_f = -94 \text{ Kcal/mol}$$

Es exotérmica cede calor.

- d) Para que la reacción del proceso II, sea espontánea, la energía libre de ésta reacción, ΔG°_{II} , debería ser negativa.

Como $\Delta G^\circ_{II} = \Delta H_{II} - T \cdot \Delta S_{II}$ debemos calcular cuánto vale ΔS_{II} .

$$\Delta S_{II} = \Delta S_{\text{productos}} - \Delta S_{\text{reactivos}}$$



$$\Delta S_{\text{II}} = 3 \Delta S_{\text{CO}_2 (\text{g})} + 4 \Delta S_{\text{H}_2\text{O} (\text{g})} - \Delta S_{\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})} - 5 \Delta S_{\text{O}_2 (\text{g})}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{CO}_2 (\text{g})} = 214 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot \Delta S^\circ_{\text{H}_2\text{O} (\text{l})} = 70 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{O}_2 (\text{g})} = 205 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot \Delta S^\circ_{\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})} = 172 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta S_{\text{II}} = 3 \cdot (214) + 4 \cdot (70) - 1 \cdot (172) - 5 \cdot (205) \quad \Delta S_{\text{II}} = - 275 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

Al tener la entropía en **J.mol⁻¹.K⁻¹**, debemos cambiar la entalpía de **kcal a Julios**, y la temperatura de **grados Celsius a grados Kelvin**.

Como **una caloría** equivale a **4,17J**:

$$\Delta H_{\text{II}} = - 555,2 \text{ Kcal} \quad \Delta H_{\text{II}} = - 555200 \text{ cal}$$

$$\Delta H_{\text{II}} = (- 555200) \text{ cal} \cdot 4,17 \text{ J/ cal} \quad \Delta H_{\text{II}} = - 2315184 \text{ J}$$

Suponemos que la entalpía y la entropía de la reacción no varían al aumentar la temperatura desde 25°C (condiciones estándar), hasta los 150°C a los que se encontraría la reacción de la que queremos saber si es ó no espontánea.

$$T (\text{K}) = t (^\circ\text{C}) + 273 \quad T = 150 + 273 \quad T = 423 \text{ K}$$

$$\Delta S_{\text{II}} = - 275 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{II}} = \Delta H_{\text{II}} - T \cdot \Delta S_{\text{II}}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{II}} = - 2315184 - 423 \cdot (- 275)$$

$$\Delta G^\circ_{\text{II}} = - 2315184 + 126054$$

$$\Delta G^\circ_{\text{II}} = - 2189130 \text{ J}$$

Como la variación de energía libre es negativa, eso quiere decir que a 150°C la reacción es espontánea.

16 Industrialmente, el metanol se obtiene por hidrogenación catalítica del monóxido de carbono. Calcular ΔG de esta reacción. ¿Es espontánea esta reacción?

Datos: Valores de energías libres de formación, ΔG°_f , de los siguientes compuestos en **KJ/mol**: **CO (g) = - 137,3**, Metanol (**CH₃OH (l) = -166,3**

17 Para la vaporización del agua, se tiene que:

$\Delta H = 44,01\text{KJ/mol}$ y $\Delta S = 117,9\text{J/mol.K}$ a **298 K y **1 atm**.**

Calcular:

- La energía libre de vaporización del agua en dichas condiciones.
- La temperatura a la cual el agua líquida estará en equilibrio con su vapor a la presión de una atmósfera.

Solución 17.-

17 Para la vaporización del agua, se tiene que:

$\Delta H = 44,01\text{KJ/mol}$ y $\Delta S = 117,9\text{J/mol.K}$ a **298 K y **1 atm**.**

Calcular:

- La energía libre de vaporización del agua en dichas condiciones.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

a) $\Delta G = 44010 - 298 \cdot 117,9$

$$\Delta G = 8875,8 \text{ J/mol}$$

- La temperatura a la cual el agua líquida estará en equilibrio con su vapor a la presión de una atmósfera.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

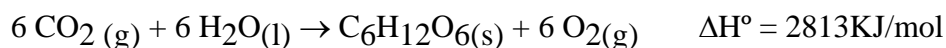
En el equilibrio $\Delta G = 0$

$$0 = 44010 - T \cdot 117,9$$

$$T = 44010 / 117,9$$

$$T = 373,2824427 \text{ K}$$

18 Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:



a) Calcular la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.

b) Calcular la entalpía de formación de la glucosa y justifica su signo.

Datos: $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,5 \text{ KJ/mol}$$

Sol: a) 16 KJ; b) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})) = -1261 \text{ KJ/mol}$

19 Calcular la entalpía de la reacción de fermentación de la glucosa:



Sabiendo que su entalpía normal de formación es $\Delta H^\circ_f = -1260 \text{ KJ/mol}$

Datos: Valores de entalpías de formación de los siguientes compuestos en KJ/mol:

$$\Delta H_f(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -277,6; \quad \Delta H_f(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5.$$

10

20 Describe el procedimiento para calcular en el laboratorio el calor de disolución de $\text{NaOH}(\text{s})$ en agua. Haz el cálculo del calor de disolución (a p y T del laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de sodio de **1,8 g** que se disuelve en **400ml**, en un calorímetro, cuyo equivalente en agua es de **12g**. El incremento de la temperatura del agua fue de **1,2°C**.

Datos: $C_e(\text{disolución}) = C_e(\text{agua}) = 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$; Densidad del agua = 1 g/ml .

Sol: $\Delta H_{\text{disolución}} = -46 \text{ KJ/mol}$.

Teoría:

- 21 Emparejar los siguientes términos:
- | | |
|-----------------------------------|---|
| a) Exotérmico | 1) No hay trabajo mecánico |
| b) Ley de Hess | 2) Libera energía |
| c) Entropía | 3) Grado de desorden |
| d) Evolución a volumen constante. | 4) Primer principio de la termodinámica |
- 22 La variación de energía libre de una reacción química, ΔG :
- a) Puede ser positiva o negativa, pero nunca puede valer cero.
 - b) Es independiente de la temperatura.
 - c) Cuando ΔG es positivo, la reacción es espontánea.
 - d) Cuando ΔG es negativo y muy grande, la reacción es muy rápida.
 - e) Cuando ΔG es negativo, la reacción es espontánea.
- 23 Un mismo gas, en idénticas condiciones iniciales, se calienta hasta la misma temperatura, ¿En qué caso habrá que cederle más calor? **Razonalo.**
- a) En un recipiente con émbolo móvil.
 - b) En un recipiente con émbolo fijo.
- 24 Analizar justificadamente la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:
- a) En algunas reacciones, el calor de reacción a presión constante es igual a la variación de energía interna.
 - b) La condensación es un proceso endotérmico.
 - c) Las entalpías de formación pueden ser positivas o negativas.
- 25
- a) ¿Qué significa que una reacción es espontánea?
 - b) ¿En qué condiciones puede transcurrir espontáneamente una reacción endotérmica?
 - c) Una reacción exotérmica, en las proximidades del cero absoluto, ¿transcurrirá espontáneamente?