

2º BACHILLERATO
QUÍMICA
Curso 2012-2013

UNIDAD 3: TERMOQUÍMICA

1. (Modelo 2000) a) Defina la magnitud denominada *entalpía de enlace*.
b) ¿Cuál es la unidad internacional en que se mide la entalpía de enlace?.
c) ¿Cómo se puede calcular la entalpía de una reacción determinada si disponemos de una tabla de valores de las entalpías de enlace?.
d) ¿Cómo se explica que la entalpía del enlace C=C no alcance el doble del valor de la entalpía del enlace C-C?.
2. (Junio 2000) Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano (líquido), carbono (sólido) e hidrógeno (gas) son: $-4.192,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $-393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente, calcule:
a) la entalpía de formación del hexano (líquido) a 25°C ;
b) el número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano (líquido) cuando se han liberado 30 kJ.
3. (Septiembre 2000) Utilizando los datos que precise de la tabla adjunta, calcule:

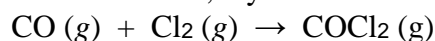
Sustancia	C ₄ H ₈ (g)	C ₄ H ₁₀ (g)	CO (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O (g)
ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	28,4	-124,7	-110,5	-393,5	-241,8

- a) La cantidad de calor desprendido en la combustión de 14,5 kg de n-butano.
b) La variación de energía interna del sistema, considerando 25°C de temperatura.
Datos: $R = 8,30 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas (u): H = 1,0, C = 12,0.
4. (Modelo 2001) Justifique cuáles de los procesos siguientes serán siempre espontáneos, cuáles no lo serán nunca y en cuáles dependerá de la temperatura:
a) Proceso con $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.
b) Proceso con $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.
c) Proceso con $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$.
d) Proceso con $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$.
5. (Modelo 2001) Utilizando los datos siguientes:

Sustancia	C ₂ H ₆ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O (l)	C (s)	O ₂ (g)
ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	-84,7	-394,0	-286,0	0,0	0,0

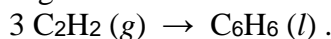
- a) Calcule las entalpías de combustión del carbón: C (s) y del etano: C₂H₆ (g).
b) A partir de los resultados del apartado anterior, calcule qué sustancia produce más energía por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado.
Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0, C = 12,0.

6. (Junio 2001) Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos ellos obtenidos a la temperatura de 25 °C, y considerando la reacción:



- Calcule ΔS^0 de la reacción.
- Calcule ΔH^0 de la reacción.
- Calcule ΔG^0 de la reacción.
- Razone si la reacción es o no espontánea.

7. (Septiembre 2001) El benceno (C_6H_6) se puede obtener a partir del acetileno (C_2H_2) según la reacción siguiente:



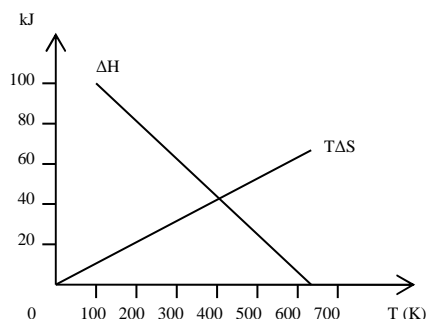
Las entalpías de combustión, a 25 °C y 1 atm, para el acetileno y el benceno son, respectivamente: $-1.300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-3.267 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Calcule ΔH^0 de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deduzca si es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determine la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0.

8. (Modelo 2002) Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de ΔH y $T\Delta S$ para la reacción $A \rightarrow B$ razone si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- A 500 K la reacción es espontánea.
- El compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K.
- A 400 K el sistema se encuentra en equilibrio.
- La reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K.



9. (Junio 2002) La descomposición del tetraóxido de dinitrógeno: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ ocurre espontáneamente a temperaturas altas. Los datos termodinámicos, a 298 K, se incluyen en la tabla adjunta. Determine para dicha reacción:

- ΔH^0 y ΔS^0 a 298 K.
- La variación de energía interna a 298 K.
- Si la reacción es espontánea a 298 K en condiciones estándar.
- La temperatura a partir de la cuál el proceso es espontáneo (considere que ΔH^0 y ΔS^0 son independientes de la temperatura).

Datos: $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Compuesto	ΔH_f^0 ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	S^0 ($\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$)
N_2O_4	9,2	304
NO_2	33,2	240

10. (Septiembre 2002) La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm, para el agua en estado líquido y gaseoso.

- Calcule ΔH^0 , ΔS^0 y ΔG^0 para el proceso de vaporización del agua.
- Determine la temperatura a la que las fases líquida y gaseosa se encuentran en estado de equilibrio (considere que ΔH^0 y ΔS^0 no cambian con la temperatura).

Datos:

Compuesto	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	S^0 (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
H ₂ O (l)	-286	70
H ₂ O (g)	-242	188

11. (Septiembre 2002) El petróleo está compuesto por una mezcla compleja de hidrocarburos, además de otras sustancias que contienen nitrógeno y azufre.

- Indique, justificadamente, los productos resultantes de su combustión.
- ¿Cuáles de estos productos obtenidos resultan perjudiciales para el medioambiente?. ¿Qué efectos producen en la atmósfera?.

12. (Modelo 2003) Calcule para la formación del etanol:

- la energía libre estándar;
- la entropía estándar.

Datos (todos a 25 °C):

ΔH_f^0	(CH ₃ -CH ₂ OH) (l)	=	-277,3 kJ·mol ⁻¹
ΔG_f^0	(CO ₂) (g)	=	-394,0 kJ·mol ⁻¹
ΔG_f^0	(H ₂ O) (l)	=	-236,9 kJ·mol ⁻¹
ΔG_f^0	(O ₂) (g)	=	0
$\Delta G_{\text{combustión}}^0$	(CH ₃ -CH ₂ OH) (l)	=	-1.282,5 kJ·mol ⁻¹ .

13. (Junio 2003) La entalpía de combustión del butano es: $\Delta H_c = -2.642$ kJ·mol⁻¹, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa.

- Calcule la energía media del enlace O-H.
- Determine el número de bombonas de butano (6 kg de butano / bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m³ de 14 a 27 °C.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; masas atómicas (u): H = 1, C = 12, O = 16
 c_e (calor específico del agua) = 4,18 kJ·kg⁻¹·K⁻¹; ρ (densidad del agua) = 1 kg·L⁻¹
 Energías medias de enlace: E(C-C) = 346 kJ·mol⁻¹; E(C=O) = 730 kJ·mol⁻¹
 E(O=O) = 487 kJ·mol⁻¹; E(C-H) = 413 kJ·mol⁻¹ .

14. (Septiembre 2003) Para la reacción de combustión del etanol: C₂H₅OH, que es un líquido a 25 °C, conteste a las siguientes preguntas con ayuda de los datos de la tabla que se adjunta:

- Escriba la reacción y calcule su ΔG a 25 °C.
- Calcule la variación de energía interna a 25 °C.
- Explique si la reacción sería o no espontánea a 727 °C (supóngase que ΔH_f^0 y S^0 son independientes de la temperatura).

Datos: R = 8,31 J·mol⁻¹·K⁻¹

	C ₂ H ₅ OH (l)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O (l)
ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	-277,3	0,0	-393,5	-285,8
S^0 (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	160,5	205,0	213,6	69,9

- 15.** (Modelo 2004) Si se dispone de naftaleno (C₁₀H₈) como combustible:
- Calcule su entalpía molar estándar de combustión.
 - Calcule la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
 - Calcule el volumen que ocupará el CO₂ desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno, si se recoge a temperatura de 25 °C y presión de 1,20 atm.
- Datos: ΔH_f^0 (C₁₀H₈) = -58,6 kJ·mol⁻¹ ; ΔH_f^0 (CO₂) = -393,6 kJ·mol⁻¹
 ΔH_f^0 (H₂O) = -284,7 kJ·mol⁻¹ ; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹
Masas atómicas (u): H = 1 , C = 12, O = 16 .
- 16.** (Junio 2004) En una reacción de combustión del etano en fase gaseosa se consume todo el etano (equilibrio totalmente desplazado hacia los productos).
- Escriba y ajuste la reacción de combustión.
 - Escriba la expresión para el cálculo de la entalpía de reacción (ΔH_r^0) a partir de las entalpías de formación (ΔH_f^0).
 - Escriba la expresión para el cálculo de la entropía de reacción (ΔS_r^0) a partir de las entropías (S^0).
 - Justifique el signo de las magnitudes ΔH_r^0 y ΔG_r^0 .
- 17.** (Junio 2004) La entalpía para la reacción de obtención de benceno líquido a partir de etino gaseoso:
- $$3 \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$$
- es -631 kJ·mol⁻¹. En todo el proceso la temperatura es 25 °C y la presión 15 atm. Calcule:
- Volumen de etino necesario para obtener 0,25 L de benceno líquido.
 - Cantidad de calor que se desprende en dicho proceso.
 - Densidad del etino en dichas condiciones.
- Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹ ; densidad (benceno) = 0,874 g·cm⁻³
Masas atómicas (u): H = 1 , C = 12 .
- 18.** (Septiembre 2004) El clorato de potasio (sólido) se descompone, a altas temperaturas, para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción de descomposición, calcule:
- La variación de entalpía estándar.
 - La variación de energía de Gibbs estándar.
 - La variación de entropía estándar.
 - El volumen de oxígeno, a 25 °C y 1 atm, que se produce a partir de 36,8 g de clorato de potasio.
- Datos: Masas atómicas (u): O = 16,0, Cl = 35,5 , K = 39,1

	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	S^0 (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
KClO ₃ (s)	-391,2	-289,9	143,0
KCl (s)	-435,9	-408,3	82,7
O ₂ (g)	0	0	205,0

19. (Modelo 2005) El ciclohexano se puede obtener por hidrogenación catalítica del benceno. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcule:
- las variaciones de entalpía y energía libre de Gibbs de reacción para dicho proceso;
 - el calor desprendido si se emplean 10 L de hidrógeno, medidos a 1 atm y 298 K, para hidrogenar benceno.

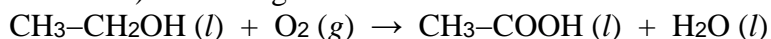
Datos:
 $R=0,082\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Compuesto	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f^0 (kJ·mol ⁻¹)
Benceno	49	124
Ciclohexano	-156	27

20. (Junio 2005) En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65 %, conteste a los siguientes apartados:
- Formule la reacción y calcule su variación de entalpía.
 - Calcule el consumo de combustible (carbón mineral), en toneladas, que se requiere para obtener 500 kg de óxido de calcio.

Datos: ΔH_f^0 (carbonato de calcio) = -1.206,9 kJ·mol⁻¹
 ΔH_f^0 (óxido de calcio) = -393,1 kJ·mol⁻¹
 ΔH_f^0 (dióxido de carbono) = -635,1 kJ·mol⁻¹
 1 kg de carbón mineral desprende 8.330 kJ
 Masas atómicas (u): O = 16 , Ca = 40 .

21. (Septiembre 2005) Para la siguiente reacción:



Calcule:

- La variación de entalpía de la reacción a 25 °C, en condiciones estándar.
- La variación de entropía a 25 °C, en condiciones estándar.
- La variación de energía de Gibbs a 25 °C, en condiciones estándar.
- La temperatura teórica para que la energía de Gibbs sea igual a cero.

Datos a 25 °C:

	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	S^0 (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
Etanol (l)	-227,6	160,7
Ácido etanoico (l)	-487,0	159,9
O ₂ (g)	0	205,0
H ₂ O (l)	-285,8	70,0

22. (Modelo 2006) La reacción de descomposición del clorato de potasio produce cloruro de potasio y oxígeno.

a) Escriba la reacción, calcule la variación de entalpía estándar e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.

b) Calcule la energía intercambiada si se obtienen 25 L de oxígeno a 25 °C y 750 mm de mercurio.

Datos: ΔH_f^0 (KClO₃) = -391,2 kJ·mol⁻¹; ΔH_f^0 (KCl) = -435,9 kJ·mol⁻¹

R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

23. (Junio 2006) Considere la combustión de carbón, hidrógeno y metanol.

a) Ajuste las reacciones de combustión de cada sustancia.

b) Indique cuáles de los reactivos o productos tienen entalpía de formación nula.

c) Escriba las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación que considere necesarias.

d) Indique cómo calcular la entalpía de formación del metanol a partir únicamente de las entalpías de combustión.

24. (Junio 2006) Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4.600 kJ y considerando los valores de las entalpías de formación que se proporcionan, calcule:

a) la entalpía estándar de combustión del CH₄;

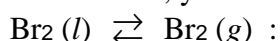
b) el volumen de CH₄, medido a 25 °C y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

Datos: ΔH_f^0 CH₄ = -75 kJ·mol⁻¹

ΔH_f^0 CO₂ = -394 kJ·mol⁻¹

ΔH_f^0 H₂O (g) = -242 kJ·mol⁻¹

25. (Septiembre 2006) Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en el equilibrio a 1 atm de presión, es decir: $\Delta G = 0$, y considerando el siguiente proceso:



a) Calcule ΔH^0 a 25 °C.

b) Calcule ΔS^0 .

c) Calcule ΔG^0 a 25 °C e indique si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.

d) Determine la temperatura de ebullición del Br₂, suponiendo que ΔH^0 y ΔS^0 no varían con la temperatura.

Datos a 25 °C: ΔH_f^0 [Br₂ (g)] = 30,91 kJ·mol⁻¹

ΔH_f^0 [Br₂ (l)] = 0

S^0 [Br₂ (g)] = 245,4 J·K⁻¹·mol⁻¹

S^0 [Br₂ (l)] = 152,2 J·K⁻¹·mol⁻¹

26. (Modelo 2007) Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico (ácido acético) en condiciones estándar son, respectivamente: -1.372,9 kJ·mol⁻¹ y -870,5 kJ·mol⁻¹ y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son, respectivamente: -285,5 kJ·mol⁻¹ y -393,04 kJ·mol⁻¹, calcule:

a) La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:

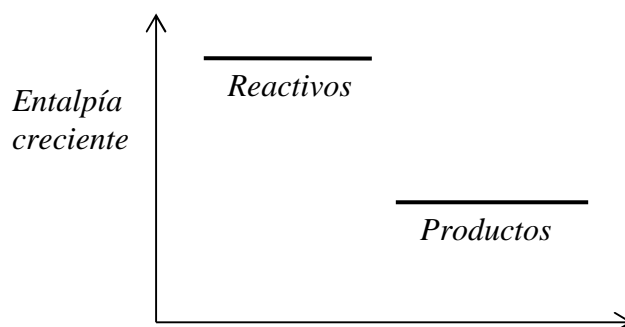


b) La entalpía de formación del etanol.

27. (Junio 2007) En una reacción química del tipo: $3 A (g) \rightarrow A_3 (g)$ disminuye el desorden del sistema.

El diagrama entálpico del proceso se representa en el esquema.

- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de la reacción?.
- Indique razonadamente si este proceso puede ser espontáneo a temperaturas altas o bajas.
- ¿Qué signo debería tener ΔH de la reacción para que ésta no fuera espontánea a ninguna temperatura?.



28. (Modelo 2008) La urea:

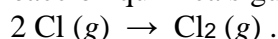
$H_2N(CO)NH_2$ es una sustancia soluble en agua que sintetizan multitud de organismos vivos, incluyendo los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. A partir de los datos siguientes:

- Ajuste la reacción de formación de la urea: $H_2N(CO)NH_2 (s)$, a partir de amoníaco: $NH_3 (g)$ y dióxido de carbono: $CO_2 (g)$, sabiendo que en la misma también se produce $H_2O (l)$. Obtenga la entalpía de formación de la misma.
- Calcule la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua.
- Razone si un aumento de temperatura favorece o no el proceso de disolución de la urea.

Datos: Entalpías de formación estándar (en kJ/mol):

$NH_3 (g)$	=	-46,11
$H_2N(CO)NH_2 (s)$	=	-333,19
$H_2N(CO)NH_2 (aq)$	=	-319,2
$CO_2 (g)$	=	-393,51
$H_2O (l)$	=	-285,83 .

29. (Junio 2008) Considere la reacción química siguiente:



Conteste de forma razonada:

- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?.
- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?.
- ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?.
- ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl-Cl es $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?.

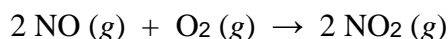
30. (Septiembre 2008) Para la reacción de hidrogenación del eteno: $CH_2=CH_2$, determine:

- La entalpía de reacción a 298 K.
- El cambio de energía de Gibbs de reacción a 298 K.
- El cambio de entropía de reacción a 298 K.
- El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea.

Datos a 298 K:

	$CH_2=CH_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^0 \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	52,3	-84,7
$\Delta G_f^0 \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	68,1	-32,9

31. (Junio 2009) Para la reacción:



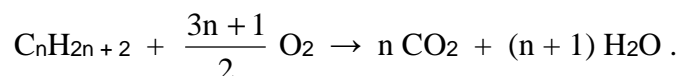
- Calcule la entalpía de reacción a 25 °C.
- Calcule hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción $\Delta S^0 = -146,4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.
- Si reaccionan 2 L de NO, medidos a 293 K y 1,2 atm, con exceso de O₂, ¿cuánto calor se desprenderá?

$$\text{Datos: } \Delta H_f^0 \text{ NO} (g) = 90,25 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ NO}_2 (g) = 33,18 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} .$$

32. (Septiembre 2009) La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:



Justifique las siguientes afirmaciones:

- Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n .
- El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- El estado de agregación del H₂O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.

Datos: ΔH_f^0 (kJ·mol⁻¹): CO₂ = -393, CO = -110, H₂O (líq) = -285, H₂O (vap) = -241.

33. (Septiembre 2009) Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina: N₂H₄ (l) y el peróxido de hidrógeno: H₂O₂ (l) para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso: -643 kJ·mol⁻¹.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos a 20 °C y 50 mm de mercurio, se producirán si reaccionan 128 g de N₂H₄ (l)?
- ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?.
- Calcule la entalpía de formación de la hidracina: N₂H₄ (l).

$$\text{Datos: } \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O}_2 (l)] = -187,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (l)] = -285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} ; \text{ masas atómicas (u): H} = 1 , \text{ N} = 14.$$

34. (Modelo 2010) Considere la combustión de tres sustancias carbón, hidrógeno molecular y etanol.

- Ajuste las correspondientes reacciones de combustión.
- Indique cuáles de los reactivos o productos de las mismas tienen entalpía de formación nula.
- Escriba las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación.
- Escriba la expresión de la entalpía de formación del etanol en función únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado a).

35. (Modelo 2010) En la reacción de combustión del metanol líquido se produce $\text{CO}_2 (g)$ y $\text{H}_2\text{O} (l)$. Sabiendo que el metanol tiene una densidad de $0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, calcule:

- la entalpía estándar de combustión del metanol líquido;
- la energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol;
- el volumen de oxígeno necesario para la combustión de 1 L de metanol, medido a 37°C y 5 atm.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$

Entalpías estándar de formación, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

metanol (l) = -239 , $\text{CO}_2 (g)$ = -393 , $\text{H}_2\text{O} (l)$ = -294 .

36. (Junio 2010) FG. Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de CO_2 producido según la siguiente reacción: $\text{CH}_4 (g) + 2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$, calcule:

- La entalpía de formación del metano.
- El calor desprendido en la combustión completa de 1 kg de metano.
- El volumen de CO_2 , medido a 25°C y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$

Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{H}_2\text{O} (l)$ = $-285,8$; $\text{CO}_2 (g)$ = $-393,5$.

37. (Junio 2010) FE. Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula: C_9H_{20} , cuyo calor de combustión es: $\Delta H_c = -6.160 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, mientras que el gasoil responde a la fórmula: $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$, cuyo calor de combustión es: $\Delta H_c = -7.940 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule la energía liberada al quemar 10 L de cada uno.
- Calcule la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

Datos: Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$

Densidades: gasolina = $718 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; gasoil = $763 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

38. (Septiembre 2010) FE. El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos.

- Escriba la reacción ajustada de combustión del etanol para dar dióxido de carbono y agua, y calcule la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm y 25°C .
- Calcule la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

Datos. $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
Energías de enlace ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$), C–C: 347; C–O: 351; C–H: 414; O–H: 460. ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): etanol (l) = $-277,6$; agua (l) = $-285,8$; dióxido de carbono (g) = $-393,5$.

39. (Septiembre 2010) FE. La síntesis del amoníaco según la reacción en fase gaseosa, $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$, es un buen ejemplo para diferenciar factores cinéticos y termodinámicos.

a) Escriba la expresión para calcular la entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación y justifique que dicha reacción es exotérmica.

b) Justifique, desde el punto de vista termodinámico, que dicha reacción está favorecida a bajas temperaturas.

c) Justifique, desde el punto de vista cinético, que dicha reacción está favorecida a altas temperaturas.

d) Escriba la expresión para K_p en función de la presión total.

Dato. $H^{\circ}_f(NH_3) < 0$.

40. (Septiembre 2010) FE. Considere las siguientes reacciones químicas: (I) $A + B \rightarrow C$; $\Delta H_I = -145 \text{ kJ}$; (II) $3A \rightarrow D + E$; $\Delta H_{II} = +250 \text{ kJ}$

a) Dibuje un diagrama entálpico para cada una de las reacciones, justificando los dibujos.

b) Considerando que las dos reacciones anteriores tienen variación de entropía negativa ($\Delta S < 0$), indique razonadamente cuál de ellas no puede ser espontánea a ninguna temperatura

41. (Septiembre 2010) FG. Para el proceso $Fe_2O_3 + 2 Al \rightarrow Al_2O_3 + 2 Fe$, calcule:

a) La entalpía de reacción en condiciones estándar.

b) La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de Fe_2O_3 con cantidad suficiente de aluminio.

c) La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

Datos. $2 Al + 3/2 O_2 \rightarrow Al_2O_3$, $\Delta H^{\circ} = -1672 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $2 Fe + 3/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3$, $\Delta H^{\circ} = -836 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Masas atómicas: Fe = 56; O = 16; Al = 27

42. (Septiembre 2010) FG. Considere las dos reacciones siguientes en las que todas las especies son gases ideales: (I) $A \rightleftharpoons 2 B + C$ (II) $2 X \rightleftharpoons Y + Z$

a) Escriba para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.

b) Indique razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

43. (Modelo 2011) Para la reacción $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$, calcule:

a) La entalpía y la energía Gibbs de reacción estándar a 298 K.

b) La entropía de reacción estándar a 298 K.

c) La temperatura a partir de la cuál la reacción es espontánea en condiciones estándar.

d) ¿Cuál es el valor de la entropía molar del Cl_2 ?

Datos a 298 K.	$H^{\circ}_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$G^{\circ}_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$S^{\circ} / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
PCl_5	-374,9	-305,0	365
PCl_3	-287,0	-267,8	312

44. (Junio 2011) La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso C_nH_{2n+2} es de $-2220 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcule:

- La fórmula molecular de este hidrocarburo.
- La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a 25°C y 1 atm.
- La masa de H_2O (l) que se obtendrá en la combustión anterior.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $CO_2(g) = -393$; $H_2O(l) = -286$; $C_nH_{2n+2}(g) = -106$. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$.

45. (Junio 2011) Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- Si una reacción es endotérmica y se produce un aumento de orden del sistema entonces nunca es espontánea.
- Las reacciones exotérmicas tienen energías de activación negativas.
- Si una reacción es espontánea y S es positivo, necesariamente debe ser exotérmica.
- Una reacción $A + B \rightarrow C + D$ tiene $H = -150 \text{ kJ}$ y una energía de activación de 50 kJ , por tanto la energía de activación de la reacción inversa es de 200 kJ .

46. (Septiembre 2011) El acetileno o etino (C_2H_2) se hidrogena para producir etano. Calcule a 298 K :

- La entalpía estándar de la reacción.
- La energía de Gibbs estándar de reacción.
- La entropía estándar de reacción.
- La entropía molar del hidrógeno.

Datos a 298 K	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
C_2H_2	227	209	200
C_2H_6	-85	-33	230

47. (Septiembre 2011) Considere los procesos de licuación del hidrógeno: $H_2(g) \rightarrow H_2(l)$, $\Delta H_l = -1,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; y de combustión del mismo gas: $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$, $\Delta H_c = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En ambos procesos $\Delta S < 0$.
- Ambos procesos son espontáneos a cualquier temperatura.
- Para la combustión $H_2(l) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ se tiene $\Delta H'_c = -241 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- La energía de cada enlace O-H es $242/2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

48. (Junio 2012) El método de Berthelot para la obtención de benceno (C_6H_6) consiste en hacer pasar acetileno (etino) a través de un tubo de porcelana calentado al rojo:

- Escriba y ajuste la reacción de obtención.
 - Determine la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.
 - Calcule ΔH_o de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno.
- Datos. Masas atómicas: $H=1$ y $C=12$. Entalpías de combustión ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): Acetileno: -1300 ; Benceno: -3270 .

49. (Septiembre 2012) La levadura y otros microorganismos fermentan la glucosa a etanol y dióxido de carbono:



- Aplicando la ley de Hess, calcule la entalpía estándar de la reacción.
 - Calcule la energía desprendida en la obtención de 4,6 g de etanol a partir de glucosa.
 - ¿Para qué temperaturas será espontánea la reacción? Razone la respuesta.
- Datos. Entalpías de combustión estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): glucosa = -2813 ; etanol = -1367 .
- Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

50. (Modelo 2013) En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de CO_2 disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el CO_2 se transforma en glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$):

- Formule y ajuste la reacción global del proceso de la fotosíntesis.
 - Calcule cuántos gramos de CO_2 hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de O_2 , medidos a 700 mm de Hg y 22°C .
 - Calcule cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día.
 - Determine la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.
- Datos. Entalpías de formación (kJ mol^{-1}): agua (l) = -286 ; CO_2 (g) = -394 ; glucosa (s) = -1271
- Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16. R = $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.