QUÍMICA 2º BACHILLERATO

HOJA Nº 8

TERMOQUÍMICA

1.-/ Calcule el calor de vaporización por gramo de agua a 25 ºC, a partir de los siguientes datos:
ΔH_f^o del H_2O (g) = –241,6 kJ/mol
ΔH_f^o del H_2O (l) = –285,8 kJ/mol.
Masas atómicas: H = 1; O = 16.

2.-/ Calcule la entalpía de la reacción de descomposición del carbonato de calcio.
DATOS: ΔH_f^o del $CaCO_3$ = –1205,9 kJ/mol
ΔH_f^o del CaO = –634,9 kJ/mol
ΔH_f^o del CO_2 = –393,3 kJ/mol.

3.-/ Los calores de formación del H_2O (l) y del CO_2 (g) son respectivamente –285,8 kJ/mol y –393,3 kJ/mol a 25 ºC. Si el calor de combustión del acetileno es de –1297,9 kJ/mol, deduzca el calor de formación del acetileno, admitiendo que el agua formada en la combustión del acetileno queda en estado líquido.

4.-/ Calcule el calor necesario para obtener 100 g de $Ca(OH)_2$ a partir del carbonato de calcio.
DATOS: ΔH_f^o [$CaCO_3$] = –289,1 kcal/mol ; ΔH_f^o [CO_2] = –94,05 kcal/mol ;
ΔH_f^o [CaO] = –151,7 kcal/mol ; ΔH_f^o [H_2O] = –68,38 kcal/mol ; ΔH_f^o [$Ca(OH)_2$] = –236,0 kcal/mol.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; Ca = 40.

5.-/ A la temperatura de 25 ºC y a volumen constante, la combustión de 1 g de ácido oxálico (etanodioico) desprende 678 calorías; el agua formada queda en estado líquido. Halle el calor de combustión del ácido oxálico a presión constante a la temperatura de 25 ºC.
DATOS: R = 2 $cal \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

6.-/ El etano puede obtenerse por hidrogenación del eteno. Calcule la variación de entalpía estándar a 298 K.
DATOS: Entalpías estándar de formación a 298 K: etano = – 84,6 kJ/mol; eteno = 52,2 kJ/mol

7.-/ A partir de los datos de la tabla adjunta, calcule la ΔG_f^o para la reacción representada por la ecuación: C_2H_2 (g) + 2 H_2 (g) $\longrightarrow$ C_2H_6 (g). Indique si el proceso es espontáneo.

SUSTANCIA	ΔH_f^o (kJ/mol)	S^o (J/K.mol)
H_2	0	130,6
C_2H_2	229,4	203,6
C_2H_6	– 84,6	229,5

8.-/ La cantidad de 28 g (1 mol) de monóxido de carbono reacciona con la suficiente de hidrógeno para producir metanol líquido, desprendiéndose 132,5 kJ. Los calores de combustión del hidrógeno y del monóxido de carbono son respectivamente, –285,5 kJ/mol y –281,8 kJ/mol. Calcule el calor de combustión del metanol líquido.

9.-/ A partir de las siguientes reacciones a 298 K:

N_2 (g) + 2 O_2 (g) ⟶ 2 NO_2 (g) ΔH^o = 67,6 kJ

NO (g) + ½ O_2 (g) ⟶ NO_2 (g) ΔH^o = –56,6 kJ.

Calcule ΔH^o para la reacción:

N_2 (g) + O_2 (g) ⟶ 2 NO (g)

10.-/ Calcule ΔG^o a 25 ºC para la reacción: NO (g) + ½ O_2 (g) ⇌ NO_2 (g), a partir de los datos siguientes:

SUSTANCIA	ΔH_f^o (kJ/mol)	S^o (J/K.mol)
NO (g)	90,3	210,2
O_2 (g)	0	204,8
NO_2 (g)	33,8	240,3

11.-/ El calor de formación del amoniaco gas a 18 ºC y a presión constante vale –46,0 kJ/mol. Calcule el calor de formación del NH_3 (g) a esa temperatura, pero a volumen constante.
DATOS: R = 8,31 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

12.-/ El amoníaco, a 25 ºC y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:

4 NH_3 (g) + 5 O_2 (g) ⟶ 4 NO (g) + 6 H_2O (l)

Calcule: **a)** La variación de entalpía
b) La variación de energía interna.

DATOS: R = 8,31 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; ΔH_f^o [NH_3 (g)] = –46,2 kJ/mol; ΔH_f^o [NO (g)] = 90,4 kJ/mol; ΔH_f^o [H_2O (l)] = –285,8 kJ/mol.

13.-/ 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) ⟶ H_2O (g) se produce un aumento de entropía.

14.-/ **a)** Calcule la variación de entalpía estándar de formación del acetileno (etino) a partir de las entalpías estándares de combustión, en kJ/mol, del hidrógeno, C (grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente: –285,3; –393,3 y –1298,3.
b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 kg de acetileno.
DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12.

15.-/ **a)** Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la reacción:

ZnS (s) + 3/2 O_2 (g) ⟶ ZnO (s) + SO_2 (g)

b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 100 g de ZnS(s) con oxígeno en exceso?

DATOS: ΔH_f^o [ZnS (s)] = –202,9 kJ/mol; ΔH_f^o [ZnO (s)] = –348,0 kJ/mol; ΔH_f^o [SO_2 (g)] = –296,1 kJ/mol. Masas atómicas: S = 32; Zn = 65,4.

16.-/ En un calorímetro adecuado, a 25 ºC y 1 atm de presión, se queman completamente 5 cm^3 de etanol (C_2H_5OH) produciéndose dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. El calor desprendido, a presión constante, es 117,04 kJ. Calcule:
a) La variación de entalpía de combustión estándar del etanol.
b) La variación de energía interna a la temperatura de 25 ºC.

DATOS: Densidad del etanol = 0,79 g/cm^3; R = 8,31 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

17.-/ Las variaciones de entalpías estándar de formación del $CH_4(g)$, $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ son, respectivamente: –74,9 kJ/mol; –393,5 kJ/mol y –285,8 kJ/mol. Calcule:

a) La variación de entalpía de combustión del metano.

b) El calor producido en la combustión completa de 1 m^3 de metano medido en condiciones normales.

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

18.-/ Razone la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

a) La variación de entalpía de una reacción química siempre coincide con la variación de energía interna.

b) Toda reacción química exotérmica siempre es espontánea.

19.-/ Dada la reacción: $2\ C_2H_6\ (g) + 7\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$

Razone:

a) Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera lugar a presión constante.

b) Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.

20.-/ **a)** Calcule la variación de entalpía de formación del amoniaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace: E (H-H) = 436 $kJ \cdot mol^{-1}$; E (N-H) = 389 $kJ \cdot mol^{-1}$; E (N≡N) = 945 $kJ \cdot mol^{-1}$.

b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoniaco a la temperatura de 25 ºC.

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

21.-/ **a)** Calcule la variación de energía libre estándar, a 25 ºC, para las siguientes reacciones, utilizando los datos tabulados:

$$2\ NaF\ (s) + Cl_2\ (g) \longrightarrow F_2\ (g) + 2\ NaCl\ (s)$$

$$PbO\ (s) + Zn\ (s) \longrightarrow Pb\ (s) + ZnO\ (s)$$

b) A la vista de los resultados, comente la conveniencia o no de utilizar estas reacciones en la obtención de flúor y plomo respectivamente.

	NaF	NaCl	PbO	ZnO	Cl_2	F_2	Zn	Pb
ΔH_f^o (kJ/mol)	–569	–411	–276	–348	----	----	----	----
ΔS_f^o (J/K·mol)	58,6	72,4	76,6	3,9	223,0	202,7	41,6	64,8

22.-/ En un horno de preparación de cal, CaO, que utiliza propano como combustible, se producen las siguientes reacciones:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g) \qquad \Delta H = 179\ kJ$$

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H = -2219\ kJ$$

¿Qué masa de propano se debe quemar para descomponer 100 kg de carbonato de calcio, si sólo se aprovecha el 40 % del calor desprendido?

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40.

23.-/ Indique, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

a) La energía libre depende de la temperatura.

b) No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea.

c) En una reacción química la variación de entropía siempre es positiva.

24.-/ Dados los procesos:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g) \qquad \Delta H < 0$$

$$H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_2O\,(g) \qquad \Delta H > 0$$

a) Indique, de forma razonada, cómo será el signo de ΔS en cada reacción.
b) Analice la espontaneidad en ambos procesos.

25.-/ Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas.
b) En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
c) La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

26.-/ Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción de hidrogenación del acetileno (C_2H_2) para formar etano:
a) A partir de las energías medias de enlace: (C–H) = 415 kJ/mol; (H–H) = 436 kJ/mol; (C–C) = 350 kJ/mol; (C≡C) = 825 kJ/mol.
b) A partir de las entalpías estándar de formación del etano: –85 kJ/mol, y del acetileno: 227 kJ/mol.

27.-/ Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones, relativas a la variación de energía libre de Gibbs, ΔG, es verdadera o falsa:
a) Puede ser positiva o negativa, pero nunca puede ser cero.
b) Es independiente de la temperatura.
c) Cuando ΔG es negativa, la reacción es espontánea.

28.-/ Explique cómo varía con la temperatura la espontaneidad de una reacción química en la que $\Delta H^o < 0$ y $\Delta S^o < 0$, suponiendo que ambas magnitudes permanecen constantes con la variación de temperatura.

29.-/ **a)** Calcule la variación de entalpía que se produce en la reacción de combustión del butano en condiciones estándar.
b) ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en la combustión completa de los 12 kg de butano que contiene una bombona?

DATOS: Entalpías estándar de formación, ΔH_f^o: CO_2 (g) = –393 kJ/mol; H_2O (l) = –286 kJ/mol; C_4H_{10} (g) = –125 kJ/mol. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

30.-/ A partir de los datos tabulados, correspondientes a energías de enlace:

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
H–H	436
O=O	494
O–H	460

Calcule la entalpía de formación del agua en estado gaseoso.

31.-/ Dada la reacción: $N_2O\,(g) \longrightarrow N_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$ $\Delta H = 43$ kJ y $\Delta S = 80$ J/K
a) Justifique el signo positivo de la variación de entropía.
b) Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura, ¿será espontánea la reacción a 27 ºC?

32.-/ Dada la reacción: $CaCO_3$ (s) $\longrightarrow$ CaO (s) + CO_2 (g)

a) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de carbonato de calcio.

b) ¿Qué cantidad de carbonato de calcio se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90 %?

DATOS: Entalpías de formación expresadas en kJ/mol: [$CaCO_3$] = –1209,6; [CO_2] = –393,3; [CaO] = –635,1. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

33.-/ La reacción entre la hidrazina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:

$$\mathbf{N_2H_4\ (g) + 2\ H_2O_2\ (l) \longrightarrow N_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)} \qquad \Delta H = -710\ \text{kJ}$$

Las entalpías de formación del H_2O_2 (l) y del H_2O (l) son –187,8 kJ/mol y –285,5 kJ/mol, respectivamente.

a) Calcule la entalpía de formación de la hidrazina.

b) ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a –10 ºC y 50 mm de mercurio se producirá cuando reacciona 64 g de hidrazina?

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14.

34.-/ Uno de los alimentos más consumidos es la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Cuando reacciona con el 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 O_2 en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno:

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

b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?

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

35.-/ Las entalpías de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gas son respectivamente, –285,5 kJ/mol y –393,5 kJ/mol a 25 ºC y la entalpía de combustión del acetileno es –1295,8 kJ/mol.

a) Calcule la entalpía de formación del acetileno si consideramos que el agua formada en la combustión está en estado líquido.

b) Sabiendo que la entalpía de formación del etano es 84,6 kJ/mol, calcule la entalpía de hidrogenación del acetileno según la reacción: C_2H_2 (g) + 2 H_2 (g) $\longrightarrow$ C_2H_6 (g).

36.-/ **a)** Calcule la variación de entalpía que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción: 3 C_2H_2 (g) $\longrightarrow$ C_6H_6 (l) sabiendo que las entalpías de formación del acetileno gaseoso y del benceno líquido son 226,7 kJ/mol y –49,0 kJ/mol, respectivamente.

b) Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que: ΔH_f^o [CO_2 (g)] = –393,5 kJ/mol y ΔH_f^o [H_2O(l)] = –285,5 kJ/mol.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12.

37.-/ En una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, se considera que ambas funciones termodinámicas permanecen constantes al cambiar la temperatura. Razone, en función de la temperatura, cuándo esta reacción:

a) Estará en equilibrio.

b) Será espontánea.

38.-/ **a)** Calcule la variación de la entalpía estándar de la reacción:

$$CaC_2\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (s) + C_2H_2\ (g)$$

b) ¿Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm^3 de acetileno, C_2H_2, medidos a 25 ºC y 1 atm?

DATOS: Entalpías de formación expresadas en $kJ\cdot mol^{-1}$: CaC_2 = –59,0; CO_2 = –393,5; H_2O = –285,8; $Ca(OH)_2$ = –986,0; C_2H_2 = 227,0.

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

$$6\ CO_2\ (g)\ +\ 6\ H_2O\ (l) \longrightarrow C_6H_{12}O_6\ (s)\ +\ 6\ O_2\ (g)\ ;\quad \Delta H^o = 3402{,}8\ kJ.$$

Calcule:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$.

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

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CO_2(g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O(l)] = -285{,}8$ kJ/mol.
Masas atómicas: H =1; C = 12; O = 16.

40.-/ Calcule:

a) La variación de entalpía estándar para la descomposición de 1 mol de carbonato de calcio, $CaCO_3$ (s), en dióxido de carbono, CO_2 (g) y óxido de calcio, CaO (s).

b) La energía necesaria para preparar 3 kg de óxido de calcio.

DATOS: ΔH_f^o (kJ/mol): CO_2 (g) = –393,5; $CaCO_3$ (s) = –1206,2; CaO (s) = –635,6.
Masas atómicas: O = 16; Ca = 40.

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

$$4\ C_3H_5(NO_3)_3\ (l) \longrightarrow 12\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g) + O_2\ (g) + 6\ N_2\ (g)\ ;\quad \Delta H^o = -5700\ kJ,\ a\ 25^oC.$$

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

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

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CO_2(g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O(g)] = -241{,}8$ kJ/mol.
Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

42.-/ **a)** Calcule la entalpía de formación estándar del naftaleno ($C_{10}H_8$).

b) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CO_2\ (g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol;
$\Delta H_c^o\ [C_{10}H_8] = -4928{,}6$ kJ/mol. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

43.-/ El dióxido de manganeso se reduce con aluminio según la reacción:

$$3\ MnO_2\ (s)\ +\ 4\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ Al_2O_3\ (s)\ +\ 3\ Mn\ (s) \qquad \Delta H^o = -1772{,}4\ kJ$$

Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del Al_2O_3 (s).

b) La energía que se desprende cuando se ponen a reaccionar, en las mismas condiciones, 50 g de MnO_2 (s) con 50 g de Al (s).

DATOS: $\Delta H_f^o\ [MnO_2(s)] = -520$ kJ/mol. Masas atómicas: Al = 27; Mn = 55; O = 16.

44.-/ Cuando se quema 1 g de etanol líquido (C_2H_6O) y 1 g de ácido acético líquido ($C_2H_4O_2$), en condiciones estándar, se desprenden 29,7 y 14,6 kJ, respectivamente. En ambas reacciones se forma agua líquida y dióxido de carbono gaseoso. Calcule:

a) Las entalpías estándar de combustión del etanol y del ácido acético.

b) La variación de entalpía en la oxidación de 1 mol de etanol (l) en ácido acético (l), en condiciones estándar.

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

45.-/ Las entalpías de formación estándar del agua líquida, ácido clorhídrico en disolución acuosa y óxido de plata sólido son, respectivamente: –285,8, –165,6 y –30,4 kJ/mol.

A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:

$$Ag_2O\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ AgCl\ (s) + H_2O\ (l) \qquad \Delta H^o = -176{,}6\ kJ$$

Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del AgCl (s).

b) Los moles de agua que se forman cuando se consumen 4 litros de ácido clorhídrico 0,5 molar.

46.-/ En la combustión de 5 g de metano, llevada a cabo a presión constante y a 25 ºC, se desprenden 275 kJ. En estas condiciones, determine:

a) La entalpía de formación y de combustión del metano.

b) El volumen de metano necesario para producir 1 m^3 de CO_2, medidos a 25 ºC y 1 atm.

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CO_2(g)] = -393$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O(l)] = -285{,}8$ kJ/mol.
Masas atómicas: C = 12; H =1.

47.-/ Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H^o = -393{,}5\ kJ.$$

$$H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (l) \qquad \Delta H^o = -285{,}8\ kJ.$$

$$CH_3COOH\ (l) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H^o = -870{,}3\ kJ.$$

Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del ácido acético.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la combustión de 1 kg de este ácido.

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

48.-/ Para una reacción determinada $\Delta H^o = 100$ kJ y $\Delta S = 300\ J \cdot K^{-1}$. Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, razone:

a) Si la reacción será espontánea a temperatura inferior a 25 ºC.

b) La temperatura a la que el sistema estará en equilibrio.

49.-/ Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) Toda reacción exotérmica es espontánea.

b) En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.

c) En el cambio de estado $H_2O\ (l) \longrightarrow H_2O\ (g)$ se produce un aumento de entropía.

50.-/ El pentaborano nueve se quema según la reacción:

$$2\ B_5H_9\ (l) + 12\ O_2\ (g) \longrightarrow 5\ B_2O_3\ (s) + 9\ H_2O\ (l)$$

Calcule:

a) La entalpía estándar de la reacción, a 25 ºC.

b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de B_5H_9.

DATOS: $\Delta H_f^o\ [B_5H_9\ (l)] = 73{,}2$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [B_2O_3\ (s)] = -1263$ kJ/mol.
$\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol.
Masas atómicas: H = 1; B = 11.

51.-/ Las entalpías estándar de formación a 25 ºC del CaO (s), CaC_2 (s) y CO (g) son, respectivamente: –636, –61 y –111 kJ/mol. A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:

$$CaO\ (s) + 3\ C\ (s) \longrightarrow CaC_2\ (s) + CO\ (g),\ \text{calcule:}$$

a) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener una tonelada de CaC_2.

b) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener 2 toneladas de CaC_2 si el rendimiento del proceso es del 80 %.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; Ca = 40.

52.-/ Calcule la variación de entalpía estándar de hidrogenación, a 25 ºC, del acetileno para formar etano según la reacción:

$$C_2H_2\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow C_2H_6\ (g)$$

a) A partir de las energías medias de enlace.
b) A partir de las entalpías estándar de formación, a 25 ºC.

DATOS: Energías medias de enlace en kJ/mol: (C−H) = 415; (H−H) = 436; (C−C) = 350; (C≡C) = 825.
$\Delta H_f^o\ [C_2H_6\ (g)] = -85$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [C_2H_2\ (g)] = 227$ kJ/mol.

53.-/ Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.
b) La entropía disminuye en las reacciones exotérmicas.
c) La energía libre de Gibbs es independiente del camino por el que transcurre la reacción.

54.-/ La descomposición térmica del clorato de potasio se produce según la reacción (sin ajustar):

$$KClO_3\ (s) \longrightarrow KCl\ (s) + O_2\ (g).$$ Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido al obtener 30 L de oxígeno, medidos a 25 ºC y 1 atmósfera.

DATOS: $\Delta H_f^o\ [KClO_3\ (s)] = -414$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [KCl\ (s)] = -436$ kJ/mol

55.-/ Dada la reacción (sin ajustar): $SiO_2\ (s) + C\ (grafito) \longrightarrow SiC\ (s) + CO\ (g)$
a) Calcule la entalpía de reacción estándar.
b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura mínima para que la reacción se produzca espontáneamente.

DATOS: $\Delta H_f^o\ [SiC\ (s)] = -65{,}3$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [SiO_2\ (s)] = -910{,}9$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [CO\ (g)] = -110{,}5$ kJ/mol. Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^o = 353\ J \cdot K^{-1}$

56.-/ A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:

$C\ (grafito) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$ $\Delta H^o = -393{,}5$ kJ.

$H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (l)$ $\Delta H^o = -285{,}8$ kJ.

$2\ C_2H_6\ (g) + 7\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$ $\Delta H^o = -3119{,}6$ kJ.

Calcule:
a) La entalpía de formación estándar del etano.
b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión de 100 g de etano.

DATOS: Masas atómicas: C =12; H = 1.

57.-/ Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La entalpía no es una función de estado.
b) Si un sistema realiza un trabajo se produce un aumento de su energía interna.
c) Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

58.-/ Dada la reacción: $CH_4\ (g) + Cl_2\ (g) \longrightarrow CH_3Cl\ (g) + HCl\ (g)$
Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:
a) Las entalpías de enlace.
b) Las entalpías de formación estándar.

DATOS: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C−H) = 414; (Cl−Cl) = 243; (C−Cl) = 339; (H–Cl) = 432.
$\Delta H_f^o\ [CH_4\ (s)] = -74{,}9$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [CH_3Cl(g)] = -82$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [HCl\ (g)] = -92{,}3$ kJ/mol.

59.-/ Sabiendo que las entalpías de formación estándar del C_2H_5OH (l), CO_2 (g) y H_2O (l) son, respectivamente, –228, –394 y –286 kJ/mol, calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol.

b) El calor que se desprende, a presión constante, si en condiciones estándar se queman 100 g de etanol.

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

60.-/ La tostación de la pirita se produce según:

$$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s) + 8\ SO_2\ (g)$$

Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90 % de riqueza en peso.

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32.

ΔH_f^o [FeS_2 (s)] = –177,5 kJ/mol; ΔH_f^o [Fe_2O_3 (s)] = –822,2 kJ/mol;

ΔH_f^o [SO_2 (g)] = –296,8 kJ/mol.

61.-/ Para la siguiente reacción: $CH_4\ (g) + 4\ Cl_2\ (g) \longrightarrow CCl_4\ (g) + 4\ HCl\ (g)$

Calcule la entalpía de reacción utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

b) Las entalpías de formación estándar.

DATOS: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C−H) = 415; (Cl−Cl) = 244; (C–Cl) = 330; (H−Cl) = 430.

ΔH_f^o [CH_4 (g)] = –74,9 kJ/mol; ΔH_f^o [CCl_4 (g)] = –106,6 kJ/mol;

ΔH_f^o [HCl (g)] = –92,3 kJ/mol.

62.-/ Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas, en las mismas condiciones:

$$2\ P\ (s) + 3\ Cl_2\ (g) \longrightarrow 2\ PCl_3\ (g) \quad \Delta H_1 = -635{,}1\ kJ$$

$$PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g) \longrightarrow PCl_5\ (g) \quad \Delta H_2 = -137{,}3\ kJ$$

Calcule:

a) La entalpía de formación del PCl_5 (g) en las mismas condiciones.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de PCl_5 (g) a partir de sus elementos.

DATOS: Masas atómicas: P = 31; Cl = 35,5.

63.-/ La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):

$$CO\ (g) + H_2\ (g) + CH_3OH\ (g) \longrightarrow C_2H_5OH\ (g) + H_2O\ (g)$$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.

DATOS: ΔH_f^o [CO (g)] = –110,5 kJ/mol; ΔH_f^o [CH_3OH (g)] = –201,5 kJ/mol;

ΔH_f^o [C_2H_5OH (g)] = –235,1 kJ/mol; ΔH_f^o [H_2O (g)] = –241,8 kJ/mol.

Variación de entropia de la reacción: $\Delta S^o = -227{,}4\ J \cdot K^{-1}$

64.-/ Dada la ecuación termoquímica: $2\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \quad \Delta H = 571\ kJ$

Calcule, en las mismas condiciones de presión y temperatura:

a) La entalpía de formación del agua líquida.

b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera cuando reaccionan 50 g de H_2 con 50 g de O_2.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; H = 1.

65.-/ Calcule:

a) La entalpia de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO_2 y H_2O gaseosos.

b) La energía que necesita um automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

DATOS: ΔH_f^o [H_2O (g)] = –241,8 kJ/mol; ΔH_f^o [CO_2 (g)] = –393,5 kJ/mol;
ΔH_f^o [C_8H_{18} (l)] = –250,0 kJ/mol.
Densidad del octano líquido: 0,8 kg/L. Masas atómicas: C = 12; H = 1.

66.-/ En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29,8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14,5 kJ. Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.

b) La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2OH + O_2 \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$$

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

67.-/ Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:

$$N_2\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,NO_2\,(g) \qquad \Delta H_1 = 67{,}78 \text{ kJ}$$
$$2\,NO\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,NO_2\,(g) \qquad \Delta H_2 = -112{,}92 \text{ kJ}$$

a) Calcule la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

DATOS: Masas atómicas: N = 14; O = 16.

68.-/ Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La entalpía de formación estándar del mercurio líquido, a 25 ºC, es cero.

b) Todas las reacciones químicas en que $\Delta G < 0$ son muy rápidas.

c) A –273 ºC la entropía de una sustancia cristalina pura es cero.

69.-/ Para la reacción: $CH_4\,(g) + Cl_2\,(g) \longrightarrow CH_3Cl\,(l) + HCl\,(g)$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25 ºC, a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Sabiendo que el valor de ΔS^o de la reacción es 11,1 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH^o de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG^o, a 25 ºC.

DATOS: ΔH_f^o [CH_4 (g)] = –74,8 kJ/mol; ΔH_f^o [CH_3Cl(l)] = –82 kJ/mol;
ΔH_f^o [HCl (g)] = –92,3 kJ/mol.
Entalpías de enlace en kJ/mol: (C−H) = 414; (Cl−Cl) = 243; (C−Cl) = 339; (H–Cl) = 432.

70.-/ Considere la reacción de hidrogenación del propino: $CH_3C{\equiv}CH + 2\,H_2 \longrightarrow CH_3CH_2CH_3$

a) Calcule la entalpía de la reacción, a partir de las entalpías medias de enlace.

b) Determine la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.

DATOS: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C−C) = 347; (C≡C) = 830; (C−H) = 415; (H–H) = 436.
Masa atómica: H = 1.

71.-/ En la oxidación catalítica a 400 ºC del dióxido de azufre se obtiene trióxido de azufre según:

$$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,SO_3\,(g) \qquad \Delta H = -198{,}2 \text{ kJ}$$

Calcule la cantidad de energía que se desprende en la oxidación de 60,2 g de dióxido de azufre si:

a) La reacción se realiza a presión constante.

b) La reacción tiene lugar a volumen constante.

DATOS: R = 8,3 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32.

72.-/ Dada la reacción: $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)$ $\Delta H = -198{,}2$ kJ

a) Indique razonadamente el signo de la variación de entropía.

b) Justifique por qué la disminución de la temperatura favorece la espontaneidad de dicho proceso.

73.-/ Para la obtención del tetracloruro de carbono según:

$$CS_2\ (l) + 3\ Cl_2\ (g) \longrightarrow CCl_4\ (l) + S_2Cl_2\ (l)$$

a) Calcule el calor de la reacción, a presión constante, a 25 ºC y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CS_2\ (l)] = 89{,}70$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [CCl_4\ (l)] = -135{,}4$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [S_2Cl_2\ (l)] = -59{,}8$ kJ/mol. Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5.

74.-/ La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:

$$Fe_2O_3\ (s) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow Al_2O_3\ (s) + 2\ Fe\ (s)$$

a) Calcule el calor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se habrán obtenido cuando se desprendan 10000 kJ en la reacción?

DATOS: $\Delta H_f^o\ [Al_2O_3\ (s)] = -1675{,}7$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [Fe_2O_3\ (s)] = -824{,}2$ kJ/mol.
Masas atómicas: O = 16; Al = 27.

75.-/ La reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano es:

$$C_4H_6\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow C_4H_{10}\ (g)$$

Calcule la entalpia de la reacción a 25 ºC y en condiciones estándar:

a) A partir de la entalpía de formación del agua y de las entalpías de combustión del buta-1,3-dieno y del butano.

b) A partir de las entalpías de enlace.

DATOS: $\Delta H_c^o\ [C_4H_6\ (g)] = -2540{,}2$ kJ/mol; $\Delta H_c^o\ [C_4H_{10}\ (g)] = -2877{,}6$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}6$ kJ/mol;
Entalpias de enlace en kJ/mol: (C−C) = 348,2; (C=C) = 612,9; (C−H) = 415,3; (H–H) = 436,4.

76.-/ En Andalucía se encalan las casas con cal, que se obtiene por el apagado de la cal viva con agua, según la reacción: $CaO\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (s)$

a) Calcule la entalpia de reacción en condiciones estándar, a 25 ºC.

b) ¿Cuánto calor se desprende a presión constante al apagar 250 kg de cal viva del 90 % de riqueza en óxido de calcio?

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CaO\ (s)] = -635{,}1$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [Ca(OH)_2\ (s)] = -986{,}0$ kJ/mol. Masas atómicas: O = 16; Ca = 40.

77.-/ Dada la reacción: $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)$ $\Delta H^o = -483.6$ kJ

Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.

b) Dado que $\Delta H^o<0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.

c) La reacción de formación de agua es un proceso exotérmico.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16.

78.-/ Dada la reacción: $2\ H_2S\ (g) + SO_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l) + 3\ S\ (s)$

a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 ºC, en condiciones estándar.

b) En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.

DATOS: $\Delta H_f^o\ [H_2S\ (g)] = -20{,}63$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [SO_2\ (g)] = -296{,}8$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol;
$S^o\ [H_2S\ (g)] = 205{,}8\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$; $S^o\ [SO_2\ (g)] = 248{,}2\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$;
$S^o\ [H_2O\ (l)] = 69{,}9\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$; $S^o\ [S\ (s)] = 31{,}8\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$.

79.-/ Dada la reacción: $2\ H\ (g) \longrightarrow H_2\ (g)$, conteste de forma razonada:

a) ¿Cuánto vale ΔH de la reacción si la energía de enlace H–H es 436 kJ/mol?

b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?

c) ¿Cómo afecta la temperatura a la espontaneidad de la reacción?

80.-/ El proceso de formación del amoniaco gaseoso a partir de sus elementos es exotérmico. Razone:

a) ¿Cómo varía la entropía de este proceso?

b) ¿Será siempre espontánea la síntesis del amoniaco?

c) ¿Serán iguales los calores de formación a presión constante y a volumen constante?

81.-/ Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:

1) $2\ H_2O_2\ (l) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l) + O_2\ (g)$ $\Delta H = -196$ kJ

2) $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$ $\Delta H = -92{,}4$ kJ

Justifique:

a) El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.

b) El proceso que será siempre espontáneo.

c) El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

82.-/ Dada la ecuación termoquímica, a 25 ºC: $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$ $\Delta H^o = -92{,}3$ kJ

Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25 ºC.

DATOS: $S^o\ [(NH_3)_g] = 192{,}3$ J/mol·K; $S^o\ [(N_2)_g] = 191$ J/mol·K; $S^o\ [(H_2)_g] = 130{,}8$ J/mol·K;
$R = 8{,}31\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$

83.-/ En las condiciones adecuadas el cloruro de amonio sólido se descompone en amoniaco gaseoso y cloruro de hidrógeno gaseoso. Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de descomposición en condiciones estándar.

b) ¿Qué cantidad de calor, se absorberá o se desprenderá en la descomposición del cloruro de amonio contenido en una muestra de 87 g de una riqueza del 79 %?

DATOS: ΔH_f^o (kJ/mol): $NH_4Cl\ (s) = -315{,}4$; $NH_3\ (g) = -46{,}3$; $HCl\ (g) = -92{,}3$.
Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35,5.

84.-/ La reacción de la hidracina, N_2H_4, con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:

$$N_2H_4\ (l) + 2\ H_2O_2\ (l) \longrightarrow N_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H^o = -642{,}2\ kJ$$

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

b) Calcule el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600º C y 650 mm de Hg.

DATOS: Masas atómicas: H =1; N = 14; $\Delta H_f^o\ [H_2O_2\ (l)] = -187{,}8$ kJ/mol;
$\Delta H_f^o\ [H_2O(g)] = -241{,}8$ kJ/mol; $R = 0{,}082\ atm\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$.

85.-/ Las entalpías estándar de combustión a 25ºC del C (grafito) y del CO gaseoso son respectivamente, –393 kJ/mol y –283 kJ/mol.

a) Calcule la entalpía estándar, a 25 ºC, de formación del CO gaseoso.

b) Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de O_2 para formar CO_2 gaseoso, ¿qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16.

86.-/ En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre para formar óxido de cobre(II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a 298 K y 760 mm Hg. Calcule:

a) La entalpía de formación del óxido de cobre(II).

b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27 ºC.

DATOS: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Masa atómica Cu = 63,5.

87.-/ Para la reacción siguiente: $2\ C_2H_6\ (g) + 7\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$ $\Delta H < 0$

Razone:

a) Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera lugar a presión constante.

b) Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.

c) Si la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

88.-/ Tanto el etanol como la gasolina (supuestamente octano puro) se usan como combustible para automóviles.

a) Escriba las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule las entalpías de combustión estándar del etanol y de la gasolina.

b) ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?

DATOS: Densidades (g/mL): etanol = 0,7894; octano = 0,7025.

ΔH_f^o (kJ/mol): etanol = –277,0; octano = –249,9; CO_2 = –393,5; H_2O = –285,8.

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

89.-/ Sabemos que a 25ºC las entalpías de combustión estándar del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas son –4192,0 kJ/mol, –393,5 kJ/mol y –285,8 kJ/mol, respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25ºC.

b) El número de moles de hidrógeno gaseoso consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ.

90.-/ Cuando se quema 1 g de gas propano en presencia de un exceso de oxígeno en un calorímetro manteniendo constante el volumen a 25ºC, se desprenden 52,50 kJ de calor y se produce gas CO_2 y agua en estado líquido. Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) El calor de la reacción a presión constante.

DATOS: R = 8,31 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas: H =1; C = 12.

91.-/ **a)** La entalpía de formación del NH_3 (g) a 298 K es ΔH_f^o = –46,11 kJ/mol. Escriba la ecuación química a la que se refiere este valor.

b) ¿Cuál es la variación de energía interna (ΔU) de un sistema si absorbe un calor de 67 J y realiza un trabajo de 67 J? Razone la respuesta.

c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

92.-/ Para la obtención del tetracloruro de carbono según: CS_2 (l) + 3 Cl_2 (g) ⟶ CCl_4 (l) + S_2Cl_2 (l)

a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25 ºC y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?

DATOS: ΔH_f^o [CS_2 (l)] = 89,70 kJ/mol; ΔH_f^o [CCl_4 (l)] = –135,40 kJ/mol;
ΔH_f^o [S_2Cl_2 (l)] = –59,80 kJ/mol; Masas atómicas: C =12; Cl = 35,5.

93.-/ Determine:

a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de N_2O_5 (g) a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:

N_2 (g) + 3 O_2 (g) + H_2 (g) ⟶ 2 HNO_3 (aq) ΔH^o = –414,7 kJ
N_2O_5 (g) + H_2O(l) ⟶ 2 HNO_3 (aq) ΔH^o = –140,2 kJ
2 H_2 (g) + O_2 (g) ⟶ 2 H_2O (l) ΔH^o = –571,7 kJ

b) La energía necesaria para la formación de 50 L de N_2O_5 (g) a 25ºC y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran.

DATO: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

94.-/ Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido a volumen constante y a 25 ºC se desprenden 98,53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:

a) El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.

b) El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

DATOS: R = 8,31 J·mol^{-1}·K^{-1}. Masas atómicas: H =1; C = 12.

95.-/ **a)** Razone si las reacciones con valores positivos de ΔS^o siempre son espontáneas a alta temperatura.

b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica: C_3H_8O (l) + O_2 (g) → CO_2 (g) + H_2O (g). Justifique si a presión constante se desprende más, igual o menos calor que a volumen constante.

c) Razone si en un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.

96.-/ A 291 K, las entalpías de formación del amoniaco en los estados gaseoso y líquido son –46,05 y –67,27 kJ·mol^{-1}, respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de vaporización del amoniaco.

b) La energía que se desprende cuando se forman 1,5·10^{22} moléculas de amoniaco líquido a 291 K.

97.-/ Sin efectuar cálculo alguno justifique, para cada uno de los siguientes procesos, si será siempre espontáneo, si no lo será nunca o si lo será dependiendo de la temperatura:

a) H_2 (g) + CO (g) ⟶ HCHO (g) $\Delta H^o > 0$
b) 2 Fe_2O_3 (s) + 3 C (s) ⟶ 4 Fe (s) + 3 CO_2 (g) $\Delta H^o > 0$
c) 4 NH_3 (g) + 5 O_2 (g) ⟶ 4 NO (g) + 6 H_2O (g) $\Delta H^o < 0$

98.-/ A partir de los siguientes valores de energías de enlace en kJ/mol: C=O (707); O=O (498); H–O (464); C–H (414), calcule:

a) La variación de entalpía para la reacción: CH_4 (g) + 2 O_2 (g) ⟶ CO_2 (g) + 2 H_2O (g).

b) ¿Qué energía se desprende al quemar CH_4 (g) con 10,5 L de O_2 medidos a 1 atm y 125 ºC?

DATO: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

99.-/ Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:

$$6\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l) \longrightarrow C_6H_{12}O_6\ (s) + 6\ O_2\ (g)$$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25 ºC, indicando si es exotérmica o endotérmica.
b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?

DATOS: ΔH_f^o [$C_6H_{12}O_6$ (s)] = –673,3 kJ/mol; ΔH_f^o [CO_2 (g)] = –393,5 kJ/mol;
ΔH_f^o [H_2O (l)] = –285,8 kJ/mol; Masas atómicas: H = 1; C =12; O = 16.

100.-/ Teniendo en cuenta que las entalpías estándar de formación a 25 ºC del butano, dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, –125,7 kJ/mol, –393,5 kJ/mol y –285,8 kJ/mol, calcule el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura.

a) A presión constante.
b) A volumen constante.

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

101.-/ El propano es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a 25 ºC y 760 mm Hg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.

DATOS: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Energías medias de enlace ($kJ \cdot mol^{-1}$): (C–C) = 347;
(C–H) = 415; (O–H) = 460; (O=O) = 494; (C=O) = 730.

102.-/ Dado el siguiente proceso de disolución:

$$NaCl\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq) \qquad \Delta H = 1{,}7\ kJ$$

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El proceso es exotérmico.
b) Se produce un aumento de la entropía.
c) El proceso es siempre espontáneo.

103.-/ A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:

$$N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H^o = 67{,}6\ kJ$$
$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2 (g) \qquad \Delta H^o = -112{,}8\ kJ$$

a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25 ºC, del monóxido de nitrógeno.
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todo ellos medidos en condiciones normales.

DATOS: Composición volumétrica del aire; 21% O_2 y 79% N_2.

104.-/ **a)** Calcule la entalpía de formación estándar, a 25 ºC, de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
b) Si nuestros músculos convierten en trabajo sólo el 30% de la energía producida en la combustión de la sacarosa, determine el trabajo muscular que podemos realizar al metabolizar 1 g de sacarosa.

DATOS: $\Delta H^o_{combustión}$ [$C_{12}H_{22}O_{11}$] = –5650 kJ/mol; ΔH_f^o [CO_2 (g)] = –393,5 kJ/mol;
ΔH_f^o [H_2O (l)] = –285,8 kJ/mol; Masas atómicas: H = 1; C =12; O = 16.

105.-/ Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$; $\Delta H = -483{,}6$ kJ, justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Al formarse 18 g de agua en esas condiciones se desprenden 483,6 kJ.
b) Dado que $\Delta H<0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.
c) La reacción de formación del agua será muy rápida.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16.

106.-/ **a)** Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar y 25ºC, a partir de los siguientes datos:

$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$ $\Delta H^o = -393{,}5$ kJ/mol

$H_2\ (g) + ½\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (l)$ $\Delta H^o = -285{,}8$ kJ/mol

$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$ $\Delta H^o = -890{,}4$ kJ/mol

b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m^3 de metano medidos a 1 atm de presión y a 25ºC.

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

107.-/ **a)** En la reacción de combustión de 1 mol de propano, a 127ºC y presión constante se desprenden 2200 kJ. Calcule el calor de reacción a volumen constante a la misma temperatura, considerando que todas las especies están en estado gaseoso.

b) Calcule la entalpía estándar de combustión del propano, a 25ºC, conocidas las energías medias de los enlaces (kJ/mol): (C–C) = 347; (C–H) = 414; (O=O) = 498,7; (C=O) = 745 y (O–H) = 460.

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

108.-/ **a)** La reacción $CuO\ (s) + H_2\ (g) \longrightarrow Cu\ (s) + H_2O\ (l)$, en condiciones estándar y a 25ºC, ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

<u>Datos</u>: $\Delta H_f^o\ [CuO\ (s)] = -161{,}1$ kJ/mol y $\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol

b) Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.

c) Razone cuál será el signo de ΔS^o para dicha reacción.

109.-/ **a)** Determine el calor de formación del C_4H_{10} (g) utilizando los datos de entalpía que se dan.

b) Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan $1{,}98 \cdot 10^5$ kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir todo el sodio?

DATOS: $\Delta H_f^o\ [CO_2\ (g)] = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H_f^o\ [H_2O\ (l)] = -285{,}8$ kJ/mol;
$\Delta H^o_{combustión}\ [C_4H_{10}\ (g)] = -2878{,}6$ kJ/mol; Masas atómicas: H = 1; C = 12.

----oOOo----