TERMOQUÍMICA

Energía interna, calor, trabajo, entalpía, ley de Hess, entropía, energía de Gibbs, espontaneidad.

1) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:

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

a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25ºC, indicando si es exotérmica o endotérmica.
b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?.
Datos: $\Delta H_f^0\left[C_6H_{12}O_6(s)\right] = -673'3\ kJ/mol$; $\Delta H_f^0\left[CO_2(g)\right] = -393'5\ kJ/mol$;
$\Delta H_f^0\left[H_2O(l)\right] = -285'8\ kJ/mol$. **Masas atómicas:** $C = 12$; $H = 1$; $O = 16$
QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

2) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:

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

a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25ºC 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: $\Delta H_f^0\left[CS_2(l)\right] = 89'70\ kJ/mol$; $\Delta H_f^0\left[CCl_4(l)\right] = -135'40\ kJ/mol$;
$\Delta H_f^0\left[S_2Cl_2(l)\right] = -59'80\ kJ/mol$. **Masas atómicas:** $C = 12$; $Cl = 35'5$
QUIMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

3) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:

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

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: $\Delta H^0_f\left[Al_2O_3(s)\right] = -1675'7\ kJ/mol$; $\Delta H^0_f\left[Fe_2O_3(s)\right] = -824'2\ kJ/mol$;
Masas atómicas: $Al = 27$; $O = 16$;
QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

4) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoniaco, según:

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 6H_2O(l) + 4NO(g)$$

a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 ºC, en condiciones estándar.
b) ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoniaco con exceso de oxígeno?
Datos: $\Delta H_f^0\left[H_2O(l)\right] = -285'8\ kj/mol$; $\Delta H_f^0\left[NH_3(g)\right] = -46'1\ kj/mol$;
$\Delta H_f^0\left[NO(g)\right] = 90'25\ kj/mol$. **Masas atómicas:** $N = 14$; $H = 1$
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

TERMOQUÍMICA

Energía interna, calor, trabajo, entalpía, ley de Hess, entropía, energía de Gibbs, espontaneidad.

5) Calor de reacción a presión y volumen cte. Qp y Qv

Teniendo en cuenta las entalpias estándar de formación a 25ºC del butano, C_4H_{10} , dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, $-125'7, -393'5$ y $-285'5\ kJ \cdot mol^{-1}$, calcula el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:
a) A presión constante.
b) A volumen constante.
Datos: $R = 8'31\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.
QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

6) Calor de reacción a presión y volumen cte. Qp y Qv

Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a 25ºC 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: $R = 8'31\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$.
QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

7) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G

Dada la ecuación termoquímica a 25ºC:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g) \quad \Delta H^0 = -92'3\ kJ$$

Calcule:
a) El calor de la reacción a volumen constante.
b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25ºC.
Datos: $S^0\left[\left(NH_3\right)_g\right] = 192'3\ J/mol \cdot K$; $S^0\left[\left(N_2\right)_g\right] = 191\ J/mol \cdot K$;
$S^0\left[\left(H_2\right)_g\right] = 130'8\ J/mol \cdot K$; $R = 8'31\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.
QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

8) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G

Dada la reacción: $2H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) + 3S(s)$
a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 ºC, en condiciones estándar.
b) En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.
Datos: $\Delta H^0_f\left[H_2S(g)\right] = -20'63\ kJ/mol$; $\Delta H^0_f\left[SO_2(g)\right] = -296'8\ kJ/mol$;
$\Delta H^0_f\left[H_2O(l)\right] = -285'8\ kJ/mol$; $S^0\left[H_2S(g)\right] = 205'8\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$;
$S^0\left[SO_2(g)\right] = 248'2\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $S^0\left[H_2O(l)\right] = 69'9\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$;
$S^0\left[S(s)\right] = 31'8\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

TERMOQUÍMICA

Energía interna, calor, trabajo, entalpía, ley de Hess, entropía, energía de Gibbs, espontaneidad.

9) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G. Temperatura para no ser espontánea.

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

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

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: $\Delta H_f^0[CO(g)] = -110'5\ kJ/mol$; $\Delta H_f^0[CH_3OH(g)] = -201'5\ kJ/mol$;
$\Delta H_f^0[C_2H_5OH(g)] = -235'1\ kJ/mol$; $\Delta H_f^0[H_2O(g)] = -241'8\ kJ/mol$.
Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = -227'4\ J \cdot K^{-1}$.
QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 6. OPCIÓN B

10) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G. Temperatura para ser espontánea.

Dada la reacción (sin ajustar): $SiO_2(s) + C(grafito) \rightarrow SiC(s) + CO(g)$
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:
$\Delta H^0_f[SiC(s)] = -65'3\ kJ/mol$; $\Delta H^0_f[SiO_2(s)] = -910'9\ kJ/mol$; $\Delta H^0_f[CO(g)] = -110'5\ kJ/mol$
. Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = 353\ J \cdot °K^{-1}$
QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

11) Ley de Hess.

a) Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar y a 25ºC, a partir de los siguientes datos

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^0 = -393'5\ kJ/mol$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H^0 = -285'8\ kJ/mol$$

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l) \qquad \Delta H^0 = -890'4\ kJ/mol$$

b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m^3 de metano medidos a 1 atm de presión y a 25ºC.
Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.
QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

12) Ley de Hess.

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:

$$N_2(g) + 3O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HNO_3(aq) \qquad \Delta H^0 = -414,7\ kJ$$

$$N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq) \qquad \Delta H^0 = -140,2\ kJ$$

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \qquad \Delta H^0 = -571,7\ kJ$$

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: $R = 0,082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

TERMOQUÍMICA

Energía interna, calor, trabajo, entalpía, ley de Hess, entropía, energía de Gibbs, espontaneidad.

13) Energía de enlace. Calor de reacción.

El propano (C_3H_8) 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 25ºC y 760 mmHg, 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 ($kJ \cdot mol^{-1}$): $(C-C) = 347$; $(C-H) = 415$; $(O-H) = 460$; $(O=O) = 494$ y $(C=O) = 730$.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

14) Energía de enlace. Calor de reacción.

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: $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$.
b) ¿Qué energía se desprende al quemar $CH_4(g)$ con 10,5 L de O_2 medidos a 1 atm y 125ºC?
Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.
QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

15) Energía de enlace. Calor de reacción.

a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoniaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:
$$E(H-H) = 436\ kJ/mol;\ E(N-H) = 389\ kJ/mol;\ E(N \equiv N) = 945\ kJ/mol$$
b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoniaco a la temperatura de 25º C.
Dato: $R = 8'31\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$
QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

16) Energía de enlace. Calor de reacción.

Para la reacción: $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(l) + HCl(g)$
a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25ºC, 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^0 de la reacción es $11'1\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH^0 de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG^0.
Datos: $\Delta H^0_f[CH_4(g)] = -74'8\ kJ/mol$; $\Delta H^0_f[CH_3Cl(l)] = -82'0\ kJ/mol$;
$\Delta H^0_f[HCl(g)] = -92'3\ kJ/mol$;
Entalpías de enlace en kJ/mol: $(C-H) = 414$; $(Cl-Cl) = 243$; $(C-Cl) = 339$; $(H-Cl) = 432$
QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

17) Termoquímica. Razonamiento.

Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)\quad \Delta H = -483'6\ kJ$
Justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles 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.
Masas atómicas: H = 1; O = 16.
QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

TERMOQUÍMICA

Energía interna, calor, trabajo, entalpía, ley de Hess, entropía, energía de Gibbs, espontaneidad.

18) Termoquímica. Razonamiento.

Para la reacción siguiente: $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g) \quad \Delta H < 0$

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.
QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

19) Termoquímica. Razonamiento.

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:

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

$$2)\ N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92'4\ kJ$$

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.
QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

20) Termoquímica. Razonamiento.

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) $H_2(g) + CO(g) \rightarrow HCHO(g) \quad \Delta H^0 > 0$

b) $2Fe_2O_3(s) + 3C(s) \rightarrow 4Fe(s) + 3CO_2(g) \quad \Delta H^0 > 0$

c) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g) \quad \Delta H^0 < 0$

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

21) Termoquímica. Razonamiento.

a) Razone si las reacciones con valores positivos de ΔS^0 siempre son espontáneas a alta temperatura.
b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica:

$$C_3H_8O(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g).$$

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.
QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

22) Termoquímica. Razonamiento.

Dado el siguiente proceso de disolución:

$$NaCl(s) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) \quad \Delta H = 1'7\ kJ$$

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.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B