Liceo Nº1 Javiera Carrera

Dpto. de Química

Prof. Coord. Clara Brito S.

***Guía de ejercicios 4° Diferenciados***

***Tema: Entalpía de : formación, reacción, combustión y enlace. Ley de Hess.***

***Aprendizaje esperado***:

* Reconocen el primer principio de la termodinámica como un caso particular del principio de conservación de la energía.
* Calculan cambios de entalpías de reacciones y los relacionan con las energías de enlace y entalpías de formación.
* Aplican Ley de Hess, en el cálculo de entalpías de reacción.

**Instrucciones:**

* Realice en su cuaderno las actividades planteadas en la guía.
* Antes de responderla, analice sus contenidos en :

 Texto de estudios 3°-4° Medio, pág. 35 a 48

 Videos del portal Mathema : Link

* Los contenidos serán evaluados en prueba on line, cuya fecha se publicará oportunamente.
* Verifique sus resultados que se encuentran en cada ejercicio, en negrillas y entre paréntesis

1. ***Entalpía de formación, combustión y reacción:***

1.- Calcular el calor de reacción correspondiente al proceso**: 2 H2S(g) + SO2(g) → 2 H2O(l) +3 S(s)**

Sabiendo que las entalpías de formación del SO2 (g), H2S (g) y del H2O (l) son: -70920, -133940 y -94052 cal/mol, respectivamente. **(R: 150696 cal)**

2.- Dada la siguiente reacción no equilibrada: **CaO (s) + C (s) → CaC2 (s) + CO2 (g)**

Calcule el calor de la reacción utilizando los siguientes datos:

(∆H0f)CO2 = -394 KJ/mol ; (∆H0f)CaC2 = -62,66 KJ/mol; (∆H0f)CaO = -635,55 KJ/mol. **(R: 751,78 KJ)**

3.- Calcular el calor de reacción a 25ºC y 1 atm de la reacción:

**Etanal(g) + oxígeno → dióxido de carbono (g) + agua(l)**

Sabiendo que ∆H0f para el etanal (g), agua líquida y dióxido de carbono gaseoso son -39,78, -68,32 y -94,05 Kcal/mol respectivamente. **(R: -284,96 Kcal)**

4.- Calcular la entalpía a 25ºC y 1 atm para la reacción de combustión del acetileno (C2H2) a partir de los siguientes datos:

(∆H0f)CO2 = -94 kcal/mol ; (∆H0f)H2O = -68 kcal/mol; (∆H0f)C2H2 = -54 kcal/mol. **(R: -202 Kcal)**

5.- Calcular la entalpía de la reacción

 equilibrada**: CH4 (g) + Cl2 (g) → HCl (g) + CH3Cl (g)**

 **(R: -12,7 KJ)**

Sabiendo que: **∆H0f (HCl)= -11 KJ/mol - ∆H0f (CH4)= -17,9 KJ/mol - ∆H0f (CH3Cl)= -19,6 KJ/mol**

6.- Calcular: a) la variación de entalpía cuando se obtiene benceno a partir de acetileno según la reacción no balanceada: **C2H2(g) → C6H6(l)**

Sabiendo que las entalpías de formación del acetileno y del benceno son, respectivamente 227 y 49 KJ/mol.

**(R: -632 KJ)**

b.- Ell calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno, sabiendo que (∆H0f)CO2(g) = -394 KJ/mol , (∆H0f)H2O(l) = -285 KJ/mol y (∆H0f)C2H2(l) = 227 KJ/mol **(R: - 5000 KJ)**

7.- Dadas las reacciones:

1. Fe (s) + ½ O2 (g) → FeO (s) ∆H°f = -64,3 Kcal /mol
2. C (s) + ½ O2 (g) → CO (g) ∆H°f = -24,4 Kcal /mol
3. C (s) + O2 (g) → CO2 (g) ∆H°f = -94,0 Kcal /mol

Calcular la entalpía de la reacción : **FeO (s) + CO (g) → Fe (s) + CO2 (g**) **(R: -5,3 Kcal)**

8.- Las entalpías de formación estándar del NH3(g), NO(g) y H2O(g) son, respectivamente -46, 92 y -284 kJ/mol.

Determinar, a 25ºC y 1 atm, para la reacción: 2NH3(g) + 5/2O2(g) → 2 NO(g) + 3 H2O(g)

1. la variación de entalpía **(R: -576 KJ)**
2. la variación de energía interna **(R**: -1152 KJ)

9.- Considera el proceso de disolución del bromuro de plata en agua: AgBr (s) → Ag+ (ac) + Br –(ac) ∆H= 84,4 KJ/mol

1. Calcula ∆H para el proceso en el que un mol de bromuro de plata precipita en disolución acuosa.

**(R: - 84,4 KJ)**

1. ¿Cuánto vale ∆H para la precipitación de un gramo de bromuro de plata? **(R: - 0,449 KJ)**

10.- El estireno (C8H8), precursor de los polímeros de poliestireno, tiene un calor de combustión estándar de -4395,2KJ /mol. Escriba una ecuación balanceada para la reacción de combustión y calcule ∆H°f para el estireno. **(R: 104 KJ/mol)**

**Datos:** ∆H°f (CO2) = -393,5 KJ /mol ; ∆H°f (H2O)= -285,8 KJ /mol

11.- El ácido acético (CH3CO2H), cuyas disoluciones acuosas se conocen como vinagre, se prepara por reacción del alcohol etílico con oxígeno:

**CH3CH2OH (l) + O2 (g) → CH3CO2H (l) +H2O (l)**

Usando los siguientes datos, calcule el ∆H° para la reacción. **(R: - 492,6 KJ/mol)**

∆H°f (CH3CH2OH) = -277,7 KJ/mol ; ∆H°f (CH3CO2H) = -484,5 KJ/mol ; ∆H°f (H2O)= -285,8 KJ /mol

12.- La reacción entre el óxido de hierro (III) y el aluminio metálico origina la reducción del hierro y la oxidación del aluminio.

 **2Al(s) + Fe2O3 (g) → 2Fe (s) + Al2O3 (s)**

Esta reacción es altamente exotérmica (se denomina: reacción termita) y en ella se obtiene hierro fundido. La entalpía de la reacción es ∆H = -200 Kcal.

1. ¿Cuál es la entalpía de la reacción 2Fe (s) + Al2O3 (s) → 2Al(s) + Fe2O3 (g) **(R: 200 Kcal)**
2. ¿Cuánto calor se desprende en la formación de 5 moles de trióxido de dialuminio **(R:1000 kcal)**

13.- Calcular la entalpía estándar de reacción para: **CH4 (g) + 4CuO (s) → CO2 (g) + 2H2O (l) + 4 Cu (s)**

∆H°f (CO2) = -393,5 Kj /mol ; ∆H°f (H2O)= -285,8 KJ /mol ; ∆H°f (CH4)= -74,9 KJ /mol

∆H°f (CuO)= -156,1 KJ /mol **(R: -265, 8 KJ)**

14.- Determinar el ∆H para la siguiente reacción: **(R: - 77 Kcal)**

Au(OH)3 +H3PO4 → AuPO4 + 3 H2O

**Datos:** ∆H°f (Au(OH)3) = 34 Kcal /mol ; ∆H°f (H3PO4)= 95 Kcal /mol ; ∆H°f (AuPO4)= 31 Kcal /mol

∆H°f (H2O)= 7 Kcal /mol

1. ***Ley de Hess:***

15.- Dados los siguientes calores de combustión:

C3H8 (g) + 5O2 (g) → 3CO2 (g) + 4H2O (g)  ∆H° = -2204,13 KJ/mol

C(s) + O2 (g) → CO2 (g) ∆H° = -394,97 KJ/ mol

H2 (g) + ½ O2 (g) → H2O (g) ∆H° = -241,84 KJ/mol

Calcular el cambio de entalpía de formación de C3H8 (g) **(R: 51,86 KJ/ mol)**

16.- De acuerdo con los cambio de entalpía para las reacciones

A + B → C∆*H* = ∆*H*1

2 D + B → 2 C∆*H* = ∆*H*2

Indica cuál es el cambio de entalpía ∆*H*3 para la reacción: 2 A + B → 2 D

**(R: 2∆*H*1 - ∆*H*2)**

17.- Calcular la variación de entalpía que se produce en la reacción de transformación del diamante en grafito: **(R: -1.9 KJ)**

**C (diamante) → C (grafito)**

**Datos:**

∆H°**Combustión**C(diamante)= -395,4 KJ /mol

∆H°**Combustión**C(grafito)= -393,5 KJ /mol

18.- Calcular la entalpía de la reacción: CO2 (ac) + NaOH (ac) → NaHCO3 (ac) conociendo las entalpías de las siguientes reacciones: **(R: - 46 KJ)**

CO2 (ac) + 2 NaOH (ac) → Na2CO3 (ac) + H2O (l) ∆H°= -84,5 KJ

NaHCO3 (ac) + NaOH (ac) → Na2CO3 (ac) + H2O (l) ∆H°= -38,5 KJ

19.- Calcula la entalpía para la reacción siguiente: **(R: - 349,8 KJ/mol)**

Sn (*s*) + Cl2 (*g*)→ SnCl2 (*s*)

a partir de la información que se proporciona a continuación:

Sn (s) + 2 Cl2 (g) → SnCl4 (l) ΔH° = – 545.2 kJ

SnCl2 (s) + Cl2 (g) → SnCl4 (l) ΔH°= – 195.4 kJ

20.- Calcular ∆H°f para la formación de la acetona según la reacción: 3C + 3H2 + 1/2 02→ CH3COCH3Conociendo los valores del calor de combustión: **(R: -251,9 KJ/mol**

1. H2 (g) + ½ O2 (g) → H2O (l) ∆H°f = -285,8 KJ/mol
2. C (s) + O2 (g) → CO2 (g) ∆H°f = -393,5 KJ /mol
3. CH3COCH3 (l) + 4 O2 (g) → 3 CO2 (g) + 3 H2O (l) ∆H°c = -1786 KJ /mol

21.- Determinar el ∆H de la siguiente reacción: 3A → 4D, de acuerdo a las siguientes etapas:

 **(R:200 Kcal)**

1. F → Z + H ∆H = -100 Kcal /mol
2. A + Z → C + D ∆H = 50 Kcal /mol
3. F + D → 3 C ∆H = 150 Kcal /mol
4. H → 2 Z ∆H = 300 Kcal /mol

22.- Calcula la entalpía para la reacción siguiente: 2 Ca (*s*) + 2 C (*grafito*) + 3 O2 (g) → 2 CaCO3 (*s)*

a partir de la información que se proporciona a continuación: **(R: - 2413,84 KJ)**

2 Ca (*s*) + O2 → 2 CaO (*s*) Δ*Hr* = – 1270.18 k*J*

C (*grafito*) + O2 (*g*) →CO2 (*g*) Δ*Hr* = – 393.51 k*J*

CaO (*s*) + CO2 (*g*) → CaCO3 (*s*) Δ*Hr* = – 178.32 k*J*

23.- Se desea saber cuál de las dos hidrogenaciones siguientes es más exotérmica.

 **(R: La 1ª reacción es más exotérmica = Δ*H°1* = -39,5 Kcal, Δ*H°2* = -30 Kcal )**

C5H8 (l) + H2 (g) → C5H10 (l) Δ*H°1* = x1

C5H10 (l) + H2 (g) → C5H12 (l) Δ*H°2* = x2

Para ello en una bomba calorimétrica se determinaron las siguientes entalpías de reacción:

C5H8 (l) +7 O2 (g) → 5CO2 (g) + 4H2O (l) Δ*H°* = -776,13 Kcal

C5H10 (l) +7,5 O2 (g) → 5CO2 (g) + 5H2O (l) Δ*H*°= -804,93 Kcal

C5H12 (l) + 8O2 (g) → 5CO2 (g) + 6H2O (l) Δ*H°=* -843,23 Kcal

H2 (g) + ½ O2 (g) → H2O (l) Δ*H°* = -68,3 Kcal

24.- Calcule la entalpía de formación del CH4(g) a través de la reacción representada por la ecuación química: **(R: - 15,8 Kcal)**

C(s) + 2 H2(g) → CH4(g)

Dadas:

C(s) → C(g) ∆H° = 171 kcal/mol

H2(g) → 2 H(g) ∆H° = 104,2 kcal/mol

CH4(g) → C(g) + 4 H(g) ∆H° = 395,2 kcal/mol

25,.Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcula la entalpía de formación del ácido nitroso en disolución acuosa que se representa en la siguiente reacción química: ½ N2 (g) + ½ H2 (g) + O2 (g) → HNO2 (ac) **(R: -125,2 KJ)**

I. NH4NO2 (s) → N2 (g) + 2H2O(l) ∆H° = -300,12 KJ/mol

II. H2(g) + ½ O2(g) → H2O(l) ∆H° = -284,24 KJ/mol

III. N2 (g) +3 H2(g) → 2NH3 (ac) ∆H° = -170,54 KJ

IV. NH3 (ac) + HNO2 (ac) → NH4NO2 (ac) ∆H° = -38,04 KJ/mol

V. NH4NO2 (s) → NH4NO2 (ac) ∆H° = 19,85 KJ/mol

26.- Conocido el calor de formación del NH4Cl según la reacción: **(R: -17,2 Kcal)**

NH3(g) + HCl(g) → NH4Cl(s) Δ*H* = -41,9 Kcal/mol

El calor de disolución del amoníaco, está dada por la reacción: NH3 (g) → NH3 (ac) ΔH° = -3,4 Kcal/mol

El calor de disolución del cloruro de amonio: NH4Cl (s) → NH4Cl (ac) Δ*H*°= 3,9 Kcal/mol

Y el calor de disolución del HCl HCl (g) → HCl (ac) Δ*H*°= -17,4 Kcal/mol

Calcular el calor para la reacción: NH3 (ac) + HCl (ac) → NH4Cl (ac)

27.- El disolvente desengrasante industrial, CH2Cl2, se prepara a partir de la reacción entre el metano con el cloro.

CH4 (g) + 2Cl2 (g) →CH2Cl2 (g) +2HCl (g)

Use los siguientes datos para calcular Δ*H°* para la reacción anterior: **(R: -202,3 KJ)**

CH4 (g) + Cl2 (g) →CH3Cl (g) +HCl (g) ΔH°= -98,3 KJ/mol

CH3Cl (g) + Cl2 (g) → CH2Cl2 (g) +HCl (g) ΔH°= -104 KJ/mol

28.- Dadas las siguientes reacciones termoquímicas, en condiciones estándar:

* 2 P (s) + 3 Cl2 (g) → 2 PCl3 (g) ΔH° = - 635,1 KJ
* PCl3 (g) + Cl2 (g) → PCl5 (g) ΔH° = - 137,3 KJ/mol

Calcule:

**a)** La entalpía de formación del PCl5 (g), en condiciones estándar. **(R: -454,85 KJ)**

**b)** La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de PCl5(g), en condiciones estándar. **(R: 2,18 KJ)**

1. ***Entalpía de enlace***

29.- Utilizando las energías de enlace, calcule el calor de reacción para las siguientes reacciones:

1. CH3 - CH2OH + O2 → CH3 – COOH + H2O **(R: -400 KJ/mol)**
2. Propino + ácido clorhídrico → 2- cloropropeno **(R: -86 KJ)**
3. 2- cloropropeno + ácido clorhídrico → 2,2 – dicloropropano **(R: -49 KJ)**
4. H2C=CH2 (g) + H2 (g) → CH3CH3 (g) **(R: -128 KJ)**
5. CH3CH=CH2 +H2O → CH3CHOHCH3 **(R: - 38 KJ)**
6. Ácido acético + etanol → acetato de etilo + agua **(R: -351 KJ)**

**Tabla de Energías de enlace (KJ/mol)**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **H - O**= 463 | **CΞC** = 838 | **H-Cl** = 431 | **H – H** = 436 |
| **C=C** = 611  | **O=O** = 497 | **C – C** = 347 | **C - H** = 414 |
| **C=O** = 799 | **Cl - Cl** = 243 | **C - O** = 351 | **C - Cl** = 330 |