

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química General e Inorgánica

TRABAJO PRÁCTICO 13:

Termodinámica - Termoquímica

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Jefes de Trabajos Prácticos:

Lic. Sebastián Drajlin Gordon

Lic. Liliana Ferrer

Prof. Inés Grillo

Ing. Carina Maroto

Dra. Rebeca Purpora

Ing. Alejandra Somonte

Ing. Silvina Tonini

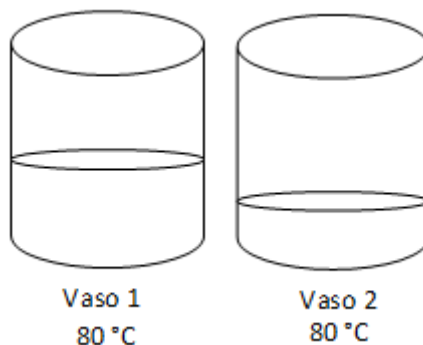
Contenido: Energía y sus unidades. Primera ley de la termodinámica. Entalpía y cambio de Entalpía.

ÍNDICE

I.	EJERCICIOS	3
II.	AUTOEVALUACIÓN	7
III.	RESPUESTAS	10
IV.	MATERIAL COMPLEMENTARIO	12

I. EJERCICIOS

1. Dada la entalpía de combustión, entalpía de formación, entalpía de reacción y entalpía de descomposición, ¿qué es similar en todas estas situaciones y que es diferente? ¿Cómo se simbolizan para diferenciarlas?
2. La figura siguiente muestra dos vasos idénticos con distintos volúmenes de agua a la misma temperatura:



- a. El contenido de energía térmica del vaso 1, ¿es mayor, menor o igual que el del vaso 2? Explique su razonamiento.
 - b. Si se transfiriere la misma cantidad de energía térmica a cada vaso, ¿la temperatura del vaso 1 sería mayor, menor o igual a la del vaso 2? Explique su razonamiento.
3. Plantear las ecuaciones termoquímicas para:
 La combustión del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) $\Delta H^\circ = -1.367 \text{ kJ/mol}$
 La oxidación del CO $\Delta H^\circ = -283 \text{ KJ/mol}$
 4. Haciendo uso del libro, complete el siguiente cuadro de entalpías molares de formación, indicando si el proceso de formación es exotérmico o endotérmico:

Sustancia	$\Delta H^\circ 298 \text{ K (kJ/mol)}$	Exotérmico	Endotérmico
$\text{H}_{2(\text{g})}$			
$\text{O}_{2(\text{g})}$			
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$			
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$			
$\text{C}_{(\text{grafito})}$			
$\text{C}_{(\text{diamante})}$			

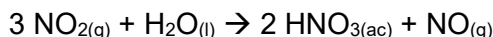
5. Determine los valores de entalpía de formación para las siguientes masas o volúmenes de sustancias:

Sustancia	Cantidad	$\Delta H^\circ 298 \text{ K (kJ)}$
Agua _(g)	400 g	
Carbonato de calcio _(s)	2 toneladas	
Clorato de potasio _(s)	300 kg	
Agua _(l)	700 L	
Metano _(g) en CNPT	2.000 m ³	

6. Mediante el uso de las entalpías de formación estándar de:

$\text{NO}_{2(g)} = 33,18 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O}_{(l)} = -285,83 \text{ kJ/mol}$; $\text{HNO}_{3(ac)} = -207,36 \text{ kJ/mol}$ y $\text{NO}_{(g)} = 90,25 \text{ kJ/mol}$:

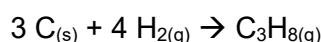
- a. Calcule la entalpía estándar para la siguiente reacción:



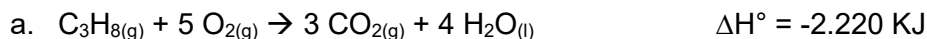
- b. Calcule la entalpía estándar por mol de $\text{NO}_{2(g)}$.

7. Calcule la variación de entalpía correspondiente a la descomposición térmica de 250 kg de CaCO_3 en CaO y CO_2 , sabiendo que las entalpías estándar de formación del CaO , CO_2 y CaCO_3 son respectivamente: $-635,1 \text{ kJ/mol}$; $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y $-1.206,9 \text{ kJ/mol}$. Analizar si el proceso es endotérmico o exotérmico.

8. Considere la síntesis de propano, un gas utilizado como combustible para campamentos:



Es difícil medir el cambio de entalpía de esta reacción. Sin embargo, las entalpías de reacción estándar de la combustión son fáciles de medir. Calcule la entalpía de dicha reacción si se dispone de los siguientes datos:



9. El calor para la reacción de combustión del acetileno (C_2H_2) a 25°C es $-1.299,1 \text{ kJ}$.

- a. Determine por los dos métodos que conoce, la entalpía de formación del acetileno en kJ/mol sabiendo que:

$$\Delta H^\circ_f \text{CO}_{2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

- b. Determine el calor que se libera en la combustión del acetileno cuando se obtienen 300 L de CO_2 medidos a 1 atm y 450°C .

10. La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos (C_8H_{18}). Sabiendo que los calores de formación de: agua_(g) = -242 kJ/mol ; dióxido de carbono = $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y el de octano líquido = -250 kJ/mol .

- a. Escriba la reacción de combustión de la gasolina (reacción termoquímica).

- b. Calcule la energía liberada en la combustión de 5 litros de gasolina sabiendo que su densidad es de 800 Kg/m^3 .

- c. ¿Qué volumen de gas carbónico medido a 30°C y presión atmosférica normal se generará en tal combustión?

11. Determine ΔH°_c 298 K, a partir de los datos experimentales obtenidos en una bomba calorimétrica. Capacidad calorífica del calorímetro $3.647 \text{ cal/}^\circ\text{C}$. Cp agua: $1 \text{ cal/g} = 4,184 \text{ J/g}$.

Sustancia	Masa (g)	T_i ($^\circ\text{C}$)	T_f ($^\circ\text{C}$)	ΔH°_c (kJ/mol)
Etanol _(l)	2,5 g	23,275 $^\circ\text{C}$	28,127 $^\circ\text{C}$	
Benceno _(l)	1,05 g	23,48 $^\circ\text{C}$	25,50 $^\circ\text{C}$	
Tolueno _(l)	0,695 g	24,48 $^\circ\text{C}$	26,43 $^\circ\text{C}$	
Hidracina _(l)	1,00 g	23,93 $^\circ\text{C}$	25,20 $^\circ\text{C}$	

12. El proceso de fotosíntesis que realizan los vegetales puede representarse por la siguiente ecuación química:

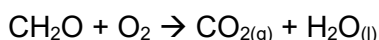


Determine:

- La masa de glucosa que se produce por fotosíntesis de 1 kg de dióxido de carbono.
- El volumen de aire (1 atm y 25 °C) que descarboniza (eliminación el dióxido de carbono del aire) la producción de 1 kg de glucosa.
- La energía solar necesaria para la producción de 50 kg de glucosa.

P CO ₂ en el aire a 25 °C = 0,033 atm	ΔH° _f CO ₂ = -393,5 kJ/mol
ΔH° _f H ₂ O _(g) = -241,8 kJ/mol	ΔH° _f C ₆ H ₁₂ O ₆ = -1.274,5 kJ/mol

13. La oxidación de la materia orgánica, por vía biológica, puede representarse por la ecuación:



Donde CH₂O(metanal) representa la sustancia orgánica. Determine:

- El volumen de oxígeno (en CNPT) que consumirá 1 kg de sustancia orgánica.
- La masa de sustancia orgánica que puede oxidar 1 L de agua, saturada en oxígeno, a la temperatura de 25 °C.
- La energía liberada por gramo de sustancia orgánica oxidada.

S O ₂ /H ₂ O = 8,2 mg/L	ΔH° _f CH ₂ O = -212,17 kJ/mol
ΔH° _f H ₂ O _(l) = -285,85 kJ/mol	ΔH° _f CO ₂ = -393,5 kJ/mol

14. Se ha diseñado una experiencia de laboratorio a fin de que los alumnos observen la vinculación que existe en sustancias cristalinas, entre cambio de estado, temperatura y calor suministrado. La experiencia consistió en calentar 50 g de agua_(s) (hielo) a temperatura - 30 °C suministrando calor por medio de una resistencia eléctrica de 400 W (J/s) en un recipiente aislado térmicamente a presión constante de una atmósfera hasta una temperatura de 150 °C. Un termómetro digital permite determinar la temperatura en cualquier momento de la experiencia y un visor con iluminación apropiada observar el estado en que se encuentra la muestra. Construya el gráfico temperatura vs. tiempo, indicando punto de fusión y de ebullición de la sustancia.

Realice un gráfico similar para el etanol (CH₃CH₂OH) a partir de -150 °C y hasta 150 °C.

	Agua	Etanol
Calor específico del sólido.	2,09 J/g.°C	0,99 J/g.°C
Calor de fusión del sólido.	0,334 kJ/g	105 J/g
Calor específico del líquida.	4,184 J/g.°C	2,3 J/g.°C
Calor de vaporización.	2,260 kJ/g	870 J/g
Calor específico del vapor.	2,03 J/g.°C	0.97 J/g.°C
Punto de fusión.	0 °C	-114 °C
Punto de ebullición.	100 °C	78 °C

15. Determine la cantidad de calor, necesarios para evaporar 500 kg de agua a la presión de 1 atm:
- Partiendo de una temperatura inicial del agua_(l) de 100 °C.
 - Partiendo de una temperatura inicial del agua_(l) de 30 °C.
16. Determine la cantidad de calor que se libera de 600 g de agua para transformarla en hielo:
- Partiendo de una temperatura inicial de agua_(l) de 0 °C.
 - Partiendo de una temperatura inicial de agua_(l) de 10 °C.
- 17.
- Calcule el calor que debe proporcionarse a una olla de cobre de 500,0 g que contiene 450,0 g de agua para elevar su temperatura de 25 °C hasta punto de ebullición.
 - Determine además el calor que se usa para elevar la temperatura del agua.
- Datos:* $c_p \text{ Cu} = 24,44 \text{ J/mol.K}$ $c_p \text{ H}_2\text{O} = 75,29 \text{ J/mol.K}$
18. Se queman 300 g de butano (C_4H_{10}) cuyo calor de combustión es -30 kcal/mol. Calcule qué masa de agua en gramos se puede calentar desde 15 °C hasta 80 °C utilizando esa masa de butano. *Dato:* $c_p \text{ H}_2\text{O}_{(l)}: 4,184 \text{ J/g.K}$
19. Calcule la masa en gramos de propano (C_3H_8) que tiene un calor de combustión de -24,83 kcal/mol que se necesitan para calentar 200 g de hielo desde -2 °C hasta 90 °C.
- Datos:* $C_e \text{ H}_2\text{O}_{(s)}: 2,09 \text{ J/g.K}$; $C_e \text{ H}_2\text{O}_{(l)}: 4,184 \text{ J/g.K}$; $\Delta H^\circ_f: 3.340 \text{ J/g}$

II. AUTOEVALUACIÓN

- Los dos azúcares más comunes son, sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) (azúcar de caña) y glucosa ($C_6H_{12}O_6$) (azúcar de maíz). Cuando estos azúcares son degradados por el organismo humano se transforman en $CO_{2(g)}$ y $H_2O_{(l)}$, mientras que por las bacterias se transforman en etanol ($CH_3CH_2OH_{(l)}$) y $CO_{2(g)}$. Calcule los calores molares y por gramo de combustión de ambos azúcares, para ambos tipos de degradación.

$C_{12}H_{22}O_{11} + 12 O_2 \rightarrow 12 CO_2 + 11 H_2O$	$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 4 CH_3CH_2OH + 4 CO_2$
$C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 CH_3CH_2OH + 2 CO_2$
ΔH° formación $C_{12}H_{22}O_{11} = -2.221$ kJ/mol	ΔH° formación $C_6H_{12}O_6 = -1.260$ kJ/mol

- El carbonato de calcio sólido se descompone por calentamiento en óxido de calcio_(s) y dióxido de carbono_(g). Determine la cantidad de calor necesario para obtener 300 L de dióxido de carbono, medidos en CNPT.
- En el laboratorio, en general resulta más simple determinar las entalpías de combustión de las sustancias que la entalpía de formación, no obstante, estas pueden obtenerse por cálculo a partir de las primeras.

Determine la entalpía molar de formación del etano (C_2H_6) a partir de:

ΔH° (combustión del etano) para la obtención de agua_(g) = - 1.560 kJ/mol

$\Delta H^\circ_f CO_{2(g)} = -393,5$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f H_2O_{(g)} = -241,8$ kJ/mol

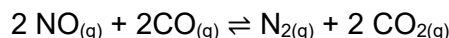
- El óxido de calcio_(s) reacciona con el agua_(l) para dar hidróxido de calcio_(s). Determine el calor liberado (ΔH°) cuando reaccionan 300 g de óxido de calcio con suficiente cantidad de agua. Datos: $\Delta H^\circ_f CaO = -635$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f H_2O_{(l)} = -285,8$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f Ca(OH)_2 = -987$ kJ/mol
- Determine los valores de entalpía de combustión, molar y por gramo, para las siguientes sustancias:

Sustancia	ΔH° 298 K (kJ/mol)	ΔH° 298 K (kJ/g)
Carbono(grafito)		
Propano _(g) 1		
Propano _(g) 2		
Butano _(g) 1		
Butano _(g) 2		
Etanol _(g) 1		
Etanol _(g) 2		

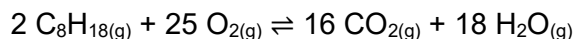
Nota: considerar al agua obtenida en 1 = gas, en 2 = líquida.

6. El convertidor catalítico de los automóviles usa como catalizador Platino o Rodio. El mismo cumple 3 funciones importantes:

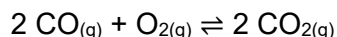
- Oxidación del monóxido de carbono y reducción de óxidos de nitrógenos:



- Oxidación de hidrocarburos:



- Oxidación de monóxido de carbono:



Datos:

$$\Delta H^\circ_f \text{CO}_{2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H^\circ_f \text{CO}_{(g)} = -110,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{NO}_{(g)} = 90,4 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}_{(g)} = -241,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{C}_8\text{H}_{18(l)} = -250 \text{ kJ/mol}$$

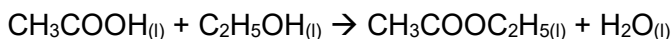
Determine:

- a. El volumen de nitrógeno (en CNPT) que se libera por la reducción de 500 g de óxido de nitrógeno (II) (NO).
 - b. La energía liberada o requerida por mol de óxido de nitrógeno (II).
 - c. El volumen de aire, medido en CNPT, que consumirá 1.000 g de combustible representado por C₈H₁₈.
 - d. El calor liberado en el ítem anterior.
 - e. Si la reacción consumió 30 L de aire medidos en CNPT, ¿qué volumen de monóxido de carbono se oxidó y que cantidad de calor se liberó?
7. La entalpía estándar de la reacción de hidrogenación del propeno tiene un valor de -124 kJ/mol. La entalpía estándar de reacción para la combustión del propano es -2.220 kJ/mol, y la entalpía estándar de formación del H₂O es -286 kJ/mol. Calcule la entalpía estándar de reacción del proceso de combustión del propeno.

Datos:



8. Dados los calores de formación y de combustión siguientes, calcule el ΔH° y ΔU° para la reacción a 298K:



Datos:

$$\Delta H^\circ_{\text{combustion}} (\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)}) = -536,9 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}) = 116,7 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}) = 66,3 \text{ kcal/mol}$$

9. La entalpía de combustión del propano es -526,3 Kcal. Las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono y del agua son respectivamente de -94,03 Kcal/mol y -68,30 Kcal/mol. Calcule:
- Entalpía de formación del propano.
 - Los kilogramos de carbono que serán necesarios quemar, siendo el rendimiento del 80%, para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 1 kg de propano.
10. Una bañera contiene 50 litros de agua a 25 °C ¿Cuánto tiempo será necesario abrir el grifo, con un caudal de 12 L/min, de agua caliente a 80 °C, para que la temperatura final del agua en la bañera sea de 40 °C?
11. El Freón 12 (CCl_2F_2) se utiliza como líquido refrigerante. ¿Qué masa de freón 12 inicialmente a 18 °C debe evaporarse para congelar 100 g de agua a 18 °C?

Calor de fusión H_2O 334 J/g	Capacidad Calorífica H_2O 4.184 J /°C.g	Calor de vaporización Freón 289 J/g
---	--	--

12. Determine el calor necesario para evaporar 300 g de propanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, que se encuentra a la temperatura de - 140 °C, a partir de la siguiente información:
- Punto de fusión normal -127 °C; Punto de ebullición normal 97 °C
- Calor de fusión 5,18 kJ/mol; Calor de vaporización 41,7 kJ/mol
- Capacidades caloríficas: sólido 142 J/mol.°C; líquido 170 J/mol.°C; gas 108 J/mol.°C
13. Las garrafas de gas licuado utilizadas como combustible en campamento contienen butano (C_4H_{10}) líquido. Suponga que 1 L de butano a 1 atm y 20 °C se saca de la garrafa. ¿Cuánto calor debe agregarse para vaporizar esta cantidad de butano? Calor de vaporización del butano 21,3 kJ/mol.

III. RESPUESTAS

2.

- a. Mayor
- b. Menor

5.

Sustancia	Cantidad	ΔH° 298 K (kJ)
Agua _(g)	400 g	-5.373,33 kJ
Carbonato de calcio _(s)	2 toneladas	-2,41.10 ⁷ kJ
Clorato de potasio _(s)	300 kg	-9,58.10 ⁵ kJ
Agua _(l)	700 L	-1,11.10 ⁷ kJ
Metano _(g) en CNPT	2.000 m ³	-6,68.10 ⁶ kJ

6.

- a. $\Delta H^\circ = -138,18$ kJ
- b. $\Delta H^\circ = -46,06$ kJ/mol

7. 445.750 kJ

8. -106 kJ

9.

- a. 226,3 kJ/mol
- b. -3286,72 kJ

10.

- b. -178.245,61 kJ
- c. 6.974,37 L CO₂

11.

Sustancia	Masa (g)	T _i (°C)	T _f (°C)	ΔH°_c (kJ/mol)
Etanol _(l)	2,5 g	23,275 °C	28,127 °C	-1.364,77 kJ/mol
Benceno _(l)	1,05 g	23,48 °C	25,50 °C	-2.293,45 kJ/mol
Tolueno _(l)	0,695 g	24,48 °C	26,43 °C	-3.943,77 kJ/mol
Hidracina _(l)	1,00 g	23,93 °C	25,20 °C	-615,17 kJ/mol

12.

- a. 681,82 g glucosa
- b. 24.680,36 L de aire
- c. E = 704.805,55 kJ

- 13.
- a. 746,66 L
 - b. $7,68 \cdot 10^{-3}$ g
 - c. -15,57 kJ
14. 1)7,84s; 2)41,75s; 3)52,31s; 4)282,5s; 5)12,69s.
- 15.
- a. $1,113 \cdot 10^6$ kJ
 - b. $1,27 \cdot 10^5$ kJ
- 16.
- a. -200,4 kJ
 - b. -225,504 kJ
- 17.
- a. 155,59 kJ
 - b. 141,17 kJ
18. 2.387,23g
19. 315,44 g

Autoevaluación

- 1. -5645,35 KJ/mol; -16,5 KJ/g
-2816,1 KJ/mol; -15,6 KJ/g
-463,4 KJ/mol; -1,35 KJ/g
-82,2 KJ/mol; -0,46 KJ/g
- 2. 2.387,9 kJ
- 3. 46,7 kJ/mol
- 4. -354,6 kJ
- 6.
 - a. 186,7 L N₂
 - b. -373,4 kJ/mol
 - c. 11.695 L aire
 - d. -44.508,8 kJ
 - e. 12,6 L CO; -566 kJ/mol
- 7. -2058 kJ
- 10. 1,56 min

IV. MATERIAL COMPLEMENTARIO

Relaciones útiles

ΔU = variación de energía interna

ΔH = variación de entalpía

Δn = variación del número de moles (productos - reactivos)

$\Delta U = U \text{ (productos)} - U \text{ (reactivos)} = q + w$

q positivo: el sistema absorbe calor del entorno.

q negativo: el sistema libera calor al entorno.

w positivo: el sistema recibe trabajo del entorno.

w negativo: el sistema realiza trabajo sobre el entorno.

$\Delta H \text{ (reacción)} = \sum \Delta H \text{ (productos)} - \sum \Delta H \text{ (reactivos)}$

Condiciones estándares: Presión de 1 bar; Temperatura a especificar (generalmente 25°C), si se trabaja con soluciones deben tener concentración 1 M.

1 kcal. = 4,184 kJ; 1 L.atm = 101,32 J; R= 8,314 J/mol.K