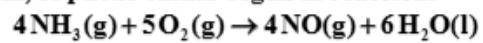


Ejercicio 1

El amoníaco, a 25 °C y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:

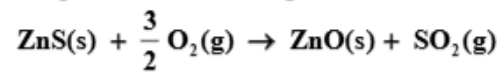


Calcule: a) La variación de entalpía. b) La variación de energía interna.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = -46'2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{NO}(\text{g})] = 90'4 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$

Ejercicio 2

a) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la reacción:



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

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{ZnS(s)}] = -202,9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{ZnO(s)}] = -348 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = -296,1 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4

Ejercicio 3

- a) Calcule la variación de entalpía estándar de formación del acetileno (etino) a partir de las entalpías estándares de combustión (kJ/mol) de hidrógeno, C (grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente: -285.8 ; -393.5 y -1298.1 .
- b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 Kg de acetileno.
Masas atómicas: H = 1; C = 12

Ejercicio 4

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 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se produce un aumento de entropía.**

Ejercicio 5

a) Calcule la variación de entalpía que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción: $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabiendo que las entalpías de formación del acetileno gaseoso y del benceno líquido son $-226,7 \text{ kJ/mol}$ y -49 kJ/mol , respectivamente. b) Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que:

$\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,5 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

Ejercicio 6

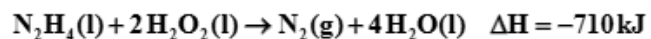
Dada la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

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: $(\text{CaCO}_3) = -1209'6$; $(\text{CO}_2) = -393'3$; $(\text{CaO}) = -635'1$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

Ejercicio 7

La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:

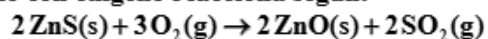


Las entalpías de formación de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-187,8 \text{ kJ/mol}$ y $-285,5 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. a) Calcule la entalpía de formación de la hidracina. b) ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10° C y 50 mm de mercurio, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

Ejercicio 8

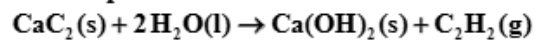
El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies expresadas en kJ/mol son: $(\text{ZnS}) = -181.1$; $(\text{SO}_2) = -70.9$; $(\text{ZnO}) = -349.3$. a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? b) ¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a 25°C y una atmósfera, se obtendrán? Datos: $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Zn} = 65.4$.

Ejercicio 9

a) Calcule la variación de la entalpía estándar de la reacción:



b) Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm^3 de acetileno, C_2H_2 , medidos a 25° C y 1 atm .

Datos: Entalpías estándar de formación en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{CaC}_2 = -59'0$; $\text{CO}_2 = -393'5$; $\text{H}_2\text{O} = -285'8$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 = -986'0$; $\text{C}_2\text{H}_2 = 227'0$.

Ejercicio 10

- a) **Enuncie el primer principio de la termodinámica.**
- b) **Razone si cuando un sistema gaseoso se expande disminuye su energía interna.**
- c) **Justifique cómo varía la entropía en la reacción: $2\text{KClO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{KClO}_3(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$**

Ejercicio 11

Calcule:

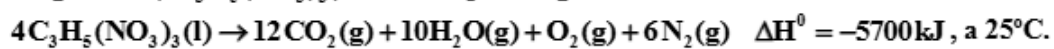
a) La entalpía de formación del amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

b) La energía desprendida al formarse 224 litros de amoníaco en condiciones normales.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol: $(\text{N}\equiv\text{N}) = 946$; $(\text{H}-\text{H}) = 436$; $(\text{N}-\text{H}) = 390$.

Ejercicio 12

La nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, se descompone según la reacción:



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

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

Datos: $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393'5\text{kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[H_2O(g)] = -241'8\text{kJ/mol}$.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14.

Ejercicio 13

Calcule:

a) La entalpía de formación del amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

b) La energía desprendida al formarse 224 litros de amoníaco en condiciones normales.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol: $(\text{N}\equiv\text{N}) = 946$; $(\text{H}-\text{H}) = 436$; $(\text{N}-\text{H}) = 390$.

Ejercicio 14

a) Calcule la entalpía de enlace $\text{H}-\text{Cl}$ sabiendo que la energía de formación del $\text{HCl}(\text{g})$ es $-92,4 \text{ kJ/mol}$ y las de disociación del H_2 y Cl_2 son 436 kJ/mol y 244 kJ/mol , respectivamente.

b) ¿Qué energía habrá que comunicar para disociar 20 g de HCl ?

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5$.

Ejercicio 15

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.

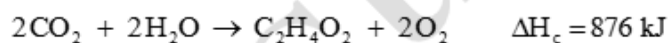
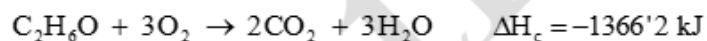
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

a)

$$46 \text{ g} \cdot \frac{-29'7 \text{ kJ}}{1 \text{ g de } C_2H_6O} = -1.366'2 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_6O)$$

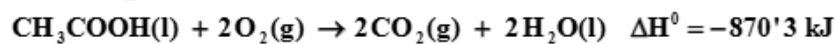
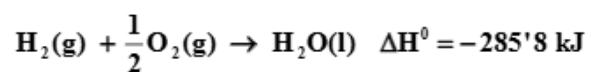
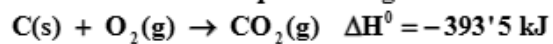
$$60 \text{ g} \cdot \frac{-14'6 \text{ kJ}}{1 \text{ g de } C_2H_4O_2} = -876 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_4O_2)$$

b)



Ejercicio 16

Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:



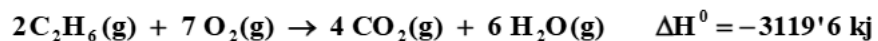
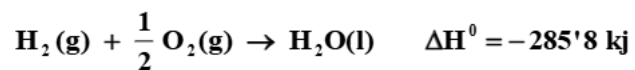
Calcule:

- La entalpía estándar de formación del ácido acético.
- La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la combustión de 1 kg de este ácido.

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

Ejercicio 17

A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



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.

Masas atómicas: C = 12, H = 1

Ejercicio 18

Dada la reacción (sin ajustar): $\text{SiO}_2(\text{s}) + \text{C}(\text{grafito}) \rightarrow \text{SiC}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$

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:

$\Delta H_f^0[\text{SiC}(\text{s})] = -65,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{SiO}_2(\text{s})] = -910,9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$

. Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = 353 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

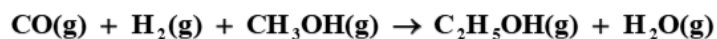
Ejercicio 19

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.**

Ejercicio 20

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



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: $\Delta H_f^0[\text{CO(g)}] = -110'5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CH}_3\text{OH(g)}] = -201'5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(g)}] = -235'1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O(g)}] = -241'8 \text{ kJ/mol}$.

Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = -227'4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.

Ejercicio 21

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas, en las mismas condiciones:



Calcule:

a) La entalpía de formación del $\text{PCl}_5(\text{g})$, en las mismas condiciones.

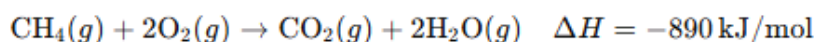
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de $\text{PCl}_5(\text{g})$ a partir de sus elementos.

Masas atómicas: P = 31 ; Cl = 35'5.

Ejercicio 22

Los combustibles fósiles, como el metano (CH_4), son fuentes primarias de energía en el mundo moderno. Cuando se queman, reaccionan con oxígeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), liberando una gran cantidad de energía.

La reacción de combustión completa del metano es:



La combustión incompleta puede ocurrir cuando no hay suficiente oxígeno disponible, produciendo monóxido de carbono (CO) y agua en lugar de dióxido de carbono. Esto disminuye la eficiencia energética y genera gases tóxicos que son perjudiciales para la salud y el medio ambiente.

En el contexto global, el uso excesivo de combustibles fósiles contribuye al calentamiento global debido a la liberación de grandes cantidades de CO_2 , un gas de efecto invernadero. Las energías renovables, como la solar y la eólica, se presentan como alternativas sostenibles que no producen emisiones de gases contaminantes durante su uso.

Entalpías estándar de formación (ΔH_f°):

- $\text{CH}_4(g)$: -74.8 kJ/mol
- $\text{CO}_2(g)$: -393.5 kJ/mol
- $\text{H}_2\text{O}(g)$: -241.8 kJ/mol

Preguntas

1. (Teoría) Explica la diferencia entre combustión completa e incompleta y justifica por qué la incompleta es menos eficiente.
2. (Cálculo) Utiliza las entalpías estándar de formación para calcular el cambio de entalpía de la reacción de combustión del metano y verifica si coincide con el valor dado ($\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$).
3. (Teoría) Relaciona el impacto del CO_2 producido en la combustión completa con el cambio climático global.
4. (Cálculo) Si se queman 10 mol de metano, ¿cuánta energía se libera? Expresa el resultado en kJ y en kcal (1 kcal = 4.184 kJ).

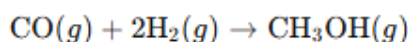
Selectividad Alto Rendimiento
Termodinámica Química



Autor: Ángel Bueno Cabrera

Ejercicio 23

El metanol (CH_3OH) es un compuesto importante utilizado como combustible y materia prima en la industria química. Se produce mediante la siguiente reacción:



La entalpía estándar de reacción (ΔH°) y la entropía estándar de reacción (ΔS°) son:

$$\Delta H^\circ = -128.0 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^\circ = -332.0 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

En el proceso industrial, esta reacción se realiza a alta presión y temperatura moderada para maximizar el rendimiento del metanol. Las condiciones incluyen una presión de 50 – 100 atm y temperaturas entre . El uso de un catalizador mejora la velocidad de reacción sin alterar la energía libre de Gibbs (ΔG).

El equilibrio químico depende de la temperatura y la presión. A altas temperaturas, el principio de Le Châtelier predice que el equilibrio se desplazará hacia los reactivos, ya que la reacción es exotérmica. Por otro lado, la alta presión favorece la formación de productos, pues reduce el número total de moles gaseosos.

1. (Teoría) ¿Por qué se utiliza alta presión y temperatura moderada en la síntesis de metanol? Explica tu respuesta utilizando el principio de Le Châtelier.
2. (Cálculo) Calcula la energía libre de Gibbs (ΔG°) a 298 K para esta reacción.
3. (Cálculo) Determina si la reacción es espontánea a 298 K. Justifica tu respuesta.
4. (Teoría) ¿Cómo afectaría un incremento significativo de la temperatura al equilibrio de esta reacción?

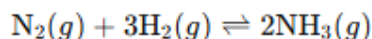
Selectividad Alto Rendimiento
Termodinámica Química



Autor: Ángel Bueno Cabrera

Ejercicio 24

El amoníaco (NH_3) es un compuesto esencial en la producción de fertilizantes y productos químicos. Se produce mediante el proceso Haber-Bosch, que implica la reacción de nitrógeno (N_2) y hidrógeno (H_2):



La entalpía estándar de reacción es exotérmica ($\Delta H^\circ = -92.4 \text{ kJ/mol}$), y la entropía estándar de reacción es negativa ($\Delta S^\circ = -198.3 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$). Estas propiedades afectan significativamente el equilibrio químico y la espontaneidad de la reacción.

En condiciones estándar (298 K), la energía libre de Gibbs (ΔG°) puede usarse para predecir la espontaneidad, mientras que a temperaturas industriales, la cinética y el equilibrio son clave. Además, la alta presión (100 – 200 atm) favorece la formación de productos, ya que reduce el número total de moles gaseosos.

El equilibrio de esta reacción también se caracteriza por la constante de equilibrio (K), que depende de la temperatura a través de la ecuación de Van 't Hoff:

$$\ln K = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \frac{1}{T} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

En este contexto, es crucial determinar si la reacción es espontánea a temperatura estándar y cómo cambia el equilibrio cuando aumenta la temperatura. Además, el uso de catalizadores no afecta el ΔG ni el K , pero mejora significativamente la velocidad de reacción.

1. (Teoría) Explica por qué el proceso Haber-Bosch utiliza alta presión y temperatura moderada, considerando el efecto sobre el equilibrio y la cinética.
2. (Cálculo) Calcula ΔG° a 298 K para la reacción. ¿Es espontánea a esta temperatura?
3. (Cálculo) Utilizando la ecuación de Van 't Hoff, calcula el valor de K a 298 K. Usa $R = 8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.
4. (Cálculo avanzado) Si la temperatura aumenta a 700 K, ¿cómo cambia K ? Determina si el equilibrio favorece más a los productos o a los reactivos.
5. (Teoría) Justifica por qué el catalizador no afecta al valor de K ni a ΔG , pero es esencial en la producción industrial de amoníaco.

Selectividad Alto Rendimiento
Termodinámica Química

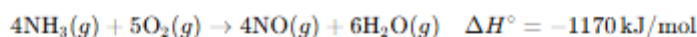


Autor: Ángel Bueno Cabrera

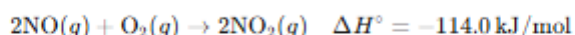
Ejercicio 25

El ácido nítrico (HNO_3) es un compuesto fundamental en la fabricación de fertilizantes, explosivos y productos químicos. Su producción industrial se lleva a cabo mediante el proceso Ostwald, que consta de tres etapas principales:

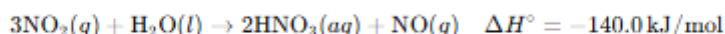
1. Oxidación del amoníaco (NH_3):



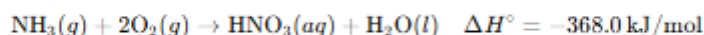
2. Oxidación del monóxido de nitrógeno (NO):



3. Disolución de dióxido de nitrógeno (NO_2) en agua:



La reacción global del proceso es:



El éxito del proceso Ostwald depende de la temperatura, presión y la presencia de catalizadores, como platino-rutenio en la primera etapa, que asegura una rápida oxidación del amoníaco. Aunque las reacciones son exotérmicas, temperaturas moderadamente altas () se utilizan para garantizar una conversión eficiente del amoníaco a monóxido de nitrógeno.

En términos termodinámicos, la energía libre de Gibbs (ΔG) y la constante de equilibrio (K) de la reacción global son indicadores clave de la viabilidad del proceso. La entropía estándar de reacción (ΔS°) para la reacción global es $-351.0 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$. El efecto de la temperatura en el valor de K puede estudiarse mediante la ecuación de Van 't Hoff, mientras que la velocidad de la reacción está influenciada principalmente por el catalizador.

La constante de equilibrio K a temperatura estándar (298 K) es extremadamente alta, favoreciendo los productos. Sin embargo, a altas temperaturas industriales, el valor de K disminuye debido a la naturaleza exotérmica del proceso, lo que implica un menor rendimiento del ácido nítrico si no se optimizan otras variables.

1. (Teoría) Explica por qué se requiere un catalizador en la primera etapa del proceso Ostwald.
2. (Cálculo) Determina la energía libre de Gibbs (ΔG°) para la reacción global a 298 K.
3. (Cálculo) Calcula el valor de la constante de equilibrio (K) para la reacción global a 298 K. Usa $R = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$.
4. (Cálculo avanzado) Si la temperatura aumenta a 900 K, estima el nuevo valor de K usando la ecuación de Van 't Hoff. Comenta cómo afecta esto al equilibrio.
5. (Teoría) Analiza cómo las condiciones de temperatura y presión afectan el rendimiento del ácido nítrico en el proceso Ostwald.

Selectividad Alto Rendimiento
Termodinámica Química



Autor: Ángel Bueno Cabrera