

Guía N° 6 – Equilibrio químico

- 6.1. Para la reacción gaseosa: $2 \text{NO} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NOBr}$, las presiones parciales observadas en el equilibrio a 324 K son: $P_{(\text{NO})} = 96,5 \text{ torr}$; $P_{(\text{Br}_2)} = 33,9 \text{ torr}$; $P_{(\text{NOBr})} = 100,8 \text{ torr}$. Suponiendo comportamiento ideal determine K_p° , K_C° y ΔG° a 324 K. R: 24,5; 654; -8,53 kJ**

Para este cálculo, consideraremos la presión estándar $P^\circ = 1 \text{ atm}$, y no 1 bar como se vio en clases. Es decir, utilizaremos el convenio antiguo. Esto sólo para obtener el resultado que sale en la guía.

Así, $P_{\text{NOBr}} = 0,133 \text{ atm}$, $P_{\text{NO}} = 0,127 \text{ atm}$ y $P_{\text{bromo}} = 0,0446 \text{ atm}$, y en la expresión de la constante de equilibrio los términos van divididos por 1 atm y no los escribiremos.

$$K_p^\circ = \frac{P_{\text{NOBr}}^2}{P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{Br}_2}} = \frac{0,133^2}{0,127^2 \cdot 0,0446} = 24,59. \text{ La variación de moles } \Delta v \text{ es igual a } -1, \text{ y}$$

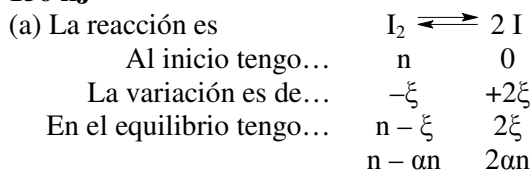
$$K_C^\circ = \frac{K_p^\circ}{(RT)^{\Delta v}} = K_p^\circ RT = 24,59 \cdot 0,08206 \cdot 324 \approx 654$$

$$\text{Igualmente, } \Delta G = -RT \ln K_p^\circ = -8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K} \cdot 324 \text{ K} \cdot \ln 24,59 = -8626 \text{ J}$$

- 6.2. A altas presiones el $\text{I}_{2(\text{vapor})}$ se disocia parcialmente en átomos de yodo. Sea P_0 la presión inicial ignorando la disociación y P la presión realmente observada:**

T/K	973	1073	1173	1274
P_0/atm	0,0576	0,0631	0,0684	0,0736
P/atm	0,0624	0,0750	0,0918	0,1122

- (a) Demuestre que el grado de disociación es $\alpha = (P - P_0)/P_0$; (b) Calcule K_p° a cada temperatura; (c) Calcule el valor promedio de ΔH° para $\text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{I}$ en el rango de temperaturas dado. R: (c) 156 kJ



En esto último utilicé $\alpha = \xi / n$. Los moles en el equilibrio son $n - \alpha n + 2\alpha n = n(1 + \alpha)$.

Si $PV = n_{\text{totales}}RT$, para este caso, $PV = n(1 + \alpha)RT$, y $P_0V = nRT$. Luego:

$$\frac{P_0}{P} = \frac{\frac{nRT}{V}}{\frac{n(1+\alpha)RT}{V}} = \frac{1}{(1+\alpha)} \text{ y de aquí, } 1 + \alpha = \frac{P}{P_0}; \alpha = \frac{P}{P_0} - 1 = \frac{P - P_0}{P_0}$$

$$(b) K_p = \frac{P_{\text{I}}^2}{P_{\text{I}_2}} = \frac{x_{\text{I}}^2 \cdot P^2}{x_{\text{I}_2} \cdot P} = \frac{x_{\text{I}}^2}{x_{\text{I}_2}} \cdot P \text{ pero } x_{\text{I}} = \frac{2\alpha n}{n(1+\alpha)} = \frac{2\alpha}{1+\alpha} \text{ y } x_{\text{I}_2} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha}$$

$$\text{Luego } K_p = \frac{\frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)^2}}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} \cdot P = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P$$

$$\text{Entonces, a } 973 \text{ K, } \alpha = \frac{P}{P_0} - 1 = \frac{0,0624}{0,0576} - 1 = \frac{1}{12} = 0,08\bar{3}; \alpha^2 = 1/144 = 6,94 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{y reemplazando en } K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P = \frac{4 \cdot 6,94 \cdot 10^{-3}}{1 - 6,94 \cdot 10^{-3}} \cdot 0,0624 = 1,745 \cdot 10^{-3}$$

Siguiendo el mismo procedimiento, a 1073 K, $\alpha = 0,1886$ y $K_p = 0,0114$. A 1173 K, $\alpha = 0,342$ y $K_p = 0,0486$. A 1274 K, $\alpha = 0,524$ y $K_p = 0,170$.

(c) De integrar considerando ΔH constante la ecuación de van't Hoff, obtenemos la expresión:

$$\ln K_{P(2)} = \ln K_{P(1)} - \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \text{ que puede transformarse a:}$$

$$\ln K_{P(2)} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \frac{1}{T_2} + \frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \frac{1}{T_1} + \ln K_{P(1)}. \text{ Considerando los dos últimos términos como una constante:}$$

$$\ln K_{P(2)} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \frac{1}{T_2} + \text{cte. y haremos lo de siempre cuando nos dan pares de datos... (un sencillo$$

consejo para la Fisicoquímica Farmacéutica). Nada más ni nada menos que una regresión lineal, considerando $y = mx + n$, donde $y = \ln K_p$, $m = -\Delta H^\circ/R$, $x = 1/T_2$.

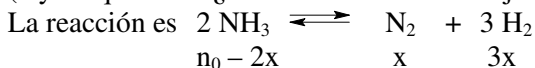
$(1/T) / K^{-1}$	$\ln K_p^\circ$
$10,28 \cdot 10^{-4}$	-6,35
$9,32 \cdot 10^{-4}$	-4,474
$8,525 \cdot 10^{-4}$	-3,024
$7,85 \cdot 10^{-4}$	-1,77

La pendiente $m = -18821,58 = -\Delta H^\circ / R$.

$$\Delta H^\circ = -18821,58 \cdot -8,314 = 156,48 \text{ kJ/mol.}$$

- 6.3. En un reactor de 2,50 L, a 25°C, se introduce suficiente amoníaco gaseoso hasta alcanzar la presión de 7,60 atm. Luego, se calienta el reactor, a volumen constante, hasta 673 K observándose descomposición parcial del amoníaco. A esta última temperatura se considera el equilibrio: $2 \text{ NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g})$. A 673 K se determinó 1,12 moles de mezcla. Calcule K_C y K_P a 673 K. R: 0,0194; 59,1**

(Uy chiquillos... ¿les trae recuerdos este ejercicio?)



Inicialmente (antes de disociar), hay: $n_0 = \frac{7,6 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} = 0,777 \text{ moles}$

Pero en la mezcla hay 1,12 moles, que son la suma de los escritos arriba:

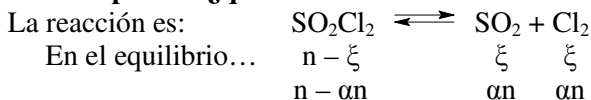
$$n_0 - 2x + x + 3x = 0,777 + 2x = 1,12; \text{ de aquí obtengo } x = 0,1717. \text{ Escribiremos:}$$

$$K_C = \frac{\frac{n_{\text{N}_2}}{V} \cdot \left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V} \right)^3}{\left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{V} \right)^2} = \frac{n_{\text{N}_2} \cdot n_{\text{H}_2}^3}{n_{\text{NH}_3}^2 \cdot V^2} = \frac{x \cdot (3x)^3}{(0,777 - 2x)^2 \cdot 2,5^2} \approx 0,02$$

...donde reemplacé el valor que obtuve arriba para x.

$$\text{De igual forma, } \Delta v = 3 + 1 - 2 = 2, \text{ luego } K_P = K_C (RT)^{\Delta v} = 0,02 \cdot (0,08206 \cdot 673)^2 \approx 60,9.$$

- 6.4. En un reactor, de volumen constante, se coloca cierta cantidad de cloruro de sulfurilo. A 70°C la sustancia gaseosa ejerce una presión de 230 torr. Manteniendo la temperatura en 70°C, en presencia de un catalizador, se produce la descomposición que conduce al equilibrio: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. En el equilibrio la presión se estabiliza en 291 torr. Determinar: (a) el grado de disociación, α , del SO_2Cl_2 ; (b) La constante K_P ; (c) Si aumenta la temperatura ¿puede predecir cómo cambiará la constante K_P ? (d) ¿La variación de la entalpía de la reacción será positiva o negativa? (e) ¿Puede determinar la concentración o moles de cada especie en el equilibrio? Si no es posible ¿qué datos necesita?**



- a) Los moles totales en el equilibrio son $n = n - \alpha n + \alpha n + \alpha n = n(1 + \alpha)$. Si tengo P_0 antes de agregar el catalizador, al agregarlo tengo una presión P . La razón entre ambas presiones es P/P_0 , y considerando comportamiento ideal:

$$\frac{P}{P_0} = \frac{\frac{n(1+\alpha)RT}{V}}{\frac{nRT}{V}} = 1 + \alpha; \text{ y de aquí, } \alpha = \frac{P}{P_0} - 1 = \frac{291}{230} - 1 = 0,265$$

b) $P_{\text{SO}_2} = x_{\text{SO}_2} \cdot P = \frac{\alpha n}{n(1+\alpha)} P = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P$; $P_{\text{Cl}_2} = x_{\text{Cl}_2} \cdot P = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = x_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} \cdot P = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} P \text{ y } K_p = \frac{P_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \frac{\frac{\alpha}{(1+\alpha)} P \cdot \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P}{\frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} P} = \frac{\alpha^2 P}{1-\alpha^2} \approx 0,029$$

- c) Dedúzcanlo ustedes considerando el principio de Le Chatêlier. Recuérdese que hay dos moles a la derecha.
 d) No se ha proporcionado la información del volumen del reactor, luego sólo puede determinarse el número de moles. Ustedes ya saben cómo hacerlo, tienen K_p , P , α y n .

6.5. Cuando el cloruro de amonio se calienta, la presión de vapor a 427°C es 4560 torr. A 459°C la presión de vapor asciende a 8360 torr. Para la disociación a 427°C ¿Cuál es (a) la constante de equilibrio (disociación en HCl y NH₃ gaseosos), (b) la función de Gibbs, (c) la entalpía, (d) la entropía? Suponga comportamiento ideal para los gases. R: (a) $K_{p427} = 9,0$; $K_{p459} = 30,2$ (b) $-12,8$ kJ (c) $161,4$ kJ (d) 249 J/K

Se está considerando la sal NH₄Cl, es decir, un sólido, que no se escribirá en la constante de equilibrio.

- a) La reacción es $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$, 427°C son 700 K, 459°C son 732 K, 4560 torr son 6 atm y 8360 torr son 11 atm. Naturalmente, cada uno de los gases aporta equitativamente a la presión total; es decir, a 700 K cada gas aporta con 3 atm (ley de Dalton), y $K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = 9$. A 732 K, cada gas aporta con 5,5 atm y $K_p = 30,25$.
 b) $\Delta G_{700} = -RT \ln K_p = -8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K} \cdot 700 \text{ K} \cdot \ln 9 = -12,8 \text{ kJ}$.

c) Usando la ecuación popularizada por Jacobus Hendricus van't Hoff: $\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$

Reemplazo, $\ln \frac{30,25}{9} = -\frac{\Delta H}{8,314} \left(\frac{1}{732} - \frac{1}{700} \right)$ y $\Delta H = 161,4 \text{ J}$.

d) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; despejando, $\Delta S = 260 \text{ J/K}$.

6.6. Para el sistema en equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$, evalúe la constante K_p a las temperaturas 0, 25, 50 y 100°C. Use la expresión $K_p = \exp[-\Delta G^\circ/RT]$. Previamente calcule para cada componente del equilibrio su correspondiente ΔG° a cada temperatura, considerando la presión estándar (1 atm). Suponga que ΔH y S son independientes de la temperatura. Calcule K_p a diferentes temperaturas usando sólo ΔG° (reacción) a 298 K. Observe las diferencias con el caso anterior. R: $K_p = 0,0161$; $0,140$; $0,865$; $15,97$

La forma más fácil de hacer este ejercicio es calculando, con los datos de la tabla, $\Delta H = 2 \cdot 33,180 - 9,160 = 57,2 \text{ kJ/mol} = 57200 \text{ J/mol}$, y $\Delta S = 2 \cdot 240,06 - 304,29 = 175,83 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$.

A 0°C (273 K), $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 57200 - 273 \cdot 175,83 = 9198 \text{ J/mol}$, y $K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = 0,017$. Usando el mismo procedimiento, obtengo a 25°C $K_p = 0,144$, a 50°C $K_p = 0,860$ y a 100°C $K_p = 14,94$.

Usando sólo $K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}}$ a las distintas temperaturas, considerando ΔG independiente de la temperatura y cambiando T, llegamos a los valores 0,122, 0,145, 0,169 y 0,214. Como se ve, considerando ΔG independiente de la temperatura incurrimos en errores bastante considerables.

6.7. Demuestre que se obtienen los mismos valores de K_p del ejercicio 6.6 a las temperaturas indicadas, si se usa la ecuación de van't Hoff integrada: $\ln \frac{K_{p(T)}}{K_{p(T_0)}} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right)$ ($T_0 = 298,15 \text{ K}$).

¿Cuál expresión es más recomendable para obtener los valores de K_p a diferentes temperaturas?
¿Por qué?

Dense ustedes la lata de calcular, pero piensen que utilizando la expresión de van't Hoff no requiero conocer ΔS ; el procedimiento se acelera bastante.

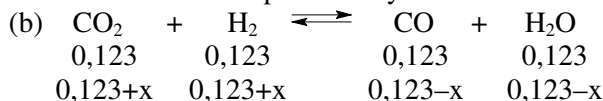
6.8. El equilibrio para la reacción del gas de agua se puede expresar como: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. (a) Determine la constante K_p a 800 K; (b) A 298 K se mezclan en un reactor 0,123 moles de cada uno de los 4 compuestos. Luego, es calentado hasta 800 K. Determine la composición de cada sustancia en el equilibrio a 800 K. Con los datos disponibles ¿cómo puede expresar la composición? ¿En moles, fracciones molares, concentraciones o presiones parciales del equilibrio? Calcule la(s) que sea(n) posible(s) y haga un comentario al respecto.

	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
$\Delta G_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	-394,4	0	-137,2	-228,6
$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	-393,5	0	-110,5	-241,8
$S^\circ_{298} / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$	213,7	130,7	197,7	188,8

R: (a) 0,323, (b) $n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2) = 0,157 \text{ mol}$; $n(\text{CO}) = n(\text{agua}) 0,089 \text{ mol}$

(a) Se da la reacción del gas de agua. Suponiendo a ΔH independiente de la temperatura, $\Delta H = -110,5 + -241,8 - (-393,5 + 0) = 41,2 \text{ kJ/mol}$. $\Delta S = 197,7 + 188,8 - (213,7 + 130,7) = 42,2 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$= 41200 \text{ J/mol} - 800 \text{ K} \cdot 42,2 \text{ J/mol}\cdot\text{K} = 7440 \text{ J/mol}$ y $K_p = e^{\frac{\Delta G}{RT}} = e^{\frac{-7440}{8,314 \cdot 800}} = 0,327$. Estos valores nos hablan de una reacción no favorecida en el sentido en que se escribe sino en el inverso. En consecuencia, debe restarse el avance de la reacción a los productos y sumárselo a los reactivos, con la reacción tal como está escrita.



A 800 K, $K_p = \frac{(0,123-x)^2}{(0,123+x)^2} = 0,327$ y de aquí, $x = 0,034$. $n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2} = 0,123 + 0,034 = 0,157$. $n_{\text{H}_2\text{O}} =$

$n_{\text{CO}} = 0,123 - 0,034 = 0,089$. No se pueden conocer las concentraciones molares ni las presiones parciales, porque desconocemos el dato del volumen del reactor. Aun así, tendríamos que suponer gases ideales, o conocer las constantes de alguna ecuación de gases reales.

Para los ejercicios 6.9 a 6.13 considere los siguientes datos termodinámicos en su estado estándar:

Especie	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$	$\Delta G^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,83	+69,91	
$\text{H}^+(\text{ac})$	0	0	
$\text{OH}^-(\text{ac})$	-229,99	-10,75	
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$	-485,76	+178,7	
$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac})$	-486,01	+86,6	
$\text{Ag}^+(\text{ac})$	+105,58		+77,11
$\text{Cl}^-(\text{ac})$	-167,16		-131,23
$\text{AgCl}(\text{s})$	-127,07		-109,79
$\text{NH}_3(\text{ac})$	-80,29		-26,57
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{ac})$	-111,29		-17,24

6.9. Evalúe el producto iónico del agua a 0°, 25°, 40° y 60°C. R: $\text{p}K_w(0^\circ\text{C}) = 14,89$; $\text{p}K_w(25^\circ\text{C}) = 14,00$; $\text{p}K_w(40^\circ\text{C}) = 13,53$; $\text{p}K_w(60^\circ\text{C}) = 12,97$.

La reacción es: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Por definición, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$; $\Delta H = 0 - 229,99 - (-285,3) = 55,84 \text{ kJ/mol}$. $\Delta S = 0 - 10,75 - 69,91 = -80,66 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

- (a) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 55840 \text{ J/mol} - 273 \text{ K} \cdot -80,66 \text{ J/mol}\cdot\text{K} = 77860 \text{ J/mol}$. $K_w = e^{\frac{-77860}{8,314 \cdot 273}} = 1,26 \cdot 10^{-15}$; $pK_w = 14,89$.
 (b) Igual procedimiento, $\Delta G = 79877 \text{ J/mol}$ y $pK_w = 14,00$
 (c) $\Delta G = 81087 \text{ J/mol}$ y $pK_w = 13,53$
 (d) $\Delta G = 82700 \text{ J/mol}$ y $pK_w = 12,97$.

Es interesante notar que según este cálculo, la variación de la ionización del agua es notable, y aumenta con la temperatura. Nosotros siempre consideramos $pK_w = 14$ pero esto es verdad sólo a 25°C ...

- 6.10. Evalúe a diferentes temperaturas la constante de disociación para el equilibrio: $\text{CH}_3\text{COOH}_{(ac)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(ac)} + \text{H}^+_{(ac)}$. ¿Cómo se afecta la disociación del ácido acético con la temperatura?**
 $\Delta H = -486,01 + 485,76 = -0,25 \text{ kJ/mol} = -250 \text{ J/mol}$. $\Delta S = 86,6 - 178,7 = -92,1 \text{ J/mol}$. Adjunto aquí

una tabla con los cálculos; $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ y $K = e^{\frac{-\Delta G}{RT}}$.

T/°C	T/K	$\Delta G/(\text{J/mol})$	K	pK
25	298,15	27209	1,709E-05	4,767
50	323,15	29512	1,696E-05	4,770
75	348,15	31814	1,684E-05	4,773
100	373,15	34117	1,674E-05	4,775

Es interesante notar que el pK del ácido acético es prácticamente constante desde su punto de fusión ($16,6^\circ\text{C}$) hasta su punto de ebullición (117°C), no así el agua.

- 6.11. Determine el K_{ps} a 25° y 60°C para el equilibrio de solubilidad: $\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(ac)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$. R: $1,77 \times 10^{-10}$; $2,83 \times 10^{-9}$**

El mismo asunto, pero no se dispone de ΔS , luego debe calcularse. $\Delta H^\circ = +105,58 - 167,16 + 127,07 = 65,49 \text{ kJ/mol}$. $\Delta G^\circ = -131,23 + 77,11 + 109,79 = 55,67 \text{ kJ/mol}$. y $K_{ps} = e^{\frac{-55670}{8,314 \cdot 298}} = 1,74 \cdot 10^{-10}$.

De aquí, $55670 = 65490 - 298 \cdot \Delta S^\circ$; se obtiene un valor de $\Delta S^\circ = 32,9 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$. $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 65490 - 333 \cdot 32,9 = 54534 \text{ J/mol}$ y $K_{ps} = 2,79 \cdot 10^{-9}$.

- 6.12. Calcular a 25°C la constante de formación del complejo diaminoargéntico según la ecuación: $\text{Ag}^+_{(ac)} + 2 \text{NH}_3_{(ac)} \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+_{(ac)}$. R: $K_f = 1,68 \times 10^7$**

Como está a 25°C , no hay para qué calcular ΔH° y ΔS° , luego $\Delta G^\circ = -17,24 - (77,11 + 2 \cdot -26,57) = -41,21 \text{ kJ/mol}$ y $K_f = 1,67 \cdot 10^7$.

- 6.13. Para la formación del complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)^+$ a 25°C : $\text{Ag}^+_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)} \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)^+_{(ac)}$, la constante es $1,74 \cdot 10^3$. ¿Cuál es la energía libre estándar para $\text{Ag}(\text{NH}_3)^+_{(ac)}$? R: $-18,49 \text{ kJ/mol}$**

$\Delta G^\circ = -RT \ln K_f = -8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln (1,74 \cdot 10^3) = -18488 \text{ J/mol}$.