

2005-Galicia-Química2-Enunciado no oficial/aproximado.

2.- A porcentaxe de disociación da auga a 1500 K é $1,97 \cdot 10^{-2} \%$ e a 1000 K é $3 \cdot 10^{-5} \%$. Calcular a variación de entalpía correspondente á reacción $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ no intervalo de temperaturas indicado, supoñendo que a presión de equilibrio é 1 atm.

El porcentaje de disociación del agua a 1500 K es $1,97 \cdot 10^{-2} \%$ y a 1000 K es $3 \cdot 10^{-5} \%$. Calcular la variación de entalpía correspondiente a la reacción $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ en el rango de temperatura especificado, suponiendo que la presión de equilibrio es 1 atm.

2006-Baleares-A3.

A 1500 K, el percentatge de dissociació de l'aigua és $1,97 \cdot 10^{-2} \%$ i a 1000 K és $3 \cdot 10^{-5} \%$. Sabent que la pressió d'equilibri és d'1 atm, calcula la variació d'entalpia correspondent a la reacció de formació de l'aigua en l'interval de temperatures indicat.

A 1500 K, el porcentaje de disociación del agua es $1,97 \cdot 10^{-2} \%$ y a 1000 K es $3 \cdot 10^{-5} \%$. Sabiendo que la presión de equilibrio es de 1 atm, calcular la variación de entalpía correspondiente a la reacción de formación del agua en el intervalo de temperaturas indicado.

Referencias

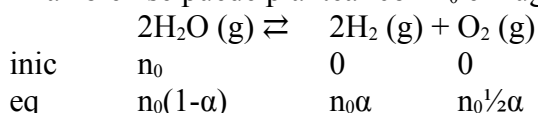
Casi idéntico a 1996-Cataluña-B2

<http://www.eis.uva.es/~galisteo/fqi/problemas/equilibrio.pdf> problema 14

La disociación del agua es la reacción inversa a la indicada, por lo que su constante de equilibrio será la inversa. Si planteamos la disociación con moles (se podría hacer con presiones) Como tenemos dos grados de disociación a dos temperaturas, podemos plantear los equilibrios y obtener dos constantes de equilibrio a dos temperaturas, con lo que utilizando la ecuación de Van't Hoff podemos obtener la variación de entalpía.

Planteamos el equilibrio con número de moles y grado de disociación, que es dato

>También se puede plantear con P_0 en lugar de n_0



Número de moles totales = $n_0(1-\alpha) + n_0\alpha + \frac{1}{2}n_0\alpha = n_0(1 + \frac{1}{2}\alpha)$

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^2} = P_T \frac{\chi_{\text{H}_2}^2 \chi_{\text{O}_2}}{\chi_{\text{H}_2\text{O}}^2} = \frac{P_T}{(1 + \frac{1}{2}\alpha)} \frac{\alpha^2 \frac{1}{2}\alpha}{(1-\alpha)^2} = \frac{P_T}{2(1 + \frac{1}{2}\alpha)} \frac{\alpha^3}{(1-\alpha)^2}$$

$$\text{Si } T=1500 \text{ K, } \alpha=1,97 \cdot 10^{-4} \quad K_p = \frac{1}{2 \cdot (1 + 0,5 \cdot 1,97 \cdot 10^{-4})} \frac{(1,97 \cdot 10^{-4})^3}{(1 - 1,97 \cdot 10^{-4})^2} = 3,8238 \cdot 10^{-12} \text{ atm}$$

$$\text{Si } T=1000 \text{ K, } \alpha=3 \cdot 10^{-7} \quad K_p = \frac{1}{2 \cdot (1 + 0,5 \cdot 3 \cdot 10^{-7})} \frac{(3 \cdot 10^{-7})^3}{(1 - 3 \cdot 10^{-7})^2} = 1,35 \cdot 10^{-20} \text{ atm}$$

Calculamos la variación de entalpía con la ecuación de Van't Hoff

>Usamos $R=8,31 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$, que no es dato

$$\ln \frac{K_{p1}}{K_{p2}} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$
$$\ln \frac{3,8238 \cdot 10^{-12}}{1,35 \cdot 10^{-20}} = \frac{-\Delta H^\circ}{8,31} \left(\frac{1}{1500} - \frac{1}{1000} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = 485183 \text{ kJ}$$

>No indicamos kJ por mol: es la entalpía de la reacción del enunciado, y las entalpías de indican



en kJ y no en kJ/mol salvo que esté claro respecto a qué mol hace referencia, como combustión o formación.

Se pide para la reacción del enunciado, que es la inversa a la indicada, por lo que, expresando resultado con 3 cifras significativas $\Delta H^\circ = -485 \text{ kJ}$

Debe ser negativa para la reacción indicada en el enunciado, que es es una combustión y es exotérmica.

Validamos el resultado: Chemistry, the central science, APPENDIX C Thermodynamic Quantities for Selected Substances at 298.15 K indica $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,82 \text{ kJ/mol}$, y como en este caso la estequiometría no tiene 1 mol H_2O sino 2, el valor es aproximadamente el doble.