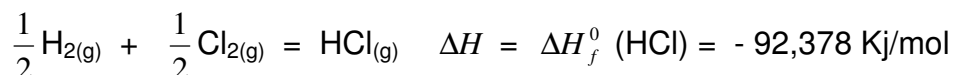


Entalpías en soluciones iónicas

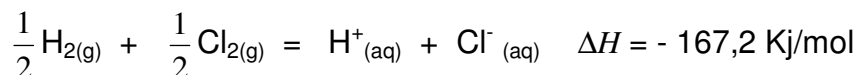
En soluciones acuosas intervienen frecuentemente iones en vez de moléculas neutras. Por ejemplo, $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, y su comportamiento real sería: $\text{H}^+ \text{Cl}^- + \text{Na}^+ \text{OH}^- = \text{Na}^+ \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ por lo que la reacción se presenta como: $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} = \text{H}_2\text{O}$

Para encontrar una ΔH_f^0 a iones individuales como H^+ y OH^- , podemos considerar la formación de una solución 1M de HCl a partir de Cl_2 y H_2 como:



En donde $n\text{H}_2\text{O}$ representa la cantidad de agua necesaria para producir una solución 1M.

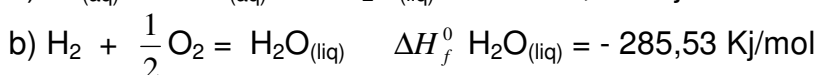
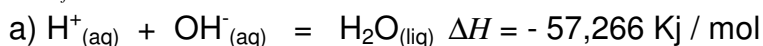
Sumando ambas ecuaciones tendremos:



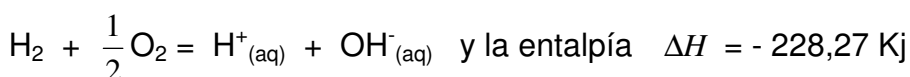
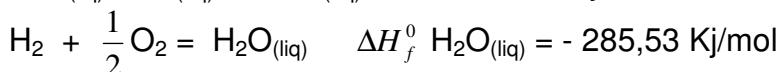
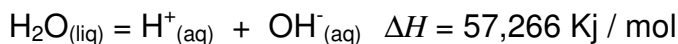
Tomando como valor arbitrario $\Delta H_f^0 (\text{H}^+_{(\text{aq})}) = 0 \text{ KJ/mol}$, la correspondiente al Cl^- sería: $\Delta H_f^0 (\text{Cl}^-_{(\text{aq})}) = -167,2 \text{ KJ/mol}$.

Para una neutralización como HCl 1M, con NaOH 1M, el tratamiento sería:

$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ siendo $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} = -285,53 \text{ KJ/mol}$ y la del $\Delta H_f^0 (\text{H}^+) = 0 \text{ KJ/mol}$ quedaría:



Sumando a b) -1·a) tendríamos:



Utilizando la ecuación: $\Delta H = \sum n\Delta H_f^0 (\text{Productos}) - \sum n\Delta H_f^0 (\text{reactivos})$ tendríamos la misma solución:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta H_f^0 (\text{H}^+) + \Delta H_f^0 (\text{OH}^-) - \Delta H_f^0 (\text{H}_2) - \frac{1}{2} \Delta H_f^0 (\text{O}_2) \Rightarrow \\ &\Rightarrow -228,27 = 0 + \Delta H_f^0 (\text{OH}^-) - 0 - 0 \Rightarrow \Delta H_f^0 (\text{OH}^-) = -228,27 \text{ KJ/mol.} \end{aligned}$$