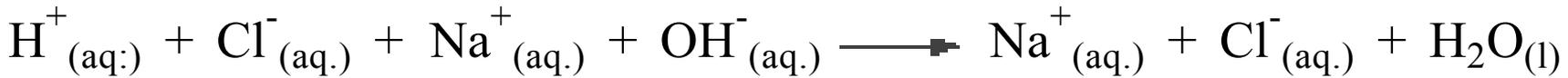
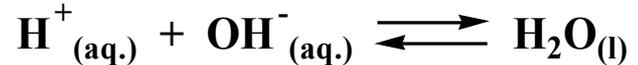
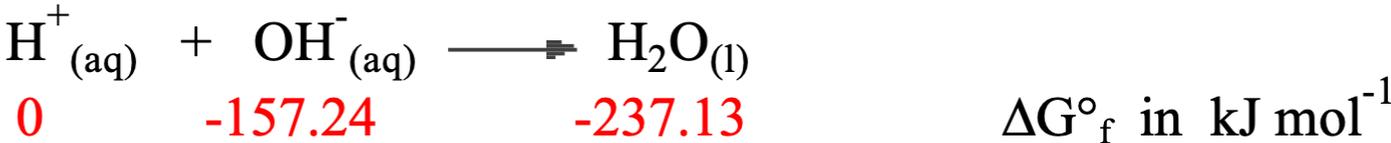


g1 Si determini approssimativamente la costante di equilibrio di una reazione tra un acido forte e una base forte. I dati in tabella sono tratti da differenti fonti; quelli in kcal sono meno recenti. Si consideri la reazione ionica netta come la seguente:

Sostanza	ΔG_f° (kJ/mol)	kcal/mol
$\text{OH}^-_{(aq)}$	-157.24	-37.6
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-237.13	-56.8



La reazione netta:



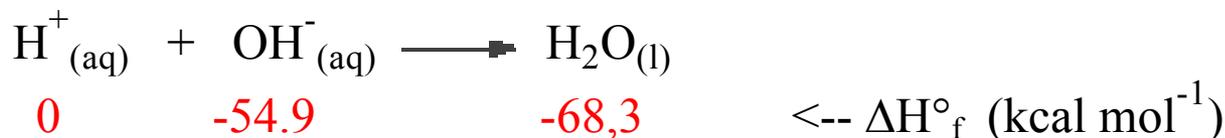
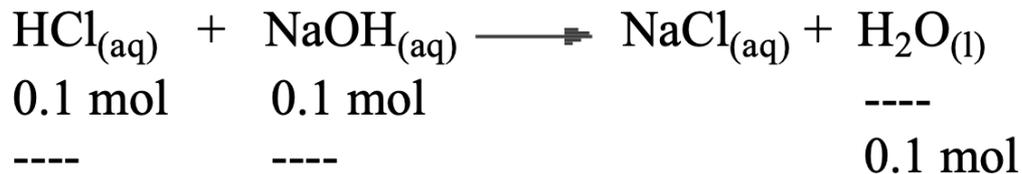
$$\Delta G^\circ_{\text{reaz}} = \Delta G^\circ_{f, \text{H}_2\text{O}, l} - \Delta G^\circ_{f, \text{OH}^-, \text{aq.}} = - 79.89 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln(\text{Keq})$$

$$\text{Keq} = e^{\left(\frac{-\Delta G^\circ}{RT}\right)} = e^{\left(\frac{79.89 \times 10^3}{8.314 \times 298.15}\right)} = 9.93 \times 10^{13} \approx 1 \times 10^{14}$$

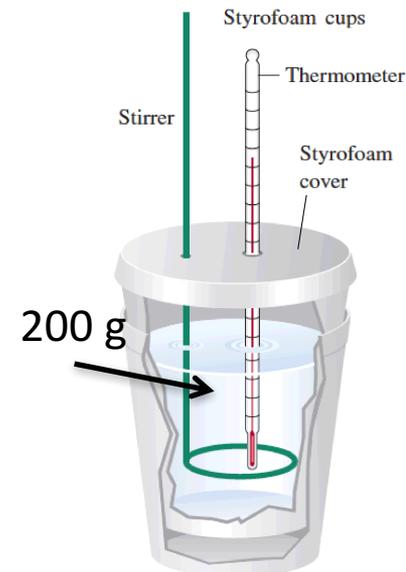
g2 Si mescolino **100 mL** di una soluzione acquosa di **NaOH 1 M** e **100 mL** di una soluzione acquosa di **HCl 1 M**. Se le due soluzioni avevano una temperatura di **25 °C**, determinare, a meno delle perdite, la temperatura della soluzione risultante.

Specie	ΔH_f° (kcal/mol)
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	- 68.3
$\text{OH}^-_{(aq)}$	-54.9



$$\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = - 13.4 \text{ kcal mol}^{-1} = - 13.4 \times 4.18 = - 56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$q_{\text{sviluppato}} = \Delta H_{\text{reaz}} = n.\text{mol} \times \Delta H^\circ_{\text{reaz}} = - 1.34 \text{ kcal} = - 5.6 \text{ kJ}$$



Il calore sviluppato dal sistema reattivo viene ceduto all'ambiente di reazione (l'acqua) che, se isolato (senza perdite), incrementa la propria temperatura di:

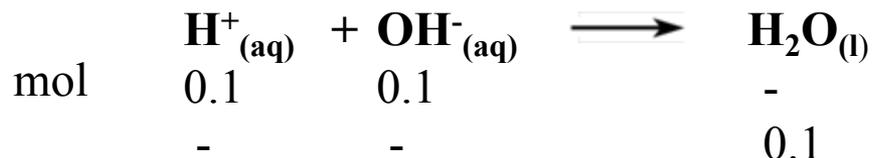
$$\Delta T = \frac{q}{C_p \times m(g)} = \frac{1.34 \times 10^3}{1 \times 200} = 6.7 \text{ Kelvin} \quad \text{Uso calorie}$$

$$\Delta T = \frac{q}{C_p \times n.\text{mol}} = \frac{5.6 \times 10^3}{75.24 \times \frac{200}{18}} = 6.7 \text{ Kelvin} \quad \text{Uso Joule}$$

g3 Si abbiano **100 mL di HCl 1M** e **100 mL di NaOH 1M**.
 Le due soluzioni acquose, entrambe alla temperatura di **25°C**, vengono mescolate in un calorimetro a tazza supposto privo di perdite.

$C_{p,H_2O} = 1.0$	cal K ⁻¹ g ⁻¹
$C_{p,H_2O} = 18.0$	cal K ⁻¹ mol ⁻¹
$C_{p,H_2O} = 75.24$	J K ⁻¹ mol ⁻¹

Dopo il mescolamento si osserva che la temperatura raggiunge il valore di **31.7 °C**.
 Determinare il ΔH° **molare** della reazione tenendo conto che la reazione ionica netta è la seguente



$m(g)$ miscela = 200 g di acqua $\Delta T = T_2 - T_1 = 31.7 - 25 = 6.7$ K

Il calore acquistato dall'acqua vale:

$$q_p = C_p \cdot \Delta T \cdot m(g) = 1 \times 6.7 \times 200 = 1340 \text{ cal} = (1340 \times 4.18) \text{ J} = 5601.2 \text{ J}$$

$$q_p = C_p \cdot \Delta T \cdot n.mol = 75.24 \times 6.7 \times 200/18 = 5601.2 \text{ J}$$

$$\Delta H(\text{processo}) = -q_p = -5601.2 \text{ J}$$

$$\Delta H(\text{molare}) = \frac{\Delta H(\text{processo})}{n.moli \text{ prodotto}} = \frac{-5601.2}{0.1} = -56012 \text{ J mol}^{-1} = -56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

PURIFICAZIONE DEL NICHEL



$$\Delta H^{\circ}_{\text{reaz}} = -160.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{reaz}} = -409.3 \text{ J K}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}} = \Delta H^{\circ}_{\text{reaz}} - T^{\circ} \Delta S^{\circ}_{\text{reaz}}$$

Calcolo approssimato effettuato senza tenere conto che ΔH e ΔS dipendono dalla temperatura.

$\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ in kJ mol^{-1}

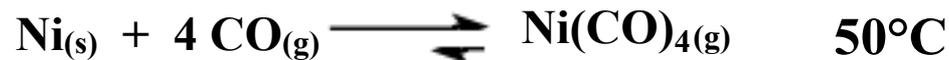
$$\Delta G_{25^{\circ}\text{C}} \approx -39$$

$$K_{\text{eq}} \approx 6 \times 10^6$$



$$\Delta G_{50^{\circ}\text{C}} \approx -28.5$$

$$K_{\text{eq}} \approx 4 \times 10^4$$



$$\Delta G_{119.7^{\circ}\text{C}} \approx 0$$

$$K_{\text{eq}} \approx 1$$



$$\Delta G_{230^{\circ}\text{C}} \approx +45$$

$$K_{\text{eq}} \approx 2 \times 10^{-5}$$



