

8.1.8 Si afegim 0.269 g de HNO_3 a 36.3 ml de HNO_3 1.18 M, quina serà la concentració final de H^+ i NO_3^- suposant que no varia el volum de la solució?

Tenim dos fons diferents de HNO_3 :

i) $0.269 \text{ g de } \text{HNO}_3 \times 1 \text{ mol de } \text{HNO}_3 / 63 \text{ g de } \text{HNO}_3 = 4.27 \times 10^{-3} \text{ mols de } \text{HNO}_3$

ii) $36.3 \text{ ml de } \text{HNO}_3 \times 1 \text{ litre de } \text{HNO}_3 / 1000 \text{ ml de } \text{HNO}_3 \times 1.18 \text{ mols de } \text{HNO}_3 / 1 \text{ litre de } \text{HNO}_3 = 4.28 \times 10^{-2} \text{ mols de } \text{HNO}_3$

Sabem que HNO_3 és un àcid molt fort, i per tant e podem considerar totalment dissociat.



Per tant $[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-]$

$$[\text{H}^+] = \frac{4.27 \times 10^{-3} \text{ mols} + 4.28 \times 10^{-2} \text{ mols}}{0.0363 \text{ litres}} = 1.296 \text{ M}$$

$[\text{NO}_3^-] = 1.296 \text{ M}$

8.1.10 Tenim dues dissolucions, una de CaCl_2 0.15 M i l'altra de HgCl_2 0.15 M. Considerant que CaCl_2 és un electròlit fort i que HgCl_2 és feble, amb $K_{\text{dis}} = 3.3 \cdot 10^{-7}$ ($\text{HgCl}_2 \leftrightarrow \text{HgCl}^+ + \text{Cl}^-$), calcular la relació entre les concentracions de Cl^- en les dues dissolucions.

CaCl_2 és un electròlit fort.



$$0.15 \text{ M} \rightarrow 0.15 \text{ M} + 2 \times 0.15 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0.30 \text{ M}$$

HgCl_2 és un electròlit feble

	HgCl_2	\leftrightarrow	HgCl^+	+	Cl^-	$K_{\text{dis}} = 3.3 \times 10^{-7}$
inicial	0.15 M	\leftrightarrow	0.00 M	+	0.00 M	
equilibri	$0.15 \text{ M} - x$	\leftrightarrow	x	+	x	

$$K_{\text{dis}} = \frac{[\text{HgCl}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HgCl}_2]}$$

$$\rightarrow 3.3 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0.15 - x} \approx \frac{x^2}{0.15}$$

$$\rightarrow x = 2.22 \times 10^{-4}$$

$[\text{Cl}^-] = 2.22 \times 10^{-4} \text{ M}$, i per tant l'aproximació que hem fet en l'equació és correcta.

$$\text{Relació} = 0.30 / 2.22 \times 10^{-4} = 1351$$