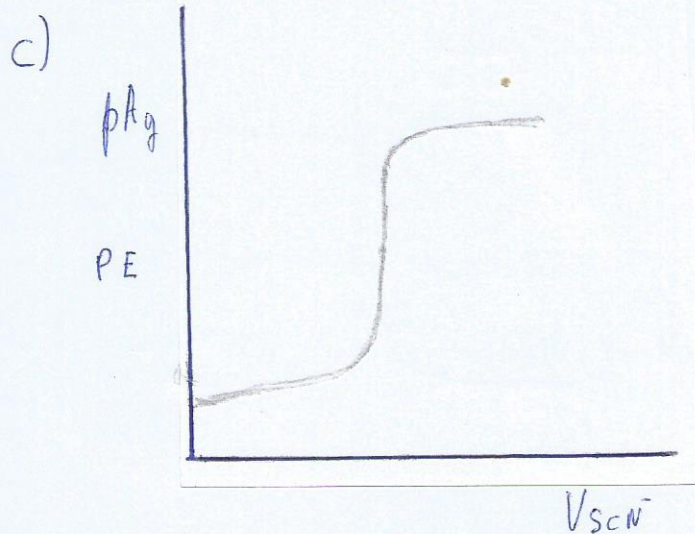


# HOMEWORK 2 - GABARITO

- a) No final da titulação de  $\text{Ag}^+$  com  $\text{SCN}^-$ , o excesso de  $\text{SCN}^-$  forma complexos coloridos com  $\text{Fe}^{3+}$  ( $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ ), que atua como indicador.
- b) O nitrobenzeno é miscível ~~com~~ água e mais denso, portanto o  $\text{AgCl}$  permanece nesta fase e não entra em contato com o  $\text{SCN}^-$ , que poderia dissolver o sólido.  $\text{AgBr}$  e  $\text{AgI}$  não são mais insolúveis que  $\text{AgSCN}$ , portanto na determinação de  $\text{Br}^-$  e  $\text{I}^-$  o uso de nitrobenzeno é desnecessário.



No ponto estequiométrico, a solução contém somente  $\text{AgSCN}$

$$\text{AgSCN} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{SCN}^-$$

equil.  $\Rightarrow x \cdot x = K_s \Rightarrow x = \sqrt{K_s}$   
 $x = [\text{Ag}^+] = [\text{SCN}^-] \approx 10^{-6} \text{ M}$

- d)
- $$M \text{Ag}^+ \text{ total} = 5 \times 10^{-3} \times 0,05 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
- $$M \text{Ag}^+ \text{ excesso (reagiu c/ } \text{SCN}^-) = 0,0592 \times 1,4 \times 10^{-3} \approx 8,29 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
- $$\therefore M \text{Ag}^+ \text{ que reagiu c/ } \text{Cl}^- = 2,5 \times 10^{-4} - 8,29 \times 10^{-4} = 1,671 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
- $$\therefore M \text{Cl}^- \text{ (em 25 mL)} = 1,671 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
- $$\therefore m \text{NaCl (em 25 mL)} = 1,671 \times 10^{-4} \times 58,44 = 0,009765 \text{ g}$$
- $$\therefore m \text{NaCl (em 250 mL)} = 0,09765 \text{ g} \quad \therefore \% \text{ NaCl} = \frac{0,09765}{0,1000} = \underline{\underline{97,65\%}}$$

- e)
- $$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{SCN}^-] = K_s = 1,1 \times 10^{-12}$$
- $$0,04 \cdot [\text{SCN}^-] = 1,1 \times 10^{-12}$$
- $$[\text{SCN}^-] = \frac{1,1 \times 10^{-12}}{0,04} = 2,75 \times 10^{-11} \text{ M}$$
- $\therefore$  p/ começar a precipitar  $\text{AgSCN}$ , a  $[\text{SCN}^-]$  deve ser maior do que  $2,75 \times 10^{-11} \text{ M}$