b) Calculer le pH nécessaire pour précipiter le $Ba(OH)_2$ à partir d'une solution de 0.80 M en $BaCl_2$? Noter que le $BaCl_2$ est complètement soluble dans l'eau.

$[Ba^{2+}] = 0.8\ M$

$[Ba^{2+}][OH^-]^2 = 3 \times 10^{-4}$

$0.8\,[OH^-]^2 = 3.0 \times 10^{-4}$

$[OH^-]^2 = \frac{3 \times 10^{-4}}{0.8} = 3.75 \times 10^{-4}$

$[OH] = \sqrt{3.75 \times 10^{-4}} = 1.94 \times 10^{-2}\ M$

$\therefore [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1.94 \times 10^{-2}} = 5.16 \times 10^{-13}$

$\therefore pH = 12.29$

3

c) Calculer la force ionique d'une solution de 0.80 M en $BaCl_2$.

$BaCl_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$

$[Ba^{2+}] = 0.8\ M$

$[Cl^-] = 2 \times 0.8\ M = 1.6\ M$

$I = \frac{1}{2}\sum_i c_i z_i^2 = \frac{1}{2}(0.8 \times 2^2 + 1.6 \times 1^2) = 2.4\ M$

3

Preview from Notesale.co.uk
Page 3 of 8

d) Utiliser la version la plus simple de la loi de Debye-Hückel pour calculer les coefficients d'activité de Ba^{2+} et de OH^- dans une solution aqueuse contenant 0.80 M de $BaCl_2$ aqueuse et du $Ba(OH)_2$ solide.

$\log_{10} \gamma_{Ba^{2+}} = -0.51 \times 2^2 \sqrt{2.4} = -3.16$

$\gamma_{Ba^{2+}} = 0.000691$

$\log_{10} \gamma_{OH^-} = -0.51 \times 1^2 \sqrt{2.4} = -0.790$

$\gamma_{OH^-} = 0.162$

3