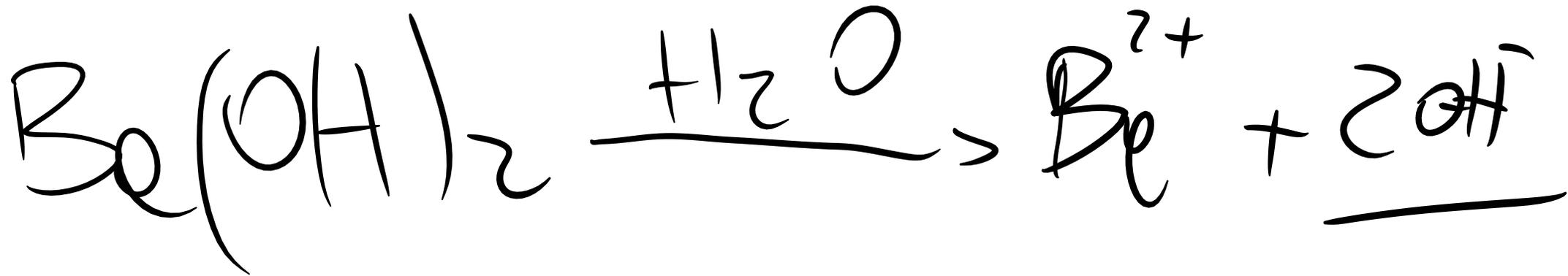


1 Calcolare il pH di una soluzione  $1.34 \times 10^{-2}$  M di idrossido di Bario.



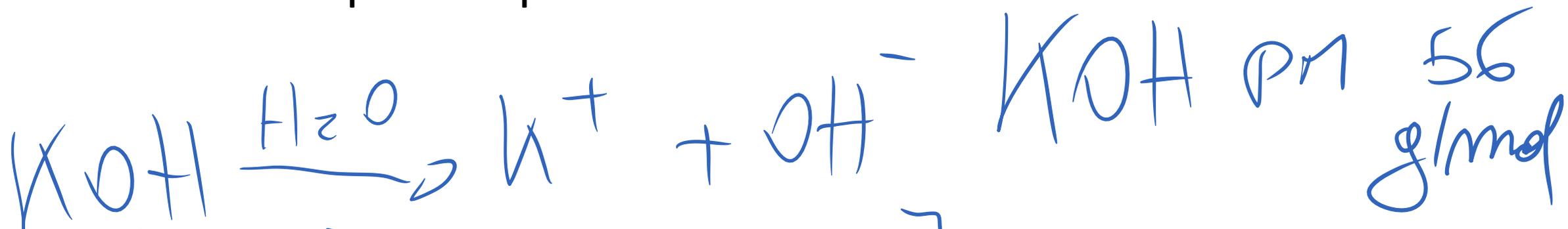
$$[\text{OH}^-] = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ M} \times 2 =$$

$$= 2,68 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log(2,68 \cdot 10^{-2}) = 1,57$$

$$\text{pH} = 14 - 1,57 = \underline{12,43}$$

- 2 Calcola i mg di idrossido di potassio contenuti in 100 mL di una soluzione acquosa a pH = 11



$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}]$$

$$\text{pOH} = 14 - 11 = 3$$

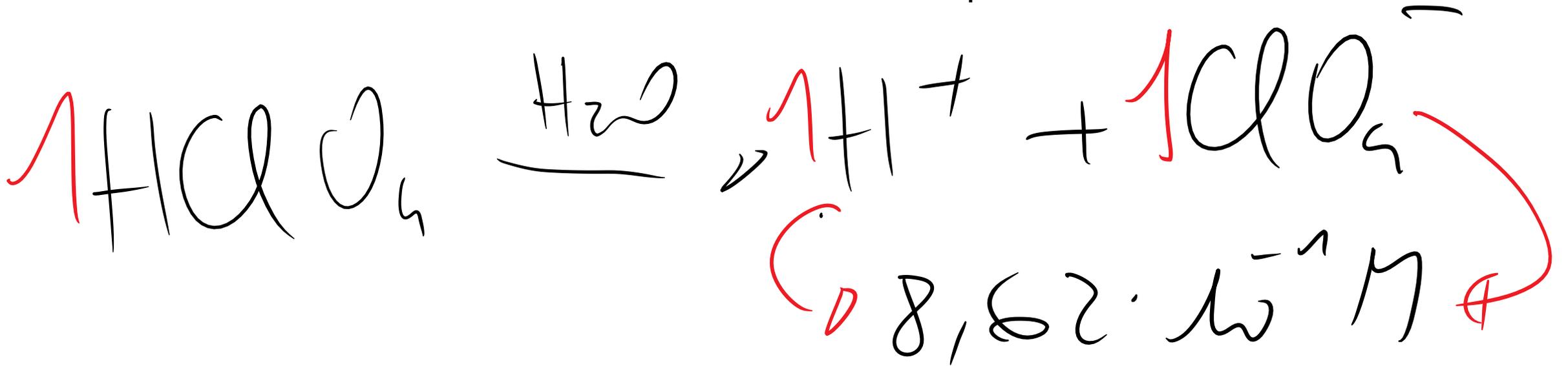
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = \underline{10^{-3}}$$

$$[\text{KOH}] = 10^{-3} \text{ M}$$

$$m \text{ KOH} = 10^{-3} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,0001$$

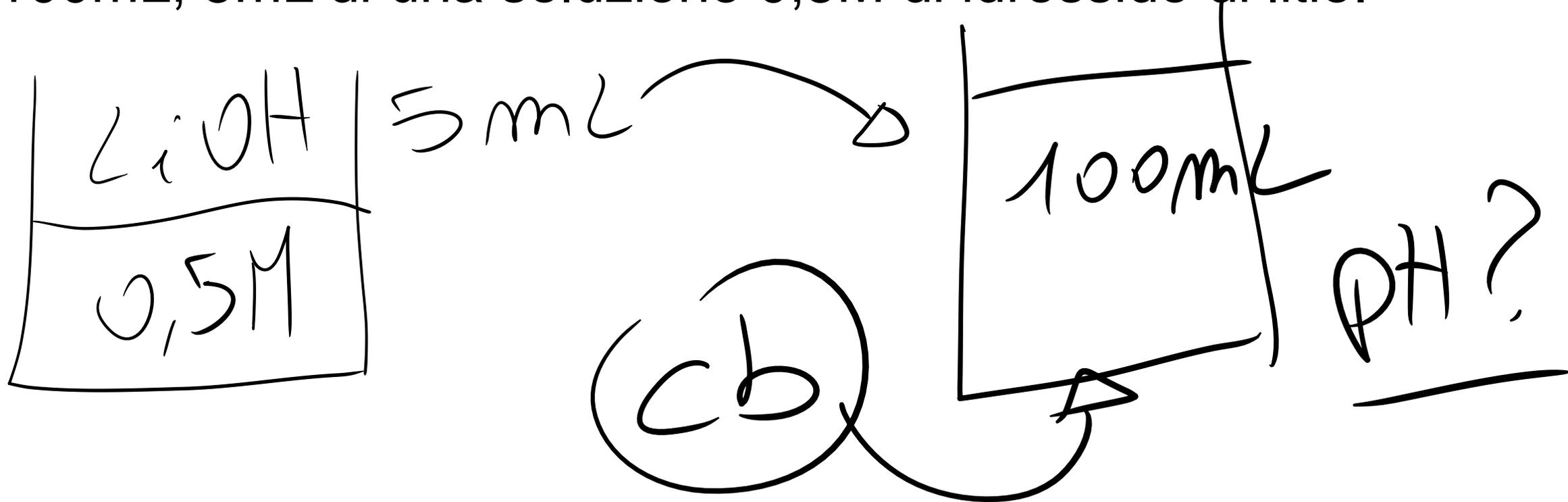
$$\text{mg} = 0,0001 \cdot 56 \cdot 1000 = \boxed{5,6 \text{ mg}}$$

- 3 Calcolare il pH e la concentrazione delle specie ioniche (liberate in seguito alla dissociazione) in una soluzione  $8.62 \times 10^{-1}$  M dell'acido forte  $\text{HClO}_4$ .



$$\text{pH} = -\log 8.62 \cdot 10^{-1} = 0.064$$

- 4 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo a 100mL, 5mL di una soluzione 0,5M di idrossido di litio.



$$n = V \cdot M = 0,005 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ mol/L} = 0,0025 \text{ mol}$$

$$C_b = \frac{0,0025}{0,1 \text{ L}} = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$C_b = [OH^-] = 0,025M$$

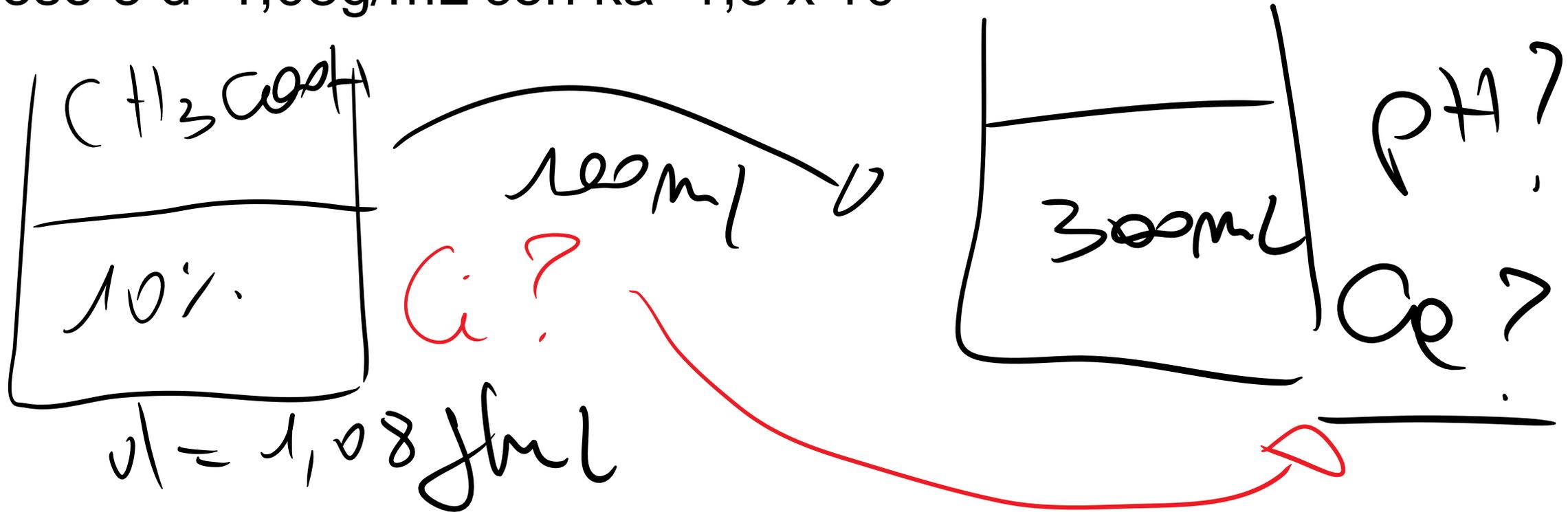
$$pOH = -\log [OH^-] = 1,6$$

$$pH = 14 - 1,6 = 12,4$$

- 5 Calcolare la concentrazione di una soluzione contenente un acido forte, sapendo che il pH è 3,15.

$$[HX] = [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$
$$10^{-3,15} = \underline{7,07 \cdot 10^{-4} \text{ M}}$$

- 6 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo a 300mL, 100mL di una soluzione di acido acetico al 10% in peso e  $d=1,08\text{g/mL}$  con  $k_a=1,8 \times 10^{-5}$



$$C_i = \frac{\% \cdot d}{PM} \times 10 =$$

$$= \frac{10 \cdot 1,08}{60} \times 10 = 1,8 \text{ mol/L}$$

$$n = 0,1 \text{ L} \times 1,8 = 0,18$$

$$C_e = 0,18 / 0,3 \text{ L} = 0,6 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{x^2}{c_e - x}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_e}{c_e}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,6}} = 5,48 \cdot 10^{-3}$$

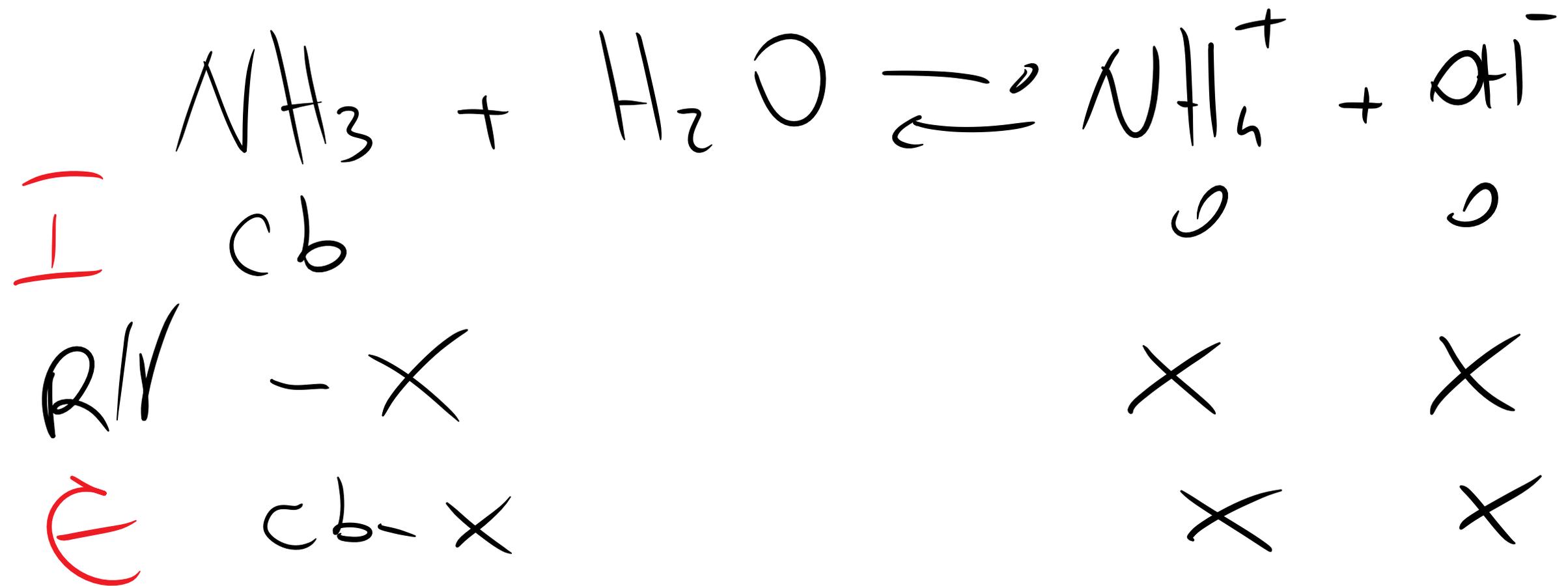
$$[H^+] = \sqrt{K_e \cdot c_e} = \alpha < 0,05 \Rightarrow c_e - x = c_e$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot c} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \times 0,6} =$$
$$= 3,78 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log(3,78 \cdot 10^{-3}) = 2,48$$

7 Calcolare il pH di una soluzione contenente  $\text{NH}_3$  1,2M sapendo che  $K_b = 1,78 \times 10^{-5}$ .

Inoltre calcolare la concentrazione di  $\text{H}_3\text{O}^+$



$$\alpha = \sqrt{\frac{k_b}{c_b}} = \sqrt{\frac{1,78 \cdot 10^5}{1,2}} =$$

$$= 0,003 = 0 \quad \alpha < 0,005$$

$$X = [\text{OH}^-] = \sqrt{k_b \cdot c_b} = \sqrt{1,78 \cdot 10^5 \cdot 1,2} =$$
$$= 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$pOH = -\log 4,6 \cdot 10^{-3} = 2,34$$

$$pH = 14 - 2,34 = 11,66$$

$$1) [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,66} = 2,18 \cdot 10^{-12}$$

$$\begin{aligned} \tau) \quad [H_3O^+] &= \frac{K_w}{[OH^-]} = \\ &= \frac{10^{-14}}{4,6 \cdot 10^{-3}} = \underline{\underline{2,18 \cdot 10^{-12}}} \end{aligned}$$