

SOLUTIONS AQUEUSES (acides et bases)

① $pH=5$

- $[H_3O^+]_{aq} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[H_3O^+]_{aq} \cdot [OH^-]_{aq} = K_e \quad ([OH^-]_{aq} = \frac{K_e}{[H_3O^+]_{aq}} \rightarrow 10^{-14})$
- $2[SO_4^{2-}] + [OH^-]_{aq} = [H_3O^+]_{aq}$
- $2[SO_4^{2-}] = [H_3O^+]_{aq} - [OH^-]_{aq}$ (ultra-minoritaire)
- $[SO_4^{2-}] \approx \frac{10^{-5}}{2} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ ($4,9995 \cdot 10^{-6}$)

② $pH=12,6$

- $[H_3O^+]_{aq} = 10^{-12,6} \approx (2,5) \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$ ($10^{-12,6} = (10^{+0,4}) \cdot 10^{-13}$)
- $[OH^-]_{aq} = \frac{K_e}{[H_3O^+]_{aq}} = 10^{-1,4} \text{ mol.L}^{-1} \approx 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- $2[Ba^{2+}] + [H_3O^+]_{aq} = [OH^-]_{aq}$
- $[Ba^{2+}] = \frac{[OH^-] - [H_3O^+]}{2} \approx \frac{4 \cdot 10^{-2}}{2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ($1,99 \cdot 10^{-1}$)

③ 1) $pH = -\log [H_3O^+]_{aq}$

2) solution acide (fortement)

$$[H_3O^+]_{aq} = \frac{n(H_3O^+)_{aq}}{V} \quad pH = -\log \frac{n(H_3O^+)_{aq}}{V} \approx 1,5$$

④ 1. $pH = -\log \frac{K_i}{[OH^-]_{aq}}$

$$[OH^-]_{aq} = \frac{n(OH^-)_{aq}}{V} \quad pH = -\log \frac{K_i \cdot V}{n(OH^-)_{aq}} = 8$$

2. solution basique (faiblement)

$$pH = -\log K_i - \log \frac{1}{[OH^-]_{aq}} = -\log 10^{-14} + \log [OH^-]_{aq}$$

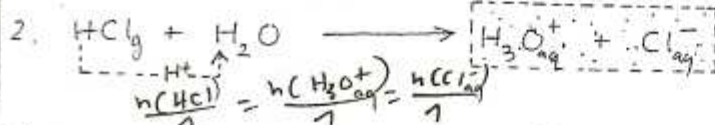
$$pH = 14 + \log [OH^-]_{aq}$$

⑤

chlorure d'hydrogène HCl (gaz)

(acide chlorhydrique)

$$1. C(HCl) = C_A = \frac{n(HCl)}{V} = \frac{V(HCl)/V_m}{V} \quad C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



3. $[H_3O^+]_{aq} \approx C_A \approx [Cl^-]_{aq} = C_A$

4. $pH = -\log C_A = 2$

solution d'acide chlorhydrique

on « dissout » ... c'est faux!
car il y a une véritable réaction chimique entre l'acide et le solvant (solvolyse)

$$[OH^-]_{aq} = \frac{K_i}{C_A} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

ultra-minoritaire

(remarque $[Cl^-]_{aq} + [OH^-]_{aq} = [H_3O^+]_{aq}$)

$V(HCl) = 0,440 \text{ L}$

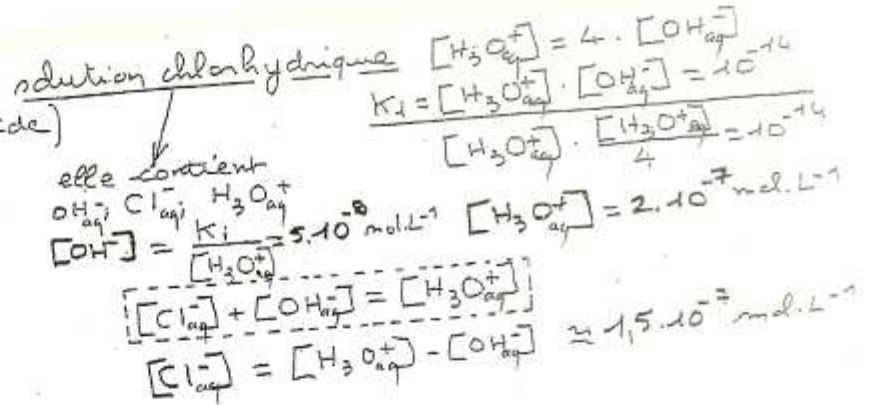
$V(eau) = 2 \text{ L}$

le volume total de la solution d'acide chlorhydrique n'est pas 2,440 L ... car dans un gaz il y a des molécules (1/1000 du volume, le reste est vide), mais 2 L.

⑥

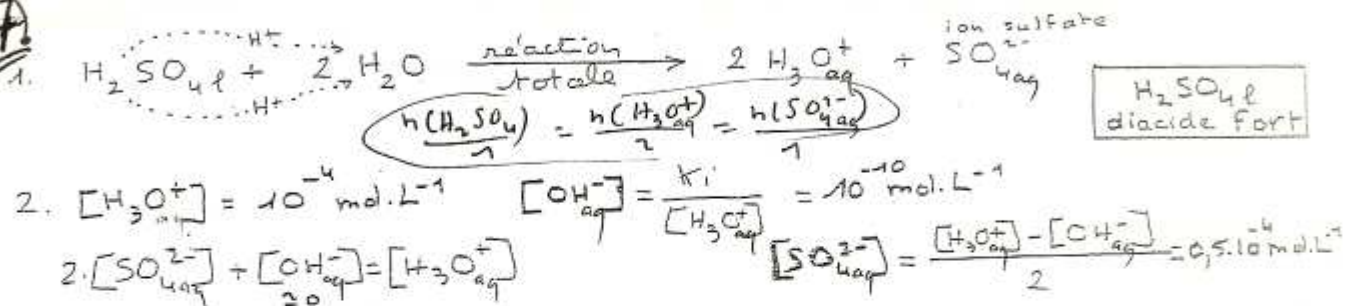
1. $pH = -\log [H_3O^+]$
 $pH = 6,7$ (faiblement acide)

2. les ions OH^- ne sont plus ultra-minoritaires.

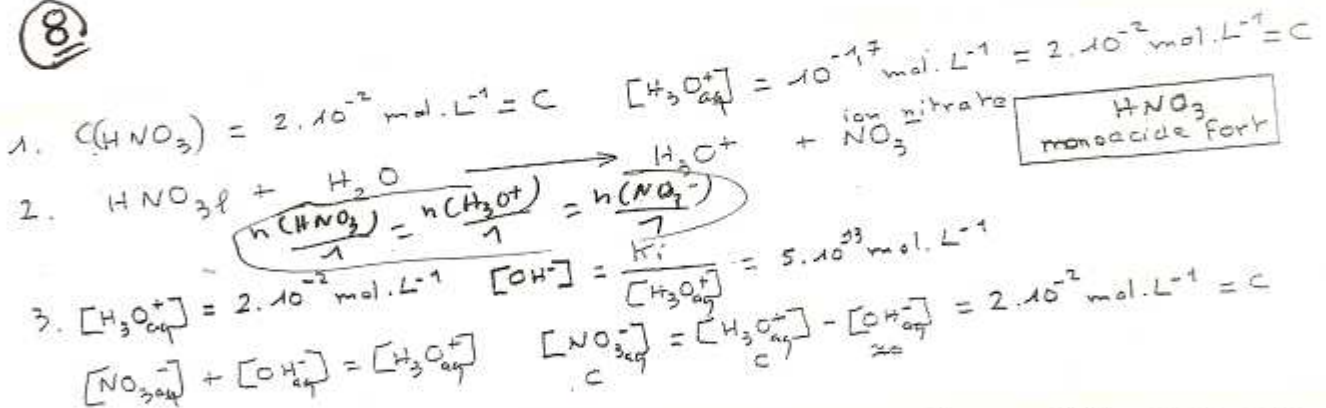


remarque:
 $10^{-6,7} = 10^{-6,7} \cdot 10^{-0,3}$
 $10^{-6,7} = 2 \cdot 10^{-7}$

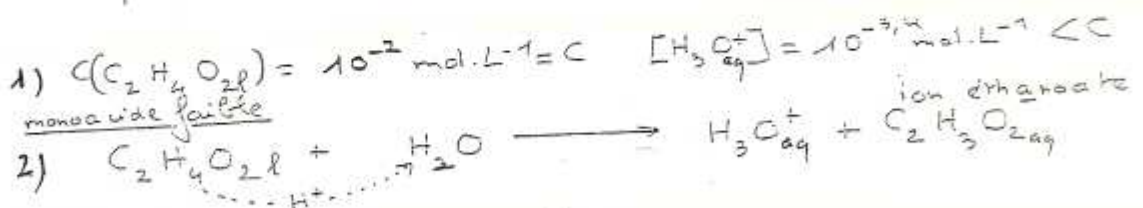
⑦



⑧

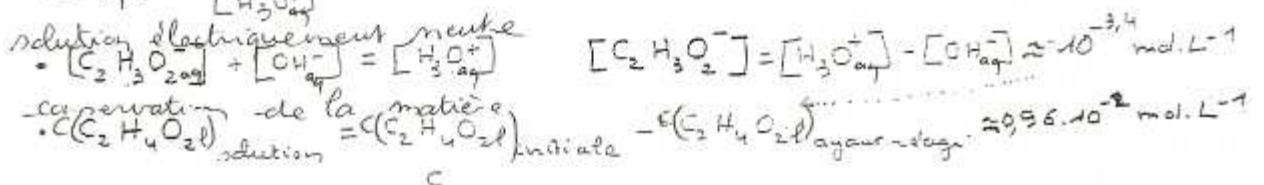


⑨



- 3) H_3O^+ ; OH^- ... comme toujours.
 $C_2H_3O_2^-$ résultant de molécules d'acide qui ont réagi.
 $C_2H_4O_2$ molécules d'acide qui n'ont pas réagi.

$[H_3O^+] = 10^{-3,4} \text{ mol.L}^{-1}$
 $[OH^-] = \frac{K_1}{[H_3O^+]} = 10^{-10,6} \text{ mol.L}^{-1}$



(9 suite) 4)

$$K_a \approx 1,65 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log \frac{[C_2H_3O_2^-] \cdot [H_3O^+]}{C_2H_4O_2} \approx 4,8$$

$$5) \alpha = \frac{\text{nombre de mole d'acide ayant réagi}}{\text{nombre de mole d'acide mis en solution}} = \frac{10^{-3,4}}{10^{-2}} \approx 0,04 \%$$

(10)

hydroxyde de sodium NaOH (solide)
(sauf)

1. $C(NaOH) = C_B = \frac{n(NaOH)}{V} = \frac{m(NaOH)/M(NaOH)}{V}$ solution d'hydroxyde de sodium : $C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

2. $NaOH \xrightarrow{\text{dissolution}} [Na^+] + [OH^-]$ on dissout...
c'est juste.

3. $[Na^+] = C_B$ $[OH^-] \approx C_B$ $K_a = \frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
ultra-microscopique

4. $pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{K_a}{[OH^-]}$ (remarque $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$)

$pH = -\log K_a + \log \frac{1}{[OH^-]} = 14 + \log [OH^-] = 12$

$m(NaOH) = 0,2 \text{ g}$
 $V(\text{eau}) = 0,5 \text{ L}$ le volume total de la solution d'hydroxyde de sodium est L celui de l'eau, car les ions Na^+ et OH^- ne disparaissent...

(11)

1. H_3O^+, OH^-, Ba^{2+} en solution.

2. $[H_3O^+] = 10^{-7,3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ $[OH^-] = \frac{K_i}{[H_3O^+]} = 10^{-6,7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

2. $[Ba^{2+}] + [H_3O^+] = [OH^-]$ $[Ba^{2+}] = \frac{[OH^-] - [H_3O^+]}{2} = 7,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

(12)

1. $C(NaOH) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} = C$ $[H_3O^+] = 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$[OH^-] = \frac{K_i}{[H_3O^+]} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} = C$

2. $[H_3O^+] = 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ $[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$ $[Na^+] = [OH^-] - [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} = C$

NaOH
monobase forte

13.

$$1. \text{C}(\text{NH}_3)_{\text{monobase faible}} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = C$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = 10^{-10,6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{aq}} = \frac{K_i}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}}} = 10^{-3,4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



3. $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}; \text{OH}^-_{\text{aq}}$... -comme toujours.

$\text{NH}_4^+_{\text{aq}}$ résultant de molécules de base ayant réagi.

NH_3 molécules de base qui n'ont pas réagi.

$$\bullet [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = 10^{-10,6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\bullet [\text{OH}^-]_{\text{aq}} = 10^{-3,4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\bullet [\text{NH}_4^+]_{\text{aq}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = [\text{OH}^-]_{\text{aq}}$$

$$\bullet \text{C}(\text{NH}_3)_{\text{solution}} = \text{C}(\text{NH}_3)_{\text{initiale}} - (\text{NH}_3)_{\text{ayant réagi}} \approx 0,96 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

14.

$$\text{pH}_1 = 2,5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = C_1 = 10^{-2,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,1 \text{ L} = V_1$$

$$\text{pH}_2 = 1,1$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = C_2 = 10^{-1,1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,2 \text{ L} = V_2$$

$$n_2 = C_2 \cdot V_2$$

mélange

$$V_1 + V_2 = V = 0,3 \text{ L}$$

$$n = n_1 + n_2 \quad n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{aq}} = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = -\log \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{aq}}}{V_1 + V_2} \approx 1,3$$

15.

$$\text{pH}_1 = 12,5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = 10^{-12,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_1 = [\text{OH}^-]_{\text{aq}} = \frac{K_i}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}}} = 10^{-15} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,1 \text{ L} = V_1$$

$$\text{pH}_2 = 11,1$$

$$C_2 = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = 10^{-11,1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{aq}} = 10^{-2,9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,2 \text{ L} = V_2$$

mélange

$$V_1 + V_2 = 0,3 \text{ L}$$

$$n = n_1 + n_2$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{aq}} = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

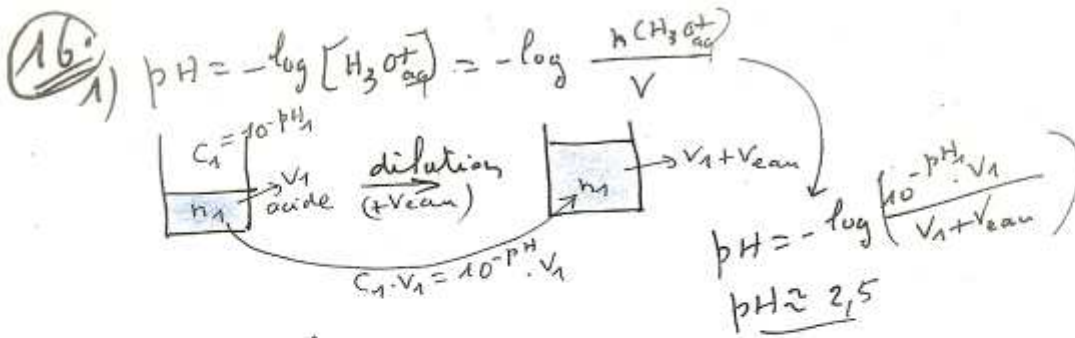
$$C = \frac{n(\text{OH}^-)_{\text{aq}}}{V} = \frac{C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = [\text{OH}^-]_{\text{aq}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} = \frac{K_i}{[\text{OH}^-]_{\text{aq}}}$$

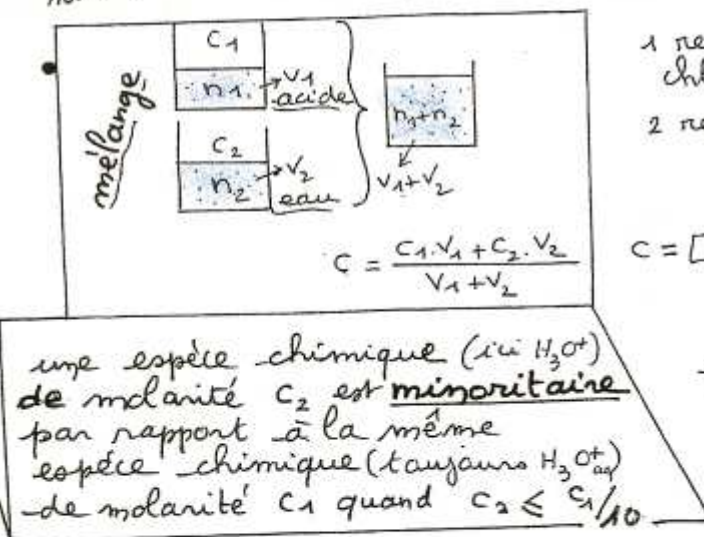
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]_{\text{aq}}$$

$$\text{pH} \approx 12,05$$



vérifier que les ions H_3O^+ apportés sont vraiment négligeables



1 représente la solution d'acide chlorhydrique $C_1 = [H_3O^+] = 10^{-pH_1}$

2 représente l'eau ... ajoutée, $C_2 = 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Formula for the concentration of the mixture:

$$C = [H_3O^+] = \frac{[H_3O^+]_1 \cdot V_1 + 10^{-7} \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

Text: c'est la formule de dilution

Text: quand $(10^{-7} \cdot V_2)$ est négligeable par rapport à $[H_3O^+]_1 \cdot V_1$

Equation for pH:

$$pH = -\log \frac{C_1 \cdot V_1 + 10^{-7} \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

Result: $pH = -\log \frac{10^{-2} \cdot 0,5 + 10^{-7} \cdot 1}{1,5} \approx 2,5$

- 2) dans 500 mL d'une solution basique à $pH = 12,9$
- il y a $n(OH^-) = [OH^-] \cdot V = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \cdot V = \frac{10^{-14} \times 0,5}{10^{-12,9}} \approx 0,04 \text{ mol}$
 - $[OH^-]$ après dilution = $\frac{n(OH^-)}{V + V_{eau}} = \frac{0,04}{0,5 + 2} \approx 0,016 \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 - $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} \approx 6,3 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 - $pH = -\log [H_3O^+] \approx 12,2 \leftarrow (pH = 14 + \log [OH^-])$

3)

« on met tout plus compte des ions présents dans l'eau »

$pH = 3$

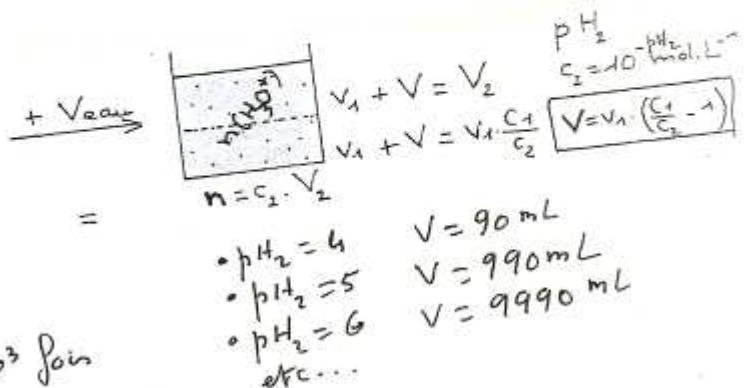
$[H_3O^+] = C_1 = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$10 \text{ mL} = V_1$

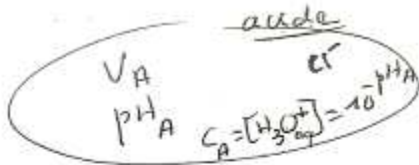
quand le pH s'accroît de 1 on dilue 10 fois

quand il s'accroît de 2 on dilue 10^2 fois

quand il s'accroît de 3 on dilue 10^3 fois

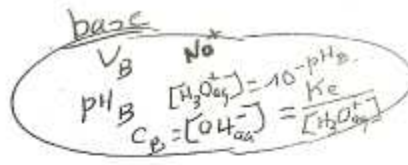


17.

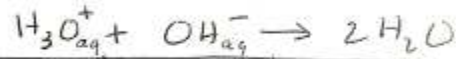


$$n(H_3O^+) = C_A \cdot V_A = n_A$$

bilan de matière



$$n(OH^-) = C_B \cdot V_B = n_B$$



Etat du système	avancement	$n_{H_3O^+}$	n_{OH^-}	n_{H_2O}
Etat initial	0	n_A	n_B	0
Etat intermédiaire	x	$n_A - x$	$n_B - x$	$2x$
Etat final	x_{max}	$n_A - x_{max}$	$n_B - x_{max}$	$2x_{max}$

$n_A - x_1 = 0 \Rightarrow x_1 = n_A$
 $n_B - x_2 = 0 \Rightarrow x_2 = n_B$
 le plus petit (réactif) limitant.

1) $n_A = C_A \cdot V_A = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$n_B = C_B \cdot V_B = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

solution obtenue
 $pH = 7$

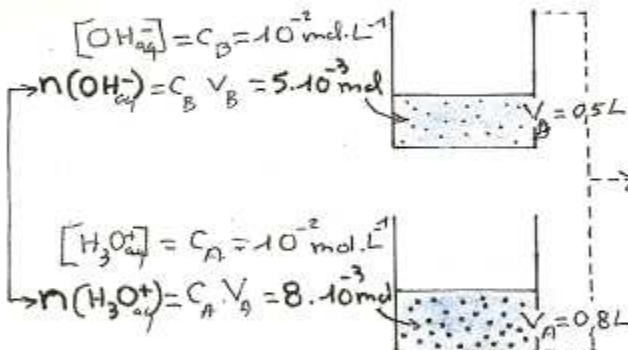
$[Cl^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[Na^+] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

2) $n_A = C_A \cdot V_A = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

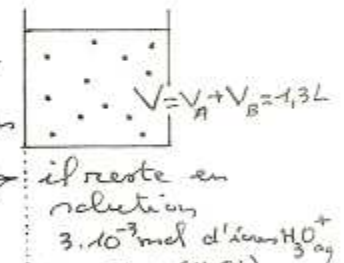
solution acide en excès

$n_B = C_B \cdot V_B = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

réactif limitant



$5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions OH^-
 sont neutralisés
 par $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions
 H_3O^+ ...



une partie de... la solution acide a totalement neutralisé la solution basique

solution obtenue $pH \approx 2,64$
 $[Cl^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B} \approx 6,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[Na^+] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B} \approx 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$pH = -\log \frac{C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B}{V_A + V_B}$

$pH = -\log [H_3O^+]_{aq} \approx 2,64$
 et $[OH^-]_{aq} = \frac{K_e}{[H_3O^+]_{aq}} \approx 4,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$$3) n_A = C_A \cdot V_A = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$x_1 = \uparrow$
réactif limitant

$$n_B = C_B \cdot V_B = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$x_2 = \uparrow$
solution basique en excès

$pH_A = 2,0$
 $[H_3O^+]_{aq} = C_A = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $n(H_3O^+) = C_A \cdot V_A = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$pH_B = 12,3$
 $[H_3O^+] = 10^{-12,3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[OH^-] = \frac{K_i}{[H_3O^+]}$
 $[OH^-] = C_B = 10^{-1,7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $n(OH^-) = C_B \cdot V_B = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

en mélangeant les 2 solutions, tous les ions H_3O^+ sont neutralisés par autant d'ions OH^- ($3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$)

$$H_3O^+_{aq} + OH^-_{aq} \rightarrow 2 H_2O$$

$V = V_A + V_B = 0,5 L$

il reste en solution
 $4 \cdot 10^{-3} - 3 \cdot 10^{-3}$
 10^{-3} mol
 d'ions OH^-_{aq}
 $[OH^-]_{aq} = \frac{n(OH^-)}{V} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 et
 $[H_3O^+]_{aq} = \frac{K_i}{[OH^-]} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $pH = -\log[H_3O^+]_{aq} = 11,3$

<< la solution acide a été neutralisée par une partie de la solution basique >>

solution obtenue

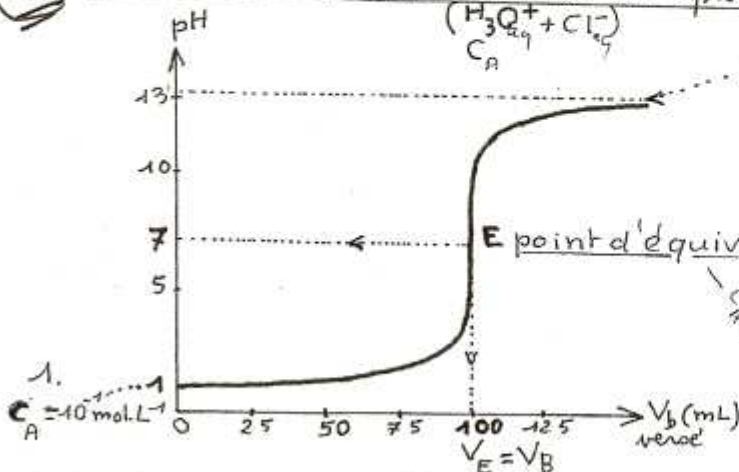
• $pH \approx 11,3$
 • $[Cl^-]_{aq} = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B} \approx 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $[Na^+]_{aq} = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B} \approx 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$pH = -\log[H_3O^+]_{aq}$
 $= -\log \frac{K_i}{[OH^-]_{aq}}$
 $= 14 + \log[OH^-]_{aq}$

$pH = 14 + \log \frac{C_B \cdot V_B - C_A \cdot V_A}{V_A + V_B}$

DOSAGE

18 d'une solution de monoacide fort par une solution d'une monobase forte



1. $C_A = 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 quand $V_A = 0$

2.

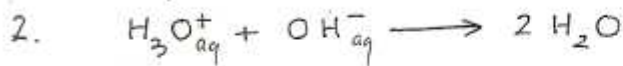
E point d'équivalence : neutralisation (presque) parfaite entre les 2 solutions.
 $H_3O^+_{aq} + OH^-_{aq} \rightarrow 2 H_2O$

$V_A = 1 \cdot C_B \cdot V_E : C_A = 150 \text{ mL}$

19

d'une solution d'une monobase forte par une solution d'un monoacide fort
 $(\text{Na}^+_{aq} + \text{OH}^-_{aq})$ $(\text{H}_3\text{O}^+_{aq} + \text{Cl}^-_{aq})$

1. à l'équivalence E la solution est neutre : $\text{pH} = 7$



$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{aq}) = n(\text{OH}^-_{aq})$$

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

$$C_B = \frac{C_A \cdot V_A}{V_B} = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-_{aq}] = C_B \quad [\text{H}_3\text{O}^+_{aq}] = \frac{K_i}{[\text{OH}^-_{aq}]} \approx 2,35 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+_{aq}] \approx 11,6$$

$$5. \quad [\text{Cl}^-_{aq}] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_B + V_E} = \frac{C_A \cdot V_E}{V_B + V_E} \approx 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+_{aq}] = \frac{n(\text{Na}^+)}{V_B + V_E} = \frac{C_B \cdot V_B}{V_B + V_E} \approx 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

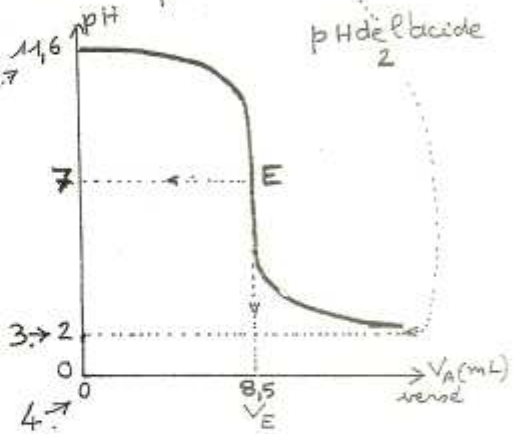
$$6. \quad C(\text{NaCl}) = C = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$n(\text{NaCl}) = C \cdot (V_B + V_E)$$

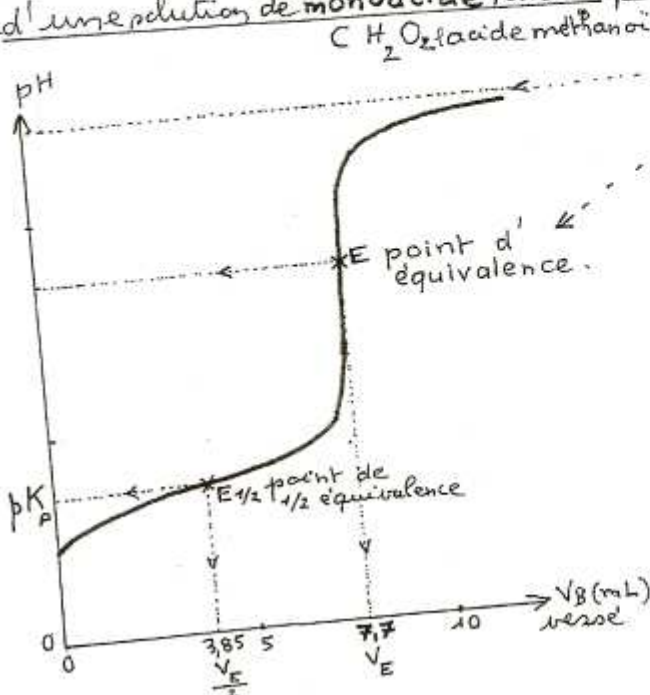
$$m(\text{NaCl}) = C \cdot (V_B + V_E) \cdot M(\text{NaCl}) \approx 5 \text{ kg}$$

après l'équivalence cette masse de 5 kg n'augmente pas, car il n'y a plus d'ions Na^+ .



20

d'une solution de monoacide faible par une solution d'une monobase forte
 $\text{C H}_2\text{O}_2$ acide méthanoïque $(\text{Na}^+ + \text{OH}^-)$

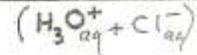


à l'équivalence la solution est légèrement basique (pH) à cause de la présence d'une base
 $\text{CH}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CHO}_2^-$

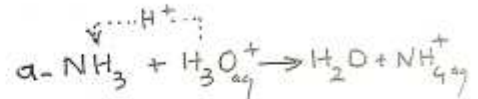
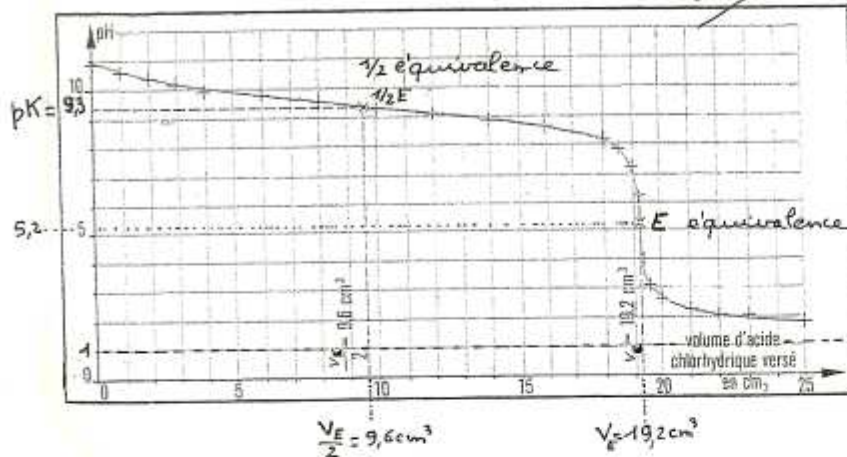
$$b. \quad C_A = (C_B \cdot V_B) : V_A$$

$$C_A = 0,077 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad V_E = 7,7 \text{ mL}$$

1) d'une solution d'une monobase faible par une solution d'un monoacide fort



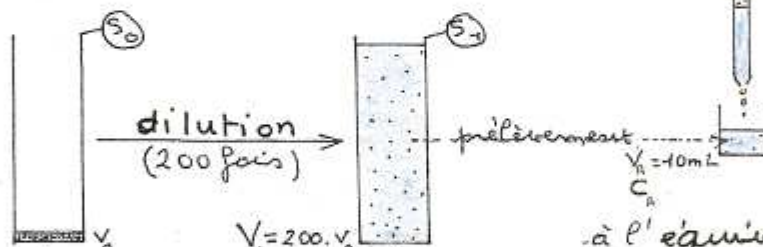
Courbe de variation du pH lors du dosage de 20 cm³ d'une solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique à 10⁻¹ mol.L⁻¹.



$$\text{b- } C_b = (C_a \cdot V_a) : V_B$$

$$C_b = 0.096 \text{ mol.L}^{-1} \quad V_E$$

21



volume V_B versé
 $C_B = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

1)

à l'équivalence
 $V_E = V_B \text{ versé} = 10.3 \text{ mL}$

$$C_A = (C_B \cdot V_E) : V_A$$

$$C_A = 0.103 \text{ mol.L}^{-1}$$

2)

$$C_1 = C_A = 0.103 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_0 = 200 \cdot C_A = 20.6 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n(\text{CH}_2\text{O}_2) = C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$C_0 = C_1 \cdot \frac{V_1}{V_0} = 200 \cdot C_1$$

$$C_0 = 20.6 \text{ mol.L}^{-1}$$

3) dans 1L de la solution S_0 il y a $m = C_0 \cdot M = 947.6 \text{ g.L}^{-1}$ d'acide. cette m représente que les 80% d'acide.

$$\text{masse d'1L de solution : } m_0 = \frac{m \times 100}{80} = 1184.5 \text{ g.L}^{-1}$$

c'est la même volumique $\rho_0 = 1184.5 \text{ g.L}^{-1}$

$$\text{densité } d_0 = \frac{\rho_0}{\rho_{\text{eau}}} = 1.1845 \quad d_0 \approx 1.180 \text{ (ce qui se trouve sur l'étiquette)}$$

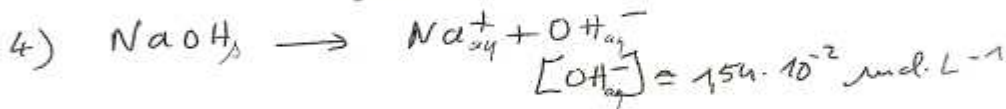
22 $d = \frac{\rho(\text{solution})}{\rho(\text{eau})}$ $\rho(\text{solution}) = d \cdot \rho(\text{eau}) = 1230 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

1. $m(\text{NaOH})$... dans 1L de solution

$$m(\text{NaOH}) = 1230 \times \frac{5}{100} = 61,5 \text{ g}$$

2. $\text{NaOH} = \frac{m/M}{V} = \frac{61,5/40}{1} \approx 1,54 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

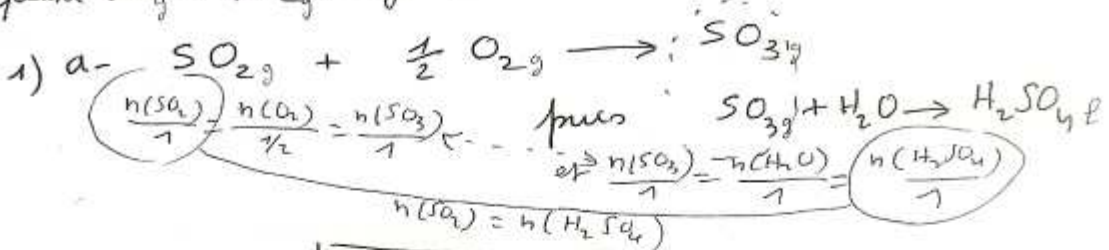
3. on dilue 100 fois
la molarité est 100 fois plus petite
 $\Rightarrow c(\text{NaOH}) = \frac{1,54}{100} \approx 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
 $K_i = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_i}{[\text{OH}^-]}$
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 14 + \log [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} \approx 12,2$

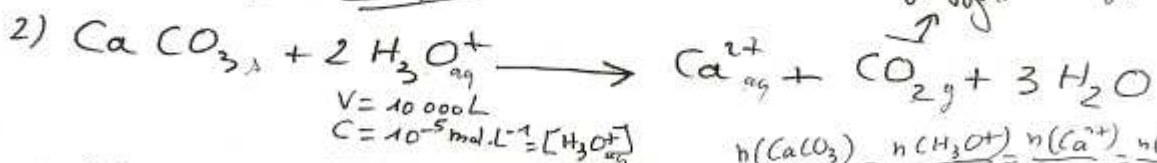
23 pluies acides

quand CO_2 réagit avec l'eau H_2O il donne H_2CO_3
— SO_2 (avant il se transforme en SO_3)
— quand NO ou NO_2 réagissent avec l'eau, ils donnent HNO_3



b. $m(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot M(\text{SO}_2)$
 $n(\text{SO}_2)$

$m(\text{SO}_2) \approx 326,7 \text{ t}$

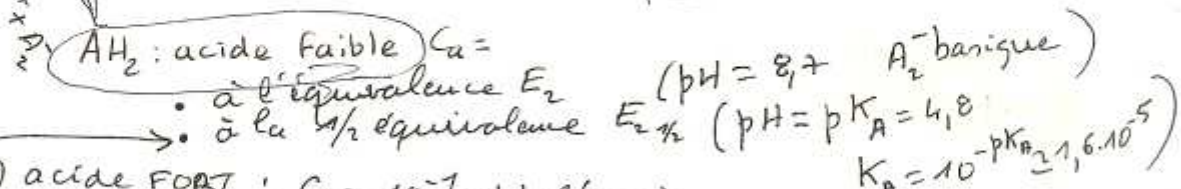
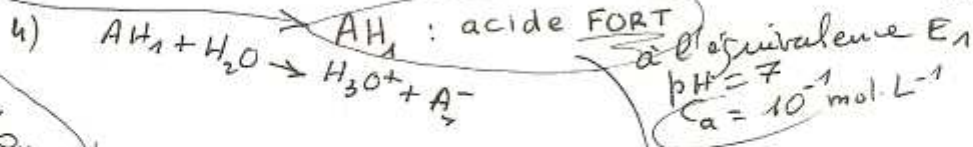
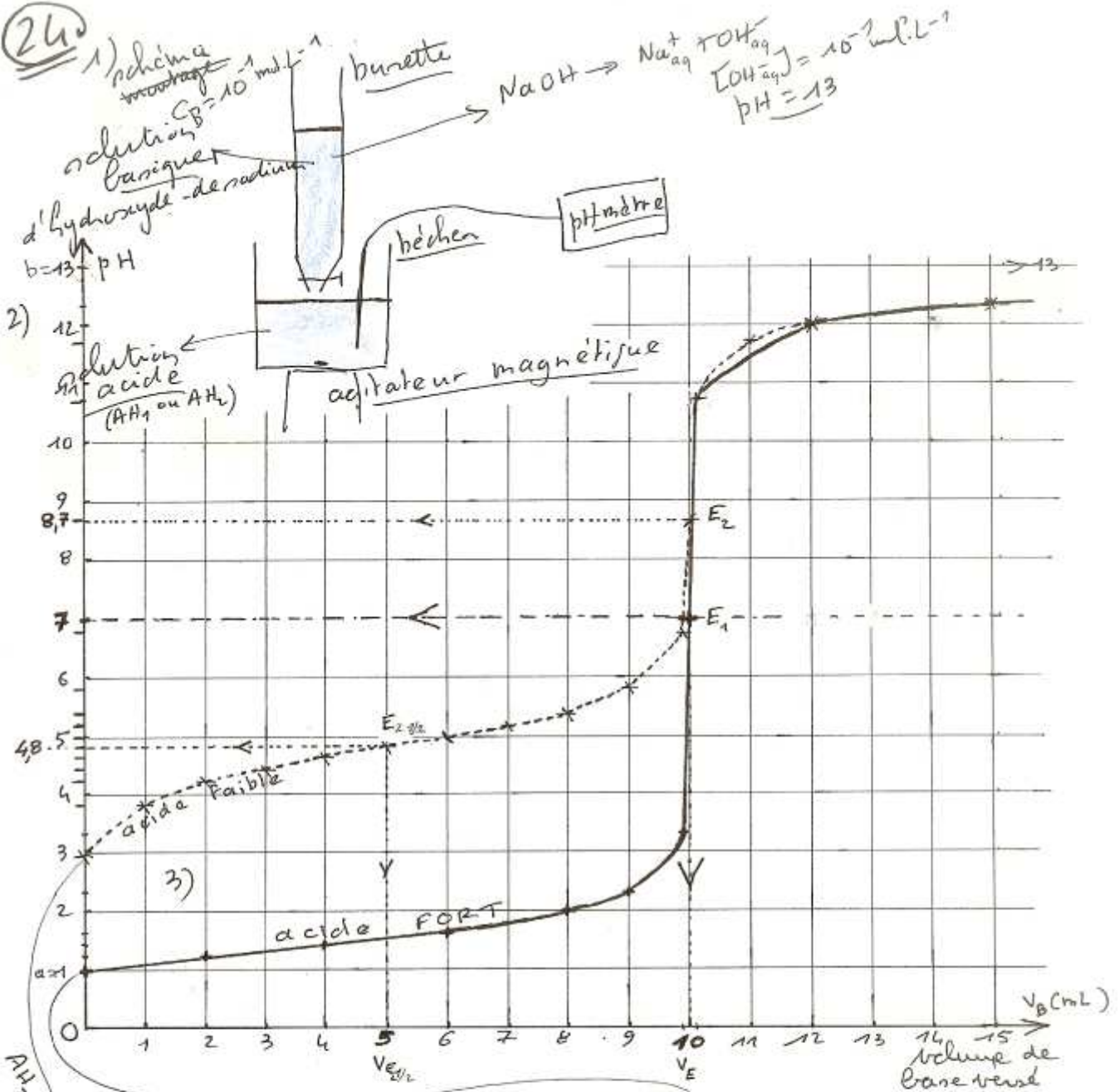


$m(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot \frac{C \cdot V}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} \cdot M$
 $\approx 35 \text{ g}$
 $n(\text{CaCO}_3)$

$\frac{n(\text{CaCO}_3)}{1} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{3}$

dégagement gazeux (bruyère et effet de serre!)

24)



4) acide FORT : $C_{A_1} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} (a=1)$ ou $C_{A_1} \cdot V_{A_1} = C_B \cdot V_E$

acide faible :

uniquement : $C_{A_2} \cdot V_{A_2} = C_B \cdot V_E$

5) $C_{A_2} = C_B \cdot \frac{V_E}{V_{A_2}} = 10^{-1} \cdot \frac{10}{10} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ (si $V_B = 0 \text{ mL}$, $\text{pH} = 3$ acide faible)

6) base $\text{pH} = 13$

le pH de la solution tend vers 13.

25.

1. hydroxyde de sodium

(ou) Soude

base forte NaOH

$$d = 1,2 \quad \rho = d \cdot \rho_{\text{eau}} = 1,2 \text{ g.cm}^{-3} \rightarrow 1 \text{ g.cm}^{-3}$$

• solution de NaOH 20% en masse

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n(\text{NaOH})}{V} \quad n = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$$

$$m = 20\% \cdot m(\text{solution})$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,2 \cdot 1200 \dots \text{pour } V = 1 \text{ L}$$

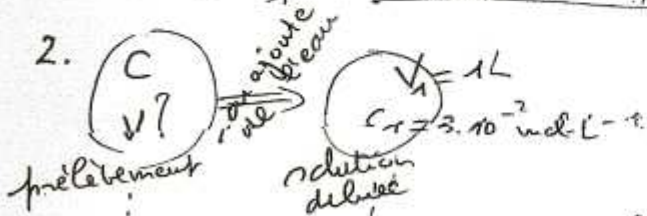
$$m(\text{NaOH}) = 240 \text{ g}$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m}{M} = 6 \text{ mol}$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{6}{1} = 6 \text{ mol.L}^{-1} = C$$

c'est une solution initiale très concentrée !!!

2.

la quantité de soude $n(\text{NaOH})$ en la même

$$C \cdot V = C_1 \cdot V_1$$

$$V = V_1 \cdot \frac{C_1}{C}$$

$$V = 5 \text{ mL}$$

3. a- base forte : selon (Brönsted), elle est totalement dissoute dans l'eau

$$\frac{n(\text{NaOH})}{1} = \frac{n(\text{Na}^+)}{1} = \frac{n(\text{OH}^-)}{1}$$

pour obtenir des ions hydroxyde OH^- qui caractérisent une solution basique

$$\text{b- } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}]$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-_{\text{aq}}]$$

$$\text{pH} \approx 12,5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}] = \frac{K_a}{[\text{OH}^-_{\text{aq}}]}$$

$$[\text{OH}^-_{\text{aq}}] = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^-)$ réductionacide chlorhydrique $(\text{Na}^+ + \text{OH}^-)$ réduction

à l'équivalence

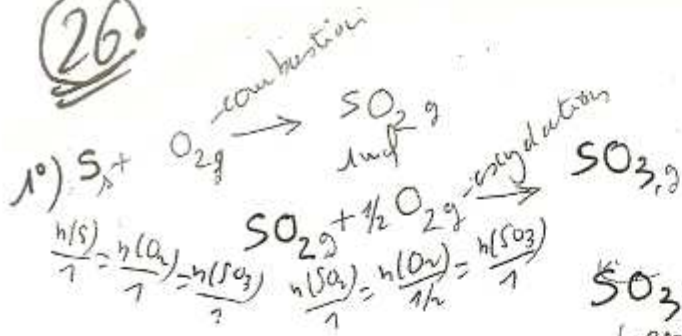
$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

b)

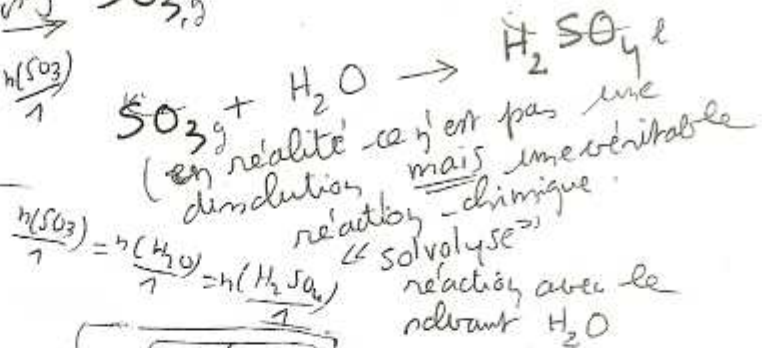
$$C_B = C_A \cdot \frac{V_A}{V_B}$$

c'est bien la base $C_1 = C_B = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

26.



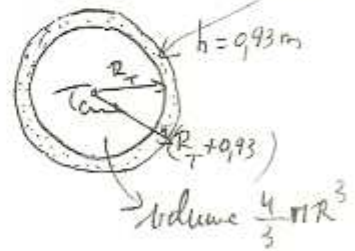
$$\frac{n(S)}{7} = \frac{n(O_2)}{1} = \frac{n(SO_2)}{1} \quad \frac{n(SO_2)}{1} = \frac{n(O_2)}{1/2} = \frac{n(SO_3)}{1}$$



2°) $m(H_2SO_4) = 1 \cdot \frac{m(SO_2)}{M(SO_2)} \cdot M(H_2SO_4)$; $m(H_2SO_4) \approx 352,2 \cdot 10^6$

attention !
 $m(SO_2) = 230 \cdot 10^6$
 $m(SO_2) = 230 \cdot 10^9$
 (10^3 kg , $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$)

qui nous tombe sur la tête, la nôtre, celle des arbres, ...
 sous forme de pluies acides



3°) a) $V = \frac{4}{3} \pi \cdot ((R+h)^3 - R^3)$
 $V \approx 4,788 \cdot 10^{14} \text{ m}^3$

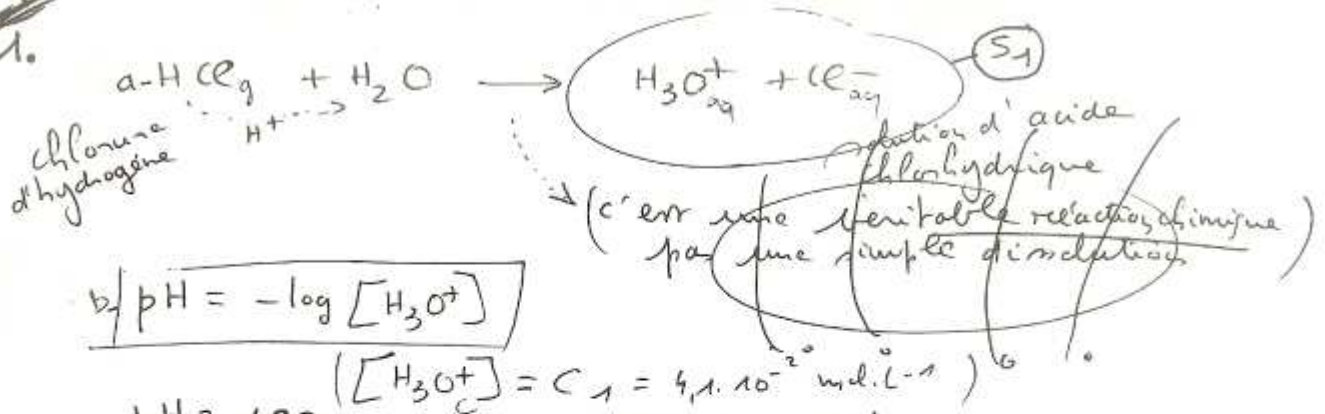
(autre méthode mais plus rigoureuse)
 $V = S \cdot h = 4 \pi R^2 \cdot h \approx 4,787 \cdot 10^{14}$

b) $C(H_2SO_4) = \frac{n}{V} = \frac{n/M}{V}$; $C(H_2SO_4) \approx 7,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

H_2SO_4 est un diacide.
 $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$
 c) $C' = 2 \cdot C \approx 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1} = [H_3O^+]_{aq}$

d) $pH = -\log [H_3O^+]_{aq}$; $pH \approx 4,8$
 chaque H_2SO_4 libère 2 protons H^+ , qui se fixent sur 2 H_2O donnant 2 ions hydronium H_3O^+ .

270
1.



b) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$\text{pH} \approx 1,39$ ($[\text{H}_3\text{O}^+] = C_1 = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

$V(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}) \cdot R \cdot T}{P}$ (P.V = n.R.T)
 c-

$V(\text{H}_2\text{O}) = V_{E1} = 2,0 \text{ L}$ } acide chlorhydrique $V = 2,0 \text{ L}$
 liquide

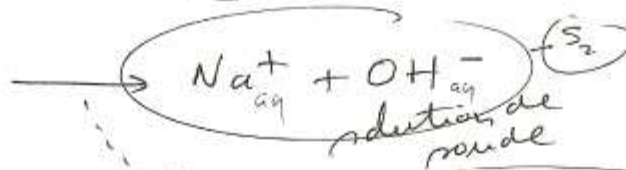
$n(\text{HCl}) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$
 $= C_1 \cdot V_{E1} = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$(T = 0 + 273,15)$
 $= 298,15 \text{ K}$

$V(\text{HCl}) = \frac{8,2 \cdot 10^{-2} \cdot 8,314 \cdot 298,15}{101300}$

$V(\text{HCl}) \approx 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

2. a-NaOH
solvé (ou)
hydroxyde de sodium



c'est une véritable dissolution
 il n'y a pas de réaction chimique !

b- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$

$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

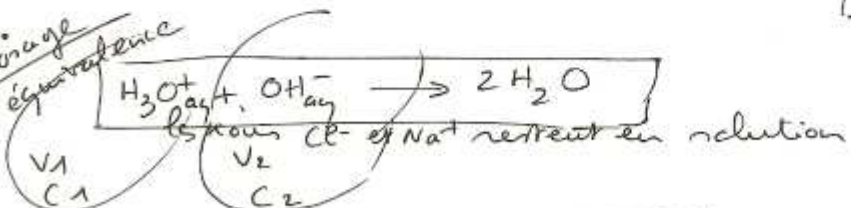
$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] \approx 12,30$

$C \cdot C_2 = \frac{n(\text{NaOH})}{V_{E2}} = \frac{m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH})}{V_{E2}}$

$C_2 = \frac{m/M}{V_{E2}}$

$m = C_2 \cdot V_{E2} \cdot M$
 $m = 8 \text{ g}$

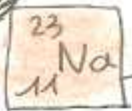
3. dosage
à l'équivalence



$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$V_2 = V_1 \cdot \frac{C_1}{C_2}$
 $V_2 = 20,5 \text{ cm}^3 (\text{mL})$

28



carte d'identité
de l'élément sodium

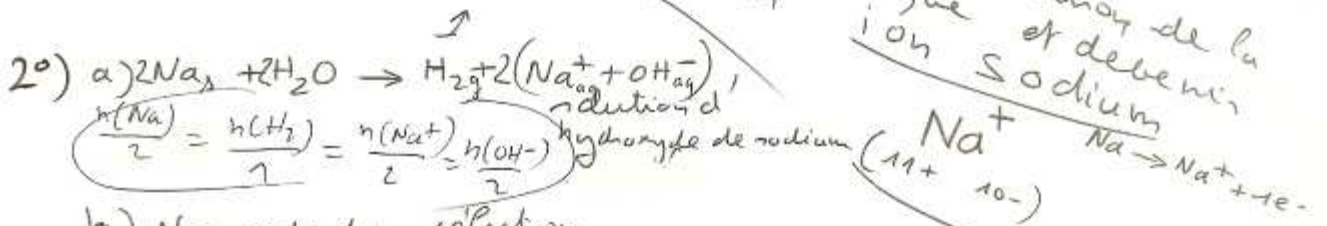
(Na... en allemand **nat**rium)

il y a dans la classification
8 symboles faisant appel à !!!!!
un mot étranger

1°) a) $23 = A = \text{nombre de masse}$ $A = Z + N$
 $11 = Z = \text{nombre de charge}$ \rightarrow 11 protons 12 neutrons) noyau

b) 11 électrons \leftarrow ... il y a autant de protons chargés +
que d'électrons chargés -

c) cet atome de formule électronique
Lewis Na
de formule électronique
K(2) L(8) M(1) peut facilement
perdre son unique électron de la
couche périphérique et devenir
un ion sodium Na^+
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$

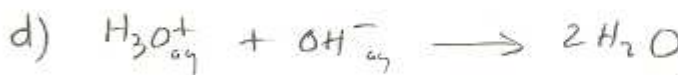


b) Na a perdu 1 électron
c'est un réducteur
il a été oxydé : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
il subit une oxydation

c) $n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)}$
 $\approx 9,9 \text{ mmol}$

d) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
 $m(\text{Na}) = 0,92 \text{ g}$
 $n(\text{Na}) = \frac{m}{M} = n(\text{OH}^-)$
 $V = 1 \text{ L}$
 $[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a}{[\text{OH}^-]}$
 $\text{pH} = 14 + \text{p}[\text{OH}^-]$
 $\text{pH} \approx 12,6$
 $\approx 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$



$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

$V_a = V_b \cdot \frac{C_b}{C_a}$

$V_a = 40 \text{ mL}$

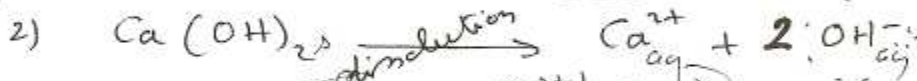
dans le bilan on ne
fait intervenir que les
ions qui réagissent :
 $(\text{H}_3\text{O}^+ + e^-) + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
les restes en
solution
2 spectateurs
de la réaction de neutralisation
entre H_3O^+ et OH^- .

29) On dit concentration molaire volumique } $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
ou teneur } $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$

$$X(\text{Ca}^{2+}) = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot M(\text{Ca})}{\dots} \rightarrow M(\text{Ca}) = M(\text{Ca}^{2+})$$

même indice atomique de l'élément - calcium.

$$X(\text{Ca}^{2+}) = 0,504 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 504 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$



3) $\frac{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{1} = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{1} = \frac{n(\text{OH}^{-})}{2} \rightarrow [\text{OH}^{-}] = 2 \cdot [\text{Ca}^{2+}]$

$$[\text{OH}^{-}] = 0,0252 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] \cdot [\text{OH}^{-}] = K_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = \frac{K_e}{[\text{OH}^{-}]}$$

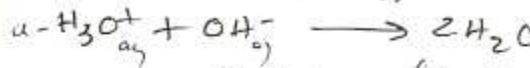
$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{OH}^{-}]} = -\log K_e + \log [\text{OH}^{-}] = 14 + \log [\text{OH}^{-}]$$

$$\boxed{\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^{-}]}$$

$$\text{pH} \approx 12,4$$

4) solution d'acide chlorhydrique
 $(\text{H}_3\text{O}^{+} + \text{Cl}^{-})$

ils vont se neutraliser!



les ions Ca^{2+} et Cl^{-} restent spectateurs en solution.

$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = C_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $\rightarrow V_a$

$V(\text{OH}^{-}) = 50 \text{ mL} = V_b$
 $[\text{OH}^{-}] = 0,0252 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = C_b$

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

$$\boxed{V_a = V_b \cdot \frac{C_b}{C_a}}$$

$$V_a = 25,2 \text{ mL}$$

remarque 2.

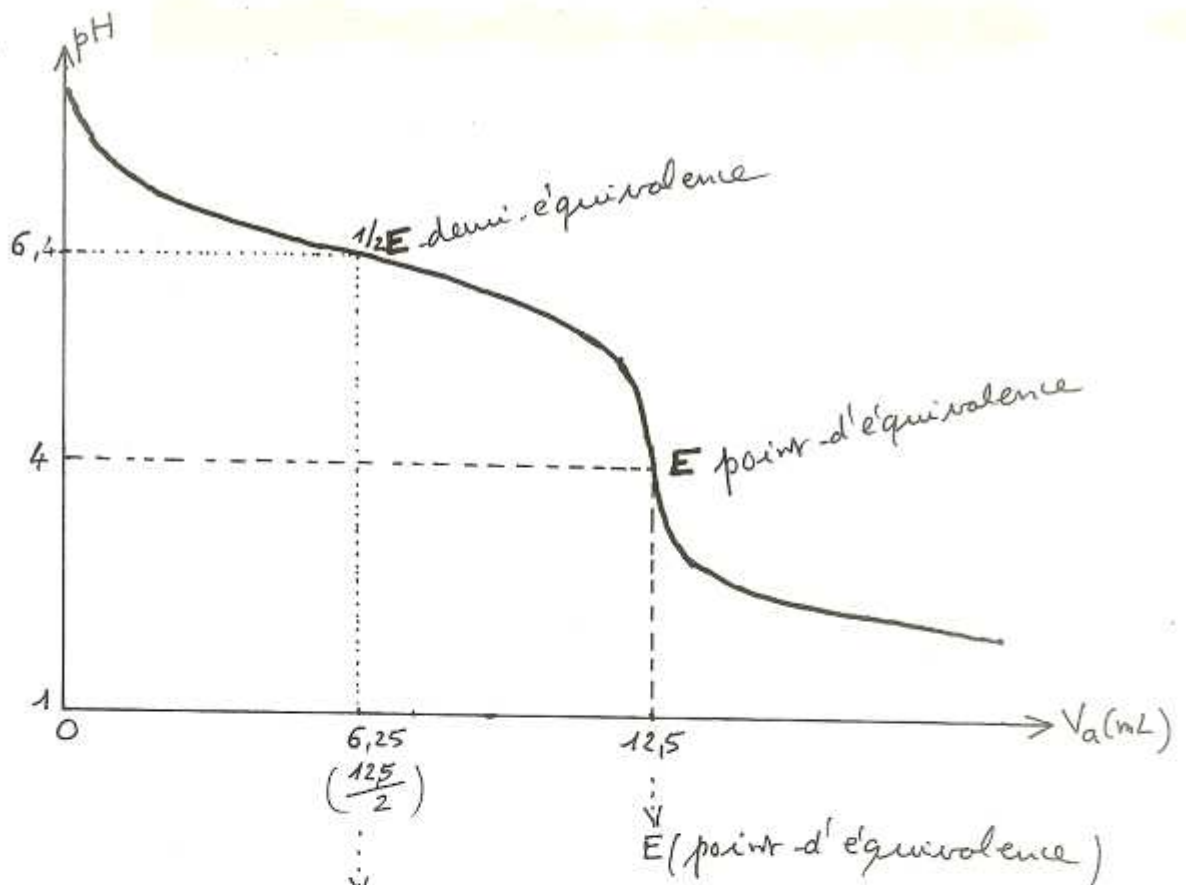
la solution de chaux est saturée

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 \approx 8 \cdot 10^{-6}$$

remarque 1.

on s'agit de fabriquer une solution d'eau de chaux qui a la particularité de donner un précipité blanc en présence de CO_2

30°



1.1.

2.

1/2 équivalence (demi neutralisation)
 $pH = pK_a \approx 6,4$

2. équation de neutralisation



neutraliser - acide
 d'un pH = 4

indicateur
 d'acide
 chlorhydrique
 (H₃O⁺ + Cl⁻)
 eau
 industrielle
 alcaline
 (basique)

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

$$C_b = C_a \cdot \frac{V_a}{V_b}$$

$$C_b = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$T_b = C_b \cdot M(HCO_3^-) \approx 1,525 \text{ g} \cdot L^{-1}$$

g.L⁻¹ mol.L⁻¹ g.mol⁻¹

3. titrage colorimétrique
 T.A. C complet

$$= (V_a) = \frac{C_b \cdot V_b}{C_a} \approx 125 \text{ mL}$$

V_b ... > 100 mL
 2.10⁻² mol.L⁻¹

ou X