

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h35

EXERCICE 1 : 9 points

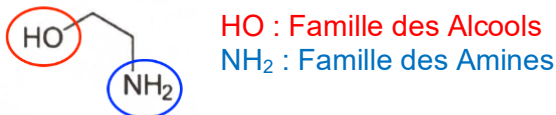
ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui « type collègue »

EXERCICE 1 : Valorisation du dioxyde de carbone dans les cimenteries

1. Captage de la molécule de dioxyde de carbone par la molécule d'éthanolamine

Q1.



Q2.

Calculons la concentration de la solution commerciale utilisée :

$$C = \frac{n_{\text{ethanolamine}}}{V_{\text{Solution}}}$$

Or

$$n_{\text{ethanolamine}} = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{M_{\text{ethanolamine}}}$$

Ainsi :

$$C = \frac{n_{\text{ethanolamine}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{M_{\text{ethanolamine}} \times V_{\text{Solution}}}$$

Or le pourcentage est défini par :

$$P = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{m_{\text{solution}}}$$

D'où

$$m_{\text{ethanolamine}} = P \times m_{\text{solution}}$$

Ainsi :

$$C = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{M_{\text{ethanolamine}} \times V_{\text{Solution}}} = \frac{P \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{ethanolamine}} \times V_{\text{Solution}}}$$

Or

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{Solution}}}$$

Ainsi :

$$C = \frac{P \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{ethanolamine}} \times V_{\text{Solution}}} = \frac{P \times \rho_{\text{solution}}}{M_{\text{ethanolamine}}}$$

Or

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}} = d$$

$$\rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{eau}}$$

Ainsi :

$$C = \frac{P \times \rho_{\text{solution}}}{M_{\text{ethanolamine}}} = \frac{P \times d \times \rho_{\text{eau}}}{M_{\text{ethanolamine}}}$$

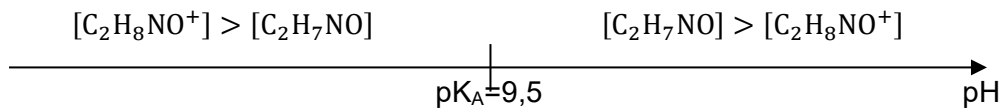
$$C = \frac{20}{100} \times 1,0 \times 1,00 \times 10^3$$

$$C = \frac{61,0}{61,0}$$

$$C = 3,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

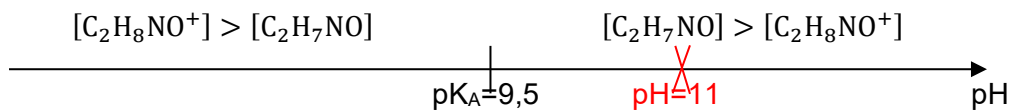
Q3.

Diagramme de prédominance :



Q4.

Diagramme de prédominance :



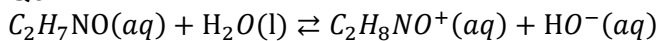
pH=11 : pH est inférieur à pK_A

La forme basique de l'éthanolamine C₂H₇NO est l'espèce prédominante dans la solution

Q5.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Q6.



Méthode 1 : Construisons un tableau d'avancement

$$n_{C_2H_7NO}^i = CV$$

	C ₂ H ₇ NO(aq)	+H ₂ O(l) ⇌	C ₂ H ₈ NO ⁺ (aq) +	HO ⁻ (aq)
État initial	n _{C₂H₇NO} ⁱ = CV	Solvant	0	0
État intermédiaire	CV - x	Solvant	x	x
État final	CV - x _f	Solvant	x _f	x _f

Trouvons x_{max} :

$$CV - x_{\max} = 0$$

$$x_{\max} = CV$$

Méthode 2 : sans tableau d'avancement

$$x_{\max 1} = \frac{n_{C_2H_7NO}^i}{1} = \frac{CV}{1} = CV$$

Q7.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Trouvons x_f :

$$n_{HO^-}^f = x_f$$

$$x_f = n_{HO^-}^f$$

$$x_f = [HO^-] \times V$$

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{(c^0)^2}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{(c^0)^2} = K_e$$

$$[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = \frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

$$x_f = \frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} \times V$$

$$\text{Or} [\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

$$x_f = \frac{K_e \times (c^0)^2}{c^0 \times 10^{-\text{pH}}} \times V$$

$$x_f = \frac{K_e \times c^0}{10^{-\text{pH}}} \times V$$

Or

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$$

avec $x_{\text{max}} = CV$ (question précédente)

$$\tau = \frac{\frac{K_e \times c^0}{10^{-\text{pH}}} \times V}{\frac{K_e \times c^0}{10^{-\text{pH}}} \times V}$$

$$\tau = \frac{CV}{C}$$

$$\tau = \frac{K_e \times c^0}{10^{-\text{pH}} \times C}$$

Q8.

$$\tau = \frac{K_e \times c^0}{10^{-\text{pH}} \times C}$$

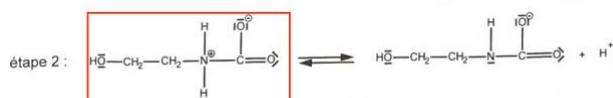
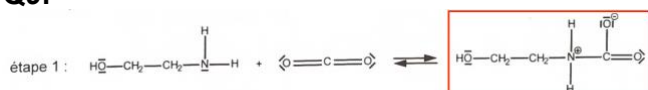
$$\tau = \frac{1,0 \times 10^{-14} \times 1}{10^{-11} \times 3,3}$$

$$\tau = 3,0 \times 10^{-4}$$

$$\tau = 0,030\%$$

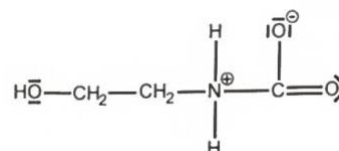
Le taux d'avancement final τ de cette réaction est très faible, la base ne réagit pas beaucoup avec l'eau, la base est une base faible.

Q9.



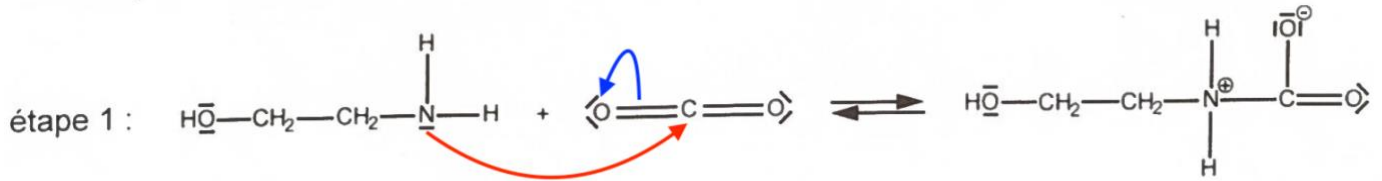
Un intermédiaire réactionnel est une espèce formée à une étape et consommée à l'étape suivante.

Un intermédiaire réactionnel est :



Q10.

Lors d'une formation de liaison, le doublet d'électrons se déplace du site donneur vers un site accepteur.
Lors d'une rupture de liaison, la flèche part de la liaison vers l'atome le plus électronégatif.

**2. Contrôle qualité d'une solution d'éthanolamine****Q11.**

D'après l'énoncé : « La solution S est préalablement diluée 50 fois »

$$F = \frac{V_{50}}{V_S}$$

$$\frac{V_{50}}{V_S} = F$$

$$V_{50} = F \times V_S$$

$$V_{50} = 50 \times V_S$$

Le volume V_{50} de la solution fille (volume de la fiole jaugée), doit être 50 plus grand que le volume V_S de la solution mère (volume de la pipette jaugée).

On choisit :

- une fiole jaugée $V_{50}=250$ mL
- une pipette jaugée $V_S =5$ mL

Q12.

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

Q13.

On détermine graphiquement le volume à l'équivalence au pic de la dérivée de dpH/dV : $V_E = 14,3$ mL

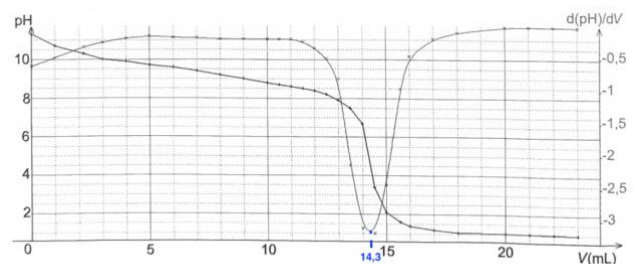


Figure 1 – Courbe de suivi pH-métrique du titrage de la solution S_{50}

Ou on détermine graphiquement le volume à l'équivalence avec la méthode des tangentes parallèles : $V_E = 14,3$ mL

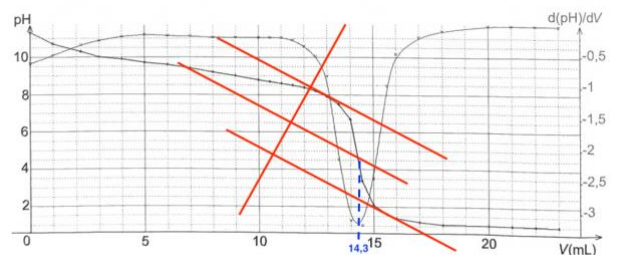
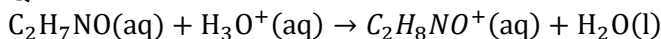


Figure 1 – Courbe de suivi pH-métrique du titrage de la solution S_{50}

Q14.

A l'équivalence :

$$\frac{n_{C_2H_7NO}^i}{1} = \frac{n_{H_3O^+}^{eq}}{1}$$

$$n(C_2H_7NO) = n_e(H_3O^+)$$

$$C_{dilué} \times V_B = C_A \times V_E$$

$$C_{\text{dilué}} = \frac{C_A \times V_E}{V_B}$$

$$C_{\text{dilué}} = \frac{0,10 \times 14,3 \times 10^{-3}}{25,0 \times 10^{-3}}$$

$$C_{\text{dilué}} = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

D'après le sujet la solution S est préalablement diluée 50 fois :

$$C = 50 \times C_{\text{dilué}}$$

$$C = 50 \times 5,6 \times 10^{-2}$$

$$C = 2,8 \text{ mol. L}^{-1}$$

Déterminons la masse d'éthanolamine présente dans la solution S :

$$n_{\text{ethanolamine}} = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{M_{\text{ethanolamine}}}$$

$$\frac{m_{\text{ethanolamine}}}{M_{\text{ethanolamine}}} = n_{\text{ethanolamine}}$$

$$m_{\text{ethanolamine}} = n_{\text{ethanolamine}} \times M_{\text{ethanolamine}}$$

Or

$$n_{\text{ethanolamine}} = C \times V_{\text{Solution}}$$

D'où

$$m_{\text{ethanolamine}} = C \times V_{\text{Solution}} \times M_{\text{ethanolamine}}$$

Déterminons le titre massique (pourcentage) en masse d'éthanolamine présente dans la solution S.

$$P = \frac{m_{\text{ethanolamine}}}{m_{\text{solution}}} \times 100$$

Or

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} = \rho_{\text{solution}}$$

$$m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}$$

D'où

$$P = \frac{C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{ethanolamine}}}{\rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}} \times 100$$

$$P = \frac{C \times M_{\text{ethanolamine}}}{\rho_{\text{solution}}} \times 100$$

$$P = \frac{2,8 \times 61,0}{1,0 \times 10^3} \times 100$$

$$P = 17 \%$$

Q15.

D'après le tableau :

- à 15%, l'efficacité de captation est faible ;
- à 20%, l'efficacité devient bonne avec une corrosion acceptable.

Titre massique en éthanolamine	15 %	20 %	25 %	30 %
Efficacité de captation du CO ₂	Faible	Bonne	Bonne à très bonne	Très bonne
Tolérance à la corrosion des équipements	Très bonne	Acceptable	Risques accrus	Très mauvaise

Ainsi, avec une concentration de 17%, la solution est inférieure à la valeur de l'efficacité bonne de 20% et supérieure à une efficacité faible

La solution peut donc être utilisée pour capter le dioxyde de carbone, mais son efficacité sera un peu moins bonne que celle attendue pour une solution à 20%. Cependant, les risques de corrosion seront limités.

3. Production de méthanol à partir du dioxyde de carbone capté

Q16.

Le méthanol (CH_3OH) peut être obtenu par réaction entre le dioxyde de carbone et le dihydrogène ; il se forme également de l'eau. La transformation est totale.



Q17.

La quantité de dihydrogène nécessaire est de 37 500 tonnes. L'énergie nécessaire à la production d'un kilogramme de dihydrogène est de 55 kW.h.

un kilogramme de dihydrogène	55 kW.h
37 500 tonnes	E

$$E = \frac{37500 \times 10^3 \times 55 \times 10^3}{1}$$

$$E = 2,1 \times 10^{12} \text{Wh}$$

$$P = \frac{E}{\Delta t}$$

$$P \times \Delta t = E$$

$$\Delta t = \frac{E}{P}$$

$$\Delta t = \frac{2,1 \times 10^{12}}{330 \times 10^6}$$

$$\Delta t = 6364 \text{ h}$$

Q18.

$$\Delta t = \frac{6364}{24}$$

$$\Delta t = 265 \text{ J}$$

265 J < 365 J (un an) : la production peut être réalisée en moins d'un an.

La puissance des électrolyseurs est suffisante pour la production annuelle attendue.