

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h35

EXERCICE 1 : 9 points

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ: PHYSIQUE-CHIMIE

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui « type collège »

EXERCICE 1 L'eau de boisson des poules

PARTIE A : Le traitement de l'eau de boisson d'un élevage industriel de poules

A. Décontamination de l'eau en fin de chaîne des abreuvoirs

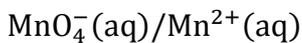
A.1.

Liste du matériel nécessaire pour réaliser le titrage :

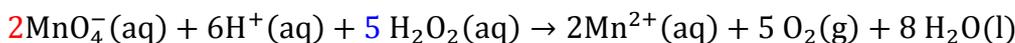
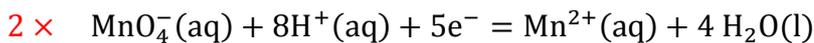
- Burette graduée
- Erlenmeyer.
- Agitateur magnétique + barreau aimanté
- Support pour la burette graduée.
- Pipette jaugée + pipeteur (pour le prélèvement de la solution titrée).

A.2.

Couples :



Demi-équations électroniques :



A.3.

L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

Avant l'équivalence, les ions permanganate sont en défaut, la solution est incolore.

Après l'équivalence, les ions permanganate sont en excès, la solution est violette.

On repère l'équivalence lorsque la solution devient violette (changement de couleur).

A.4.

A l'équivalence :

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2}^i = n_{\text{MnO}_4^-}^{\text{eq}}$$

$$\frac{5}{c_1 \times V_1} = \frac{2}{c_0 \times V_{\text{eq}}}$$

$$c_1 = \frac{5 \times c_0 \times V_{\text{eq}}}{2 \times V_1}$$

$$c_1 = \frac{5 \times 1,00 \times 10^{-3} \times 6,60 \times 10^{-3}}{2 \times 20,0 \times 10^{-3}}$$

$$c_1 = 8,25 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$u(c_1) = c_1 \times \sqrt{\left(\frac{u(V_{\text{eq}})}{V_{\text{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(c_0)}{c_0}\right)^2}$$

$$u(c_1) = 8,25 \times 10^{-4} \times \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,60}\right)^2 + \left(\frac{0,05}{20,0}\right)^2 + \left(\frac{0,04}{1,00}\right)^2}$$

$$u(c_1) = 4 \times 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$c_1 = 8,25 \times 10^{-4} \pm 4 \times 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$c_1 = (8,25 \pm 0,4) \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

A.5.

L'oxydosane est une solution composée notamment de peroxyde d'hydrogène de concentration en masse $248 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Calculons la concentration molaire :

$$c = \frac{c_m}{M}$$

$$c = \frac{248}{34,0}$$

$$c = 7,29 \text{ mol. L}^{-1}$$

Norme 1 : Incorporer OXYDOSANE à raison de 100 mL à 200 mL pour un total de 1000 L d'eau.

Calculons la concentration obtenue par dilution pour la norme 1 :

$$n_f = n_m$$

$$c_f \times V_f = c_m \times V_m$$

$$c_f = \frac{c_m \times V_m}{V_f}$$

$$c_f = \frac{7,29 \times 100 \times 10^{-3}}{1000}$$

$$c_f = 7,29 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$n_f = n_m$$

$$c'_f \times V_f = c_m \times V'_m$$

$$c'_f = \frac{c_m \times V'_m}{V_f}$$

$$c'_f = \frac{7,29 \times 200 \times 10^{-3}}{1000}$$

$$c'_f = 1,46 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

Pour la norme 1 la $1,46 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} < c < 7,29 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$

Norme 2 : Incorporer OXYDOSANE à raison de 2,00 L pour un total de 100 L d'eau.

Calculons la concentration obtenue par dilution pour la norme 2 :

Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :

$$n_f = n_m$$

$$c_f \times V_f = c_m \times V_m$$

$$c_f = \frac{c_m \times V_m}{V_f}$$

$$c_f = \frac{7,29 \times 2,00}{100}$$

$$c_f = 1,46 \times 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$$

Lors du dosage nous avons trouvé $c_1 = (8,25 \pm 0,4) \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$. L'élèveur a suivi la norme 1.

A.6.

Le peroxyde d'hydrogène subit une réaction de dismutation.

D'après l'énoncé : « C'est une réaction spontanée mais lente à température ambiante, voire très lente à la température d'un réfrigérateur. Le récipient contenant le peroxyde d'hydrogène doit être conservé à l'abri de la lumière afin de ne pas accélérer la réaction de dismutation. »

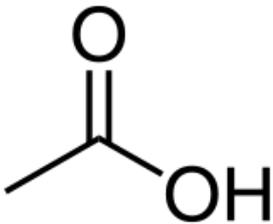
Pour que la concentration de peroxyde d'hydrogène ne diminue pas ou peu, il faut ralentir la réaction de dismutation.

La température est un facteur cinétique. C'est pourquoi le bidon d'OXYDOSANE, est conservé au frais. De plus la lumière accélère la réaction. C'est pourquoi le bidon d'OXYDOSANE, est conservé dans un endroit sombre.

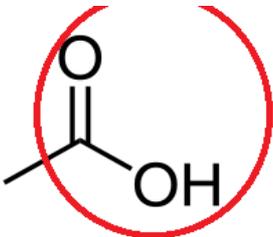
PARTIE B : Le traitement de l'eau de boisson des poules d'un particulier

B.1. Étude de la formule de la molécule d'acide acétique

B.1.1.



B.1.2.



Famille : acide carboxylique

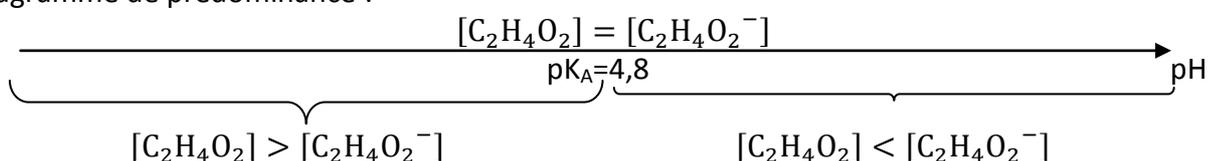
B.1.3.

Nom de l'acide acétique dans la nomenclature internationale : Acide éthanoïque

B.2. L'acide acétique en solution

B.2.1.

Diagramme de prédominance :



B.2.2.

$$K_A = \frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}} \times c^0}$$

B.2.3.

$$K_A = \frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}} \times c^0}$$

$$\text{p}K_A = -\log(K_A)$$

$$\text{p}K_A = -\log\left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}} \times c^0}\right)$$

$$\text{p}K_A = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c^0}\right) - \log\left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}}}\right)$$

$$\text{p}K_A = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}}}\right)$$

$$\text{pH} - \log\left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}}}\right) = \text{p}K_A$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log\left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}}}\right)$$

B.2.4.

	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2_{(\text{aq})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-_{(\text{aq})}$	$+\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
Etat initial	$n = c_3V$	Solvant	0	0
Etat intermédiaire	$c_3V - x$	Solvant	x	x
Etat final	$c_3V - x_f$	Solvant	x_f	x_f

$$K_A = \frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}} \times c^0}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2^-}}{V} = \frac{x_f}{V}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}}{V} = \frac{c_3V - x_f}{V}$$

$$K_A = \frac{\frac{x_f}{V} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{\frac{c_3V - x_f}{V} \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\frac{x_f}{V} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{\left(\frac{c_3V}{V} - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\frac{x_f}{V} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{\left(c_3 - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

Or

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} = \frac{x_f}{V}$$

D'où

$$K_A = \frac{\frac{x_f}{V} \times [H_3O^+]_{eq}}{C - \frac{x_f}{V} \times c^0}$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{(c_3 - [H_3O^+]_{eq}) \times c^0}$$

$$K_A \times (c_3 - [H_3O^+]_{eq}) \times c^0 = [H_3O^+]_{eq}^2$$

$$-[H_3O^+]_{eq}^2 + K_A \times (c_3 - [H_3O^+]_{eq}) \times c^0 = 0$$

$$-[H_3O^+]_{eq}^2 + K_A \times c_3 \times c^0 - K_A \times [H_3O^+]_{eq} \times c^0 = 0$$

$$-[H_3O^+]_{eq}^2 - K_A \times [H_3O^+]_{eq} \times c^0 + K_A \times c_3 \times c^0 = 0$$

On remplace par les valeurs numériques :

- $K_A = 10^{-pK_a} = 10^{-4,8} = 1,6 \times 10^{-5}$
- $c^0 = 1$
- $c_3 = 1,6 \times 10^{-3}$

$$-[H_3O^+]_{eq}^2 - 1,6 \times 10^{-5} \times [H_3O^+]_{eq} \times 1 + 1,6 \times 10^{-5} \times 1,6 \times 10^{-3} \times 1 = 0$$

$$-[H_3O^+]_{eq}^2 - 1,6 \times 10^{-5} \times [H_3O^+]_{eq} + 2,6 \times 10^{-8} = 0$$

C'est une équation du second degré :

$$\Delta = b^2 - 4ac$$

$$\Delta = (-1,6 \times 10^{-5})^2 - 4 \times -1 \times 2,6 \times 10^{-8}$$

$$\Delta = 1,0 \times 10^{-7}$$

$$[H_3O^+]_1 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$[H_3O^+]_1 = \frac{-(-1,6 \times 10^{-5}) + \sqrt{1,0 \times 10^{-7}}}{2 \times -1}$$

$$[H_3O^+]_1 = -1,7 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[H_3O^+]_2 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$[H_3O^+]_2 = \frac{-(-1,6 \times 10^{-5}) - \sqrt{1,0 \times 10^{-7}}}{2 \times -1}$$

$$[H_3O^+]_2 = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

On ne garde pas la valeur négative.

$$[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]_{eq}}{c^0}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-4}}{1}\right)$$

$$\text{pH} = 3,8$$

D'après l'énoncé : « Un particulier possédant des poules doit aussi acidifier l'eau de boisson pour le bien-être et la bonne santé de ses poules. Le pH de cette eau doit être de 6 environ. »

Le particulier ne respecte pas la norme d'acidification pour l'eau de boisson de ses poules.