

Nom :

Prénom :

Correction DST 5

Exercice 1 : Mostiglass _____ points

<p>1. La conservation du débit volumique implique que $D_V = v_1 \times S_1 = v_2 \times S_2$ Or d'après l'énoncé le tunnel a une section carrée qui est donc constante $S_1 = S_2 = S_0$ alors $v_1 = v_2$.</p>		
<p>2. La conservation du débit volumique implique que $D_V = v_1 \times S_0 = v_A \times S_A = v_B \times S_B$ Donc $v_A = \frac{v_1 \times S_0}{S_A}$ soit $v_A = \frac{2,0 \times 4,0 \times 10^{-2}}{1,8 \times 10^{-3}} = 44 \text{ m.s}^{-1}$ Et $v_B = \frac{v_1 \times S_0}{S_B}$ soit $v_B = \frac{2,0 \times 4,0 \times 10^{-2}}{0,95 \times 10^{-3}} = 84 \text{ m.s}^{-1}$</p>		
<p>3. En utilisant la relation de Bernoulli sur une ligne de courant entre A et B : $\frac{1}{2} \times \rho \times v_A^2 + p_A = \frac{1}{2} \times \rho \times v_B^2 + p_B$ donc $\Delta p = p_B - p_A = \frac{1}{2} \times \rho \times v_A^2 - \frac{1}{2} \times \rho \times v_B^2 = \frac{1}{2} \times \rho \times (v_A^2 - v_B^2)$ Donc $\Delta p = \frac{1}{2} \times 1,2 \times (44^2 - 84^2) = -3069,66 = -3,1 \times 10^3 \text{ Pa}$ Δp est négative donc il y a bien diminution de la pression entre A et B qui confirme l'effet Venturi. L'énoncé nous dit que $\frac{\Delta T}{T} = \frac{\Delta p}{p}$ soit ici $\frac{\Delta T}{T_1} = \frac{\Delta p}{p_A}$ Ainsi $\Delta T = \frac{\Delta p}{p_A} \times T_1$ soit $\Delta T = \frac{-3069,66}{1,01 \times 10^5} \times (273 + 32) = -9,4 \text{ K}$ Soit une diminution de 9,4 K (ou °C) ; cette valeur est supérieure aux 5°C, certaines hypothèses doivent être fausses : - l'air chaud n'est pas incompressibles dans les conditions de l'expérience ; - l'air chaud n'est pas un fluide parfait dans les conditions de l'expérience .</p>		

Exercice 2 : L'acide éthanoïque _____ points

<p>1.1. $\text{CH}_3\text{-CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{CH}_3\text{-CO}_2^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+$</p>																																
<p>1.2.</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>La solution a un pH = 2,9 donc inférieur au pKa, c'est l'acide conjugué CH₃CO₂H qui prédomine dans cette solution.</p>																																
<p>1.3.1.</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 10px;"> <thead> <tr> <th colspan="2">Équation chimique</th> <th colspan="4">CH₃-CO₂H_(aq) + H₂O(ℓ) = CH₃-CO₂⁻_(aq) + H₃O⁺</th> </tr> <tr> <th>État du système</th> <th>Avancement (mol)</th> <th colspan="4">Quantités de matière (mol)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État initial</td> <td>x = 0</td> <td>C.V</td> <td>beaucoup</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>État intermédiaire</td> <td>x</td> <td>C.V - x</td> <td>beaucoup</td> <td><u>x</u></td> <td><u>x</u></td> </tr> <tr> <td>État final</td> <td>X_{éq}</td> <td>C.V - X_{éq}</td> <td>beaucoup</td> <td>X_{éq}</td> <td>X_{éq}</td> </tr> </tbody> </table>	Équation chimique		CH ₃ -CO ₂ H _(aq) + H ₂ O(ℓ) = CH ₃ -CO ₂ ⁻ _(aq) + H ₃ O ⁺				État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				État initial	x = 0	C.V	beaucoup	0	0	État intermédiaire	x	C.V - x	beaucoup	<u>x</u>	<u>x</u>	État final	X _{éq}	C.V - X _{éq}	beaucoup	X _{éq}	X _{éq}		
Équation chimique		CH ₃ -CO ₂ H _(aq) + H ₂ O(ℓ) = CH ₃ -CO ₂ ⁻ _(aq) + H ₃ O ⁺																														
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)																														
État initial	x = 0	C.V	beaucoup	0	0																											
État intermédiaire	x	C.V - x	beaucoup	<u>x</u>	<u>x</u>																											
État final	X _{éq}	C.V - X _{éq}	beaucoup	X _{éq}	X _{éq}																											

$$1.3.2. Q_{r, \text{éq}} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}}}$$

D'après l'équation de la réaction $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$.

D'après le tableau d'avancement $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}}{V}$

$$\text{et } [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}} = \frac{C.V - x_{\text{éq}}}{V}$$

$$\text{Ainsi } Q_{r, \text{éq}} = \frac{\frac{x_{\text{éq}}}{V} \cdot \frac{x_{\text{éq}}}{V}}{\frac{C.V - x_{\text{éq}}}{V}} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{V^2} \cdot \frac{V}{(C.V - x_{\text{éq}})} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{V \cdot (C.V - x_{\text{éq}})}$$

$$1.3.3. [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}}{V} = 10^{-\text{pH}} \quad \text{soit } x_{\text{éq}} = 10^{-\text{pH}} \cdot V$$

$$1.3.4. Q_{r, \text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{V \cdot (C.V - x_{\text{éq}})} = \frac{(10^{-\text{pH}} \cdot V)^2}{V \cdot (C.V - 10^{-\text{pH}} \cdot V)} = \frac{10^{-2\text{pH}} \cdot V^2}{V^2 \cdot (C - 10^{-\text{pH}})} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{(C - 10^{-\text{pH}})}$$

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{10^{-2 \times 2,9}}{(0,100 - 10^{-2,9})} = 1,6 \times 10^{-5}$$

Le quotient de réaction à l'équilibre de la réaction d'un acide avec l'eau est appelé constante d'acidité et est noté K_A .

On sait que $\text{p}K_A = -\log K_A$, avec la valeur obtenue on trouve $\text{p}K_A = -\log Q_{r, \text{éq}}$

$$\text{p}K_A = -\log(1,6 \times 10^{-5}) = 4,8$$

Ce résultat est en accord avec la valeur du $\text{p}K_A$ indiquée dans les données.

1.4. Le taux d'avancement final est égal au quotient de l'avancement final par l'avancement

$$\text{maximal : } \tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}}$$

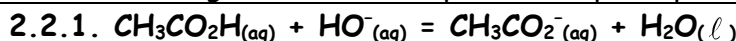
Si la transformation est totale, alors l'acide éthanóïque est totalement consommé, soit $C.V - x_{\text{max}} = 0$, alors $x_{\text{max}} = C.V$

$$\tau = \frac{10^{-\text{pH}} \cdot V}{C.V} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$$

$$\tau = \frac{10^{-2,9}}{0,100} = 10^{-1,9} = 1,3 \times 10^{-2} = 1,3\%, \quad \tau < 100\%, \text{ donc la transformation n'est pas totale, elle}$$

est très limitée.

2.1. Plus le titre est élevé et plus la masse d'acide éthanóïque présente dans le vinaigre est grande. Plus il y a d'acide dans le vinaigre et plus celui-ci sera acide, et donc plus le pH sera faible. Le vinaigre de titre 7,5° possède le pH le plus faible.



$$2.2.2. K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{éq}}}$$

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{éq}}} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{K_A}{K_e} = \frac{10^{-\text{p}K_A}}{K_e}$$

$$K = \frac{10^{-4,8}}{1,0 \times 10^{-14}} = 10^{9,2} = 1,6 \times 10^9$$

2.2.3. Pour servir de support au titrage, en plus d'être totale, la réaction doit être rapide et univoque

2.3. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté ne change pas, soit $n_0 = n_A$, donc $C_0 \cdot V_0 = C_A \cdot V_A$

$$C_0 \cdot V_0 = (C_0/10) \cdot V_A \text{ ainsi } V_0 = V_A/10$$

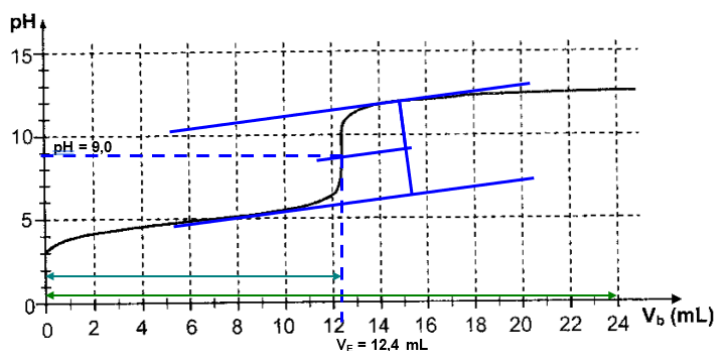
$$V_0 = 50,0/10 = 5,0 \text{ mL à prélever.}$$

Dans un becher, on verse du vinaigre. On prélève le volume V_0 à l'aide d'une pipette jaugée de 5,0 mL. On verse ce prélèvement dans une fiole jaugée de 50,0 mL. On ajoute un peu d'eau distillée. On agite. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On agite à nouveau.

2.4.1. On procède à un titrage pH-métrique. L'ajout d'eau distillée permet d'immerger correctement la sonde du pH-mètre.

L'ajout d'eau distillée ne modifie pas la quantité de matière d'acide éthanóique initiale, en effet la transformation de cet acide avec l'eau est très limitée. Ainsi le volume V_E de soude versé à l'équivalence n'est pas modifié.

2.4.2. À l'aide de la méthodes tangentes, on détermine à l'équivalence $\text{pH} = 9,0$ et $V_E = 12,4$ mL



2.4.3. À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques donc

$$n(\text{HO}^-)_{\text{versée}} = n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})_{\text{initiale}}$$

$$C_B \cdot V_E = C_A \cdot V_A \text{ donc } C_A = \frac{C_B \cdot V_E}{V_A} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 12,4}{10} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

pour le vinaigre dilué. $C_A = C_0/10$ ou $C_0 = 10 \cdot C_A$ soit $C_0 = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour le vinaigre pur.

2.4.4. Un titre de $1,00^\circ$ correspond à 1,00 g d'acide acétique pur dans 100 g de vinaigre. Pour connaître le titre, on cherche la masse d'acide éthanóique contenue dans 100 g de vinaigre.

Exprimons le volume V_{vinaigre} dont la masse est égale à 100 g :

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{vinaigre}}} \text{ donc } V_{\text{vinaigre}} = \frac{m_{\text{solution}}}{\rho_{\text{vinaigre}}} \text{ avec } m_{\text{solution}} = 100 \text{ g}$$

$$\text{or, } C_0 = \frac{n_{\text{acide}}}{V_{\text{vinaigre}}} = \frac{m_{\text{acide}}}{V_{\text{vinaigre}} \cdot M_{\text{acide}}} \text{ ainsi } m_{\text{acide}} = C_0 \cdot M_{\text{acide}} \cdot V_{\text{vinaigre}} \text{ et donc}$$

$$m_{\text{acide}} = C_0 \cdot M_{\text{acide}} \cdot \frac{m_{\text{solution}}}{\rho_{\text{vinaigre}}} \quad m_{\text{acide}} = 1,24 \times 60,0 \times \frac{100}{1010} = 7,4 \text{ g}$$

Le titre t_A vaut $7,4^\circ$, le vinaigre titré est le vinaigre d'alcool dont le titre annoncé est de $7,5^\circ$. La légère différence peut être due à une erreur expérimentale.