

QUESTIONS DE COURS

ESTERIFICATION - HYDROLYSE

CORRIGE

1. $R-COOH + R'-OH \leftrightarrow R-CO-O-R' + H_2O$ **1,5 p**
acide carboxylique alcool ester eau
(le signe = ou la double flèche sont acceptés)
L'estérification et l'hydrolyse sont les réactions inverses, lentes, limitées. **1 p**
2. $K = (n_{Ester})_{\acute{e}q} \cdot (n_{eau})_{\acute{e}q} / (n_{Acide})_{\acute{e}q} \cdot (n_{alcool})_{\acute{e}q}$ **1,5 p**
K dépend de la classe de l'alcool, mais ne dépend pas de la température. **1 p**
3. Acide carboxylique 33% alcool 33% ester 67% eau 67% **1 p**
4. L'augmentation de la température et/ou l'usage d'un catalyseur (l'ion H^+)
permettent d'atteindre l'état d'équilibre plus rapidement, sans le modifier. **1 p**
L'utilisation d'un excès d'un réactif déplace l'état d'équilibre dans le sens direct. **1 p**
5. $CH_3-COOH + CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-OH \leftrightarrow CH_3-CO-O-CH_2-CH_2-CH(CH_3)-CH_3 + H_2O$
acide acétique 3-méthylbutan-1-ol éthanoate de 3-méthylbutyle eau **2 p**
ou éthanoïque
6. $CH_3-CO-O-CO-CH_3 + CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-OH \rightarrow CH_3-CO-O-CH_2-CH_2-CH(CH_3)-CH_3 + CH_3COOH$
anhydride acétique 3-méthylbutan-1-ol éthanoate de 3-méthylbutyle acide acétique **2 p**
Ou via un chlorure d'acide
7. a) $CH_3-CO-O-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$ éthanoate de 2-méthylpropyle **1,5 p**
b) $C_6H_5-CO-O-CH_3$ (l) benzoate de méthyle **1,5 p**
c) Hydrolyse basique des esters ou saponification **1 p**
8. Les formules des isomères :
- a) $CH_3-CO-O-CH_2-CH_3$ éthanoate d'éthyle
b) $H-CO-O-CH(CH_3)_2$ méthanoate de méthyléthyle (isopropyle)
c) $H-CO-O-CH_2-CH_2-CH_3$ méthanoate de propyle
d) $CH_3-CH_2-CH_2-CO-O-CH_3$ propanoate de methyl **4 p**

EXERCICE A CARACTERE EXPERIMENTAL

TITRAGE CONDUCTIMETRIQUE DU DESTOP

CORRIGE

I. Dilution de la solution commerciale

6p

1. Le Destop contient une solution d'hydroxyde de sodium très concentré et corrosive, donc il est conseillé de porter des gants. 1
2. $c_0.V_0 = c.V$ $c = c_0 / 80$
 $V_0 = 200 \text{ mL} / 80 = 2,5 \text{ mL}$ 2
3. Verrerie: pipette jaugée de 2mL, pipette graduée de 1mL,
fiolle jaugée de 200mL, poire à pipeter 1
On prélève le volume de 2mL par une pipette jaugée de 2mL, puis 0,5mL de la solution S_0 par une pipette graduée de 1mL dans une fiolle jaugée de 200mL. On complète de l'eau jusqu'au trait de jauge et on agite. 2

II Titrage conductimétrique

9p

4. Schéma annoté: bécher avec une cellule conductimétrique - la solution titrée S
burette - l'acide chlorhydrique de $c_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
agitateur magnétique avec le barreau magnétique;
conductimètre ou voltmètre et ampèremètre avec un générateur 2
5. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ Na^+ et Cl^- sont les ions spectateurs 2
6. $G = f(V_a)$ 3
7. L'équivalence est indiquée par le point d'intersection des deux parties rectilignes du graphique. $V_{\text{aeq}} = 13,1 \text{ mL}$ 2

III Exploitation des résultats

10p

8.a) à l'équivalence: $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_3\text{O}^+} &= c_a V_{\text{aeq}} = 10^{-1} \text{mol.L}^{-1} \cdot 13,1 \cdot 10^{-3} \text{L} = 1,31 \cdot 10^{-3} \text{mol} \\ n_{\text{OH}^-} &= 1,31 \cdot 10^{-3} \text{mol} \end{aligned} \quad 2$$

8.b) $c_0 = 80$. $c = 80 \cdot 1,31 \cdot 10^{-1} \text{mol L}^{-1} = 10,48 \text{mol.L}^{-1}$ 1

9.a) C'est une solution de (Na^+ , Cl^-) 1

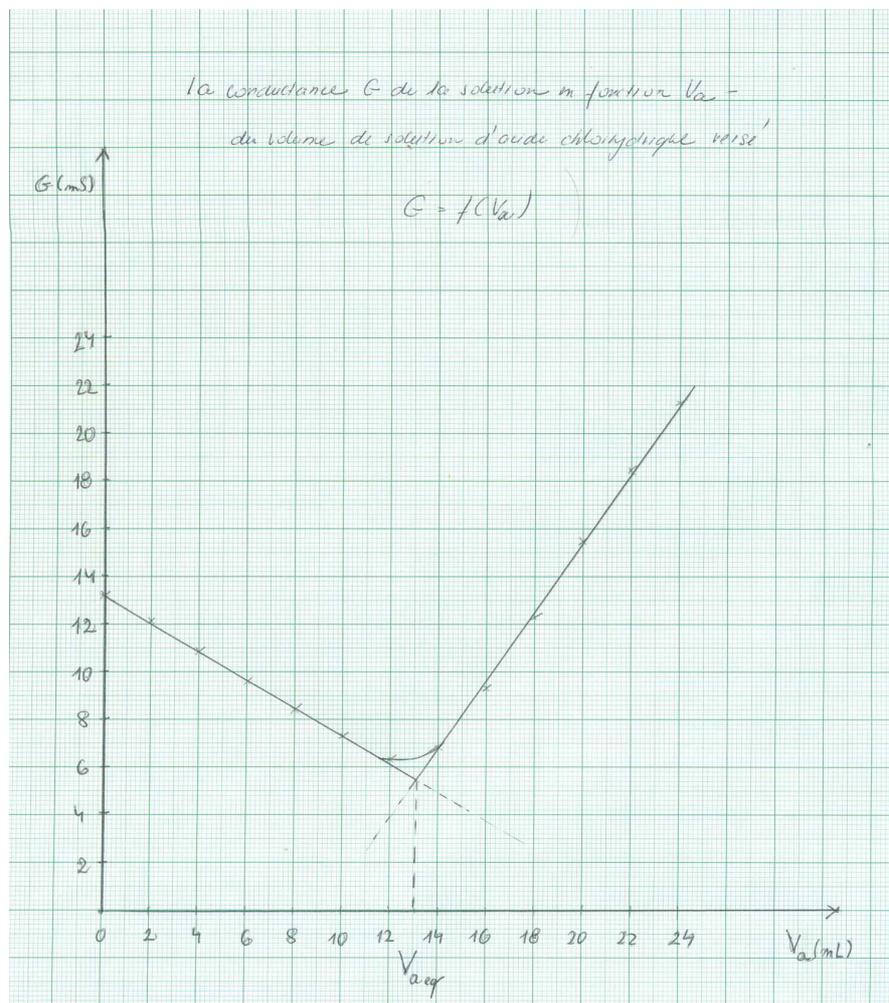
9.b) $c = [\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+] = n_{\text{OH}^-} / (V_{\text{prélevé}} + 200 + 13,1)$

$$c = 1,31 \cdot 10^{-3} \text{mol} / 223,1 \cdot 10^{-3} \text{L} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1} \quad 1$$

9.c) On a $\sigma = (\lambda_{\text{Cl}^-} + \lambda_{\text{Na}^+}) \cdot c = (12,6 \cdot 10^{-3}) \cdot 5,9 = 7,4 \cdot 10^{-2} \text{S.m}^{-1}$ 1

10. Avant l'équivalence la conductance et donc la conductivité de la solution diminuent parce que les ions OH^- sont remplacés par les ions Cl^- ayant une conductivité molaire ionique λ inférieure à celle des ions OH^- . Le réactif limitant est l'ion oxonium. 2

11. Après l'équivalence, la réaction ne se produit plus, en ajoutant les ions H_3O^+ et Cl^- la conductivité, donc la conductance augmentent. La pente de la courbe est plus grande dans sa deuxième partie car les ions OH^- sont remplacés par des ions H_3O^+ ayant une plus grande conductivité 2



PROBLEME

L'AMMONIAC ET SES SOLUTIONS AQUEUSES

CORRIGE

- 1.1.** les réactifs sont en proportions stoechiométriques donc
 $n_{H_2} = 3 \times n_{N_2} = 3 \times 500 = 1500 \text{ mol}$ **1,5**
- 1.2.** La réaction n'est pas totale parce que $\tau < 100 \%$. **1**
- 1.3.** $x_{\max} = n_{N_2} = 500 \text{ mol}$ **1**
 $x_{\text{fin}} = \tau \times x_{\max} = 0,75 \times 500 = 375 \text{ mol}$ **1,5**
- 1.4.** $n_{N_2}(\text{final}) = n_{N_2} - x_{\text{fin}} = 500 - 375 = 125 \text{ mol}$ **1**
 $n_{H_2}(\text{final}) = n_{H_2} - 3 x_{\text{fin}} = 1500 - 1125 = 375 \text{ mol}$ **1**
 $n_{NH_3}(\text{final}) = 2 x_{\text{fin}} = 2 \times 375 = 750 \text{ mol}$ **1**
- 1.5.** d'après l'équation d'état des gaz parfaits $p \times V_{N_2} = n_{N_2} \times R \times T$
 $V_{N_2} = n_{N_2} \times R \times T / p = 500 \times 8,314 \times (273 + 400) / 1,00 \times 10^7 = 0,280 \text{ m}^3$ **2,5**
- 2.1.** $n_A = V_A / V_m = 0,12 / 24 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ **1**
- 2.2.** $c = n_A / V_S = 5,00 \times 10^{-3} / 0,5 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ **1,5**
- 2.3.** $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,6} = 2,51 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$ **1,5**
 $[OH^-] = K_e / [H_3O^+] = 10^{14} / 10^{-10,6} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ **1,5**
- 2.4.** $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$ **1**
- 2.5.** La réaction n'est pas totale parce que
 $[OH^-] < c$ $3,98 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} < 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ **1**
- 2.6.** la constante d'équilibre $K_{\text{éq}} = \frac{[HO_{(aq)}^-]_{\text{éq}} \cdot [NH_{4(aq)}^+]_{\text{éq}}}{[NH_{3(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{[OH_{(aq)}^-]_{\text{éq}}^2}{c - [OH_{(aq)}^-]_{\text{éq}}} =$
 $= (3,98 \times 10^{-4})^2 / (1,00 \times 10^{-2} - 3,98 \times 10^{-4}) = 1,65 \times 10^{-5}$ **3**
- le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{R,\text{éq}} = K_{\text{éq}} = 1,65 \times 10^{-5}$ **1**
- 2.7.** $K_{\text{éq}} = K_A(H_2O/OH^-) / K_A(NH_4^+/NH_3) = K_{A1} / K_{A2}$
d'où $K_{A2} = K_{A1} / K_{\text{éq}} = 1,00 \times 10^{-14} / 1,65 \times 10^{-5} \times 6,1 \times 10^{-10}$ **2**
et $pK_{A2} = -\log K_{A2} = -\log 6,1 \times 10^{-10} = 9,2$ **1**

ETUDE DE DOCUMENT

COMMENT LE SEL PEUT-IL CONSERVER DES ALIMENTS?

CORRIGE

- | | |
|---|---|
| 1 Un agent qui a le pouvoir de ralentir la multiplication des micro-organismes responsables de l'altération des aliments. | 1 |
| 2. bactéries, levures et moisissures. | 2 |
| 3. température, pH, oxygène et eau | 2 |
| 4. l'eau | 1 |
| 5. Congeler les aliments. Ajout d'anti oxydants
Conservation sous vide ou atmosphère inerte | 2 |
| 6. Par osmose. | 1 |
| 7. Il modifie leur goût. | 1 |

QUESTIONNAIRE A CHOIX MULTIPLES

CORRIGE

VERSION A :

Maturita blanche des sections bilingues franco-tchèques et franco-slovaques. Epreuve de chimie. Session de mars 2011.

1 b

2 d

3 c

4 b

5 c

6 b

7 a

8 c

9 b

10 a

11 c

12 c

13 a

14 d

15 c

16 c

17 b

18 d

19 c

20 c