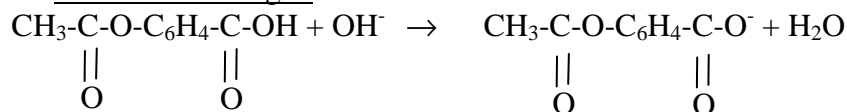


Correction des exercices du chapitre 14

Exercice n°8 p 321 :

a. Réaction de titrage :



Constante de cette réaction :

$$K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] \times [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \times K_e} = \frac{10^{-3.5}}{10^{-14}} = 3.2 \times 10^{10} > 10^4 : \text{Réaction quasi totale.}$$

b. A l'équivalence du dosage, la solution sera constituée d'eau et de la base conjuguée de l'acide acétylsalicylique. **Ainsi son pH sera supérieur à 7.**

Il faudra donc choisir la phénolphthaléine pour conduire ce dosage.

c. L'équivalence d'un titrage acidobasique est **atteint quand la quantité de matière de chaque réactif est nulle** : $n_{\text{acide}} = n_{\text{hydroxyde}} = 0$

d. Masse d'acide acétylsalicylique contenu dans le comprimé :

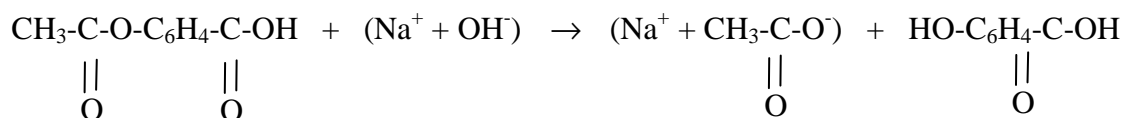
$$n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = n_{\text{hydroxyde}} = c \times V = 1.0 \times 10^{-1} \times 17.5 \times 10^{-3} = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

D'où $m_{\text{acide}} = 1.8 \times 10^{-3} \times 180 = 0.32 \text{ g}$

e. On peut admettre une erreur de 5% d'où de $(5 \times 0.32)/100 = 0.016 \text{ g}$

La valeur donnée est de 320mg donc **la valeur trouvée est compatible avec la valeur de l'étiquette.**

f. Il faut que la **réaction de saponification de l'acide acétylsalicylique** soit négligeable :



g. On choisira alors plutôt le Bleu de Bromothymol pour réaliser el titrage de l'aspirine. Ainsi on ne risquera pas d'ajouter trop de soude pour atteindre l'équivalence.

Exercice n°21 p 324/325 :

1. La molécule d'aspirine :

a. Molécule d'aspirine et groupes caractéristiques :

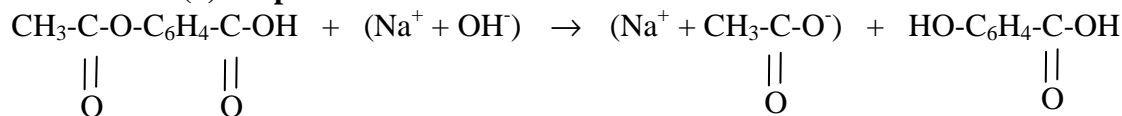
b. Par action des ions hydroxyde, on peut avoir :

➤ Une **réaction acidobasique** avec le **groupe carboxyle**.

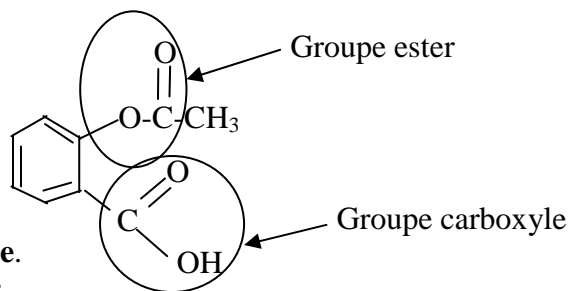
➤ Une **réaction de saponification** avec le **groupe ester**.

c. Ces deux réactions **sont rapides**.

d. **Réaction (1) : saponification :**



e. Cette réaction donne naissance à l'**acide salicylique, autre acide qui serait titré dans le même temps que l'aspirine lors du titrage direct** de ce dernier.



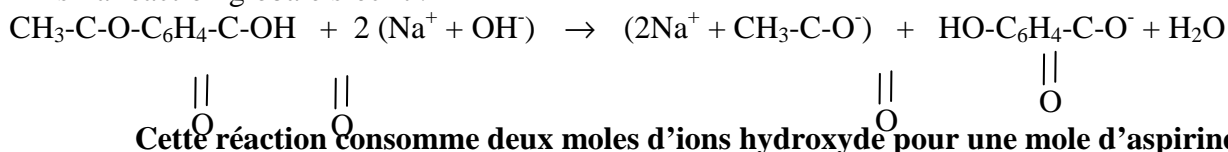


Titrage indirect de l'aspirine :

Lorsque l'on met en présence la molécule d'aspirine et des ions hydroxyde en excès, il se produit deux réactions :

- Une réaction acide/base entre les ions OH^- et le groupe carboxyle de l'aspirine.
- Une réaction de saponification entre les ions OH^- et le groupe ester de l'aspirine.

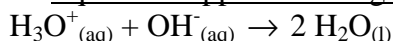
Ainsi la réaction globale s'écrit :



a. Quantité d'ions hydroxyde ajoutée à la solution d'aspirine :

$$n = c \times V = 1.0 \times 10^{-3} \times 2.0 \times 10^2 = \mathbf{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

b. Equation support du titrage :



$$\text{A l'équivalence de ce dosage : } n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = n(\text{OH}^-(\text{aq})) \Leftrightarrow 10.9 \times 10^{-3} \times 2.0 \times 10^{-2} = n(\text{OH}^-(\text{aq}))$$

$$\Rightarrow n(\text{OH}^-(\text{aq}))_{\text{excès}} = 2.18 \times 10^{-4} \text{ mol dans } 10,0 \text{ mL de solution S}$$

c. Donc dans 200 mL : $n(\text{OH}^-(\text{aq}))_{\text{excès}} = 2.18 \times 10^{-4} \times 20 = \mathbf{4.4 \times 10^{-3} \text{ mol}}$

d. Quantité d'ions hydroxyde consommée par la réaction (1) :

$$n(\text{OH}^-(\text{aq}))_{\text{cons}} = \frac{n - n(\text{OH}^-(\text{aq}))_{\text{excès}}}{2} = \frac{1.0 \times 10^{-2} - 4.4 \times 10^{-3}}{2} = \mathbf{2.8 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$

Comme la réaction (1) consomme une mole d'ions hydroxyde pour une mole d'aspirine, on a :

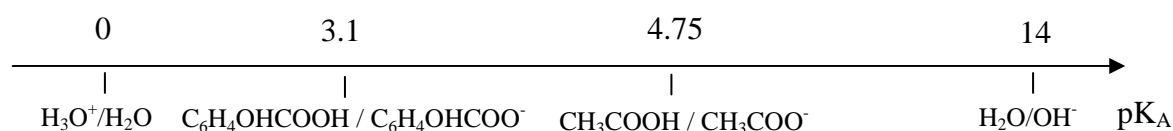
$$n_{\text{aspirine}} = n(\text{OH}^-(\text{aq}))_{\text{cons}} = 2.8 \times 10^{-3} \text{ mol d'où } m_{\text{aspirine}} = 5.6 \times 10^{-3} \times 180 = \mathbf{0.504 \text{ g}}$$

Aux erreurs expérimentales près, la quantité d'aspirine dans le comprimé semble correcte :

$$\frac{|500 - 504|}{500} = 0.8\% \text{ d'erreur}$$

3. Validité du titrage :

a. Echelle de pH des espèces présentes dans S :



b. L'ion oxonium peut réagir avec $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOO}^-$, CH_3COO^- et OH^- . Les réactions qui seront quasi totale seront celles entre H_3O^+ et CH_3COO^- et entre H_3O^+ et OH^- car leur constante de réaction sera supérieure à 10^4 .

Le dosage est correct même s'il doit apparaître un deuxième saut de pH concernant le dosage de la base CH_3COO^- .

Exercice n°22 p 325 :

1. La réaction catalysée :

a. Equation de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée :



b. Un catalyseur est une espèce **susceptible d'accélérer une réaction chimique sans entrer dans le bilan global** de son équation.

2. L'influence de la quantité de catalyseur :

- L'origine est le fait que la concentration de catalyseur pour le groupe D est supérieure à celles des autres groupes (plus de catalyseur, moins d'eau).
- La cinétique de cette réaction est d'autant plus grande que la concentration du catalyseur utilisé est grande.

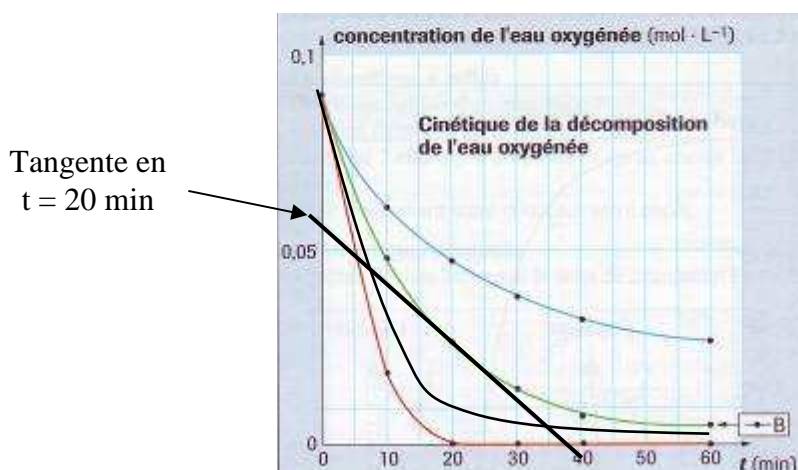
3. Etude cinétique :

- La courbe rouge correspond à celle pour le groupe D car à $t = 60$ min, il n'y a plus d'eau oxygénée.
Pour la courbe bleu :
soit elle correspond au groupe A alors à $t = 10$ min : $[H_2O_{2(l)}] = 5 \times 0.0121 = 0.06$ mol/L
soit elle correspond au groupe C alors à $t = 10$ min : $[H_2O_{2(l)}] = 5 \times 0.0065 = 0.032$ mol/L

Elle ne peut donc correspondre qu'au groupe A puisque à $t = 10$ min, $[H_2O_{2(l)}] > 0.05$ mol/L

- On doit utiliser la formule $[H_2O_{2(l)}] = 5 \times V_3$ (en L), on trouve alors pour le groupe C :

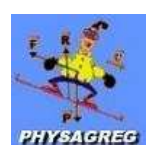
t (min)	$[H_2O_{2(l)}]$ pour le groupe C
0	0.090
10	0.032
20	0.015
30	0.0070
45	0.0025
60	0.0015



- Pour calculer la vitesse en $t = 20$ min, on doit calculer la pente de la tangente à la courbe $[H_2O_{2(l)}] = f(t)$:

$$v = \frac{1}{V} \times \frac{dx}{dt} = - \frac{d[H_2O_2]}{dt} = \frac{0.06}{37.5} = 1.6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

- On réalise ainsi une trempe, c'est à dire un blocage de la cinétique du milieu réactionnel.



4. Concentration initiale :

- a. On a $[\text{H}_2\text{O}_{2(l)}] = 0.9 \text{ mol/L}$
- b. Pour constituer les prises d'essai, on prélève 10 mL de la solution d'eau oxygénée et, **en ajoutant V_1 d'eau et V_2 de catalyseur, on complète le prélèvement pour un volume totale de 100 mL.**
Ainsi la solution d'eau oxygénée a été diluée 10 fois, 10 mL dans un volume total de 100 mL.
Donc $c = 9 \text{ mol/L}$

5. Choix de la quantité de catalyseur :

Il s'agit de la courbe correspondant au groupe C.
Il faut donc utiliser 3mL de solution catalytique.