

# EXERCICES: METHODES CHIMIQUES D'ANALYSE

## CORRECTION

### EXERCICE 21 p.76: CONCENTRATION ET TITRE MASSIQUE

1. La concentration en masse vaut :

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ or , par définition: } t = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \text{ si on ne l'exprime pas en pourcentage.}$$

On a donc:  $C_m = \frac{t \times m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$  et donc:  $C_m = t \times \rho_{\text{solution}}$  par définition de la masse volumique.

En toute rigueur, on écrit:  $\rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{eau}}$  (d étant la densité de la solution)

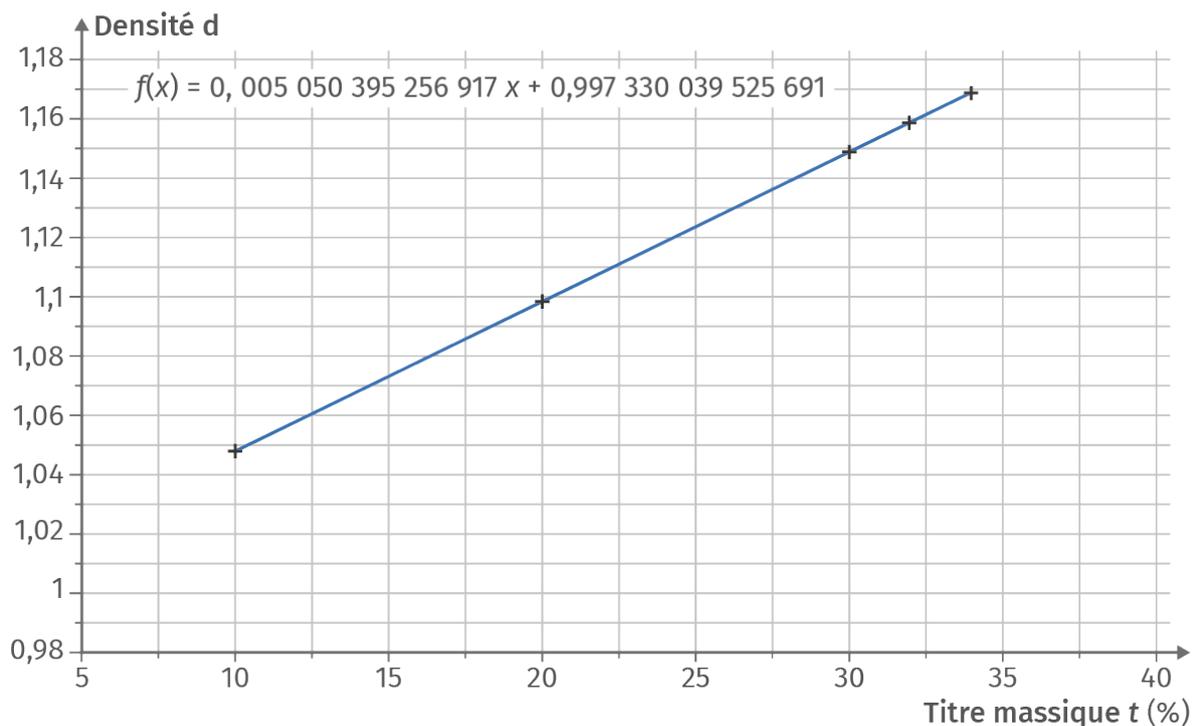
Comme la masse volumique de l'eau est égale à 1000g/L, on en déduit:

$$C_m = t \times d \times \rho_{\text{eau}} \text{ ou } t = \frac{C_m}{d \times \rho_{\text{eau}}}$$

Avec la masse volumique de l'eau égale à 1000g/L (ou kg/m<sup>3</sup>).

On retrouve bien la relation du formulaire que l'on peut retenir comme telle.

2. La densité de la solution trouvée par le technicien n'est pas dans le tableau, il va donc falloir la déterminer par étalonnage. La courbe représentant  $d = f(t)$  est reproduite avec REGRESSI:



Le titre massique de la solution est l'abscisse du point de la courbe dont l'ordonnée est  $d = 1,103$ . On peut bien sûr déterminer le titre massique graphiquement. Montrons la méthode par le calcul:

La modélisation montre que l'on obtient une droite d'équation:  $d = a \cdot t + b$   
 On modélise  $d = a \cdot t + b$  avec  $a = 0,005\ 050$  et  $b = 0,9973$  (voir courbe)

$$d = a \cdot t + b$$

$$t = \frac{d - b}{a}$$

$$\text{AN : } t = \frac{1,103 - 0,9973}{0,005\ 050} = 20,9 \quad \%$$

La concentration en masse de la solution est donc égale à :

$$\text{AN : } C_m = 0,209 \times 1,103 \times 1000 = 231\text{g} \times L^{-1}$$

### **EXERCICE 30 p.78: TITRAGE D'UN DETARTRANT POUR CAFETIERE**

♦ L'acide sulfamique est dosé avec un suivi pH-métrique. Le volume à l'équivalence est déterminé sur la courbe en utilisant la méthode des tangentes parallèles. On lit  $V_E = 20,5$  mL. Pour simplifier, on note AH la formule de l'acide sulfamique.

On dose un volume  $V_A = 20,0$  mL de la solution d'acide sulfamique préparée par dissolution d'un sachet dans une fiole jaugée de  $V' = 100,0$  mL.

On note  $c_A$  la concentration en acide sulfamique dans cette solution. Dans un premier temps, on cherche à déterminer la concentration  $c_A$ , puis la masse d'acide sulfamique présente dans le sachet.



Pour atteindre l'équivalence, il faut introduire les réactifs en proportions stœchiométriques, soit :

$$n(AH)_i = n(HO^-)_E$$

$$c_A \cdot V_A = c' \cdot V_E$$

$$c_A = c' \cdot \frac{V_E}{V_A}$$

$$c_A = \frac{0,100 \times 20,5}{20,0} = 1,02 \times 10^{-1} \text{molL}^{-1} \text{ avec 3 chiffres significatifs.}$$

La concentration en acide sulfamique, exprimée en  $(\text{g} \cdot L^{-1})$ , est définie par :  $C_m = c_A \times M$

La masse d'acide  $m$  présente dans le sachet se calcule avec la relation :

$$m = c_A \times M \times V' \text{ Il faut faire attention à bien utiliser le volume } V' \text{ initial de la solution.}$$

$$\text{AN : } m_A = \frac{0,100 \times 20,5}{20,0} \times 97,6 \times 100 \times 10^{-3} = 1,00\text{g} \text{ avec 3 chiffres significatifs.}$$

On en déduit donc que le sachet contient de l'acide sulfamique pur.

Remarque: J'ai calculé  $C_A$  dans un premier temps. Si on réutilise la valeur obtenue dans le dernier calcul, on perd en chiffres significatifs. Il est donc conseillé de faire l'application numérique en toute fin de calcul.

### EXERCICE 33 p.79: DOSAGE DES IONS DANS UNE EAU DE BRASSAGE

♦ L'eau de brassage est dosée par suivi conductimétrique. Le volume à l'équivalence est obtenu par lecture graphique et vaut  $V_E = 12,0$  mL.

L'équation de la réaction support de dosage étant donnée, on peut exprimer la concentration en ions chlorure dans l'eau de brassage :

$$\begin{aligned} [\text{Cl}^-] \cdot V_0 &= c_2 \cdot V_E \\ [\text{Cl}^-] &= \frac{c_2 \cdot V_E}{V_0} \\ \text{AN : } [\text{Cl}^-] &= \frac{10,0 \times 10^{-3} \times 12,0}{100} = 1,20 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

La concentration exprimée en ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ) vaut :

$$C_m = [\text{Cl}^-] \times M_{(\text{Cl})}$$

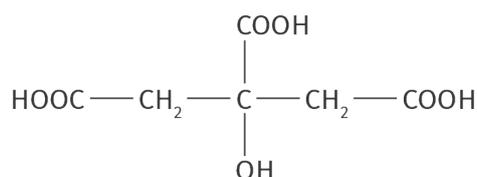
$$\text{AN : } C_m = 1,20 \times 10^{-3} \times 35,5 = 4,26 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{ou: } C_m = 42,6 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en ions chlorure n'est **pas suffisante** pour fabriquer une bière brune (dont la teneur aurait dû être de 100 à 200  $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions chlorure  $\text{Cl}^-$ ).

### EXERCICE 34 p.80: ACIDE CITRIQUE DANS LE CITRON

1. D'après le modèle moléculaire, la formule semi développée est :



Sa formule brute est  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ .

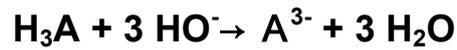
2. La masse molaire est :

$$\begin{aligned} M &= 6 M(\text{C}) + 8 M(\text{H}) + 7 M(\text{O}) \\ \mathbf{M=192,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

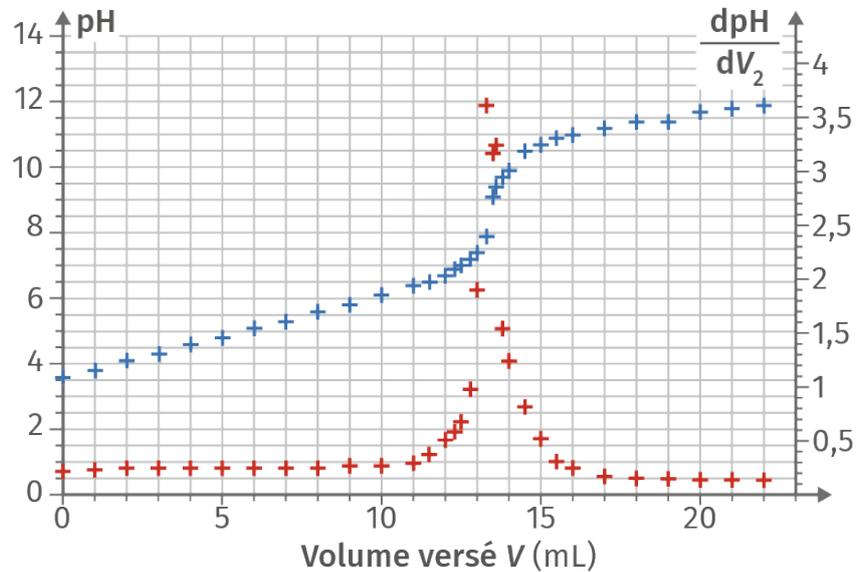
On retrouve bien la valeur attendue.

3. Pour déterminer la masse d'acide citrique dans le citron, on pourrait faire un dosage avec suivi pH-métrique (le pH évolue car on dose un acide), un dosage avec suivi conductimétrique (les concentrations en ion varient). Un dosage avec changement de couleur (colorimétrique) est certainement plus compliqué, car il faudrait connaître la valeur du pH à l'équivalence, or il y a **trois acidités**.

4. L'équation de la réaction support du dosage s'écrit :



5. La courbe est représentée ci-dessous :



6. D'après la courbe ci-dessus, le volume à l'équivalence est 13,3 mL (abscisse du point de la courbe pour lequel la dérivée est maximale).

7. Pour atteindre l'équivalence, il faut introduire un volume de soude  $V_E$  tel que :

$$n(\text{H}_3\text{A})_i = \frac{n(\text{HO}^-)_E}{3}$$

Il fallait bien sûr faire **attention au coefficient stœchiométrique**.

$$c_A \cdot V_1 = \frac{c_2 \cdot V_E}{3}$$

$$c_A = \frac{c_2 \cdot V_E}{3 V_1}$$

AN :  $c_A = \frac{0,100 \times 13,3}{3 \times 10,0} = 4,43 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Cependant, le jus de citron a été dilué 10 fois, donc :

$$c = 10 c_A$$

AN :  $c = 10 \times 4,43 \times 10^{-2} = 0,443 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

La concentration en masse vaut donc :

$$C_m = c \times M$$

AN :  $C_m = 0,443 \times 192,0 = 85,1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Cette valeur correspond à un jus de citron très riche en acide citrique.