

**QCM**

- 1.A ; 2.A et C ; 3.C ; 4.C ; 5.A,B et C ; 6.B et C ; 7.B et C ;  
8. A,B et C ; 9.B

**Exercice 01**

13 1. Cela signifie que, pour 1 000 g de solution aqueuse, il y a 950 g d'acide sulfurique.

2. La teneur en acide de la solution du laboratoire est plus importante.

$$3. d = \frac{M \cdot c}{\rho_{\text{eau}} \cdot w} = \frac{98 \times 17,8}{1,00 \times 10^3 \times 0,95} = 1,8$$

**Exercice 02**

15 1. Les données de l'exercice sont la densité  $d$ , le titre massique  $w$ , la masse molaire  $M$  du soluté, et on sait que  $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ . Donc on utilise la formule suivante (vue en cours, page 69) de la concentration en quantité de matière  $c$  :

$$c = \frac{\rho_{\text{eau}} \cdot d \cdot w}{M}$$

AN :  $c = \frac{1,00 \times 10^3 \times 1,6 \times 0,75}{98}$  soit  $c = 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2. Pour réaliser une dilution, voici le matériel nécessaire : une fiole jaugée, une pipette jaugée et un pipeteur, un bécher.

3. Pour préparer par dilution un volume  $V_{\text{dilué}} = 1,0 \text{ L}$  d'une solution de concentration  $c_{\text{dilué}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , on doit en prélever un volume  $V$  (en L) de la solution commerciale, égal à :

$$V = \frac{c_{\text{dilué}} \cdot V_{\text{dilué}}}{c}$$

AN :  $V = \frac{0,1 \times 1,0}{12}$  soit  $V = 8,3 \times 10^{-3} \text{ L} = 8,3 \text{ mL}$ .

Comme il n'existe pas de pipette jaugée de ce volume, on le prélève à l'aide d'une burette graduée. Il est ensuite transvasé dans une fiole jaugée de 1 L, puis il faut compléter avec de l'eau distillée jusqu'à 1,0 L.

**Exercice 03**

19 1.  $\text{AH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

2. La méthode des tangentes permet de trouver  $V_E \approx 14,4 \text{ mL}$ .

3. Soient  $n(\text{AH})_i$  la quantité de matière d'acide ascorbique à doser et  $n(\text{HO}^-)_E$  la quantité de matière d'ions  $\text{HO}^-$  versée à l'équivalence.

$$\begin{aligned} n(\text{AH})_i &= n(\text{HO}^-)_E \\ &= c_B \cdot V_E \\ &= 2,00 \times 10^{-2} \times 14,4 \times 10^3 = 2,88 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

4. Dans la fiole jaugée de 100,0 mL, il y avait une quantité de matière d'acide ascorbique AH égale à  $10 n(\text{AH})_i$ .

D'où  $m = 10 n(\text{AH})_i \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$ .

$m = 2,88 \times 10^3 \times 176 = 507 \text{ mg} \approx 500 \text{ mg}$ .

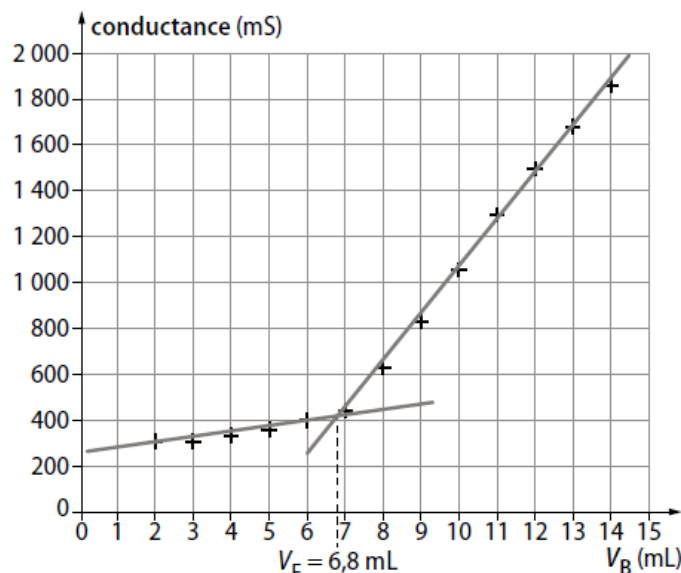
L'indication du fabricant « Vitamine C 500 » indique qu'un comprimé de vitamine C contient 500 mg d'acide ascorbique.

**Exercice 04**

22 1.  $\text{AH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

2. Avant l'équivalence,  $\text{HO}^-$  est le réactif limitant, il est totalement consommé au fur et à mesure de son ajout. Il apparaît des ions  $\text{A}^-$  qui font augmenter la conductance. Au-delà de l'équivalence, les ions  $\text{HO}^-$  ajoutés ne sont plus consommés. Ils sont responsables de l'augmentation de la conductance.

3. On trace deux segments de droite passant par le maximum de points. L'abscisse du point d'intersection de ces deux droites permet d'obtenir le volume équivalent :  $V_E = 6,8 \text{ mL}$ .



4. a. À l'équivalence et d'après l'équation, on a  $n(\text{AH})_{\text{initial}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}$ .

Donc  $c_A \cdot V_A = c_B \cdot V_E$ .

D'où  $c_A = \frac{c_B \cdot V_E}{V_A} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 6,8}{100} = 6,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

b. La masse d'acide acétylsalicylique est :

$m_A = c_A \cdot V \cdot M(\text{AH})$

$m_A = 6,8 \times 10^{-3} \times 0,250 \times 180$

$m_A = 0,31 \text{ g}$

Ce résultat est compatible avec la masse  $m = 0,32 \text{ g}$  dissoute pour préparer la solution.