

### A. Les larmes artificielles ( /6)

- Le facteur de dilution est égal à 20 et l'on veut préparer 100mL de S :  
il faut prélever :  $V_M = V_F / 20 = 100/20 = 5,0\text{mL}$  de larmes artificielles.
  - Prélever 5,0mL de solution mère (soit une dose) avec une pipette jaugée de 5,0mL.
  - Les introduire dans une fiole jaugée de 100,0mL.
  - Ajouter de l'eau distillée aux 2/3. Agiter.
  - Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Agiter.

#### 2. Courbe d'étalonnage $\Rightarrow$

La courbe est une droite qui passe par l'origine :  
il y a proportionnalité entre  $\sigma$  et  $c$ .  
La loi de Kohlraush ( $\sigma = k \cdot c$ ) est donc bien vérifiée.

#### 3. • Exploitation du dosage par étalonnage :

Pour  $\sigma = 0,880\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$ , on lit :  $c_s = 7,81 \cdot 10^{-3}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

#### • Concentration de la solution de larmes artificielles en chlorure de sodium :

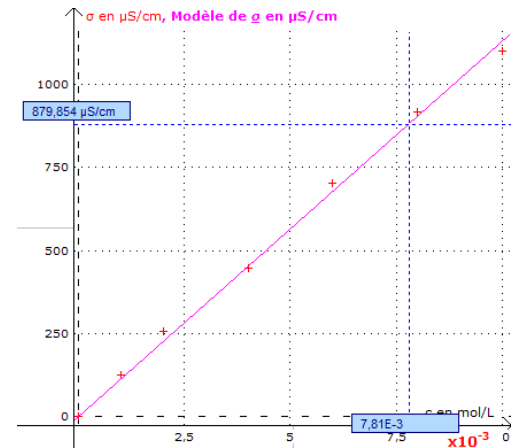
La solution de larmes artificielles ayant été diluée 20 fois :  
 $c_{\text{larmes}} = 20 \times 7,81 \cdot 10^{-3} = 0,156\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

#### • Masse de chlorure de sodium dans une dose de 5,0mL :

$$n = c_{\text{larmes}} \cdot V_{\text{dose}} = 7,81 \cdot 10^{-4}\text{mol}$$

$$m = n \cdot M(\text{NaCl}) = 7,81 \cdot 10^{-4} \times 58,5 = 0,0457\text{g}$$

Il y a très bon accord avec l'indication de l'étiquette (0,045g) :  
écart relatif de 1,5%.



### B. Des bonbons salés à la réglisse ( /7)

- Dans ce titrage, le réactif titrant est l'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) et le réactif titré est le chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ).
- Il y a un échange d'ion hydrogène  $\text{H}^+$  entre l'acide  $\text{NH}_4^+$  et la base  $\text{HO}^-$ .  
Couples acide/base :  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  et  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ .

#### 3. Détermination du volume équivalent :

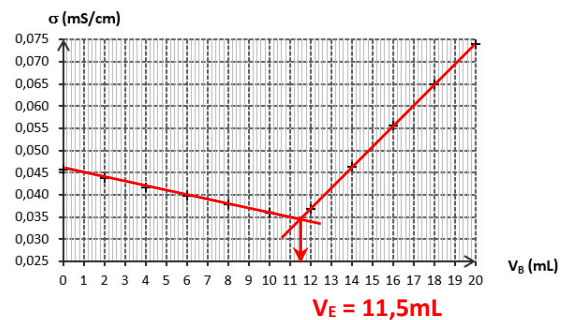
Le volume équivalent est l'abscisse du point d'intersection des 2 segments de droite :  $V_{\text{BE}} = 11,5\text{mL}$

Exploitation du dosage : calculons la concentration  $C_0$  de la solution  $S_0$ . Notons  $V_0 = 40,0\text{mL}$  le volume de solution  $S_0$  titré.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n(\text{NH}_4^+)_{\text{dosée}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{E}}}{1} \Leftrightarrow C_0 \cdot V_0 = C_B \cdot V_E$$

$$C_0 = \frac{C_B \cdot V_E}{V_0} = \frac{1,00 \cdot 10^{-2} \times 11,5 \cdot 10^{-3}}{40,0 \cdot 10^{-3}} = 2,88 \cdot 10^{-3}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$



#### 4. • Quantité de matière de chlorure d'ammonium dans le bonbon qui a été dissous dans une fiole jaugée de 250mL :

La dissolution étant totale :  $n(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4^+)$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{bonbon}} = C_0 \cdot V_{S_0} = 2,88 \cdot 10^{-3} \times 250 \cdot 10^{-3} = 7,19 \cdot 10^{-4}\text{mol}$$

#### • Masse de chlorure d'ammonium dans un bonbon :

$$m(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{bonbon}} = n(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{bonbon}} \times M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 7,19 \cdot 10^{-4} \times 53,5 = 0,0384\text{g}$$

#### • Pourcentage massique de chlorure d'ammonium :

$$P_m = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{bonbon}}}{m_{\text{bonbon}}} = \frac{0,0384}{1,00} = 0,0384 = 3,84\%$$

La valeur est relativement proche (écart relatif de 9,5%) de celle de l'étiquette qui indique 4,2%.

## C. L'aspirine ( /7)

1. Couples acide/base :  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{aq}) / \text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-(\text{aq})$  et  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$

2. Tableau d'avancement de la transformation :

	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
état initial ( $x = 0$ )	$n_0$		solvant		0		$\approx 0$
état intermédiaire ( $x$ )	$n_0 - x$		solvant		$x$		$x$
état final ( $x_f$ )	$n_0 - x_f$		solvant		$x_f$		$x_f$

$$\text{Quantité initiale d'aspirine : } n_0 = \frac{m}{M} = \frac{1,000}{180,0} = \underline{5,556 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$\text{L'aspirine est le réactif limitant (l'eau est le solvant) : } x_{\text{max}} = n_0 = \underline{5,556 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

3. Définition du pH d'une solution :  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

Hypothèse : la transformation est totale

$$\text{Alors : } x_f = x_{\text{max}} \text{ et donc : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = x_{\text{max}} = \underline{5,556 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$\text{On en déduit : } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_f}{V} = \frac{5,556 \cdot 10^{-3}}{0,5000} = \underline{1,111 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} \text{ d'où : } \text{pH} = -\log(0,1111) = 1,954 \approx \underline{2,0}$$

4. Le pH de la solution est de 2,9 en réalité : l'hypothèse réalisée est fautive.

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \times V = 10^{-2,9} \times 0,5000 = \underline{6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

$$\boxed{x_f < x_{\text{max}}} : \text{ la transformation n'est pas totale.}$$