

1. Les deux phases de la lotion capillaire

1.1. L'alcool dénaturé est essentiellement constitué d'éthanol de formule semi-développée $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

Comme $\chi(\text{O}) > \chi(\text{H})$, l'atome d'oxygène attire davantage les électrons de la liaison O-H, il est porteur d'une charge partielle négative δ^- tandis que l'atome d'hydrogène est porteur d'une charge partielle positive δ^+ . La liaison O-H est polarisée.

Dès lors il peut y avoir formation de liaisons hydrogène entre le solvant H_2O (molécule polaire) et l'éthanol. Ces deux espèces sont miscibles.

1.2. À l'aide du tableau des solubilités, on obtient :

Composition de la phase hydroalcoolique :

eau, alcool dénaturé (essentiellement de l'éthanol), chlorure de sodium.

Composition de la phase huileuse :

pétrole léger désodorisé, chlorophylle, camphre, huiles essentielles.

1.3. La phase huileuse contient de la chlorophylle qui la colore en vert. La photographie montre que cette phase est la phase supérieure, donc la moins dense. De plus cette phase huileuse ne représente que 7% en volume, on voit bien que la phase supérieure occupe un faible volume.

La phase hydroalcoolique est plus dense que la phase huileuse.

1.4. Pour séparer les deux phases, on place la lotion dans une ampoule à décanter. On laisse reposer, puis on ouvre le robinet. On recueille la phase hydroalcoolique inférieure dans une éprouvette graduée, on mesure son volume V_1 . Puis on verse la phase huileuse supérieure dans une autre éprouvette graduée, on mesure son volume V_2 .

On calcule ensuite le rapport $\frac{V_1}{V_1 + V_2}$ afin de vérifier qu'il vaut bien 93%.

2. Titrage des ions chlorure présents dans la phase hydroalcoolique

2.1. Le volume d'essai doit être prélevé avec la plus grande précision possible, pour cela on utilise une pipette jaugée de 10,0 mL.

2.2. L'ajout d'eau distillée permet de bien immerger la sonde du conductimètre et il ne modifie pas la quantité de matière d'ions présents dans la solution.

Remarque :

On ajoute beaucoup d'eau à la prise d'essai afin d'avoir des concentrations ioniques faibles, car la relation $\sigma_i = \lambda_i [X_i]$ n'est vérifiée qu'à cette condition.

D'autre part pour obtenir des courbes représentatives de $\sigma = f(V)$ modélisables par des fonctions affines, il faut que le volume de nitrate d'argent versé soit négligeable face au volume total du milieu réactionnel. Ainsi on néglige l'effet de la dilution dû à l'ajout de V.

2.3. Avant l'équivalence :

Les ions Ag^+ versés réagissent avec les ions Cl^- . Il y a de moins en moins d'ions Cl^- , et les ions Ag^+ disparaissent dès leur ajout.

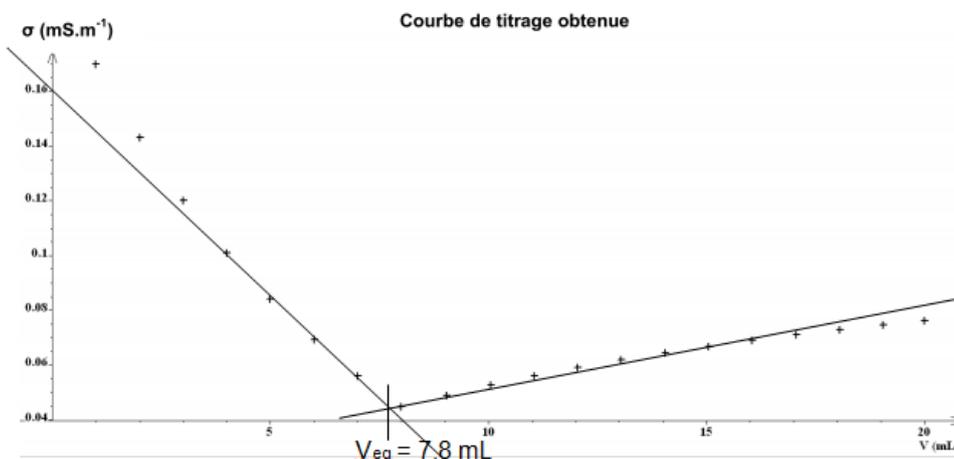
À chaque ajout d'un cation Ag^+ , on ajoute également un ion NO_3^- . Tout se passe comme si chaque anion Cl^- était remplacé par un anion NO_3^- . Comme $\lambda(\text{NO}_3^-) < \lambda(\text{Cl}^-)$, la conductivité de la solution diminue progressivement.

Au-delà de l'équivalence :

Il n'y a plus d'ions Cl^- dans le milieu réactionnel, les ions Ag^+ versés ne réagissent pas et s'accumulent en solution tout comme les ions NO_3^- . La conductivité de la solution augmente.

2.4. À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

2.5. On détermine graphiquement la valeur du volume équivalent $V_{\text{eq}} = 7,8 \text{ mL}$, c'est l'abscisse du point d'intersection des deux droites modélisant l'évolution de la conductivité avant et après l'équivalence (voir courbe en fin d'exercice).



À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Cl}^-} \rightarrow [\text{Ag}^+] \times V_{\text{eq}} = [\text{Cl}^-] \times V_{\text{essai}} \rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{[\text{Ag}^+] \times V_{\text{eq}}}{V_{\text{essai}}} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 7,8}{10} = 1,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration en ions chlorure $[\text{Cl}^-]$ est égale à la concentration molaire en soluté apporté de la solution de chlorure de sodium car l'équation de la réaction modélisant sa dissolution est $\text{NaCl}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

$$C = 1,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Masse de chlorure de sodium dans 1 L de solution

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}} = C \times V_{\text{sol}} \times M_{\text{NaCl}} = 1,56 \cdot 10^{-2} \times 1 \times 58,5 = 0,913 \text{ g}$$

Masse de 1 L de solution : 975 g

975 g de solution hydroalcoolique contiennent 0,913 g de chlorure de sodium ; le pourcentage massique est donc :

$$\% \text{massique} = \frac{\text{masse de chlorure de sodium}}{\text{masse de la solution}} = \frac{0,913}{975} = 9,36 \cdot 10^{-4} = 0,094 \%$$

$$\text{ecart relatif} = \frac{0,1 - 0,0936}{0,1} = 0,064 = 6,4 \% < 10 \%$$

On peut considérer que l'information de l'étiquette est exacte. Le faible écart relatif peut s'expliquer par le manque de précision sur la détermination graphique du volume équivalent.