PHYSIQUE-CHIMIE · TERMINALE / EXERCICES CORRIGÉS

Dosages par étalonnage et titrages

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

Ex. 1 Lire une droite d'étalonnage

Application

Des solutions de diiode de concentrations connues ont été passées au spectrophotomètre. La droite d'étalonnage a pour équation $A = 1{,}5 \times 10^{3} \times c$, avec c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Une solution inconnue a une absorbance de 0,60. Calculer sa concentration.

Indice

Le nuancier se lit à l'envers. $c = A/k$.

La loi

La droite passe par l'origine, c'est la loi de Beer-Lambert $A = k\,c$ avec $k = 1{,}5 \times 10^{3}\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Le calcul

$$c = \frac{A}{k} = \frac{0{,}60}{1{,}5 \times 10^{3}} = 4{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ex. 2 Relation à l'équivalence

Méthode

On titre $V_A = 20{,}0\ \text{mL}$ d'acide chlorhydrique par une solution de soude de concentration $c_B = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour $V_E = 12{,}4\ \text{mL}$. Écrire la réaction support et calculer la concentration c_A de l'acide.

Indice

Un H_3O^+ pour un HO^-.

La réaction support

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow 2\,\text{H}_2\text{O}$, coefficients 1 et 1.

L'équivalence

Tous les invités sont assis, $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé à l'équivalence}}$, soit $c_A V_A = c_B V_E$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/dosages-et-titrages/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Le résultat

$c_A = \dfrac{c_B V_E}{V_A} = \dfrac{0{,}10 \times 12{,}4}{20{,}0} = 6{,}2 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

← *les mL se simplifient*

Ex. 3 Des coefficients différents de 1 ●●○ Piège

On titre $V_1 = 10{,}0\ \text{mL}$ d'une solution d'ions fer(II) Fe^{2+} par des ions permanganate MnO_4^- de concentration $c_2 = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Réaction support :

$$\text{MnO}_4^- + 5\,\text{Fe}^{2+} + 8\,\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\,\text{Fe}^{3+} + 4\,\text{H}_2\text{O}$$

L'équivalence est repérée par la persistance de la teinte violette pour $V_E = 9{,}6\ \text{mL}$. Calculer c_1.

Indice

Chaque chaise accueille ici 5 invités.

Le piège

Écrire $c_1 V_1 = c_2 V_E$ est faux, car il faut 5 ions fer(II) pour un ion permanganate.

La bonne relation

$$\frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_E}{1} \quad \Longrightarrow \quad c_1 V_1 = 5\,c_2 V_E$$

Le calcul

$c_1 = \dfrac{5 \times 2{,}0 \times 10^{-2} \times 9{,}6}{10{,}0} \approx 9{,}6 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ex. 4 Expliquer une courbe de conductimétrie ●●○ Méthode

On titre une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) par une solution de soude ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$). La conductivité diminue jusqu'à V_E, puis augmente. Données : $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35{,}0$, $\lambda(\text{HO}^-) = 19{,}8$, $\lambda(\text{Na}^+) = 5{,}0$, $\lambda(\text{Cl}^-) = 7{,}6$ (en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$). Justifier l'allure de la courbe.

Indice

Fais l'inventaire des ions qui apparaissent et disparaissent, avant puis après l'équivalence.

Avant l'équivalence

Chaque HO^- versé consomme un H_3O^+ et apporte un Na^+. On remplace un ion de $\lambda = 35{,}0$ par un ion de $\lambda = 5{,}0$, donc σ diminue.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/dosages-et-titrages/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Après l'équivalence

Il n'y a plus de $\mathrm{H_3O^+}$. Les $\mathrm{Na^+}$ et $\mathrm{HO^-}$ versés s'accumulent, donc σ augmente.

Conclusion

Le minimum de conductivité, à la rupture de pente, correspond à l'équivalence. Les ions $\mathrm{Cl^-}$ sont spectateurs, leur quantité ne change pas.

Ex. 5 Titrer le vinaigre ●●● Type bac

On dilue 10 fois un vinaigre. On titre $V_A = 10{,}0\ \mathrm{mL}$ de la solution diluée par de la soude à $c_B = 1{,}00 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Le suivi pH-métrique donne $V_E = 10{,}2\ \mathrm{mL}$ et un pH de 4,8 pour $V = 5{,}1\ \mathrm{mL}$.

1. Écrire la réaction support (acide éthanoïque $\mathrm{CH_3COOH}$).
2. Calculer la concentration du vinaigre.
3. Que représente la valeur 4,8 ?
4. En déduire le degré d'acidité, c'est-à-dire la masse d'acide (en g) dans 100 g de vinaigre. Données : $M(\mathrm{CH_3COOH}) = 60{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$, masse volumique du vinaigre $1{,}01\ \mathrm{g \cdot mL^{-1}}$.

Indice

Ne pas oublier le facteur 10 de la dilution. 5,1 mL, c'est la moitié de V_E.

Réaction support

$\mathrm{CH_3COOH + HO^- \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O}$.

La solution diluée

$$c_A = \frac{c_B V_E}{V_A} = \frac{0{,}100 \times 10{,}2}{10{,}0} = 1{,}02 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}.$$

Le vinaigre pur

La solution titrée était diluée 10 fois, donc $c_0 = 10\, c_A = 1{,}02\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

La demi-équivalence

À $V = V_E/2$, $[\mathrm{CH_3COOH}] = [\mathrm{CH_3COO^-}]$, donc $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A$. La valeur 4,8 est le pKa du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

Le degré d'acidité

100 g de vinaigre occupent $100/1{,}01 \approx 99{,}0\ \mathrm{mL}$ et contiennent $n = 1{,}02 \times 0{,}0990 \approx 0{,}101\ \mathrm{mol}$ d'acide, soit $m = 0{,}101 \times 60{,}0 \approx 6{,}1\ \mathrm{g}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/dosages-et-titrages/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Conclusion

Le vinaigre titre environ 6 degrés, en accord avec l'étiquette.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/dosages-et-titrages/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits