

Exercices

2 Les relations et grandeurs utiles

1. a. Énoncer la loi de Beer-Lambert. Préciser la signification et l'unité de chaque terme.
b. Que devient cette expression lorsque la solution contient plusieurs espèces colorées ?
2. a. Donner l'expression reliant la conductivité d'un ion à sa concentration molaire. Préciser la signification et l'unité de chaque terme.
b. Énoncer la loi de Kohlrausch.
3. Quel est le lien entre la conductance et la conductivité d'une solution ? Comment mesure-t-on ces deux grandeurs ?

3 Conductivité d'une solution ionique



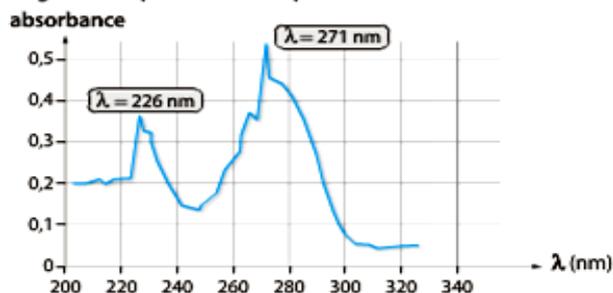
1. Rappeler la loi permettant de calculer la conductivité d'une solution. Préciser son nom, ainsi que la signification et l'unité de chaque terme.
2. Calculer la conductivité des solutions ioniques suivantes en complétant le tableau.

Nom de la solution	Concentration molaire (mol · L ⁻¹)	Ions présents	Conductivité (...)
Chlorure de potassium	1,0 × 10 ⁻²
Hydroxyde de sodium	0,002 00
Acide chlorhydrique	300 × 10 ⁻⁵

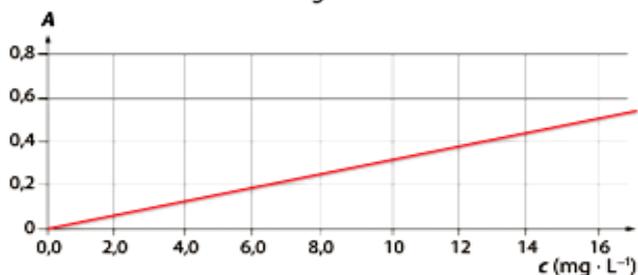
Données. Les valeurs des conductivités ioniques molaires sont données fig. 2 du cours.

6 Dosage par étalonnage spectrophotométrique

On souhaite doser la caféine dans deux tasses de café notées 1 et 2. Pour cela, on prépare des solutions de caféine de concentrations massiques 4,0 mg · L⁻¹, 8,0 mg · L⁻¹, 12 mg · L⁻¹ et 16 mg · L⁻¹. Le spectre d'absorption de la caféine est le suivant :



On mesure l'absorbance des solutions étalons à 271 nm et on obtient la courbe d'étalonnage ci-dessous.



1. Pourquoi mesure-t-on l'absorbance des solutions étalons à 271 nm ?
2. Justifier l'allure de la courbe d'étalonnage.
3. À 271 nm, les absorbances des deux cafés valent $A_1 = 0,17$ et $A_2 = 0,53$. Quel est le café qui contient le plus de caféine ?
4. Déterminer la concentration de la solution qui a été utilisée pour réaliser le spectre d'absorbance.

10 Relation à l'équivalence

On donne les équations de plusieurs réactions de titrage :

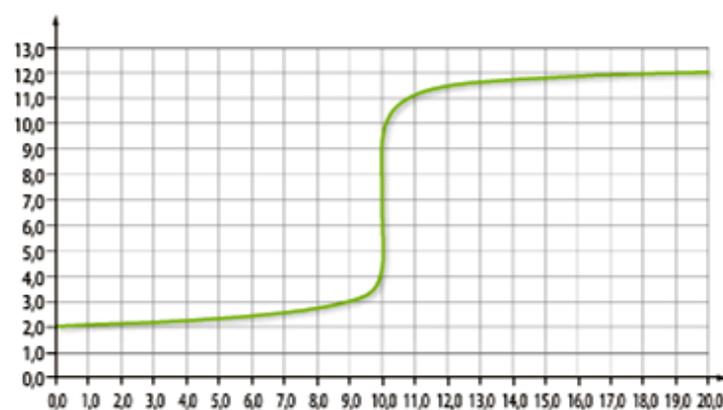
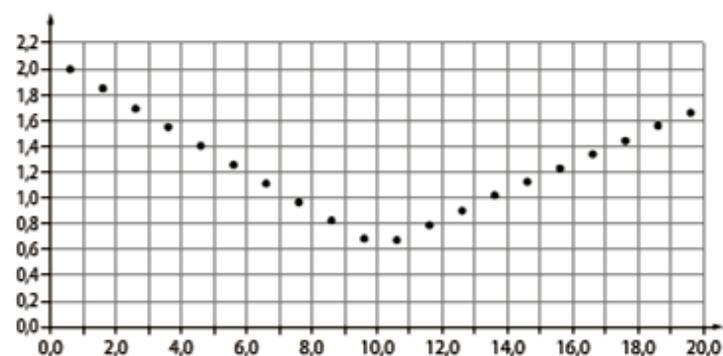
- a. $I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$
- b. $5 Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) \rightarrow 5 Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$
- c. $5 H_2O_2(aq) + 2 MnO_4^-(aq) + 6 H^+(aq) \rightarrow 5 O_2(aq) + 2 Mn^{2+}(aq) + 8 H_2O(l)$

Le réactif titré est écrit en premier dans l'équation de titrage, le réactif titrant en second. On note c la concentration inconnue de la solution titrée, V le volume de la prise d'essai, c' la concentration de la solution titrante et V'_E le volume de solution titrante versé pour atteindre l'équivalence.

1. Dans chacun des cas, donner la relation entre les quantités de matière de réactifs titrant et titré à l'équivalence, en précisant bien les notations.
2. Donner l'expression de c en fonction de V , c' et V'_E dans chaque cas.

14 À partir d'un graphique

On titre deux solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène par de la soude (solution aqueuse d'hydroxyde de sodium), l'une par pH-métrie et l'autre par conductimétrie. Les graphiques obtenus lors des titrages sont les suivants.



1. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
2. a. Préciser les grandeurs représentées sur les axes des graphiques, ainsi que leurs unités.
b. À l'aide d'un papier calque, reproduire les graphes et déterminer le volume équivalent dans les deux cas.
3. Expliquer l'allure du graphe obtenu lors du titrage par conductimétrie.

Données. Couples acide-base : $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$; $H_2O(l)/HO^-(aq)$.

18 Des antioxydants pour la santé !

L'acide ascorbique, couramment dénommé vitamine C, est un réducteur naturel que l'on qualifie usuellement d'antioxydant. On le trouve dans de nombreux fruits et légumes. Une carence prolongée en vitamine C favorise le scorbut. La vitamine C est réputée prévenir des petits maux quotidiens tels que le rhume, ainsi qu'aider dans le traitement de certains cancers.

En pharmacie, il est possible de trouver l'acide ascorbique sous forme de comprimés de « vitamine C 500 » par exemple.



Pour simplifier, l'acide ascorbique, de formule brute $C_6H_8O_6$, sera désigné par HA dans la suite de l'exercice.

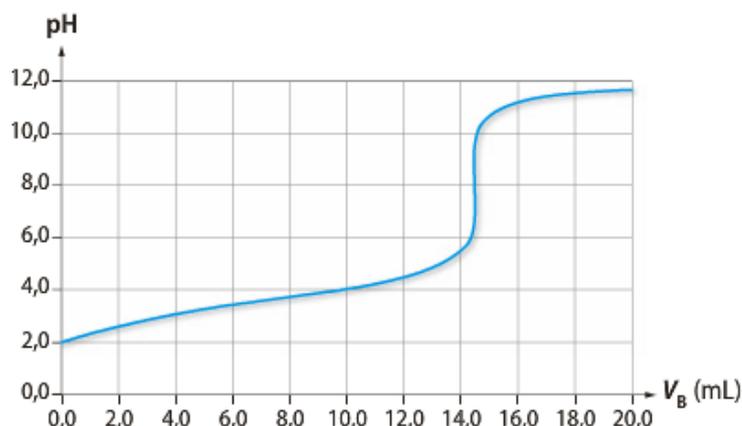
On écrase un comprimé de « vitamine C 500 » dans un mortier. On dissout la poudre dans un peu d'eau distillée et on

introduit l'ensemble dans une fiole jaugée de 100,0 mL ; on complète avec de l'eau distillée. Après homogénéisation, on obtient la solution S.

On prélève un volume $V_A = 10,0$ mL de la solution S, que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire en soluté apporté $c_B = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, en présence d'un indicateur coloré convenablement choisi.

L'équivalence est obtenue pour un volume de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $V_{BE} = 14,4$ mL.

1. Faire un schéma annoté du dispositif de titrage.
2. Établir l'équation de la réaction de titrage. Préciser une caractéristique que doit présenter cette réaction.
3. Quel indicateur coloré doit-on choisir parmi les trois proposés ci-dessous ? On pourra s'aider de la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ donnée ci-après pour justifier la réponse.



4. a. Définir l'équivalence.

b. En utilisant un papier calque, déterminer graphiquement le volume équivalent.

5. Calculer la quantité d'acide ascorbique dans les 10,0 mL de solution titrée.

6. En déduire la masse m , en mg, d'acide ascorbique contenue dans un comprimé. Expliquer l'indication du fabricant « vitamine C 500 ».

Données. Zone de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Zone de virage
rouge de méthyle	4,2-6,2
bleu de bromophénol	3,0-4,6
rouge de crésol	7,2-8,8

20 ★ De l'acide éthanoïque dans nos salades !

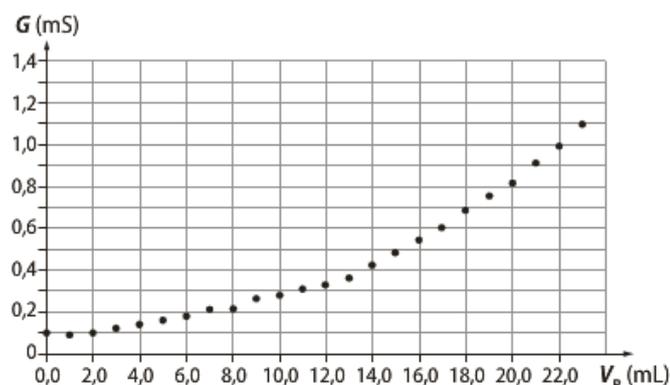
Un vinaigre est une solution aqueuse contenant de l'acide éthanoïque CH_3COOH . Pour vérifier la teneur en acide d'un vinaigre, on procède à un titrage par conductimétrie.



On dose un volume $V_A = 10,0$ mL de vinaigre dilué 20 fois par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $c_B = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Avant de procéder au titrage, on ajoute 150 mL d'eau distillée dans le bécher.

1. a. Pourquoi faut-il ajouter 150 mL d'eau distillée ?
- b. Schématiser le montage de titrage.
- c. Détailler le protocole de dilution de la solution commerciale.

La courbe de titrage obtenue est donnée ci-dessous.



2. a. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
- b. Interpréter l'allure de la courbe de titrage.
- c. Déterminer, en justifiant, le volume équivalent.
- d. Déterminer la concentration c_{Ad} en acide éthanoïque dans la solution de vinaigre diluée. Justifier.
- e. En déduire la concentration c_A en acide éthanoïque dans le vinaigre commercial.

3. L'acidité d'un vinaigre est exprimée sur les bouteilles en degré. Un degré (1°) correspond à la présence de 1 g d'acide éthanoïque dans 100 g de vinaigre.

a. Déterminer la masse d'acide acétique dans 100 g de vinaigre commercial. En déduire l'acidité du vinaigre en degré.

b. Sur la bouteille du vinaigre étudié, on lit « 7° ». La valeur trouvée expérimentalement correspond-elle à la valeur portée sur l'étiquette ? On justifiera en calculant l'écart relatif.

Données. Couples acide-base en jeu :

$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}/\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} ; \text{H}_2\text{O (l)}/\text{HO}^- \text{ (aq)}$.

Conductivités molaires ioniques :

$\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,1 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

D'autres valeurs sont données fig. 2 du cours.

Masse volumique du vinaigre : $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Masse molaire de l'acide acétique : $M = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.