

Sauf indication contraire, la température des solutions est de 25 °C.
 À cette température, $pK_e = 14,0$.

Applications directes

Caractériser un titrage acido-basique

(§ 1 du cours)

1. Utiliser la relation à l'équivalence

Dans un volume $V_A = 20,0$ mL de solution d'acide éthanoïque de concentration $V_A = 5,0$ mmol . L⁻¹, on verse progressivement à l'aide d'une burette graduée une solution de soude de concentration $C_B = 10,0$ mmol . L⁻¹.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Sachant que cette réaction peut être utilisée pour un titrage, quelle doit être la valeur de son taux d'avancement final ?
3. Définir l'équivalence de ce titrage. Calculer le volume de solution de soude nécessaire pour atteindre l'équivalence.
4. Le volume à l'équivalence est-il modifié si on remplace la solution d'acide éthanoïque par une solution d'acide benzoïque de même volume et même concentration ?
5. Le volume à l'équivalence est-il modifié si on place dans la burette une solution de soude de concentration $C'_B = 5,0$ mmol . L⁻¹ ? Si oui, calculer sa nouvelle valeur.

2. Déterminer le taux d'avancement final

On mélange un volume $V_A = 20,0$ mL de solution d'acide propanoïque de concentration $C_A = 5,0$ mmol . L⁻¹ et un volume $V_B = 10,0$ mL de solution de soude de concentration $C_B = C_A$.

Le pH du mélange obtenu vaut 4,9.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque $C_2H_5CO_2H$ (aq) et les ions hydroxyde HO^- (aq).
2. a. Déterminer l'avancement maximal.
 b. Déterminer la quantité d'ions HO^- dans l'état final et en déduire l'avancement final.
 c. Calculer le taux d'avancement final.
 d. Cette réaction est-elle totale ? Peut-elle être utilisée pour un titrage acido-basique ?
3. Calculer sa constante d'équilibre.

Données :

$pK_A (C_2H_5CO_2H/C_2H_5CO_2^-) = pK_{A_1} = 4,9$; $pK_A (H_2O/HO^-) = pK_e = 14,0$.

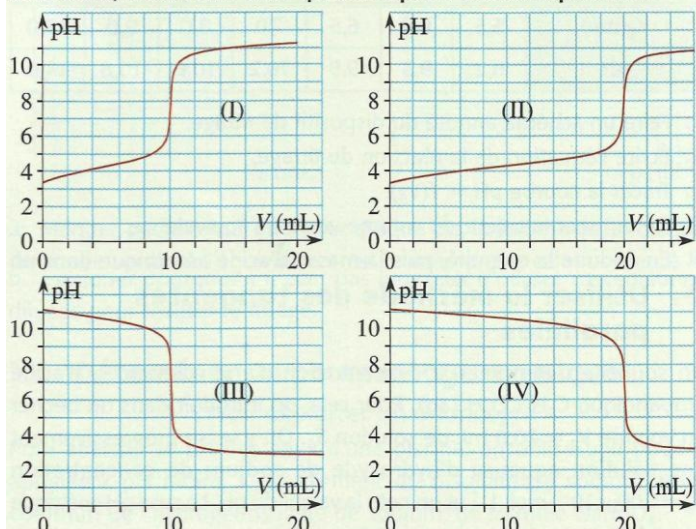
Utiliser la variation du pH lors d'un titrage acido-basique

(§ 2 du cours)

3. Choisir une courbe de suivi pH-métrique

On prépare un volume $V = 500,0$ mL d'une solution S d'acide benzoïque, $C_6H_5CO_2H$ (aq), en dissolvant, dans la quantité convenable d'eau, une masse $m = 0,305$ g d'acide benzoïque.

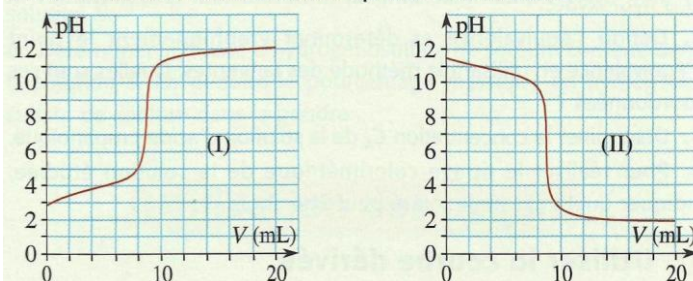
1. Déterminer la concentration C_A de la solution S.
2. On suit les variations du pH de la solution lors de l'ajout, dans un volume $V_A = 20,0$ mL de la solution S, d'une solution de soude de concentration $C_B = 5,0$ mmol . L⁻¹. Parmi les courbes données ci-dessous, déterminer celle qui correspond à cette expérience.



4. Choisir et utiliser une courbe de titrage

On souhaite déterminer la concentration d'une solution d'acide méthanoïque. Pour cela, on place dans un bécher un volume $V_B = 10,0$ mL de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 2,5 \times 10^{-2}$ mol . L⁻¹, puis on mesure le pH de la solution lors de l'ajout de la solution d'acide contenue dans une burette.

1. Faire un schéma annoté du dispositif de titrage.
2. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
3. Parmi les courbes données ci-après, déterminer celle qui correspond à l'expérience réalisée.
4. Sachant que le volume à l'équivalence vaut 8,6 mL, déterminer la concentration de l'acide méthanoïque dans la solution.

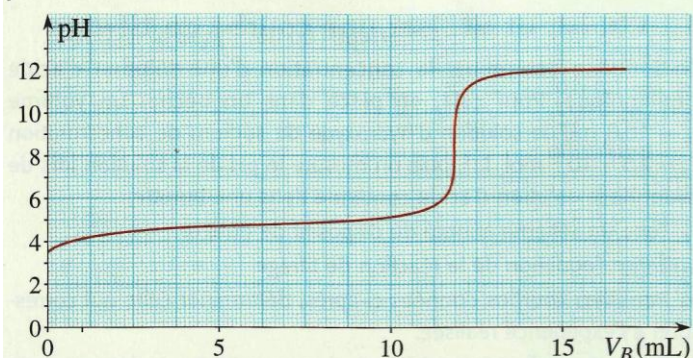


Déterminer le volume équivalent

(§ 3 du cours)

6. Utiliser la méthode des tangentes parallèles

On souhaite déterminer la concentration d'une solution S_A d'acide propanoïque $C_2H_5CO_2H$ (aq). Pour cela, on introduit dans un bécher un volume $V_A = 20,0$ mL de solution S_A . On y verse progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 5,00 \times 10^{-2}$ mol . L⁻¹ et on note la valeur du pH. Le suivi pH-métrique permet de tracer la courbe suivante :

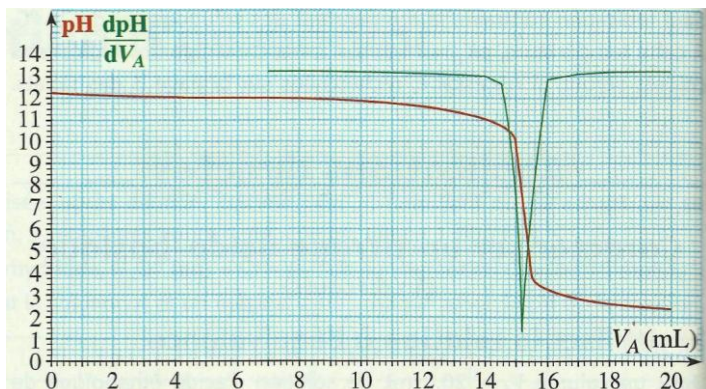


1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et les ions hydroxyde.
2. Définir l'équivalence et déterminer graphiquement le point d'équivalence en utilisant la méthode des tangentes. Quelles sont ses coordonnées ?
3. Déterminer la concentration C_A de la solution d'acide propanoïque.
4. Pour réaliser le titrage colorimétrique de la solution étudiée, indiquer quel indicateur coloré peut être choisi.

7. Utiliser la courbe dérivée

Dans un bécher, on introduit 20,0 mL d'une solution S de potasse (ou hydroxyde de potassium), K^+ (aq) + HO^- (aq), auquel on ajoute 20 mL d'eau distillée pour immerger convenablement la sonde d'un pH-mètre. On mesure le pH après chaque ajout d'une solution A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 50,0$ mmol . L⁻¹. Les résultats obtenus permettent de tracer les courbes $pH = f(V_A)$ et $\frac{dpH}{dV_A} = g(V_A)$ ci-après.

1. Faire le schéma du dispositif expérimental.
2. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
3. Comment peut-on déterminer graphiquement le point d'équivalence E ? Donner les coordonnées de E.
4. Quelle est la concentration de la solution de potasse ?
5. Parmi les quatre indicateurs colorés suivants : hélianthine, rouge de méthyle, bleu de bromothymol et phénophtaléine, lequel est le mieux adapté au titrage colorimétrique de la solution étudiée ?



9. Réaliser un titrage colorimétrique

L'hydroxyde de sodium solide ou soude, NaOH (s), est hygroscopique, c'est-à-dire qu'il fixe facilement la vapeur d'eau présente dans l'air. La concentration d'une solution préparée par dissolution de soude doit donc être vérifiée.

Une solution S, de volume $V_0 = 100,0 \text{ mL}$, est préparée par dissolution de dix pastilles de soude de masse totale $m = 1,08 \text{ g}$ dans le volume d'eau nécessaire.

On détermine la concentration de la solution S à l'aide du titrage d'un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, en présence de quelques gouttes de bleu de bromothymol. Le changement de teinte de la solution indiquant le passage par le point d'équivalence a lieu pour un volume V_{AE} de solution d'acide chlorhydrique versé égal à $12,3 \text{ mL}$.

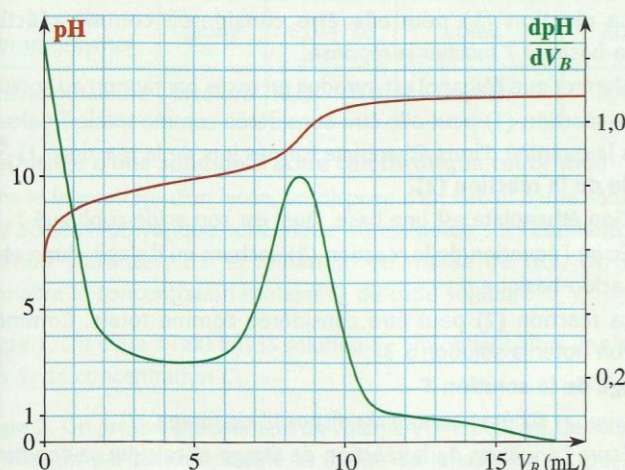
1. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
2. Quel changement de teinte observe-t-on ?
3. Déterminer la concentration molaire C de la solution S.
4. Quelle est la masse réelle de soude contenue dans les dix pastilles ?
5. En déduire le pourcentage massique de soude dans les pastilles.

10. Rechercher l'influence de la concentration sur la qualité d'un titrage

À une température de $25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ et sous une pression de 1 bar , le phénol est un solide, de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, faiblement soluble dans l'eau. On se propose de déterminer la concentration C d'une solution saturée de phénol. On réalise le titrage d'un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de solution S obtenue par filtration de la solution saturée, par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le titrage est suivi par pH-métrie ; on obtient les courbes $\text{pH} = f(V_B)$

et $\frac{dpH}{dV_B} = g(V_B)$ ci-après.

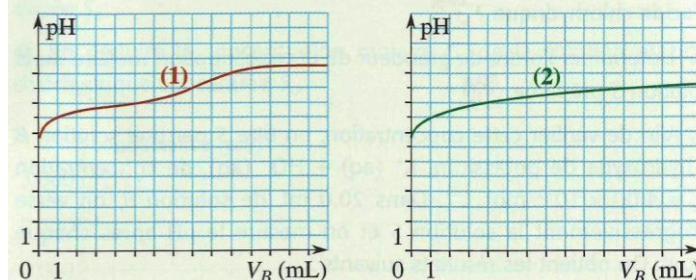
1. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
2. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence. En déduire la concentration C et la solubilité du phénol dans l'eau.



3. La manipulation de la solution S et de la solution aqueuse de soude de concentration molaire $C_B = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ nécessitant quelques précautions, on envisage la possibilité d'utiliser des solutions plus diluées.

Un logiciel de simulation permet de tracer les courbes $\text{pH} = f(V_B)$. La courbe (1) a été obtenue en utilisant des solutions de phénol et

de soude diluées dix fois ; la courbe (2), en utilisant des solutions de phénol et de soude diluées cent fois.



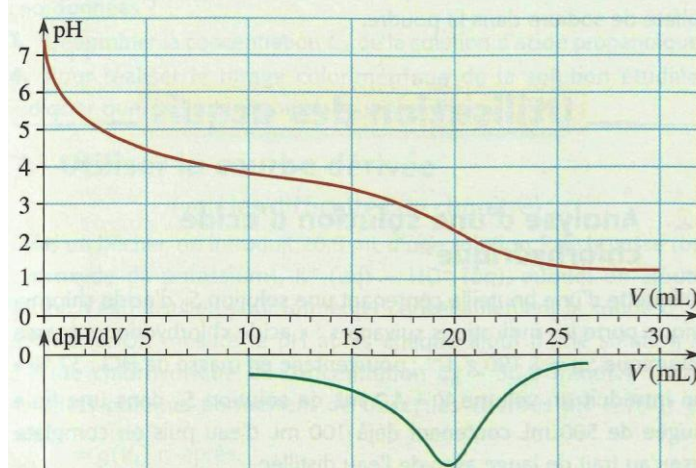
- a. Montrer, par le calcul, que, pour chaque cas, le volume de la solution de soude versée à l'équivalence est le même que celui obtenu à la question précédente.
- b. Expliquer pourquoi il n'était pas judicieux d'utiliser des solutions diluées pour réaliser le titrage.

Utilisation des acquis

13. Injections alcalinisantes

Des injections de solution de lactate de sodium sont pratiquées, en médecine, pour traiter l'excès d'acidité. L'ion lactate est la base conjuguée, notée A^- , de l'acide lactique (ou acide 2-hydroxypropanoïque) de formule $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CO}_2\text{H}$ noté HA.

Pour vérifier la concentration d'une solution commerciale, on procède à un titrage pH-métrique des ions lactate contenus dans cette solution. On prélève un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de solution S de lactate de sodium et l'on y verse une solution d'acide chlorhydrique, $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$, de concentration molaire en soluté apporté $C_2 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On mesure le pH au fur et à mesure de l'addition d'acide. On obtient les courbes ci-après.



1. Écrire l'équation de la réaction du titrage.
2. Déterminer graphiquement le volume d'acide versé à l'équivalence V_{2E} , en indiquant la méthode choisie.
3. En déduire la concentration molaire en soluté apporté C_1 de la solution de lactate de sodium.
4. Pour vérifier que la réaction support du titrage est bien totale, on se place dans un cas particulier avant l'équivalence, lorsque l'on a versé $9,0 \text{ mL}$ d'acide.
 - a. Calculer la quantité d'ions oxonium H_3O^+ introduits dans ces conditions.
 - b. Le pH de la solution est alors égal à $4,0$. Calculer la quantité d'ions oxonium H_3O^+ présents dans la solution.
 - c. La transformation est-elle effectivement totale ?

D'après bac, Nouvelle Calédonie, 2003