

1 Calculer la concentration molaire du réactif à titrer lorsqu'on neutralise :

- a) 10,0 mL d'une solution d'iodure d'hydrogène par 5,6 mL de NaOH 0,10M ;
- b) 20,0 mL de NaHCO_3 par 38,0 mL d'acide chlorhydrique 1,00M.

R : a) $C = 5,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ b) $C = 1,90 \text{ M}$

2 Une solution contient 5,00 g d'hydroxyde de sodium par 100 mL.

Lors d'un titrage, en présence de phénolphthaléine, 15,0 mL de la solution d'hydroxyde de sodium neutralisent 10,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de titre inconnu. Calculer la concentration (titre) de la solution acide.

R : $C = 1,88 \text{ M}$

3 L'acide oxalique $\text{HOOC}-\text{COOH}$ est un acide carboxylique faible bifonctionnel présent dans le suc cellulaire de nombreuses plantes (par exemple les feuilles de rhubarbe) sous forme de son sel de potassium ou de calcium.

Calculer le volume d'acide chlorhydrique 1,00M nécessaire pour neutraliser 6,30 g d'oxalate de potassium $\text{KOOC}-\text{COOK}$.



R : $V = 75,8 \text{ mL}$

4 L'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique, un acide monofonctionnel de formule moléculaire $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

Calculer le pourcentage d'acide dans un comprimé de 630 mg sachant, qu'après dissolution, l'acide est neutralisé par 28,0 mL de NaOH 0,100M.

R : pourcentage = 80 %

5 L'acide formique ou méthanoïque (HCOOH) est un produit industriel irritant qui est également présent dans la nature. Il est produit entre autres par les orties et les fourmis d'où le nom de l'acide est issu.

Une solution de 10,0 mL d'acide formique est titrée par 12,3 mL de NaOH 1,00M.



- a) Calculer la concentration molaire de l'acide.
- b) Calculer le pH au point d'équivalence.
- c) Si on dispose de phénolphthaléine et de méthylorange, quel indicateur faut-il employer ? Justifier la réponse.

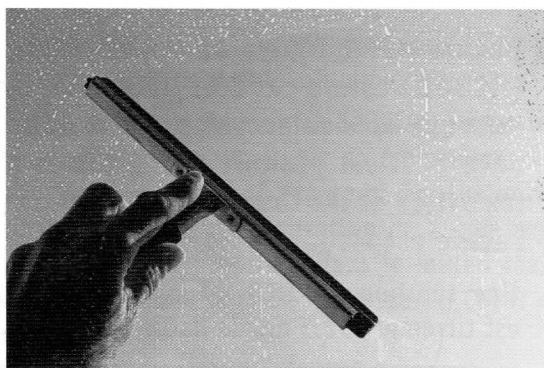
R : a) $C = 1,23 \text{ M}$ b) $\text{pH} = 8,8$

6 Commenter les propositions suivantes :

- a) le choix d'indicateurs est plus varié pour le titrage d'un acide fort par une base forte que pour le titrage d'un acide faible de même concentration par une base forte ;
- b) un seul indicateur peut suffire pour déterminer le volume équivalent dans un titrage acide-base mais il en faut souvent plus d'un pour déterminer le pH d'une solution.

- 7** Les produits ménagers qui permettent de nettoyer les vitres sont souvent des solutions aqueuses ammoniacales.

Déterminer la concentration molaire d'un de ces produits commerciaux sachant que 10,0 mL du produit ménager sont neutralisés par 20,6 mL d'une solution d'acide chlorhydrique 0,195M.

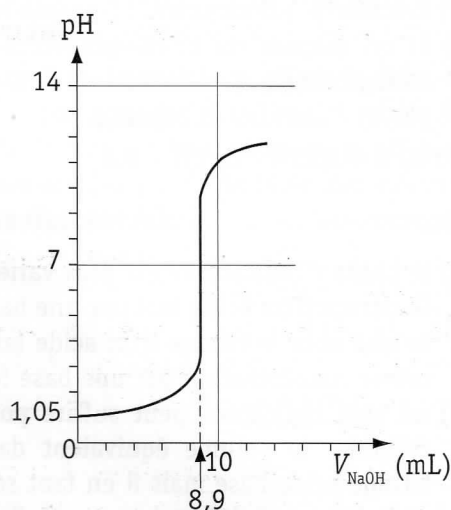


R : $C = 0,402M$

- 8** On titre 10,0 mL d'un acide par NaOH 0,10M.

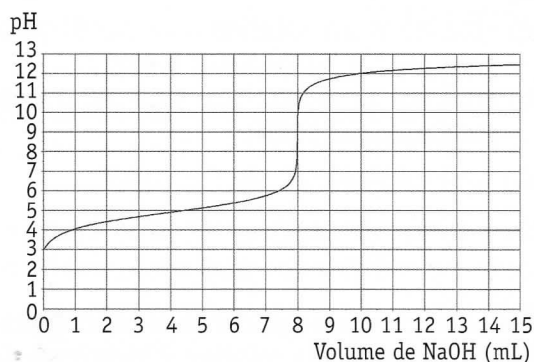
La courbe expérimentale de pH est représentée ci-dessous.

- L'acide est-il fort ou faible ? Justifier la réponse.
- Calculer la concentration molaire de l'acide.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage.



R : b) $C = 8,9 \cdot 10^{-2}M$

- 9** Soit la courbe de titrage de 10,0 mL d'une solution d'acide par le NaOH 0,100M :

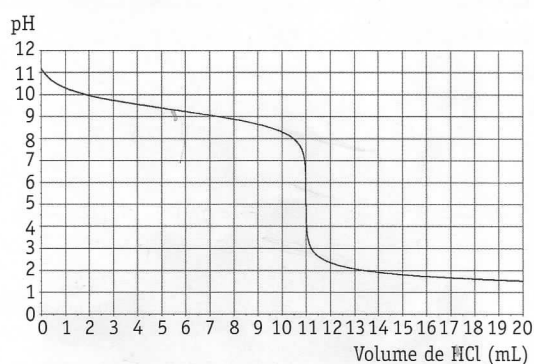


- Analyser la courbe de titrage.
- Déterminer graphiquement le volume de NaOH à l'équivalence.
- Déterminer la concentration de l'acide.
- Identifier l'espèce titrée en expliquant votre démarche.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage.

R : c) $C = 8,0 \cdot 10^{-2}M$

- 10** Dresser le diagramme de bilan correspondant à la courbe de titrage de l'exercice n°9.

- 11** Soit le titrage de 10,0 mL d'une solution de base par une solution d'HCl 0,10M.

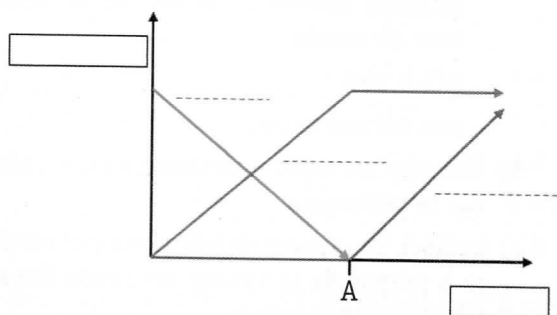


- Analyser la courbe de titrage.
- Déterminer graphiquement le volume de HCl à l'équivalence.
- Déterminer la concentration de la base.
- Identifier l'espèce titrée en expliquant votre démarche.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage.

R : c) $C = 1,1 \cdot 10^{-1}M$

12 Dresser le diagramme de bilan correspondant à la courbe de titrage de l'exercice n° 11.

13 Compléter et expliquer le diagramme de bilan correspondant au titrage de 20,0 mL de HNO_2 1,00M par 20,0 mL de NaOH 1,00M.



- Identifier et graduer les axes du diagramme.
- Identifier les espèces correspondant à l'évolution des droites.
- Déterminer la valeur du point A et en donner la signification.
- Représenter schématiquement l'allure de la courbe de pH correspondant à ce titrage.



14 Sur les étiquettes des vinaigres commerciaux, la concentration de l'acide éthanóique n'est pas exprimée en molarité mais en degré.

Le degré d'un vinaigre est, par définition, égal à la masse en grammes d'acide éthanóique pur contenu dans 100 g de vinaigre.

Afin de vérifier le degré d'un vinaigre (7°) d'un produit commercial, on réalise les manipulations suivantes :

- la solution de vinaigre est diluée 10 fois.
- 10,0 mL de la solution diluée de vinaigre est titrée par 11,9 mL de NaOH 0,105M en présence de phénolphtaléine.

Sachant que la masse volumique du vinaigre commercial est égale à 1,020 g/mL, calculer le degré de vinaigre déterminé expérimenta-

lement et comparer la valeur à celle renseignée sur l'étiquette.



15 Soit 100 mL d'une solution contenant de l'acide acétique 0,015M et de l'acétate de sodium 0,010M. L'ajout de quelques gouttes de phénolphtaléine ne colore pas la solution.

Calculer la masse de NaOH à ajouter à la solution pour que la coloration passe au rose indien.



16 Pour conserver du lait frais durant deux à trois jours, il est essentiel de le placer au réfrigérateur.

En effet, suivant la température de conservation, le lactose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ se transforme plus ou moins rapidement en acide lactique $\text{CH}_3\text{—CHOH—COOH}$ (cf. « Pour en savoir plus »).

Pour que le lait soit consommable, il ne doit pas contenir plus de $2,4 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide lactique par litre.

L'acide lactique ($\text{p}K_a = 3,9$) contenu dans un échantillon de 20,0 mL de lait est dosé par titrage à l'aide de 11,4 mL d'une solution de NaOH 0,100M.

Le lait est-il consommable ? Justifier la réponse.

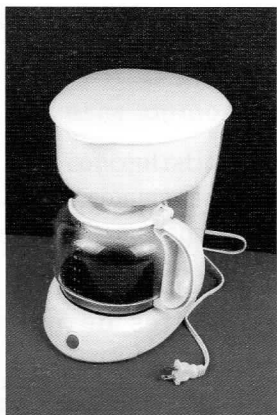


17 Laboratoire

Doser un acide dans un détartrant pour cafetière électrique

Un détartrant pour cafetière électrique contient de l'acide sulfamique $\text{H}_2\text{N—SO}_3\text{H}$. Ce composé est le seul acide présent dans ce détartrant.

Pour doser l'acide sulfamique, il suffit d'effectuer un titrage à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue.



- a) Afin de réaliser ce laboratoire, rassembler le matériel nécessaire à la réalisation du titrage acide-base et les réactifs suivants :
- poudre commerciale de détartrant à base d'acide sulfamique ;
 - NaOH $1,0 \cdot 10^{-2}M$;
 - eau déminéralisée ;
 - phénolphtaléine .
- b) Appliquer le mode opératoire suivant :
- dissoudre 500 mg de détartrant dans 100,0 mL d'eau déminéralisée ;
 - prélever 10,0 mL de la solution, les transvaser dans un erlenmeyer et ajouter l'indicateur ;
 - réaliser le dosage.
- c) Rédiger un rapport de laboratoire et conclure à propos du pourcentage d'acide sulfamique présent dans le détartrant commercial.



18 Laboratoire

Titration pH-métrique de la soude caustique dans un déboucheur ménager

Dés produits liquides servant à déboucher des canalisations obstruées sont disponibles dans le commerce.

L'étiquette renseigne « Danger. Produit corrosif. Contient de la soude caustique (hydroxyde de sodium), solution à 20 % en masse ».

Pour vérifier la teneur en hydroxyde de sodium du produit vendu, il est proposé de le

titrer par l'acide chlorhydrique à l'aide d'un pH-mètre.

Le produit commercial étant trop concentré pour être titré directement, il faut le diluer 50 fois.

- a) Afin de réaliser ce laboratoire, rassembler le matériel nécessaire à la réalisation du titrage pH-métrique et les réactifs suivants :
- solution commerciale de déboucheur à base de soude ;
 - HCl 0,10M ;
 - eau déminéralisée.
- b) Élaborer un mode opératoire à faire valider par le professeur.
- c) Rédiger un rapport de laboratoire et conclure à propos de la teneur en soude dans la solution commerciale.



19 Laboratoire

Identifier un acide ou une base dans une solution aqueuse

Un enseignant est chargé de ranger des solutions d'acides et de bases faibles.

Plusieurs bouteilles sont dépourvues d'étiquettes.

Pour chaque bouteille, il demande à un groupe d'élèves différent d'identifier l'acide ou la base présente dans la solution et de déterminer la concentration molaire.

Pour ce faire, vous disposez :

- d'indicateurs colorés (bleu de thymol, méthylorange, bleu de bromothymol, phénolphtaléine) ;
- de la solution aqueuse inconnue d'acide ou de base ;
- de solutions d'acide chlorhydrique 0,1M et 1M ;
- de solutions d'hydroxyde de sodium 0,1M et 1M ;
- d'un pH-mètre ;
- du matériel de verrerie nécessaire à cette identification.



20 Le tableau suivant reprend les résultats d'un titrage pH-métrique de 10,0 mL d'une solution d'acide bifonctionnel par du NaOH 1,0M.

V (mL)	pH
0,0	0,9
1,0	1,1
2,0	1,3
4,0	1,7
5,0	1,8
6,0	2,0
8,0	2,4
9,0	2,8

V (mL)	pH
9,5	3,1
9,8	3,7
10,0	4,5
10,1	5,5
10,2	5,8
10,4	6,2
11,0	6,6
12,0	7,0

V (mL)	pH
14,0	7,4
15,0	7,6
16,0	7,8
18,0	8,2
19,0	8,6
19,4	8,8
19,7	9,1
19,9	9,7

V (mL)	pH
20,0	10,8
20,1	11,6
20,3	12,0
20,7	12,3
21,0	12,5
22,0	12,8
24,0	13,1
25,0	13,2

Analyser la courbe de pH correspondant à ces données.

Ressources à intégrer

À la fin de ce chapitre, être capable de :

SAVOIRS

- définir,
 - réactif titrant ;
 - réactif à titrer ;
 - équivalence ;
 - point d'équivalence ;
 - diagramme de bilan ;
- énoncer le principe d'un titrage ;

SAVOIR-FAIRE

- déterminer la concentration ou le volume de réactif titrant à partir des données d'un titrage acide-base ;
- tracer une courbe de pH
- analyser une courbe de pH;
- mesurer graphiquement le volume à l'équivalence ;
- choisir un indicateur approprié au titrage ;
- tracer un diagramme de bilan ;
- trouver la composition globale du milieu réactionnel en un point quelconque du titrage à partir d'un diagramme de bilan ;
- calculer, en utilisant la formule adéquate, le pH en un point quelconque d'un titrage ;
- mettre en relation le diagramme de bilan et la courbe de titrage ;
- déterminer graphiquement la valeur du pKa d'un acide faible.