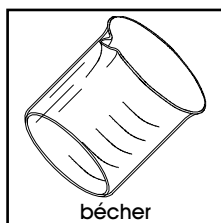


BUTS

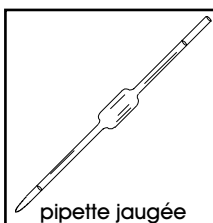
Effectuer la neutralisation d'un acide fort et d'un acide faible et suivre l'évolution de la titration au moyen d'une mesure pH-métrique.

MATÉRIEL

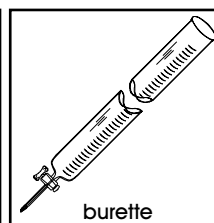
3 béchers de 100 ml, 1 pipette jaugée de 10 ml, 1 burette, 1 entonnoir, 1 propipette, 1 pH-mètre avec électrode, 1 agitateur magnétique, 1 barreau magnétique, gants à usage unique.



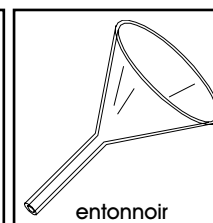
bécher



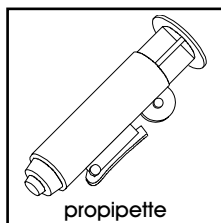
pipette jaugée



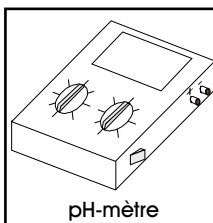
burette



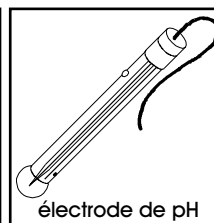
entonnoir



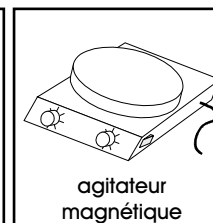
propipette



pH-mètre



électrode de pH



agitateur magnétique

REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl 0.1 M), acide acétique (CH₃COOH 0.1 M), hydroxyde de sodium (NaOH 0.1 M).

HCl	CH ₃ COOH	NaOH
étatsolution 0.1 M	étatsolution 0.1 M	étatsolution 0.1 M
MM36.46 g/mol	MM60.05 g/mol	MM40.00 g/mol
X	X	X
CH 5	CH 5	CH 4

RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution les solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium: **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

Ne pas enclencher le pH-mètre sans respecter les précautions d'utilisation. Manipuler l'électrode de mesure avec précaution: **L'extrémité de verre est particulièrement fragile.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

NEUTRALISATION D'UN ACIDE FORT PAR UNE BASE FORTE

1. Munir une pipette jaugée d'une propipette et prélever **exactement** 10 ml de solution d'acide chlorhydrique 0.1 M. Introduire ce volume dans un bécher propre et ajouter environ 40 ml d'eau déminéralisée.

Ajouter un barreau magnétique dans le bécher et positionner ce dernier sur la plaque d'un agitateur magnétique. Enclencher l'agitateur et le régler à vitesse modérée afin d'éviter les projections de solution.



2. Remplir une burette avec la solution d'hydroxyde de sodium 0.1 M, en portant une paire de lunettes de sécurité.

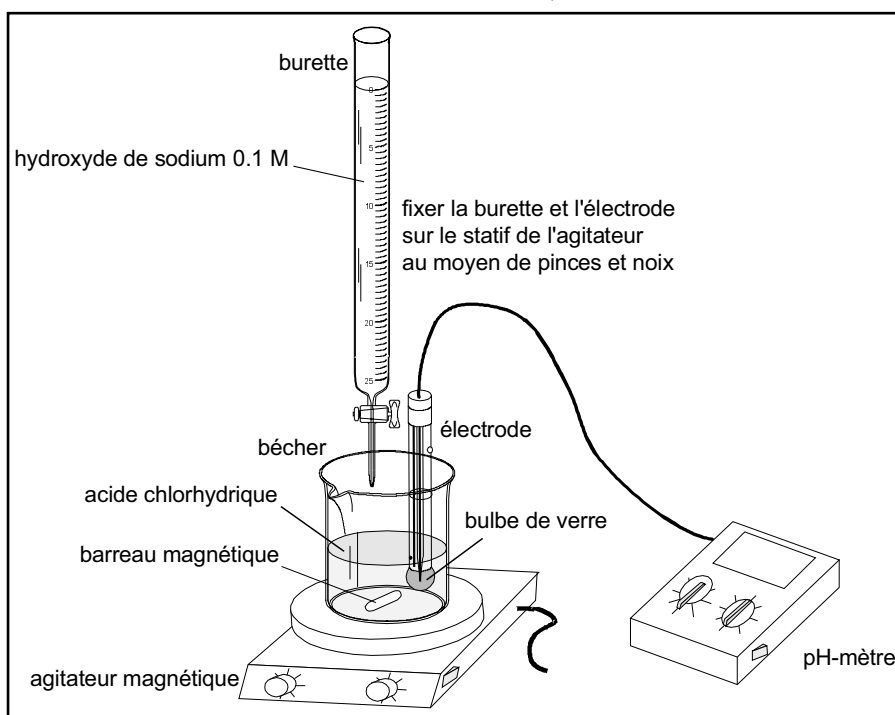
S'assurer que l'extrémité sous la vanne ne contient pas d'air et ajuster le volume de solution en haut de la burette à 0 ml.

3. Préparer le montage de la figure ci-dessous.

Rincer l'extrémité inférieure de l'électrode de pH à l'eau déminéralisée puis l'introduire dans le bécher contenant la solution d'acide chlorhydrique.

Le bulbe de verre doit être entièrement plongé dans la solution, mais il ne doit en aucun cas toucher les parois du bécher.

Connecter l'électrode de pH au pH-mètre et enclencher ce dernier (l'installation aura été préalablement calibrée au moyen de solutions de pH connu et stable, appelées solutions tampons).



◆ Le paramètre utilisé pour caractériser la basicité, la neutralité ou l'acidité d'une solution est le pH.

Une solution **basique** est caractérisée par un **pH supérieur à 7**.

Une solution **neutre** est caractérisée par un **pH égal à 7**.

Une solution **acide** est caractérisée par un **pH inférieur à 7**.

Pour une détermination exacte du pH d'une solution, il est nécessaire d'utiliser une sonde de mesure, l'** lectrode de pH**, capable de mesurer avec grande précision le caractère basique, neutre ou acide de cette solution.

◆ Le principe de mesure simplifié de l'électrode de pH est le suivant:

A l'intérieur du bulbe de verre de l'électrode se trouve une solution contenant une concentration connue et constante de protons (H^+ , ou H_3O^+ , responsables de l'acidité).

La surface externe du bulbe de verre peut adsorber les protons présents dans la solution à mesurer. Plus la solution est acide, plus la surface externe du bulbe sera chargée en protons.

La différence de charge qui se crée entre les surfaces externe et interne du bulbe de verre génère une différence de potentiel électrochimique, que l'instrument de mesure (le pH-mètre) peut enregistrer, puis convertir en unités de pH.

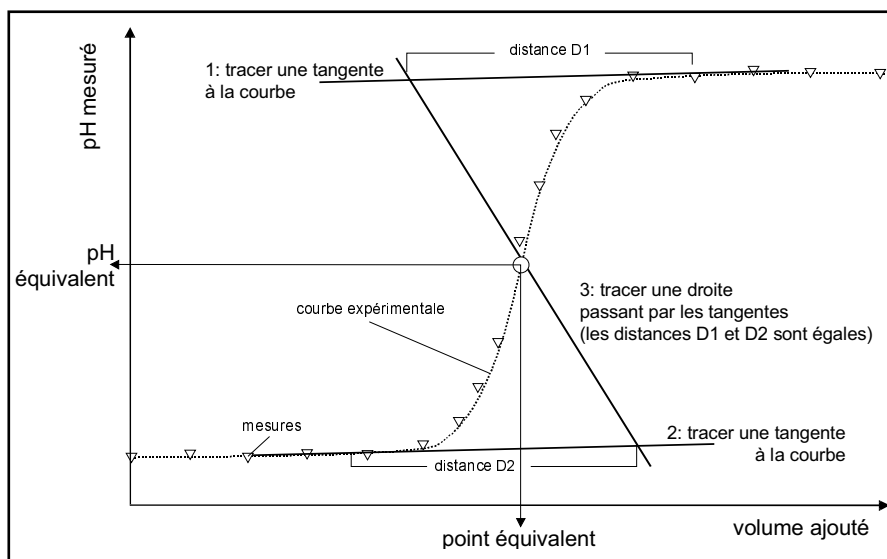
4. Noter la valeur initiale de pH de la solution d'acide chlorhydrique.

Effectuer la neutralisation en ajoutant lentement des fractions de 0.5 à 1.0 ml d'hydroxyde de sodium 0.1 M, sous agitation, dans le bécher contenant la solution d'acide chlorhydrique.

Après chaque ajout, noter le volume de base ajoutée et la valeur stabilisée de pH.

Cesser les ajouts après avoir introduit 20 ml d'hydroxyde de sodium au total.

- ◆ Le volume précis de neutralisation (point équivalent) peut être déterminé graphiquement en traçant le pH mesuré par l'électrode en fonction du volume de solution d'acide nitrique ajouté, puis en appliquant la méthode des tangentes, résumée ci-dessous.



- ? 1. Ecrire l'équation de la réaction de neutralisation acide-base entre l'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique.
- ? 2. Tracer, sur du papier millimétré, la courbe expérimentale de la titration ph-métrique ($\text{pH} = f(\text{volume de base ajoutée})$), puis déterminer le point équivalent et le pH équivalent par la méthode des tangentes.

NEUTRALISATION D'UN ACIDE FAIBLE PAR UNE BASE FORTE



5. Répéter l'ensemble des opérations précédentes (points 1 à 4), en remplaçant les 10 ml d'acide chlorhydrique 0.1 M par **exactement 10 ml de solution d'acide acétique 0.1 M**; introduire cette solution dans un bécher propre. Compléter le volume d'hydroxyde de sodium dans la burette et l'ajuster à 0 ml en haut de la burette. Rincer l'électrode de pH à l'eau déminéralisée. Noter la valeur initiale de pH de la solution d'acide acétique. Comme précédemment, effectuer la neutralisation en ajoutant lentement des fractions de 0.5 à 1.0 ml d'hydroxyde de sodium 0.1 M, sous agitation, dans le bécher contenant la solution d'acide acétique. A chaque ajout, noter le volume ajouté et la valeur stabilisée de pH. Cesser les ajouts après avoir introduit 20 ml d'hydroxyde de sodium au total.

- ? 3. Ecrire l'équation de la réaction de neutralisation acide-base entre l'hydroxyde de sodium et l'acide acétique.
- ? 4. Tracer, sur la même feuille de papier millimétré, la courbe expérimentale de la titration ph-métrique ($\text{pH} = f(\text{volume de base ajoutée})$), puis déterminer le point équivalent et le pH équivalent par la méthode des tangentes.

- ? 5. Discuter les différences importantes entre les courbes obtenues pour l'acide chlorhydrique et pour l'acide acétique, notamment les valeurs de points équivalents et de pH équivalents.
- ? 6. Que peut-on conclure sur les propriétés acides de l'acide acétique?
- ? 7. Indiquer si les sels obtenus lors de la neutralisation de l'acide chlorhydrique, respectivement de l'acide acétique, par l'hydroxyde de sodium, sont plutôt neutres, acides ou basiques.
- ? 8. Proposer les types d'acide et de base qu'il faudrait choisir pour obtenir un sel acide par neutralisation acide-base. Donner un exemple.

**RECUPERATION
ET NETTOYAGE**

Vider toutes les solutions dans l'évier, sous courant d'eau. Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.**1. Solution d'acide chlorhydrique 0.1 M:**

Pour obtenir des résultats précis, il est conseillé d'utiliser une solution standard d'acide chlorhydrique 0.100 M (p.ex. solution prête à l'emploi, ou cartouche de solution concentrée pour dilution; Fluka ou Merck). S'il n'est pas possible d'utiliser une solution de concentration exacte, procéder comme suit:

Au moyen d'une pipette graduée, ajuster précisément 13.0 ml de HCl concentré ($\rho = 1.12 \text{ g/ml}$; 25 % = 7.68 M) à 1000 ml avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 20 groupes).

2. Solution d'acide acétique 0.1 M:

Utiliser de préférence une solution standard d'acide acétique 0.100 M. S'il n'est pas possible d'utiliser une solution de concentration exacte, procéder comme suit:

Au moyen d'une pipette graduée, ajuster précisément 5.7 ml de CH_3COOH concentré ($\rho = 1.05 \text{ g/ml}$; 100 % = 17.49 M) à 1000 ml avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 20 groupes).

3. Solution d'hydroxyde de sodium 0.1 M:

Utiliser de préférence une solution standard d'hydroxyde de sodium 0.100 M. S'il n'est pas possible d'utiliser une solution de concentration exacte, procéder comme suit:

Peser exactement 4.0 g de NaOH, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 1000 ml avec de l'eau déminéralisée (suffisant pour environ 10 groupes).

Les solutions de NaOH se carbonatent rapidement.

4. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

3 béchers de 100 ml

1 pipette jaugée de 10 ml

1 propipette

1 burette de 25 ml munie d'un entonnoir et fixée sur un statif

1 pH-mètre avec électrode; étalonner l'installation avec 2 solutions tampon (pH = 7 et pH = 4) à température ambiante avant utilisation

1 agitateur magnétique

1 barreau magnétique

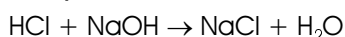
3-4 paires de gants à usage unique

5. Durée de l'expérience:

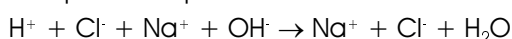
Environ 60 min de manipulations.

DISCUSSION

? **1. Ecrire l'équation de la réaction de neutralisation acide-base entre l'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique.**



Puisque ces espèces sont sous forme ionique en solution, la réaction est:

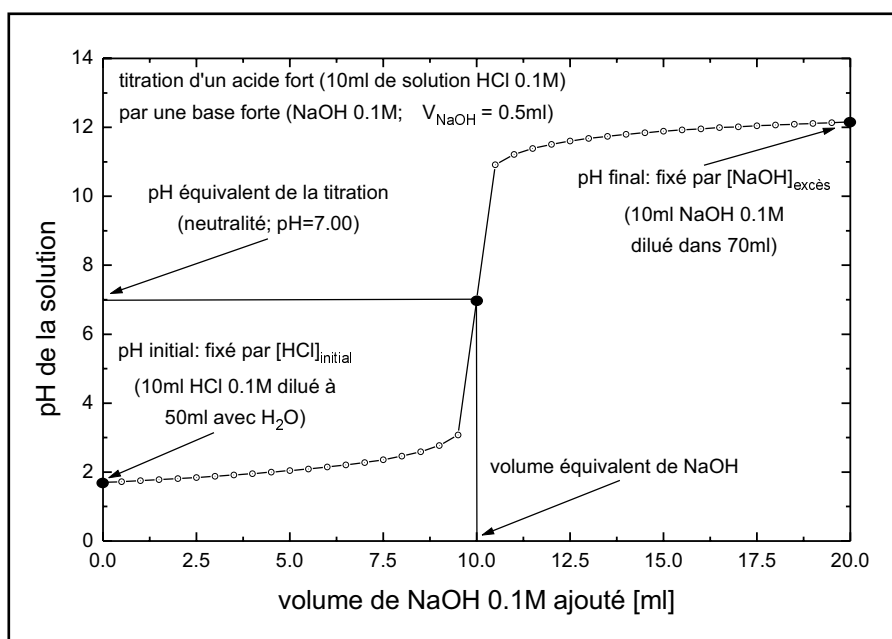


En tenant compte du fait que le proton H^+ n'est pas libre en solution, et en simplifiant la réaction, on peut finalement écrire:



Le sel issu de la neutralisation, NaCl, est un sel neutre.

? **2. Tracer, sur du papier millimétré, la courbe expérimentale de la titration ph-métrique ($\text{pH} = f(\text{volume de base ajoutée})$), puis déterminer le point équivalent et le pH équivalent par la méthode des tangentes.**



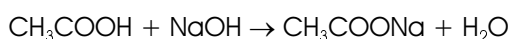
Le pH initial est de 1.7, et non pas de 1; en effet, la solution de HCl 0.1 M (pH = 1.0) est initialement diluée à 50 ml avec de l'eau, ce qui diminue d'un facteur 5 la concentration en protons de cette solution.

Le pH final est de 12.15; il correspond à l'excès de NaOH 0.1 M ajouté dans la solution, c'est-à-dire à 10 ml de NaOH 0.1 M (la première fraction de 10 ml servant à neutraliser les 10 ml de HCl); cet excès de NaOH est présent dans un volume final de 70 ml.

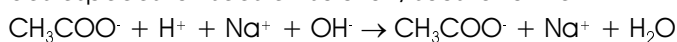
La courbe de pH obtenue est typique de la titration d'un acide fort par une base forte, avec un fort saut de pH à l'approche du point équivalent.

Le point équivalent obtenu selon la méthode des tangentes est de 10.0 ml d'hydroxyde de sodium 0.1 M; à ce point équivalent correspond une solution neutre (pH = 7).

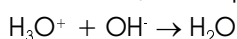
? 3. Ecrire l'équation de la réaction de neutralisation acide-base entre l'hydroxyde de sodium et l'acide acétique.



Comme précédemment, la réaction peut être écrite, en tenant compte des espèces ionisées en solution, sous la forme:



Ou encore, en simplifiant:



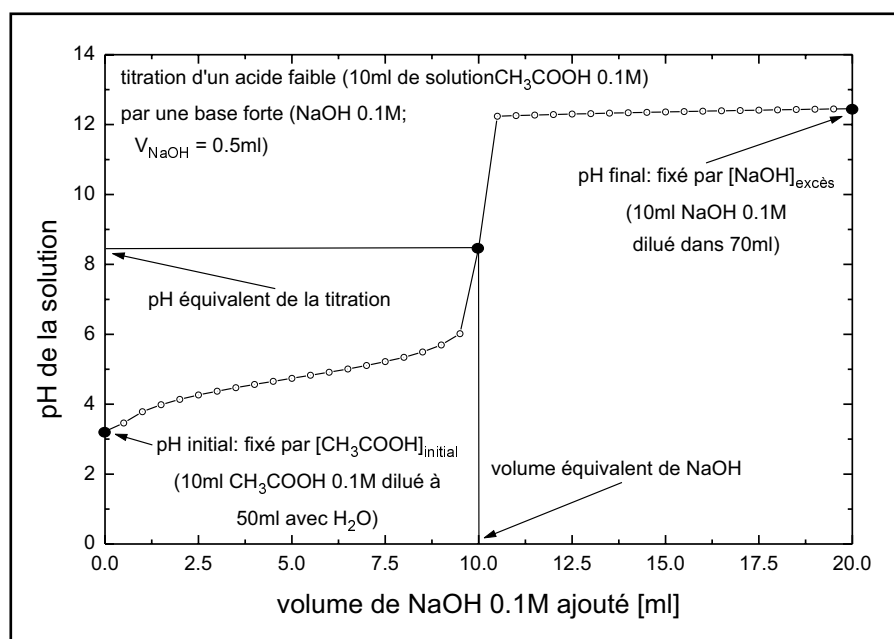
Le sel issu de la neutralisation, CH_3COONa , est un sel faiblement basique.

? 4. Tracer, sur la même feuille de papier millimétré, la courbe expérimentale de la titration ph-métrique (pH = f(volume de base ajoutée)), puis déterminer le point équivalent et le pH équivalent par la méthode des tangentes.

La courbe, mentionnée sur la page suivante, est typique de la titration d'un acide faible par une base forte.

Le pH initial (après dilution de 10 ml de solution de CH_3COOH 0.1 M dans 50 ml) est de 3.22, et non pas, comme pour l'acide chlorhydrique, de 1.7, puisque l'acide acétique est un acide faible, incomplètement dissocié ($K_{\text{ab}} = 10^{-4.74}$ pour $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$).

Le pH final est de 12.46; il correspond à l'excès de NaOH 0.1 M ajouté dans la solution lors de la titration de CH_3COOH .



Le point équivalent obtenu selon la méthode des tangentes est de 10.0 ml d'hydroxyde de sodium 0.1 M; à ce point équivalent correspond une solution faiblement basique (pH = 8.48).

- ? 5. Discuter les différences importantes entre les courbes obtenues pour l'acide chlorhydrique et pour l'acide acétique, notamment les valeurs de points équivalents et de pH équivalents.

Pour la titration de l'acide fort par la base forte, le pH correspondant au point équivalent est de 7 précisément, puisque la totalité des moles de HCl initialement présentes sont neutralisées par NaOH; la solution est donc neutre.

Pour la titration de l'acide faible par la base forte, le pH correspondant au point équivalent est supérieur à 7. En effet, l'ajout d'un nombre de moles de NaOH équivalent au nombre de moles initial de CH_3COOH conduit à la formation d'un sel basique, l'acétate de sodium CH_3COONa .

Bien que le pH équivalent soit différent pour les deux titration, leur volume équivalent est identique; en effet, la titration consiste, dans les deux cas, à faire réagir le NaOH avec toutes les moles de HCl, respectivement de CH_3COOH . Dans les deux cas, un volume identique d'acide 0.1 M est titré, ce qui correspond donc au même nombre de moles de NaOH à ajouter.

- ? 6. Que peut-on conclure sur les propriétés acides de l'acide acétique?

L'acide acétique est un acide faible. Cela signifie qu'il n'est pas entièrement dissocié dans l'eau. En conséquence, la concentration en protons dans la solution initiale est inférieure à la concentration en acide acétique.

La solution initiale d'acide acétique contient donc des molécules CH_3COOH , ainsi que des ions CH_3COO^- et H^+ (ou H_3O^+). En d'autres termes, $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{total}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$.

Dans le cas de l'acide chlorhydrique entièrement dissocié, la concentration en protons dans la solution initiale est exactement égale à la concentration en acide chlorhydrique, puisque seuls les ions H^+ et Cl^- sont présents. En d'autres termes, $[\text{HCl}]_{\text{total}} = [\text{Cl}^-]_{\text{libre}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{libre}}$.

- ? 7. Indiquer si les sels obtenus lors de la neutralisation de l'acide chlorhydrique, respectivement de l'acide acétique, par l'hydroxyde de sodium, sont plutôt neutres, acides ou basiques.

Au volume équivalent, le pH de la solution d'acide chlorhydrique neutralisée par le NaOH est de 7. Le chlorure de sodium issu de la neutralisation est donc un sel neutre. Il en va systématiquement de même lors de la neutralisation d'un acide fort par une base forte (ou d'une base forte par un acide fort). En revanche, le pH est légèrement basique au volume équivalent de la titration de la solution d'acide acétique par le NaOH. On en conclut que l'acétate de sodium issu de la neutralisation est un sel faiblement basique. C'est d'ailleurs toujours le cas lors de la neutralisation d'un acide faible par une base forte.

? 8. Proposer les types d'acide et de base qu'il faudrait choisir pour obtenir un sel acide par neutralisation acide-base. Donner un exemple.

Inversément au cas de la neutralisation d'un acide faible par une base forte, le sel obtenu lorsqu'une base faible est neutralisée par un acide fort est un sel faiblement acide. Par exemple, la neutralisation de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (base faible) par HCl ($\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$) conduit à la formation d'un sel faiblement acide.