

# Manitoba

Éducation, Citoyenneté et Jeunesse

CHIMIE, 12<sup>e</sup> année

Document de mise en œuvre

**REGROUPEMENT 5 : LES ACIDES ET LES BASES**

ÉBAUCHE NON-RÉVISÉE

Mai 2008

Pour en savoir plus, prière de communiquer avec :

**Danièle Dubois-Jacques**

Conseillère en sciences de la nature

Bureau de l'éducation française

1181, avenue Portage, bureau 509

Téléphone : 1 800 282-8069, poste 6620 ou 204 945-6620 (à Winnipeg)

Courriel : [daniele.dubois-jacques@gov.mb.ca](mailto:daniele.dubois-jacques@gov.mb.ca)

## BLOC A : Les théories pour les acides et les bases

- C12-5-01 Retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des théories des acides et des bases,  
entre autres Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis;  
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-5-02 Rédiger les équations chimiques équilibrées pour des réactions acido-basiques,  
entre autres les couples acide-base conjugués, le comportement amphotère;  
RAG : D3
- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,  
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3

### EN TÊTE

#### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin. Pour réviser et/ou évaluer les connaissances antérieures, utiliser des stratégies SVA (p. ex., carte conceptuelle, tableau des connaissances, Pense-Trouve un partenaire-Discute – voir le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

Au cours de sciences de la nature de 10<sup>e</sup> année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases en fonction de leurs caractéristiques (résultat d'apprentissage S2-2-08), par exemple, l'acide chlorhydrique, sulfurique et nitrique et certaines bases comme l'hydroxyde de sodium et l'hydroxyde de calcium. En 11<sup>e</sup> année, leur seule expérience avec les acides a été dans l'unité de chimie organique, où ils ont étudié des acides organiques tels que l'acide formique et l'acide acétique.

### EN QUÊTE

#### Remarques pour l'enseignant

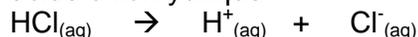
Pendant la révision sur les acides communs, penser à inclure d'autres acides et d'autres bases que les élèves connaissent bien. Des stratégies de remue-méninges ou SVA peuvent fournir aux élèves l'occasion de montrer ce qu'ils savent. Parmi les exemples communs d'acides et de bases, mentionnons les suivants : l'acide lactique dans le lait sûr, l'acide butyrique dans le beurre rance, l'acide citrique dans les fruits citrins, l'acide ascorbique sous forme de vitamine C, l'acide acétylsalicylique (AAS) dans les comprimés d'aspirine. Et comme exemples de base, citons l'ammoniaque comme produit d'entretien ménager, ou l'hydroxyde de sodium pour le nettoyage des fours.

Les définitions successives d'un acide sont devenues de moins en moins restrictives, pour aboutir à la définition de Lewis (aussi représentée par le diagramme de Lewis) qui est si générale que toute réaction où il y a un transfert de deux électrons devient une réaction acido-basique.

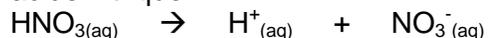
**A. Svante Arrhenius (1859-1927) a été le premier chimiste à contribuer à la compréhension des acides et des bases. La formule qu'il a proposée est celle-ci :**

Acide : Désigne toute substance qui se dissocie pour produire des ions hydrogène (H<sup>+</sup>) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

p. ex., acide chlorhydrique

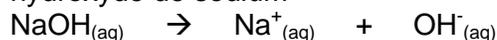


p. ex., acide nitrique



Base : Désigne toute substance qui se dissout pour produire des ions hydroxyde (OH<sup>-</sup>) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

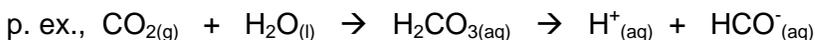
p. ex., hydroxyde de sodium



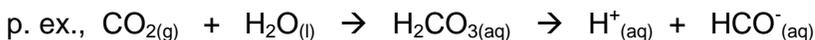
p. ex., hydroxyde de baryum



Quelques espèces à part (des « trouble-fête ») comme le dioxyde de carbone (qui n'a pas d'atome d'hydrogène) et l'ammoniac (qui est dépourvu d'ions hydroxyde) réagissent d'abord avec l'eau, comme l'a expliqué Arrhenius :

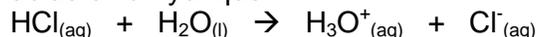


**B. Johannes Brønsted (1879-1947) et Thomas Lowry (1874-1936) ont proposé simultanément une nouvelle théorie, appelée en général la théorie de Brønsted ou de Brønsted -Lowry. Cette théorie établit un lien entre les caractéristiques acido-basiques et le transfert de protons, un processus qui comprend plus de réactions que la définition précédente des acides et des bases par Arrhenius. Selon cette définition, des substances comme CO<sub>2(g)</sub> peuvent maintenant être considérées clairement comme des bases parce qu'elles captent un proton quand elles sont injectées dans l'eau par « barbotage » selon la réaction suivante :**

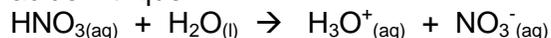


Acides : Les acides sont des substances qui augmentent la concentration d'ions hydronium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>), et sont donc des donneurs de protons.

p. ex., acide chlorhydrique



p. ex., acide nitrique



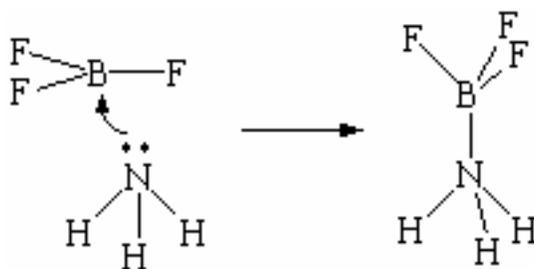
Quand une substance comme HCl, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, CO<sub>2</sub> ou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est ajoutée à l'eau, la concentration d'ions hydronium augmente, donc ce sont des acides.



Les deux électrons qui sont passés dans la nouvelle liaison covalente proviennent de l'ion  $\text{OH}^-$ . Par conséquent, Lewis affirme que toute substance qui peut donner une paire d'électrons est une base de Lewis.

La théorie acide-base de Lewis ne touche pas les substances que nous avons appelées précédemment les bases de Brønsted parce que toute base de Brønsted doit avoir un doublet (une paire d'électrons) non liant pour pouvoir accepter un proton.

Cependant, cette théorie élargit considérablement la catégorie que nous avons appelée précédemment les acides de Brønsted. Tout composé qui possède une ou plusieurs orbitales de valence peut maintenant agir comme acide! Cette théorie explique pourquoi  $\text{BF}_3$  réagit instantanément avec  $\text{NH}_3$ . Les électrons non liants de l'atome d'azote (N) de l'ammoniac sont donnés dans une orbite vide de l'atome de bore pour former une liaison covalente, comme on peut le voir ci-dessous.



### Informations générales pour l'enseignant

Les acides aminés et les protéines sont des substances amphotères puisqu'elles contiennent un groupe amine basique ( $-\text{NH}_2$ ) et un groupe carboxyle acide ( $-\text{COOH}$ ).

Il n'est donc pas étonnant de trouver des tendances dans les propriétés amphotères des oxydes métalliques et non métalliques dans le tableau périodique.

#### Groupe 5A (15)

Comme les éléments ont **de plus en plus** les propriétés métalliques à mesure qu'on descend dans un groupe, leurs oxydes deviennent **plus** basiques.

p. ex., du moins basique (plus acide),  $\text{N}_2\text{O}_5$ , au plus basique,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$

#### Période 3

À mesure que les éléments deviennent **moins** métalliques de gauche à droite de la période, leurs oxydes deviennent **moins** basiques.

p. ex., du plus basique (moins acide)  $\text{Na}_2\text{O}$  au moins basique  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

### Démonstration

Demander aux élèves de décrire la sensation ressentie en touchant au savon quand ils se lavent les mains (glissant). Puis, leur montrer que lorsqu'un papier de tournesol touche à un pain de savon humide, il vire au bleu.

## EN FIN

Proposer aux élèves de couper des bouts de papier pour représenter les atomes d'hydrogène, d'oxygène et de chlore dans la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau. Les inviter à utiliser des punaises pour fixer les bouts de papier à un tableau d'affichage ou au babillard, puis à prendre physiquement l'ion  $H^+$  de HCl pour le transférer à l' $H_2O$  afin de former  $H_3O^+$  et  $Cl^-$ . Inviter les élèves du cours de langue de faire une recherche et d'expliquer la signification de plusieurs préfixes et de mots clés en français qui sont utilisés dans le présent résultat d'apprentissage : mono-, di-, tri-, poly-, conjugué, polyacide.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Identification de couples acide-base conjugués

Les élèves devraient pouvoir identifier des couples acide-base conjugués dans une réaction donnée. Ils devraient aussi pouvoir écrire les équations de l'ionisation des ions hydrogène pour les acides polyacides.

#### Approche tripartite

Inviter les élèves à suivre une approche tripartite comme dans le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire* (ESNS) pour chacune des théories différentes sur les acides et les bases.

#### Débat

Inviter les élèves à mener un débat sur les théories des acides et des bases d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry. Un élève pourrait défendre la théorie d'Arrhenius, et l'autre, la théorie de Brønsted-Lowry.

#### Montages visuels

Proposer aux élèves d'élaborer une carte conceptuelle en utilisant les termes suivants : solutions acides, acides, bases, théorie d'Arrhenius,  $pH < 7$ ,  $pH > 7$ , théorie de Brønsted-Lowry, théorie de Lewis, couples d'électrons, accepte, donne/libère.

## BLOC B : Le pH

C12-5-03 Lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau, entre autres le produit ionique de l'eau  $K_e$ ;  
RAG : D3

C12-5-04 Mener une activité visant à formuler une définition opérationnelle du pH;  
RAG : C2

C12-5-05 Décrire comment la couleur d'un indicateur acido-basique peut changer selon le principe de Le Chatelier;  
RAG : D3

C12-5-06 Résoudre des problèmes impliquant le pH;  
RAG : D3

- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,  
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3
- C12-0-S7 Interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;  
RAG : C2, C5
- C12-0-S9 Tirer une conclusion selon l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.  
RAG : C2, C5, C8

## EN TÊTE

### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin. Pour réviser et/ou évaluer les connaissances antérieures, utiliser des stratégies SVA présentées dans le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9 (p. ex., carte conceptuelle, tableau des connaissances, Pense-Trouve un partenaire-Discute, Cycle de mots, Approche tripartite ou Comparaison-contraste).

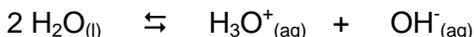
Aux cours de sciences de 10<sup>e</sup> année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases selon leurs propriétés caractéristiques. Ils ont notamment discuté de la définition du pH, de l'importance du tableau des pH et de l'utilisation des indicateurs pour distinguer les solutions acides des solutions basiques (résultat d'apprentissage S2-2-08). En 11<sup>e</sup> année, la seule expérience avec des acides a été dans l'unité portant sur la chimie organique, où les élèves ont étudié les acides organiques tels que l'acide formique et l'acide acétique.

## EN QUÊTE

### Remarques pour l'enseignant

#### K<sub>e</sub>

Le degré d'ionisation de l'eau pure est peu élevé. De fait, il n'y a que deux molécules d'eau sur un milliard qui s'ionisent dans l'eau pure.



L'expression de cette équation à l'équilibre s'écrit comme suit :

$$K_{\text{éq}} = K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{1} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

*Nota* : La concentration de H<sub>2</sub>O, [H<sub>2</sub>O], est égale à 1 parce que tous les liquides ou solides à l'état pur ont une concentration constante.

$K_e$  est la constante de dissociation de l'eau.

Dans l'eau pure, la  $[H_3O^+]$  et celle de  $[OH^-]$  à 25 °C mesurées expérimentalement donnent  $1 \times 10^{-7}$  mol/L. En substituant ces valeurs dans l'expression :

$$K_e = [H_3O^+][OH^-]$$

on obtient :

$$K_e = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$

## **pH**

Toutes les solutions aqueuses (dans l'eau) sont neutres, acides ou basiques.

- Une solution neutre est obtenue quand la concentration des ions hydronium est égale à la concentration d'ions hydroxyde :  $[H_3O^+] = [OH^-]$
- Une solution acide est obtenue quand la concentration des ions hydronium est supérieure à la concentration d'ions hydroxyde :  $[H_3O^+] > [OH^-]$
- Une solution basique est obtenue quand la concentration des ions hydronium est inférieure à la concentration d'ions hydroxyde :  $[H_3O^+] < [OH^-]$

La plupart des concentrations d'ions hydronium sont très faibles (c.-à-d.  $4 \times 10^{-8}$  mol/L ou 0,0000004 mol/L), d'où la proposition de potentiel d'hydrogène, l'échelle de pH par Sören P. Sørensen du Danemark.

Le pH et la concentration réels sont calculés par :

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad (\text{tous dans la base 10})$$

de même,

$$pOH = -\log [OH^-] \quad (\text{tous dans la base 10})$$

ce qui donne, ensemble :

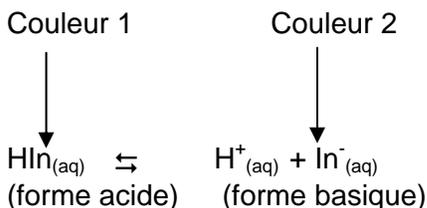
$$pH + pOH = 14$$

## **Indicateurs**

Les élèves de 10<sup>e</sup> année ont utilisé le papier de tournesol, le bleu de bromothymol et la phénolphthaléine pour tester le pH d'un certain nombre de solutions. Les textes de référence utilisés mentionnent qu'il y a beaucoup de substances qui peuvent servir d'indicateurs. Un tableau est fourni à l'**annexe 1**. Un résumé de du mode d'action des indicateurs et la façon de choisir le bon indicateur pour un test de pH donné est aussi inclus.

Les indicateurs sont des acides organiques faibles qui changent de couleur quand la concentration des ions hydronium ou hydroxyde est modifiée. Les indicateurs changent de

couleur à l'intérieur d'une gamme ou d'un intervalle de pH précis. Le principe de Le Chatelier peut nous aider à expliquer ce changement de couleur.



La présence d'un acide augmente la concentration d'ions hydrogène, provoquant le virage de la couleur 2 à la couleur 1. La présence d'une base diminue la concentration en ions hydrogène, et la couleur 1 fait place à la couleur 2.

Les intervalles ou gammes de virage sont souvent d'environ 2 unités de pH, bien que plusieurs soient inférieurs à ce nombre. L'œil humain réagit plus rapidement à certaines teintes plutôt qu'à d'autres, et certaines substances sont naturellement d'une coloration plus intense que d'autres, même à une concentration égale.

### Activité complémentaire

Comme complément à la présente discussion, montrer aux élèves comment choisir un indicateur d'après une courbe de titration.

### Informations générales pour l'enseignant

Il importe de prendre conscience qu'une variation de pH de 2 unités est habituellement nécessaire pour produire un changement de couleur visible d'un indicateur de neutralisation. En outre, la gamme de pH nécessaire pour produire un point de fin visible dans la couleur type de l'indicateur (la solution **devient** incolore ou **prend** une coloration) est régie dans une certaine mesure par la concentration de l'indicateur, mais ce n'est pas le cas pour un indicateur qui peut prendre deux couleurs différentes.

### Activité de laboratoire

Proposer aux élèves une activité visant à élaborer une définition opérationnelle de pH (voir l'**annexe 2** ou le volume de *Chimie 11*, p. 390 et 391). On trouvera des remarques pour l'enseignant à l'**annexe 3**, et un sommaire de cette activité ci-dessous.

- Préparer des solutions à 0,1 mol/L d'un acide fort (HCL ou HNO<sub>3</sub>)
- Préparer des dilutions en série (voir les instructions dans l'annexe).
- Déterminer le pH de ces solutions à l'aide d'indicateurs, ou d'un pH-mètre et comparer les concentrations des solutions.
- Trouver le pH de produits d'entretien ménager courants et comparer le pH aux solutions diluées connues.

### Projets de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche et un compte rendu sur :

- Un papier contenant un acide et un papier sans acide
- Les acides en cuisine
- Des biographies sommaires de Sören Sörensen (échelle du pH) ou d'Arnold Beckman (pH-mètre)
- Des produits ayant un pH précis, comme les shampoings et les antiacides.

## Démonstrations

Il existe littéralement des centaines de démonstrations dans lesquelles on observe des variations de couleur. L'école peut se procurer une série de quatre livres de Bassam Z. Shakhashiri qui constituent d'excellentes ressources pour l'enseignant qui veut faire des démonstrations en classe. Un volume de cette série est dédié en totalité aux variations de couleur en chimie et présente des façons de procéder pour faire des démonstrations. Mais souvent, les produits chimiques nécessaires pour ces expériences coûtent très cher.

### Le tube arc-en-ciel

Remplir un tube en verre d'une solution d'indicateur universel. Placer un bouchon à chaque extrémité. Ajouter deux gouttes de HCl à une extrémité du tube, et deux gouttes de NaOH à l'autre. Utiliser des solutions de HCl et de NaOH à des concentrations égales. Inverser le tube plusieurs fois et noter le spectre de couleurs dans le tube.

### Tube de glace sèche

Il s'agit de la même démonstration que la précédente, sauf qu'on place de la glace sèche dans un cylindre gradué de 1000 mL contenant un indicateur universel légèrement basique. À mesure que le CO<sub>2</sub> barbote dans la solution, il forme de l'acide carbonique et le pH s'acidifie graduellement.

### Démonstration du lait de magnésie

Ajouter 50 mL de lait de magnésie à un bécher et quelques gouttes d'un indicateur universel. Utiliser un bâtonnet magnétique pour mélanger la solution. Ajouter 50 mL d'une solution à 0,5M d'acide chlorhydrique. La couleur change à mesure que la solution s'acidifie, et elle revient à sa couleur originale à mesure que la solution saline tamponnée dans le lait de magnésie fait monter le pH à nouveau.

### La palette arc-en-ciel

Avant le laboratoire, placer une série de 7 combinaisons d'indicateurs dans 7 verres vides. Ajouter une solution acide claire à chaque verre pour faire apparaître les couleurs suivantes : rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo et finalement, violet. Cette démonstration est présentée dans les livres de Bassam Shakhashiri.

### Un prêt-à-porter multicolore

On peut tremper délicatement un t-shirt de coton ou des chaussures dans une solution à 1 % de rouge Congo pour montrer ce qu'un déversement peut faire en laboratoire, ou simplement pour le plaisir de la chose. On lave ensuite l'excès de solution d'indicateur et on peut s'en servir pour démontrer une variation de pH. En vaporisant une solution acide faible sur le vêtement, on observe l'apparition d'une couleur bleue, mais si c'est une solution faible de carbonate de sodium qui est vaporisée sur le t-shirt, il virera au bleu. Bien entendu, on peut ramener la couleur au rouge si l'on vaporise du vinaigre sur le vêtement.

## Animations

Chemistry Experiment Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations for Introduction to College Chemistry (aussi appelé General Chemistry)

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm>

Simulation for Chem 178L Experiment Acids & Bases pH meter "pH Measurements of Acids & Bases"

Les élèves peuvent déterminer le pH de diverses solutions acides et basiques en insérant des sondes dans les solutions et en lisant les valeurs indiquées par le pH-mètre.

## EN FIN

### Entrées de journal/carnet scientifique

- Inviter les élèves à rédiger une définition opérationnelle de pH dans leur journal ou carnet scientifique.
- Leur demander de comparer l'acidité d'une solution dont le pH = 1 avec une solution d'un pH = 3.

À partir de cette comparaison, ils devraient pouvoir expliquer la nature exponentielle de l'échelle du pH.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Résolution de problèmes

Demander aux élèves de résoudre les problèmes en utilisant le pH, la  $[H_3O^+]$  ou la  $[OH^-]$  pour calculer la concentration de l'acide ou de la base du couple.

#### Habilités en laboratoire

Les élèves devraient pouvoir établir correctement la gamme d'indicateurs correspondant à la gamme d'indicateurs du pH.

Si désiré, utiliser la liste de vérification des habiletés en laboratoire fournie en annexe.

#### Rapport de laboratoire

Suggérer aux élèves d'utiliser le format de rapport en laboratoire (voir le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire* (ESNS)). Le logiciel de traitement de texte Word et les chiffriers électroniques peuvent faciliter la préparation des rapports.

#### Rapport de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche sur les plantes qui croissent en sol acide et celles qui préfèrent les sols basiques (alcalins).

Les inviter à faire une recherche sur le pH de la peau et la façon dont les divers produits, en particulier les savons basiques, peuvent interagir avec des substances qui protègent la peau

## BLOC C : L'équilibre des acides et des bases

- C12-5-07 Distinguer les acides/bases forts des acides/bases faibles, entre autres électrolytes et non électrolytes;  
RAG : D3
- C12-5-08 Donner l'expression de l'état d'équilibre ( $K_a$  ou  $K_b$ ) à partir d'une équation chimique équilibrée;  
RAG : D3
- C12-5-09 Utiliser  $K_a$  ou  $K_b$  pour résoudre des problèmes impliquant le pH, le pourcentage de dissociation et la concentration;  
RAG : D3
- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots*;  
RAG : D3

### EN TÊTE

#### Démonstration

Si désiré, montrer la différence entre les électrolytes et les non-électrolytes au moyen d'un conductimètre, qui mesure la conductivité électrique, avec de l'eau distillée, une solution d'eau salée, une solution d'eau sucrée et de l'eau du robinet.

Avec l'eau distillée, l'ampoule ne s'allume pas. Après avoir dissous une petite quantité de cristaux de sel, l'ampoule émet un peu de lumière. Cette lumière s'intensifie à mesure qu'on ajoute du dissout plus de sel.

Dans l'unité sur les réactions en solution aqueuse, C12-1-03, les élèves ont étudié la nomenclature des acides et des bases, et les bases et acides forts.

Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ont été discutées dans l'unité 4 en tant qu'indicateurs de l'état d'avancement d'une réaction, C12-4-03. Le présent résultat d'apprentissage utilise ces connaissances pour expliquer la différence entre des bases et acides faibles et des bases et acides forts.

Tester la conductivité électrique de solutions aqueuses à 0,1 mol/L d'acide chlorhydrique et d'acide acétique à l'aide d'un conductimètre. Faire observer aux élèves que le filament brillera avec les deux solutions, mais que l'échantillon d'acide chlorhydrique le fera briller davantage – en raison de son taux de dissociation qui voisine les 100 % (c'est un acide fort) et du plus grand nombre d'ions libres formés.

#### Force des acides et des bases

Au cours de chimie de 11<sup>e</sup> année, les élèves ont appris la différence entre une solution diluée (p. ex., 0,0010 mol/L) et une solution concentrée (p. ex., 11,2 mol/L). Maintenant, ils apprendront à faire la distinction entre « fort » et « faible ». Bien entendu, une solution diluée

d'un acide fort est possible (0,0010 mol/L d'acide sulfurique), tout comme une solution concentrée d'un acide faible (17,4 mol/L d'acide acétique).

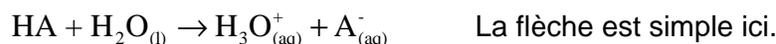
## EN QUÊTE

### Enseignement direct

Expliquer aux élèves que la force des acides et des bases peut varier grandement.

#### Acide fort

En général, un acide fort (HA) se dissocie totalement et sa constante d'équilibre ( $K_{\text{éq}}$ ) est très élevée. Cela signifie qu'à la fin de la réaction, il n'y a que des produits et il ne reste presque pas (ou pas du tout) de l'acide fort initial.



Généralement, les chimistes n'écrivent pas l'expression de l'équilibre des bases et des acides forts parce qu'il n'y a pas d'équilibre, essentiellement. Si on voulait l'écrire, l'expression d'équilibre ressemblerait à ceci :

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{et avec une constante d'équilibre } K_{\text{éq}} \text{ très élevée, } K_{\text{éq}} \gg \gg \gg 1$$

Dans l'exemple d'un acide fort comme l'acide chlorhydrique, il n'y a pratiquement aucunes molécules de HCl présentes dans la solution aqueuse de l'acide.  $K_{\text{éq}} =$  très élevée pour HCl

Parmi les autres exemples d'acides forts, mentionnons HClO<sub>4</sub> (acide perchlorique), HI (acide iodhydrique), HBr (acide bromhydrique) et H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (acide sulfurique).

### Base forte

Une base forte est une substance qui se dissocie complètement en ions.

Comme exemples de bases fortes, citons NaOH (hydroxyde de sodium), KOH (hydroxyde de potassium), LiOH (hydroxyde de lithium), Ca(OH)<sub>2</sub> (hydroxyde de calcium), RbOH (hydroxyde de rubidium) et Ba(OH)<sub>2</sub> (hydroxyde de baryum).

### NOTE

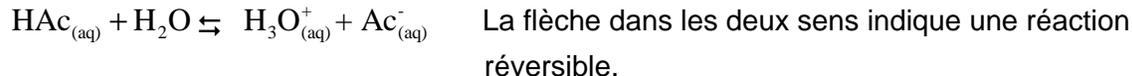
Dans les deux cas, acides forts et bases fortes, la réaction est tellement portée vers la droite qu'il ne reste à toutes fins pratiques aucun réactif; par conséquent, il n'y a pas d'état d'équilibre.

Pour les bases et les acides forts, il n'y a qu'une flèche vers la droite, ce qui indique qu'il n'y a pas de réaction inverse.

Une solution à 0,50 mol/L de HCl produira  $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,50 \text{ mol/L}$

Une solution 0,50 mol/L de NaOH donnera  $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,50 \text{ mol/L}$

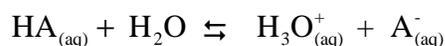
Les acides faibles ne se dissocient que très peu en ions.



Dans ce cas, il y a très peu de produit formé, c.-à-d. que la réaction inverse est préférée, et  $K_{\text{éq}}$  est très faible,  
 $K_{\text{éq}} \llll 1$



Ces expressions d'équilibre peuvent être simplifiées puisque la concentration de l'eau est très élevée comparativement à la concentration de l'acide, ce qui donne :



$$K_{\text{éq}}([\text{H}_2\text{O}]) = K_{\text{a}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{\text{HA}}$$

Où  $K_{\text{a}}$  est appelée la constante de dissociation acide

La valeur de  $K_{\text{a}}$  ou de  $K_{\text{b}}$  dans le cas d'une base fournit au chimiste une mesure de la force relative d'un acide ou d'une base.

Les bases faibles ne se dissocient que très peu en ions.

Une base faible importante est l'ammoniaque.



L'expression d'équilibre s'écrit comme suit :

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

Tout comme pour un acide faible, cette expression d'équilibre peut être simplifiée puisque le rapport entre la quantité d'eau et la concentration de la base est très élevé, d'où l'expression suivante :

$$K_{\text{éq}}[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{b}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Autres exemples de bases faibles :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  (aniline ou benzénamine),  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  (méthylamine ou aminométhane) et  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  (pyridine).

L'**annexe 4** présente un tableau des  $K_a$  pour les acides. Plus la  $K_a$  est élevée, plus l'acide est fort et plus il a tendance à libérer des ions  $H^+$  ( $H_3O^+$ ) dans la solution. En suivant le même raisonnement, les espèces de l'autre côté de la flèche sont des bases, qui ont tendance à capter les ions  $H^+$  ( $H_3O^+$ ). Si les acides les plus forts sont dans le coin supérieur gauche, alors les bases les plus fortes doivent se trouver dans le coin inférieur droit. L'ion amide ( $NH_2^-$ ) est donc la base la plus forte, suivie de près par l'ion oxyde ( $O^{2-}$ ).

### Révision

**Acide fort**  $\Rightarrow$  % de dissociation supérieur  $\Rightarrow [H_3O^+]$  supérieure  $\Rightarrow K_a$  plus élevée  
ou alors

**$K_a$  plus faible**  $\Rightarrow [H_3O^+]$  inférieure  $\Rightarrow$  % de dissociation inférieur  $\Rightarrow$  acide faible

Le même raisonnement peut s'appliquer aux bases, donc :

**Base forte**  $\Rightarrow$  % de dissociation inférieur  $\Rightarrow [OH^-]$  supérieure  $\Rightarrow K_b$  plus élevée  
ou alors

**$K_b$  plus faible**  $\Rightarrow [OH^-]$  inférieure  $\Rightarrow$  % de dissociation inférieur  $\Rightarrow$  base faible

### **Démonstration**

Des quantités égales de HCl et de  $CH_3COOH$  à une même concentration sont ajoutées à du magnésium métallique. HCl réagit vigoureusement mais l'acide acétique, pas du tout. Cela s'explique par le nombre d'ions hydronium produits par chaque acide. (Cette démonstration peut aussi servir à appuyer les concepts des vitesses de réaction et des concentrations des réactifs.)

### **EN FIN**

#### Cadre de comparaison

Proposer aux élèves de faire un cadre de comparaison et de contraste pour les acides faibles et forts, et pour les bases faibles et fortes.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Exemples de problèmes

Il y a bien des genres de questions qu'on peut poser aux élèves. Les variables ci-dessous peuvent être intégrées à ces questions :

Concentration initiale,  $[H_3O^+]$ ,  $[OH^-]$ ,  $K_a$ ,  $K_b$ , % de dissociation, pH, pOH

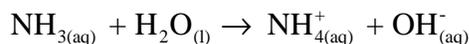
Faire attention de ne pas présenter trop de types différents de questions avant que les élèves n'aient compris et maîtrisé les questions fondamentales, p. ex., assigner des questions demandant le calcul de réactions inverses seulement après que les élèves auront compris les calculs liés aux réactions directes. Ajouter les concepts de pH et de pOH plus tard dans les questions.

Il existe deux types de questions relatives aux acides et aux bases faibles.

A. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et du % de dissociation, pH, pOH,  $[H_3O^+]$  ou  $[OH^-]$ , trouver  $K_a$  ou  $K_b$

B. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et de la  $K_a$  ou de la  $K_b$ , trouver  $[H_3O^+]$ ,  $[OH^-]$ , % dissociation, pH, pOH.

- A. À partir d'une solution 0,75 mol/L d'une base faible  $NH_3$  avec une  $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-4}$  mol/L, trouver la  $K_a$



Écrire l'expression de l'équilibre :

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \text{ et substituer les valeurs données}$$

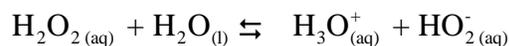
$$K_b = \frac{[1,0 \times 10^{-4}][1,0 \times 10^{-4}]}{[0,75]} \quad [NH_4^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L puisque la}$$

stoechiométrie de la réaction est de 1/1

$$K_b = 1,3 \times 10^{-8}$$

- B. À partir d'une solution 0,75 mol/L d'un acide faible  $H_2O_2$ , trouver la  $[H_3O^+]$  et le % de dissociation.

La  $K_a$  est tirée d'un tableau des  $K_a$  qui se trouve à l'**annexe 4**.



$$K_a = \frac{[H_3O^+][HO_2^-]}{[H_2O_2]} = 2,4 \times 10^{-12}$$

Rappeler aux élèves que dans l'unité portant sur l'équilibre des réactions chimiques, ils ont utilisé le tableau ICE, le tableau IUPE et les méthodes de calcul EIR/PEC.

Si  $x$  = quantité qui se dissocie, alors à l'équilibre :

$$\begin{aligned} [H_2O_2] &= 0,75 - x \\ [H_3O] &= 0 + x \\ [HO_2^-] &= 0 + x \end{aligned}$$

Après substitution dans l'expression d'équilibre :

$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{(0 + x)(0 + x)}{(0,75 \text{ mol/L} - x)}$$

Si l'équation est résolue par une méthode mathématique, il faut utiliser la formule quadratique (au second degré)!!

**NOTE : Éviter d'utiliser la formule quadratique pour résoudre des problèmes de dissociation.**

Pour simplifier le calcul et éviter d'utiliser la formule quadratique, les chimistes utilisent l'hypothèse ci-dessous.

Si  $x$  est de beaucoup inférieure à la concentration initiale de l'acide faible ou de la base faible, la valeur de  $x$  peut être négligée lorsqu'on la compare à 0,75 mol/L, etc. Donc (0,75 mol/L -  $x$ ) devient 0,75, avec 2 chiffres significatifs.

**Cette solution n'est possible que lorsque  $x$  est négligeable comparativement à la concentration initiale.**

Si  $K_a$  ou  $K_b$  est assez élevée, et/ou si la concentration initiale est exprimée avec plus de chiffres significatifs, l'hypothèse de départ pourrait ne pas fonctionner et il faudra utiliser la formule quadratique.

L'expression de l'équilibre deviendrait alors :

$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{(0 + x)(0 + x)}{(0,75 \text{ mol/L})}$$

simplifiée en :

$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{x^2}{(0,75 \text{ mol/L})}$$

et  $x = 1,3 \times 10^{-5}$

Si désiré, montrer aux élèves comment ce résultat est possible en vérifiant la réponse finale avec deux chiffres significatifs : 0,75 mol/L - 0,000013 mol/L = 0,75 mol/L avec 2 chiffres significatifs.

Donc  $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$\begin{aligned} \text{\% de dissociation} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ou } [\text{HO}_2^-]}{\text{concentration initiale}} \times 100 \\ &= \frac{1,3 \times 10^{-5}}{0,75} \times 100 \\ &= 1,7 \times 10^{-3} \% \text{ ou } 0,0017 \% \end{aligned}$$

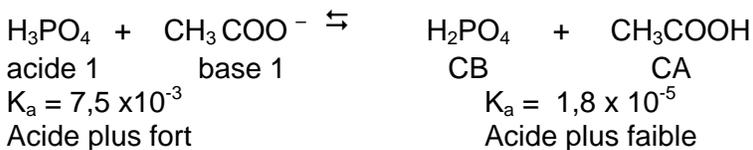
Une fois que les élèves maîtriseront ce genre de questions, le pH et le pOH peuvent être introduits à la place de la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et de la  $[\text{OH}^-]$ .

Il y a un autre type de questions que l'on peut poser et qui se fonde sur les constantes  $K_a$  et  $K_b$  et le principe de Le Chatelier.

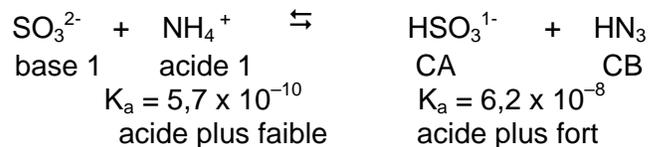
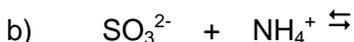
En voici des exemples :

A Dans chaque cas :

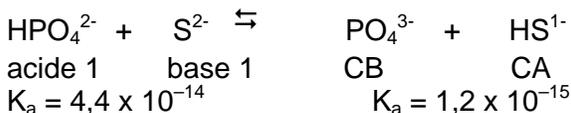
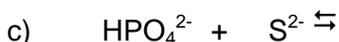
1. complète la réaction acido-basique à l'aide des tableaux;
2. indique les deux acides et bases en jeu;
3. indique l'acide le plus fort et l'acide le plus faible;
4. indique dans ta réponse si la réaction à l'équilibre favorise les réactifs ou les produits.



Favorise les produits :  $\rightarrow \rightarrow \rightarrow$



$\leftarrow \leftarrow \leftarrow$  Favorise les réactifs



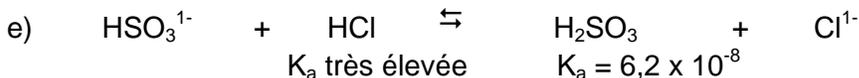
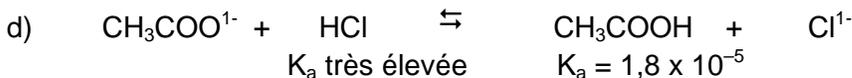
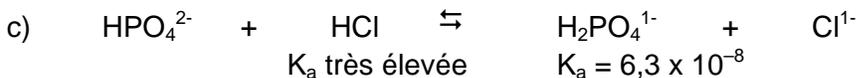
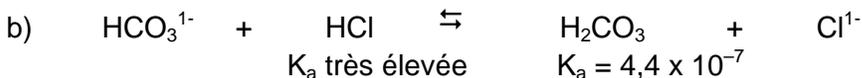
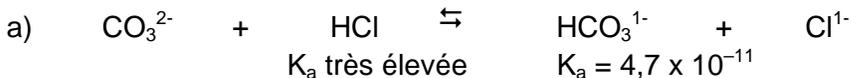
**acide plus fort**

**acide plus faible**

Favorise les produits :  $\rightarrow \rightarrow \rightarrow$

B Question :

On ajoute 1 mL de solution 0,10 mol/L de HCl à chacune de 5 éprouvettes contenant 10 mL de solutions à 1,0 mol/L des 5 ions suivants. Dans chaque cas, écris la réaction acido-basique selon la théorie de Brønsted et indique les acides et les bases en jeu des deux côtés de la réaction. Dans quel cas la concentration de l'ion hydronium est-elle diminuée le plus au cours de la réaction avec HCl?



Comme la  $K_a$  pour HCl est la même dans chaque réaction, on compare les valeurs de  $K_a$  pour les acides conjugués.

Comme la  $K_a$  de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  est la plus élevée comparativement aux autres, cette réaction aura moins tendance à se produire vers la droite, tandis qu'avec  $\text{HCO}_3^{1-}$ , sa  $K_a$  est la plus faible, ce qui a le moins d'effet sur la  $K_a$  de HCl, et donc cette réaction poussera le plus vers la droite, diminuant davantage la concentration des ions hydronium.

### Résolution de problèmes

Les élèves devraient pouvoir écrire l'expression de l'équilibre ( $K_a$  ou  $K_b$ ) à partir d'une équation chimique équilibrée.

Ils devraient pouvoir aussi trouver le pH, le pourcentage de dissociation et la concentration en connaissant la  $K_a$  ou la  $K_b$ .

## **BLOC D : La détermination de la concentration**

- C12-5-10 À l'aide d'une base ou d'un acide standard, déterminer de façon expérimentale la concentration d'une base ou d'un acide inconnu;  
RAG : C2
- C12-0-S1 Adopter des habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;  
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S5 Enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,  
*par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*  
RAG : C2, C5
- C12-0-S6 Estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;  
RAG : C2
- C12-0-S8 Évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données, entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;  
RAG : C2, C5

## EN TÊTE

### Évaluation des connaissances antérieures

Pour faire l'expérience prévue dans ce résultat d'apprentissage, les élèves devront comprendre parfaitement le processus et la théorie de la neutralisation énoncée dans la première unité. Pour éviter d'en arriver à des résultats quantitatifs peu fiables dans cette expérience de laboratoire, récapituler la matière en détail avant d'assigner l'expérience. Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin. Pour réviser et/ou évaluer les connaissances antérieures, utiliser des stratégies SVA présentées dans le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9 (p. ex., carte conceptuelle, tableau des connaissances, Pense-Trouve un partenaire-Discute).

Au cours de sciences de 10<sup>e</sup> année, les élèves ont appris à expliquer comment les acides et les bases interagissent pour former un sel et de l'eau durant le processus de neutralisation (S2-2-10). Dans l'unité sur les réactions en solution aqueuse, C12-1-04, les élèves ont fait un laboratoire pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort.

## EN QUÊTE

### Activité de laboratoire

Inviter les élèves à réaliser une expérience de titration acide-base en laboratoire (voir l'annexe 5).

### Remarques pour l'enseignant au sujet de l'activité de laboratoire

La qualité des burettes fournies aux élèves varie grandement d'une école à l'autre. Dans bien des cas, les burettes sont munies d'un tube de caoutchouc, d'une extrémité en verre et d'une pince pour régler le débit. Avec ce genre de burettes, il n'est pas facile de contrôler le nombre de gouttes et la taille des gouttes, donc l'enseignant doit abaisser le niveau d'exactitude et de fiabilité requis par rapport à l'usage d'une burette munie d'un robinet en téflon et d'une pointe à temps d'écoulement de 120 secondes.

Comme le document le suggère dans l'unité 1, l'enseignant peut avoir fourni aux élèves des plaques à cupules pour micrograduation qui ont servi à l'expérience de neutralisation. Le cas échéant, les élèves n'ont peut-être jamais vu de burette et l'enseignant doit d'abord expliquer la façon correcte de l'utiliser et le soin à apporter à cette délicate pièce d'équipement.

Pour le laboratoire présenté à l'annexe 5, on suppose que chaque élève de la classe a une burette pour l'acide, et une autre pour la base. Si ce n'est pas possible, une burette commune pour la solution-étalon peut être utilisée par deux élèves, mais chacun doit avoir sa propre solution inconnue dans une burette distincte.

Si désiré, demander aux élèves de faire la partie B de l'expérience de laboratoire qui porte sur la titration d'un acide solide; leur expliquer une méthode quantitative précise pour dissoudre l'échantillon d'acide. La meilleure façon consiste à utiliser une fiole jaugée, comme l'indique la fiche de laboratoire. À noter également que l'usage d'une balance électronique qui fait des lectures au milligramme près (0,001 g) aide à augmenter l'exactitude des résultats.

Si l'enseignant veut faire réaliser les deux parties de l'expérience par les élèves, il serait fortement recommandé de réviser la marche à suivre après que les élèves auront fait une première lecture de la fiche du laboratoire. Amorcer ensuite une discussion sur les habiletés en

laboratoire et les erreurs pouvant résulter d'une technique déficiente durant l'expérience. À ce moment, expliquer aux élèves le niveau d'exactitude et de fiabilité attendu de l'expérience.

### Complément

Pour présenter aux élèves des types de courbes de titration autres que les courbes d'acides forts avec une base forte, consulter l'**annexe 8** qui renferme des exemples de courbes de titration ainsi que des questions d'activité concernant un acide fort avec une base faible à l'**annexe 9**, une base forte avec un acide faible, et enfin un acide faible avec une base faible.

### **Autres activités de laboratoire**

Il existe plusieurs activités de laboratoire qui font appel au processus de titration et que l'enseignant peut utiliser à la place des autres activités suggérées ou en plus de ces autres activités, selon le temps disponible.

1. Le pourcentage d'acide acétique dans le vinaigre de cuisine (voir l'**annexe 6**).
2. L'analyse de l'aspirine<sup>TM</sup> (voir l'**annexe 7**)

### **EN FIN**

### Cadre de comparaison

Demander aux élèves d'établir un cadre de comparaison et de contraste pour les termes suivants, ou de les définir : titrer, titrant, point de virage, point d'équivalence, indicateur, aliquote, solution-étalon, diluer. Des stratégies de vocabulaire comme le cadre de comparaison et contraste, les cycles de mots ou autres peuvent servir aux élèves à démontrer leur compréhension des termes indiqués.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Carnet scientifique

Demander aux élèves d'expliquer pourquoi l'ajout d'eau à l'échantillon titré n'a aucun effet sur le point de virage;

Demander aux élèves de discuter de leurs résultats sous l'aspect des facteurs d'erreur dans l'expérience.

#### Habilités en laboratoire

Les élèves devraient pouvoir titrer un acide fort avec une base forte.

Les habiletés attendues en laboratoire comprennent les suivantes :

- détermination de la masse de l'acide solide
- transfert quantitatif des solides
- utilisation d'une fiole jaugée
- lecture d'une burette à  $\pm 0,01$
- technique de titration

Voir l'annexe pour la liste de vérification des habiletés en laboratoire.

#### Habilités en recherche

Il existe bon nombre d'applications industrielles et en recherche de la technique de titration. Si désiré, demander aux élèves de chercher sur Internet d'autres exemples que ceux qui sont fournis ci-dessous.

- Analyse du pH des pluies acides
- Analyse du pH du sol

- Efficacité des comprimés d'antiacide ou d'aspirine
- Détermination de la teneur en oxygène des eaux de surface (titrant : thiocyanate de sodium, indicateur : solution d'amidon)
- Maintien d'un pH requis durant la croissance de bactéries
- Identification d'additifs alimentaires
- Détermination de l'étendue des algues marines
- Utilisation par les biologistes pour déterminer l'état des récifs de coraux en milieu marin
- Analyse du contenu en acide phosphorique dans les boissons gazeuses

## BLOC E : Les solutions acides, basiques ou neutres

C12-5-11 Déterminer, d'après la formule donnée, si une solution aqueuse d'un composé ionique donné sera acide, basique ou neutre.  
RAG : D3

C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3

### EN QUÊTE

#### Remarques pour l'enseignant

Bien des élèves croient, à tort, que les solutions de sels sont toujours neutres. Dans ce résultat d'apprentissage, ils apprendront que ce n'est pas toujours le cas. Les élèves savent maintenant que quand un acide se combine à une base, il se forme un sel et de l'eau. Mais la solution aqueuse résultante peut être neutre, acide ou basique, selon la force de l'acide et de la base qui ont réagi.

Au cours des années précédentes, les seules propriétés physiques des sels que les élèves ont étudiées étaient liées à leur solubilité. Les propriétés chimiques des sels n'ont pas encore été abordées.

#### Informations générales pour l'enseignant

Le tableau adapté ci-dessous présente un sommaire des espèces participant à l'hydrolyse. Sous cette forme, ce tableau est destiné à l'enseignant.

Type de sel	Exemples	Ions hydrolysés	pH
A. Cation d'une base forte Anion d'un acide fort	NaCl, KI, KNO <sub>3</sub> , RbBr BaCl <sub>2</sub>	Aucun	≈7
B. Cation d'une base forte Anion d'un acide faible	NaC <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> , KNO <sub>2</sub>	Anion	>7
C. Cation d'une base faible Anion d'un acide fort	NH <sub>4</sub> Cl, NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Cation	<7
Cation d'une base faible Anion d'un acide faible	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> NH <sub>4</sub> CN	Cation et anion	<7 si K <sub>b</sub> < K <sub>a</sub> ≈7 si K <sub>b</sub> ≈ K <sub>a</sub> >7 si K <sub>b</sub> > K <sub>a</sub>

### Remarques pour l'enseignant

Pour simplifier davantage :

- A. Un acide fort et une base forte produisent une solution neutre.
- B. Une base forte et un acide faible produisent un sel légèrement basique.
- C. Un acide fort et une base faible produisent un sel légèrement acide.

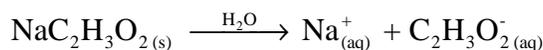
Un sel peut réagir avec l'eau (une réaction appelée hydrolyse des sels) et les anions du sel dissocié peuvent accepter des ions hydrogène de l'eau, produisant une solution basique, ou les cations du sel dissocié peuvent donner des ions hydrogène à l'eau, produisant une solution acide.

Les exemples ci-dessous expliquent en détail les mécanismes qui touchent les diverses espèces durant l'hydrolyse.

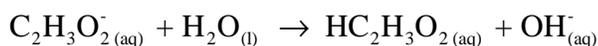
- A. Cations d'une base forte plus anions d'un acide fort  $\rightarrow$  pH = 7  
Aucun exemple n'est nécessaire puisqu'il n'y a pas d'hydrolyse.
- B. Cations d'une base forte plus anions d'un acide faible  $\rightarrow$  pH > 7

#### Exemple 1    $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$                      Solution basique, pH >7

L'acétate de sodium solide se dissout dans l'eau pour produire des cations sodium et des anions acétate



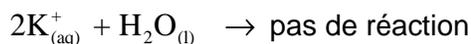
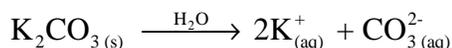
Comme la  $K_a$  de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  est très faible ( $1,8 \times 10^{-5}$ ), la réaction directe ci-dessous est favorisée, tel qu'indiqué, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en excès.



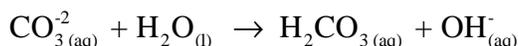
#### Exemple 2    $\text{K}_2\text{CO}_3$                      Solution basique, pH >7

Puisque  $\text{K}_2\text{CO}_3$  est formé à partir d'une base forte (KOH) et d'un acide faible ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), une solution basique en résultera.

Le carbonate de potassium se dissout dans l'eau pour produire des cations potassium et des anions carbonate.



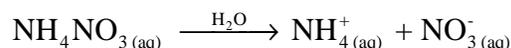
De même, comme la  $K_a$  de l'acide carbonique est très faible ( $4,4 \times 10^{-7}$ ), la réaction a tendance à aller vers la droite (réaction directe) tel qu'indiqué, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en surplus.



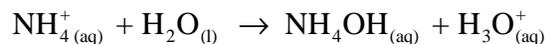
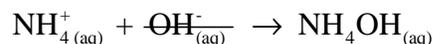
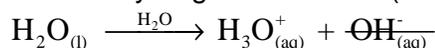
C. Cations d'une base faible plus anions d'un acide fort → pH < 7

Exemple 3     $\text{NH}_4\text{NO}_3$                       Solution acide, pH < 7

Suivant le même argument que dans les deux premiers exemples, on peut dire que le nitrate d'ammonium se dissout dans l'eau pour produire des cations ammonium et des anions nitrate.  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  est formé à partir d'une base faible ( $\text{NH}_3$ ) et d'un acide fort ( $\text{HNO}_3$ ), donc une solution acide en résultera.



Comme l'hydroxyde d'ammonium est une base faible, la deuxième réaction a tendance à aller vers la droite (réaction directe) tel qu'indiqué, pour enlever les ions hydroxyde de la solution, laissant des ions hydrogène en excès (ions hydronium).



Puisqu'il y a formation de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , la solution salée est acide. (L'ion négatif de tout acide fort ne réagit pas avec l'eau.)

### **Activité de laboratoire**

Il y a une expérience d'hydrolyse simple que les élèves peuvent réaliser en laboratoire sur un certain nombre de sels comme complément à la discussion en classe (voir Chimie 12, p. 420).

### **EN FIN**

#### Cadre de comparaison

Les élèves devraient pouvoir expliquer pourquoi le bicarbonate de sodium est une substance antiacide efficace, mais pourquoi l'hydroxyde de sodium ne l'est pas.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Acide, basique ou neutre?

Les élèves devraient pouvoir déterminer si une solution de sel est neutre, acide ou basique en sachant si le sel est formé à partir d'un acide faible ou d'une base faible.

## Annexe 1 : Exemples d'indicateurs de neutralisation

Indicateur	Changement de couleur (pH le plus faible d'abord)	Intervalle de pH approximatif (virage)
Acide picrique	incolore à jaune	0,1 à 0,8
Rouge de méthyle	rouge à jaune	1,0 à 3,0
2,4-dinitrophénol	incolore à jaune	2,0 à 4,0
Bleu de bromophénol	jaune à bleu	3,0 à 4,6
Rouge Congo	bleu à rouge	3,0 à 5,0
Méthylorange	rouge à jaune	3,1 à 4,4
Éthylorange	rouge à jaune	3,4 à 4,5
Rouge d'alizarine S	jaune à pourpre	3,7 à 5,0
Rouge de méthyle	rouge à jaune	4,2 à 6,2
Méthylpourpre	pourpre à vert	4,8 à 5,4
Rouge de propyle	rouge à jaune	4,6 à 6,6
<i>p</i> -nitrophénol	incolore à jaune	5,9 à 7,0
Pourpre de métacrésol	jaune à pourpre	5,2 à 6,8
Bleu de bromothymol	jaune à bleu	6,0 à 7,6
Jaune brillant	jaune à orange	6,6 à 8,0
Rouge neutre	rouge à ambré	6,7 à 8,0
Rouge de phénol	jaune à rouge	6,7 à 8,4
<i>m</i> -nitrophénol	incolore à jaune	6,7 à 8,6
Phénolphthaléine	incolore à rose	8,3 à 10,0
Thymolphthaléine	incolore à bleu	9,4 à 10,6
Bleu d'alizarine-5	ambré et vert à bleu-vert	11,0 à 12,0
2,4,6-trinitrotoluène	incolore à orange	12,0 à 14,0

## Annexe 2 : Laboratoire – Indicateurs et pH

L'acidité (concentration de  $H^+$ ) ou l'alcalinité (concentration de  $OH^-$ ) d'une solution aqueuse est un facteur important dans la description des propriétés d'une solution. Il existe différentes techniques pour mesurer la concentration d'ions  $H^+$  ou  $OH^-$  dans une solution.

pH-mètre. Le pH-mètre est un appareil électronique qui compare la tension (voltage) d'une solution à la tension d'une solution-étalon. L'acidité ou l'alcalinité est lue directement sur l'appareil en format numérique ou analogique. L'appareil est précis et rapide, mais relativement coûteux.

Papier indicateur. Le papier indicateur (ou papier réactif) est généralement un papier filtre qui a été trempé dans une solution de colorant appelé indicateur. Cet indicateur change de couleur quand la concentration de  $H^+$  atteint un niveau précis. Le papier indicateur est relativement peu coûteux, mais il peut difficilement nous aider à suivre les variations continues de pH de la solution puisque ce papier doit être trempé à plusieurs reprises dans la solution.

Solution indicatrice. La solution indicatrice change de couleur à un pH précis. On peut utiliser des mélanges d'indicateurs pour suivre en continu les variations de pH. Cette expérience de laboratoire utilise trois indicateurs individuels (bleu de bromothymol, phénolphthaléine et méthylorange) ainsi qu'un mélange standard d'indicateurs (universel). L'indicateur universel standard est constitué d'un mélange de colorants organiques qui changent de couleur et permettent d'établir avec assez de justesse le pH approximatif global d'une solution à tester.

### Matériel et appareils

Solution à 0,1 mol/L de NaOH	Solution à 0,1 mol/L de HCl
Eau distillée	Indicateur universel
Bleu de bromothymol (indicateur)	Phénolphthaléine (indicateur)
Méthylorange (indicateur)	Plaque à cupules
Compte-gouttes	

### Marche à suivre

1. Placer la plaque à cupules sur une feuille de papier blanc, avec à gauche les colonnes étiquetées au moyen de lettres. Placer 9 gouttes d'eau distillée dans les puits 2 à 11 des rangées A, B, C et D.
2. Ajouter 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de HCl aux puits A1, B1, C1 et D1.
3. Ajouter 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de NaOH aux puits A12, B12, C12 et D12.

4. Transférer 1 goutte d'acide chlorhydrique du puits A1 au puits A2. Mélanger en aspirant le contenu du puits A2 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A2.
5. Transférer une goutte du puits A2 au puits A3, et mélanger à nouveau en aspirant le contenu du puits A3 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A3. Continuer ainsi la série de dilutions jusqu'au puits 6 inclusivement.
6. Répéter les étapes 4 et 5 pour les rangées B, C et D.
7. Transférer 1 goutte de la solution d'hydroxyde de sodium du puits A12 au puits A11. Mélanger le contenu du puits 11 en l'aspirant dans un compte-gouttes et en le rejetant dans le puits 11.
8. Transférer une goutte du puits A11 au puits A10 et mélanger le contenu du puits A10 à l'aide du compte-gouttes et en retournant le liquide dans le puits A10. Continuer ainsi la série de dilutions en revenant jusqu'au puits 8 inclusivement.
9. Répéter les étapes 7 et 8 pour les rangées B, C et D.

On a maintenant 4 rangées de solutions diluées contenant différentes quantités d'acide et de base, chaque puits renfermant un dixième (1/10) de l'acide du puits à sa gauche et 1/10 de la base du puits à sa droite. Les numéros de puits indiquent le pH approximatif des solutions dans chaque puits, p. ex., le puits 4 a un pH de 4 et le puits 9, un pH de 9.

10. Ajouter 1 goutte d'indicateur universel à chaque puits de la rangée A.
11. Ajouter 1 goutte de méthylorange à chaque puits de la rangée B.
12. Ajouter 1 goutte de phénolphthaléine à chaque puits de la rangée C.
13. Ajouter 1 goutte de bleu de bromothymol à chaque puits de la rangée D.

### **Analyse**

1. Que signifient les changements de couleur dans chaque rangée?
2. Quel indicateur serait approprié pour un usage général?
3. Quel indicateur serait approprié pour la titration d'une solution de HCl/NaOH?
4. Quel indicateur ne serait pas approprié pour la titration d'une solution de HCl/NaOH? Pourquoi?

## Annexe 3 : Mesure du pH

### Introduction :

On peut mesurer le pH d'une solution aqueuse de différentes façons, notamment :

- à l'aide d'un papier pH de fabrication commerciale;
- à l'aide d'un pH-mètre, ou d'une sonde pH raccordée à une calculatrice ou à l'interface d'un micro-ordinateur;
- à l'aide d'une solution indicatrice acido-basique.

Un indicateur acido-basique est une substance dont la couleur en solution dépend de la concentration en ions hydronium. Les indicateurs acido-basiques changent de couleur de leur forme acide à leur forme base selon une gamme spécifique de pH.

**Objectif :** Déterminer les couleurs de trois différents indicateurs et d'un indicateur « universel » (un mélange d'indicateurs) pour une gamme de pH.

### Marche à suivre :

1. Place une microplaque de 96 cupules sur une feuille de papier blanc, les colonnes numérotées en haut de la feuille et les rangées lettrées à gauche. (La feuille de papier rendra plus visibles les changements de couleur.)
2. Dans les rangées A, C, E et G, ajoute 9 gouttes d'eau distillée dans chacune des cupules numérotées de 2 à 11.
3. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ) en concentration de  $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  dans la cupule n° 1 des rangées A, C, E et G.
4. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) en concentration de  $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  dans la cupule n° 12 des rangées A, C, E et G.
5. Transfère une goutte de solution de  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  à  $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  de la cupule A1 à la cupule A2. Mélange bien à l'aide d'un cure-dent propre ou d'une tige de verre propre. (Si tu utilises une tige de verre, rince-la soigneusement à l'eau distillée et essuie-la avec un essuie-tout sec avant de l'utiliser à nouveau.) Continue, en transférant une goutte de la cupule A2 à la cupule A3 et en mélangeant soigneusement. Continue de cupule en cupule jusqu'à la cupule n° 6. Il s'agira de la dernière dilution acide.
6. Répète la démarche (dilution en série) pour chacune des rangées C, E et G.
7. Répète la démarche de dilution en utilisant la solution de  $\text{NaOH}$  à  $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  dans les mêmes rangées que pour la dilution acide, en procédant à reculons de la cupule n° 12 à la cupule n° 8, la cupule n° 8 représentant la dernière dilution basique.  
Tu as maintenant quatre rangées contenant chacune des solutions acides et des solutions basiques. Montre que le pH des solutions acides est d'environ 1, 2, 3, 4, 5 et 6 respectivement pour les cupules 1 à 6, et que le pH des solutions basiques est d'environ 9, 10, 11, 12 et 13 respectivement pour les cupules 8 à 12.
8. Ajoute 1 goutte de solution indicatrice universelle dans chacune des cupules de la rangée A.
9. Ajoute 1 goutte de solution indicatrice au méthylorange dans chacune des cupules de la rangée C.
10. Ajoute 1 goutte de solution indicatrice au bleu de bromothymol dans chacune des cupules de la rangée E.
11. Ajoute 1 goutte de solution indicatrice à la phénolphthaléine dans chacune des cupules de la rangée G.
12. Note tes observations pour chacune des rangées.
13. Monte un tableau faisant la corrélation entre la gamme de pH et le changement de couleur.
14. Explique comment tu pourrais utiliser les résultats de cette expérience pour estimer le pH d'une solution aqueuse.

## Annexe 3 : Mesure du pH (Renseignements pour l'enseignant)

### Préparation des solutions indicatrices :

Ces solutions peuvent être préparées d'avance et demeurent stables pendant au moins six mois.

#### Bleu de bromothymol :

Faites dissoudre 0,04 g de sel sodique de bleu de bromothymol (sel de sodium de 3,3-dibromo-thymolsulfonaphthaléine) dans 100 ml d'eau distillée.

#### Méthylorange :

Faites dissoudre 0,01 g de méthylorange (sodium 4-[4-(diméthylamino) phénylazo]-benzène-sulfonate) dans 100 ml d'eau distillée.

#### Phénolphtaléine :

Faites dissoudre 0,05 g de phénolphtaléine (3,3-bis[p-hydroxy phényl] phtalide) dans 50 ml d'éthanol à 95 % et diluez la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 ml.

#### Indicateur universel de Yamada :

Faites dissoudre 0,0025 g de bleu de thymol, 0,06 g de rouge de méthyle, 0,030 g de bleu de bromothymol et 0,05 g de phénolphtaléine dans 50 ml d'éthanol à 95 %. Ajoutez de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de  $0,01 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  jusqu'à ce que le mélange devienne vert et diluez la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 ml.

## Annexe 4 : Forces relatives des acides

Acide	Réaction	$K_a$
Acide perchlorique	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HClO}_4^{2-}$	très élevée
Acide iodhydrique	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$	très élevée
Acide bromhydrique	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$	très élevée
Acide chlorhydrique	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$	très élevée
Acide nitrique	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$	très élevée
Acide sulfurique	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	très élevée
Acide oxalique	$\text{HOOC-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HOOC-COO}^-$	$5,4 \times 10^{-2}$
Acide sulfureux	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,7 \times 10^{-2}$
Ion acide sulfurique	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,3 \times 10^{-2}$
Acide phosphorique	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,1 \times 10^{-3}$
Ion ferrique	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$6,0 \times 10^{-3}$
Tellurure d'hydrogène	$\text{H}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HTe}^-$	$2,3 \times 10^{-3}$
Acide fluorhydrique	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6,7 \times 10^{-4}$
Acide nitreux	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$5,1 \times 10^{-4}$
Sélénure d'hydrogène	$\text{H}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSe}^-$	$1,7 \times 10^{-4}$
Ion chromique	$\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,5 \times 10^{-4}$
Acide benzoïque	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,6 \times 10^{-5}$
Ion oxalate d'hydrogène	$\text{HOOC-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OOC-COO}^{2-}$	$5,4 \times 10^{-5}$
Acide acétique	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Ion d'aluminium	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,4 \times 10^{-5}$
Acide carbonique	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,4 \times 10^{-7}$
Hydrogène sulfuré	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$1,0 \times 10^{-7}$
Ion dihydrogénophosphate	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,3 \times 10^{-8}$
Ion sulfite d'hydrogène	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
Ion ammonium	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$	$5,7 \times 10^{-10}$
Ion bicarbonate	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,7 \times 10^{-11}$
Ion tellurure d'hydrogène	$\text{HTe}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Te}^{2-}$	$1,0 \times 10^{-11}$
Peroxyde d'hydrogène	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	$2,4 \times 10^{-12}$
Ion hydrogénophosphate	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,4 \times 10^{-13}$
Ion hydrogène sulfuré	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,2 \times 10^{-15}$
Eau	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \times 10^{-16}$
Ion hydroxyde	$\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}^{2-}$	$< 10^{-36}$
Ammoniaque	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_2^-$	très faible

## Annexe 5 : Analyse quantitative – titration acide-base

### Buts :

- a) Normaliser une solution de base à partir d'une solution-mère acide par la méthode de titration.
- b) À partir d'un solide de masse inconnue, préparer 100 mL d'une solution aqueuse de cet acide.
- c) Titrer la solution acide inconnue à l'aide d'une base de concentration connue et déterminer le nombre de grammes d'acide solide à 0,001 g.

### Marche à suivre

#### Partie A

1. À chaque élève, fournir deux burettes, une à gauche pour l'acide, et l'autre à droite pour la base. Avant d'utiliser les burettes, les laver soigneusement à l'eau savonneuse et les rincer sous le robinet pour enlever toute trace de savon. Les rincer ensuite en y introduisant des portions de 15 mL d'eau distillée, et s'assurer qu'il ne reste pas de bulles dans la pointe des burettes. Enfin, les rincer à nouveau avec plusieurs aliquotes (10–15 mL) de chaque solution respective.
2. Remplir une burette d'acide et l'autre d'une base. Prendre la lecture sur chaque burette pour déterminer le volume initial de chaque solution, acide et base, au 0,01 mL le plus près.
3. Verser environ 10 à 15 mL d'acide dans un flacon erlenmeyer propre de 250 mL, suivi d'environ 10 mL d'eau distillée pour rincer les côtés du flacon. Lire le volume d'acide dans la burette et l'inscrire comme lecture finale de l'acide. Ajouter environ trois gouttes d'indicateur phénolphthaléine au flacon. Utiliser un nouveau flacon propre pour chaque essai.
4. Sans cesser de faire tourner le liquide dans le flacon, ajouter la base LENTEMENT jusqu'à ce qu'apparaisse une couleur rose pâle persistante, indiquant le point de virage. *NOTA* : À mesure que le point de virage approche, la couleur disparaît plus lentement jusqu'à ce que le rose pâle demeure. Prendre une lecture minutieuse du volume de la base et l'inscrire comme volume final de la base.
5. Répéter ces étapes autant de fois (au moins 4) que nécessaire pour obtenir un résultat constant à 3 chiffres significatifs pour la concentration de la base.
6. Choisir les trois meilleurs résultats et les inscrire dans un tableau de données. Montrer les calculs pour chaque essai. Calculer la moyenne des trois essais. Inscrire cette moyenne.

## Partie B

1. Obtenir un flacon contenant un échantillon d'acide sulfamique de formule  $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$  et de masse molaire égale à 97,09 g/mol.
2. Transférer l'acide à une fiole jaugée de 100 mL. Vider de l'eau jusqu'à environ la moitié de la fiole et faire tourner jusqu'à ce que le solide se dissolve complètement, puis remplir d'eau jusqu'à la marque exacte de 100 mL sur la fiole. Manipuler l'échantillon d'acide avec beaucoup de précaution puisque chaque élève ne recevra qu'un seul échantillon. L'échantillon de 100 mL est suffisant pour faire 5 à 8 titrations, ce qui devrait suffire pour faire la détermination.
3. Une fois la solution acide préparée, utiliser la même technique que pour la partie A de l'expérience, mais cette fois-ci, utiliser de l'acide sulfamique au lieu de l'acide chlorhydrique et une nouvelle solution-mère standard de la base. La concentration de la base est indiquée sur la solution-mère.
4. Consigner trois des meilleurs résultats, comme dans la partie A. La masse doit être calculée au millième de gramme (0,001 g) le plus près.

### Calculs et questions :

1. Incrire dans un tableau des données les valeurs des volumes de l'acide et de la base utilisés dans la partie A.

**Tableau des données de titration – \_\_\_\_\_**

Essai	Lecture de la burette	Acide	Base
Essai 1	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 2	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 3	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 4	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 5	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 6	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 7	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 8	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		

2. Calculer la concentration de la base utilisée. Montrer tous les calculs.
3. Inscrire dans un tableau les valeurs de l'acide et de la base utilisés dans la partie B.

**Tableau des données de titration** – \_\_\_\_\_

Essai	Lecture de la burette	Acide	Base
Essai 1	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 2	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 3	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 4	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 5	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 6	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 7	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		
Essai 8	<b>Lecture finale de la burette</b>		
	<b>Lecture initiale de la burette</b>		
	<b>Volume total</b>		

4. Calculer la concentration d'acide sulfamique utilisé dans l'échantillon. Montrer tous les calculs.
5. Calculer la masse de l'échantillon d'acide sulfamique. Présenter la moyenne des trois meilleurs essais. Montrer tous les calculs.
6. Quand le point de virage est atteint dans la titration acide-base, qu'est-ce que cela indique sur la concentration de  $[H_3O^+]$  et de  $[OH^-]$ ?
7. Quel serait le pH probable de la solution, juste au moment où la phénolphthaléine a viré au rose?
8. Pourquoi est-il si important d'utiliser une solution indicatrice pour faire des titrations?
9. Que signifie l'énoncé suivant : « Les volumes relatifs requis dans une titration varient de façon inversement proportionnelle à la concentration des solutions »?

## Annexe 6 : Analyse du vinaigre domestique

**Objectif :** Déterminer le pourcentage d'acide acétique par volume de vinaigre domestique.

**Introduction :** Le vinaigre contient de l'acide acétique ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) comme ingrédient actif. La plupart des échantillons de vinaigre ont une concentration de 5 %.

### Marche à suivre :

1. Prend une pipette et verse 5,0 ml de ton échantillon de vinaigre dans une fiole d'Erlenmeyer de 250 ml. Ajoute 25 ml d'eau distillée dans la fiole. Ajoute 2 ou 3 gouttes de solution indicatrice à la phénolphthaléine.
2. Rince ta burette et remplis-la avec la solution normalisée d'hydroxyde de sodium. Note le niveau de la solution dans la burette.
3. Verse lentement la solution basique que contient la burette dans la fiole contenant le vinaigre, en faisant tourner la fiole à mesure du titrage. Lorsque la couleur rose commence à disparaître plus lentement, commence à ajouter la solution basique goutte à goutte.
4. Arrête le titrage quand la première trace de rose pâle demeure pendant 20 à 30 secondes après avoir fait tourner la fiole. Attends environ 30 secondes, puis note le niveau dans la burette à la demi-graduation la plus proche (0,01, 0,02, 0,05, etc.).
5. Répète le titrage jusqu'à ce que tu puisses reproduire le volume ajouté à  $\pm 0,1$  ml.
6. Fais les calculs nécessaires pour remplir le tableau qui suit. Suppose que la densité du vinaigre est de  $1,00 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$ .

### Données :

	Essai n° 1	Essai n° 2	Essai n° 3
Lecture de la burette : finale :			
initiale :			
volume utilisé :			
Concentration de NaOH normalisé :			

### Calculs :

Quantité chimique (moles)  
de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  dans l'échantillon : \_\_\_\_\_

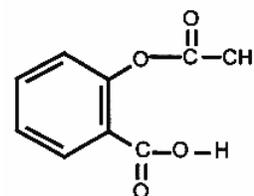
Masse de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  dans l'échantillon : \_\_\_\_\_

Pourcentage de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  par masse : \_\_\_\_\_

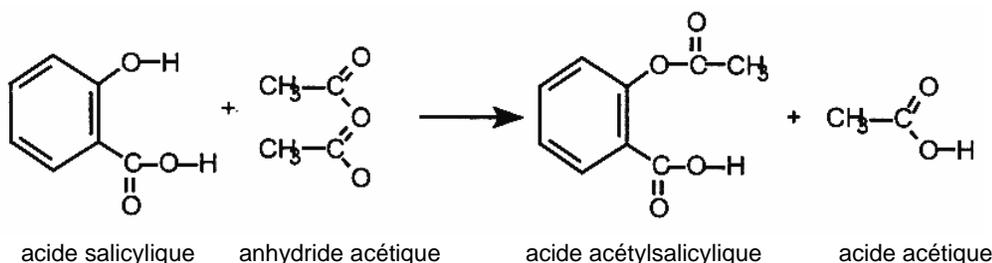
## Annexe 7 : Analyse de l'aspirine<sup>MC</sup>

### Introduction :

L'aspirine<sup>MC</sup> (marque de commerce de Bayer) est le nom commun de l'acide acétylsalicylique, parfois abrégé AAS. Sa formule structurale est donnée à droite.



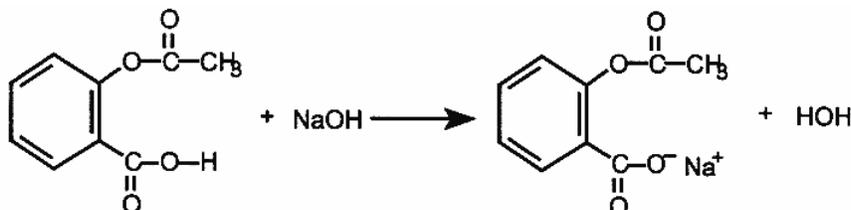
L'AAS pur peut être synthétisé en traitant de l'acide acétylsalicylique avec de l'anhydride acétique en présence d'une trace d'acide sulfurique ou d'acide phosphorique.



Le produit est retiré du mélange réactionnel par cristallisation. L'AAS brut doit être purifié par lavage afin d'éliminer les sous-produits excédentaires, puis recristallisé à l'état pur.

Les comprimés d'aspirine<sup>MC</sup> sont fabriqués en mélangeant de l'AAS pur avec des charges (substances inertes), qui donnent du corps aux comprimés et permettent de les modeler.

Cette analyse a pour but de déterminer le degré de pureté de différents produits commerciaux. L'analyse est fondée sur le titrage d'un comprimé d'AAS avec une solution standard d'hydroxyde de sodium. Au cours de la réaction, l'ion  $H^+$  est transféré de l'acide à la base ayant réagi,  $OH^-$ . L'équation qui suit illustre la réaction :



Le titrage se poursuit jusqu'à ce que le point de virage soit atteint, ce qu'indique l'indicateur à la phénolphthaléine. Le pourcentage d'AAS présent peut alors être calculé.

### Marche à suivre :

1. Détermine la masse d'un seul comprimé d'AAS au centième de gramme (0,01 g) près en le pesant directement.
2. Place le comprimé dans une fiole conique de 250 ml et ajoute environ 15 ml d'eau et 15 ml d'éthanol (alcool éthylique). Utilise une tige de verre pour écraser le comprimé. Agite afin de dissoudre le comprimé. Il est possible que tu ne puisses dissoudre le comprimé complètement avant de passer au titrage de la solution avec une solution basique.
3. Ajoute environ 3 gouttes de solution indicatrice à la phénolphthaléine. Tu ne devrais voir aucun changement de couleur.

4. Remplis soigneusement une burette de 50 ml avec une solution standard d'hydroxyde de sodium en concentration de  $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ . Note la concentration exacte de la solution standard d'hydroxyde de sodium.
5. Note le niveau de la solution d'hydroxyde de sodium dans la burette. Place la fiole contenant l'échantillon d'AAS sous la burette.
6. Ajoute de petites quantités de solution d'hydroxyde de sodium, tout en faisant tourner la fiole. Continue à ajouter la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que le point de virage de la phénolphtaléine ait été atteint, comme l'indiquera la teinte légèrement rosée de la solution dans la fiole. Cette couleur rose devrait demeurer sans pâlir après avoir fait tourner la fiole.
7. Note le niveau de la solution dans la burette.

**Calculs :**

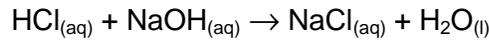
Calcule le pourcentage d'AAS dans ton comprimé. La masse molaire de l'AAS est de  $180 \text{ g}\cdot\text{mole}^{-1}$ ; chaque molécule transfère un ion hydrogène à une base.

## Annexe 8 : Courbes de pH

Lorsqu'on reporte sur un graphique les données relatives au pH d'une solution durant un titrage acide-base, on obtient une « courbe de pH ». Les formes générales des courbes produites au cours d'une série de titrages peuvent être classées en familles, selon les solutions titrées et les solutions titrantes utilisées. Les pages qui suivent montrent des exemples typiques des formes générales des courbes pour quatre classes de titrage.

### I : Solution d'acide fort titrée avec une solution de base forte

Dans cet exemple, on titre 25,0 ml de solution aqueuse d'acide chlorhydrique à  $0,100 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  (HCl, un monoacide fort) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à  $0,100 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  ( $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ , un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



ou sous la forme d'une équation ionique nette :  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

À l'équivalence, les moles de HCl présentes à l'origine = les moles de NaOH ajoutées

Le volume de HCl initial x la concentration de la solution de HCl = le volume de NaOH ajouté x la concentration de la solution de NaOH.

À l'équivalence,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ ;  $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$ ; et puisque  $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$  est un acide plus faible que l'eau et que  $\text{Cl}^-$  est une base plus faible que l'eau, la solution est décrite comme « neutre ». À  $25^\circ\text{C}$ , le pH sera de 7,0 (en vertu de la série d'hypothèses habituelles).

La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 1 ci-dessous.

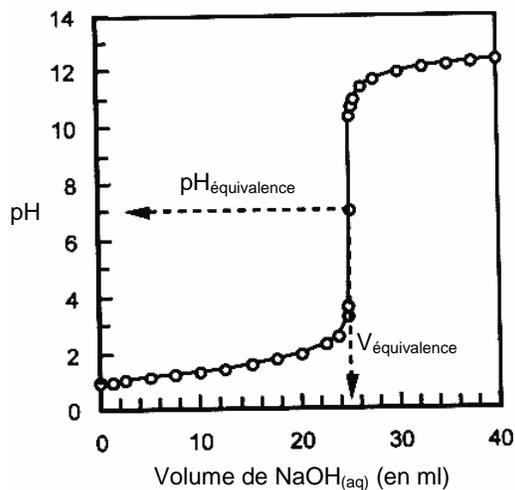


Figure 1 :  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  0,1 M c.  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$  0,1 M

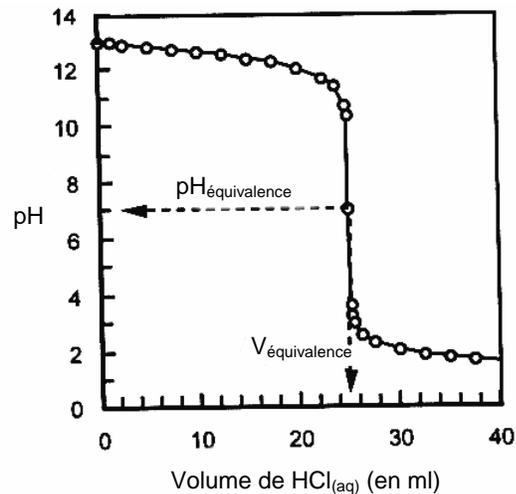


Figure 2 :  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$  0,1 M c.  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  0,1 M

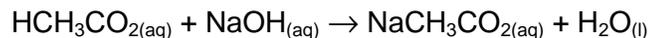
## II : Solution de base forte titrée avec une solution d'acide fort

Ce titrage est semblable au titrage d'un acide fort avec une base forte, sauf que l'acide est la variable indépendante (c'est-à-dire que c'est l'acide qu'on ajoute à partir de la burette ou l'équivalent). L'exemple choisi représente le titrage de 25,0 ml de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mole·L<sup>-1</sup> avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,100 mole·L<sup>-1</sup>. La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 2 ci-dessus.

Dans les deux cas, exemples I et II, on trouve le point de virage (c'est-à-dire le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

## III : Solution d'acide faible titrée avec une solution de base forte

Dans cet exemple, on titre 25,0 ml de solution aqueuse d'acide acétique à 0,100 mole·L<sup>-1</sup> (HCH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>, un monoacide faible pour lequel  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$  mole·L<sup>-1</sup>) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mole·L<sup>-1</sup> (NaOH<sub>(aq)</sub>, un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



ou sous la forme d'une équation ionique nette :  $\text{HCH}_3\text{CO}_{2(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

(Dans le cas des acides faibles, l'acide ayant la plus forte concentration en solution aqueuse est l'acide non dissocié, et non pas l'ion hydronium.)

À l'équivalence, les moles de HCH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub> présentes à l'origine = les moles de NaOH ajoutées.

À l'équivalence,  $[\text{HCH}_3\text{CO}_2] = [\text{OH}^-]$ ;  $[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$ ; et puisque Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> est un acide plus faible que l'eau et que CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub><sup>-</sup> est une base plus forte que l'eau, la solution est décrite comme « basique ». À 25 °C, le pH sera supérieur à 7,0 (en vertu de la série d'hypothèses habituelles).

La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 3 ci-dessous.

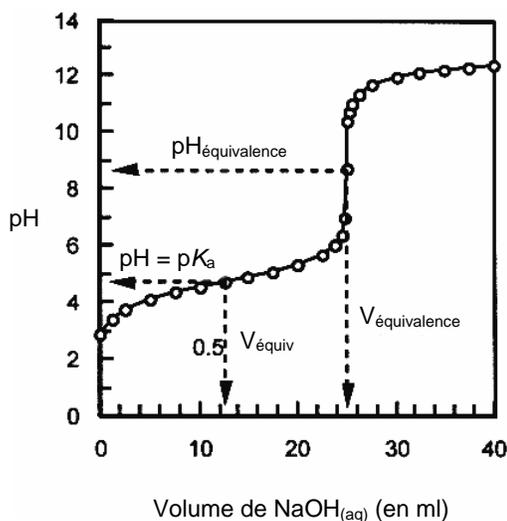


Figure 3 : HOAc<sub>(aq)</sub> 0,1 M c. NaOH<sub>(aq)</sub> 0,1 M

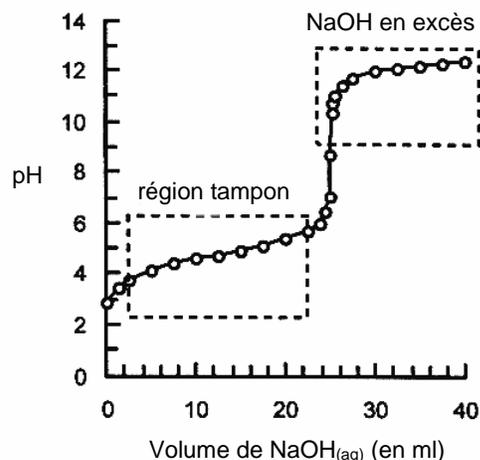


Figure 3(b)

On trouve le point de virage (c'est-à-dire le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

Dans le titrage d'un acide faible avec une base forte (ou d'une base faible avec un acide fort, exemple IV), la région correspondant à la partie comprise entre 10 % et 90 % du volume équivalent ajouté est appelée la « région tampon » (Figure 3.b). Dans cette région, l'acide non dissocié et sa base conjuguée (l'anion) sont tous deux présents en concentrations appréciables, et le pH ne varie plus beaucoup même si des ions hydroxydes sont ajoutés au mélange. (On peut décrire une solution tampon comme un mélange composé d'un acide faible et de sa base conjuguée, ou d'une base faible et de son acide conjugué.)

Au volume de mi-équivalence ( $0,5 V_{\text{équivalence}}$ ),  $[\text{HCH}_3\text{CO}_2] = [\text{CH}_3\text{O}_2^-]$ , et  $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$ ; ainsi,  $\text{pH} = \text{p}K_a$ .

#### IV : Solution de base faible titrée avec une solution d'acide fort

Ce titrage est semblable au titrage d'un acide faible avec une base forte, sauf que l'acide est la variable indépendante (c'est-à-dire que c'est l'acide qu'on ajoute à partir de la burette ou l'équivalent). L'exemple choisi représente le titrage de 25,0 ml de solution aqueuse d'ammoniaque à  $0,100 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$  ( $K_b = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ ) avec une solution d'acide chlorhydrique à  $0,100 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ . La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 4 ci-dessous.

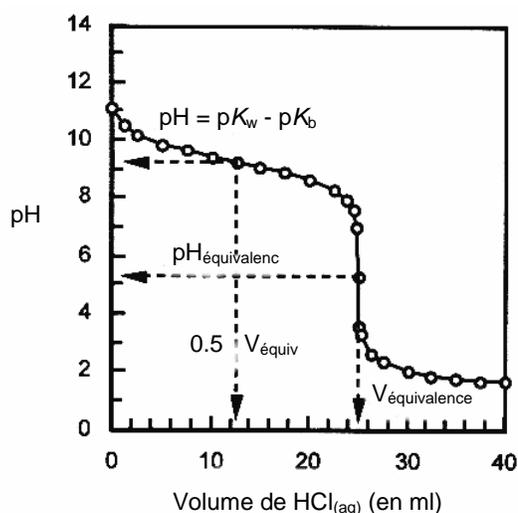


Figure 4 :  $\text{NH}_3(\text{aq})$  0,1 M c.  $\text{HCl}(\text{aq})$  0,1 M

On trouve le point de virage (c'est-à-dire le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

Au volume de mi-équivalence,  $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$ , et  $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$  pour ce qui est de l'acide conjugué  $\text{NH}_4^+$ . Puisque dans le cas des paires acide-base conjuguées  $K_a = K_w/K_b$ , au point de mi-équivalence,  $\text{pH} = \text{p}K_w - \text{p}K_b$ .

### Sélection d'un indicateur :

Un bon indicateur devrait changer de couleur au point d'équivalence du titrage. Les indicateurs ne changent pas soudainement de couleur, mais plutôt graduellement tout au long d'une gamme de pH. Le tableau qui suit fait état de certains indicateurs acido-basiques typiques.

Indicateur	Changement de couleur	Gamme de pH
vert de bromocrésol	jaune → bleu	3,6 à 5,2
rouge de méthyle	rouge → jaune	4,8 à 6,0
bleu de bromothymol	jaune → bleu	6,0 à 7,6
rouge de phénol	jaune → rouge	6,8 à 8,4
phénolphtaléine	incolore → rose	8,0 à 9,8

Pour un point de virage efficace, une goutte (0,02 ml) de titrant devrait suffire pour faire varier la couleur de la solution indicatrice. Choisir un indicateur dont la couleur change juste après le point d'équivalence, sans quitter la portion la plus abrupte de la courbe de pH. (Il faut également être en mesure de voir le changement de couleur; par exemple certaines personnes qui sont daltoniennes n'arrivent pas à faire la distinction entre le rouge et le vert, alors que d'autres ont de la difficulté à voir des changements où une solution rose devient incolore.)

Pour les titrages modèles illustrés, voici une liste des indicateurs qui conviendraient :

HCl c. NaOH : bleu de bromothymol, rouge de méthyle ou phénolphtaléine

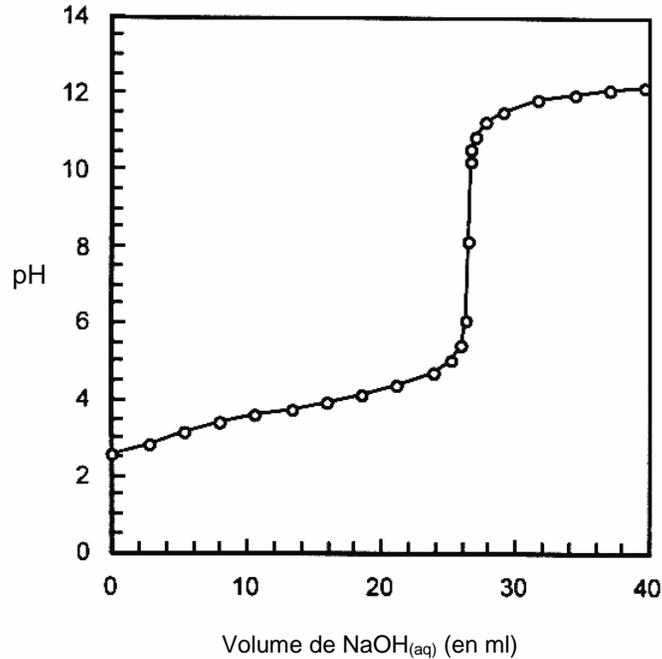
NaOH c. HCl : vert de bromocrésol, rouge de méthyle ou bleu de bromothymol

HOAc c. NaOH : phénolphtaléine

NH<sub>3</sub> c. HCl : rouge de méthyle ou vert de bromocrésol

Remarque : Il est préférable de titrer le HCl c. le NaOH et le NaOH c. le HCl avec des indicateurs différents, afin d'être en mesure de mieux établir le point de virage du neutre à la base et du neutre à l'acide avec une goutte d'indicateur.

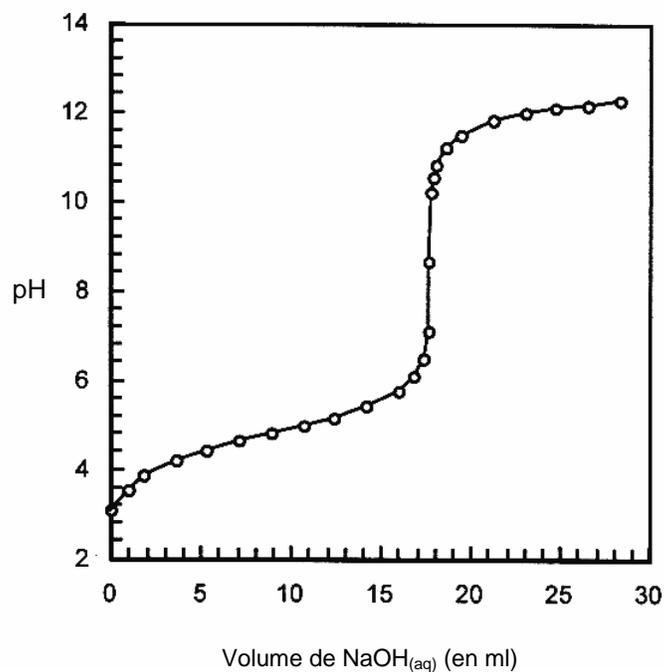
## Annexe 9 : Problèmes - Courbes de pH



Un élève verse à la pipette 25,0 ml de solution aqueuse d'un acide inconnu dans une fiole conique. Il ajoute 25 ml d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de  $0,0985 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ . Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes.

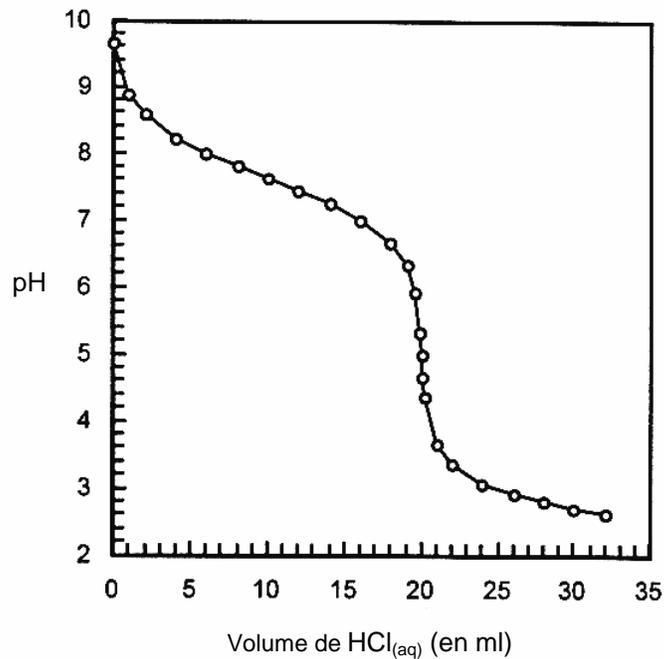
1. Quelle était la concentration de la solution acide inconnue?
2. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
3. En supposant que l'acide inconnu est un monoacide faible, calcule la valeur de  $K_a$ .



Un élève pèse 0,225 g d'un acide solide inconnu et le verse dans une fiole conique. Il ajoute environ 50 ml d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de  $0,1245 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ . Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes.

1. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
2. En supposant que l'acide inconnu est un monoacide faible, calcule la valeur de  $K_a$ .
3. Calcule la masse moléculaire de l'acide inconnu.
4. Les résultats auraient-ils été différents si l'élève avait ajouté 100 ml d'eau? Explique ta réponse.



Un élève pèse 0,0165 g d'une base solide inconnue et la verse dans une fiole conique. Il ajoute environ 100 ml d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard d'acide chlorhydrique en concentration de  $0,02635 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ . Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes.

1. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
2. En supposant que la base inconnue est une monobase faible, calcule la valeur de  $K_b$  de son acide conjugué.
3. Calcule la masse moléculaire de la base inconnue.