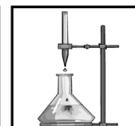


LES ACIDES ET LES BASES

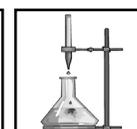


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves poursuivront leur étude des acides et des bases, sujet qu'ils ont abordé au premier regroupement. Ils étudieront les théories des acides et des bases, le pH, l'équilibre des réactions acido-basiques et la différence entre les acides forts et faibles.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En sciences de 10^e année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases en fonction de leurs caractéristiques. Ils se sont penchés, entre autres sur la définition du pH, sur l'importance du tableau des pH et sur l'utilisation des indicateurs pour distinguer les solutions acides des solutions basiques, en plus de mesurer le pH de certaines solutions. Ils ont aussi étudié les réactions de neutralisation. En chimie de 11^e année, les élèves ont appris la différence entre une solution diluée et une solution concentrée. 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. Les constantes d'équilibre ont été étudiées au regroupement 4.

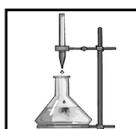


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en blocs d'enseignement. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

| | Titre du bloc | RAS inclus dans le bloc | Durée suggérée |
|---|---|--|-------------------|
| Bloc A | Les théories pour les acides et les bases | C12-5-01, C12-5-02, C12-0-C1 | 2 h |
| Bloc B | Le pH | C12-5-03, C12-5-04, C12-5-05, C12-5-06 C12-0-C1, C12-0-S7, C12-0-S9 | 3 h |
| Bloc C | L'équilibre des acides et des bases | C12-5-07, C12-5-08, C12-5-09, C12-0-C1, | 5 h |
| Bloc D | La détermination de la concentration | C12-5-10, C12-5-11, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-S8 | 4 h |
| <i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i> | | | 1 à 2 h |
| Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement | | | 15h à 16 h |



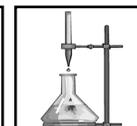
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35.5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)
- SHAKHASHIRI, Bassam Z, *Chimical demonstrations: A handbook for teachers of chemistry*, Madison, Wisconsin, University of Wisconsin Press, 1983

AUTRES IMPRIMÉS

L'Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l'an; articles d'actualité canadienne et internationale]

Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

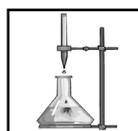
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l'an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles détaillés]

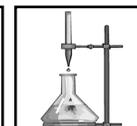


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

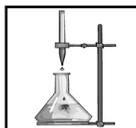
- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 9 novembre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 10 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]
- [R] *Échelle de pH*. <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/ph-scale> (consulté le 31 décembre 2014). [animation]
- [R] *Mesure de pH* (consulté le 31 décembre 2014). [animation eduMedia sur la mesure du pH - accessible gratuitement à partir du site de la DREF (www.dref.mb.ca)]
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 25 avril 2013). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]
- [R] *Solutions acido-basiques*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions> (consulté le 31 décembre 2014). [simulation interactive permettant d'étudier la différence entre les acides forts et faibles]
- Solutions of acid, base and salt*. http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html (consulté le 31 décembre 2014). [animation permettant de tester le pH d'une variété de solutions (site en anglais)]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

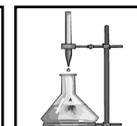
L'élève sera apte à :

- C12-5-01** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des théories des acides et des bases,
entre autres Arrhenius, Bronsted-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
- C12-5-03** lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau,
entre autres le produit ionique de l'eau K_w ;
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
- C12-5-07** 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
- C12-5-10** déterminer de façon expérimentale la concentration d'une base ou d'un acide inconnu à l'aide d'une base ou d'un acide standard;
RAG : C2



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- 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



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

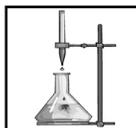
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- 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 particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'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-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et utiliser l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

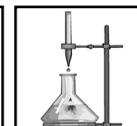


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans 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-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en
expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- 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
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur 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

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
*par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence,
l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

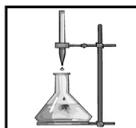
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : C4, C5



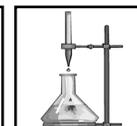
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : Les théories pour les acides et les bases

L'élève sera apte à :

- 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 particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

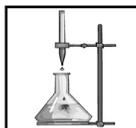
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures sur les acides et les bases et faire une récapitulation au besoin. Pour faire appel aux connaissances antérieures des élèves, utiliser des stratégies telles que les organigrammes, le tableau des connaissances, « Pense, Trouve un partenaire, Discute » et « LIEN » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

En sciences de 10^e 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, l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'hydroxyde de sodium et l'hydroxyde de calcium. En 11^e année, leur seule expérience avec les acides s'est effectuée dans l'unité de chimie organique où ils ont étudié des acides organiques tels que l'acide formique et l'acide acétique.



Les questions suivantes pourraient servir à favoriser la discussion :

- Pouvez-vous nommer un acide? Une base?
- Quelle est la différence entre un acide et une base?
- Les acides et les bases sont-ils toujours des substances dangereuses?
- Qu'arriverait-il si on mélangeait un acide avec une base?

En faisant une révision, inclure des exemples d'acides et de bases que les élèves connaissent bien. Parmi les acides courants, mentionnons 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 et l'acide acétylsalicylique (AAS) dans les comprimés d'aspirine. Pour ce qui est des bases, on peut penser aux produits d'entretien ménager contenant de l'ammoniaque ou à l'hydroxyde de sodium employé pour nettoyer les fours.

OU

Inviter les élèves à travailler avec un partenaire afin d'effectuer l'exercice de @ l'annexe 1. Distribuer la feuille A à l'un des élèves et la feuille B à l'autre. Chaque élève travaille individuellement et tente de répondre aux questions sur sa feuille. Ensuite, l'élève qui a reçu la feuille A pose les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses de ce dernier. L'élève qui a reçu la feuille B pose ensuite les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses. Demander aux élèves d'arriver à un consensus sur leurs réponses, puis d'examiner les questions avec l'ensemble des élèves.

En quête

Enseignement direct - l'évolution des théories des acides et des bases

Présenter aux élèves les théories des acides et des bases (voir *Chimie 12*, p. 379-382, *Chimie 12 STSE*, p. 492-497 ou *Chimie 11-12*, p. 733-735). Les définitions successives d'un acide sont devenues de moins en moins restrictives. On en est finalement arrivé à la définition de Lewis (aussi représentée par le diagramme de Lewis) qui est si générale que toute réaction où il y a 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 :

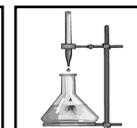
Acide : désigne toute substance qui se dissocie pour produire des ions hydrogène (H⁺) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

Ex. : acide chlorhydrique

$$\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-_{(aq)}$$

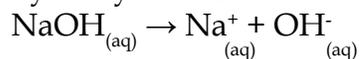
Ex. : acide nitrique

$$\text{HNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_{3(aq)}^-$$

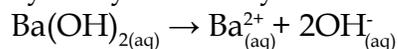


Base : désigne toute substance qui se dissout pour produire des ions hydroxyde (OH⁻) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

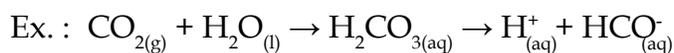
Ex. : hydroxyde de sodium



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 :

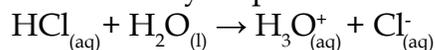


B. Johannes Brønsted (1879-1947) et Thomas Lowry (1874-1936) ont proposé simultanément une nouvelle théorie, appelée en général la théorie de Brønsted ou de Brønsted-Lowry. Cette théorie établit un lien entre les caractéristiques acido-basiques et le transfert de protons, un processus qui comprend plus de réactions que la définition précédente des acides et des bases par Arrhenius. Selon cette définition, des substances comme CO₂(g) peuvent maintenant être considérées clairement comme des acides, selon la réaction suivante :

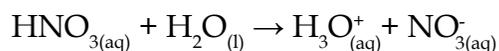


Acides : les acides sont des substances qui augmentent la concentration d'ions hydronium (H₃O⁺) et sont donc des donneurs de protons.

Ex. : acide chlorhydrique

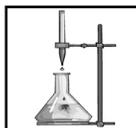


Ex. : acide nitrique

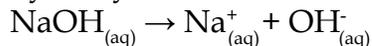


Lorsqu'une substance comme HCl, HNO₃, CH₃COOH, CO₂ ou H₂SO₄ est ajoutée à l'eau, la concentration d'ions hydronium augmente, donc ce sont des acides.

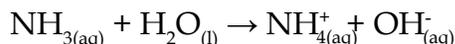
Bases : les bases sont des substances qui augmentent la concentration d'ions hydroxyde (OH⁻). Ce sont donc des accepteurs de protons.



Ex. : hydroxyde de sodium

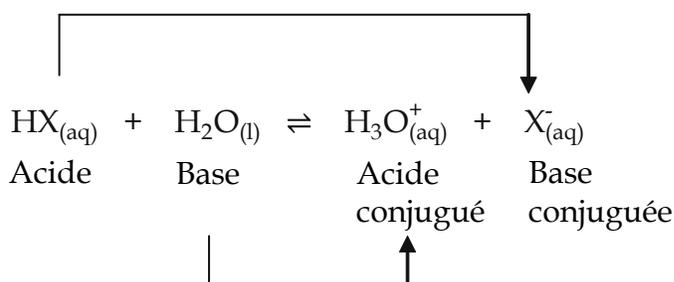


Ex. : ammoniac



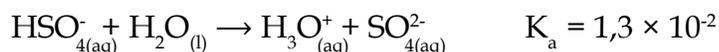
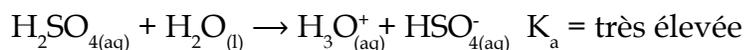
Lorsqu'une substance comme NaOH, Ca(OH)₂, CaO, MgO ou NH₃ est ajoutée à l'eau, la concentration d'ions hydroxyde augmente, donc ce sont des bases.

Dans toute réaction acido-basique, un couple acide-base conjugués est formé.



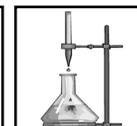
Des substances telles que l'eau, qui peut agir tant comme acide que comme base, sont dites amphotères.

Les acides sont classés selon le nombre d'ions hydrogène disponibles (à donner). Les monoacides ont un seul ion hydrogène à donner, tandis que les polyacides en ont deux ou plus. Tous les polyacides donnent un ion hydrogène à la fois. En regardant le tableau des constantes d'acidité (K_a) d'un acide, on voit qu'un diacide comme l'acide sulfurique aura deux valeurs de K_a pour chaque dissociation.



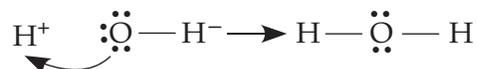
La définition de Brønsted est la plus utile en chimie de 12^e année et devrait être la définition la plus utilisée. La prochaine définition (ci-dessous) est fondée sur le transfert d'électrons et peut devenir passablement complexe.

C. En 1932, G.N. Lewis propose sa définition d'acide et de base. Selon lui, une base est une substance qui peut donner une paire d'électrons, et un acide est une substance qui peut accepter une paire d'électrons.



L'importance du concept de Lewis est qu'il a une portée plus générale que les autres définitions. Les réactions acido-basiques de Lewis englobent un grand nombre de réactions auxquelles la définition de Brønsted-Lowry ne s'appliquerait pas.

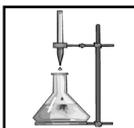
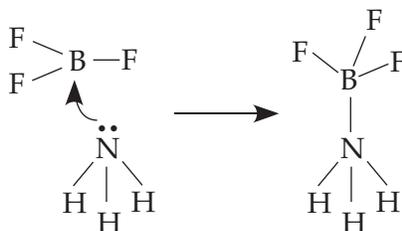
Lewis soutient que l'ion H^+ capte (accepte) une paire d'électrons libérés par l'ion OH^- pour former une nouvelle liaison covalente. Ainsi, toute substance qui peut accepter une paire d'électrons est un acide de Lewis.



Les deux électrons qui sont passés dans la nouvelle liaison covalente proviennent de l'ion OH^- . Comme c'est une substance qui peut donner une paire d'électrons, l'ion OH^- est considéré comme 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 accepter un proton.

Cependant, cette théorie élargit considérablement la catégorie que nous avons appelée précédemment les acides de Brønsted. Tout composé qui possède au moins une orbitale libre dans la couche de valence peut maintenant agir comme acide! Cette théorie explique pourquoi BF_3 réagit instantanément avec 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.



Démonstration

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

Activité – représentations particulières

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 à faire une recherche et à 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.

Les acides aminés et les protéines sont des substances amphotères, puisqu'elles contiennent un groupe amine basique ($-NH_2$) et un groupe carboxyle acide ($-COOH$). 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.

Ex. : du moins basique (plus acide), N_2O_5 ,
au plus basique, Bi_2O_3

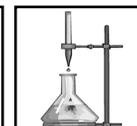
Période 3

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

Ex. : du plus basique (moins acide), Na_2O ,
au moins basique, Cl_2O_7

En fin

Inviter les élèves à utiliser le procédé tripartite pour représenter chacune des théories sur les acides et les bases (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9).



Stratégies d'évaluation suggérées

1

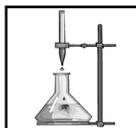
Inviter les élèves à identifier des couples acide-base conjugués dans une réaction donnée. Ils devraient aussi pouvoir écrire les équations de l'ionisation des ions hydrogène pour les polyacides.

2

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.

3

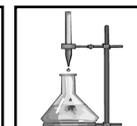
Proposer aux élèves d'élaborer un schéma conceptuel en utilisant les termes suivants : solutions acides, acides, bases, théorie d'Arrhenius, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} > 7$, théorie de Brønsted-Lowry, théorie de Lewis, couples d'électrons, accepte, donne/libère (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.11).



Bloc B : Le pH

L'élève sera apte à :

- C12-5-03** lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau, entre autres le produit ionique de l'eau K_w ;
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 sur 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 particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur 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



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

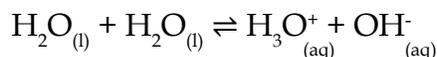
Poser les questions suivantes aux élèves afin de vérifier leurs connaissances antérieures sur le concept du pH :

- Que signifie le terme pH?
- Quelle est la différence entre le pH chez les acides et les bases?

En 10^e 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.

En quête**Enseignement direct – le produit ionique de l'eau**

Présenter le concept de produit ionique de l'eau aux élèves (voir *Chimie 12*, p. 388-390, *Chimie 12 STSE*, p. 498-500 ou *Chimie 11-12*, p. 713-716). Leur rappeler que l'eau peut agir comme un acide ou une base. Dans l'eau pure, certaines molécules d'eau vont se dissocier pour former des ions, mais l'ionisation de l'eau pure est plutôt faible. De fait, il n'y a que deux molécules d'eau sur un milliard qui s'ionisent dans l'eau pure.



Puisque des ions H_3O^+ et OH^- sont présents, on peut voir pourquoi l'eau peut avoir un effet sur les acides ainsi que les bases. On peut représenter l'expression de cette équation à l'équilibre comme suit :

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

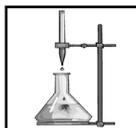
La concentration de H_2O , $[\text{H}_2\text{O}]$, est égale à 1, puisque tous les liquides ou solides à l'état pur ont une concentration constante. On utilise l'expression K_e pour représenter ce produit ionique.

Dans l'eau pure, la concentration de H_3O^+ et celle de OH^- mesurées expérimentalement à 25°C sont de 1×10^{-7} mol/L. En insérant ces valeurs dans l'expression :

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

on obtient :

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



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves une activité visant à élaborer une définition opérationnelle du pH (voir *Chimie 11*, p. 390 et 391, @ l'annexe 2 ou @ l'annexe 3). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 4.

Enseignement direct - le pH

Présenter le concept de pH aux élèves (voir *Chimie 12*, p. 390-393, *Chimie 12 STSE*, p. 500-502 ou *Chimie 11-12*, p. 238-244).

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. 4×10^{-8} mol/L ou 0,000 000 04 mol/L) d'où la proposition de *potentiel d'hydrogène, l'échelle de pH* par Søren P. Sørensen.

Le pH et la concentration réels sont calculés par :

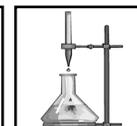
$$pH = -\log [H_3O^+] \quad (\text{tous dans la base 10})$$

de même,

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

ce qui donne, ensemble :

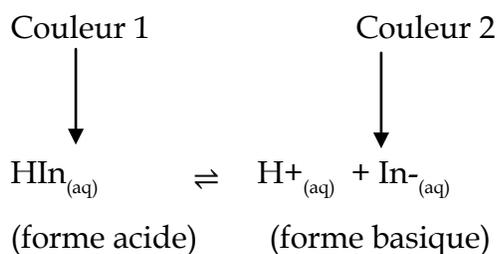
$$pH + pOH = 14$$



Enseignement direct – les indicateurs

Expliquer aux élèves que les indicateurs sont des acides organiques faibles qui changent de couleur lorsque 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.

En 10^e année, les élèves ont utilisé le papier de tournesol, le bleu de bromothymol et la phénolphthaléine pour tester le pH d'un certain nombre de solutions. Dans les textes de référence utilisés, on mentionne qu'il existe beaucoup de substances qui peuvent servir d'indicateurs. Un tableau est fourni à l'annexe 5.



La présence d'un acide augmente la concentration d'ions hydrogène, provoquant ainsi 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.

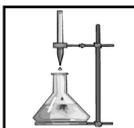
Les intervalles ou gammes de virage sont souvent d'environ 2 unités de pH, bien que plusieurs soient plus petits. L'œil humain réagit plus rapidement à certaines teintes plutôt qu'à d'autres, et certaines substances sont naturellement d'une coloration plus intense que d'autres, même à une concentration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

Il est important de savoir 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 **perd** sa couleur ou **devient** colorée) 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.

Projets de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche sur un des thèmes suivants :

- papier contenant acide et papier sans acide
- les acides en cuisine
- la vie de Sören Sørensen (échelle du pH) ou d'Arnold Beckman (pH-mètre)
- produits ayant un pH précis comme les shampoings et les antiacides
- plantes qui poussent en sol acide et celles qui préfèrent les sols basiques (alcalins)



Démonstrations

Il existe littéralement des centaines de démonstrations où l'on observe des variations de couleur. L'école peut se procurer une série de quatre livres de Bassam Z. Shakhshiri, *Chemical Demonstrations*, 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. Voici de courtes descriptions de quelques démonstrations :

- **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 observer le spectre de couleurs dans le tube.

- **Tube de glace sèche**

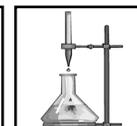
Il s'agit de la même démonstration que la précédente, sauf qu'on place de la glace sèche dans un cylindre gradué de 1000 mL contenant un indicateur universel légèrement basique. À mesure que le CO₂ barbote dans la solution, il forme de l'acide carbonique et le pH s'acidifie graduellement.

- **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 0,5 mol/L d'acide chlorhydrique. La couleur change à mesure que la solution s'acidifie, et elle revient à sa couleur initiale 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 sept combinaisons d'indicateurs dans sept 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.



Animations

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne ou faire une activité virtuelle qui représente la mesure du pH.

- Mesure de pH, eduMedia (accessible gratuitement à partir du site de la DREF)
- Échelle de pH : <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/ph-scale>
- Chem 178L Experiment Acids & Bases pH meter «pH Measurements of Acids & Bases» : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm> (site en anglais)

En fin

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 à une solution d'un pH = 3. À partir de cette comparaison, ils devraient pouvoir expliquer la nature exponentielle de l'échelle du pH.

En plus

Montrer aux élèves comment choisir un indicateur d'après une courbe de titrage.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

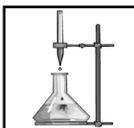
Demander aux élèves de résoudre les problèmes en utilisant le pH, la $[H_3O^+]$ ou la $[OH^-]$ pour calculer la concentration de l'acide ou de la base du couple.

2

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

3

L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).



Bloc C : L'équilibre des acides et des bases

L'élève sera apte à :

- 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 sur le pH, le pourcentage de dissociation et les concentrations;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

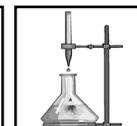
En tête

Faire une démonstration pour mettre en évidence 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 plus on dissout de sel.

Dans le regroupement 1, les élèves ont étudié la nomenclature des acides et des bases et les bases et acides forts (C12-1-03).

Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ont été étudiées dans le regroupement 4 en tant qu'indicateurs de l'état d'avancement d'une réaction. Le présent résultat d'apprentissage s'appuie sur 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 brille avec les deux solutions, mais que l'échantillon d'acide chlorhydrique le fait briller davantage en raison de son taux de dissociation qui voisine les 100 % (c'est un acide fort) et du fait que le nombre d'ions libres formés est plus grand.

En quête

Activité pratique - acides forts et faibles

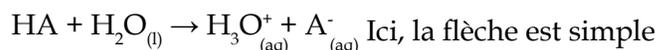
Inviter les élèves à étudier la différence entre les acides forts et faibles en effectuant l'activité de @ l'annexe 6 ou la simulation interactive Solutions acido-basiques sur le site <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions>.

Enseignement direct

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

Acides forts

En général, un acide fort (HA) se dissocie totalement et sa constante d'équilibre (K_{eq}) est très élevée. Cela signifie qu'à la fin de la réaction, il n'y a que des produits, l'acide fort initial ayant presque ou complètement disparu.



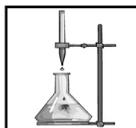
Généralement, les chimistes n'écrivent pas l'expression de l'équilibre des bases et des acides forts parce qu'il n'y a pas d'équilibre, essentiellement. Si on voulait l'écrire, l'expression d'équilibre ressemblerait à ceci :

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

En chimie de 11^e 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, on peut avoir une solution diluée d'un acide fort (p. ex. 0,0010 mol/L d'acide sulfurique) ou une solution concentrée d'un acide faible (p. ex. 17,4 mol/L d'acide acétique).

À l'équilibre, la constante d'équilibre K_{eq} est très élevée; $K_{\text{eq}} > 1$

Dans l'exemple d'un acide fort comme l'acide chlorhydrique, il n'y a pratiquement aucune molécule de HCl dans la solution aqueuse de l'acide. K_{eq} = très élevée pour HCl.



Parmi les autres exemples d'acides forts, mentionnons HClO_4 (acide perchlorique), HI (acide iodhydrique), HBr (acide bromhydrique) et H_2SO_4 (acide sulfurique).

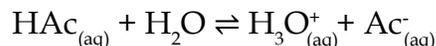
Bases fortes

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), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de calcium), RbOH (hydroxyde de rubidium) et $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de baryum).

Acides faibles

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

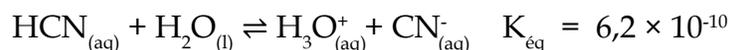


La flèche dans les deux sens indique une réaction réversible.

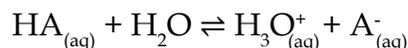
Dans ce cas, il y a très peu de produit formé, c.-à-d. que la réaction inverse est favorisée, et K_{eq} est très faible :

$$K_{\text{eq}} < 1$$

Prenons l'exemple de HCN :



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 :



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

où K_{a} est appelée la constante de dissociation acide.

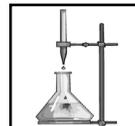
Dans les deux cas, acides forts et bases fortes, la réaction est tellement portée vers la droite qu'il ne reste pratiquement aucun réactif; par conséquent, il n'y a pas d'état d'équilibre.

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 $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,50 \text{ mol/L}$.

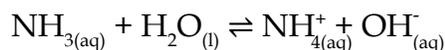
La valeur de K_{a} ou de K_{b} dans le cas d'une base fournit une mesure de la force relative d'un acide ou d'une base.



Bases faibles

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

L'ammoniac représente une base faible importante.



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

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

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 :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Autres exemples de bases faibles : $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ (aniline ou benzénamine), CH_3NH_2 (méthylamine ou aminométhane) et $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (pyridine).

Ⓜ L'annexe 7 comprend un tableau des valeurs de K_a pour les acides. Plus cette valeur 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, lesquelles 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^-) est donc la base la plus forte, suivie de près par l'ion oxyde (O^{2-}).

Résumé

Acides

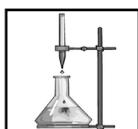
Acide fort \Rightarrow % de dissociation supérieur \Rightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+]$ supérieure \Rightarrow K_a plus élevée
ou alors,

K_a plus faible \Rightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+]$ inférieure \Rightarrow % de dissociation inférieur \Rightarrow acide faible

Bases

Base forte \Rightarrow % de dissociation supérieur \Rightarrow $[\text{OH}^-]$ supérieure \Rightarrow K_b plus élevée
ou alors,

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



Démonstration

Ajouter des quantités égales de HCl et de CH₃COOH à une même concentration à du magnésium métallique. Le HCl réagit fortement, tandis que l'acide acétique ne réagit pas du tout. Inviter les élèves à donner une explication. 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.)

Ne pas présenter trop de questions différentes avant que les élèves aient compris et maîtrisé les questions fondamentales. À titre d'exemple, poser des questions demandant le calcul de réactions inverses seulement après que les élèves ont compris les calculs liés aux réactions directes. Ajouter les concepts de pH et de pOH plus tard dans les questions.

Résolution de problèmes

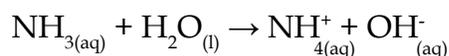
Inviter les élèves à résoudre des problèmes sur les K_a et les K_b, le pH, le pOH, le pourcentage de dissociation et la concentration (voir *Chimie 12*, p. 396-409, *Chimie 12 STSE*, p. 509-527 et *Chimie 11-12*, p. 737-749).

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

1. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et du pourcentage de dissociation, du pH, du pOH, de la [H₃O⁺] ou de la [OH⁻], trouver K_a ou K_b.

Exemple

À partir d'une solution 0,75 mol/L d'une base faible (NH₃) avec une [OH⁻] = 1,0 × 10⁻⁴ mol/L, trouve la K_b.



Écrire l'expression de l'équilibre :

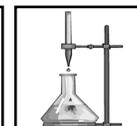
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Insérer les valeurs données :

$$K_b = \frac{[1,0 \times 10^{-4}][1,0 \times 10^{-4}]}{[0,75]}$$

[NH₄⁺] = [OH⁻] = 1,0 × 10⁻⁴ mol/L puisque la stœchiométrie de la réaction est de 1:1.

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

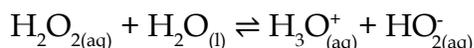


2. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et de la K_a ou de la K_b , trouver la $[H_3O^+]$, la $[OH^-]$, le % de dissociation, le pH ou le pOH.

Exemple

À partir d'une solution 0,75 mol/L d'un acide faible (H_2O_2), trouve la $[H_3O^+]$ et le pourcentage de dissociation.

La valeur de K_a est tirée d'un tableau des K_a qui se trouve à l'annexe 5.



L'expression d'équilibre est :

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

Rappeler aux élèves que dans l'unité portant sur l'équilibre des réactions chimiques, ils ont utilisé le tableau IVÉ et les méthodes de calcul ÉIR/PÉC.

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

$$[H_2O_2] = 0,75 - x$$

$$[H_3O^+] = 0 + x$$

$$[HO_2^-] = 0 + x$$

Insérer les valeurs dans l'expression d'équilibre :

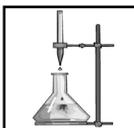
$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{(0 + x)(0 + x)}{(0,75 \text{ mol/L} - x)}$$

Si l'équation est résolue par une méthode mathématique, il faut utiliser la formule quadratique.

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

Éviter d'utiliser la formule quadratique pour résoudre des problèmes de dissociation, à moins que les élèves connaissent bien ce type de formule.

- Si la valeur de x est de beaucoup inférieure à la concentration initiale de l'acide faible ou de la base faible, elle peut être négligée lorsqu'on la compare à 0,75 mol/L et à d'autres valeurs. 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 la valeur de K_a ou K_b est assez élevée ou si la concentration initiale est exprimée avec plus de chiffres significatifs, l'hypothèse de départ pourrait ne pas fonctionner et il faudrait dans ce cas 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 :

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

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

Si désiré, montrer aux élèves comment ce résultat est possible en vérifiant la réponse finale avec deux chiffres significatifs :

$$0,75 \text{ mol/L} - 0,000\ 013 \text{ mol/L} = 0,75 \text{ mol/L} \text{ avec 2 chiffres significatifs.}$$

Donc :

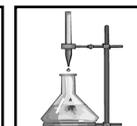
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\% \text{ de dissociation} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-]}{\text{concentration initiale}} \times 100$$

$$\% \text{ de dissociation} = \frac{1,3 \times 10^{-5}}{0,75} \times 100$$

$$\% \text{ de dissociation} = 1,7 \times 10^{-3} \% \text{ ou } 0,0017 \%$$

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

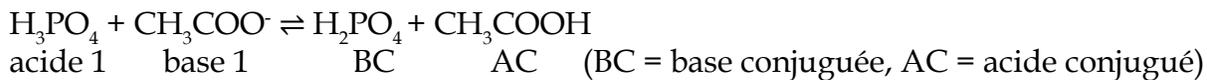


3. Constantes K_a et K_b et le principe de Le Chatelier

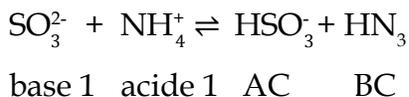
On peut poser d'autres questions portant sur les constantes K_a et K_b et le principe de Le Chatelier. Des exemples sont fournis ci-dessous :

Pour chacun des problèmes, on doit :

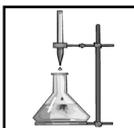
1. compléter la réaction acido-basique à l'aide des tableaux;
2. indiquer les deux acides et bases en jeu;
3. indiquer l'acide le plus fort et l'acide le plus faible;
4. indiquer si la réaction à l'équilibre favorise les réactifs ou les produits.

Exemple 1

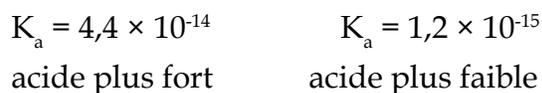
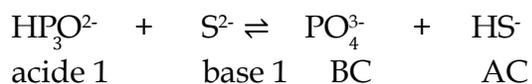
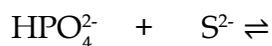
Favorise les produits →

Exemple 2

← Favorise les réactifs



Exemple 3



Favorise les produits →

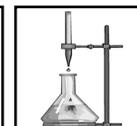
Questions défi

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 :

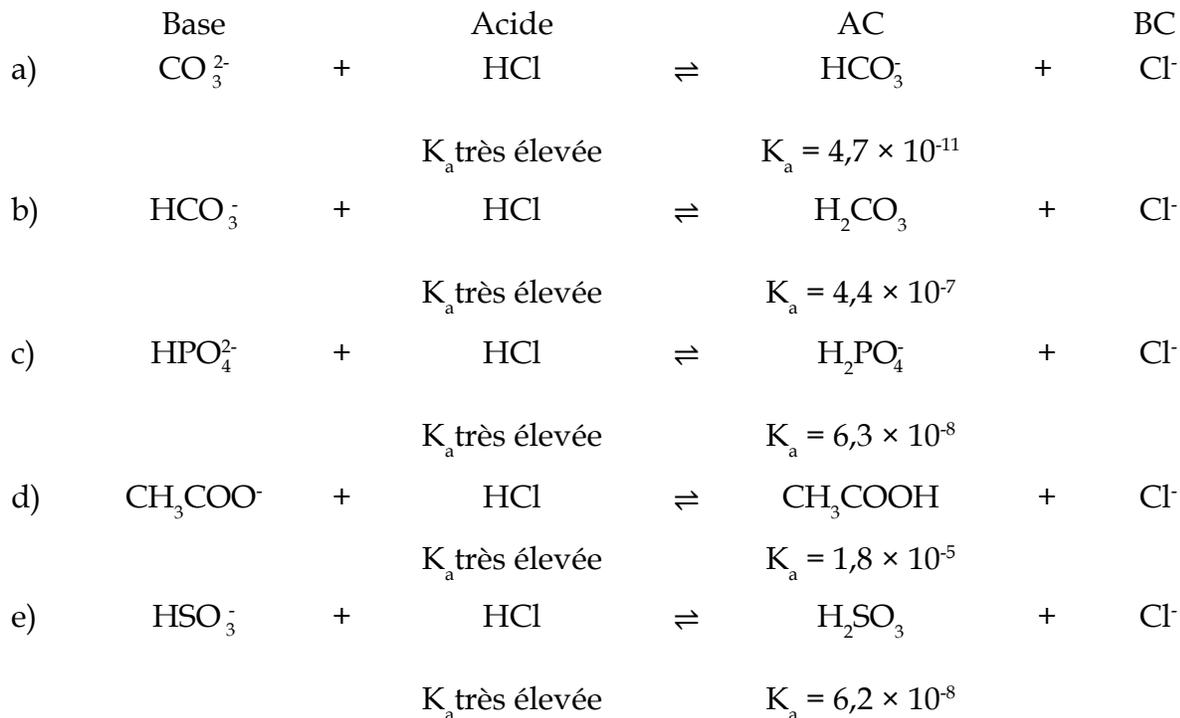
- écris la réaction acido-basique selon la théorie de Brønsted;
- indique les acides et les bases en jeu des deux côtés de la réaction.

Dans quel cas la concentration de l'ion hydronium est-elle diminuée le plus au cours de la réaction avec HCl?

- a) CO_3^{2-}
- b) HCO_3^-
- c) HPO_4^{2-}
- d) CH_3COO^-
- b) HSO_3^-



Solution :



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

Comme la valeur de K_a de CH_3COOH est la plus élevée comparativement aux autres produits, cette réaction aura moins tendance à progresser vers la droite, tandis que pour hydronium. HCO_3^- , la K_a est la plus faible. Dans ce cas, l'effet sur la K_a de HCl sera moins important, donc la réaction sera davantage dirigée vers la droite, ce qui réduira la concentration des ions hydronium.

En fin

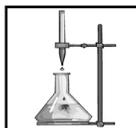
Proposer aux élèves de compléter un cadre de comparaison pour les acides faibles et forts et pour les bases faibles et fortes.

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Inviter les élèves à écrire l'expression de l'équilibre (K_a ou K_b) à partir d'une équation chimique équilibrée.

2

Inviter les élèves à résoudre des problèmes semblables à ceux qui sont présentés dans la section « En quête ».



Bloc D : Détermination de la concentration

L'élève sera apte à :

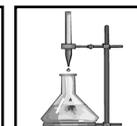
- C12-5-10** déterminer de façon expérimentale la concentration d'une base ou d'un acide inconnu à l'aide d'une base ou d'un acide standard;
RAG : C2
- C12-5-11** déterminer, d'après la formule donnée, si une solution aqueuse d'un composé ionique donné sera acide, basique ou neutre;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans 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 sciences de 10^e 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. Dans le regroupement sur les réactions en solution aqueuse, les élèves ont fait un laboratoire pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort.

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

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.



Poser les questions suivantes pour activer leurs connaissances antérieures sur la neutralisation :

- *Quels sont les produits formés lors d'une réaction de neutralisation?*
- *De quel type de réaction chimique la neutralisation est-elle un exemple?*
- *Écrivez l'équation équilibrée pour la réaction de neutralisation entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de calcium (Ca(OH)₂).*

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin.

En quête

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à réaliser une expérience de titrage acide-base en laboratoire (voir ☺ l'annexe 8). Il existe plusieurs activités de laboratoire qui font appel au processus de titrage et que l'enseignant peut utiliser à la place des autres activités suggérées ou en plus de ces autres activités, selon le temps dont on dispose.

- Le pourcentage d'acide acétique dans le vinaigre de cuisine (voir ☺ l'annexe 9).
- L'analyse de l'Aspirine® (voir ☺ l'annexe 10).

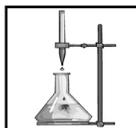
La qualité des burettes fournies aux élèves varie grandement d'une école à l'autre. Dans bien des cas, les burettes sont munies d'un tube de caoutchouc, d'une extrémité en verre et d'une pince pour régler le débit. Avec ce genre de burette, il n'est pas facile de contrôler le nombre de gouttes et la 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 le regroupement 1, l'enseignant peut avoir fourni aux élèves des plaques à puits 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 appropriée de l'utiliser et le soin avec laquelle il faut manipuler cette délicate pièce d'équipement.

Pour le laboratoire présenté à ☺ l'annexe 8, 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 le titrage 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. Mentionnons que l'usage d'une balance électronique qui effectue 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 une fois que les élèves auront fait une première lecture de la fiche du laboratoire. Lancer 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.



Analyse de courbes de titrage

Pour présenter aux élèves des types de courbes de titrage autres que les courbes d'acides forts avec une base forte, consulter @ l'annexe 11 qui comprend des exemples de courbes de titrage, ainsi que @ l'annexe 12 qui comprend des questions liées à l'analyse de courbes de titrage.

Enseignement direct

Présenter aux élèves des exemples de solutions aqueuses de composés ioniques qui sont neutres, acides ou basiques.

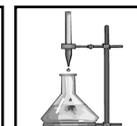
Le tableau adapté ci-dessous présente un sommaire des espèces participant à l'hydrolyse. Sous cette forme, ce tableau est destiné à l'enseignant.

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

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.

Bien des élèves croient, à tort, que les solutions de sels sont toujours neutres, ce n'est pas toujours le cas. Quand un acide se combine à une base, il se forme un sel et de l'eau. Toutefois, la solution aqueuse résultante peut être neutre, acide ou basique, selon la force de l'acide et de la base qui ont réagi.



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 ainsi une solution basique, ou les cations du sel dissocié peuvent donner des ions hydrogène à l'eau, produisant ainsi une solution acide.

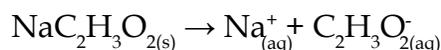
Utiliser les exemples ci-dessous pour expliquer en détail les mécanismes qui touchent les diverses espèces durant l'hydrolyse :

- Cations d'une base forte plus anions d'un acide fort : $\text{pH} \cong 7$
Aucun exemple n'est nécessaire puisqu'il n'y a pas d'hydrolyse.
- Cations d'une base forte plus anions d'un acide faible : $\text{pH} > 7$

Exemple 1

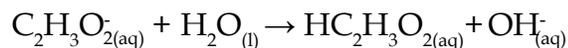
$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ Solution basique, $\text{pH} > 7$

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



$\text{Na}^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$ Il n'y a aucune réaction, car Na^+ est un ion spectateur.

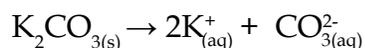
Comme la valeur de K_a de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ est très faible ($1,8 \times 10^{-5}$), la réaction directe ci-dessous est favorisée, telle qu'indiquée, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en excès.



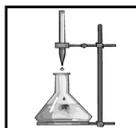
Exemple 2

K_2CO_3 Solution basique, $\text{pH} > 7$

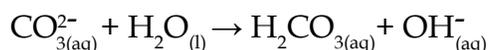
Puisque K_2CO_3 est formé à partir d'une base forte (KOH) et d'un acide faible (H_2CO_3), une solution basique en résultera. Le carbonate de potassium se dissout dans l'eau pour produire des cations potassium et des anions carbonate.



$2\text{K}^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$ Il n'y a aucune réaction.



De même, comme la valeur de 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), telle qu'indiquée, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en excès.

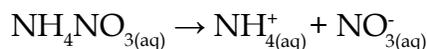


- Cations d'une base faible plus anions d'un acide fort $\rightarrow \text{pH} < 7$

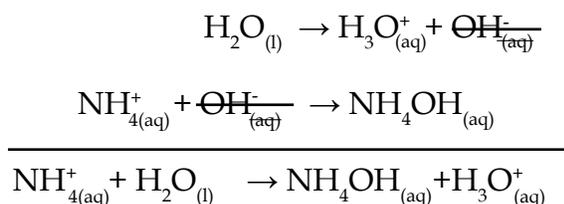
Exemple 3

NH_4NO_3 Solution acide, $\text{pH} < 7$

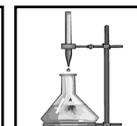
Suivant le même argument que dans les deux premiers exemples, on peut dire que le nitrate d'ammonium se dissout dans l'eau pour produire des cations ammonium et des anions nitrate. NH_4NO_3 est formé à partir d'une base faible (NH_3) et d'un acide fort (HNO_3), donc une solution acide en résultera.



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



Puisqu'il y a formation de H_3O^+ , la solution salée est acide. (L'ion négatif de tout acide fort ne réagit pas avec l'eau.)



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience d'hydrolyse simple sur un certain nombre de sels comme complément à la discussion en classe (voir *Chimie 12*, p. 420).

En fin

1

Proposer aux élèves de compléter un cycle de mots pour les termes suivants, ou de les définir à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.6 et 10.9) : *titrer, titrant, point de virage, point d'équivalence, indicateur, aliquote, solution étalon, diluer.*

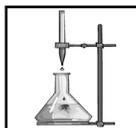
2

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

En plus

La technique de titrage est utilisée couramment à des fins industrielles et en recherche. Demander aux élèves de faire une recherche sur des applications de cette technique, par exemple :

- l'analyse du pH des pluies acides;
- l'analyse du pH du sol;
- l'efficacité des comprimés d'antiacide ou d'aspirine;
- la détermination de la teneur en oxygène des eaux de surface (titrant : thiocyanate de sodium; indicateur : solution d'amidon);
- le maintien du pH requis durant la croissance de bactéries;
- l'identification d'additifs alimentaires;
- la détermination de l'étendue des algues marines;
- la détermination par les biologistes de l'état des récifs de corail en milieu marin;
- l'analyse du contenu en acide phosphorique dans les boissons gazeuses.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ☹ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

2

Demander aux élèves de compléter le cadre de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).

3

Demander aux élèves de discuter de leurs résultats par rapport aux facteurs d'erreur associés à l'expérience.

4

Demander aux élèves d'expliquer pourquoi le bicarbonate de sodium est une substance antiacide efficace et pourquoi l'hydroxyde de sodium ne l'est pas.

5

Demander aux élèves de 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.

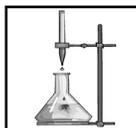
6

Inviter les élèves à compléter l'exercice de ☹ l'annexe 14.



LISTE DES ANNEXES

| | |
|---|------|
| ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases..... | 5.45 |
| ANNEXE 2 : Expérience – Indicateurs et pH..... | 5.47 |
| ANNEXE 3 : Mesure du pH | 5.49 |
| ANNEXE 4 : Mesure du pH – Renseignements pour l’enseignant..... | 5.51 |
| ANNEXE 5 : Exemples d’indicateurs de neutralisation..... | 5.52 |
| ANNEXE 6 : Les acides forts et faibles..... | 5.53 |
| ANNEXE 7 : Forces relatives des acides..... | 5.55 |
| ANNEXE 8 : Analyse quantitative – Titrage acide-base..... | 5.56 |
| ANNEXE 9 : Analyse du vinaigre domestique..... | 5.60 |
| ANNEXE 10 : Analyse de l’acide acétylsalicylique..... | 5.61 |
| ANNEXE 11 : Les courbes de pH..... | 5.63 |
| ANNEXE 12 : Problèmes – Courbes de pH..... | 5.68 |
| ANNEXE 13 : Exercice – Les courbes de titrage..... | 5.71 |



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases*

FEUILLE A

1. On inclut parfois des bouteilles de vinaigre dans des trousse de sécurité sur les plages tropicales. Pourquoi le vinaigre serait-il utile comme produit chimique sur ces plages?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Lorsqu'une boisson gazeuse (p. ex. Coca-Cola) perd son pétillant, le goût change. Que s'est-il passé chimiquement?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi faire dissoudre du bicarbonate de soude dans l'eau est-il un bon remède pour un mal d'estomac?

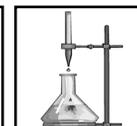
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Lorsque les fruits mûrissent, leur goût change de sûr à sucré. Que se passe-t-il chimiquement?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases

FEUILLE B

1. On place parfois du bicarbonate de soude et du vinaigre dans les troussees de premiers soins pour traiter les piqûres d'insectes. Pourquoi?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Pourquoi un entraînement excessif peut-il causer des crampes musculaires, mais lorsqu'on se repose pour un moment, les crampes cessent? Que se passe-t-il sur le plan chimique?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi doit-on parfois remplacer l'acide dans une batterie de voiture? Que s'est-il passé chimiquement?

Ma réponse :

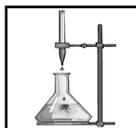
Réponse de mon/ma partenaire :

4. Pourquoi, dans certains endroits du monde, la pluie cause-t-elle la dégradation de la pierre de certains bâtiments?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Acids and Bases: What is Happening Chemically C12-5-01 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Expérience – Indicateurs et pH

Introduction

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.

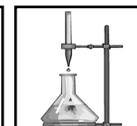
pH-mètre. Le pH-mètre est un appareil électronique qui compare la tension (voltage) d'une solution à la tension d'une solution étalon. L'acidité ou l'alcalinité est lue directement sur l'appareil en format numérique ou analogique. L'appareil est précis et rapide, mais relativement coûteux.

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 d' 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, puisqu'il faudrait le tremper 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 comprend 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 change de couleur et permet d'établir avec assez de justesse le pH global d'une solution à tester.

Matériel

- solution à 0,1 mol/L de NaOH
- eau distillée
- bleu de bromothymol (indicateur)
- méthylorange (indicateur)
- compte-gouttes
- solution à 0,1 mol/L de HCl
- indicateur universel
- phénolphthaléine (indicateur)
- plaque à puits



Démarche

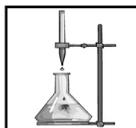
1. Place la plaque à puits sur une feuille de papier blanc, avec à gauche les colonnes étiquetées au moyen de lettres. Verse 9 gouttes d'eau distillée dans les puits 2 à 11 des rangées A, B, C et D.
2. Ajoute 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de HCl aux puits A1, B1, C1 et D1.
3. Ajoute 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de NaOH aux puits A12, B12, C12 et D12.
4. Transfère 1 goutte d'acide chlorhydrique du puits A1 au puits A2. Mélange en aspirant le contenu du puits A2 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A2.
5. Transfère une goutte du puits A2 au puits A3 et mélange à nouveau en aspirant le contenu du puits A3 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A3.
Continue ainsi la série de dilutions jusqu'au puits 6 inclusivement.
6. Répète les étapes 4 et 5 pour les rangées B, C et D.
7. Transfère 1 goutte de la solution d'hydroxyde de sodium du puits A12 au puits A11.
Mélange le contenu du puits 11 en l'aspirant dans un compte-gouttes et en le rejetant dans le puits 11.
8. Transfère une goutte du puits A11 au puits A10 et mélange le contenu du puits A10 à l'aide du compte-gouttes et en retournant le liquide dans le puits A10. Continue ainsi la série de dilutions en revenant jusqu'au puits 8 inclusivement.
9. Répète les étapes 7 et 8 pour les rangées B, C et D.

On a maintenant quatre 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. À titre d'exemple, le puits 4 a un pH de 4 et le puits 9, un pH de 9.

10. Ajoute 1 goutte d'indicateur universel à chaque puits de la rangée A.
11. Ajoute 1 goutte de méthylorange à chaque puits de la rangée B.
12. Ajoute 1 goutte de phénolphtaléine à chaque puits de la rangée C.
13. Ajoute 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 le titrage d'une solution de HCl/NaOH?
4. Quel indicateur ne serait pas approprié pour le titrage 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 basique selon une gamme spécifique de pH.

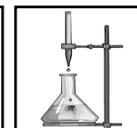
Objectif

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

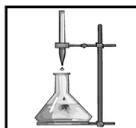
Démarche

1. Place une plaque de microtitration de 96 puits 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 les changements de couleur plus visibles.)
2. Dans les rangées A, C, E et G, ajoute 9 gouttes d'eau distillée dans chacun des puits numérotés de 2 à 11.
3. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) en concentration de 0,1 mol/L dans le puits n° 1 des rangées A, C, E et G.
4. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) en concentration de 0,1 mol/L dans le puits n° 12 des rangées A, C, E et G.
5. Transfère une goutte de solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à 0,1 mol/L du puits A1 au puits 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 du puits A2 au puits A3 et en mélangeant soigneusement. Continue d'un puits à l'autre jusqu'au puits 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 NaOH à 0,1 mol/L dans les mêmes rangées que pour la dilution acide, en procédant à reculons du puits n° 12 au puits n° 8, celui-ci représentant la dernière dilution basique.

Tu as maintenant quatre rangées contenant chacune des solutions acides et des solutions basiques. Montre que pour les puits 1 à 6, le pH des solutions acides est d'environ 1, 2, 3, 4, 5 et 6 respectivement, et que pour les puits 8 à 12, le pH des solutions basiques est d'environ 9, 10, 11, 12 et 13 respectivement.



8. Ajoute une goutte de solution indicatrice universelle dans chacun des puits de la rangée A.
9. Ajoute une goutte de solution indicatrice au méthylorange dans chacun des puits de la rangée C.
10. Ajoute une goutte de solution indicatrice au bleu de bromothymol dans chacun des puits de la rangée E.
11. Ajoute une goutte de solution indicatrice à la phénolphtaléine dans chacun des puits 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 4 : Mesure du pH – Renseignements pour l'enseignant

Préparation des solutions indicatrices :

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

Bleu de bromothymol :

Dissoudre 0,04 g de sel sodique de bleu de bromothymol dans 100 mL d'eau distillée.

Méthylorange :

Dissoudre 0,01 g de méthylorange dans 100 mL d'eau distillée.

Phénolphtaléine :

Dissoudre 0,05 g de phénolphtaléine dans 50 mL d'éthanol à 95 % et diluer la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 mL.

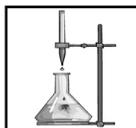
Indicateur universel de Yamada :

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 %. Ajouter de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,01 mol/L jusqu'à ce que le mélange devienne vert et diluer la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 mL.



ANNEXE 5 : 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 6,3 |
| 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 8,2 |
| <i>m</i> -nitrophénol | incolore à jaune | 6,7 à 8,6 |
| Phénolphtaléine | incolore à rose | 8,3 à 10,0 |
| Thymolphtaléine | 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 6 : Les acides forts et faibles*

Introduction

Réfléchis à la question suivante :

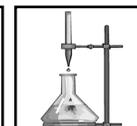
- Selon ce que tu as appris en sciences en 10^e année, que veut-on dire lorsqu'on parle d'acide fort? D'acide faible?

Matériel

- 2 béchers de 250 mL
- acide acétique concentré
- acide chlorhydrique concentré
- conductimètre
- pH-mètre
- magnésium en poudre

Démarche

1. Détermine le pH et la conductivité de l'eau du robinet.
2. Qu'est-ce que cette information nous dit par rapport à la composition de l'eau du robinet?
3. Ajoute 5 gouttes d'acide acétique concentré à un bécher contenant 100 mL d'eau. Ajoute 5 gouttes d'acide chlorhydrique concentré à un deuxième bécher contenant 100 mL d'eau.
4. Y a-t-il une différence dans l'apparence de ces deux solutions?
5. Compare la conductivité des deux solutions. Laquelle a une plus grande conductivité? Qu'est-ce que cela suggère?
6. Compare le pH des deux solutions. Laquelle est plus acide? Qu'est-ce que cela suggère?
7. Compare la réactivité des deux solutions en ajoutant une petite quantité de magnésium en poudre à chaque bécher. Quelle solution réagit plus rapidement? Qu'est-ce que cela suggère?



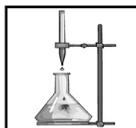
Analyse

1. Rends-toi à l'adresse <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions> et observe la différence entre un acide fort et un acide faible (sélectionne la vue *molécules*). En quoi ces acides sont-ils semblables lorsqu'ils se dissocient dans l'eau? En quoi sont-ils différents?
2. D'après ce que tu as observé à l'échelle particulaire, écris les réactions représentant ces processus :
 - a) acide chlorhydrique concentré dans l'eau;
 - b) acide acétique concentré dans l'eau.
3. Explique la signification de la flèche entre les réactifs et les produits pour expliquer ce qui survient dans chacune des réactions.
4. Explique pourquoi la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique est plus rapide et pourquoi la réaction entre le magnésium et l'acide acétique est plus lente.
5. Pourquoi l'acide chlorhydrique est-il un meilleur conducteur que l'acide acétique?
6. Explique pourquoi l'acide acétique a un pH plus élevé (moins acide) que l'acide chlorhydrique.

Conclusion

1. Explique la différence entre un acide fort et un acide faible :
 - a) à l'aide de mots;
 - b) à l'aide d'équations chimiques;
 - c) à l'aide de propriétés vérifiables.
2. Réfléchis aux applications d'acides faibles et forts.
 - a) Pourquoi les acides dans la nourriture sont-ils habituellement faibles?
 - b) Pourquoi un acide fort (acide sulfurique) plutôt qu'un acide faible serait-il utilisé dans une batterie de voiture?
 - c) Pourquoi l'acide dans notre estomac serait-il un acide fort?
3. Explique la différence entre un acide fort et un acide faible ainsi qu'entre un acide concentré et un acide dilué.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Strong and Weak Acids C12-5-04 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 7 : 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 | $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$ | $1,1 \times 10^{-7}$ |
| 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 | $\text{HTe}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Te}^{2-}$ | $1,1 \times 10^{-11}$ |
| 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 | $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}^{2-}$ | $< 10^{-36}$ |
| Ammoniac | $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_2^-$ | très faible |



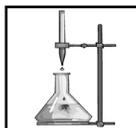
ANNEXE 8 : Analyse quantitative – Titrage acide-base

Objectifs

- Normaliser une solution de base à partir d'une solution mère acide par la méthode de titrage.
- À partir d'un solide de masse inconnue, préparer 100 mL d'une solution aqueuse de cet acide.
- 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 près.

Démarche**Partie A**

1. Tu vas recevoir deux burettes : celle de gauche servira à l'acide et celle de droite, à la base. Avant d'utiliser les burettes, lave-les soigneusement à l'eau savonneuse et rince-les sous le robinet pour enlever toute trace de savon. Rince-les ensuite en y introduisant des portions de 15 mL d'eau distillée et assure-toi qu'il ne reste pas de bulles dans la pointe des burettes. Enfin, rince-les à nouveau avec plusieurs aliquotes (10-15 mL) des solutions respectives.
2. Remplis une burette d'acide et l'autre d'une base. Vérifie la mesure sur chaque burette pour déterminer le volume initial de chaque solution, soit l'acide et la base, à 0,01 mL près.
3. Verse de 10 à 15 mL environ d'acide dans une fiole d'Erlenmeyer propre de 250 mL, puis environ 10 mL d'eau distillée pour rincer les côtés de la fiole. Lis le volume d'acide dans la burette et inscris-le comme mesure finale de l'acide. Ajoute environ trois gouttes d'indicateur phénolphthaléine à la fiole. Utilise une nouvelle fiole propre pour chaque essai.
4. Sans cesser de faire tourner le liquide dans la fiole, ajoute la base LENTEMENT jusqu'à ce qu'apparaisse une couleur rose pâle persistante, laquelle indique 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 persiste. Vérifie minutieusement le volume de la base et l'inscrire comme volume final de la base.
5. Répète ces étapes autant de fois que nécessaire (au moins quatre fois) pour obtenir un résultat constant à trois chiffres significatifs pour la concentration de la base.
6. Choisis les trois meilleurs résultats et inscris-les dans un tableau de données. Montre les calculs pour chaque essai. Calcule la moyenne des trois essais et inscris cette moyenne.

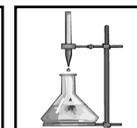


Partie B

1. Recueille une fiole 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. Transfère l'acide à un ballon jaugé de 100 mL. Verse de l'eau jusqu'à environ la moitié du ballon et fais tourner jusqu'à ce que le solide se dissolve complètement, puis remplis d'eau jusqu'à la marque exacte de 100 mL sur le ballon. Manipule l'échantillon d'acide avec grande prudence puisque tu ne recevras qu'un seul échantillon. L'échantillon de 100 mL est suffisant pour faire de cinq à huit titrages, ce qui devrait suffire pour la mesure.
3. Une fois la solution acide préparée, utilise la même technique que pour la partie A de l'expérience, mais cette fois-ci, utilise 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. Consigne trois des meilleurs résultats, comme dans la partie A. La masse doit être calculée au millième de gramme (0,001 g) près.

Calculs et questions

1. Inscris dans un tableau de données les valeurs des volumes de l'acide et de la base utilisés dans la partie A.
2. Calcule la concentration de la base utilisée et montre tous tes calculs.
3. Inscris dans un tableau les valeurs de l'acide et de la base utilisés dans la partie B.
4. Calcule la concentration de l'acide sulfamique utilisé dans l'échantillon et montre tous tes calculs.
5. Calcule la masse de l'échantillon d'acide sulfamique. Présente la moyenne des trois meilleurs essais. Montre tous tes calculs.
6. Quand le point de virage est atteint dans le titrage acide-base, qu'est-ce-que cela indique au sujet de la concentration de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et de $[\text{OH}^-]$?
7. Quel serait le pH probable de la solution juste au moment où la phénolphtaléine vire au rose?
8. Pourquoi est-il si important d'utiliser une solution indicatrice pour faire des titrages?
9. Que signifie l'énoncé suivant : « Les volumes relatifs requis dans un titrage varient de façon inversement proportionnelle à la concentration des solutions »?



| Tableau des données de titrage - Partie A | | | |
|---|-------------------------------|-------|------|
| Essai | Mesure de la burette | Acide | Base |
| 1 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 2 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 3 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 4 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 5 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 6 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 7 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 8 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |

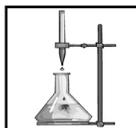
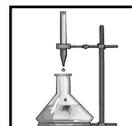


Tableau des données de titrage - Partie B

| Essai | Mesure de la burette | Acide | Base |
|-------|-------------------------------|-------|------|
| 1 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 2 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 3 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 4 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 5 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 6 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 7 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |
| 8 | Mesure finale de la burette | | |
| | Mesure initiale de la burette | | |
| | Volume total | | |



ANNEXE 9 : Analyse du vinaigre domestique

Objectif

Déterminer le pourcentage d'acide acétique dans le 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 %.

Démarche

1. Prends 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 phénolphtaléine.
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 tout au long du titrage. Lorsque la couleur rose commence à disparaître plus lentement, commence à ajouter la solution basique une goutte à la fois.
4. Arrête le titrage lorsque la première trace de rose pâle persiste de 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 près (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 g/mL.

Données

| | | Essai n° 1 | Essai n° 2 | Essai n° 3 |
|---------------------------------|----------------|------------|------------|------------|
| Mesure de la burette | finale | | | |
| | initiale | | | |
| | volume utilisé | | | |
| Concentration de NaOH normalisé | | | | |

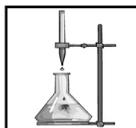
Calculs

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 :

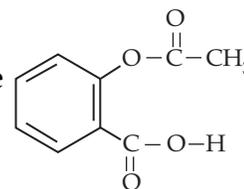
Pourcentage de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (masse) :



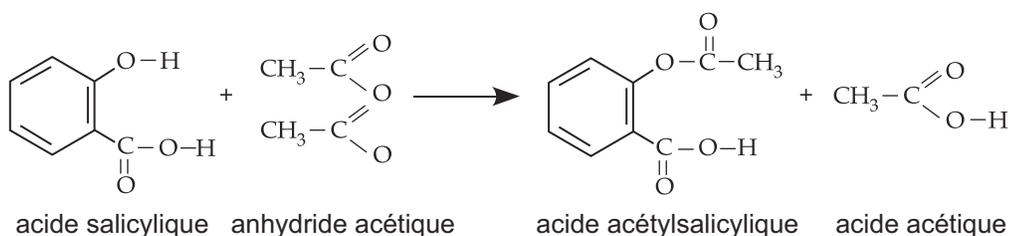
ANNEXE 10 : Analyse de l'acide acétylsalicylique

Introduction

L'Aspirin^{MC} (marque de commerce de Bayer) est le nom commun de l'acide acétylsalicylique, parfois abrégé AAS. Sa formule structurale est illustrée à droite.



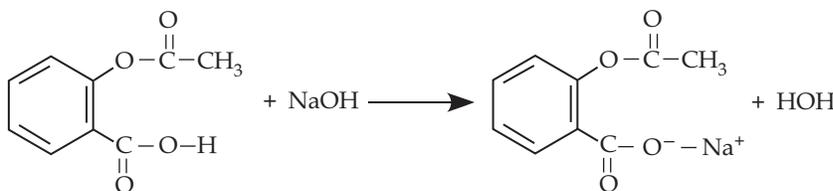
L'AAS pur peut être synthétisé en traitant de l'acide acétylsalicylique avec de l'anhydride acétique en présence d'une trace d'acide sulfurique ou d'acide phosphorique.



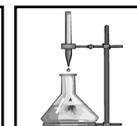
Le produit est retiré du mélange réactionnel par cristallisation. L'AAS brut doit être purifié par lavage afin que les sous-produits excédentaires soient éliminés, puis recristallisé à l'état pur.

Les comprimés d'aspirine 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 que montre l'indicateur à la phénolphaléine. Le pourcentage d'AAS présent peut ensuite être calculé.

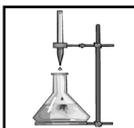


Démarche

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 d'Erlenmeyer 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 phénolphtaléine. 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 mol/L. 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 d'ajouter la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que le point de virage de la phénolphthaléine soit 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 g/mol; chaque molécule transfère un ion hydrogène à une base.

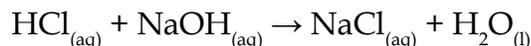


ANNEXE 11 : Les courbes de pH

Lorsque les données relatives au pH d'une solution durant un titrage acide-base sont représentées sur un graphique, on obtient une « courbe de pH ». Les formes générales des courbes produites au cours d'une série de titrages peuvent être classées en famille, 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.

A : 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 mol/L (HCl, un monoacide fort) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mol/L (NaOH_(aq), un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



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

À l'équivalence, les moles de HCl présentes à l'origine = les moles de NaOH ajoutées. Le volume de HCl initial × la concentration de la solution de HCl = le volume de NaOH ajouté × la concentration de la solution de NaOH.

À l'équivalence, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$; $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$; et puisque Na⁺ est un acide plus faible que l'eau et que Cl⁻ est une base plus faible que l'eau, la solution est décrite comme « neutre ». À 25 °C, le pH est de 7,0 (compte tenu de la série d'hypothèses habituelles). La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 1 ci-dessous.

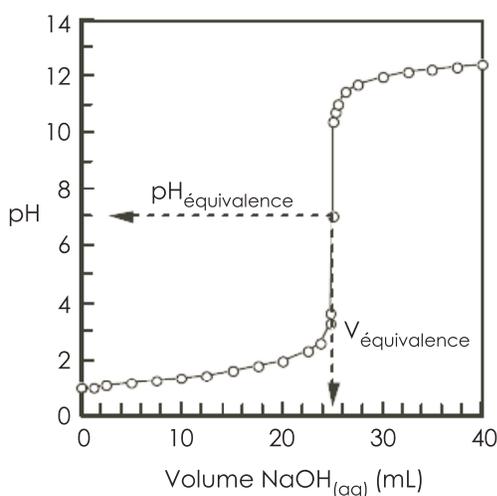


Figure 1 : HCl_(aq) 0,1 mol/L c. NaOH_(aq) 0,1 mol/L

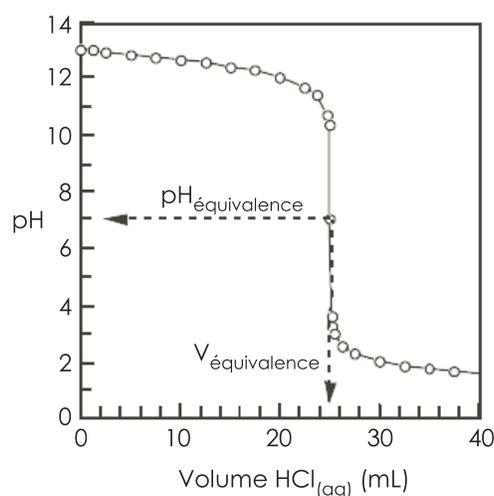
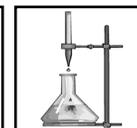


Figure 2 : NaOH_(aq) 0,1 mol/L c. HCl_(aq) 0,1 mol/L



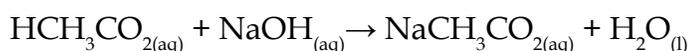
B : Solution de base forte titrée avec une solution d'acide fort

Ce titrage est semblable au titrage d'un acide fort avec une base forte, sauf que l'acide est la variable indépendante (c'est 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 mol/L avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L. La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 2 à la page précédente.

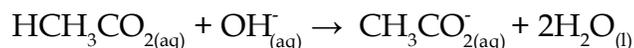
Dans les exemples I et II, on trouve le point de virage (le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

C : 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 mol/L (HCH_3CO_2 , un monoacide faible pour lequel $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mol/L ($\text{NaOH}_{(aq)}$, un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



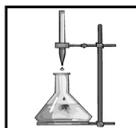
ou sous la forme d'une équation ionique nette :



(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_3CO_2 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^+ est un acide plus faible que l'eau et que CH_3CO_2^- est une base plus forte que l'eau, la solution est décrite comme « basique ». À 25 °C, le pH est supérieur à 7,0 (compte tenu de la série d'hypothèses habituelles).



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

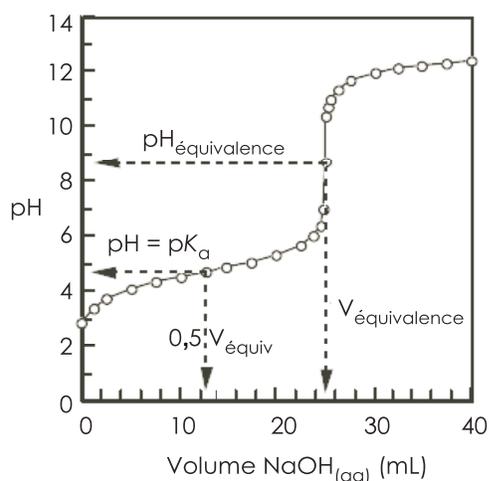


Figure 3 : HOAc_(aq) 0,1 mol/L c. NaOH_(aq) 0,1 mol/L

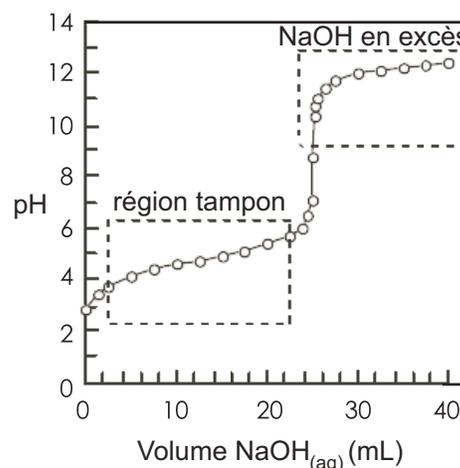
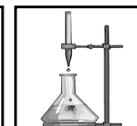


Figure 3.b

On trouve le point de virage (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 voir l'exemple D), 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 ($0,5 V_{\text{équivalence}}$), $[\text{HCH}_3\text{CO}_2] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$ et $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$; ainsi, $\text{pH} = \text{p}K_a$.



D : 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 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'ammoniac à 0,100 mol/L ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L) avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L. La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 4 ci-dessous.

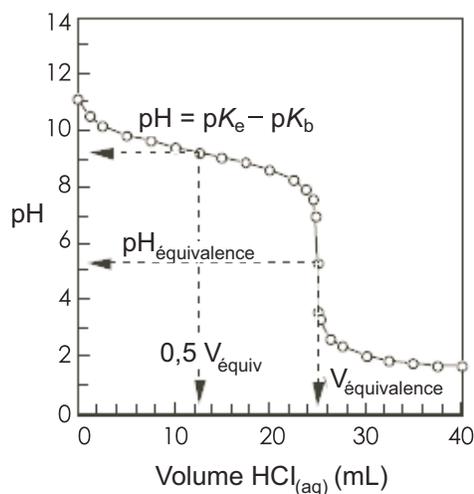


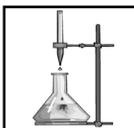
Figure 4 : NH_{3(aq)} 0,1 mol/L c. HCl_(aq) 0,1 mol/L

On trouve le point de virage (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 NH_4^+ . Puisque dans le cas des paires acide-base conjuguées, $K_a = K_e/K_b$, au point de mi-équivalence, $\text{pH} = \text{p}K_e - \text{p}K_b$.

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 à l'intérieur d'une gamme de pH. Le tableau suivant fournit une description d'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 | 4,2 à 6,3 |
| bleu de bromothymol | jaune → bleu | 6,0 à 7,6 |
| rouge de phénol | jaune → rouge | 6,7 à 8,2 |
| phénolphtaléine | incolore → rose | 8,3 à 10,0 |

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 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.)

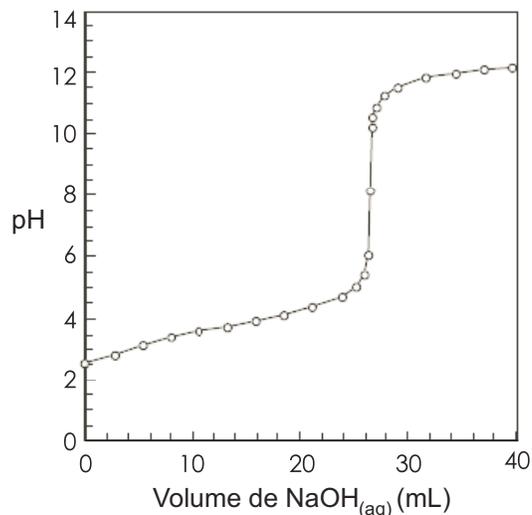
Pour les titrages illustrés précédemment, voici une liste des indicateurs pouvant être utilisés :

HCl c. NaOH : bleu de bromothymol, rouge de méthyle ou phénolphthaléine
 NaOH c. HCl : vert de bromocrésol, rouge de méthyle ou bleu de bromothymol
 HOAc c. NaOH : phénolphthaléine
 NH₃ c. HCl : rouge de méthyle ou vert de bromocrésol

Remarque : il est préférable d'effectuer les titrages HCl c. NaOH et NaOH c. HCl avec des indicateurs différents afin de mieux établir le point de virage du neutre à la base et du neutre à l'acide avec une goutte d'indicateur.



ANNEXE 12 : Problèmes – Courbes de pH

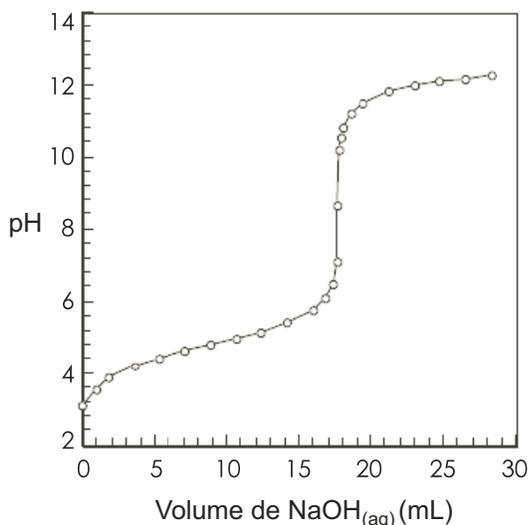


Un élève verse à la pipette 25,0 mL de solution aqueuse d'un acide inconnu dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute 25 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,0985 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. 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 .

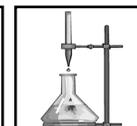


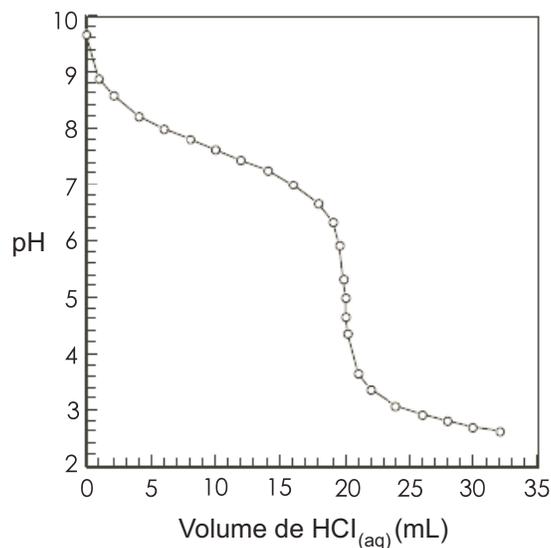


Un élève pèse 0,225 g d'un acide solide inconnu et le verse dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute environ 50 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,1245 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique 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.

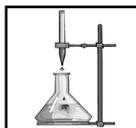




Un élève pèse 0,0165 g d'une base solide inconnue et la verse dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute environ 100 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard d'acide chlorhydrique en concentration de 0,026 35 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique 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.



ANNEXE 13 : Exercice – Les courbes de titrage*

Le titrage est un processus de neutralisation où un titrant (une solution de concentration connue) est versé dans un analyte (solution inconnue) jusqu'à ce que cette dernière soit complètement neutralisée. Ceci permet de trouver la concentration de la solution inconnue. Un indicateur (souvent un acide faible) est placé dans la solution inconnue afin de déterminer le point de virage (la valeur de pH à laquelle l'indicateur change de couleur). Le point d'équivalence est le point dans un titrage où le nombre de moles du titrant est égal au nombre de moles de la solution inconnue. Le pH est la valeur utilisée pour suivre un titrage. On construit souvent un graphique du pH en fonction du volume de titrant ajouté. La courbe produite se nomme courbe de titrage.

Types de réactions de titrage :

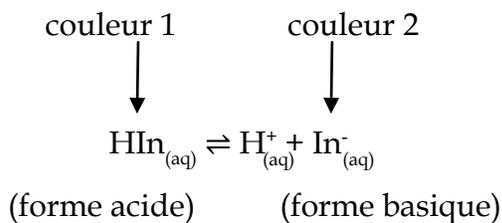
1. Titrage d'acides forts et de bases fortes : le pH au point d'équivalence est égal à 7.
2. Titrage d'un acide faible par une base forte : le pH au point d'équivalence est supérieur à 7.
3. Titrage d'un acide fort par une base faible : le pH au point d'équivalence est inférieur à 7.

Les indicateurs

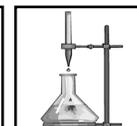
Les indicateurs sont des substances (souvent des acides faibles) qui changent de couleur selon le pH. Différents indicateurs vont changer de couleur à différentes valeurs de pH, donc le choix de l'indicateur pour un titrage dépend de la force de l'acide et de la base. On doit choisir un indicateur dont le point de virage est près du point d'équivalence.

Les indicateurs et le principe de Le Chatelier

Le principe de Le Chatelier peut nous aider à expliquer le changement de couleur d'un indicateur.



La présence d'un acide (qui fournit des ions H⁺) augmente la concentration d'ions hydrogène, provoquant ainsi le virage de la couleur 2 à la couleur 1. La présence d'une base (qui fournit des ions OH⁻) diminue la concentration en ions hydrogène, et la couleur 1 fait place à la couleur 2.



Voici des intervalles de pH de certains indicateurs :

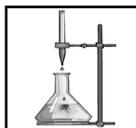
| Indicateur | Intervalle de pH | Couleur dans un acide | Couleur dans une base |
|---------------------|------------------|-----------------------|-----------------------|
| Violet de méthyle | 0,0-1,6 | Jaune | Bleu |
| Jaune de méthyle | 2,9-4,0 | Rouge | Jaune |
| Bleu de bromophénol | 3,0-4,6 | Jaune | Bleu |
| Méthylorange | 3,1-4,4 | Rouge | Jaune |
| Rouge de méthyle | 4,2-6,3 | Rouge | Jaune |
| Papier tournesol | 5,5-8,0 | Rouge | Bleu |
| Bleu de bromothymol | 6,0-7,6 | Jaune | Bleu |
| Rouge de phénol | 6,7-8,2 | Jaune | Rouge |
| Phénolphtaléine | 8,3-10,0 | Incolore | Rose |
| Thymolphtaléine | 9,4-10,6 | Incolore | Bleu |
| Jaune d'alizarine | 10,0-12,0 | Jaune | Rouge |

Objectif

Analyser les ressemblances et les différences entre plusieurs courbes de titrage.

Partie A

On ajoute 50,0 mL d'acide nitrique (de concentration inconnue) et un indicateur dans une fiole d'Erlenmeyer de 150 mL. On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. On ajoute ensuite graduellement une solution de NaOH (base forte) de 0,1 mol/L en agitant continuellement le contenu de la fiole. On mesure le pH chaque fois que 2,0 mL de NaOH sont ajoutés.

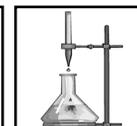


Données :

| Volume de NaOH ajouté (mL) | pH |
|----------------------------|-------|
| 0,0 | 1,00 |
| 10,0 | 1,18 |
| 20,0 | 1,37 |
| 40,0 | 1,95 |
| 45,0 | 2,28 |
| 48,0 | 2,69 |
| 19,0 | 3,00 |
| 50,0 | 7,00 |
| 51,0 | 11,00 |
| 55,0 | 11,68 |
| 60,0 | 11,96 |
| 80,0 | 12,36 |
| 100,0 | 12,52 |

Analyse

1. Les substances du titrage sont le NaOH et le HNO₃. Les deux sont des électrolytes forts
Prédis la forme de la courbe de titrage qui serait obtenue à partir des données du tableau
Prédis aussi le pH au point d'équivalence.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Trace un graphique du pH en fonction du volume de NaOH ajouté.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulière, le pH augmente à mesure qu'on ajoute du NaOH au NHO₃.
5. Utilise le graphique pour déterminer le point d'équivalence. Indique clairement ce point sur ton graphique.
6. Dessine une représentation particulière de la fiole d'Erlenmeyer au point d'équivalence.
7. Quel est le volume de NaOH au point d'équivalence?
8. Quelle est la valeur du pH au point d'équivalence?
9. Qu'est-ce que la valeur du pH au point d'équivalence indique au sujet de la force de l'acide?
10. Calcule la concentration de la solution d'acide nitrique.
11. À l'aide du tableau d'indicateurs à la page précédente, nomme un indicateur qui aurait été convenable pour ce titrage.



Partie B

On ajoute 50,00 mL d'acide acétique (de concentration inconnue) et un indicateur dans une fiole d'Erlenmeyer de 150 mL. On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. On ajoute ensuite graduellement une solution de NaOH (base forte) de 0,1 mol/L en agitant continuellement le contenu de la fiole. On mesure le pH chaque fois que 2,0 mL de NaOH sont ajoutés.

Données

| Volume de NaOH ajouté (mL) | pH |
|----------------------------|-------|
| 0,0 | 2,87 |
| 10,0 | 4,14 |
| 25,0 | 4,74 |
| 40,0 | 5,35 |
| 50,0 | 8,72 |
| 60,0 | 11,96 |
| 75,0 | 12,30 |

Analyse

1. Les substances du titrage sont le NaOH (un électrolyte fort) et le CH₃COOH (un électrolyte faible). Prédise la forme de la courbe de titrage qui serait obtenue à partir des données du tableau. Prédise aussi le pH au point d'équivalence.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Trace un graphique du pH en fonction du volume de NaOH ajouté.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulière, le pH augmente à mesure qu'on ajoute du NaOH au CH₃COOH.
5. Utilise le graphique pour déterminer le point d'équivalence. Indique clairement ce point sur ton graphique.
6. Dessine une représentation particulière de la fiole d'Erlenmeyer au point d'équivalence.
7. Quel est le volume de NaOH au point d'équivalence?
8. Quelle est la valeur du pH au point d'équivalence?
9. Qu'est-ce que la valeur du pH au point d'équivalence indique au sujet de la force de l'acide?
10. Calcule la concentration de la solution d'acide acétique.
11. À l'aide du tableau d'indicateurs à la page précédente, nomme un indicateur qui aurait été convenable pour ce titrage.
12. Compare les deux graphiques. Note les similarités et les différences en portant une attention particulière à l'endroit où commence la courbe et où se situe le point d'équivalence.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Acid-Base Titration Assignment – C12-5-10 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

