



Activités de la séquence n°3

Réactions acido-basiques en solution aqueuse



Fiche de synthèse mobilisée :

Fiche n°3 : acides, bases et réactions acido-basiques



Sommaire des activités

ACTIVITÉ 1 :	pH de quelques solutions d'usage courant	1
ACTIVITÉ 2 :	acides et bases forts ou faibles.....	2
ACTIVITÉ 3 :	préparation et étude d'une solution tampon.....	4
ACTIVITÉ 4 :	résolution de problème : faut-il fermer la piscine ?	5

ACTIVITÉ 1 : pH de quelques solutions d'usage courant

Nous allons employer deux méthodes de mesure du pH : le papier pH qui donne une estimation grossière et le pH-mètre qui en donne une mesure beaucoup plus précise. L'objectif de l'activité est de prendre en main cet appareil et de l'utiliser pour mesurer le pH de produits d'usage courant.



Licence : Creative Commons

Dans la salle de classe se trouvent quelques produits d'usage courant, parmi lesquels :

- une boisson pétillante au cola ;
- de l'eau savonneuse ;
- une lessive ;
- de l'eau de Javel ;
- une solution détartrante pour cafetière ;
- un jus de citron.

Prélever environ 20 mL de deux d'entre eux dans deux petits béchers.

1^{ère} mesure avec un papier pH :

1. Donner un encadrement du pH de chacun de ces produits en utilisant le papier pH.

2^{nde} mesure au pH-mètre

2. Procéder à l'étalonnage du pH-mètre en suivant les instructions de la notice de l'appareil. Mesurer le pH des deux produits choisis et relever les valeurs obtenues avec leur incertitude : voir document 2 pour la l'évaluation de l'incertitude.
3. Parmi les deux méthodes employées pour mesurer un pH, laquelle est la plus précise ? Justifier à l'aide d'un argument quantitatif.
4. Les valeurs obtenues sont-elles compatibles avec les encadrements donnés par le papier pH ?
5. Dédire des valeurs de pH obtenues celles des concentrations en ions oxonium $[H_3O^+]$ dans les deux solutions testées.
6. Lorsque tous les binômes ont effectué leurs mesures :
 - classer les produits étudiés par pH croissants ;
 - distinguer les produits acides des produits basiques.



DOCUMENT 1 : mesure du pH avec un pH-mètre

Règle à respecter : la sonde de pH doit toujours être immergée dans l'eau ou dans une solution et ne jamais rester longtemps à l'air libre, ce qui peut la détériorer irrémédiablement.

Protocole de la mesure d'un pH :

1. Allumer le pH-mètre et procéder à son étalonnage.
2. Rincer la sonde à l'aide d'eau distillée, puis l'essuyer.
3. Placer la sonde du pH mètre dans la solution dont on veut connaître le pH. La sonde doit au moins être immergée de 3 cm dans la solution.
4. Lancer une légère agitation de la solution à l'aide d'un agitateur magnétique.
5. Attendre que la mesure se stabilise et relever le pH indiqué.
 - Si la mesure du pH doit se faire en continu (lors d'un dosage) on laissera la sonde dans la solution.
 - Si on doit changer de solution, on rincera la sonde à l'eau distillée avant de la remettre dans son bécher d'origine.

DOCUMENT 2 : évaluation de l'incertitude lors d'une mesure au pH-mètre

- ▶ Si la mesure affichée par l'appareil est instable : l'incertitude $u(pH)$ est égale à une demi-unité de la dernière décimale stable.

Exemple : si le pH affiché oscille entre 11,67 et 11,74

- la dernière décimale stable est le chiffre des dixièmes ;
- l'incertitude vaut donc $u(pH) = 0,05$.

- ▶ Si la mesure affichée par l'appareil est stable, cela signifie que l'appareil effectue une moyenne de plusieurs valeurs. On considère alors que l'incertitude est égale à l'unité de la dernière décimale affichée.

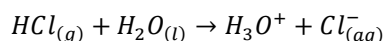
Exemple : si le pH affiché est 11,67, alors $u(pH) = 0,01$.

ACTIVITÉ 2 : acides et bases forts ou faibles

1^{ère} partie : solutions acides

Cas de l'acide chlorhydrique

On dispose d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, notée S_0 , de concentration $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Sa mise en solution a pour équation :



1. Prévoir par le calcul la valeur que doit avoir le pH de cette solution.
2. On va procéder à une dilution « au dixième » de cette solution, de sorte que la solution diluée ait la concentration $c_1 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Que vaudra son pH ?

Expériences :

- Avec le matériel disponible, réaliser 100 mL de solution S_1 .
 - Mesurer le pH des solutions S_0 et S_1 et noter les valeurs obtenues.
3. Comparer les valeurs de pH mesurées aux valeurs mesurées.

Cas de l'acide éthanóique

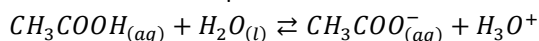
On dispose d'une solution, notée S_0' , d'acide éthanóique, de même concentration que S_0 : $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. Prévoir par le calcul quel pH doivent avoir la solution S_0' et une solution S_1' obtenue par dilution de S_0' au dixième.



Expériences :

- Préparer 100 mL de solution S'_1 .
 - Mesurer les pH de S'_0 et S'_1 .
5. Commenter l'écart entre les valeurs de pH mesurées et les valeurs de pH calculées : les incertitudes de mesures peuvent-elles être, seules, responsables de ces écarts ?
 6. Les solutions sont-elles plus ou moins concentrées en ions H_3O^+ que ce que prévoyait le calcul ? Justifier à l'aide des valeurs de pH mesurées.
 7. Ces écarts s'expliquent par le fait que l'acide éthanóique, contrairement à l'acide chlorhydrique, est un acide faible. Cela signifie que sa réaction avec l'eau n'est pas totale. Elle s'écrit donc :



Montrer qualitativement que cette affirmation explique que nous ayons mesuré des pH plus élevés que ceux calculés à la question 4.

2^{ème} partie : solutions basiques

DOCUMENT : bases faibles, bases fortes

Une base est dite forte si sa réaction avec l'eau est totale. On montre que si sa concentration vaut c , son pH vaut alors :

$$pH = 14 + \log(c)$$

Une base est faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale. Son pH est alors tel que :

$$pH < 14 + \log(c)$$

On dispose de quatre solutions basiques de même concentration $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

- une solution S_1 d'éthanoate de sodium $Na^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$;
 - une solution S_2 d'hydroxyde de potassium (ou « potasse ») $K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$;
 - une solution S_3 d'hydroxyde de sodium (ou « soude ») $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$;
 - une solution S_4 d'ammoniaque $NH_3(aq)$.
8. Proposer une démarche expérimentale permettant reconnaître, parmi ces bases, celles qui sont des bases fortes et celles qui sont des bases faibles.
 9. Avec l'accord de l'enseignant, réaliser le protocole proposé à la question précédente, rendre compte des résultats obtenus et conclure en dressant la liste des bases fortes et celle des bases faibles.

3^{ème} partie : dilution des acides et des bases

Le but de cette partie est de déterminer, qualitativement, quel est l'effet de la dilution sur le pH d'une solution acide ou basique.

10. Les mesures effectuées dans la 1^{ère} partie permettent de répondre à la question concernant les solutions acides : quel est l'effet de la dilution sur le pH d'une solution acide ? Justifier à l'aide des valeurs obtenues dans la partie 1.
11. Proposer une expérience permettant de répondre à la même question, concernant les solutions basiques.
12. Avec l'accord de l'enseignant, réaliser l'expérience proposée à la question précédente. Noter les résultats obtenus.
13. Conclure en formulant **une** phrase qui résume la conséquence d'une dilution sur le pH d'une solution acide ou basique.



ACTIVITÉ 3 : préparation et étude d'une solution tampon

1^{ère} partie : préparer une solution tampon

DOCUMENT 1 : définition et préparation d'une solution tampon

Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement son pH constant

- malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base
- malgré une dilution

Les solutions tampons peuvent être préparées en réalisant un mélange équimolaire (même quantité de matière) d'un acide et de sa base conjuguée. Le pH de la solution tampon ainsi obtenue est alors très proche de la valeur du pKa du couple utilisé.

DOCUMENT 2 : solutions disponibles.

Vous disposez pour réaliser une solution tampon acide d'une solution d'acide éthanóique (CH_3COOH) et de sa base conjuguée, l'ion éthanóate, de même concentration ($C_A = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). $\text{pK}_{a1} = 4,8$

Vous disposez pour réaliser une solution tampon basique d'une solution d'ammoniaque (NH_3) et de son acide conjugué, l'ion ammonium, de même concentration ($C_B = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). $\text{pK}_{a2} = 9,2$

1. À l'aide du document 2, retrouver la formule brute des ions éthanóate et ammonium.
2. Lister tout le matériel nécessaire à la préparation de 100,0 mL d'une solution tampon à partir des solutions disponibles.
3. Choisir une solution tampon et la réaliser.
4. Mesurer le pH de la solution tampon et le comparer à la valeur théorique attendue.

2^{nde} partie : vérification du pouvoir tampon de la solution

DOCUMENT 3 : Effet de la dilution sur différentes solutions.

Concentration Solution	$c_1 = 1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$c_2 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$c_3 = 1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
Acide benzoïque	pH = 2,6	pH = 3,1	pH = 3,6
Hydroxyde de potassium	pH = 13	pH = 12	pH = 11
Acide chlorhydrique	pH = 1,0	pH = 2,0	pH = 3,0

5. Rédiger un protocole permettant de vérifier le pouvoir tampon de la solution tampon. Pensez à :
 - Précisez les grandeurs qui doivent rester constantes pendant les tests.
 - Celles qui doivent varier et en quelles proportions.
 - Quelles informations vous permettront de conclure.
6. Réaliser les manipulations et conclure quant à l'efficacité de la solution tampon.



ACTIVITÉ 4 : résolution de problème : faut-il fermer la piscine ?

L'eau des piscines municipales doit être contrôlée tous les jours. On y mesure son pH, la quantité de chlore libre actif, celle de chlore combiné ou encore des paramètres bactériologiques. Un agent nouvellement recruté à la piscine réalise pour la première fois les mesures. Il utilise le pH-mètre habituel de la piscine qui se trouve dans le local de contrôle. Il obtient : $\text{pH} = 8,2$.

DOCUMENT 1 : Quelques normes sanitaires d'une eau de piscine municipale

- Chlorure : $m < 250 \text{ mg.L}^{-1}$
- Chloramines : $m < 0,6 \text{ mg.L}^{-1}$
- pH : compris entre 6,9 et 7,7

DOCUMENT 2 : Liste du matériel disponible dans le laboratoire d'analyses.

- Verrerie classique de laboratoire de chimie (Bécher, pipettes jaugées, fioles, ...)
- Eau distillée
- Seringue
- Centrifugeur
- pH-mètre
- Agitateur magnétique et barreau aimanté

DOCUMENT 3 : Liste des solutions aqueuses disponibles.

Vous disposez d'environ 1 L de chacune des solutions suivantes (à une concentration de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) :

- Hydroxyde de sodium (Na^+, HO^-)
- Acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$)
- Acide éthanoïque (CH_3COOH)
- Ethanoate de sodium ($\text{Na}^+, \text{CH}_3\text{COO}^-$)
- Ammoniac (NH_3)
- Chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+, \text{Cl}^-$)
- Solution tampon à $\text{pH} = 7,0$
- Sérum physiologique

DOCUMENT 4 : données utiles

Masses molaires atomiques :

- $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

pKa de quelques couples acide / base :

- $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$
- $\text{pKa}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$
- $\text{pKa}(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 0$



Questions préliminaires :

1. Énoncer les différentes étapes d'utilisation d'un pH-mètre.
2. L'ouvrier peut-il valider l'ouverture de la piscine ce matin ?

Dans le doute, l'agent envoie un échantillon d'eau de piscine au laboratoire d'analyses médicales voisin. Vous êtes la personne qui est en charge de la vérification des mesures effectuées par l'agent. Cette demande est inhabituelle pour un laboratoire d'analyses médicales mais vous pensez pouvoir aider l'agent.

Résolution de problème :

3. En vous aidant du matériel et des solutions à votre disposition, allez vous confirmer la demande de fermeture de la piscine ?

Noter les différentes étapes de votre réflexion, de vos manipulations, de vos mesures et vos conclusions sur le cahier de laboratoire que vous remettrez à l'agent.