

Exercices

Exercice 1:

On considère l'acide éthanóïque (ou acide acétique) et l'ammoniac.

1. Quelles sont les espèces conjuguées de l'acide éthanóïque d'une part et de l'ammoniac d'autre part? Ecrire les couples acido-basiques correspondants.
2. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau. Que peut-on dire du pH de la solution obtenue à 25°C?
3. A l'aide des demi-équations acido-basiques des couples mis en jeu, écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. Que peut-on dire du pH de la solution obtenue à 25°C?
4. On dispose de solutions aqueuses d'acide éthanóïque, d'ammoniac, d'éthanoate de sodium et de chlorure d'ammonium. Donner la formule de chacune de ces solutions.
5. Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'ammoniac? Pourquoi? Ecrire l'équation de la réaction.
6. Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'éthanoate de sodium? Pourquoi? Ecrire l'équation de la réaction.

Exercice 2:

On prépare une solution d'éthanoate de sodium à la concentration $c=0,50\text{mol.L}^{-1}$.

1. Quelle masse m d'éthanoate de sodium, de formule CH_3COONa , faut-il dissoudre dans $V=200\text{mL}$ d'eau sans variation de volume pour obtenir une solution de concentration c ?
2. Quel volume V_a d'une solution de chlorure d'hydrogène à la concentration $C_a=0,80\text{mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter à $v=10\text{mL}$ de cette solution pour que tous les ions éthanoate disparaissent?

Exercice 3:

On introduit une masse $m=0,50\text{g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium, de formule NaHCO_3 , dans un erlenmeyer et on ajoute progressivement de l'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène).

1. Quels sont les couples acide/base mis en jeu?
2. Donner la demi-équation acido-basique relative à chaque couple.
3. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit dans l'erlenmeyer. Donner le nom du gaz qui se dégage au cours de la transformation.
4. Quel volume V d'acide chlorhydrique de concentration $c=0,10\text{mol.L}^{-1}$ faut-il verser pour que le dégagement de gaz cesse?
5. Quel est alors le volume de gaz dégagé si le volume molaire dans les conditions de l'expérience est $V_m=24,0\text{L.mol}^{-1}$?

Exercice 4:

I. On prépare une solution en mettant une masse $m=0,32\text{g}$ de chlorure d'ammonium dans un volume $V=100\text{mL}$ d'eau sans variation de volume. Le pH de la solution obtenue est $\text{pH}=5,2$.

1. Donner l'équation de dissolution du chlorure d'ammonium.
2. Montrer que l'ion ammonium est un acide faible.
3. Donner l'équation de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau.
4. Définir la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction et calculer sa valeur.
5. En déduire l'espèce prédominante dans la solution (on ne tiendra pas compte des ions chlorure).

II. On ajoute une solution d'hydroxyde de sodium à la solution précédente.

1. En justifiant votre réponse à l'aide des pK_A des couples mis en jeu, indiquer quelle réaction a lieu principalement lors du mélange de ces deux solutions.
2. Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction. Que peut-on en conclure?
3. Déterminer le volume V_b de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b=0,20\text{mol.L}^{-1}$ qu'il faut ajouter à la solution initiale de chlorure d'ammonium pour obtenir une solution de $\text{pH}=9,2$.

Données: Pour le couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$: $\text{pK}_{A1} = 14$

 Pour le couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$: $\text{pK}_{A2} = 0$

 Pour le couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $\text{pK}_{A3} = 9,2$

 Les ions chlorures et les ions sodium sont indifférents vis-à-vis de l'eau

Exercice 5:

L'eau de Javel est une solution aqueuse de chlorure de sodium et d'hypochlorite de sodium. L'ion hypochlorite est le constituant actif de l'eau de Javel (décolorant, désinfectant). Cet ion est la base conjuguée de l'acide hypochloreux (HClO). Cet acide est instable et faible et se forme lorsqu'on ajoute un acide à l'eau de Javel.

1. Donner le couple auquel appartient l'agent actif de l'eau de Javel.
2. On considère qu'une espèce A est ultra-majoritaire par rapport à une espèce B si: $[A]/[B] > 100$. A partir de quelle valeur du pH peut-on considérer que l'agent actif de l'eau de Javel est ultra-majoritaire?
3. Le pH de l'eau à laquelle on a ajouté quelques gouttes d'eau de Javel est $\text{pH}=7,5$. Déterminer le rapport $[\text{ClO}^-]/[\text{HClO}]$ dans un tel milieu.
4. On constate que le gaz carbonique (CO_2) de l'air favorise la formation de l'acide hypochloreux. Donner les réactifs qui interviennent dans cette réaction. Ecrire l'équation de cette réaction et déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée. La valeur trouvée justifie-t-elle l'affirmation précédente? Pourquoi?
5. On ajoute de l'acide chlorhydrique à de l'eau de Javel de telle façon que son pH soit $\text{pH}=2,0$. On peut alors envisager une réaction dont l'équation est



Quelle est l'espèce ultra-majoritaire dans l'eau de Javel à $\text{pH}=2$?

Expliquer pourquoi il est dangereux de mélanger un produit ménager contenant un acide à de l'eau de Javel.

Données: Couple: $\text{HClO} / \text{ClO}^-$ $\text{p}K_{A1} = 7,3$

Couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$ $\text{p}K_{A2} = 6,4$

Exercice 6: (S'approprier – Analyse)

On dispose d'un échantillon S_1 d'acide chlorhydrique dont le pH est de 3,0. On souhaite obtenir une solution S_2 de pH égal à 4,0. Deux protocoles sont proposés:

- **Protocole 1:** dans une fiole jaugée de 1,00 L, introduire 100 mL de la solution S_1 Compléter avec de l'eau distillée.
- **Protocole 2:** remplir à moitié une fiole jaugée de 1,00 L avec de l'eau distillée, y introduire 36 mg d'hydroxyde de sodium NaOH solide. Agiter. Compléter avec la solution dont le pH vaut 3,0.

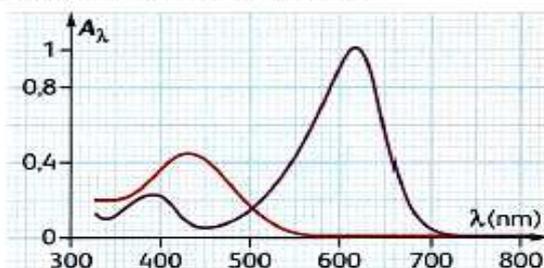
Justifier chaque protocole puis choisir le plus précis en argumentant la réponse.

Exercice 7: (S'approprier – Analyse)

On rappelle qu'en solution, la concentration d'un acide faible et de sa base conjuguée vérifient la relation suivante, où K_a est la constante d'acidité du couple :

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

Pour déterminer la constante d'acidité d'un indicateur coloré, le bleu de bromothymol (BBT), on cherche à déterminer, dans une solution, les trois concentrations qui interviennent dans cette relation. Les spectres d'une solution de BBT en milieu très acide (courbe rouge) et en milieu très basique (courbe violette) sont représentés ci-dessous.



- a. Quelle mesure pourrait-on effectuer pour déterminer la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$?
- b. Établir la liste du matériel nécessaire pour effectuer cette mesure.
- c. Quelles mesures pourrait-on effectuer pour déterminer la concentration en acide, puis la concentration en base ?
- d. Établir la liste du matériel nécessaire pour effectuer cette mesure.

Exercice 8: (*Exploiter des documents*)

→ Certaines communes du Québec ont utilisé une technique appelée chaulage pour lutter contre l'acidification de leurs lacs. Cet exercice se propose de comprendre la cause de cette acidification et le principe de son traitement.

1. a. À l'aide du document ci-contre, déterminer la concentration minimale en ions oxonium H_3O^+ dans l'eau d'un lac pour qu'il soit qualifié d'acide.

b. Les oxydes d'azote sont responsables de la formation de l'acide nitrique HNO_3 dans l'eau de pluie. L'acide nitrique est un acide fort.

Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

c. L'utilisation de combustible fossile produit du dioxyde de soufre SO_2 , oxydé en trioxyde de soufre SO_3 dans l'atmosphère puis transformé en acide sulfurique H_2SO_4 au contact de l'eau. Écrire les équations des réactions de formation de l'acide sulfurique.

d. L'acide sulfurique est un diacide fort, c'est-à-dire qu'il peut céder deux ions H^+ par molécule H_2SO_4 .

Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

e. Pourquoi les ions sulfate et nitrate sont-ils utilisés comme « indicateurs des apports en acide sulfurique et nitrique » ?

2. On considère un lac acide de volume $V = 5,0 \times 10^8 \text{ m}^3$ dont le pH vaut initialement 5,5.

a. Quelle est la quantité n_0 d'ions H_3O^+ dans ce lac ?

b. Le chaulage d'un lac consiste à augmenter son pH en y ajoutant une base A^- . Expliquer cette méthode en s'appuyant sur l'écriture d'une réaction acido-basique considérée comme quasi-totale.

c. On souhaite obtenir un pH final de 6,0.

Quelle quantité de base faut-il ajouter au lac ?

d. Quel est le coût de l'opération si la base utilisée est du carbonate de calcium de masse molaire $M = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et dont le prix est de 50 € la tonne ?

Le territoire du Québec possède de nombreux lacs appelés « lacs acides » dont le pH est inférieur à 5,5. L'acidité d'un tel lac peut être d'origine naturelle ou humaine. Le terme « lac acidifié » est utilisé dans ce dernier cas. Cette acidification est généralement survenue au cours des 40 à 100 dernières années. [...] Les oxydes de soufre et d'azote émis dans l'atmosphère sont les causes les plus importantes de l'acidité des précipitations, entraînant l'acidification des lacs. Ces polluants se combinent à l'humidité de l'air pour se transformer en acides sulfurique et nitrique, lesquels retombent ensuite au sol sous forme de pluies, neiges, dépôts secs et dépôts gazeux, et ce, après avoir parcouru des milliers de kilomètres. Les mesures des sulfates (SO_4^{2-}) et des nitrates (NO_3^-) sont utilisées comme indicateurs des apports en acides sulfurique (H_2SO_4) et nitrique (HNO_3).

D'après *La Problématique des lacs acides au Québec*, J. Dupont © Ministère du Développement durable, de l'Environnement et des Parcs.



Chaulage d'un lac.

Exercice 9: (*Effectuer un raisonnement*)

→ L'objectif de cet exercice est de comprendre le symptôme d'un défaut de régulation du pH du sang, appelé acidose.

Dans un corps humain sain, le pH du sang ne varie que dans une plage très restreinte autour de 7,4. La régulation du pH est assurée par plusieurs couples acido-basiques. L'un d'eux est le couple $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})/\text{HCO}_3^-$, dont le $\text{p}K_a$ vaut 6,1 à 37 °C.

a. Quelle est l'espèce prédominante du couple $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})/\text{HCO}_3^-$ dans le sang ?

b. Donner la relation entre le pH du sang et les concentrations en dioxyde de carbone CO_2 dissous et en ion hydrogénéocarbonate HCO_3^- .

c. La concentration en CO_2 dissous dans le sang est proportionnelle à la pression p_{CO_2} en CO_2 dans les poumons :

$[\text{CO}_2] = 2,3 \times 10^{-4} p_{\text{CO}_2}$, avec $[\text{CO}_2]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et p_{CO_2} en pascal.

Calculer la concentration $[\text{CO}_2]$ pour $p_{\text{CO}_2} = 5,3 \times 10^3 \text{ Pa}$. En déduire la concentration en ion HCO_3^- dans le sang de pH égal à 7,4 à 37 °C.

d. La régulation de la concentration en ion HCO_3^- dans le sang est assurée par la fonction rénale, et celle de la concentration en CO_2 par la fonction respiratoire.

Lorsque le pH sanguin diminue en deçà de 7,35, on parle d'acidose. L'acidose métabolique est un défaut d'ion HCO_3^- dans le sang, elle peut être due à une insuffisance rénale. L'un des signes cliniques de cette pathologie est l'hyperventilation du malade (sa respiration est anormalement rapide et ample).

Proposer une explication à ce symptôme.