4 Identifier un transfert d'ion hydrogène

CORRIGÉ

| Restituer ses connaissances.

Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases selon la théorie de Brønsted :
$HCO_3^-(aq)$; $CH_3CO_2H(aq)$; CO_2, $H_2O(aq)$; $NH_3(aq)$; $HO^-(aq)$; $H_3O^+(aq)$; $CH_3CO_2^-(aq)$; $NH_4^+(aq)$; $H_2O(\ell)$.

1. Définir un acide et une base selon la théorie de Brønsted.

2. Former les couples acide-base à partir des formules chimiques données ci-dessus.

3. Écrire les demi-équations acide-base associées aux couples formés.

4. Justifier que l'eau est une espèce amphotère.

5. Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée de l'acide éthanoïque en entourant l'hydrogène acide.

Utiliser le réflexe 1

5 Identifier des couples acide-base

| Mobiliser et organiser ses connaissances.

1. Parmi les couples suivants, identifier les couples acide-base :

$MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$; $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$;
$SO_4^{2-}(aq) / HSO_3^-(aq)$; $O_2(g) / H_2O_2(aq)$;
$HCO_2H(aq) / HCO_2^-(aq)$.

2. Écrire les demi-équations des couples acide-base.

3. a. L'ion hydrogénosulfate $HSO_4^-(aq)$ est une espèce amphotère. Définir ce terme.

b. Écrire les deux couples acide-base formés par l'ion hydrogénosulfate.

4. Justifier le caractère basique de l'ammoniac à partir du schéma de Lewis de sa molécule.

6 Établir l'équation d'une réaction acide-base

CORRIGÉ

| Exploiter des observations.

En mélangeant une solution d'hydrogénocarbonate de sodium $Na^+(aq) + HCO_3^-(aq)$ avec du vinaigre (solution contenant de l'acide éthanoïque), une réaction acide-base a lieu. On observe alors une effervescence.

1. Donner la formule chimique de l'acide éthanoïque.

2. Écrire les couples acide-base mis en jeu au cours de la transformation.

3. Deux réactions opposées ont lieu. Écrire l'équation sachant que la transformation est non totale.

4. Justifier l'effervescence observée. Utiliser le réflexe 2

7 Exploiter l'équation d'une réaction acide-base

| Extraire l'information.

L'équation de la réaction entre l'éthylamine $C_2H_5NH_2(aq)$ et l'ion oxonium s'écrit :

$C_2H_5NH_2(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow C_2H_5NH_3^+(aq) + H_2O(\ell)$

1. L'éthylamine est-elle une base ou un acide ? Justifier.

2. Écrire les couples mis en jeu dans cette réaction.

3. L'ion éthylammonium $C_2H_5NH_3^+(aq)$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

8 Calculer le pH d'une solution

CORRIGÉ

| Effectuer des calculs.

Pour ne pas irriter la peau, l'eau d'une piscine doit avoir un pH compris entre 7,2 et 7,4.
La détermination de la concentration en ions oxonium d'une eau de piscine donne $[H_3O^+] = 3{,}2 \times 10^{-7}$ mol · L^{-1}.

1. L'eau de la piscine analysée peut-elle provoquer des irritations ?

2. Calculer les concentrations en ions oxonium correspondantes à l'intervalle de pH préconisé. Utiliser le réflexe 3

3. Préciser la nature acide ou basique de l'espèce à ajouter pour retrouver une eau de piscine acceptable.

9 Déterminer une concentration en ions oxonium

| Exploiter des informations.

Les eaux de pluie ont un pH généralement compris entre 5,5 et 8,0. Cependant, la pollution atmosphérique peut faire baisser leurs pH.
Ces pluies sont dites acides si le pH est inférieur à 5,0.

1. Déterminer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium à partir de laquelle l'eau de pluie est dite acide.

2. Calculer le pH d'une eau de pluie dont la concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1{,}6 \times 10^{-6}$ mol · L^{-1}.
Est-elle issue d'une pluie acide ? Utiliser le réflexe 4

10 Il en voit de toutes les couleurs

| Exploiter des observations.

Le bleu de bromophénol se présente sous deux formes différentes : l'une colore la solution en jaune lorsque le pH est inférieur à 3,0, l'autre la colore en bleu lorsque le pH de la solution est supérieur à 4,6.
Une solution S est obtenue en versant de l'acide nitrique $HNO_3(\ell)$ et quelques gouttes de bleu de bromophénol pur dans un volume d'eau. La solution S obtenue est verte.

1. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'acide nitrique et l'eau sachant que la transformation est totale.

2. Donner un encadrement de la concentration en quantité de matière d'ions oxonium présents dans la solution S.

3. Préciser la démarche à suivre pour que la couleur de la solution vire au jaune.

4. a. On ajoute de l'hydroxyde de sodium dans la solution S. Écrire l'équation de la réaction entre les ions hydroxyde et les ions oxonium présents dans la solution S. La transformation est totale.

b. Justifier que les ions sodium $Na^+(aq)$ sont spectateurs.

c. Indiquer la couleur de la solution si l'on continue d'ajouter de l'hydroxyde de sodium à la solution S.

Côté maths

Côté maths 1, p. 21

11 Utiliser la fonction logarithme décimal

Une solution obtenue à partir de jus de citron a une concentration en ions oxonium H_3O^+ égale à $5{,}0 \times 10^{-3}$ mol · L^{-1}.

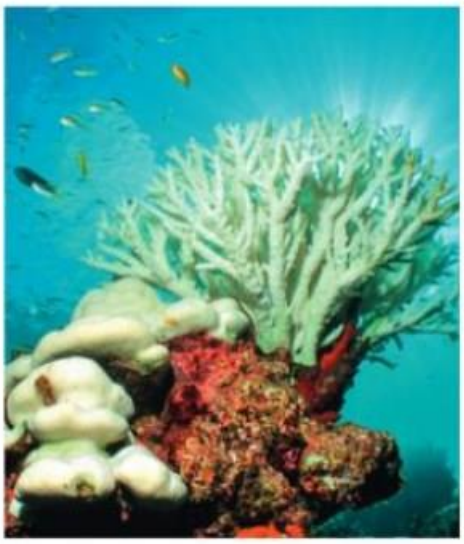
1. À l'aide de la fonction log, calculer le pH de la solution.

2. Calculer le pH de la solution si $[H_3O^+] = 1{,}5$ mol · L^{-1}. Commenter.

12 Les coraux face à l'acidification des océans

Utiliser un modèle pour expliquer.

Le pH moyen des eaux des mers et des océans était de 8,15 avant l'ère industrielle, et se situe désormais autour de 8,05. Les coquilles ou les exosquelettes des crustacés et des coraux formés essentiellement de carbonate de calcium $CaCO_3(s)$ ont plus de difficultés à se former dans les eaux acides.



1. Le dioxyde de carbone dissout CO_2, $H_2O(aq)$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

2. Pourquoi le pH des eaux des mers et des océans diminue-t-il depuis l'ère industrielle ?

3. Montrer que la diminution constatée du pH depuis le début de l'ère industrielle correspond à une augmentation de 30 % des ions oxonium dans les océans.

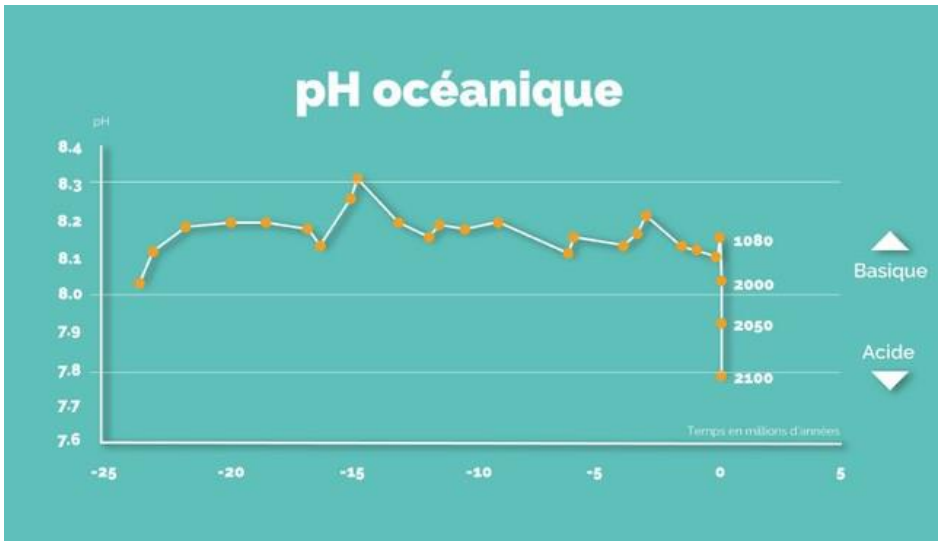
4. Soient les réactions opposées dont l'équation est donnée ci-dessous.

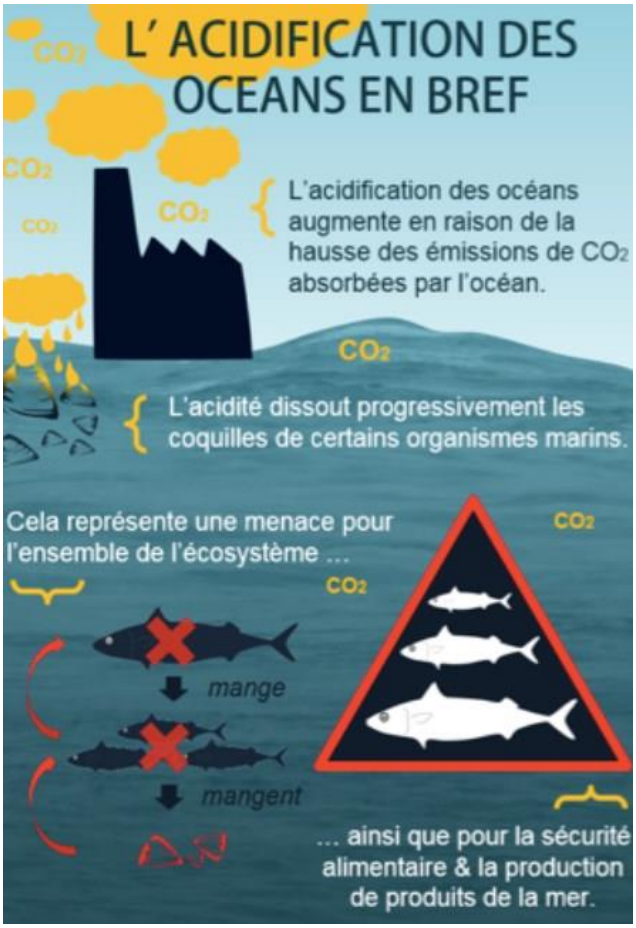
$$CaCO_3(s) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell)$$

En déduire pourquoi les coraux sont menacés par les activités humaines.

Donnée

$$\log(a) - \log(b) = \log\left(\frac{a}{b}\right)$$


pH océanique
pH
8.4
8.3
8.2
8.1
8.0
7.9
7.8
7.7
7.6
1080
2000
2050
2100
Basique
Acide
Temps en millions d'années
-25
-20
-15
-10
-5
0
5


L' ACIDIFICATION DES OCEANS EN BREF
CO2
L'acidification des océans augmente en raison de la hausse des émissions de CO2 absorbées par l'océan.
L'acidité dissout progressivement les coquilles de certains organismes marins.
Cela représente une menace pour l'ensemble de l'écosystème ...
mange
mangent
... ainsi que pour la sécurité alimentaire & la production de produits de la mer.

13 À chacun son rythme

Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Comparer à une valeur de référence ; effectuer des calculs.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

L'acide chlorhydrique a de multiples usages en bricolage, il permet de rénover certains cuivres oxydés, déboucher les canalisations, polir, nettoyer les métaux, etc.

A **Acide chlorhydrique commercial**

- Les solutions d'acide chlorhydrique peuvent être préparées par dissolution de chlorure d'hydrogène gazeux $HC\ell$ (g) dans l'eau, cette transformation est totale. Le chlorure d'hydrogène est le soluté apporté.
- La plupart des bidons vendus dans les enseignes de bricolage contiennent des solutions d'acide chlorhydrique. Le pourcentage massique en chlorure d'hydrogène $HC\ell$ apporté est de 23 %.
- Pour la rénovation des matériaux en cuivre, le fabricant préconise une dilution de 30 volumes d'acide chlorhydrique pour 70 volumes d'eau.

On dispose d'une bouteille contenant une solution S d'acide chlorhydrique dont le pH est égal à 1,7.

Énoncé compact

La solution S peut-elle convenir pour la rénovation d'une casserole en cuivre oxydé ?

Énoncé détaillé

1. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre le chlorure d'hydrogène $HC\ell$ (g) et l'eau.

2. Calculer la masse de chlorure d'hydrogène nécessaire pour produire 1,0 L de solution commerciale d'acide chlorhydrique à 23 %.

3. En déduire la concentration en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]_{com}$ de la solution commerciale.

4. Calculer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]_{diluée}$ de la solution obtenue après la dilution préconisée par le fabricant.

5. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]_S$ de la solution S et la comparer à $[H_3O^+]_{diluée}$.

6. La solution S peut-elle convenir pour la rénovation d'une casserole en cuivre oxydée ?

Données

- $M(H) = 1{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M(C\ell) = 35{,}5\ g \cdot mol^{-1}$.
- Masse volumique de l'acide chlorhydrique à 23 % : $\rho = 1{,}11\ g \cdot cm^{-3}$.

14 Nettoyer à l'ammoniaque

CORRIGÉ

| Utiliser un modèle ; exploiter des informations.

Une solution aqueuse commerciale S_1 contenant de l'ammoniac NH_3 (aq) peut être utilisée, après dilution, comme produit nettoyant (éviers, lavabos, etc.) ou comme produit détachant (moquette, tapis).
Une solution aqueuse S_2 est obtenue après dilution de la solution S_1.

Solution d'ammoniac
$C > 25$ %

1. Lister la verrerie nécessaire pour réaliser une dilution, ainsi que les consignes de sécurité.

2. a. L'ammoniac NH_3 (aq) réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

b. Écrire les couples acide-base mis en jeu.

3. Le pH de la solution S_2 est égal à 10,5. Préciser la nature (basique, neutre, acide) de la solution.

4. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ de la solution S_2.

5. Justifier le caractère acide ou basique d'une solution d'ammoniac à partir du schéma de Lewis de la molécule.

6. À partir du schéma de Lewis de l'ion ammonium, justifier que l'ion ammonium ne peut pas être une espèce amphotère.

15 Détartrer une machine à laver

| Utiliser un modèle pour expliquer.

Du tartre se dépose souvent sur les résistances chauffantes des machines à laver réduisant l'efficacité du nettoyage. Des détartrants à base d'acide lactique permettent de résoudre ce problème.

La formule brute de l'acide lactique est $C_3H_6O_3$. Cette molécule contient deux groupes caractéristiques : un groupe hydroxyle porté par un carbone lui-même lié à un groupe carboxyle. Au cours de la préparation d'une solution détartrante, on dissout une masse $m = 54{,}1$ g d'acide lactique pour 1,0 L de solution. Après agitation, le pH de la solution est mesuré à 1,9.

1. Établir la formule semi-développée de l'acide lactique.

2. Sachant que le groupe carboxyle de l'acide lactique est responsable de son acidité, écrire l'équation de la réaction entre l'acide lactique et l'eau.

3. Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.

4. Calculer l'avancement maximal x_{max}.

5. En tenant compte du pH, déterminer si la transformation est totale.

Donnée

M(acide lactique) $= 90{,}0$ g · mol^{-1}.

16 Résolution de problème

Fiche 1 p. 452

Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium

Construire les étapes d'une résolution de problème.

Le pH de l'eau d'un aquarium doit être contrôlé régulièrement et régulé car la vie des plantes et des poissons en dépend. Ce pH doit être compris entre 5,5 et 8,5 selon les espèces vivantes présentes.

Un aquarium de 120 L contient une eau trop acide de pH = 4,5. Une technique de régulation de pH consiste à introduire un bâton de craie constituée presque exclusivement de carbonate de calcium $CaCO_3$ (s) dont l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau s'écrit :

$$CaCO_3(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

On modélisera la transformation des bâtons de craie avec l'eau par la réaction entre les ions carbonate CO_3^{2-} (aq) présents dans la craie et les ions oxonium H_3O^+(aq) présents dans l'eau de l'aquarium.

L'équation de la réaction s'écrit :

$$CO_3^{2-}(aq) + 2\,H_3O^+(aq) \rightarrow CO_2, H_2O(aq) + 2\,H_2O(\ell)$$

• Déterminer la masse de bâtons de craie à introduire pour corriger le pH.

Donnée

$M(CaCO_3) = 100{,}1\ g \cdot mol^{-1}$.

17 Discuter un modèle

Discuter un modèle ; confronter un modèle à des résultats expérimentaux.

Partie I **Étude de solutions fortement concentrées en ions oxonium**

On mesure le pH de trois solutions aqueuses de différentes concentrations en ions oxonium.

$[H_3O^+]$ (mol·L^{-1})	0,10	0,50	1,0
pH	1,13	0,42	0,16

1. Commenter le nombre de chiffres significatifs affichés par le pH-mètre.

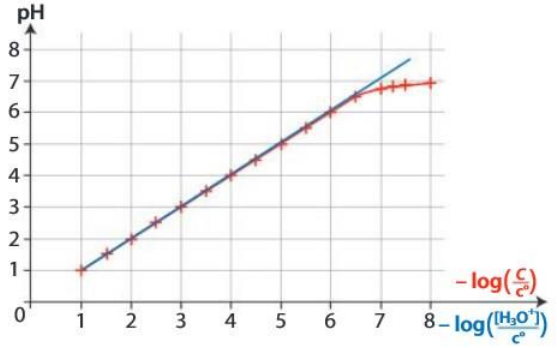
2. a. Donner la relation entre le pH d'une solution et sa concentration en ions oxonium.

b. Calculer le pH de chaque solution à l'aide de cette relation.

3. Comparer avec les valeurs expérimentales et expliquer les écarts observés.

Partie II **Étude de solutions faiblement concentrées en ions oxonium**

Dans un deuxième temps, on mesure le pH de solutions aqueuses diluées d'acide chlorhydrique de différentes concentrations C en soluté apporté.



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

Outre des molécules d'eau, l'eau distillée contient des ions oxonium H_3O^+(aq) et des ions hydroxyde HO^-(aq) en très faibles quantités :

$$[H_3O^+] = [HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-7} \text{ mol·L}^{-1} \text{ à } 25\ ^\circ\text{C}.$$

4. Écrire la formule des espèces présentes dans une solution d'acide chlorhydrique.

5. Justifier que les ions chlorure sont spectateurs.

6. Sachant que la relation $\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$ reste valable pour des solutions très diluées, proposer une explication au fait que la relation $\text{pH} = -\log\left(\frac{C}{c^\circ}\right)$ n'est plus valable pour une concentration C inférieure à $1{,}0 \times 10^{-6}$ mol·L^{-1}.

18 Acide-base *versus* oxydoréduction

Formuler des hypothèses ; effectuer des calculs.

L'acide chlorhydrique a des propriétés acides et oxydantes. Une solution S est obtenue en mélangeant deux solutions d'acide chlorhydrique différentes :

- $V_1 = 50{,}0$ mL d'une solution aqueuse S_1 de concentration en ions oxonium : $[H_3O^+]_1 = 5{,}0 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} ;
- $V_2 = 50{,}0$ mL d'une solution aqueuse S_2 de concentration en ions oxonium : $[H_3O^+]_2 = 2{,}5 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1}.

1. Expliciter la différence entre les réactions acide-base et les réactions d'oxydoréduction.

2. Écrire la formule des espèces présentes dans une solution d'acide chlorhydrique.

3. Calculer le pH de la solution S_1.

4. Prévoir le sens d'évolution de ce pH lors de l'ajout de la solution S_2. Justifier.

5. Calculer le pH du mélange obtenu et valider l'hypothèse formulée.

6. a. On ajoute de la poudre de fer Fe (s) à la solution S_1. L'acide chlorhydrique oxyde le fer. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre l'acide chlorhydrique et le fer. La transformation est totale.

b. Prévoir l'évolution du pH de la solution.

Données

Couples oxydant/réducteur : Fe^{2+}(aq) / Fe (s) ; H_3O^+(aq) / H_2(g).

19 CORRIGÉ 30 min

L'uréase dans le milieu stomacal

Exploiter des informations, un graphique ; effectuer des calculs.

D'après Baccalauréat

La bactérie *Helicobacter pylori* (*H. pylori*) est responsable de la plupart des ulcères de l'estomac.
On souhaite savoir comment elle réussit à survivre dans un milieu très acide, comme les sucs gastriques de l'estomac, avant de rejoindre la muqueuse stomacale où elle pourra se développer.

A L'uréase

L'uréase est une enzyme qui joue un rôle important au sein des organismes vivants. Elle accélère (catalyse) considérablement la décomposition d'une molécule organique, l'urée CH_4N_2O (aq), qui réagit avec l'eau pour former de l'ammoniac et du dioxyde de carbone. Sans elle, la décomposition de l'urée durerait plusieurs années.
On trouve l'uréase dans des bactéries pathogènes telles que *Helicobacter pylori*.

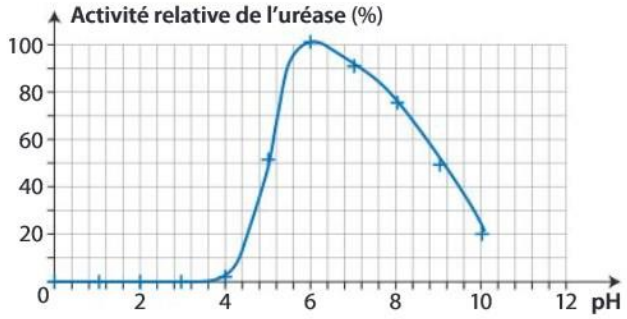
2. a. L'uréase de la bactérie *H. pylori* permet d'augmenter la vitesse de réaction de l'urée avec l'eau et ainsi de sécréter de l'ammoniac dans son environnement proche. Dans l'estomac, l'ammoniac réagit avec les ions H_3O^+ (aq). Écrire la formule semi-développée et le schéma de Lewis de l'ammoniac.
b. Justifier le caractère basique de l'ammoniac et écrire le couple acide-base auquel il appartient.

Utiliser le réflexe 1

c. Écrire l'équation de l'hydrolyse de l'urée sachant que la transformation est non totale (doc. **A**).

B Influence du pH sur l'activité enzymatique

Condition expérimentale : température $T = 30$ °C.



1. Le contenu de l'estomac est un milieu très acide qui peut être considéré comme une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de pH = 2,0.

Préciser la formule des espèces contenues dans la solution aqueuse d'acide chlorhydrique et calculer la concentration en ions oxonium de ce milieu.

Utiliser le réflexe 4

d. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'ammoniac et l'ion oxonium. La transformation est totale.

Utiliser le réflexe 2

3. Quel est l'effet de la libération de l'ammoniac par la bactérie sur le pH de la solution qui l'entoure ?

4. L'enzyme sécrétée par la bactérie *H. pylori* est en réalité une association de l'uréase avec d'autres entités chimiques. En quoi le document **B** illustre-t-il le fait que l'uréase seule ne peut pas agir dans l'estomac ?

20 CORRIGÉ — 20 min — Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Mobiliser ses connaissances ; effectuer des calculs.

Afin de préparer une solution S d'acide chlorhydrique, on introduit un volume $V_1 = 5{,}0$ L de chlorure d'hydrogène gazeux $HC\ell$ (g) dans un volume $V_2 = 1{,}0$ L d'eau. On négligera la variation de volume du liquide.

1. Expliquer pourquoi l'eau est une espèce amphotère.

2. Écrire l'équation de la réaction entre $HC\ell$ (aq) et l'eau. La transformation est totale.

3. Calculer la concentration en ions oxonium présents dans la solution S.

4. La solution S est diluée 10 fois. En déduire le pH de la solution ainsi obtenue. Utiliser le réflexe 3

5. On prélève 10,0 mL de la solution. Déterminer le volume V d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration en ions hydroxyde $[HO^-] = 0{,}10$ mol · L^{-1} à ajouter pour que la solution S devienne neutre. La transformation est totale. On négligera toute autre source d'ions oxonium.

Coup de pouce QR Code p. 18

Donnée

Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24{,}0$ L · mol^{-1}.

La version intégrale de cette ECE, réalisable en activité expérimentale, est disponible dans la version numérique. La version proposée ci-dessous, permet à l'élève de travailler en autonomie les compétences ANA-RAIS et VAL.

Les olives cueillies sur l'arbre ont un goût amer très désagréable. Une préparation, appelée désamérisation, consiste à plonger dans un premier temps les olives dans un bain de soude pendant plusieurs heures avant d'être rincées. Dans un deuxième temps, elles sont plongées dans un bain de saumure composé d'eau et de sel de mer (solution S) dans lequel les olives vont fermenter grâce à des bactéries. Pour cela, il est nécessaire d'ajouter à la solution S une solution acide afin d'abaisser le pH à 5,0. Après plusieurs mois, les olives sont prêtes à être dégustées.
La solution S de volume $V = 1{,}0$ L a été auparavant neutralisée (pH = 7) par de l'acide.

MATÉRIEL ET PRODUITS DISPONIBLES

- 50 mL d'une solution S_0 acide chlorhydrique de concentration $C = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol · L^{-1} en ions oxonium.
- 1,0 L de solution S.
- Des pipettes de 1,0 ; 5,0 ; 10,0 mL ; des fioles de 50 mL, un bécher de 50 mL.
- Un pH-mètre et une pissette d'eau distillée.

1. ANA-RAIS Proposer un protocole pour préparer un volume $V = 50$ mL d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} en ions oxonium.

2. ANA-RAIS En s'aidant de la solution S_A, proposer un protocole pour rendre la solution S de saumure neutralisée propice à la fermentation. On ne tiendra pas compte de l'augmentation de volume lors de l'ajout de l'acide chlorhydrique pour abaisser le pH.

3. VAL Le pH de la solution obtenue est de 5,1. Lister les éventuelles sources d'erreurs expérimentales.

Donnée

On négligera la présence des ions oxonium dans la solution S neutralisée.