Correction des exercices du chapitre 1 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.
Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 20-21

Exercices — Appliquer le cours ..... p. 22

4 Identifier un transfert d'ion hydrogène

1. Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H^+. Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène H^+.

2. CH_3CO_2H (aq) / $CH_3CO_2^-$ (aq) ; CO_2, H_2O (aq) / HCO_3^- (aq) ; NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq) ; H_3O^+ (aq) / H_2O (ℓ) ; H_2O (ℓ) / HO^- (aq).

3. CH_3CO_2H (aq) $\rightleftarrows CH_3CO_2^-$ (aq) + H^+

CO_2, H_2O (aq) $\rightleftarrows HCO_3^-$ (aq) + H^+

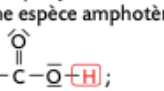
NH_4^+ (aq) $\rightleftarrows NH_3$ (aq) + H^+

H_3O^+ (aq) $\rightleftarrows H_2O$ (ℓ) + H^+

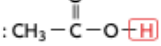
H_2O (ℓ) $\rightleftarrows H^+ + HO^-$ (aq)

4. L'eau appartient à deux couples jouant tantôt le rôle d'un acide, tantôt d'une base. C'est une espèce amphotère.

5. Schéma de Lewis :



Formule semi-développée :



5 Identifier des couples acide-base

1. NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq) , HCO_2H (aq) / HCO_2^- (aq) sont les seuls couples acide-base car l'acide et la base ne diffèrent que d'un ion hydrogène H^+.

2. Les demi-équations sont :

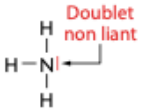
NH_4^+ (aq) $\rightleftarrows NH_3$ (aq) + H^+

HCO_2H (aq) $\rightleftarrows H^+ + HCO_2^-$ (aq)

3. a. Une espèce amphotère peut se comporter comme un acide ou comme une base.

b. Les deux couples sont : H_2SO_4 (aq) / **HSO_4^- (aq)** ; **HSO_4^- (aq)** / SO_4^{2-} (aq)

4. Le doublet non liant de l'azote est un site donneur de doublet d'électrons permettant de se lier à l'ion hydrogène :



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

1. La formule chimique de l'acide éthanoïque est : CH_3CO_2H.

2. Les couples sont : **CH_3CO_2H (aq)** / $CH_3CO_2^-$ (aq) et CO_2, H_2O (aq) / **HCO_3^- (aq)**.

3. CH_3CO_2H (aq) + HCO_3^- (aq) $\rightleftharpoons CH_3CO_2^-$ (aq) + CO_2, H_2O (aq)

4. L'effervescence est due à la présence de dioxyde de carbone gazeux.

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

1. L'éthylamine est une base car elle capte un ion hydrogène pour donner l'acide conjugué.

2. $C_2H_5NH_3^+$ (aq) / $C_2H_5NH_2$ (aq) et H_3O^+ (aq) / H_2O (ℓ)

3. $C_2H_5NH_3^+$ (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftharpoons C_2H_5NH_2$ (aq) + H_3O^+ (aq)

8 Calculer le pH d'une solution

1. $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$, soit $pH = -\log\left(\frac{3{,}2\times10^{-7}}{1}\right)$;

donc pH = 6,5.

pH < 7,2, donc l'eau de la piscine ne respecte pas la préconisation et peut être irritante.

2. • Pour un pH = 7,2, $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$;

soit $[H_3O^+] = 1\times10^{-7,2}$;

donc $[H_3O^+] = 6{,}3\times10^{-8}$ mol·L^{-1}.

• Pour un pH = 7,4, $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$;

soit $[H_3O^+] = 1\times10^{-7,4}$;

donc $[H_3O^+] = 4{,}0\times10^{-8}$ mol·L^{-1}.

• Donc l'eau de la piscine respectera la préconisation si :

$4{,}0\times10^{-8}$ mol·L^{-1} < $[H_3O^+]$ < $6{,}3\times10^{-8}$ mol·L^{-1}.

3. La concentration en ions oxonium est trop élevée. Il faut rajouter une espèce basique pour augmenter le pH.

9 Déterminer une concentration en ions oxonium

1. Pour un pH = 5, la concentration des ions oxonium est $[H_3O^+] = 1{,}0\times10^{-5}$ mol·L^{-1}.

L'eau sera acide si $[H_3O^+] < 1{,}0\times10^{-5}$ mol·L^{-1}.

2. $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$ soit $pH = -\log\left(\frac{1{,}6\ \ 10^{-6}}{1}\right)$,

donc pH = 5,8 > 5,0 , donc cette eau de pluie n'est pas considérée comme acide alors qu'elle l'est pourtant !

Exercices — S'entraîner ..... p. 23

10 Il en voit de toutes les couleurs

1. L'équation de la réaction est :

$$HNO_3\ (\ell) + H_2O\ (\ell) \rightarrow NO_3^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

2. La solution S est verte. Cette couleur résulte d'une superposition du bleu et du jaune. Le pH est donc compris entre 3,0 et 4,6.

• Pour un pH = 3,0, $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH} = 1\times1{,}0\times10^{-3}$

donc $[H_3O^+] = 1{,}0\times10^{-3}$ mol·L^{-1}.

• Pour un pH = 4,6, $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH} = 1\times10^{-4,6}$

donc $[H_3O^+] = 2{,}5\times10^{-5}$ mol·L^{-1}.

• Donc l'encadrement de la concentration en ions oxonium de la solution S est :

$2{,}5\times10^{-5}$ mol·L^{-1} < $[H_3O^+]$ < $1{,}0\times10^{-3}$ mol·L^{-1}.

3. La solution S deviendra jaune si le pH baisse. Il faut donc ajouter de l'acide à cette solution.

4. a. H_3O^+ (aq) + HO^- (aq) $\rightarrow 2\ H_2O$ (ℓ)

b. Les ions sodium Na^+ (aq) n'est pas un acide ou une base selon Brønsted. Ce sont donc des ions spectateurs.

c. L'ion hydroxyde est une base. L'ajout d'ion hydroxyde permettra d'augmenter le pH et donc de colorer la solution en bleu.

11 Côté maths — Utiliser la fonction logarithme décimal

1. $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{5{,}0\times10^{-3}}{1}\right)$ donc pH = 2,3.

2. $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{1{,}5}{1}\right)$ donc pH = –0,2, ce qui est impossible en solution aqueuse. En effet, la relation n'est valable que pour $[H_3O^+] < 0{,}05$ mol·L^{-1}.

12 Les coraux face à l'acidification des océans

1. CO_2, H_2O (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftharpoons HCO_3^-$ (aq) + H_3O^+ (aq)

2. La réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau produit des ions oxonium responsables de l'acidification des océans.

3. $pH_{actuel} = pH_0 - 0{,}10$ car 8,05 = 8,15 – 0,10,

donc $-\log[H_3O^+]_{actuel} = -\log[H_3O^+]_0 - 0{,}10$,

soit $\log[H_3O^+]_{actuel} - \log[H_3O^+]_0 = 0{,}10$;

$\log\left(\frac{[H_3O^+]_{actuel}}{[H_3O^+]_0}\right) = 0{,}10$ donc $\frac{[H_3O^+]_{actuel}}{[H_3O^+]_0} = 10^{0,10}$

soit $\frac{[H_3O^+]_{actuelle}}{[H_3O^+]_0} = 1{,}3$.

Enfin, $\left[H_3O^+\right]_{actuel} = 1{,}3\left[H_3O^+\right]_0 = \left[H_3O^+\right]_0 + \frac{30}{100}\left[H_3O^+\right]_0$,
ce qui signifie que la concentration en ions oxonium a augmenté de 30 % depuis le début de l'ère industrielle.

4. Le carbonate de calcium présent dans les coraux réagit avec les ions oxonium présents dans l'eau du fait de la présence de dioxyde de carbone produit par les activités humaines.

13 À chacun son rythme

Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

1. $HC\ell\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow H_3O^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

2. Dans un bidon de 1,0 L, la masse totale de la solution est :
$m(\text{totale}) = \rho \times V = 1{,}11 \times 1{,}0 \times 10^3 = 1{,}1 \times 10^3$ g.

La masse de $HC\ell\,(g)$ dissout est donc :
$m(HC\ell) = \frac{23}{100} \times 1{,}1 \times 10^3 = 2{,}5 \times 10^2$ g.

3. La quantité de matière de $HC\ell$ dissout est :
$n(HC\ell) = \frac{m\,(HC\ell)}{M\,(HC\ell)}$; soit $n(HC\ell) = \frac{2{,}5 \times 10^2}{(35{,}5 + 1{,}0)} = 6{,}8$ mol.

D'après l'équation de la question **1** : $n(HC\ell_{\,dissout}) = n(H_3O^+)$
donc $n(H_3O^+) = 6{,}8$ mol.

La concentration en quantité de matière d'ions oxonium $H_3O^+\,(aq)$ contenue dans un bidon de 1,0 L est :

$\left[H_3O^+\right]_{com} = \frac{n(H_3O^+)}{V}$ soit $\left[H_3O^+\right]_{com} = \frac{6{,}8}{1{,}0}$;

donc $\left[H_3O^+\right]_{com} = 6{,}8\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

4. Le facteur de dilution est $F = \frac{100}{30}$. La concentration obtenue sera donc :

$\left[H_3O^+\right]_{diluée} = \frac{\left[H_3O^+\right]_{com}}{F}$.

Donc $\left[H_3O^+\right]_{diluée} = \frac{6{,}8}{\frac{100}{30}} = 2{,}0\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

5. La solution S contient :
$[H_3O^+]_S = c^\circ \times 10^{-pH} = c^\circ \times 10^{-1{,}7} = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

6. $[H_3O^+]_S < [H_3O^+]_{diluée}$. La solution S est trop diluée et ne peut pas convenir.

14 Nettoyer à l'ammoniaque

1. Verrerie : une fiole jaugée, une pipette jaugée, un bécher, une propipette, une pissette, de l'eau distillée, un bouchon.
Éléments de protection : blouse, lunette, gants.

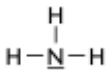
2. a. $NH_3\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + HO^-\,(aq)$

b. Les couples mis en jeu : $NH_4^+\,(aq)\,/\,NH_3\,(aq)$ et $H_2O\,(\ell)\,/\,HO^-\,(aq)$.

3. pH > 7 donc la solution est basique.

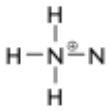
4. $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$ donc $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10{,}5}$
soit $[H_3O^+] = 3{,}2 \times 10^{-11}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

5. Schéma de Lewis :



Le doublet d'électrons non liants de l'atome d'azote est propice à la formation d'une liaison avec l'ion hydrogène H^+, c'est donc une base.

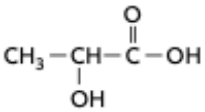
6. Schéma de Lewis :



L'atome d'azote dans l'ion ammonium est entouré de quatre liaisons. Il n'y a donc plus d'électrons de valence disponibles pour former une cinquième liaison. L'ion ammonium ne peut donc pas être une base et ne peut donc pas être une espèce amphotère.

15 Détartrer une machine à laver

1. La formule semi-développée est :



2. $C_3H_6O_3\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons C_3H_5O_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$

3. La quantité de matière initiale d'acide lactique est :
$n(C_3H_6O_3) = \frac{m}{M}$ donc $n(C_3H_6O_3) = \frac{54{,}1}{90{,}0}$;
soit $n(C_3H_6O_3) = 6{,}0 \times 10^{-1}$ mol.

Équation de la réaction		$C_3H_6O_3\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightarrow C_3H_5O_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(C_3H_6O_3)$	$n(H_2O)$	$n(C_3H_5O_3^-)$	$n(H_3O^+)$
État initial	$x = 0$	$6{,}0 \times 10^{-1}$	solvant	0	0
État intermédiaire	x	$6{,}0 \times 10^{-1} - x$	solvant	x	x
État final	$x = x_f$	$6{,}0 \times 10^{-1} - x_f$	solvant	x_f	x_f

4. Si la réaction est totale, il ne reste plus d'acide lactique dans la solution en fin de réaction, donc :
$x_f = x_{max}$ et $6{,}0 \times 10^{-1} - x_{max} = 0$, soit $x_{max} = 6{,}0 \times 10^{-1}$ mol.

5. Par conséquent, si elle est totale, $[H_3O^+] = x_{max} = 6{,}0 \times 10^{-1}$ mol.
Le pH de la solution obtenu étant de 1,9, sa concentration en ions oxonium est donc de :
$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}9} = 1{,}2 \times 10^{-2}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
$1{,}2 \times 10^{-2}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1} < 6{,}0 \times 10^{-1}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
La concentration réelle en ions oxonium est plus faible que celle attendue si la transformation était totale. La transformation n'est donc pas totale.

16 Résolution de problème

Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium

1re étape : Bien comprendre la question posée

1. Quel est le rôle du carbonate de calcium ?
2. Comment se comporte le carbonate de calcium dans l'eau ?
3. Comment réagissent les ions hydrogénocarbonate avec les ions oxonium ?

2e étape : Lire et comprendre les documents

1. Le pH de l'eau d'un aquarium doit être compris entre 5,5 et 8,5.
2. Le volume de l'aquarium est de 120 L.
3. L'eau de l'aquarium a un pH de 4,5.
4. La dissolution du carbonate de calcium est totale et produit des ions calcium et des ions carbonate.
5. Les ions carbonate réagissent avec les ions oxonium selon une transformation totale.

3e étape : Dégager la problématique

Déterminer la masse de carbonate de calcium à introduire afin d'ajuster le pH de l'eau de l'aquarium à une valeur de 5,5.

4e étape : Construire la réponse

- Calculer la quantité d'ions oxonium présents dans l'eau de l'aquarium.
- Calculer la quantité d'ions oxonium présents dans une eau d'aquarium de pH égal à 5,5.
- En déduire la quantité d'ions oxonium devant réagir pour augmenter le pH jusqu'à la valeur souhaitée.
- Déterminer la relation stœchiométrique liant les quantités d'ions oxonium et d'ions carbonate à partir de l'équation donnée.
- En déduire la quantité d'ions carbonate nécessaire.

• Déterminer la relation stœchiométrique liant les quantités d'ions carbonate et de carbonate de calcium à partir de l'équation donnée.
• En déduire la quantité puis la masse de carbonate de calcium nécessaires.

5e étape : Rédiger la réponse en trois paragraphes

• Présenter le contexte et introduire la problématique.

Pour connaître la quantité de carbonate de calcium à introduire, il est nécessaire de déterminer la quantité d'ions oxonium devant régir pour atteindre le pH de 5,5.

• Mettre en forme la réponse.

• Calculer la quantité d'ions oxonium présents dans l'eau de l'aquarium de pH égal à 4,5.

$[H_3O^+]_{4,5} = c° \times 10^{-pH}$ soit $[H_3O^+]_{4,5} = 1 \times 10^{-4,5}$,
donc $[H_3O^+]_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5}$ mol·L^{-1},
ce qui représente une quantité de matière de
$n(H_3O^+)_{4,5} = [H_3O^+]_{4,5} \times V$, soit :
$n(H_3O^+)_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \times 120 = 3,8 \times 10^{-3}$ mol.

• Calculer la quantité d'ions oxonium présents dans une eau d'aquarium de pH égal à 5,5.

$[H_3O^+]_{5,5} = c° \times 10^{-pH}$,
soit $[H_3O^+]_{5,5} = 1 \times 1,0 \times 10^{-5,5}$,
donc $[H_3O^+]_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6}$ mol·L^{-1},
ce qui représente une quantité de matière de
$n(H_3O^+)_{5,5} = [H_3O^+]_{5,5} \times V$, soit :
$n(H_3O^+)_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \times 120 = 3,8 \times 10^{-4}$ mol.

• En déduire la quantité d'ions oxonium devant réagir pour augmenter le pH.

La quantité de matière d'ions oxonium devant réagir :
$n(H_3O^+)_r = n(H_3O^+)_{4,5} - n(H_3O^+)_{5,5}$
soit $n(H_3O^+)_r = 3,8 \times 10^{-3} - 3,8 \times 10^{-4} = 3,4 \times 10^{-3}$ mol.

• Déterminer la relation stœchiométrique liant les quantités d'ions oxonium et d'ions carbonate à partir de l'équation donnée.

D'après la stœchiométrie de la réaction :

$$\frac{n(H_3O^+)_r}{2} = \frac{n(CO_3^{2-})}{1}.$$

• En déduire la quantité d'ions carbonate nécessaire.

$$n(CO_3^{2-}) = \frac{n(H_3O^+)_r}{2} \text{ donc } n(CO_3^{2-}) = \frac{3,4 \times 10^{-3}}{2},$$

soit $n(CO_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3}$ mol.

• Déterminer la relation stœchiométrique liant les quantités d'ions carbonate et de carbonate de calcium à partir de l'équation donnée.

$$\frac{n(CO_3^{2-})}{1} = \frac{n(CaCO_3)}{1}.$$

• En déduire la quantité puis la masse de carbonate de calcium nécessaire.

La quantité de carbonate de calcium nécessaire est donc
$n(CaCO_3) = n(CO_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3}$ mol.
Or $m(CaCO_3) = n(CaCO_3) \times M(CaCO_3)$,
donc $m(CaCO_3) = 1,7 \times 10^{-3} \times 100,1 = 0,17$ g.

• Conclure et introduire, quand c'est possible, une part d'esprit critique.

0,17 g de bâtons de craie sont nécessaires pour corriger le pH ce qui semble une valeur acceptable.

17 Discuter un modèle

1. Le pH doit être donné avec une seule décimale.

2. a. Pour une solution aqueuse diluée, $[H_3O^+] < 0,05$ mol·L^{-1}, le pH est défini par :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right)$$ avec pH sans unité, $[H_3O^+]$ en mol·L^{-1} et $c° = 1$ mol·L^{-1}.

b.

$[H_3O^+]$ (mol·L^{-1})	0,10	0,50	1,0
$pH_{mesuré}$	1,13	0,42	0,16
$pH_{calculé} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right)$	1	0,3	0

3. Ces solutions sont trop fortement concentrées ($[H_3O^+] > 0,05$ mol·L^{-1}) pour pouvoir appliquer la définition $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right)$.

4. H_3O^+ (aq), $C\ell^-$ (aq) et H_2O (ℓ).

5. Ce sont des ions spectateurs qui n'ont aucun caractère acide ou basique.

6. Pour une concentration des solutions en ions oxonium telle que $[H_3O^+] < 10^{-6}$ mol·L^{-1}, on ne peut plus négliger les ions oxoniums présents déjà dans l'eau. Le pH est donc plus acide que celui attendu car, aux ions oxonium apportés par l'acide chlorhydrique, s'ajoutent ceux présents dans l'eau.

18 Acide-base *versus* oxydoréduction

1. Les réactions acide-base sont des réactions liées au transfert d'ions hydrogène, alors que les réactions d'oxydoréduction sont des réactions liées au transfert d'électrons.

2. H_3O^+ (aq), $C\ell^-$ (aq) et H_2O (ℓ).

3. $$pH_{S_1} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right),$$

soit $$pH_{S_1} = -\log\left(\frac{5,0 \times 10^{-2}}{1}\right) \text{ donc } pH_{S_1} = 1,3.$$

4. *Première hypothèse possible :* On ajoute des ions oxonium à la solution S_1. On peut s'attendre donc à une diminution du pH.
Deuxième hypothèse possible : La solution S_2 est moins concentrée en ions oxonium et, de ce fait, le pH du mélange augmentera.

5. • Calcul de la quantité de matière d'ions oxonium présents dans le mélange :

$n(H_3O^+) = n_{S_1}(H_3O^+) + n_{S_2}(H_3O^+)$,
soit $n(H_3O^+) = [H_3O^+]_1 \times V_{S_1} + [H_3O^+]_2 \times V_{S_2}$. Donc :
$n(H_3O^+) = 5,0 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3} + 2,5 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3}$.
Soit $n(H_3O^+) = 3,8 \times 10^{-3}$ mol.

• Calcul de la concentration en ions oxonium dans le mélange :

$$[H_3O^+] = \frac{n(H_3O^+)}{V_{S_1} + V_{S_2}}$$

$$\text{donc } [H_3O^+] = \frac{3,8 \times 10^{-3}}{100,0 \times 10^{-3}} = 3,8 \times 10^{-2} \text{ mol·L}^{-1}$$

$$\text{Soit } pH_{mélange} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right)$$

$$\text{soit } pH_{mélange} = -\log\left(\frac{3,8 \times 10^{-2}}{1}\right)$$

donc $pH_{mélange} = 1,4$.

Première hypothèse possible : Contrairement à notre hypothèse, le pH a augmenté. Le pH dépend de la concentration donc non seulement de la quantité de matière en ions oxonium mais également du volume d'eau. Cette hypothèse était fausse.
Deuxième hypothèse possible : Ce pH confirme l'hypothèse faite au départ.

6. a. $Fe\ (s) + 2\ H_3O^+\ (aq) \rightarrow Fe^{2+}\ (aq) + H_2\ (g) + 2H_2O\ (\ell)$

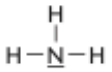
b. Les ions oxonium sont consommés au cours de cette réaction. Leur concentration va donc diminuer et le pH ne pourra donc qu'augmenter.

Préparation à l'écrit

19 L'uréase dans le milieu stomacal

1. H_3O^+ (aq), $C\ell^-$ (aq) et H_2O (ℓ).
$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$ donc $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2,0}$,
soit $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}.

2. a. Pour l'ammoniac, schéma de Lewis :



et formule semi-développée : NH_3.

b. Le doublet d'électrons non liants de l'atome d'azote est propice à la formation d'une liaison avec l'ion hydrogène H^+, c'est donc une base : NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq).

c. L'urée CH_4N_2O réagit avec l'eau pour former de l'ammoniac NH_3 et du dioxyde de carbone :

$$CH_4N_2O\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (aq) + CO_2\ (g)$$

d. NH_3 (aq) + H_3O^+ (aq) → NH_4^+ (aq) + H_2O (ℓ)

3. L'ammoniac réagit avec les ions oxonium, donc sa sécrétion permet de diminuer la concentration en ions oxonium autour de la bactérie. Le pH est ainsi moins acide autour de la bactérie qui peut donc survivre.

4. D'après le graphique, l'activité enzymatique de l'uréase à pH = 2 est nulle. Or la bactérie parvient à survivre dans un tel milieu. Il est donc nécessaire d'envisager d'autres entités chimiques associées.

20 Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

1. L'eau est une espèce amphotère car elle peut se comporter tantôt comme une base, tantôt comme un acide.

2. $HC\ell$ (g) + H_2O (ℓ) → $C\ell^-$ (aq) + H_3O^+ (aq)

3. D'après l'équation de la réaction :
$n(HC\ell_{apporté}) = n(H_3O^+)$.

Or $n(HC\ell_{apportée}) = \dfrac{V_1}{V_m} = \dfrac{5,0}{24,0} = 0,21$ mol.

Donc n (H_3O^+) = 0,21 mol.
On détermine la concentration en ions oxonium :

$$[H_3O^+] = \frac{n(H_3O^+)}{V_2} = \frac{0,21}{1,0} = 0,21\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

4. Après la dilution par 10, la nouvelle concentration en ions oxonium est :

$$[H_3O^+] = \frac{0,21}{10} = 0,021\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

soit $pH = -\log\left(\dfrac{0,021}{1}\right)$ donc pH = 1,7.

5. • La quantité d'ions oxonium présents dans les 10,0 mL est :
$n(H_3O^+)_{inital} = [H_3O^+]_{initial} \times V_S$
soit $n(H_3O^+) = 0,21 \times 10 \times 10^{-3}$ donc $n(H_3O^+) = 2,1 \times 10^{-3}$ mol.

• L'équation de la réaction s'écrit :

$$H_3O^+\ (aq) + HO^-\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell)$$

La solution sera neutre si pH = 7, soit $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-7}$ mol·L^{-1},
soit $n(H_3O^+)_{final} = [H_3O^+]_{final} \times V_S$
$n(H_3O^+)_{final} = 1,0 \times 10^{-7} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-9}$ mol.

• La quantité d'ions hydroxyde à verser est donc :
$n(HO^-) = n(H_3O^+)_{inital} - n\ (H_3O^+)_{final}$
Soit $n(HO^-) = 2,1 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-9}$,
donc $n(HO^-) = 2,1 \times 10^{-3}$ mol.
Le volume à verser est :

$$V = \frac{n(HO^-)}{[HO^-]} = \frac{2,1 \times 10^{-3}}{0,10} = 21\ \text{mL}.$$

Préparation à l'ECE

1. Le facteur de dilution est :

$$F = \frac{C}{C_A} = \frac{1 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-2}} = 10.$$

Le volume de la solution à prélever est :

$$V = \frac{V_A}{F} = \frac{50 \times 10^{-3}}{10} = 5,0 \times 10^{-3}\ \text{L} = 5\ \text{mL}.$$

Protocole : Prélever à l'aide d'une pipette jaugée un volume de 5,0 mL de la solution S_0. Verser dans une fiole de 50 mL. Remplir à moitié d'eau distillée. Boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Boucher et agiter de nouveau.

2. Pour être propice à la fermentation, la solution de saumure finale doit avoir un pH = 5,0.
La concentration en ions oxonium dans la solution de saumure finale doit être : $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1,0 \times 10^{-5}$ mol·L^{-1}.
La quantité d'ions oxonium présents dans la solution de saumure finale est de :
$n = [H_3O^+] \times V_S = 1,0 \times 10^{-5} \times 1,0$
$n = 1,0 \times 10^{-5}$ mol.
Le volume V de la solution S_A d'acide chlorhydrique à prélever est :

$$V = \frac{n}{C_A} = \frac{1,0 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-2}} = 1,0 \times 10^{-3}\ L = 1,0\ \text{mL}.$$

3. Le pH attendu est donc de 5,0.
Les éventuelles sources d'erreurs expérimentales sont :
– volume de prélèvement de l'acide ;
– étalonnage du pH-mètre ;
– propreté des instruments, etc.

EXERCICE RÉSOLU ET COMMENTÉ

36 Propriétés acide-base du sang SVT

ÉNONCÉ

Le sang est une solution aqueuse complexe dont le pH est régulé grâce à la respiration et l'action des reins.

DONNÉES

- Le pH du sang artériel d'un être humain en bonne santé varie entre 7,35 et 7,45.
- Des cellules s'endommagent irréversiblement si la concentration en ion oxonium $H_3O^+(aq)$ est inférieure à $1{,}6 \times 10^{-8}$ mol·L^{-1} ou supérieure à $1{,}6 \times 10^{-7}$ mol·L^{-1}.

a. Déterminer l'intervalle de la concentration en quantité d'ion oxonium du sang artériel d'un être humain en bonne santé.

b. Calculer la valeur minimale de pH du sang artériel pour que les cellules ne soient pas irréversiblement endommagées.

c. En déduire la valeur maximale du pH pour que les cellules ne soient pas irréversiblement endommagées.

d. Expliquer pourquoi la respiration et l'action des reins sont qualifiées de *systèmes tampons*.

▲ Globules rouges

UNE SOLUTION

a. La concentration en ion oxonium est calculée à partir du pH en appliquant la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH} \times c°$.

A.N. : $[H_3O^+]_{max} = 10^{-7{,}35} \times 1$ mol·L^{-1} = $4{,}47 \times 10^{-8}$ mol·L^{-1} ;

$[H_3O^+]_{min} = 10^{-7{,}45} \times 1$ mol·L^{-1} = $3{,}55 \times 10^{-8}$ mol·L^{-1}.

L'intervalle est donc : [$3{,}55 \times 10^{-8}$ mol·L^{-1} ; $4{,}47 \times 10^{-8}$ mol·L^{-1}].

b. Le pH est calculé à partir de la concentration en ion oxonium en appliquant la relation : $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c°}\right)$

A.N. : $pH_{min} = -\log\left(\frac{1{,}6 \times 10^{-7}\ \text{mol·L}^{-1}}{1\ \text{mol·L}^{-1}}\right) = 6{,}8$.

c. Lorsque la concentration $[H_3O^+]$ est divisée par dix, le pH augmente d'une unité. Or, les deux concentrations en ion oxonium données diffèrent d'un facteur dix. On en déduit : $pH_{max} = 7{,}8$.

d. Par analogie avec les propriétés d'une solution tampon (le pH varie peu après un ajout modéré d'un acide ou d'une base), les deux procédés métaboliques qui permettent de maintenir le pH sanguin à peu près constant sont qualifiés de systèmes tampons.

COMMUNIQUER
Écrire la formule littérale avant chaque application numérique.

RÉALISER
- Écrire les unités dans les étapes intermédiaires peut être utile, mais n'est pas obligatoire. L'unité est en revanche indispensable dans l'écriture finale du résultat.
- Donner le résultat avec le nombre de chiffres significatifs adapté.

ANALYSER-RAISONNER
Utiliser des propriétés de la fonction logarithme décimal.

CONNAÎTRE
Citer les propriétés d'une solution tampon.

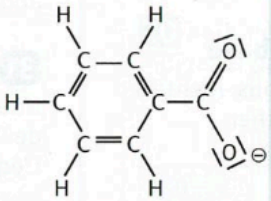
VALIDER
Rapprocher les expressions « solution tampon » et « système tampon ».

ÉNONCÉ

L'acide benzoïque et le benzoate de sodium sont utilisés comme conservateurs alimentaires. Le bicarbonate de soude (ou hydrogénocarbonate de sodium), de formule $NaHCO_3$, sert à réduire l'acidité de certaines sauces et comme poudre à lever en pâtisserie.

DONNÉES

- Couples acide-base : H_2CO_3 / HCO_3^- et HCO_3^- / CO_3^{2-}.
- L'acide benzoïque comporte un cycle de six atomes de carbone dont les liaisons simples et doubles sont alternées ; sa formule brute est : $C_7H_6O_2$.
- Schéma de Lewis de l'ion benzoate ci-contre.



a. Montrer que le couple acide benzoïque/ion benzoate est un couple acide-base.

b. Écrire les trois équations des réactions acide-base qui peuvent avoir lieu entre les trois espèces chimiques dissoutes citées en introduction.

c. Identifier la propriété chimique particulière de l'ion hydrogénocarbonate ainsi mise en évidence.

UNE SOLUTION

a. La formule brute de l'ion benzoate est $C_7H_5O_2^-$ et diffère d'un ion hydrogène H^+ de celle de l'acide benzoïque. De plus, l'enchaînement des atomes de carbone de l'acide benzoïque et celui de l'ion benzoate sont identiques. On en déduit que le couple acide benzoïque/ion benzoate est un couple acide-base.

b. Lors de la dissolution du bicarbonate de sodium, il se forme l'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-(aq)$.
Lors d'une réaction acide-base, il y a transfert d'un ion hydrogène H^+ de l'acide d'un couple à la base d'un autre couple. Dans le cas présent, trois réactions acide-base peuvent avoir lieu :

- acide benzoïque et ion hydrogénocarbonate :

$$\textbf{(1)}\quad C_6H_5\text{–}CO_2H(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow C_6H_5\text{–}CO_2^-(aq) + H_2CO_3(aq)$$

- ion hydrogénocarbonate et ion benzoate :

$$\textbf{(2)}\quad HCO_3^-(aq) + C_6H_5\text{–}CO_2^-(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + C_6H_5\text{–}CO_2H(aq)$$

- ions hydrogénocarbonate :

$$\textbf{(3)}\quad 2\,HCO_3^-(aq) \rightarrow CO_3^{2-}(aq) + H_2CO_3(aq)$$

c. L'ion hydrogénocarbonate se comporte comme une base (équations **(1)** et **(3)**) ou comme un acide (équations **(2)** et **(3)**). Il s'agit donc d'une espèce amphotère.

ANALYSER-RAISONNER
Combiner les informations extraites de toutes les données.

CONNAÎTRE
Appliquer la définition d'un couple acide-base.

COMMUNIQUER
Rappeler la définition d'une réaction acide-base.

RÉALISER
Ne pas oublier de renseigner la phase de chaque espèce chimique dans l'écriture des équations de réaction.

ANALYSER-RAISONNER
Analyser les réponses précédentes afin de constater qu'une espèce répond à la définition d'une espèce amphotère.

SUJET Quand un acide rencontre une base

1. On écrit les demi-équations acide-base et on les additionne :

$CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$: $CH_3COOH_{(aq)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

$CO_2,H_2O_{(aq)} / HCO^-_{3(aq)}$: $HCO^-_{3(aq)} + H^+_{(aq)} = CO_2,H_2O_{(aq)}$

$$CH_3COOH_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + CO_2,H_2O_{(aq)}$$

2. On applique une relation vue en Première :

$$n = \frac{m}{M(NaHCO_3)} = \frac{1{,}00}{84{,}0} = 1{,}19 \times 10^{-2}\ \text{mol}$$

3.

Équation de réaction		$CH_3COOH_{(aq)}$ +	$HCO^-_{3(aq)}$	$\rightarrow CH_3COO^-_{(aq)}$ +	$CO_2,H_2O_{(aq)}$
État du système	**Avancement (en mol)**	**Quantités de matière (en mol)**			
Initial	0	$3{,}7 \times 10^{-5}$	$1{,}19 \times 10^{-2}$	0	0
Intermédiaire	x	$3{,}7 \times 10^{-5} - x$	$1{,}19 \times 10^{-2} - x$	x	x
final maximal	x_{max}	$3{,}7 \times 10^{-5} - x_{max}$	$1{,}19 \times 10^{-2} - x_{max}$	x_{max}	x_{max}

Si CH_3COOH est le réactif limitant, alors $3{,}7 \times 10^{-5} - x_{max} = 0$, donc :
$x_{max} = 3{,}7 \times 10^{-5}$ mol

Si HCO^-_3 est le réactif limitant, alors $1{,}19 \times 10^{-2} - x_{max} = 0$, donc :
$x_{max} = 1{,}19 \times 10^{-2}$ mol

On garde la plus petite valeur des deux. CH_3COOH est donc le réactif limitant et :
$x_{max} = 3{,}7 \times 10^{-5}$ mol.

4. L'avancement final de la réaction correspond à la quantité de matière en CO_2 formé. On utilise la relation donnant le volume molaire des gaz :

$$V_m = \frac{V_{CO_2}}{n_{CO_2}} \text{ d'où } n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_m}.$$

$$x_f = n_{CO_2} = \frac{0{,}89 \times 10^{-3}}{23{,}9} = 3{,}7 \times 10^{-5}\ \text{mol}$$

5. On calcule le taux d'avancement final τ :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{3{,}7 \times 10^{-5}}{3{,}7 \times 10^{-5}} = 1, \text{ soit } \tau = 100\ \%.$$

Comme $\tau \geqslant 99\ \%$, la transformation entre les ions hydrogénocarbonate HCO^-_3 et l'acide acétique CH_3COOH est une réaction totale.