

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

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

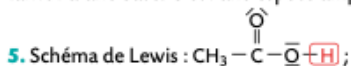
$CO_2, H_2O(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+$

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

$H_3O^+(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + H^+$

$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+ + HO^-(aq)$

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



#### 5 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 :

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

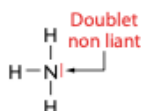
$HCO_2H(aq) \rightleftharpoons H^+ + HCO_2^-(aq)$

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 éthanóïque 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  $H_3O^+(aq) / H_2O(\ell)$

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

#### 8 Calculer le pH d'une solution

1.  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right)$ , soit  $pH = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-7}}{1}\right)$ ;

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  $pH = 7,2$ ,  $[H_3O^+] = c^o \times 10^{-pH}$ ;

soit  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7,2}$ ;

donc  $[H_3O^+] = 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

soit  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7,4}$ ;

donc  $[H_3O^+] = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

$4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [H_3O^+] < 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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  $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'eau sera acide si  $[H_3O^+] < 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

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

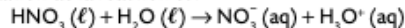
### Exercices

#### S'entraîner

p. 23

#### 10 Il en voit de toutes les couleurs

1. L'équation de la réaction est :



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  $pH = 3,0$ ,  $[H_3O^+] = c^o \times 10^{-pH} = 1 \times 1,0 \times 10^{-3}$

donc  $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

donc  $[H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

$2,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [H_3O^+] < 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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

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

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.  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right) = -\log\left(\frac{5,0 \times 10^{-3}}{1}\right)$  donc  $pH = 2,3$ .

2.  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right) = -\log\left(\frac{1,5}{1}\right)$  donc  $pH = -0,2$ , ce qui est

impossible en solution aqueuse. En effet, la relation n'est valable que pour  $[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### 12 Les coraux face à l'acidification des océans

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

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

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

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

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

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

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

Enfin,  $[H_3O^+]_{\text{actuel}} = 1,3 [H_3O^+]_0 = [H_3O^+]_0 + \frac{30}{100} [H_3O^+]_0$ ,  
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.  $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$   
2. Dans un bidon de 1,0 L, la masse totale de la solution est :  
 $m(\text{totale}) = \rho \times V = 1,11 \times 1,0 \times 10^3 = 1,1 \times 10^3 \text{ g}$ .

La masse de HCl (g) dissout est donc :

$$m(HCl) = \frac{23}{100} \times 1,1 \times 10^3 = 2,5 \times 10^2 \text{ g}.$$

3. La quantité de matière de HCl dissout est :

$$n(HCl) = \frac{m(HCl)}{M(HCl)} ; \text{ soit } n(HCl) = \frac{2,5 \times 10^2}{(35,5 + 1,0)} = 6,8 \text{ mol}.$$

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

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

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

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

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

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

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

5. La solution S contient :

$$[H_3O^+]_S = c^o \times 10^{-\text{pH}} = c^o \times 10^{-1,7} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

6.  $[H_3O^+]_S < [H_3O^+]_{\text{diluée}}$ . 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.

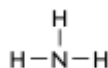
2. a.  $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + HO^-(aq)$

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

3.  $\text{pH} > 7$  donc la solution est basique.

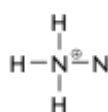
4.  $[H_3O^+] = c^o \times 10^{-\text{pH}}$  donc  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10,5}$   
soit  $[H_3O^+] = 3,2 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

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.

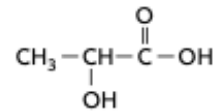
6. Schéma de Lewis :



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 Détartre une machine à laver

1. La formule semi-développée est :



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

3. La quantité de matière initiale d'acide lactique est :

$$n(C_3H_6O_3) = \frac{m}{M} \text{ donc } n(C_3H_6O_3) = \frac{54,1}{90,0} ;$$

$$\text{soit } n(C_3H_6O_3) = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

Équation de la réaction		$C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow C_3H_5O_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
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 :

$$x_f = x_{\text{max}} \text{ et } 6,0 \times 10^{-1} - x_{\text{max}} = 0, \text{ soit } x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

5. Par conséquent, si elle est totale,  $[H_3O^+] = x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Le pH de la solution obtenu étant de 1,9, sa concentration en ions oxonium est donc de :

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,9} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

$$1,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} < 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

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

1<sup>re</sup> 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 hydrogencarbonate avec les ions oxonium ?

2<sup>e</sup> 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.

3<sup>e</sup> 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.

4<sup>e</sup> 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.

### 5<sup>e</sup> 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.  
 $[H_3O^+]_{4,5} = c^o \times 10^{-pH}$  soit  $[H_3O^+]_{4,5} = 1 \times 10^{-4,5}$ ,  
 donc  $[H_3O^+]_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ,  
 ce qui représente une quantité de matière de  
 $n(H_3O^+)_{4,5} = [H_3O^+]_{4,5} \times V$ , soit :  
 $n(H_3O^+)_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \times 120 = 3,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

- Calculer la quantité d'ions oxonium présents dans une eau d'aquarium de pH égal à 5,5.  
 $[H_3O^+]_{5,5} = c^o \times 10^{-pH}$ ,  
 soit  $[H_3O^+]_{5,5} = 1 \times 10^{-5,5}$ ,  
 donc  $[H_3O^+]_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ,  
 ce qui représente une quantité de matière de  
 $n(H_3O^+)_{5,5} = [H_3O^+]_{5,5} \times V$ , soit :  
 $n(H_3O^+)_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \times 120 = 3,8 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

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

La quantité de matière d'ions oxonium devant réagir :

$$n(H_3O^+)_r = n(H_3O^+)_{4,5} - n(H_3O^+)_{5,5}$$

$$\text{soit } n(H_3O^+)_r = 3,8 \times 10^{-3} - 3,8 \times 10^{-4} = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

- 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.  
 $n(CO_3^{2-}) = \frac{n(H_3O^+)_r}{2}$  donc  $n(CO_3^{2-}) = \frac{3,4 \times 10^{-3}}{2}$ ,  
 soit  $n(CO_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

- 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  
 $n(CaCO_3) = n(CO_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

$$\text{Or } m(CaCO_3) = n(CaCO_3) \times M(CaCO_3),$$

$$\text{donc } m(CaCO_3) = 1,7 \times 10^{-3} \times 100,1 = 0,17 \text{ g}.$$

- 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,  $[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , le pH est défini par :

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

### b.

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

3. Ces solutions sont trop fortement concentrées ( $[H_3O^+] > 0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ) pour pouvoir appliquer la définition

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right).$$

4.  $H_3O^+$  (aq),  $Cl^-$  (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  $[H_3O^+] < 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , on ne peut plus négliger les ions oxonium 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),  $Cl^-$  (aq) et  $H_2O$  (ℓ).

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

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

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 :

$$n(H_3O^+) = n_{S_1}(H_3O^+) + n_{S_2}(H_3O^+),$$

$$\text{soit } n(H_3O^+) = [H_3O^+]_1 \times V_{S_1} + [H_3O^+]_2 \times V_{S_2}. \text{ Donc :}$$

$$n(H_3O^+) = 5,0 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3} + 2,5 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3}.$$

$$\text{Soit } n(H_3O^+) = 3,8 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

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

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

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

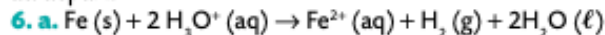
$$\text{Soit } pH_{\text{mélange}} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right)$$

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

$$\text{donc } pH_{\text{mélange}} = 1,4.$$

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 fautive.

Deuxième hypothèse possible : Ce pH confirme l'hypothèse faite au départ.



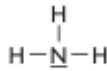
- b. Les ions oxonium sont consommés au cours de cette réaction. Leur concentration va donc diminuer et le pH ne pourra donc qu'augmenter.

## Préparation à l'écrit

## 19 L'uréase dans le milieu stomacal

1.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq),  $\text{Cl}^-$  (aq) et  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ).  
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$  donc  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2,0}$ ,  
 soit  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

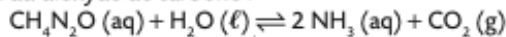
2. a. Pour l'ammoniac, schéma de Lewis :



et formule semi-développée :  $\text{NH}_3$ .

b. Le doublet d'électrons non liants de l'atome d'azote est propice à la formation d'une liaison avec l'ion hydrogène  $\text{H}^+$ , c'est donc une base :  $\text{NH}_4^+$  (aq) /  $\text{NH}_3$  (aq).

c. L'urée  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$  réagit avec l'eau pour former de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  et du dioxyde de carbone :



d.  $\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

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  $\text{pH} = 2$  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.  $\text{HCl} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

3. D'après l'équation de la réaction :

$$n(\text{HCl}_{\text{apportée}}) = n(\text{H}_3\text{O}^+).$$

$$\text{Or } n(\text{HCl}_{\text{apportée}}) = \frac{V_1}{V_m} = \frac{5,0}{24,0} = 0,21 \text{ mol}.$$

Donc  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,21 \text{ mol}$ .

On détermine la concentration en ions oxonium :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_2} = \frac{0,21}{1,0} = 0,21 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,21}{10} = 0,021 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

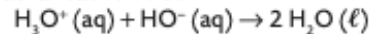
$$\text{soit } \text{pH} = -\log\left(\frac{0,021}{1}\right) \text{ donc } \text{pH} = 1,7.$$

5. • La quantité d'ions oxonium présents dans les 10,0 mL est :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} \times V_s$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,21 \times 10 \times 10^{-3} \text{ donc } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

• L'équation de la réaction s'écrit :



La solution sera neutre si  $\text{pH} = 7$ , soit  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ,

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} \times V_s$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = 1,0 \times 10^{-7} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol}.$$

• La quantité d'ions hydroxyde à verser est donc :

$$n(\text{HO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}}$$

$$\text{Soit } n(\text{HO}^-) = 2,1 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-9},$$

$$\text{donc } n(\text{HO}^-) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Le volume à verser est :

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

## Préparation à l'ECCE

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  $\text{pH} = 5,0$ .

La concentration en ions oxonium dans la solution de saumure finale doit être :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La quantité d'ions oxonium présents dans la solution de saumure finale est de :

$$n = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_s = 1,0 \times 10^{-5} \times 1,0$$

$$n = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Le volume  $V$  de la solution  $S_A$  d'acide chlorhydrique à prélever est :

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

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.