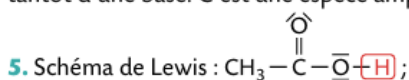


## Appliquer le cours

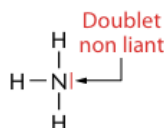
### 4 Identifier un transfert d'ion hydrogène

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.  $CH_3CO_2H(aq) \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H^+$   
 $CO_2, H_2O(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+$   
 $NH_4^+(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H^+$   
 $H_3O^+(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + H^+$   
 $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+ + HO^-(aq)$
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 :



## S'entraîner

### 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.  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$ , 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  $pH = 7,2$ ,  $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$ ;  
 soit  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7,2}$ ;  
 donc  $[H_3O^+] = 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

### 9 Déterminer une concentration en ions oxonium

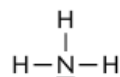
1. Pour un  $pH = 5$ , la concentration des ions oxonium est  $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .  
 L'eau sera acide si  $[H_3O^+] < 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

2.  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$  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 !

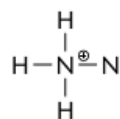
### 14 Nettoyer à l'ammoniaque

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.  $pH > 7$  donc la solution est basique.
4.  $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$  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.

## 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 hydrogénocarbonate 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 réagir 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.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = 1 \times 10^{-4,5},$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1},$$

ce qui représente une quantité de matière de

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{4,5} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} \times V, \text{ soit :}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \times 120 = 3,8 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{5,5} = c^\circ \times 10^{-\text{pH}},$$

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_{5,5} = 1 \times 10^{-5,5},$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1},$$

ce qui représente une quantité de matière de

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{5,5} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{5,5} \times V, \text{ soit :}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \times 120 = 3,8 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

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

La quantité de matière d'ions oxonium devant réagir :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{r}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{4,5} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{5,5}$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{r}} = 3,8 \times 10^{-3} - 3,8 \times 10^{-4} = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

- 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 :

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{r}}}{2} = \frac{n(\text{CO}_3^{2-})}{1}.$$

- En déduire la quantité d'ions carbonate nécessaire.

$$n(\text{CO}_3^{2-}) = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{r}}}{2} \text{ donc } n(\text{CO}_3^{2-}) = \frac{3,4 \times 10^{-3}}{2},$$

$$\text{soit } n(\text{CO}_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

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

$$\frac{n(\text{CO}_3^{2-})}{1} = \frac{n(\text{CaCO}_3)}{1}.$$

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

La quantité de carbonate de calcium nécessaire est donc  $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_3^{2-}) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

$$\text{Or } m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \times M(\text{CaCO}_3),$$

$$\text{donc } m(\text{CaCO}_3) = 1,7 \times 10^{-3} \times 100,1 = 0,17 \text{ g.}$$

- 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.

**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.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq),  $\text{Cl}^-$  (aq) et  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ).

$$3. \text{pH}_{\text{S}_1} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right),$$

$$\text{soit } \text{pH}_{\text{S}_1} = -\log\left(\frac{5,0 \times 10^{-2}}{1}\right) \text{ donc } \text{pH}_{\text{S}_1} = 1,3.$$

4. *Première hypothèse possible* : On ajoute des ions oxonium à la solution  $\text{S}_1$ . On peut s'attendre donc à une diminution du pH.

*Deuxième hypothèse possible* : La solution  $\text{S}_2$  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 :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n_{\text{S}_1}(\text{H}_3\text{O}^+) + n_{\text{S}_2}(\text{H}_3\text{O}^+),$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 \times V_{\text{S}_1} + [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \times V_{\text{S}_2}. \text{ Donc :}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3} + 2,5 \times 10^{-2} \times 50,0 \times 10^{-3}.$$

$$\text{Soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,8 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_{\text{S}_1} + V_{\text{S}_2}}$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{3,8 \times 10^{-3}}{100,0 \times 10^{-3}} = 3,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

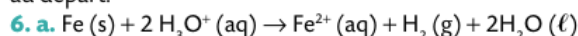
$$\text{Soit } \text{pH}_{\text{mélange}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

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

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

*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 fausse.

*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.

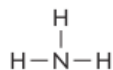
**Vers le bac****19 L'urée dans le milieu stomacal**

1.  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq),  $\text{Cl}^-$  (aq) et  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ).

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} \text{ donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2,0},$$

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

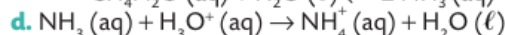
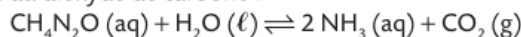
2. a. Pour l'ammoniac, schéma de Lewis :



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 :



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'urée 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.