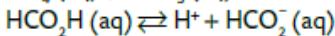
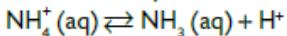


## NIVEAU 1 : 5 et 6 p 22.

## 5 Identifier des couples acide-base

1.  $\text{NH}_4^+$  (aq) /  $\text{NH}_3$  (aq),  $\text{HCO}_2\text{H}$  (aq) /  $\text{HCO}_2^-$  (aq) sont les seuls couples acide-base car l'acide et la base ne diffèrent que d'un ion hydrogène  $\text{H}^+$ .

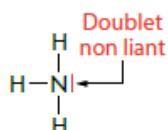
2. Les demi-équations sont :



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

b. Les deux couples sont :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq) /  $\text{HSO}_4^-$  (aq);  $\text{HSO}_4^-$  (aq) /  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq)

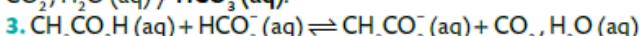
4. Le doublet non liant de l'azote est un site donneur de doublet d'électrons permettant de se lier à l'ion hydrogène :



## 6 Etablir l'équation d'une réaction acide-base

1. La formule chimique de l'acide éthanoïque est :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ .

2. Les couples sont :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  (aq) /  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  (aq) et  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$  (aq) /  $\text{HCO}_3^-$  (aq).



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

## NIVEAU 2 :

## 8 Calculer le pH d'une solution

1.  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$ , soit  $\text{pH} = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-7}}{1}\right)$ ;

donc  $\text{pH} = 6,5$ .

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

2. • Pour un  $\text{pH} = 7,2$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ ;

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7,2};$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

• Pour un  $\text{pH} = 7,4$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ ;

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7,4};$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

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

$$4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

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  $\text{pH} = 5$ , la concentration des ions oxonium est  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'eau sera acide si  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2.  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$  soit  $\text{pH} = -\log\left(\frac{1,6 \cdot 10^{-6}}{1}\right)$ ,

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

## NIVEAU 2 :

## 14 Nettoyer à l'ammoniaque

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

2. a.  $\text{NH}_3$  (aq) +  $\text{H}_2\text{O}$  (l)  $\rightleftharpoons \text{NH}_4^+$  (aq) +  $\text{HO}^-$  (aq)

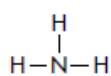
b. Les couples mis en jeu :  $\text{NH}_4^+$  (aq) /  $\text{NH}_3$  (aq) et  $\text{H}_2\text{O}$  (l) /  $\text{HO}^-$  (aq).

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

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

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

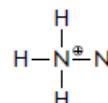
5. Schéma de Lewis :



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

## 14 (suite)

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.

## NIVEAU 2 :

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

- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- La réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau produit des ions oxonium responsables de l'acidification des océans.
- $\text{pH}_{\text{actuel}} = \text{pH}_0 - 0,10$  car  $8,05 = 8,15 - 0,10$ ,  
donc  $-\log[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_0 - 0,10$ ,  
soit  $\log[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}} - \log[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 0,10$  ;

$$\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_0}\right) = 0,10 \text{ donc } \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_0} = 10^{0,10}$$

soit  $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuelle}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_0} = 1,3$ .

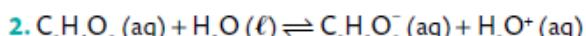
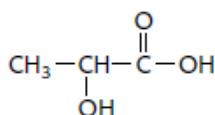
$$\text{Enfin, } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}} = 1,3 [\text{H}_3\text{O}^+]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 + \frac{30}{100} [\text{H}_3\text{O}^+]_0,$$

ce qui signifie que la concentration en ions oxonium a augmenté de 30 % depuis le début de l'ère industrielle.

- 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.

### 15 Détartrer une machine à laver

- La formule semi-développée est :



- La quantité de matière initiale d'acide lactique est :

$$n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{m}{M} \text{ donc } n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{54,1}{90,0};$$

$$\text{soit } n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol.}$$

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3)$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
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	$x_f$	$x_f$

- Si la réaction est totale, il ne reste plus d'acide lactique dans la solution en fin de réaction, donc :

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

- Par conséquent, si elle est totale,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ . Le pH de la solution obtenu étant de 1,9, sa concentration en ions oxonium est donc de :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,9} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

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

La concentration réelle en ions oxonium est plus faible que celle attendue si la transformation était totale. La transformation n'est donc pas totale.

## NIVEAU 3 :

### 16 Résolution de problème

#### Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium

- 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.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

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

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.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{5,5} = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

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

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

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.