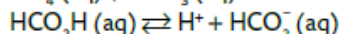
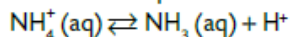


NIVEAU 1 : 5 et 6 p 22.

5 Identifier des couples acide-base

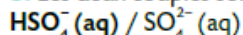
1. $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$, $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^-(\text{aq})$ sont les seuls couples acide-base car l'acide et la base ne diffèrent que d'un ion hydrogène H^+ .

2. Les demi-équations sont :

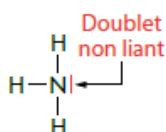


3. a. Une espèce amphotère peut se comporter comme un acide ou comme une base.

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



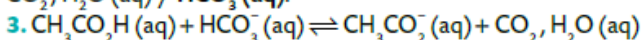
4. Le doublet non liant de l'azote est un site donneur de doublet d'électrons permettant de se lier à l'ion hydrogène :



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

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

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



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

NIVEAU 2 :

8 Calculer le pH d'une solution

$$1. \text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right), \text{ soit } \text{pH} = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-7}}{1}\right);$$

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 $\text{pH} = 7,2$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$;

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

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

• Pour un $\text{pH} = 7,4$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$;

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

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

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

$$2. \text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) \text{ soit } \text{pH} = -\log\left(\frac{1,6 \cdot 10^{-6}}{1}\right),$$

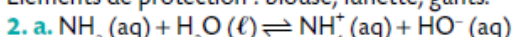
donc $\text{pH} = 5,8 > 5,0$, donc cette eau de pluie n'est pas considérée comme acide alors qu'elle l'est pourtant !

NIVEAU 2 :

14 Nettoyer à l'ammoniaque

1. Verrerie : une fiole jaugée, une pipette jaugée, un bécher, une propipette, une pissette, de l'eau distillée, un bouchon.

Éléments de protection : blouse, lunette, gants.



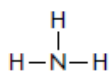
b. Les couples mis en jeu : $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$.

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

$$4. [\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}} \text{ donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-10,5}$$

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

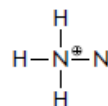
5. Schéma de Lewis :



Le doublet d'électrons non liants de l'atome d'azote est propice à la formation d'une liaison avec l'ion hydrogène 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

1. $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 2. La réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau produit des ions oxonium responsables de l'acidification des océans.

3. $\text{pH}_{\text{actuel}} = \text{pH}_0 - 0,10$ 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 $\log[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}} - \log[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 0,10$;

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

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

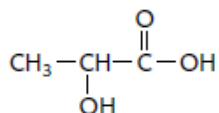
$$\text{Enfin, } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{actuel}} = 1,3 [\text{H}_3\text{O}^+]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 + \frac{30}{100} [\text{H}_3\text{O}^+]_0,$$

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

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.

15 Détartre une machine à laver

1. La formule semi-développée est :



2. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

3. 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

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, $[\text{H}_3\text{O}^+] = x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol.}$ 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 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.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = c^0 \times 10^{-\text{pH}} \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_{4,5} = 1 \times 10^{-4,5},$$

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

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.

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

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

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

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 :

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

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

• 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 :

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

• En déduire la quantité d'ions carbonate nécessaire.

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

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

• 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.