

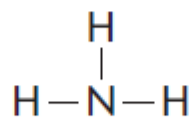
19
CORRIGÉ

L'uréase dans le milieu stomacal

1. H_3O^+ (aq), Cl^- (aq) et H_2O (ℓ).

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

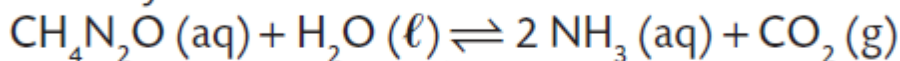
2. a. Pour l'ammoniac, schéma de Lewis :



et formule semi-développée : 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 $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ réagit avec l'eau pour former de l'ammoniac NH_3 et du dioxyde de carbone :



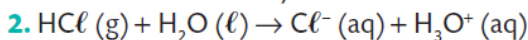
d. $\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

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.



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 :

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

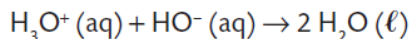
soit $\text{pH} = -\log\left(\frac{0,021}{1}\right)$ donc $\text{pH} = 1,7$.

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

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

soit $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,21 \times 10 \times 10^{-3}$ 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 :

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

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

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

Le volume à verser est :

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

Dans la question 5 :

• La quantité d'ions H_3O^+ ayant réagi est calculée ainsi dans le corrigé : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}}$

La solution devenant neutre, son pH devient égal à 7 : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} \cdot V_s = 10^{-\text{pH}} \cdot V_s = 10^{-7} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$

• Cependant, la transformation $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ est considérée comme totale par l'énoncé (utilisation de \rightarrow).

La quantité d'ions oxonium finale H_3O^+ peut donc être légitimement négligée puisqu'ils sont censés avoir entièrement réagi.

C'est d'ailleurs ce que le calcul suivant du corrigé illustre :

$$n(\text{HO}^-)_{\text{ajout}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = 2,1 \cdot 10^{-3} - 1,0 \cdot 10^{-9} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La quantité $1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$ est négligeable devant $2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

• Nous verrons au chapitre 8, que cette transformation : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ n'est pas rigoureusement totale mais donne lieu à un équilibre qui explique l'existence d'ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- dans l'eau : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$

La réaction inverse est cependant très limitée et il est souvent légitime de la négliger.