

5 La proposition A n'est pas une bonne réponse car une espèce amphotère est une espèce chimique qui peut être soit un acide soit une base. La proposition B est une bonne réponse. La proposition C est une bonne réponse.

6 La proposition A est une bonne réponse. La proposition B est une bonne réponse. La proposition C est une bonne réponse.

7 La proposition A n'est pas une bonne réponse car le couple acide-base $\text{NH}_3(\text{aq}) / \text{NH}_4^+(\text{aq})$ est mal écrit, l'acide doit être écrit en premier : $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$.

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car le couple acide-base $\text{HCO}_2^-(\text{aq}) / \text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ est mal écrit, l'acide doit être écrit en premier : $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^-(\text{aq})$.

8 La proposition A n'est pas une bonne réponse car il y a une double flèche et non une simple flèche qui modélise une réaction totale. De plus, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ ne fait pas partie des réactifs, c'est un produit.

La proposition B n'est pas une bonne réponse car il y a une double flèche et non une simple flèche qui modélise une réaction totale.

La proposition C est une bonne réponse.

9 La proposition A n'est pas une bonne réponse car les couples acide-base ne sont pas écrits correctement : les acides et les bases ne correspondent pas, $\text{NH}_3(\text{aq})$ n'est pas l'acide conjugué de $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ n'est pas l'acide conjugué de $\text{HO}^-(\text{aq})$.

La proposition B n'est pas une bonne réponse car le couple acide-base $\text{NH}_3(\text{aq}) / \text{NH}_4^+(\text{aq})$ est mal écrit, l'acide doit être écrit en premier :

$\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$.

La proposition C est une bonne réponse.

■ Acquérir les bases ■ p. 27

➤ 1. Les acides et les bases

10 1. Selon la théorie de Brønsted :

- un acide est une espèce chimique capable de céder un ion hydrogène H^+ ;
- une base est une espèce chimique capable de capter un ion hydrogène H^+ .

2. Tableau de couples acide-base conjugués :

Acide	H_3PO_4	H_2O	ClOH	H_2S	HS^-	NH_4^+
Base	H_2PO_4^-	HO^-	ClO^-	HS^-	S^{2-}	NH_3

11 1. Les couples acide-base sont : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$; $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$.

2. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}^+$

$\text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+$

12 1. $\text{NaOH}(\text{s})$.

2. $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

3. L'ion $\text{HO}^-(\text{aq})$ est une base selon la définition de Brønsted, c'est une espèce capable de capter un ion H^+ : $\text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}(\ell)$

4. Il appartient au couple acide-base $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$.

13 1. $\text{HCN}(\text{aq}) / \text{CN}^-(\text{aq})$.

2. $\text{HCN}(\text{aq}) = \text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}^+$

14 1. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$

2. L'ion $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$ est une base selon la définition de Brønsted :

$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$

3. Il appartient au couple acide-base : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$.

➤ 2. Quelques couples acide-base

15 1. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$; $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$.

2. L'eau est la base du premier couple et l'acide du second couple. L'eau est une espèce amphotère car, suivant les espèces chimiques présentes en solution, l'eau se comporte soit comme une base soit comme un acide.

16 1. NH_3 est une base selon Brønsted, c'est une espèce chimique capable de capter un ion H^+ :

$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$

Le couple s'écrit $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

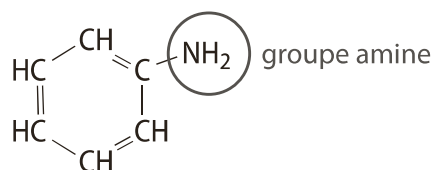
2. a. Dans ce second couple, l'ammoniac NH_3 est un acide, c'est une espèce chimique capable de céder un ion H^+ .

b. $\text{NH}_3 = \text{NH}_2^- + \text{H}^+$. La formule de l'ion amidure est NH_2^- . Le couple est $\text{NH}_3 / \text{NH}_2^-$.

3. L'ammoniac est la base du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et l'acide du couple $\text{NH}_3 / \text{NH}_2^-$. L'ammoniac est une espèce amphotère.

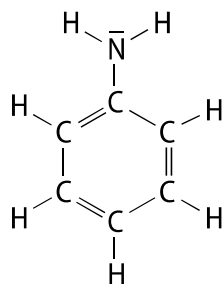
17 1. a. La formule brute de l'aniline est : $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$.

La formule semi-développée de l'aniline est :



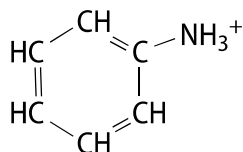
b. Le groupe caractéristique est le groupe amine, cette molécule appartient à la famille chimique des amines.

c. La représentation de Lewis de l'aniline est :

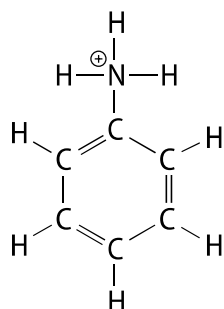


2. a. Cette molécule est une base selon la définition de Brønsted car elle est capable de capter un ion H^+ grâce au doublet non liant présent sur l'azote.

b. La formule semi-développée de son espèce conjuguée est :



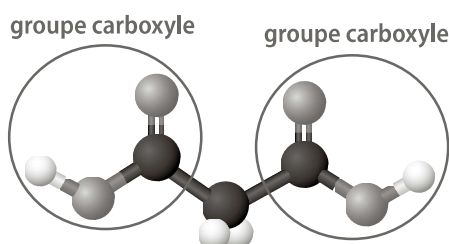
Le doublet **non liant** porté par l'atome d'azote N se transforme en doublet liant afin de former une liaison covalente entre l'azote et l'hydrogène. L'azote N se retrouve alors avec un électron en moins et porte donc une charge positive. Sa représentation de Lewis est :



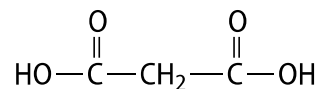
18 1. L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) appartient à deux couples acide-base qui sont : CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) et HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq).

2. L'ion HCO_3^- (aq) est la base du couple CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) et l'acide du couple HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq). L'ion HCO_3^- (aq) est une espèce amphotère.

19 1. La chaîne principale carbonée de cette molécule possède 3 atomes de carbone, d'où le nom de **propane**. De plus, cette molécule possède deux groupes carboxyle. Le groupe carboxyle est caractéristique des acides carboxyliques, d'où le nom d'acide et la terminaison dioïque.



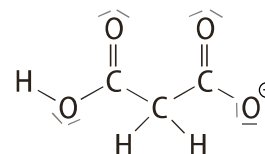
2. La formule semi-développée de cette molécule est :



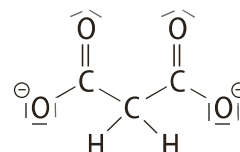
3. Chaque groupe carboxyle ($-COOH$) est capable de libérer un ion hydrogène H^+ . L'acide malonique, qui possède deux groupes carboxyle, est un diacide car cette molécule est capable de libérer deux ions H^+ .

4. Un de ces groupes carboxyles ($-COOH$) est capable de libérer un ion hydrogène H^+ . Cela signifie que l'atome d'hydrogène « quitte » la molécule en laissant son électron. Le doublet liant entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène se transforme en doublet **non liant**. L'oxygène se retrouve alors avec un électron supplémentaire, il porte donc une charge négative.

La représentation de Lewis de l'ion hydrogénomalonate est :

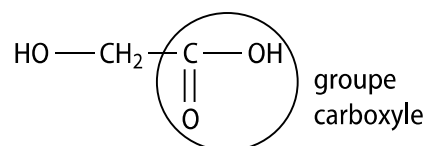


5. De la même façon, la représentation de Lewis de l'ion malonate est :

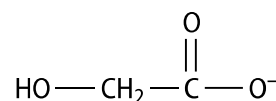


6. L'ion hydrogénomalonate $C_3O_4H_3^-$ (aq) est la base du couple $C_3O_4H_4$ (aq) / $C_3O_4H_3^-$ (aq) et l'acide du couple $C_3O_4H_3^-$ (aq) / $C_3O_4H_2^{2-}$ (aq). L'ion hydrogénomalonate $C_3O_4H_3^-$ (aq) est une espèce amphotère.

20 1. Formule semi-développée de l'acide glycolique :

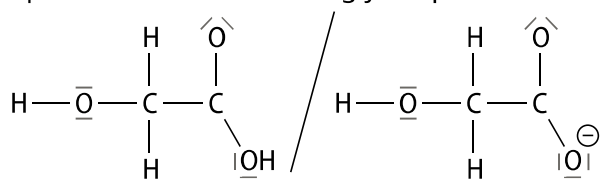


2. Formule semi-développée de l'ion glycolate :

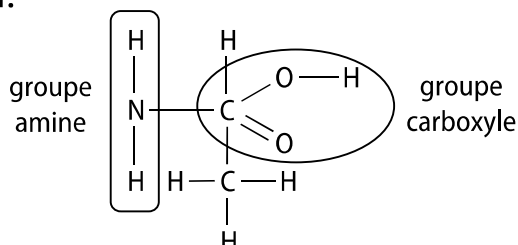


3. Le groupe carboxyle ($-COOH$) est capable de libérer un ion hydrogène H^+ . Cela signifie que l'atome d'hydrogène « quitte » la molécule en laissant son électron. Le doublet liant entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène se transforme en doublet non liant. L'oxygène se retrouve alors

avec un électron supplémentaire : il porte donc une charge négative. La représentation de Lewis du couple acide-base de l'acide glycolique est :



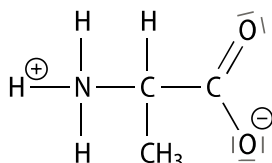
21 1.



2. Les acides α -aminés sont des molécules qui possèdent un groupe caractéristique acide, le groupe carboxyle ($-\text{COOH}$), capable de libérer un ion H^+ , et un groupe caractéristique basique, le groupe amine ($-\text{NH}_2$), capable de capter un ion H^+ .

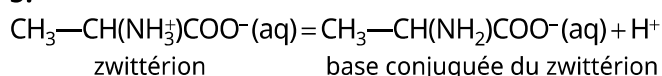
3. Le zwitterion $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COO}^-$ résulte d'un transfert interne de l'ion H^+ du groupe carboxyle vers le groupe amine.

4. La représentation de Lewis du zwitterion de l'alanine est :

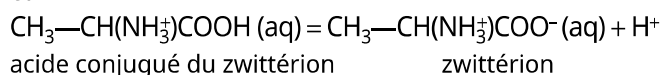


Le groupe carboxyle ($-\text{COOH}$) cède un ion hydrogène H^+ . Cela signifie que l'atome d'hydrogène « quitte » la molécule en laissant son électron. Le doublet liant entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène se transforme en doublet non liant, l'oxygène se retrouve alors avec un électron supplémentaire : il porte donc une charge négative. L'ion H^+ est capté par le groupe amine, le doublet non liant porté par l'atome d'azote N se transforme en doublet liant afin de former une liaison covalente entre l'azote et l'hydrogène. L'azote N se retrouve alors avec un électron en moins et porte donc une charge positive.

5.



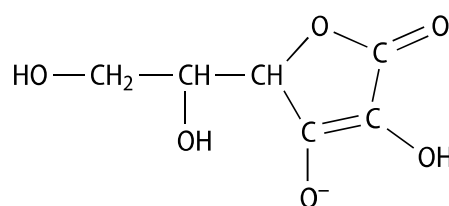
6.



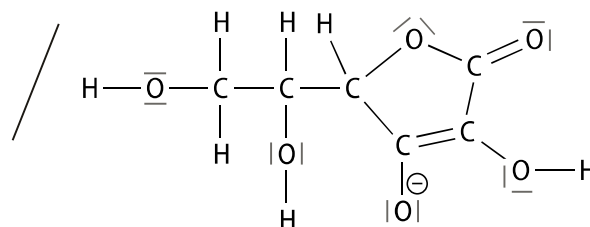
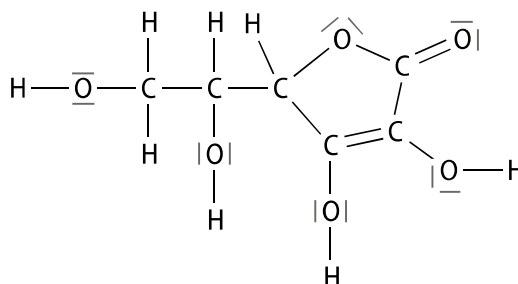
7. Les deux couples acide-base du zwitterion sont :
 $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COO}^-(\text{aq}) / \text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COO}^-(\text{aq})$
 $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COOH}(\text{aq}) / \text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COO}^-(\text{aq})$

8. Le zwitterion est l'acide du premier couple et la base du second couple. Le zwitterion est une espèce amphotère.

22 1.

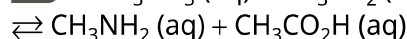


2.



3. Les réactions acide-base

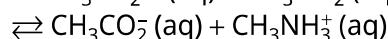
23 1. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$



2. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$

3. $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$

4. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$



5. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$

6. $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$

7. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

8. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

9. $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

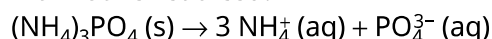
10. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

11. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

12. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

24 1. La formule brute du phosphate d'ammonium est $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(\text{s})$: pour assurer la neutralité électrique du solide, il faut 3 ions NH_4^+ pour 1 ion PO_4^{3-} .

2. L'équation de dissolution du phosphate d'ammonium dans l'eau est :



3. Une solution aqueuse de cet engrais contient les ions NH_4^+ (aq) et PO_4^{3-} (aq).

NH_4^+ (aq) est l'acide du couple NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq) et PO_4^{3-} (aq) est la base du couple HPO_4^{2-} (aq) / PO_4^{3-} (aq).

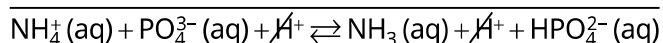
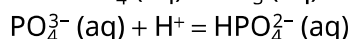
Les couples mis en jeu sont :

NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)

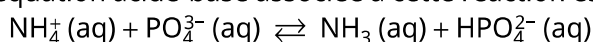
HPO_4^{2-} (aq) / PO_4^{3-} (aq)

Une réaction acide-base peut donc se produire entre les ions NH_4^+ (aq) et PO_4^{3-} (aq).

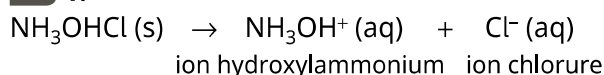
4. L'ion NH_4^+ (aq) cède un ion H^+ et l'ion PO_4^{3-} (aq) capte cet ion.



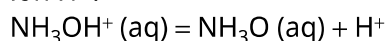
L'équation acide-base associée à cette réaction est :



25 1.



2. L'ion hydroxylammonium est un acide selon la définition de Brønsted, il est capable de céder un ion H^+ :



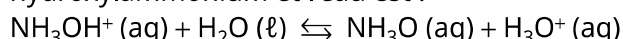
La formule de l'hydroxylamine, sa base conjuguée, est $\text{NH}_3\text{O} (\text{aq})$.

3. L'ion hydroxylammonium étant un acide, il faut choisir le couple acide-base de l'eau dans lequel l'eau joue le rôle de la base, c'est-à-dire H_3O^+ (aq) / $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

Les couples mis en jeu sont :

NH_3OH^+ (aq) / $\text{NH}_3\text{O} (\text{aq})$ et H_3O^+ (aq) / $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

L'équation de la réaction acide-base entre l'ion hydroxylammonium et l'eau est :



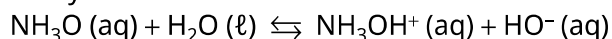
4. D'après l'équation de la réaction acide-base entre l'ion hydroxylammonium et l'eau, des ions H_3O^+ (aq) sont créés lors de la réaction. La concentration des ions H_3O^+ (aq) augmente dans la solution. La solution aqueuse de chlorure d'hydroxylammonium est donc une solution acide.

5. L'hydroxylamine $\text{NH}_3\text{O} (\text{aq})$ étant une base, il faut choisir le couple acide-base de l'eau dans lequel l'eau joue le rôle de l'acide, c'est-à-dire $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ / HO^- (aq).

Les couples mis en jeu sont :

NH_3OH^+ (aq) / $\text{NH}_3\text{O} (\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ / HO^- (aq).

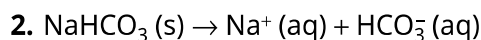
L'équation de la réaction acide-base entre l'hydroxylamine et l'eau est :



6. D'après l'équation de la réaction acide-base entre l'hydroxylamine et l'eau, des ions HO^- (aq)

sont créés lors de la réaction. La concentration des ions HO^- (aq) augmente dans la solution, la solution aqueuse d'hydroxylamine est donc une solution basique.

26 1. Ce solide est composé des ions sodium Na^+ et des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- . La formule du solide ionique est $\text{NaHCO}_3 (\text{s})$.



3. Les ions présents dans l'acide chlorhydrique sont les ions chlorure Cl^- (aq) et les ions oxonium H_3O^+ (aq). Les ions responsables des brûlures d'estomac sont les ions oxonium H_3O^+ (aq) qui ont des propriétés acides.

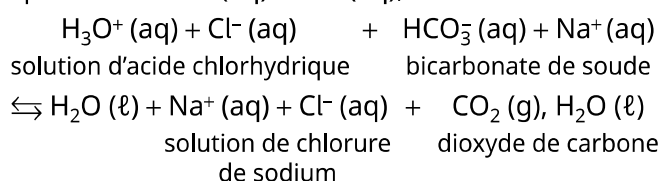
4. Lorsqu'un patient souffrant de maux d'estomac ingère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium, il ingère les ions Na^+ (aq) et HCO_3^- (aq). Dans l'estomac, il y a des ions oxonium H_3O^+ (aq). HCO_3^- (aq) est la base du couple $\text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ / HCO_3^- (aq) et H_3O^+ (aq) est l'acide du couple H_3O^+ (aq) / $\text{H}_2\text{O} (\ell)$. Une réaction acide-base peut se produire entre les ions HCO_3^- (aq) et les ions H_3O^+ (aq).

5. Les couples mis en jeu sont H_3O^+ (aq) / $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ et $\text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ / HCO_3^- (aq).

L'équation acide-base associée à cette réaction est : $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{HCO}_3^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$. D'après l'équation, on voit que les ions H_3O^+ (aq) sont consommés au cours de la réaction : les brûlures d'estomac disparaissent.

6. D'après l'équation de la réaction, on voit qu'il y a au cours de cette réaction un dégagement de dioxyde de carbone gazeux $\text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

7. Si on écrit l'équation de la réaction avec les ions spectateurs Na^+ (aq) et Cl^- (aq), on obtient :



Au cours de cette réaction, il y a formation de dioxyde de carbone gazeux, d'eau H_2O et des ions Na^+ (aq) et Cl^- (aq). On obtient donc une solution de chlorure de sodium et un dégagement gazeux. Tout se passe comme si une partie de l'acide chlorhydrique était remplacée par une solution de chlorure de sodium, ce qui explique la phrase du texte.

■ Faire le point avant d'aller plus loin ■ p. 29

► Définir un acide et une base selon Brønsted.

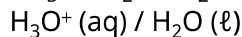
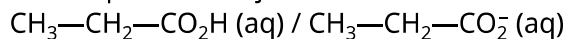
Un **acide** selon Brønsted une espèce chimique capable de **céder** un ion hydrogène H^+ .

Une **base** selon Brønsted une espèce chimique capable de **capter** un ion hydrogène H^+ .

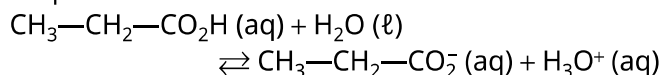
► **Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'acide propanoïque et l'eau.**

Un acide ne peut réagir qu'avec une base, donc ici l'eau joue le rôle de la base. Il faut donc choisir le couple acide-base dans lequel l'eau joue le rôle d'une base.

Les couples mis en jeu sont :



L'équation de la réaction acide-base est :

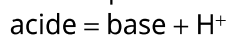


► **Expliquer pourquoi l'eau est une espèce amphotère.**

L'eau est la base du couple acide-base $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} / \text{H}_2\text{O (l)}$ et l'acide du couple acide-base $\text{H}_2\text{O (l)} / \text{HO}^- \text{ (aq)}$. L'eau est une espèce amphotère car, suivant les espèces chimiques présentes, elle se comporte soit comme une base soit comme un acide.

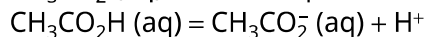
► **Définir un couple acide-base.**

Un couple acide-base est un couple formé par deux espèces chimiques capables de se transformer l'une en l'autre par perte ou gain d'un ion hydrogène H^+ . Ces deux formes sont reliées par une demi-équation acide-base :



► **Écrire la demi-équation acide-base associée au couple de l'acide éthanoïque et celle associée au couple $\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} / \text{NH}_3 \text{ (aq)}$.**

Pour le couple de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H (aq)} / \text{CH}_3\text{CO}_2^- \text{ (aq)}$, la demi-équation est :

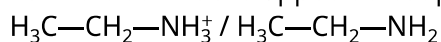


Pour le couple $\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} / \text{NH}_3 \text{ (aq)}$, la demi-équation est :

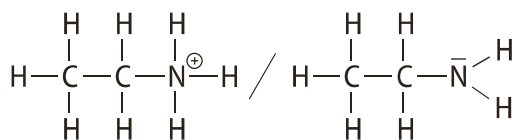


► **Écrire la formule semi-développée et la représentation de Lewis du couple acide-base de l'éthanamine.**

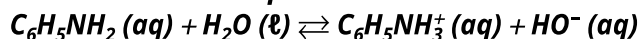
Formule semi-développée du couple :



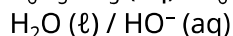
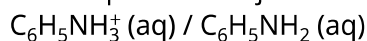
Représentation de Lewis du couple :



► **Identifier les deux couples acide-base mis en jeu dans la réaction d'équation :**

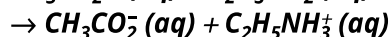
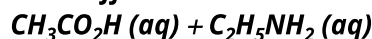


Les couples mis en jeu sont :

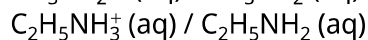
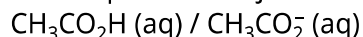


► **Montrer que la réaction acide-base suivante se modélise par un transfert d'ion hydrogène H^+ entre**

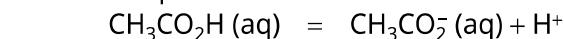
deux espèces appartenant à deux couples acide-base différents.



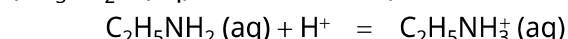
Les couples mis en jeu sont :



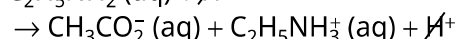
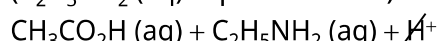
Les demi-équations acide-base sont :



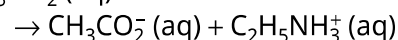
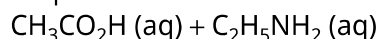
($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) cède un ion H^+)



($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ (aq) capte un ion H^+)



L'équation est alors :



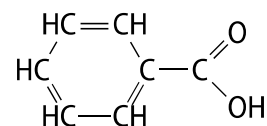
On peut modéliser cette réaction par un **transfert d'ion hydrogène H^+** entre $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) et $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ (aq).

Exercices similaires aux exercices résolus

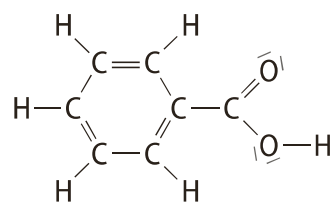
■ p. 30 et 31

28 1. Les atomes de carbone ($Z = 6 : 1s^2 2s^2 2p^2$) et d'hydrogène ($Z = 1 : 1s^1$) peuvent former une seule liaison covalente et ne possèdent pas de doublet non liant. L'atome d'oxygène ($Z = 8 : 1s^2 2s^2 2p^4$) peut former deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants.

Formule semi-développée :



Représentation de Lewis :

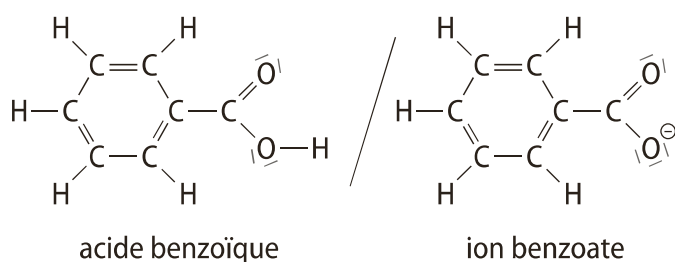


2. L'acide benzoïque est un acide carboxylique, le groupe carboxyle —COOH est capable de céder un ion hydrogène H^+ , sa demi-équation acide-base est : $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} = \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^- + \text{H}^+$. Sa forme conjuguée est une base, c'est l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$.

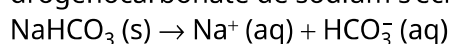
3. Lorsque l'acide $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ perd l'ion H^+ , pour former sa base conjuguée, le doublet liant entre l'atome d'oxygène O et l'hydrogène H se transforme en doublet **non liant**, puisque l'atome H part en laissant son électron.

L'oxygène O se retrouve alors avec un électron en plus et porte donc une charge négative.

Le schéma de Lewis du couple acide-base est :

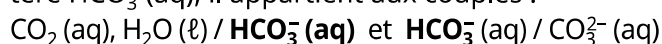


30 1. L'équation de dissolution dans l'eau de l'hydrogénocarbonate de sodium s'écrit :



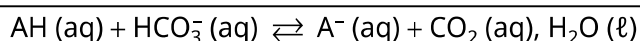
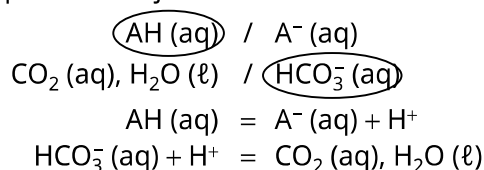
2. Pour diminuer l'acidité, l'acide AH présent dans le plat doit réagir avec une base.

L'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$, il appartient aux couples :



On doit considérer, dans ce cas, le couple dans lequel il joue le rôle de la base, soit le couple $\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

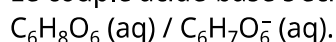
Lorsque l'on ajoute de l'hydrogénocarbonate de sodium, la réaction ci-après se déroule, les deux couples mis en jeu étant :



L'ajout d'hydrogénocarbonate de sodium permet de transformer l'acide AH en sa base conjuguée $\text{A}^-(\text{aq})$. On obtient aussi du dioxyde de carbone dissous en solution qui s'échappera ensuite sous forme de molécule gazeuse $\text{CO}_2(\text{g})$. Ce changement d'état se fera plus facilement si la solution est chauffée.

■ S'entraîner pour maîtriser ■ p. 32

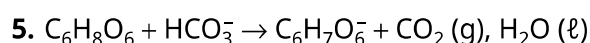
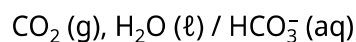
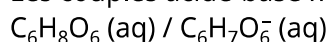
31 1. La formule de l'ion ascorbate est $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-(\text{aq})$. Le couple acide-base s'écrit :



3. L'ion HCO_3^- appartient aux couples acide-base : $\text{CO}_2(\text{g}), \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

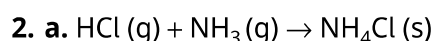
4. Un acide ne peut réagir qu'avec une base. Donc ici, les deux réactifs de la réaction sont l'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$ et l'ion $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$, base du couple $\text{CO}_2(\text{g}), \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

Les couples acide-base mis en jeu sont :



Le gaz produit est du dioxyde de carbone.

32 1. Le catabolisme est l'ensemble des réactions de dégradation des molécules. La dégradation des protéines produit des amines nauséabondes (odeurs très désagréables) et volatiles (qui s'évaporent très facilement).



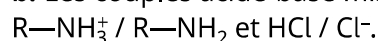
$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ est le chlorure d'ammonium (solide ionique inodore).

b. Les couples acide-base mis en jeu sont $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et HCl / Cl^- .

3. a. Les amines sont des bases selon Brønsted, elles captent un ion H^+ et l'acide chlorhydrique est un acide qui cède un ion H^+ . L'équation de la réaction acide-base entre le chlorure d'hydrogène et les amines s'écrit :



b. Les couples acide-base mis en jeu sont :

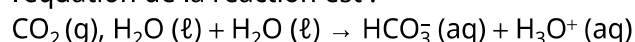


c. Les mauvaises odeurs sont dues aux amines volatiles $\text{R}-\text{NH}_2(\text{g})$. Grâce au chlorure d'hydrogène, elles se transforment en solides ioniques inodores $\text{R}-\text{NH}_3\text{Cl}(\text{s})$. Les mauvaises odeurs disparaissent donc.

33 1. Son pH devrait être égal à 7 puisque l'eau distillée est une solution qui a subi une distillation et qui, en théorie, doit être dépourvue de sels minéraux, c'est-à-dire d'ions en solution.

2. Les couples mis en jeu sont $\text{CO}_2(\text{g}), \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Le dioxyde de carbone dissous réagit avec l'eau, l'équation de la réaction est :



On voit que cette réaction produit des ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, donc la solution devient de plus en plus acide, ce qui explique la diminution du pH.

34 L'hélianthine

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide-base dans lequel les deux éléments associés n'ont pas la même couleur. L'hélianthine est un indicateur de pH qui est rouge sous sa forme acide $\text{HIn}(\text{aq})$ et jaune sous sa forme basique $\text{In}^-(\text{aq})$.

1. De l'hélianthine sous sa forme acide est versée dans un bécher contenant une solution d'hydroxyde de sodium.

a. Identifier les couples acide-base mis en jeu et écrire l'équation de la réaction acide-base se produisant dans le bécher.

b. Que devient la couleur de la solution ? Justifier.

2. Une solution d'acide chlorhydrique est ensuite versée dans le même bécher.

a. Que devient la couleur de la solution ?

b. Écrire l'équation de la réaction acide-base qui explique ce changement de couleur.

1. a. Les couples acide-base mis en jeu sont :

$\text{HIn (aq)} / \text{In}^- \text{ (aq)}$ et $\text{H}_2\text{O (l)} / \text{HO}^- \text{ (aq)}$

L'équation de la réaction acide-base qui a lieu dans le bécher est :

$\text{HIn (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{In}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

b. L'espèce acide HIn (aq) de couleur rouge se transforme en sa base conjuguée $\text{In}^- \text{ (aq)}$ de couleur jaune. La solution devient donc jaune.

2. a. La couleur de la solution, initialement jaune à cause des ions $\text{In}^- \text{ (aq)}$ devient rouge puisqu'on rajoute de l'acide, c'est-à-dire que l'on transforme l'ion $\text{In}^- \text{ (aq)}$ en son acide conjugué HIn (aq) .

b. Les couples mis en jeu sont $\text{HIn (aq)} / \text{In}^- \text{ (aq)}$ et $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} / \text{H}_2\text{O (l)}$. L'équation de la réaction acide-base qui a lieu dans le bécher est :

$\text{In}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{HIn (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

La base conjuguée $\text{In}^- \text{ (aq)}$ de couleur jaune se transforme en son acide conjugué HIn (aq) , de couleur rouge.

35 > Démarche experte

1. Les couples mis en jeu sont :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} / \text{H}_2\text{O (l)}$

Le CO_2 dissous réagit avec l'eau selon l'équation :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

Cette réaction produit la formation d'ions $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$, la concentration en ions $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ augmente, la solution devient de plus en plus acide et le pH diminue.

2. Les couples mis en jeu sont :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

$\text{HClO (aq)} / \text{ClO}^- \text{ (aq)}$

Le CO_2 dissous réagit avec l'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{ (aq)}$ selon l'équation :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} + \text{ClO}^- \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{HClO (aq)}$

D'après l'équation de la réaction, on voit que la formation d'acide hypochloreux HClO (aq) est favorisée. HClO (aq) est un désinfectant plus efficace que l'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{ (aq)}$ car il possède un pouvoir bactéricide plus important. La dissolution du dioxyde de carbone rend donc la désinfection plus efficace.

> Démarche avancée

1. a. Les couples mis en jeu sont :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} / \text{H}_2\text{O (l)}$

Le CO_2 dissous réagit avec l'eau selon l'équation :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

b. Cette réaction produit la formation d'ions $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$, la concentration en ions $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ augmente, la solution devient de plus en plus acide et le pH diminue.

2. a. Les couples mis en jeu sont :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

$\text{HClO (aq)} / \text{ClO}^- \text{ (aq)}$

Le CO_2 dissous réagit avec l'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{ (aq)}$ selon l'équation :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O (l)} + \text{ClO}^- \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{HClO (aq)}$

b. D'après l'équation de la réaction, on voit que la formation d'acide hypochloreux HClO (aq) est favorisée. HClO (aq) est un désinfectant plus efficace que l'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{ (aq)}$ car il possède un pouvoir bactéricide plus important. La dissolution du dioxyde de carbone rend donc la désinfection plus efficace.

36 1. $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)} = \text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)}$

2. a. L'espèce ionique majoritaire dans l'eau de Vichy est l'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$.

b. L'ion $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ appartient aux couples acide-base :

$\text{CO}_2 \text{ (g)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ et $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} / \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$.

3. a. Les ions $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ doivent réagir avec l'acide urique.

b. Il faut donc choisir le couple dans lequel l'ion $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ joue le rôle d'une base.

Les couples mis en jeu sont $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)} / \text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)}$ et $\text{CO}_2 \text{ (g)}, \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$.

L'équation de la réaction acide-base est :

$\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}, \text{H}_2\text{O (l)}$

Si le patient consomme de l'eau de Vichy, les ions $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ peuvent réagir avec l'acide urique solide $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)}$. Cet acide solide, insoluble en solution aqueuse, se transforme en ion urate soluble $\text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)}$. La consommation d'eau de Vichy peut donc aider à la dissolution d'un calcul d'acide urique.

4. Le pH des urines est de 6,8, voisin de 7. Alors 95 % de l'acide urique est sous la forme de sa base conjuguée. C'est l'ion urate $\text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)}$ qui est prédominant dans les urines.

5. a. Les couples acide-base mis en jeu lors de cette réaction sont $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)} / \text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)}$ et $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} / \text{H}_2\text{O (l)}$.

b. Les demi-équations acide-base sont :

$\text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ = \text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)}$

$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} = \text{H}_2\text{O (l)} + \text{H}^+$

L'équation modélisant cette transformation supposée totale est :

$\text{C}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

c.

Équation de la réaction		$C_5H_3N_4O_3^- (aq) + H_3O^+ (aq) \rightarrow C_5H_3N_4O_3 (s) + H_2O (l)$			
État	Avancement	Quantités de matières dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq))$	$n_i(H_3O^+ (aq))$	0	0
en cours	x	$n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) - x$	$n_i(H_3O^+ (aq)) - x$	x	x
final	x_f	$n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) - x_f$	$n_i(H_3O^+ (aq)) - x_f$	x_f	x_f

$$n_i(H_3O^+ (aq)) = c_A \cdot V_A$$

$$= 2,00 \times 10^{-2} \times 10,2 \times 10^{-3}$$

$$= 2,04 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

À l'état final, $n_f(H_3O^+ (aq)) = 0$ et $n_f(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) = 0$.
Les réactifs ont disparu, donc :

$$n_i(H_3O^+ (aq)) - x_f = 0$$

$$x_f = n_i(H_3O^+ (aq)) = 2,04 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

d. • Calcul de la quantité de matière d'ions urate contenue dans $V = 50,0 \text{ mL}$ d'urine :

D'après le tableau d'avancement :

$$n_f(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) = 0, \text{ donc } n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) - x_f = 0.$$

$$n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) - 2,04 \times 10^{-4} = 0, \text{ donc :}$$

$$n_i(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) = 2,04 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

• Calcul de la quantité de matière d'ions urate contenue dans la totalité des urines du patient :

Dans $50,0 \text{ mL}$, il y a $2,04 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions urate.

Dans $1,50 \text{ L} = 1,50 \times 10^3 \text{ mL}$, il y a 30 fois plus d'ions urate, donc :

$$n(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) = 30 \times 2,04 \times 10^{-4}$$

$$= 6,12 \times 10^{-3} \text{ mol d'ions urate dans}$$

la totalité des urines.

$$e. n(C_5H_3N_4O_3^- (aq)) = n(C_5H_4N_4O_3 (s))$$

$$m(C_5H_4N_4O_3H (s)) = n(C_5H_4N_4O_3 (s)) \cdot M(C_5H_4N_4O_3 (s))$$

$$m(C_5H_4N_4O_3H (s)) = 6,12 \times 10^{-3} \times (5 \times 12,0 + 4 \times 1,0 + 4 \times 14,0 + 3 \times 16,0)$$

$$= 6,12 \times 10^{-3} \times 168 = 1,028 \text{ g}$$

$$m_{\text{acide urique}} = m(C_5H_4N_4O_3H (s)) = 1,03 \text{ g}$$

$$= 1,03 \times 10^3 \text{ mg}$$

$$f. \left(\frac{u_{m_{\text{acide urique}}}}{m_{\text{acide urique}}} \right)^2 = \left(\frac{u_{V_A}}{V_A} \right)^2 + \left(\frac{u_{c_A}}{c_A} \right)^2$$

D'où :

$$\frac{u_{m_{\text{acide urique}}}}{m_{\text{acide urique}}} = \sqrt{\left(\frac{0,1}{10,2} \right)^2 + \left(\frac{0,02}{2,00} \right)^2} = 0,014$$

$$u_{m_{\text{acide urique}}} = 0,014 \times 1,03 = 0,01 \text{ g}$$

$$m_{\text{acide urique}} = (1,03 \pm 0,01) \text{ g}$$

$$g. m_{\text{acide urique}} = 1,03 \text{ g} = 1,03 \times 10^3 \text{ mg} > 750 \text{ mg}$$

L'uricémie du patient n'est pas normale, elle est supérieure au taux maximal.

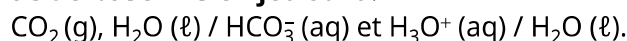
h. Si l'alimentation favorise une diminution du pH des urines, les ions urate $C_5H_3N_4O_3^- (aq)$ peuvent se transformer en acide urique $C_5H_4N_4O_3 (s)$, insoluble

en solution aqueuse, et le risque de formation de cristaux d'acide urique augmente.

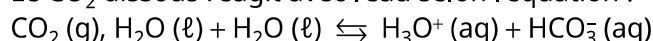
37 Exemple d'exposé oral

• Pourquoi le pH diminue-t-il lorsqu'on fréquente beaucoup la piscine ?

Lorsque l'eau est agitée, elle est en contact avec une plus grande quantité d'air, ce qui favorise la **dissolution** du dioxyde de carbone. Les **couples acide-base mis en jeu** sont :



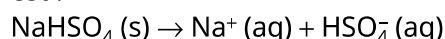
Le CO_2 dissous réagit avec l'eau selon l'équation :



Cette **réaction acide-base** produit des ions $H_3O^+ (aq)$, la **concentration en ions $H_3O^+ (aq)$** augmente, la solution devient de plus en plus acide et le pH diminue.

• Quel est le rôle des deux produits d'entretien ?

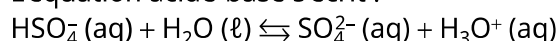
Le produit « pH-moins » contient de l'hydrogénosulfate de sodium, un solide ionique de formule $NaHSO_4 (s)$. Son équation de dissolution dans l'eau est :



Lorsqu'on met du produit « pH-moins » dans l'eau de la piscine, on libère des ions $HSO_4^- (aq)$, acide du couple $HSO_4^- (aq) / SO_4^{2-} (aq)$. Cet acide réagit avec l'eau.

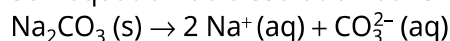
Les couples mis en jeu sont : $HSO_4^- (aq) / SO_4^{2-} (aq)$ et $H_3O^+ (aq) / H_2O (l)$.

L'équation acide-base s'écrit :



Lorsqu'on ajoute le solide ionique $NaHSO_4 (s)$ dans l'eau, il y a **formation d'ions $H_3O^+ (aq)$** , la concentration en ions $H_3O^+ (aq)$ augmente donc le pH diminue, d'où l'appellation « pH-moins ».

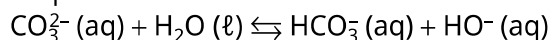
Le produit « pH-plus » contient du carbonate de sodium, un solide ionique de formule $Na_2CO_3 (s)$. Son équation de dissolution dans l'eau est :



Lorsqu'on met du produit « pH-plus » dans l'eau de la piscine, on libère des ions $CO_3^{2-} (aq)$, base du couple $HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq)$. Cette base réagit avec l'eau.

Les couples mis en jeu sont :
 $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HO}^- (\text{aq})$.

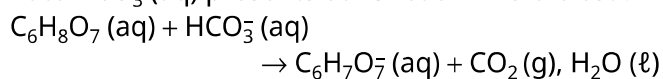
L'équation acide-base s'écrit :



Lorsqu'on ajoute le solide ionique $\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s})$ dans l'eau, il y a formation d'ions $\text{HO}^- (\text{aq})$, la concentration en ions $\text{HO}^- (\text{aq})$ augmente donc le pH augmente, d'où l'appellation « pH-plus ».

38 Exemple d'exposé oral

Le citron contient de l'acide citrique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7 (\text{aq})$. Les couples mis en jeu sont : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7 (\text{aq}) / \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7^- (\text{aq})$ et $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$. L'équation de la réaction acide-base qui se produit entre l'acide citrique présent dans le citron et les ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ présents dans l'eau minérale est :

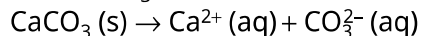


Du dioxyde de carbone gazeux se forme et on voit apparaître des bulles.

Développer ses compétences ■ p. 35

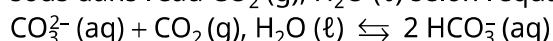
39 > Questions préliminaires

1. Le carbonate de calcium (calcite) présent dans les roches calcaires a pour formule $\text{CaCO}_3 (\text{s})$. Il est très peu soluble dans l'eau. Il est constitué des ions Ca^{2+} et CO_3^{2-} :



L'ion carbonate est la base du couple $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$. Dans l'eau, il y a du dioxyde de carbone dissous $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell)$, qui est l'acide du couple $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$.

Une réaction acide-base se déroule entre les ions carbonate $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$ et le dioxyde de carbone dissous dans l'eau $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell)$ selon l'équation :



Si on écrit l'équation avec le carbonate de calcium : $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^- (\text{aq})$

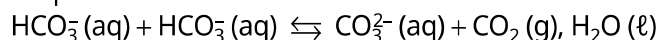
On constate que le carbonate de calcium solide $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ disparaît de la roche. Des ions calcium $\text{Ca}^{2+} (\text{aq})$ passent en solution et l'eau de ruissellement s'enrichit en ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$. On obtient de l'hydrogénocarbonate de calcium soluble dans l'eau. L'eau creuse progressivement et lentement des fissures, qui se transformeront en grottes, cavernes ou gouffres.

2. a. Ce sont les ions calcium $\text{Ca}^{2+} (\text{aq})$ et les ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$.

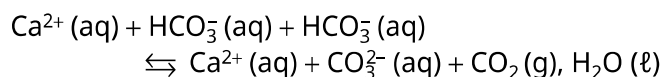
b. L'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ est une espèce amphotère, car il est la base du couple acide-base $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$ et l'acide du couple $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$. Deux ions $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ peuvent réagir ensemble, un ion $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ jouera le rôle de l'acide et l'autre ion $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ jouera le

rôle de la base. Les couples mis en jeu sont $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$ et $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$.

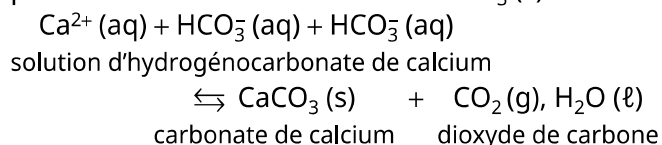
L'équation de la réaction est :



c. Si l'on écrit la réaction précédente avec les ions calcium $\text{Ca}^{2+} (\text{aq})$ qui sont présents dans les eaux de ruissellement :



Comme le carbonate de calcium est quasiment insoluble, les ions $\text{Ca}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$ ne coexistent pas en solution et il se forme du $\text{CaCO}_3 (\text{s})$:



D'après le doc. 3, l'eau s'évapore lentement et le dioxyde de carbone $\text{CO}_2 (\text{g})$ quitte progressivement la solution pour se dégager dans l'atmosphère. L'hydrogénocarbonate de calcium initialement présent dans la goutte se transforme en carbonate de calcium $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ qui se dépose car il est insoluble dans l'eau. Les dépôts successifs de carbonate de calcium forment progressivement une stalactite.

> Le problème à résoudre

• Calcul de la hauteur totale de précipitations en mm sur l'année 2015 :

$$h = 60 + 55 + 58 + 85 + 90 + 80 + 55 + 60 + 80 + 80 + 75 + 70 = 848 \text{ mm}$$

• Calcul de la surface correspondant à l'ouverture du gouffre :

$$S = \pi \cdot R^2 \text{ avec } R = 35/2 = 17,5 \text{ m}$$

$$S = \pi \times 17,5^2 = 962 \text{ m}^2 = 9,6 \times 10^2 \text{ m}^2$$

• Calcul du volume d'eau qui tombe sur la surface correspondant à l'ouverture du gouffre en 1 an :

D'après le doc. 4, 848 mm de précipitations équivalent à 848 L d'eau de pluie par m^2 au sol.

$V(\text{eau de pluie}) = 848 \times 9,6 \times 10^2 = 815\,871 \text{ L}$ (valeur trouvée en conservant tous les chiffres significatifs de S dans la calculatrice).

Soit $V(\text{eau de pluie}) = 8,2 \times 10^5 \text{ L}$ (avec 2 chiffres significatifs).

• Calcul du volume d'eau qui s'infiltre à travers la surface correspondant à l'ouverture du gouffre en 1 an :

On sait que 70 % des précipitations s'infiltrent dans la roche, donc :

$$V(\text{eau qui s'infiltre}) = \frac{70}{100} \times V(\text{eau de pluie})$$

$$V(\text{eau qui s'infiltre}) = \frac{70}{100} \times 8,2 \times 10^5 = 5,7 \times 10^5 \text{ L}$$

- Calcul de la quantité de matière de carbonate de calcium dissoute dans le volume d'eau qui s'infiltre en 1 an :

La solubilité du carbonate de calcium dans l'eau étant $3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, on a :

$$n(\text{CaCO}_3(\text{s})) = 3 \times 10^{-3} \times 5,7 \times 10^5 = 1\,713 \\ = 2 \times 10^3 \text{ mol (avec 1 chiffre significatif)}$$

- Calcul de la masse de carbonate de calcium dissoute en 1 an :

$$m(\text{CaCO}_3(\text{s})) = n(\text{CaCO}_3(\text{s})) \cdot M(\text{CaCO}_3(\text{s})) \\ m(\text{CaCO}_3(\text{s})) = 2 \times 10^3 \times 100,1 = 2 \times 10^5 \text{ g}$$

- Calcul du volume occupé par la masse de carbonate de calcium dissoute en 1 an :

$$V(\text{CaCO}_3(\text{s})) = \frac{m(\text{CaCO}_3(\text{s}))}{\rho(\text{CaCO}_3(\text{s}))} \text{ avec :}$$

$$\rho(\text{CaCO}_3(\text{s})) = 2,7 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 2,7 \times 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$V(\text{CaCO}_3(\text{s})) = \frac{2 \times 10^5}{2,7 \times 10^6} = 0,063 \text{ m}^3 = 6 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

(en conservant tous les chiffres significatifs de m dans la calculatrice).

- Calcul du volume du gouffre de Padirac :

$$V_{\text{gouffre}} = \pi \cdot R^2 \cdot h \text{ avec } R = 35/2 = 17,5 \text{ m et } h = 103 \text{ m} \\ V_{\text{gouffre}} = \pi \times 17,5^2 \times 103 = 9,9 \times 10^4 \text{ m}^3$$

- Calcul de la durée de la formation du gouffre :

$$t = \frac{V_{\text{gouffre}}}{V(\text{CaCO}_3(\text{s}))} \\ = \frac{9,9 \times 10^4}{6 \times 10^{-2}} = 1,7 \times 10^6 = 2 \times 10^6 \text{ années}$$

La durée de formation du gouffre est d'environ 2 millions d'années.

40 > Questions préliminaires

1. • Calcul de la quantité de matière d'acide chlorhydrique présente dans 100 g de solution détartrante :

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{9,0}{36,5} = 0,25 \text{ mol}$$

- Calcul du volume de 100 g de solution commerciale :

$$\rho_d = \frac{m}{V} \text{ donc } V = \frac{m}{\rho_d}$$

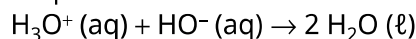
$$V = \frac{100}{1,04 \times 10^3} = 9,6 \times 10^{-2} \text{ L}$$

- Calcul de la concentration en quantité de matière d'acide chlorhydrique de la solution commerciale :

$$c = \frac{n(\text{HCl})}{V} = \frac{0,25}{9,6 \times 10^{-2}} = 2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. a. On mélange une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{HO}^-(\text{aq})$). Les deux espèces chimiques qui possèdent des propriétés acide-base sont $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$. Les couples mis en jeu sont $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$; $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$.

L'équation de la réaction est :



On met une flèche simple car la réaction est totale.

$$\text{b. } [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))}{V_s}$$

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

La solution commerciale a été diluée 20 fois, donc la concentration en quantité de matière d'ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ de la solution commerciale est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{com}} = 20 \times [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{com}} = 20 \times 1,2 \times 10^{-1} = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration c en quantité de matière d'acide chlorhydrique de la solution commerciale de détartrant est $c = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. À la question 1, on a trouvé $c = 2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{L'écart relatif est donc } \left| \frac{2,6 - 2,4}{2,6} \right| \times 100 = 7,7 \%$$

C'est un écart relatif assez important ($> 5 \%$), mais le résultat trouvé reste compatible avec la valeur trouvée à la question 1.

> Le problème à résoudre

On considère que la concentration en quantité de matière en ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ de la solution commerciale est égale à $2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Calcul du volume de tartre :

$$V(\text{CaCO}_3) = S \cdot e = (2\pi \cdot R^2 + 2\pi \cdot R \cdot h) \cdot e$$

$$\text{avec } R = h = 0,40 \text{ m et } e = 10 \times 10^{-6} \text{ m}$$

$$V(\text{CaCO}_3) = (2\pi \times 0,40^2 + 2\pi \times 0,40 \times 0,40) \times 10 \times 10^{-6}$$

$$V(\text{CaCO}_3) = 2,0 \times 10^{-5} \text{ m}^3$$

- Calcul de la masse de tartre :

$$m(\text{CaCO}_3) = \rho(\text{CaCO}_3) \cdot V(\text{CaCO}_3)$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 2,65 \times 10^6 \times 2,0 \times 10^{-5} = 53 \text{ g}$$

- Calcul de la quantité de matière de tartre :

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{53}{100,1} = 0,53 \text{ mol}$$

- Calcul de la quantité de matière d'ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ présente dans 750 mL de solution commerciale de concentration $2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))_{\text{com}} = c \cdot V$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))_{\text{com}} = 2,6 \times 750 \times 10^{-3} = 2,0 \text{ mol}$$

- Calcul de la quantité d'ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ nécessaire pour faire disparaître tout le calcaire :

D'après l'équation de la réaction (doc. 3) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{nécessaire}} = 2 \times n(\text{CaCO}_3)_{\text{présents sur le tambour}} \\ = 2 \times 0,53 = 1,1 \text{ mol}$$

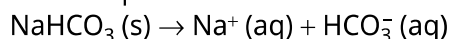
- Conclusion :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{nécessaire}} = 1,1 \text{ mol} < n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))_{\text{com}} = 2,0 \text{ mol}$$

Le flacon de 750 mL est suffisant pour détartre le tambour.

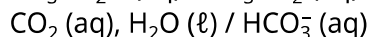
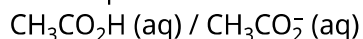
41 > Analyse

1. L'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (s) est insoluble dans l'huile mais soluble dans l'eau. Lorsque la goutte de vinaigre (solution aqueuse d'acide éthanóïque) touche le fond du récipient, le bicarbonate NaHCO_3 (s) se dissout à l'intérieur, selon l'équation de dissolution :

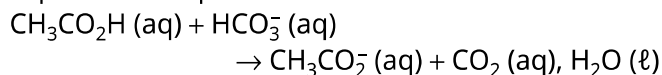


L'ion HCO_3^- (aq) est la base du couple CO_2 (aq), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) et l'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) est l'acide du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq).

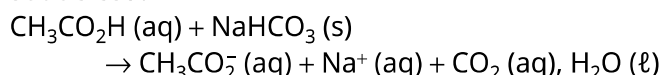
Les couples acide-base mis en jeu sont :



Une réaction acide-base a lieu entre les deux espèces chimiques :

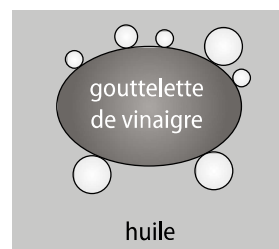


Si l'on écrit l'équation avec les ions spectateurs Na^+ (aq), l'équation de la transformation chimique qui a lieu entre le vinaigre et le bicarbonate de soude est :



Le gaz qui se dégage est du dioxyde de carbone CO_2 (g).

2. Les bulles de dioxyde de carbone se forment à l'interface gouttelette de vinaigre/hydrogénocarbonate de sodium. Elles se répartissent ensuite sur la surface de la gouttelette.



L'huile et le vinaigre ne sont pas miscibles. Au début de l'expérience, les gouttelettes de vinaigre descendent au fond du récipient car la densité du vinaigre ($d = 1,0$) est supérieure à la densité de l'huile ($d = 0,92$).

Lorsque les gouttelettes de vinaigre touchent le fond du récipient, l'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) réagissent pour former du dioxyde de carbone. Les bulles de gaz se forment et s'accrochent tout autour des gouttelettes de vinaigre. Le volume des bulles de gaz augmente progressivement jusqu'à ce que les bulles remontent à la surface en entraînant avec elles les gouttelettes de vinaigre.

À la surface, les bulles de gaz éclatent, les gouttelettes de vinaigre redescendent donc dans l'huile au fond du récipient. Et ainsi de suite...

3. On établit le tableau d'avancement :

Équation :		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq}) + \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\text{l})$				
État		Quantités de matière dans le système (en mol)				
initial	$x = 0$	$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$	$n_i(\text{NaHCO}_3)$	0	0	0
en cours	x	$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x$	$n_i(\text{NaHCO}_3) - x$	x	x	x
final	x_f	$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x_f$	$n_i(\text{NaHCO}_3) - x_f$	x_f	x_f	x_f

Déterminons l'avancement maximal x_f .

– Si l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant : $n_i(\text{NaHCO}_3) - x_f = 0$.

$$n_i(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)}$$

$$\text{soit } n_i(\text{NaHCO}_3) = \frac{5,0}{84,0} = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$6,0 \times 10^{-2} - x_f = 0 \text{ donc } x_f = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

– Si l'acide éthanóïque est le réactif limitant :

$$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x_f = 0.$$

$$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 120 \times 3,7 \times 10^{-5} = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$4,4 \times 10^{-3} - x_f = 0 \text{ donc } x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ($4,4 \times 10^{-3} \text{ mol} < 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$) : le réactif limitant est l'acide éthanóïque.

D'après le tableau d'avancement :

$$n(\text{CO}_2 (\text{g})) = x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$V(\text{CO}_2 (\text{g})) = n(\text{CO}_2 (\text{g})) \times V_m \text{ soit :}$$

$$V(\text{CO}_2 (\text{g})) = 4,4 \times 10^{-3} \times 24,1 = 1,1 \times 10^{-1} \text{ L.}$$

Le volume de dioxyde de carbone formé est

$$V(\text{CO}_2 (\text{g})) = 1,1 \times 10^{-1} \text{ L.}$$

> Synthèse

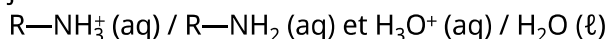
Lorsque le réactif limitant disparaît, ici l'acide éthanóïque, la formation de bulles de gaz s'arrête et le mouvement d'aller-retour des gouttelettes cesse.

Si l'on rajoute des gouttelettes de vinaigre, le phénomène reprend.

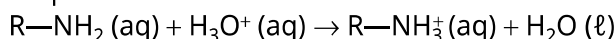
– Si l'acide éthanóïque est encore le réactif limitant, le phénomène s'arrête dès sa disparition.

– Si l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant, le phénomène s'arrête dès sa disparition. La lampe à lave est éphémère car le phénomène cesse dès la disparition du réactif limitant.

42 1. Les amines sont des bases selon la définition de Brønsted. Les couples acide-base mis en jeu sont :



L'équation de la réaction est :



2.

Équation de la réaction		$\text{R-NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{R-NH}_3^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$			
État	Avancement	Quantités de matière dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq}))$	$n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))$	0	0
en cours	x	$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) - x$	$n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) - x$	x	x
Final	x_f	$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) - x_f$	$n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) - x_f$	x_f	x_f

$$n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = c_A \cdot V_A = 0,50 \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

À l'état final : $n_f(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = 0$ et $n_f(\text{R-NH}_2(\text{aq})) = 0$. Les réactifs ont disparu.

Donc $n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) - x_f = 0$, soit :

$$n_i(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

3. La formule générale des amines est R-NH_2 , avec R un groupe alkyle de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$

Donc la formule des amines peut s'écrire $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-NH}_2$.

La masse molaire des amines s'écrit :

$$M(\text{R-NH}_2) = n \cdot M(\text{C}) + (2n + 1) \cdot M(\text{H}) + M(\text{N}) + 2M(\text{H})$$

$$M(\text{R-NH}_2) = n \times 12,0 + (2n + 1) \times 1,0 + 14,0 + 2 \times 1,0 = 12n + 2n + 1 + 14,0 + 2,0 = 14n + 17$$

4. D'après le tableau d'avancement,

$$n_f(\text{R-NH}_2(\text{aq})) = 0, \text{ donc } n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) - x_f = 0$$

$$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) - 1,00 \times 10^{-2} = 0 \text{ donc :}$$

$$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

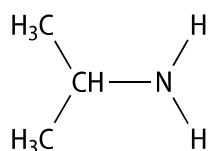
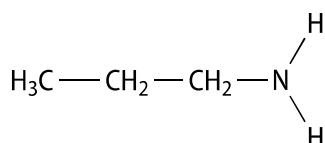
$$n_i(\text{R-NH}_2(\text{aq})) = \frac{m(\text{R-NH}_2)}{M(\text{R-NH}_2)}$$

$$1,00 \times 10^{-2} = \frac{0,59}{14n + 17}$$

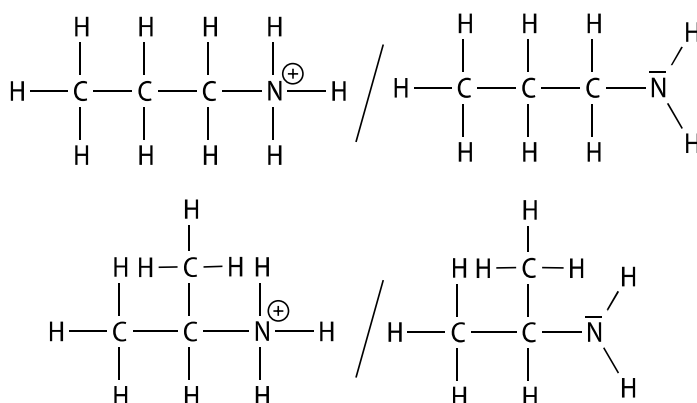
$$14n + 17 = 59, \text{ soit } 14n = 42, \text{ donc } n = 3.$$

La formule brute de l'amine est : $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$ ou $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$.

5.



6.



POUR PRÉPARER L'ECE

■ p. 38

Protocole de préparation de la solution S_v correspondant à la solution obtenue à l'issue de l'extraction de la vanilline contenue dans 1 mL d'extrait de vanille et de l'ajout d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium :

- Placer environ 10 mL de solution saturée de chlorure de sodium dans un bécher.
- Y ajouter 1,0 mL d'extrait de vanille liquide à l'aide d'une verrerie adaptée.
- Agiter jusqu'à obtenir un mélange homogène.
- Transférer le mélange dans une ampoule à décanter.
- Y ajouter 20 mL d'éthanoate d'éthyle.
- Agiter modérément, laisser décanter.
- Éliminer la phase aqueuse.
- Verser, dans l'ampoule à décanter, 50 mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ afin de transformer la vanilline contenue en sa base conjuguée.
- Agiter modérément, laisser décanter.
- Récupérer la phase aqueuse.
- La transvaser dans une fiole jaugée de 250,0 mL.
- Rincer le bécher contenant la phase aqueuse avec un peu de la solution aqueuse d'hydroxyde de