

EXERCICES

Vérifier l'essentiel

EN AUTONOMIE

Pour chaque question, choisir la ou les bonnes réponses. ➔ SOLUTIONS EN PAGE 593



1 Les acides et les bases

	A	B	C
1 Un acide, selon la définition de Brønsted, est une espèce chimique qui peut :	capter un ion hydrogène H^+ .	céder un ion hydrogène H^+ .	céder un ion hydroxyde HO^- .
2 L'acide méthanoïque HCO_2H (aq) est un acide. Sa base conjuguée est :	l'ion $HCO_2H_2^-$ (aq).	l'ion HCO_2^+ (aq).	l'ion HCO_2^- (aq).
3 L'ammoniac NH_3 (aq) est une base. L'ammoniac appartient au couple :	NH_3 (aq) / NH_4^+ (aq)	NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)	NH_2^- (aq) / NH_3 (aq)
4 La demi-équation acide-base associée au couple NH_3OH^+ (aq) / NH_2OH (aq) est :	NH_2OH (aq) + H^+ = NH_3OH^+ (aq)	NH_3OH^+ (aq) = NH_2OH (aq) + H^+	NH_2OH (aq) = NH_3OH^+ (aq) + H^+

2 Quelques couples acide-base

	A	B	C
5 Une espèce chimique amphotère :	n'est ni un acide, ni une base.	se comporte soit comme un acide, soit comme une base, en fonction des espèces chimiques présentes.	appartient à deux couples acide-base différents.
6 L'ion N-méthylméthanammonium $(CH_3)_2NH_2^+$ (aq) :	est un acide.	appartient au couple acide-base $(CH_3)_2NH_2^+$ (aq) / $(CH_3)_2NH$ (aq)	a pour formule semi-développée : $\begin{array}{c} H \\ \\ H_3C - N^+ - H \\ \\ CH_3 \end{array}$

3 Les réactions acide-base

	A	B	C
7 On considère la réaction entre l'acide méthanoïque HCO_2H (aq) et l'ammoniac NH_3 (aq). Les deux couples acide-base mis en jeu sont :	HCO_2H (aq) / HCO_2^- (aq) et NH_3 (aq) / NH_4^+ (aq)	HCO_2H (aq) / HCO_2^- (aq) et NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)	HCO_2^- (aq) / HCO_2H (aq) et NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)
8 L'équation de la réaction acide-base, supposée totale, décrite à la question 7, est :	HCO_2H (aq) + NH_4^+ (aq) $\rightleftharpoons$ HCO_2^- (aq) + NH_3 (aq)	HCO_2H (aq) + NH_3 (aq) $\rightleftharpoons$ HCO_2^- (aq) + NH_4^+ (aq)	HCO_2H (aq) + NH_3 (aq) $\rightarrow$ HCO_2^- (aq) + NH_4^+ (aq)
9 Soit l'équation de la réaction acide-base suivante : NH_3 (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftharpoons$ NH_4^+ (aq) + HO^- (aq) Les couples acide-base mis en jeu sont :	NH_3 (aq) / H_2O (ℓ) et NH_4^+ (aq) / HO^- (aq)	NH_3 (aq) / NH_4^+ (aq) et H_2O (ℓ) / HO^- (aq)	NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq) et H_2O (ℓ) / HO^- (aq)

Acquérir les bases

1 Les acides et les bases

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

- Définir un couple acide-base selon la théorie de Brønsted.
- Écrire une demi-équation acide-base.

➔ Acquérir les bases : 10 ➔ S'entraîner : 29

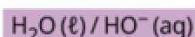
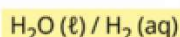
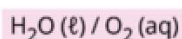
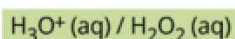
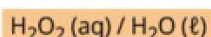
10 Écriture d'une espèce conjuguée

1. Définir un acide et une base selon la théorie de Brønsted.
2. Recopier et compléter ce tableau pour former des couples acide-base conjugués.

Acide	H_3PO_4		ClOH		HS^-	NH_4^+
Base		HO^-		HS^-		

11 Vrais ou faux couples acide-base ?

1. Identifier les couples acide-base dans la liste ci-dessous.



2. Écrire leur demi-équation acide-base.

12 La soude

L'hydroxyde de sodium est un solide ionique.

1. Quelle est sa formule ?
2. La dissolution dans l'eau de ce solide donne la soude. Écrire l'équation de dissolution.

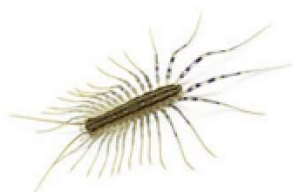


3. Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
4. À quel couple acide-base cet ion appartient-il ?

13 Un poison

Certains millepattes, pour se défendre, dégagent de l'acide cyanhydrique de formule HCN , un produit très toxique.

1. Écrire le couple acide-base de l'acide cyanhydrique.
2. Écrire la demi-équation acide-base associée au couple.



14 L'éthanoate de sodium

L'éthanoate de sodium est un solide ionique de formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ (s). On le trouve dans les petites chauffeuses de poche.

1. Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
2. Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
3. À quel couple acide-base cet ion appartient-il ?

2 Quelques couples acide-base

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, des acides carboxyliques, des amines

- Savoir représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine, d'un ion ammonium.
- Écrire une demi-équation acide-base.

➔ Acquérir les bases : 17 19 ➔ S'entraîner : 29

Espèce amphotère

- Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.

➔ Acquérir les bases : 18 19 ➔ S'entraîner : 31

DONNÉES

➤ Les numéros atomiques : consulter le tableau périodique, en rabat vi.

➤ Code couleurs des atomes : FICHE MÉTHODE ➔ p. 548

15 L'eau, une espèce amphotère

1. Écrire les couples acide-base de l'eau.
2. Pourquoi dit-on que l'eau est une espèce amphotère ?

16 L'ammoniac

La formule de l'ammoniac est NH_3 .

1. L'ammoniac forme un premier couple acide-base avec l'ion ammonium NH_4^+ .

Dans ce couple, l'ammoniac est-il un acide ou une base selon Brønsted ?

2. L'ammoniac forme un second couple acide-base avec l'ion amidure.
 - a. Dans ce second couple, l'ammoniac est-il un acide ou une base selon Brønsted ?
 - b. Quelle est la formule de l'ion amidure ?
3. Comment peut-on qualifier l'ammoniac ?

17 L'aniline

On donne ci-contre le modèle moléculaire compact de l'aniline, composé très utilisé dans la synthèse des colorants.

1. a. Écrire la formule brute et la formule semi-développée de cette molécule.
- b. Entourer le groupe caractéristique et en déduire à quelle famille chimique cette molécule appartient.
- c. Établir sa représentation de Lewis.
2. a. Cette molécule est-elle une base ou un acide selon la définition de Brønsted ? Justifier la réponse.
- b. En déduire la formule semi-développée de son espèce conjuguée et établir sa représentation de Lewis.



18 L'ion hydrogénocarbonate

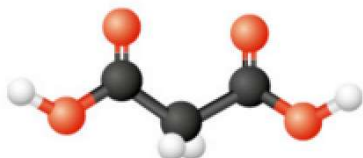
L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) appartient à deux couples acide-base.

1. Écrire les deux couples acide-base.
2. Comment qualifier l'ion HCO_3^- (aq) ?

EXERCICES

19 L'acide malonique

L'acide malonique, appelé aussi l'acide propanedioïque, se présente sous forme de poudre cristalline blanche soluble dans l'eau.

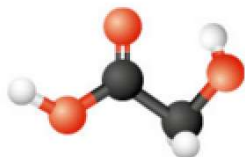


- Justifier le nom d'acide propanedioïque.
- Écrire la formule semi-développée de cette molécule.
- Pourquoi l'acide malonique est-il un diacide ?
- Par perte d'un ion hydrogène H^+ , l'acide malonique se transforme en ion hydrogénomalonate. Donner la représentation de Lewis de l'ion hydrogénomalonate.
- À son tour, l'ion hydrogénomalonate peut perdre un ion hydrogène H^+ pour se transformer en ion malonate. Donner la représentation de Lewis de l'ion malonate.
- Parmi les espèces citées dans cet exercice, y a-t-il une espèce amphotère ? Justifier la réponse.

20 Produit de beauté



L'acide glycolique est très utilisé dans les produits de soins pour la peau. Il permet d'améliorer la texture et l'apparence de la peau et peut réduire les rides, l'acné ou l'hyperpigmentation.



- Écrire la formule semi-développée de cette molécule.
- Les propriétés acido-basiques de l'acide glycolique sont dues à l'hydrogène présent dans le groupe carboxyle. En déduire la formule semi-développée de l'ion glycolate, son espèce conjuguée.
- Établir la représentation de Lewis du couple acide-base de l'acide glycolique.

21 Un zwitterion

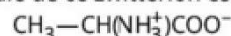
Les acides α -aminés sont des molécules qui, sur un même atome de carbone, possèdent un groupe carboxyle et un groupe amine.

L'alanine ci-dessous est l'un des acides α -aminés les plus simples.



- Écrire la formule développée de cette molécule et entourer le groupe carboxyle ainsi que le groupe amine.
- Rappeler, d'un point de vue acide-base, le rôle des deux groupes caractéristiques présents.
- En solution aqueuse, l'alanine existe sous forme d'un zwitterion, c'est-à-dire une espèce chimique électriquement

neutre, mais portant une charge positive et une charge négative. La formule de ce zwitterion est :

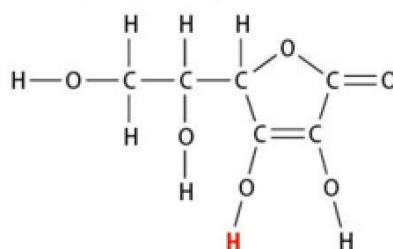


Comment peut-on expliquer la formation de cet ion ?

- Donner la représentation de Lewis du zwitterion de l'alanine.
- Quelle est la base conjuguée du zwitterion ?
- Quelle est l'acide conjugué du zwitterion ?
- Écrire les deux couples acide-base du zwitterion.
- Comment peut-on qualifier le zwitterion ?

22 La vitamine C

La formule développée de l'acide ascorbique, ou vitamine C, est donnée ci-dessous. Ses propriétés acido-basiques sont dues à l'atome d'hydrogène représenté ici en rouge.



- Donner la formule semi-développée de l'ion ascorbate, base conjuguée de l'acide ascorbique.
- Établir la représentation de Lewis du couple acide-base.

3 Les réactions acide-base

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du **BAC**

- Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu.
- Établir l'équation d'une réaction acide-base.

➔ Acquérir les bases : 23 24 ➔ S'entraîner : 29 35

23 Des réactions acide-base

Voici une liste de couples acide-base :

CH_3CO_2H (aq) / $CH_3CO_2^-$ (aq) ; H_2O (l) / HO^- (aq) ;

$CH_3NH_3^+$ (aq) / CH_3NH_2 (aq) ; H_3O^+ (aq) / H_2O (l).

Base \ Acide	$CH_3CO_2^-$ (aq)	CH_3NH_2 (aq)	H_2O (l)	HO^- (aq)
CH_3CO_2H (aq)		4	7	10
$CH_3NH_3^+$ (aq)	1		8	11
H_3O^+ (aq)	2	5		12
H_2O (l)	3	6	9	

Écrire, pour les cases numérotées de 1 à 12, l'équation de la réaction acide-base susceptible de se produire entre l'acide de la première colonne et la base de la première ligne.

24 Le phosphate d'ammonium

Le phosphate d'ammonium est un engrais solide, soluble dans l'eau.

Données :

• *Couples acide-base :*

ion hydrogénophosphate $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$ /

ion phosphate $\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$; ion ammonium $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ / ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$.

1. Quelle est sa formule brute ?
2. Écrire l'équation de dissolution du phosphate d'ammonium dans l'eau.
3. Montrer qu'une réaction acide-base peut se produire entre les ions constituant cet engrais.
4. Écrire l'équation acide-base associée à cette réaction.



25 Le chlorure d'hydroxylammonium

Le chlorure d'hydroxylammonium de formule NH_3OHCl (s) est un solide blanc qui, industriellement, est utilisé dans la synthèse des colorants et des produits pharmaceutiques.

Il est très soluble dans l'eau.

Données :

• *Couples acide-base :* $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ / $\text{H}_2\text{O}(\ell)$; $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ / $\text{HO}^-(\text{aq})$.

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure d'hydroxylammonium dans l'eau.
2. L'ion hydroxylammonium est un acide selon la définition de Brønsted.
- Écrire la formule de l'hydroxylamine, sa base conjuguée.
3. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'ion hydroxylammonium et l'eau.
4. En déduire pourquoi une solution aqueuse de chlorure d'hydroxylammonium est une solution acide.
5. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'hydroxylamine et l'eau.
6. En déduire pourquoi une solution aqueuse d'hydroxylamine est une solution basique.

26 Les brûlures d'estomac

Les brûlures d'estomac sont provoquées par le reflux gastro-œsophagien : des remontées d'acide chlorhydrique depuis l'estomac vers l'œsophage.

Le bicarbonate de soude (ou hydrogénocarbonate de sodium) neutralise l'acide chlorhydrique en le transformant en chlorure de sodium.

Le soulagement est immédiat et dure une trentaine de minutes environ.

Petit inconvénient de la réaction : elle produit également du gaz carbonique : CO_2 .



Extrait du site www.e-sante.fr

Données :

• *Couples acide-base :*

$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ / $\text{H}_2\text{O}(\ell)$; $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ / $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

1. À l'état pur, l'hydrogénocarbonate de sodium est une poudre blanche. Écrire la formule du solide ionique.
2. Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau.
3. Quels sont les ions présents dans l'acide chlorhydrique ? Parmi ces ions, quels sont ceux responsables des brûlures d'estomac ?
4. Montrer qu'une réaction acide-base peut se produire lorsqu'un patient souffrant de maux d'estomac ingère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.
5. Écrire l'équation acide-base associée à cette réaction et expliquer pourquoi les brûlures d'estomac disparaissent.
6. Quel renseignement supplémentaire l'équation écrite précédemment donne-t-elle ?
7. Expliquer la phrase : « Le bicarbonate de soude (ou hydrogénocarbonate de sodium) neutralise l'acide chlorhydrique en le transformant en chlorure de sodium. »

Faire le point avant d'aller plus loin

Pour vérifier ses connaissances, répondre aux questions suivantes (sans regarder le cours !)

PRÉPA
BAC

Définir un acide et une base selon Brønsted.

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

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

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

Expliquer pourquoi l'eau est une espèce amphotère.

Définir un couple acide-base.

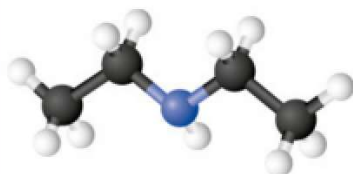
Identifier les deux couples acide-base mis en jeu dans la réaction d'équation :
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$

$\rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq})$

Montrer que la réaction acide-base ci-dessus se modélise par un transfert d'ion hydrogène H^+ entre deux espèces appartenant à deux couples acide-base différents.

Retrouver ces questions en version numérique

Exercice résolu **EN AUTONOMIE****27** Représentation de Lewis d'un couple acide-base

Ci-contre le modèle éclaté de la N-éthyléthylamine, une molécule que l'on utilise dans la synthèse de la lidocaïne, un anesthésique local.

Données :

• Numéros atomiques Z de l'hydrogène, du carbone et de l'azote : $Z(H) = 1$, $Z(C) = 6$, $Z(N) = 7$.

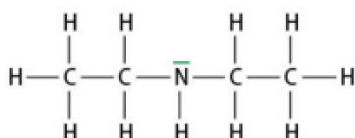
LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- ▶ Le **modèle éclaté** permet de visualiser l'enchaînement des différents atomes dans la molécule.
- ▶ L'énoncé précise le **numéro atomique** de chaque atome composant la molécule.

1. a. Écrire la formule semi-développée de la N-éthyléthylamine.
b. Établir la représentation de Lewis de cette molécule.
2. Cette molécule est-elle un acide ou une base selon la définition de Brønsted ? Justifier la réponse.
3. En déduire la formule de son espèce conjuguée.
4. Expliquer comment établir le schéma de Lewis du couple acide-base associé à cette molécule.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. a. La formule semi-développée est : $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
b. La représentation de Lewis est :



2. Cette molécule est une amine. La représentation de Lewis montre la présence d'un doublet **non liant** sur l'atome d'azote N. Grâce à ce doublet non liant, cette molécule est capable de **capter** un ion hydrogène H^+ , c'est donc **une base** selon Brønsted.

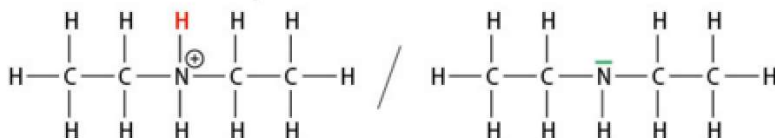
3. La demi-équation acide-base est :



L'espèce conjuguée est un acide dont la formule est : $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+$.

4. Lorsque la base $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ capte l'ion H^+ , pour former son acide conjugué, 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.

Le schéma de Lewis du couple acide-base est :

**LES VERBES D'ACTION**

- ▶ **Justifier** : donner une explication au choix effectué.
- ▶ **En déduire** : intégrer le résultat précédent pour répondre.
- ▶ **Expliquer** : donner une justification à une observation ou une affirmation.

QUELQUES CONSEILS

1. b. Dans la représentation de Lewis figurent les doublets liants et les doublets non liants.
3. Écrire la demi-équation acide-base pour trouver la formule de l'espèce conjuguée.

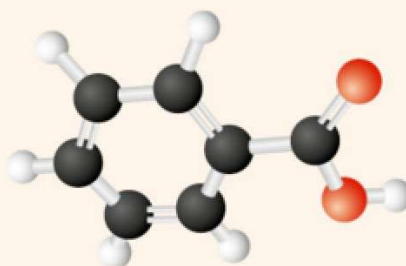
EXERCICE SIMILAIRE**28** Le couple de l'acide benzoïque

L'acide benzoïque est utilisé comme conservateur alimentaire, il est référencé en Europe sous le code E210.

Données :

• Numéros atomiques Z de l'hydrogène, du carbone et de l'oxygène : $Z(H) = 1$, $Z(C) = 6$, $Z(O) = 8$.

1. Écrire la formule semi-développée et établir la représentation de Lewis de cette molécule.
2. Quelle est la formule de son espèce conjuguée ?
3. Expliquer comment établir le schéma de Lewis du couple acide-base associé à cette molécule.



Exercice résolu EN AUTONOMIE

29 Éliminer les mauvaises odeurs du poisson



Les substances chimiques responsables de la mauvaise odeur du poisson sont des amines volatiles, comme la N,N-diméthylméthanimine de formule $(\text{CH}_3)_3\text{N}$.

Cette molécule est produite lors de la décomposition des protéines, à la mort du poisson. Elle est peu soluble dans l'eau, en revanche, son espèce conjuguée est soluble dans l'eau et non volatile.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

► **Volatile** signifie que la molécule s'évapore facilement.

► Deux **espèces conjuguées** forment un couple acide-base.

Il existe de nombreuses recettes de grand-mère qui permettent d'atténuer et/ou de se débarrasser des mauvaises odeurs de poisson.

La plupart d'entre elles proposent d'ajouter quelques gouttes de citron ou de vinaigre dans la poêle, à l'eau de cuisson ou sur les mains.

1. Écrire le couple acide-base de la N,N-diméthylméthanimine.

2. Le vinaigre est une solution aqueuse qui contient de l'acide éthanóïque.

Écrire le couple acide-base de cet acide.

3. **Expliquer** le rôle du vinaigre. La transformation chimique considérée est supposée totale.

4. **En déduire** pourquoi le citron peut jouer le même rôle que le vinaigre.

LES VERBES D'ACTION

► **Expliquer** : donner une justification à une observation ou une affirmation.

► **En déduire** : intégrer le résultat précédent pour répondre.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. Les amines sont des bases selon la définition de Brønsted car elles sont capables de capter un ion hydrogène H^+ grâce au doublet non liant porté par l'atome d'azote N. La N,N-diméthylméthanimine est donc **une base**. Elle appartient au couple : $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+(\text{aq}) / (\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq})$

2. L'acide éthanóïque est un acide carboxylique de formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. Il appartient au couple acide-base : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$

3. Les deux réactifs sont entourés en vert : $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+(\text{aq}) / (\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq})$
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$



L'ajout de vinaigre permet de transformer $(\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq})$ en son acide conjugué $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+(\text{aq})$, donc la molécule mal odorante et volatile disparaît. On obtient à la place un ion soluble dans l'eau et non volatile, ce qui permet d'atténuer ou de faire disparaître les mauvaises odeurs.

4. Le jus de citron contient un acide, l'acide citrique, que l'on peut noter AH, qui joue le même rôle que l'acide éthanóïque :



QUELQUES CONSEILS

1. Déterminer le caractère acide ou basique de la molécule.

2. Identifier la famille à laquelle appartient l'acide éthanóïque.

3. Identifier les réactifs de la réaction dans les couples acide-base mis en jeu.

EXERCICE SIMILAIRE

30 Diminuer l'acidité d'un plat

Pour diminuer l'acidité d'un plat, due à la présence d'un acide que l'on notera AH, on conseille parfois d'ajouter lors de la cuisson, un peu d'hydrogénocarbonate de sodium $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ appelé aussi bicarbonate de soude.

Données :

• Couples de l'ion hydrogénocarbonate : $\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

1. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de l'hydrogénocarbonate de sodium $\text{NaHCO}_3(\text{s})$.

2. Expliquer le rôle de l'hydrogénocarbonate de sodium $\text{NaHCO}_3(\text{s})$.



S'entraîner pour maîtriser

SAVOIR RÉDIGER

31 Proposer une correction de la solution donnée par un élève à l'énoncé.

Énoncé

Les comprimés effervescents de vitamine C contiennent de l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (s) et de l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$ (s).

Lors de la mise en solution aqueuse d'un comprimé, une réaction chimique acide-base se produit et on observe un dégagement gazeux.

1. Quelle est la formule de l'ion ascorbate, la base conjuguée de l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (aq) ?

Écrire le couple acide-base correspondant.

2. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$ (s).

3. À quels couples acide-base l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) appartient-il ?

4. Quels sont les couples acide-base mis en jeu lors de la réaction chimique considérée ?

5. Écrire l'équation de la réaction supposée totale et identifier la nature du gaz produit.

Solution proposée par un élève

1. La formule de l'ion ascorbate est $C_6H_7O_6^-$ (aq). Le couple acide-base s'écrit : $C_6H_8O_6$ (aq) / $C_6H_7O_6^-$ (aq).

2. $NaHCO_3$ (s) + $H_2O \rightarrow Na^+$ (aq) + HCO_3^- (aq)) L'eau ne doit pas figurer dans l'équation de dissolution.

3. L'ion HCO_3^- appartient aux couples acide-base : $CO_2, H_2O / HCO_3^-$ et HCO_3^- / CO_3^{2-}) Compléter avec l'état des espèces chimiques : (aq), (l), (g) ou (s).

4. Les deux réactifs de la réaction sont l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (aq) et l'ion HCO_3^- (aq). Les couples acide-base mis en jeu sont : $C_6H_8O_6 / C_6H_7O_6^-$ et HCO_3^- / CO_3^{2-}) Deux acides ne peuvent pas réagir ensemble.

5. $C_6H_8O_6 + HCO_3^- \rightarrow C_6H_7O_6^- + CO_3^{2-}$) Il faut considérer l'autre couple de l'ion HCO_3^- pour obtenir un gaz.

32 Chimie et mauvaises odeurs HISTOIRE DES SCIENCES

« Guyton de Morveau (1737-1816), avocat de Dijon, se passionnait pour la chimie. Il est l'auteur d'un Traité des moyens de désinfecter l'air.

En 1773, dit-il, l'hiver avait été si rigoureux que la terre était gelée à une grande profondeur, de sorte qu'on ne pouvait y creuser les tombes.

Les cadavres, recouverts de chaux, furent entreposés dans les caves de l'église Saint-Médard. L'odeur devint bientôt si insupportable qu'il fallut fermer l'église. On avait en vain essayé des fumigations de vinaigre et allumé des brasiers sur lesquels on jetait différents parfums et des herbes odorantes. On sait aujourd'hui que l'odeur de cadavre est due à différentes amines volatiles, issues du catabolisme des protéines, prosaïquement dénommées cadavérine, putrescine, etc.

Ayant remarqué que les vapeurs de chlorure d'hydrogène (HCl) et d'ammoniac (NH_3) se combinent en chlorure d'ammonium, solide ionique inodore, Guyton en fit l'essai en grand le 6 mars.

Du sel commun fut ajouté à de l'acide sulfurique concentré dans une grande cloche de verre renversée. La cloche fut placée sur un bain de cendres froides progressivement chauffées par un grand réchaud. Le chlorure d'hydrogène qui s'en dégageait se combinait avec les amines nauséabondes volatiles en composés solides. Le lendemain, après avoir aéré pour renouveler l'air, toute mauvaise odeur avait disparu. Quatre jours après, l'église fut rendue au culte, selon lui, « sans danger et même sans inquiétude ».

Le procédé fut appliqué pour désinfecter l'air des hôpitaux militaires sous la Convention, le Directoire et le Premier Empire. »

Extrait du site <https://www.mediachimie.org>

1. Rechercher ce que signifie « l'odeur de cadavre est due à différentes amines volatiles, issues du catabolisme des protéines ».

2. a. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre « les vapeurs de chlorure d'hydrogène (HCl) et d'ammoniac (NH_3) ».

b. Quels sont les couples acide-base mis en jeu ?

3. Pour simplifier, on note $R-NH_2$ la formule des amines nauséabondes (cadavérine, putrescine, etc.).

a. Écrire l'équation de la réaction acide-base entre le chlorure d'hydrogène et les amines, réaction supposée totale.

b. Quels sont les couples acide-base mis en jeu ?

c. Expliquer la disparition des mauvaises odeurs.

33 Le pH de l'eau distillée

De l'eau fraîchement distillée est laissée quelque temps à l'air libre dans un bécher, à 25 °C. En mesurant son pH, on constate qu'il diminue progressivement, puis se stabilise à la valeur de 5,7. La dissolution lente et progressive dans l'eau distillée du dioxyde de carbone présent dans l'air permet d'expliquer cette diminution de pH.

Donnée : couple acide-base CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq).

1. Quel devrait être théoriquement le pH de cette eau distillée ?

2. Pourquoi la dissolution du dioxyde de carbone permet-elle d'expliquer cette diminution de pH ? Justifier la réponse.

Coup de pouce

► Écrire l'équation de la réaction acide-base entre deux couples acide-base.

34 Methyl orange

An acid-base pH indicator is an acid-base pair in which the two associated types do not have the same colour. Methyl orange is a pH indicator which displays a red colour in its acidic form, HIn (aq) , and a yellow colour in its basic form, $\text{In}^- \text{(aq)}$.



basic form

acid form

1. Methyl orange in acid form is poured into a beaker containing a solution of sodium hydroxide ($\text{Na}^+ \text{(aq)}$, $\text{HO}^- \text{(aq)}$).

- Identify the acid-base pairs involved, then write the equation for the acid-base reaction that takes place in the beaker.
- What happens to the colour of the solution? Justify your answer.

2. A solution of hydrochloric acid ($\text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$, $\text{Cl}^- \text{(aq)}$) is then poured into the previous beaker.

- What happens to the colour of the solution?
- Write the acid-base reaction equation that explains this colour change.

35 La verdunisation

D'après Olympiades de chimie

L'eau de Javel, préparée depuis plus de deux siècles, reste l'un des produits désinfectants les plus efficaces contre les contaminations bactériennes et virales.

En milieu basique, cette eau est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+ \text{(aq)}$, $\text{ClO}^- \text{(aq)}$) et de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ \text{(aq)}$, $\text{Cl}^- \text{(aq)}$).

L'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{(aq)}$ est un désinfectant, il possède cependant un pouvoir bactéricide assez faible, contrairement à l'acide hypochloreux HClO (aq) .

Dans le cas des désinfections d'eaux suspectes, le traitement anti-microbien peut utiliser l'eau de Javel, selon deux procédés :

- la **javellisation**, où la quantité d'eau de Javel à ajouter est fonction de la contamination, ou, grossièrement, du taux de matières organiques ;
- la **verdunisation**, qui préconise des doses d'eau de Javel de dix à cinquante fois plus faibles avec une efficacité démontrée.

La différence se situe au niveau du protocole. Dans le procédé de verdunisation, l'addition d'eau de Javel est réalisée lentement avec un brassage vigoureux et prolongé. Ces conditions favorisent la dissolution du dioxyde de carbone, ce qui abaisse le pH et libère l'acide hypochloreux HClO qui est plus efficace. Le terme *verdunisation* provient de la Première Guerre mondiale. Cette technique a été utilisée à cette époque, à grande échelle, pour désinfecter l'eau de la Meuse, consommée par les poilus de Verdun.



Verdun, 1916. Les corps des soldats morts sur le champ de bataille contribuent à polluer les eaux. Un système de désinfection peu coûteux doit être rapidement trouvé.

Données :

• Couples acide-base : $\text{CO}_2 \text{(g)}$, $\text{H}_2\text{O (l)}$ / $\text{HCO}_3^- \text{(aq)}$;
 HClO (aq) / $\text{ClO}^- \text{(aq)}$; $\text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$ / $\text{H}_2\text{O (l)}$.

DÉMARCHE EXPERTE

- Pourquoi la dissolution du dioxyde de carbone abaisse-t-elle le pH d'une solution aqueuse ?
- Pourquoi cette dissolution rend-elle la désinfection plus efficace ?

DÉMARCHE AVANCÉE

- Écrire l'équation de la réaction acide-base entre le dioxyde de carbone dissous dans l'eau et l'eau.
 - En déduire pourquoi la dissolution du dioxyde de carbone abaisse le pH d'une solution aqueuse.
- Écrire l'équation de la réaction acide-base entre le dioxyde de carbone dissous et l'ion hypochlorite $\text{ClO}^- \text{(aq)}$ présent dans l'eau de Javel.
 - En déduire pourquoi cette dissolution rend la désinfection plus efficace

36 Les calculs urinaires

Les calculs urinaires sont des concrétions minérales qui se forment dans les voies urinaires.

La formation des calculs découle des prédispositions génétiques, mais surtout de l'alimentation et d'un manque d'hydratation.

Ainsi, un pH acide favorise la formation de cristaux d'acide urique, un solide ionique de formule $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \text{(s)}$. Ces cristaux peuvent être dissous dans les voies urinaires en buvant chaque jour 1 à 2 L d'eau de type « eau de Vichy ».

MEASURE
ET
INCERTITUDES



SOURCE ROYALE COMPOSITION MOYENNE EN MG/L:			
Bicarbonates*	4368	Sodium	1708
Chlorures	322	Potassium	110
Sulfates	174	Calcium	90
Fluorures	<1,5	Magnésium	11
Minéralisation totale			
Extrait sec à 180°C : 4774mg/l - pH : 6,6			

* ion bicarbonate $\text{HCO}_3^- \text{(aq)}$ appelé aussi ion hydrogénocarbonate.

EXERCICES

Le rôle du pH urinaire est essentiel dans la formation des calculs d'acide urique. En effet, si le pH de l'urine est voisin de 5, alors tout l'acide urique est présent à l'état non ionisé insoluble, sous la forme $C_5H_4N_4O_3$ (s).

En revanche, si le pH de l'urine est voisin de 7, alors 95 % de l'acide urique sont sous la forme de sa base conjuguée, l'ion urate, soluble en solution aqueuse. Ainsi, tout facteur favorisant l'acidité des urines va faciliter la formation de calculs d'acide urique.

Données :

• Masses molaires atomiques :

$M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_N = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• Incertitudes-types : $u_{V_A} = 0,1 \text{ mL}$; $u_{c_A} = 0,02 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

— PARTIE 1

1. Écrire la demi-équation acide-base associée au couple acide urique / ion urate en solution aqueuse.

2. a. D'après l'étiquette fournie, quelle est l'espèce ionique majoritaire dans l'eau de Vichy ?

b. À quels couples acide-base cette espèce ionique appartient-elle ?

3. a. En déduire, comment la consommation d'eau de Vichy peut aider à la dissolution d'un calcul d'acide urique.

b. Écrire l'équation de la réaction acide-base expliquant ce phénomène.

JE VÉRIFIE QUE J'AI...

- ▶ identifié les réactifs de la réaction ;
- ▶ bien choisi les deux couples acide-base mis en jeu.

— PARTIE 2

Un homme de 55 ans ressent depuis quelques temps des douleurs dorsales. Son médecin lui prescrit une analyse d'urine afin de déterminer son taux d'acide urique. Pour cela, le patient doit collecter la totalité de ses urines pendant 24 heures, puis les remettre à un laboratoire d'analyses médicales. L'uricémie, ou taux d'acide urique, est normale si la masse d'acide urique dans les urines de 24 heures est comprise entre 250 mg et 750 mg. Le pH des urines de ce patient vaut 6,8 et le volume total des urines est de 1,50 L.

4. Déterminer l'espèce du couple acide urique / ion urate, qui est prédominante dans les urines.

Le laborantin prélève un échantillon d'urine de volume $V = 50,0 \text{ mL}$. Pour déterminer le taux d'acide urique, il faut transformer toute la quantité de matière de l'espèce prédominante présente dans l'urine en son espèce conjuguée. Pour cela, il doit verser un volume minimum $V_A = 10,2 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)) de concentration $c_A = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5. a. Identifier les couples acide-base mis en jeu lors de la réaction.

b. Déterminer les demi-équations acide-base et l'équation modélisant cette transformation supposée totale.

c. Établir un tableau d'avancement pour déterminer l'avancement final.

d. En déduire la quantité de matière d'espèce prédominante, contenue dans la totalité des urines du patient.

e. Sachant que cette quantité de matière est la même que celle de l'acide urique, déterminer la masse d'acide urique $m_{\text{acide urique}}$ contenue dans les urines du patient.

f. Déterminer l'incertitude-type relative $\frac{u_{m_{\text{acide urique}}}}{m_{\text{acide urique}}}$ dont

on admet que, dans les conditions de l'expérience, la valeur est donnée par cette relation :

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

En déduire l'incertitude-type $u_{m_{\text{acide urique}}}$.

g. L'uricémie du patient est-elle normale ? Justifier la réponse.

h. Que risque le patient si son alimentation favorise une diminution du pH de ses urines ? Justifier la réponse.

À L'ORAL

37 Correction du pH de l'eau d'une piscine

Préparer un exposé oral permettant d'expliquer la baisse de la valeur du pH de l'eau d'une piscine lorsqu'elle est très fréquentée, et le rôle des produits d'entretien.



Les mots-clés à utiliser

- Dissolution
- Couples acide-base mis en jeu
- Réactions acide-base
- Formation et/ou disparition d'ions H_3O^+ (aq)
- Concentration en ions H_3O^+ (aq)
- Évolution du pH

Différents facteurs déterminent l'évolution du pH d'une eau de baignade, par exemple, une fréquentation importante de la piscine fait baisser le pH de l'eau. En effet, 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, entraînant ainsi la diminution du pH. La valeur du pH des piscines doit être comprise entre 7,2 et 7,4. Il est indispensable de contrôler régulièrement le pH, pour cela, deux produits d'entretien sont utilisés :

- le produit « pH-moins » contenant de l'hydrogénosulfate de sodium, un solide ionique de formule $NaHSO_4$ (s) ;
- le produit « pH-plus » contenant du carbonate de sodium, un solide ionique de formule Na_2CO_3 (s).

Données : CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) ;

HSO_4^- (aq) / SO_4^{2-} (aq) ; HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq).

Ce court exposé devra pouvoir se réaliser sans note écrite.

Coup de pouce

- ▶ Penser à exploiter les équations de dissolution dans l'eau des solides ioniques et les équations des réactions acide-base qui se produisent.

38 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE

Lorsque l'on place une rondelle de citron dans une eau minérale riche en ions hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq), des bulles se forment.

Donnée : le citron contient de l'acide citrique $C_6H_8O_7$ (aq).

Préparer un exposé oral expliquant la formation de ces bulles.



Développer ses compétences

39 Le Gouffre de Padirac et la Grande Pendeloque

RÉSOLUTION DE PROBLÈME

60 min

(AN/RAI) Proposer une stratégie de résolution



Le Gouffre de Padirac, situé dans le département du Lot, est considéré comme l'une des plus grandes curiosités géologiques de France. Cette cavité, que l'on suppose cylindrique, de diamètre d'ouverture 35 m et de profondeur 103 m, permet d'atteindre une galerie souterraine où il règne une température proche de 13 °C.

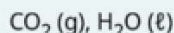
Une rivière souterraine parcourt une grande partie du réseau qui se développe sur plus de 40 km.

Après une descente vertigineuse, la première partie de la visite qui s'effectue en barque, fait découvrir la « Grande Pendeloque », une stalactite géante de 60 m de longueur, suspendue au-dessus du « Lac de pluie ».

DOC 1 L'eau de pluie

L'air contient du dioxyde de carbone CO_2 (g). L'eau de pluie, par contact avec l'air et lors de son passage dans la végétation, se charge en dioxyde de carbone.

Le dioxyde de carbone dissout dans l'eau s'écrit :



DOC 3 Formation d'une stalactite



Lorsqu'une eau de pluie ayant infiltré une roche calcaire arrive au plafond d'une grotte, elle peut donner lieu à un suintement se répétant indéfiniment. Si le phénomène est très lent, l'eau de la grotte suintant du plafond s'évapore progressivement en même temps que le dioxyde de carbone se dégage dans l'atmosphère de la grotte. Il se forme alors une stalactite au plafond.

La Grande Pendeloque et le lac de pluie.

QUESTIONS PRÉLIMINAIRES

1. On émet l'hypothèse que la cavité du gouffre s'est formée par disparition du carbonate de calcium (calcite) présent dans les roches calcaires par réaction avec l'eau de pluie s'infiltrant dans le sol. Expliquer la formation de ce gouffre à l'aide d'une réaction acide-base dont on donnera l'équation.

2. a. D'après la question 1, le calcaire et le dioxyde de carbone se sont transformés en deux espèces chimiques dissoutes dans les eaux de ruissellement. Quelles sont ces espèces ?

b. Une de ces espèces est amphotère. Laquelle ? Expliquer pourquoi cette espèce est capable de réagir avec elle-même. Écrire l'équation de cette réaction acide-base.

c. En déduire comment se forme une stalactite.

LE PROBLÈME À RÉSOUDRE

On admet qu'environ 70 % des précipitations (pluie, neige, etc.) s'infiltrent dans la roche autour de Padirac.

Estimer le nombre d'années nécessaires à la formation d'une cavité de dimensions proches de celles du Gouffre.

DOC 2 Carbonate et hydrogénocarbonate de calcium

Le carbonate de calcium (ou calcite), est un solide ionique de formule CaCO_3 (s) qui est insoluble dans l'eau. Il est constitué d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions carbonate CO_3^{2-} .

L'hydrogénocarbonate de calcium est un solide ionique de formule $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (s) qui est soluble dans l'eau. Il est constitué d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions hydrogénocarbonate HCO_3^- .

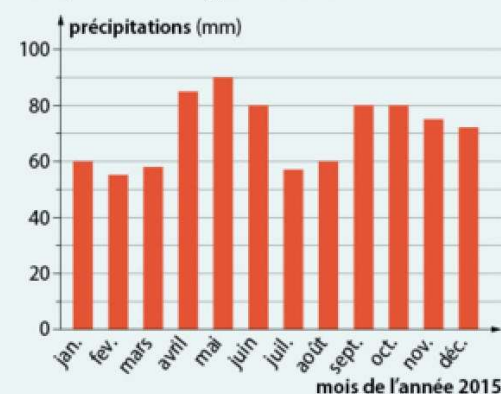
Données :

- Masse volumique moyenne du carbonate de calcium CaCO_3 (s) : $\rho = 2,7 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.
- Solubilité du carbonate de calcium dans l'eau : $3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Les couples acide-base de l'ion hydrogénocarbonate : $\text{CO}_2 (\text{g}), \text{H}_2\text{O} (\text{l}) / \text{HCO}_3^- (\text{aq}) ; \text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$.
- Masse molaire du carbonate de calcium : $M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DOC 4 Données météorologiques à Gourdon*

1 mm de précipitations équivaut à 1 L d'eau de pluie par mètre carré au sol.

* lieu proche du Gouffre de Padirac.



Source : site de Météo France.

Donnée : le volume d'un cylindre de rayon R et de hauteur h est $V = \pi R^2 \cdot h$.

Il est attendu une prise d'initiatives et une présentation de la démarche suivie même si elle n'a pas abouti, et de justifier toute réponse.

40 Éliminer le tartre RÉSOLUTION DE PROBLÈME

(AN/RAI) Proposer une stratégie de résolution

Dans nos maisons, les dépôts de tartre sont nombreux. Ils se forment sur les robinets, les lavabos, les lave-linges... Ces dépôts de tartre sont constitués de carbonate de calcium, un solide ionique de formule CaCO_3 (s) quasiment insoluble dans l'eau. Ils peuvent être dissouts en utilisant des solutions acides telles que les solutions de détartrants du commerce.



DOC 1 Un détartrant commercial

L'étiquette d'un détartrant commercial indique :

acide chlorhydrique à 9 %

ce qui correspond à 9,0 g de HCl (g) dissout dans de l'eau pour obtenir 100 g de solution détartrante.

Le HCl (g) réagit totalement avec l'eau pour former de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)).

Données :

- Masse volumique de la solution commerciale de détartrant : $\rho_d = 1,04 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Masse molaire de l'acide chlorhydrique : $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DOC 2 Concentration de la solution commerciale de détartrant

Pour déterminer la concentration en quantité de matière d'acide chlorhydrique de la solution commerciale de détartrant, on suit le protocole suivant.

- On dilue 20 fois la solution commerciale pour obtenir une solution S.
- On verse un volume $V_s = 10,0 \text{ mL}$ de solution S dans un erlenmeyer.
- On mesure, à l'aide d'un pH-mètre, le pH de la solution obtenue. La valeur trouvée est proche de 1.
- On verse ensuite lentement une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ (aq), HO^- (aq)) afin d'avoir une solution neutre, de pH = 7.

Données :

- Couples acide-base : H_3O^+ (aq) / H_2O (l) ; H_2O (l) / HO^- (aq).

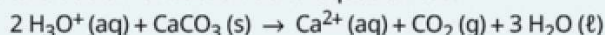
DOC 3 Un tambour entartré



Tambour de lave-linge après détartrage.

Pour détartrer la surface extérieure du tambour cylindrique fermé d'un lave-linge, recouvert d'une épaisseur e de calcaire de $10 \mu\text{m}$ environ, on dispose d'un flacon contenant 750 mL du détartrant commercial.

Étant donnée la faible épaisseur de la couche de tartre, son volume est approximativement égal au produit de la surface extérieure du tambour par l'épaisseur de la couche de tartre. L'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)) agit sur le tartre selon la réaction dont l'équation est :



Données :

- Masse volumique du carbonate de calcium : $\rho = 2,65 \times 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$.
- Masse molaire du calcaire : $M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Aire $\mathcal{A}$ de la surface extérieure totale d'un cylindre fermé de rayon R et de hauteur h :

$$\mathcal{A} = 2 \pi R^2 + 2 \pi R \cdot h$$

QUESTIONS PRÉLIMINAIRES

1. En utilisant les informations de l'étiquette, calculer la concentration en quantité de matière d'acide chlorhydrique dans la solution commerciale et montrer qu'elle est de l'ordre de $2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. a. Identifier les couples acide-base mis en jeu (doc. 2) et écrire l'équation de la réaction acide-base supposée totale.

b. Le protocole (doc. 2) permet de déterminer $n(\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}))$, la quantité de matière d'ions H_3O^+ (aq) présente dans le volume V_s :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})) = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

En déduire la concentration c en quantité de matière d'ions H_3O^+ (aq) dans la solution commerciale.

Ce résultat est-il compatible avec la valeur trouvée en 1 ? Calculer l'écart relatif et conclure.

LE PROBLÈME À RÉSOUDRE

La contenance du flacon de détartrant commercial utilisé est-elle suffisante pour détartrer totalement le tambour du lave-linge ?

Il est attendu une prise d'initiatives et une présentation de la démarche suivie même si elle n'a pas abouti, et de justifier toute réponse.



41 Une « lampe à lave » éphémère ANALYSE ET SYNTHÈSE DES DOCUMENTS

(APP) Rechercher et organiser l'information

De nombreux sites internet expliquent comment réaliser, de façon artisanale, une « lampe à lave » éphémère. L'objectif de cet exercice est d'étudier le principe du fonctionnement d'une telle « lampe ».

DOC 1 Fabrication d'une « lampe à lave » éphémère

Cette expérience est très simple à réaliser.



- ==> On dépose du bicarbonate de soude au fond d'un récipient transparent.
- ==> On ajoute délicatement de l'huile végétale claire.
- ==> On verse ensuite délicatement des gouttelettes de vinaigre mélangé à du colorant alimentaire.

Le vinaigre pénètre dans l'huile en formant des gouttelettes qui descendent au fond du récipient. Puis, à peine touchent-elles le fond qu'elles remontent jusqu'à la surface, avant de redescendre à nouveau, et ainsi de suite...

DOC 2 Données sur les ingrédients utilisés

- Le **bicarbonate de soude** du commerce est en réalité de l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (s). Il est soluble dans l'eau et insoluble dans l'huile.
- Le **vinaigre** est une solution aqueuse d'acide acétique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq).
- Densités du vinaigre et de l'huile : $d_v = 1,0$; $d_h = 0,92$.
- Masses molaires : $M(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples acide-base : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$; $\text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$.
- Masse de bicarbonate de sodium introduite : $m = 5,0 \text{ g}$.
- Nombre de gouttelettes de vinaigre introduites : $N = 120$.
- La quantité de matière d'acide acétique à l'état initial, contenue dans une gouttelette de vinaigre, est :
 $n = 3,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$
- Le volume molaire dans les conditions de l'expérience est : $V_m = 24,1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

DOC 3 Principe de fonctionnement

Lorsque les gouttelettes de vinaigre entrent en contact avec le bicarbonate de soude, cela provoque une réaction chimique qui conduit à la formation d'un gaz. Rapidement, ce gaz ainsi créé forme des bulles qui s'accrochent sur les gouttelettes de vinaigre. Le volume de ces bulles augmente progressivement, et les gouttelettes remontent à la surface. Une fois arrivées à la surface, les bulles de gaz éclatent. Débarrassées des bulles de gaz, les gouttelettes de vinaigre redescendent dans l'huile. Et le mouvement de va-et-vient recommence...

ANALYSE

1. Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à la transformation qui a lieu lorsque la gouttelette de vinaigre touche le bicarbonate de soude solide se trouvant au fond du récipient. Cette transformation est considérée comme totale. Quel est le nom du gaz formé ?
2. Où les bulles de gaz se forment-elles ? Expliquer le mouvement descendant et ascendant des gouttelettes de vinaigre.
3. Calculer le volume de gaz dégagé.

SYNTHÈSE

Pourquoi dit-on que la « lampe à lave » est éphémère ?

VERS LE SUP

42 Formule brute d'une amine

Pour déterminer la masse molaire d'une amine non cyclique, de formule générale $\text{R}-\text{NH}_2$ (R est un groupe alkyle), on dissout 0,59 g de cette amine dans de l'eau. Puis, on ajoute de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$, $\text{Cl}^- (\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c_A = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, afin de transformer la totalité de la quantité de matière de cette amine en son espèce conjuguée. Le volume minimum nécessaire d'acide chlorhydrique pour réaliser cette transformation est $V_A = 20,0 \text{ mL}$.

Données :

- Masses molaires atomiques : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_N = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Identifier les couples acide-base mis en jeu, puis écrire l'équation de la réaction chimique, supposée totale, qui se produit lorsque l'on mélange la solution aqueuse d'amine et l'acide chlorhydrique.
2. Établir un tableau d'avancement pour déterminer l'avancement final x_{final} .
3. Montrer que la masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) de l'amine considérée peut s'écrire : $M = 14n + 17$ où n est le nombre d'atomes de carbone.
4. En déduire la formule brute de l'amine.
5. Donner toutes les formules semi-développées possibles des amines isomères.
6. Établir les représentations de Lewis de tous les couples acide-base possibles.