

Transformations

Avant d'aborder le chapitre

EN AUTONOMIE

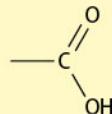
LES ACQUIS INDISPENSABLES

- Un **ion hydrogène H^+** est un atome d'hydrogène qui a perdu son unique électron.
- Une **solution aqueuse** est une solution dont le solvant est l'eau.
- Dans la **formule semi-développée** d'une molécule, on représente les liaisons entre les atomes hormis celles mettant en jeu l'atome d'hydrogène.
- Sur le **schéma de Lewis** d'une entité chimique figurent les **doublets liants** et les **doublets non liants**, et pour un ion, la charge est notée **cerclée**, à côté du symbole de l'élément qui la porte.

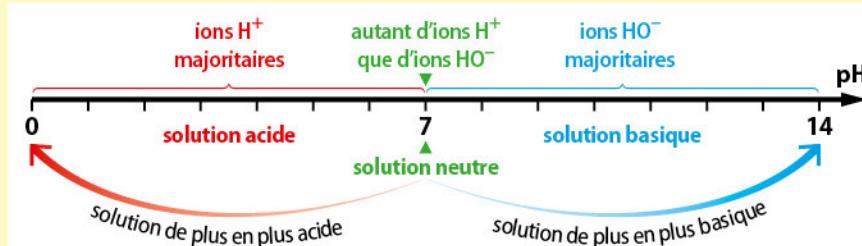
Exemple : schéma de Lewis de l'ion hydroxyde.



- La **famille** des acides carboxyliques possède le **groupe caractéristique carboxyle** :



- Le **pH** est un nombre sans unité qui, à 25 °C, varie de **0 à 14**, il exprime le **degré d'acidité ou de basicité** d'une solution.



POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement.



SITUATION 1

Pourquoi l'ion hydrogène est-il appelé aussi proton ?

SITUATION 3

Le beurre rance et le parmesan dégagent une odeur forte et désagréable. La molécule responsable de cette odeur est l'acide butanoïque appelé aussi l'acide butyrique.

Quelle est la formule semi-développée de cette molécule ? Établir son schéma de Lewis.

SITUATION 2

Voici un extrait du tableau périodique :

1	H									2	He	
3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N	8	O	
11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si	15	P	16	S	
											17	Cl
											18	Ar

Établir le schéma de Lewis de l'ion hydrogène H^+ et de l'ion oxonium H_3O^+ .



acide-base



Comment expliquer la formation des bulles qui apparaissent lorsqu'une rondelle de citron est plongée dans une eau riche en ions hydrogénocarbonate ?

EXERCICE 38

NOTIONS ET CONTENUS

- ▶ Définition des acides et des bases selon Brønsted.
- ▶ Couples acide-base.
- ▶ Transformations acide-base modélisées par des transferts d'ions hydrogène H^+ .
- ▶ Caractère amphotère d'une espèce chimique.

1. ACTIVITÉ DE DÉCOUVERTE

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(AN/R/A) Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

Évolution des notions d'acide et de base

Il existe différentes définitions pour un acide et une base.

Suivant les réactifs en présence et le milieu d'étude, une définition sera plus adaptée qu'une autre.

DOC 1 Différentes définitions

Définition de Boyle

- Un acide a une saveur aigre. Il corrode les métaux et colore la teinture de tournesol (colorant extrait d'un lichen) en rouge. Lorsqu'il est mélangé à une base, il devient moins acide.
- Une base est visqueuse, elle colore la teinture de tournesol en bleu et devient moins basique lorsqu'elle est mélangée à un acide.



Robert Boyle (1627-1691), physicien, chimiste et philosophe irlandais.

1650

Définition d'Arrhenius

- Un acide est une espèce chimique qui, **en solution aqueuse**, libère un ou plusieurs protons H^+ .
- Une base est une espèce chimique qui, **en solution aqueuse**, libère un ou plusieurs ions hydroxyde HO^- .



Svante August Arrhenius (1859-1927), chimiste suédois, prix Nobel en 1903.

1884

Définition de Brønsted

- Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .

Remarque : c'est cette définition qui sera utilisée en classe de terminale.



Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1847), chimiste danois.

1923



Gilbert Newton Lewis (1875-1946), physicien et chimiste américain, théoricien.

1939

1947

Définition de Lux et Flood

- Les acides sont des composés qui acceptent l'anion oxyde O^{2-} .
- Les bases sont des composés qui donnent l'anion oxyde O^{2-} .

Cette définition est utilisée notamment en métallurgie si le solvant est formé par des sels fondus.

Hermann Lux (1904-1999), chimiste allemand.

Hakon Flood (1905-2001), professeur de chimie norvégien.

EXPLOITATION ET ANALYSE

1 En quoi la définition de Boyle est-elle différente des autres définitions ?

2 a. Écrire les équations des réactions qui, selon Arrhenius, se produisent lorsque l'on met l'acide nitrique $HNO_3(l)$ ou l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2(s)$ dans l'eau.

b. Donner un inconvénient de la définition d'Arrhenius.

3 Quels sont les points communs et les différences entre les définitions d'Arrhenius et de Brønsted ?

4 Écrire les équations qui, selon Brønsted, décrivent le comportement de l'acide ascorbique (ou vitamine C) $C_6H_8O_6$ et de l'ion carbonate, une base de formule CO_3^{2-} .

SYNTHESE

5 Pourquoi les définitions d'acide et de base ont-elles évolué au cours du temps ?

Je réussis si...

Je connais la définition d'un acide et d'une base selon Brønsted.

2. ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

CLASSE INVERSE

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(REA) Utiliser un modèle

Réaction acide-base

Comment modéliser une transformation chimique acide-base selon la définition de Brønsted ?

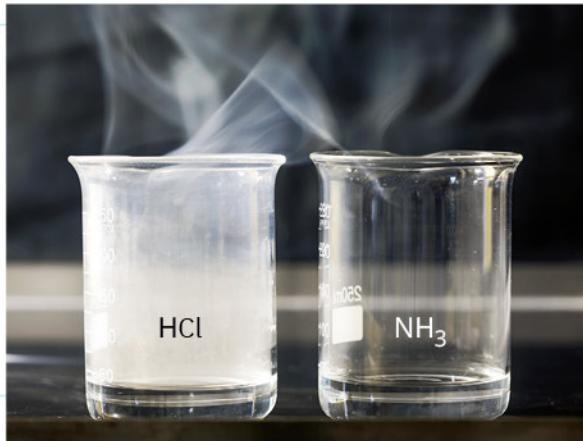
DOC 1 Observations expérimentales

■ Observation n° 1 :

Les vapeurs de chlorure d'hydrogène HCl et d'ammoniac NH₃ sont incolores, mais lorsqu'elles se mélangent, elles forment du chlorure d'ammonium NH₄Cl(s), sous forme de fumée blanche (photo).

■ Observation n° 2 :

Si l'on chauffe légèrement une solution obtenue en mélan-geant des solutions aqueuses de chlorure d'ammonium (NH₄⁺ (aq), Cl⁻ (aq)) et d'hydroxyde de sodium (Na⁺ (aq), HO⁻ (aq)), on constate l'apparition d'une odeur désa-gréable, celle de l'ammoniac NH₃.



DOC 2 Transformation acide-base selon Brønsted

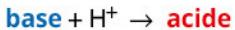
■ Un **acide** est une espèce chimique capable de céder un ion hydrogène H⁺.

Une **base** est une espèce chimique capable de capturer un ion hydrogène H⁺.

■ En céder un ion hydrogène H⁺, un **acide** forme une base :



En capturer un ion hydrogène H⁺, une **base** forme un acide :



■ Un couple **acide-base** est 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** :



■ Une **transformation chimique acide-base** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples acide-base différents** : l'acide du premier couple céde un ion hydrogène H⁺ à la base du second couple.

Pour établir l'**équation de réaction d'une transformation acide-base**, il faut écrire les deux demi-équations acide-base des deux couples mis en jeu et les ajouter.

EXPLOITATION ET ANALYSE

1 Observation n° 1

- Quels sont les réactifs de la réaction décrite ? Préciser leur état physique et identifier l'espèce chimique qui joue le rôle de l'acide et celle qui joue le rôle de la base.
- Écrire les deux couples acide-base mis en jeu et en déduire les deux demi-équations acide-base.
- Établir l'équation de la réaction acide-base décrite.

VOCABULAIRE

- **Ion spectateur** : ion qui ne participe pas à la réaction chimique.
- **Modéliser** : représenter de façon simplifiée.

2 Observation n° 2

- Sachant que les ions chlorure Cl⁻ (aq) et les ions sodium Na⁺ (aq) sont des **ions spectateurs** et que le produit obtenu se forme initialement en phase aqueuse, reprendre les questions 1 a à c.

- 3 Comment peut-on expliquer l'apparition de l'odeur d'ammoniac ?

SYNTHESE

- 4 a. Expliquer pourquoi une demi-équation acide-base s'écrit avec un signe =.
b. Comment **modéliser** une transformation acide-base ?

Je réussis si...

- Je suis capable d'identifier un transfert d'ion hydrogène H⁺.
- Je sais écrire les couples acide-base mis en jeu lors d'une réaction acide-base.
- Je sais établir l'équation d'une réaction acide-base.

3. TÂCHE COMPLEXE

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(COM) Présenter une démarche de manière argumentée

Schéma de Lewis d'un couple acide-base

LE PROBLÈME À RÉSOUVRE

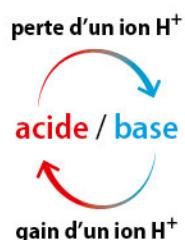
Selon la définition de Brønsted, un couple acide-base est formé par deux espèces chimiques capables de se transformer l'une en l'autre par perte ou gain d'un ion hydrogène H^+ .

Ces deux formes sont reliées par une demi-équation acide-base :

$$\text{acide} = \text{base} + H^+$$

L'acide et la base sont dits conjugués l'un de l'autre.

Comment passer de la représentation de Lewis de la forme acide d'un couple à celle de sa base conjuguée et inversement ?



COUP DE POUCE ▶ p. 593

DOC 1 L'acide méthanoïque

Certaines espèces de fourmis attaquent et se défendent en projetant un jet incolore d'acide méthanoïque liquide, appelé couramment acide formique, de formule brute CH_2O_2 .

Cet acide est le plus simple des acides carboxyliques. L'acide méthanoïque est un acide car son groupe carboxyle est capable de perdre un ion hydrogène H^+ . Sa base conjuguée est l'ion méthanoate.



DOC 2 Les amines

Les amines sont des molécules azotées, obtenues par remplacement de 1, 2 ou 3 atome(s) d'hydrogène de l'ammoniac NH_3 par 1, 2 ou 3 groupe(s) alkyle(s) R.

Grâce au doublet non liant porté par l'atome d'azote N, les amines sont des espèces capables de capturer un ion H^+ .

DOC 3 La N-méthylméthanamine

La N-méthylméthanamine de formule $(CH_3)_2NH$ appartient à la famille des amines.



■ carbone C
■ hydrogène H
■ azote N

À température ambiante, cette amine est un gaz qui possède une odeur très désagréable.

Son espèce conjuguée est l'ion N-méthylméthanaminium.

DOC 4 Extrait du tableau périodique

1	H							2	He
3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N
11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si	15	P
								16	S
								17	Cl
								18	Ar

Je réussis si...

▶ Je sais représenter le schéma de Lewis et la formule développée des couples acide-base d'acides carboxyliques et d'amines.

■ On peut aussi écrire un couple acide-base : BH^+ / B et la demi-équation acide-base est :

**EXEMPLE**

Pour le couple NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq), la demi-équation acide-base s'écrit :



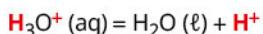
2 Quelques couples acide-base

► Couples de l'eau

L'eau H_2O appartient à deux couples (FIG. 3) :

- le couple H_3O^+ (aq) / H_2O (l) où elle joue le rôle de la **base** ;
- le couple H_2O (l) / HO^- (aq) où elle joue le rôle de l'**acide**.

■ Dans le couple H_3O^+ (aq) / H_2O (l), l'ion **oxonium** H_3O^+ (aq) est un **acide**, il est capable de céder un ion H^+ :



■ Dans le couple H_2O (l) / HO^- (aq), l'ion **hydroxyde** HO^- (aq) est une **base**, il est capable de capturer un ion H^+ :

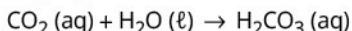


Suivant les espèces chimiques présentes, l'eau se comporte soit comme un **acide**, soit comme une **base** : on dit que l'eau est une **espèce amphotère**.

► Couple de l'acide carbonique

■ Le dioxyde de carbone gazeux CO_2 (g) présent dans l'atmosphère est très soluble dans l'eau.

Le dioxyde de carbone solubilisé CO_2 (aq) peut réagir avec l'eau pour former de l'**acide carbonique** H_2CO_3 (aq) :



Cependant, la molécule d'acide carbonique H_2CO_3 (aq) **n'est pas très stable** dans l'eau, elle se déhydrate très facilement pour redonner du CO_2 (aq) et H_2O (l) :

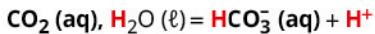


On préférera donc la notation CO_2 (aq), H_2O (l) à la notation H_2CO_3 (aq).

Le dioxyde de carbone dissous dans l'eau, noté CO_2 (aq), H_2O (l), et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) forment un couple acide-base :



■ La demi-équation acide-base de ce couple s'écrit :



■ On peut remarquer que l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) peut libérer un ion H^+ pour donner l'ion **carbonate** CO_3^{2-} (aq) selon la demi-équation :



Le couple acide-base considéré ici est : HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq).

L'ion **hydrogénocarbonate** HCO_3^- (aq) appartient à **deux couples** :

- le couple CO_2 (aq), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) où il joue le rôle de la **base** ;
- le couple HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq) où il joue le rôle de l'**acide**.

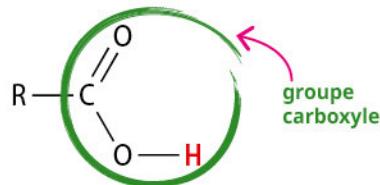
L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) est une espèce **amphotère**.

acide	base
HCl (g) / Cl^- (aq)	
chlorure d'hydrogène	ion chlorure
HNO_3 (l) / NO_3^- (aq)	
acide nitrique	ion nitrate
H_3O^+ (aq) / H_2O (l)	
ion oxonium	eau
H_2O (l) / HO^- (aq)	
eau	ion hydroxyde
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq)	
acide éthanoïque	ion éthanoate
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ (aq)	
acide benzoïque	ion benzoate
NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)	
ion ammonium	ammoniac
CO_2 (aq), H_2O (l) / HCO_3^- (aq)	
dioxyde de carbone dissout dans l'eau	ion hydrogénocarbonate

FIG. 3 Exemples de couples acide-base dont les deux couples de l'eau.

► Couples des acides carboxyliques

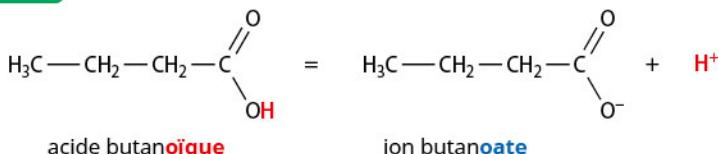
Un **acide carboxylique** (FIG. 4) de formule RCO_2H (aq) cède un ion hydrogène H^+ pour former un **ion carboxylate** RCO_2^- (aq) :



R est un groupe **alkyle** $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ ou un atome d'hydrogène H.

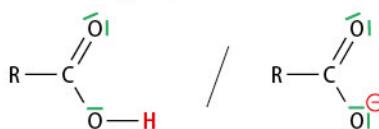
Le nom de la **base conjuguée**, l'ion carboxylate, s'obtient en supprimant le mot acide et en remplaçant la terminaison **-oïque** du nom de l'acide par la terminaison **-oate**.

EXEMPLE



Dans un acide carboxylique, l'atome d'hydrogène H est relié à un atome d'oxygène O (FIG. 4). L'électronégativité de l'oxygène est supérieure à celle de l'hydrogène, l'oxygène a tendance à attirer le doublet d'électrons de la liaison covalente O—H, ce qui incite l'hydrogène H à quitter la molécule d'acide en « laissant son électron » et il forme ainsi l'ion H^+ . Le **doublet liant** de l'oxygène se transforme alors en **doublet non liant**, l'oxygène se retrouve avec un électron en plus, il porte par conséquent une **charge négative**.

On peut représenter ainsi les schémas de Lewis du couple acide-base acide carboxylique / ion carboxylate, en utilisant le tableau ci-contre (FIG. 5).



Atome	Z	Nombre de doubles	
		liants	non liants
H	1	1	0
C	6	4	0
N	7	3	1
O	8	2	2

FIG. 5 Nombre de doubles liants et non liants de quelques atomes.

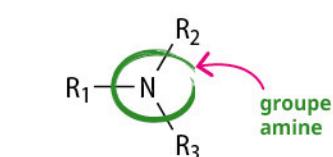
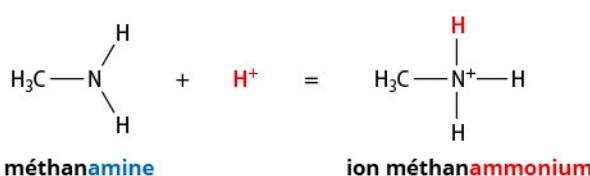
► Couples des amines

Les **amines** (FIG. 6) sont des molécules azotées, obtenues par remplacement de 1, 2 ou 3 atome(s) d'hydrogène de l'ammoniac NH_3 par 1, 2 ou 3 groupe(s) **alkyle(s)** R (FICHE MÉTHODE ➔ p. 550).

Grâce au **doublet non liant** porté par l'atome d'azote N (FIG. 5), les amines sont des espèces capables de capturer un ion H^+ , les amines sont donc des **bases**. Lorsqu'une amine capte un ion H^+ , le **doublet non liant** porté par l'azote N se transforme en **doublet liant**, l'azote N se retrouve alors avec un électron en moins sur sa couche externe, il porte par conséquent une **charge positive**.

Le nom de l'**acide conjugué** s'obtient en remplaçant la terminaison **-amine** du nom de l'amine par la terminaison **-ammonium**.

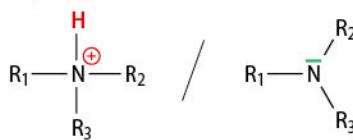
EXEMPLE



R₁, R₂ et R₃ sont des groupes **alkyles** $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ ou des atomes H.

FIG. 6 Formule semi-développée des amines.

On peut représenter ainsi les schémas de Lewis du couple acide-base ion ammonium / amine, en utilisant le tableau (FIG. 5).



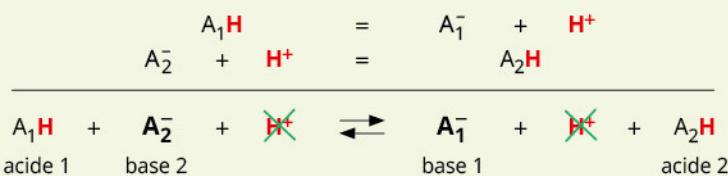
3 Les réactions acide-base

Une **transformation chimique acide-base** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples** acide-base différents : l'acide A_1H du premier couple cède un ion hydrogène H^+ à la base du second couple A_2^- (FIG. 7).

On peut donc modéliser une transformation acide-base par un **transfert d'ion hydrogène H^+** .

▶ Comment établir l'équation d'une réaction acide-base ?

- Identifier les deux couples mis en jeu (FIG. 7).
- Repérer dans chaque couple les **réactifs** de la réaction.
- Écrire les deux demi-équations acide-base dans le sens de la réaction.
- Additionner les deux demi-équations acide-base.



■ L'ion hydrogène H^+ échangé n'apparaît donc pas dans l'équation de réaction.

Finalement, l'équation de la réaction s'écrit :



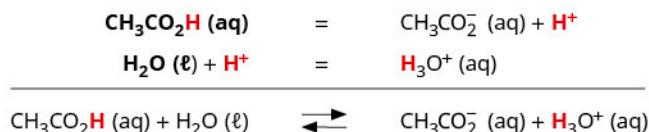
L'équation modélise bien le transfert d'ion hydrogène H^+ entre l'acide A_1H et la base A_2^- .

Ici, la **double flèche** indique que la transformation n'est pas toujours totale.

EXEMPLE 1

L'acide éthanoïque qui appartient au couple CH_3CO_2H (aq) / $CH_3CO_2^-$ (aq) peut réagir avec l'eau.

L'eau H_2O (l) appartient à deux couples acide-base, il faut donc choisir ici celui dans lequel l'eau joue le rôle de **la base**, c'est-à-dire le couple H_3O^+ (aq) / H_2O (l) (FIG. 8).

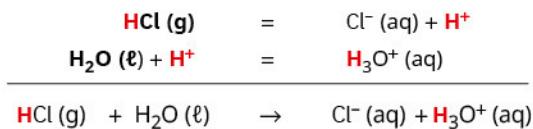


Dans ce cas, la réaction n'est pas totale.

EXEMPLE 2

Le chlorure d'hydrogène gazeux HCl (g) est un **acide** qui appartient au couple HCl (g) / Cl^- (aq).

Il peut aussi réagir avec l'eau :



Dans ce cas, la réaction est totale.

Les deux couples mis en jeu :

couple 1 : A_1H / A_1^-
acide 1 base 1

couple 2 : A_2H / A_2^-
acide 2 base 2

FIG. 7 Identification des **réactifs** dans les couples mis en jeu lors d'une réaction acide-base.

Les deux couples mis en jeu :

CH_3CO_2H (aq) / $CH_3CO_2^-$ (aq)
acide 1 base 1

H_3O^+ (aq) / H_2O (l)
acide 2 base 2

FIG. 8 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.

Les deux couples mis en jeu :

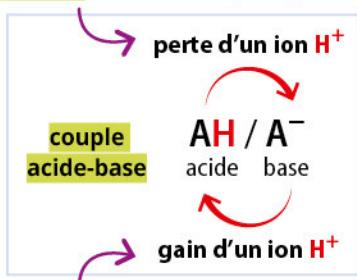
HCl (g) / Cl^- (aq)
acide 1 base 1

H_3O^+ (aq) / H_2O (l)
acide 2 base 2

FIG. 9 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

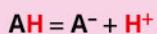
1 Les acides et les bases

► Un **acide AH** cède un ion hydrogène H^+ .



► Une **base A^-** capte un ion hydrogène H^+ .

► La demi-équation acide-base s'écrit :



3 Les réactions acide-base

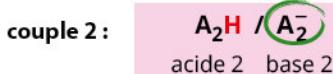
► Une **transformation chimique acide-base** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples** acide-base différents : l'acide A_1H du premier couple cède un ion hydrogène H^+ à la base du second couple A_2^- .

On peut donc modéliser une transformation acide-base par un **transfert d'ion hydrogène H^+** .

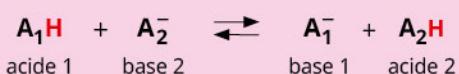
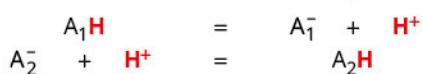
► Comment établir l'équation d'une réaction acide-base ?

- identifier les deux couples mis en jeu ;
- repérer dans chaque couple les réactifs de la réaction ;
- écrire les deux demi-équations acide-base dans le sens de la réaction ;
- additionner les deux demi-équations acide-base.

► Soit une réaction où les deux **couples acide-base** mis en jeu sont :



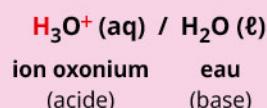
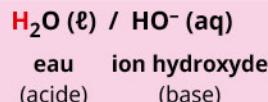
► L'**équation de la réaction acide-base** s'écrit :



La double flèche indique que la réaction n'est pas toujours totale.

2 Quelques couples acide-base

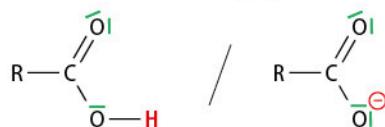
► Couples de l'eau :



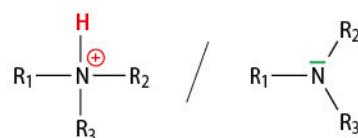
► Couple de l'acide carbonique :



► Couples des acides carboxyliques :



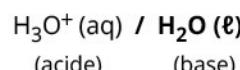
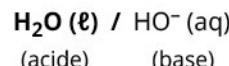
► Couples des amines :



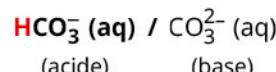
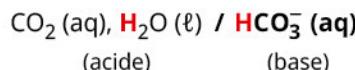
► Une espèce chimique **amphotère** se comporte soit comme un acide, soit comme une base, en fonction des espèces chimiques présentes.

Exemples :

• L'**eau** est une espèce amphotère, elle joue le rôle de l'acide dans un couple et le rôle de la base dans un autre :



• L'ion **hydrogénocarbonate** est aussi une espèce amphotère :



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 $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$ (aq) :	est un acide.	appartient au couple acide-base $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$ (aq) / $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ (aq)	a pour formule semi-développée : $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{N}^+ - \text{H} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

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) ⇌ HCO_2^- (aq) + NH_3 (aq)	HCO_2H (aq) + NH_3 (aq) ⇌ HCO_2^- (aq) + NH_4^+ (aq)	HCO_2H (aq) + NH_3 (aq) → HCO_2^- (aq) + NH_4^+ (aq)
9 Soit l'équation de la réaction acide-base suivante : NH_3 (aq) + H_2O (l) ⇌ 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

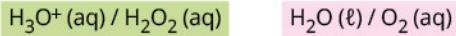
10 Écriture d'une espèce conjuguée

- Définir un acide et une base selon la théorie de Brønsted.
- 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 ?

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



- Écrire leur demi-équation acide-base.

12 La soude

L'hydroxyde de sodium est un solide ionique.

- Quelle est sa formule ?
- La dissolution dans l'eau de ce solide donne la soude. Écrire l'équation de dissolution.
- Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
- 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.

- Écrire le couple acide-base de l'acide cyanhydrique.
- 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 chaufferettes de poche.

- Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
- Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
- 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

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

16 L'ammoniac

La formule de l'ammoniac est NH_3 .

- 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 ?

- L'ammoniac forme un second couple acide-base avec l'ion amidure.
- Dans ce second couple, l'ammoniac est-il un acide ou une base selon Brønsted ?
- Quelle est la formule de l'ion amidure ?
- 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.

- Écrire la formule brute et la formule semi-développée de cette molécule.
- Entourer le groupe caractéristique et en déduire à quelle famille chimique cette molécule appartient.
- Établir sa représentation de Lewis.
- 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.

- Écrire les deux couples acide-base.
- 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.



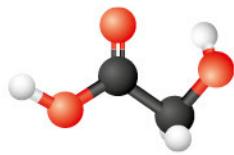
- Justifier le nom d'acide propanedioïque.
- Écrire la formule semi-développée de cette molécule.
- Pourquoi l'acide malonique est-il un diacide ?
- Par perte d'un ion hydrogène H^+ , l'acide malonique se transforme en ion hydrogénomalonate. Donner la représentation de Lewis de l'ion hydrogénomalonate.
- 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.

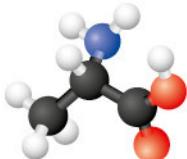


- Écrire la formule semi-développée de cette molécule.
 - Les propriétés acido-basiques de l'acide glycolique sont dues à l'hydrogène présent dans le groupe carboxyle.
- En déduire la formule semi-développée de l'ion glycolate, son espèce conjuguée.
- Établir la représentation de Lewis du couple acide-base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

21 Un zwittérion

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

Lalanine 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, lalanine existe sous forme d'un zwittérion, c'est-à-dire une espèce chimique électriquement

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

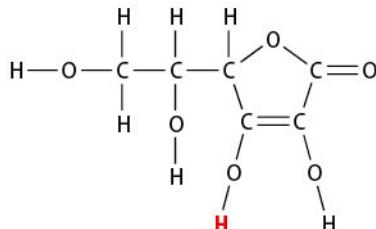


Comment peut-on expliquer la formation de cet ion ?

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

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_3COO^- (aq) ; H_2O (l) / HO^- (aq) ;

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

Acide	Base	$CH_3CO_2^-$ (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 HPO_4^{2-} (aq) /
ion phosphate PO_4^{3-} (aq) ; ion ammonium
 NH_4^+ (aq) / ammoniac NH_3 (aq).



- Quelle est sa formule brute ?
- Écrire l'équation de dissolution du phosphate d'ammonium dans l'eau.
- Montrer qu'une réaction acide-base peut se produire entre les ions constituant cet engrais.
- 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 : H_3O^+ (aq) / H_2O (l) ; H_2O (l) / HO^- (aq).

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

H_3O^+ (aq) / H_2O (l) ; CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq).

- À l'état pur, l'hydrogénocarbonate de sodium est une poudre blanche. Écrire la formule du solide ionique.
- Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau.
- Quels sont les ions présents dans l'acide chlorhydrique ? Parmi ces ions, quels sont ceux responsables des brûlures d'estomac ?
- Montrer qu'une réaction acide-base peut se produire lorsqu'un patient souffrant de maux d'estomac ingère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.
- Écrire l'équation acide-base associée à cette réaction et expliquer pourquoi les brûlures d'estomac disparaissent.
- Quel renseignement supplémentaire l'équation écrite précédemment donne-t-elle ?
- 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.

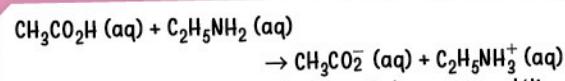
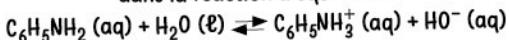
Écrire la demi-équation acide-base associée au couple de l'acide éthanoïque, et celle associée au couple NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq).

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 :



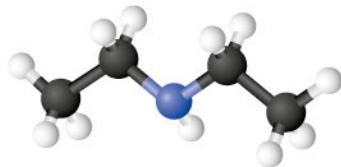
Montrer que la réaction acide-base ci-dessus se modélise par un transfert d'ion hydrogène H^+ entre deux espèces appartenant à deux couples acide-base différents.

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-éthyléthanolamine, une molécule que l'on utilise dans la synthèse de la lidocaïne, un anesthésique local.

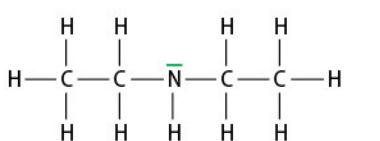
Données :

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

1. a. Écrire la formule semi-développée de la N-éthyléthanolamine.
- 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 : $H_3C—CH_2—N—CH_2—CH_3$
- 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 capturer un ion hydrogène H^+ , c'est donc une base selon Brønsted.

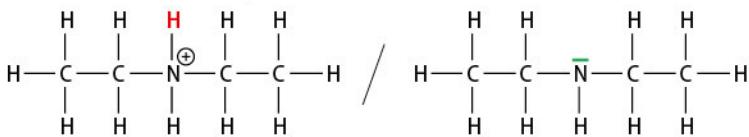
3. La demi-équation acide-base est :



L'espèce conjuguée est un acide dont la formule est : $(C_2H_5)_2—NH_2^+$.

4. Lorsque la base $(C_2H_5)_2—NH$ capture 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 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.

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

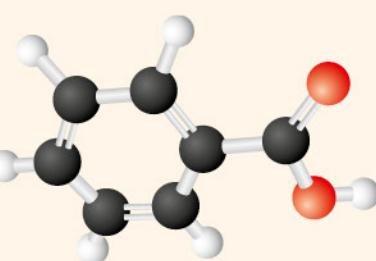
28 Le couple de l'acide benzoïque

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-diméthylméthanamine de formule $(CH_3)_3N$.

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.

- Écrire le couple acide-base de la N,N-diméthylméthanamine.
- Le vinaigre est une solution aqueuse qui contient de l'acide éthanoïque.
Écrire le couple acide-base de cet acide.
- Expliquer** le rôle du vinaigre. La transformation chimique considérée est supposée totale.
- En déduire** pourquoi le citron peut jouer le même rôle que le vinaigre.

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-diméthylméthanamine est donc une base. Elle appartient au couple : $(CH_3)_3NH^+ (aq) / (CH_3)_3N (aq)$

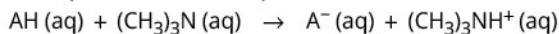
2. L'acide éthanoïque est un acide carboxylique de formule CH_3CO_2H . Il appartient au couple acide-base : $CH_3CO_2H (aq) / CH_3CO_2^- (aq)$

3. Les deux réactifs sont entourés en vert : $(CH_3)_3NH^+ (aq) / (CH_3)_3N (aq)$
 $CH_3CO_2H (aq) / CH_3CO_2^- (aq)$



L'ajout de vinaigre permet de transformer $(CH_3)_3N (aq)$ en son acide conjugué $(CH_3)_3NH^+ (aq)$, 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 éthanoïque :

**LES VERBES D'ACTION**

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

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

QUELQUES CONSEILS

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

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

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 $NaHCO_3 (s)$ appelé aussi bicarbonate de soude.

Données :

- Couples de l'ion hydrogénocarbonate : $CO_2 (aq), H_2O (l) / HCO_3^- (aq)$ et $HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq)$.
- Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3 (s)$.
- Expliquer le rôle de l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3 (s)$.



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). 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—NH₂ 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 bêcher, 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 ?

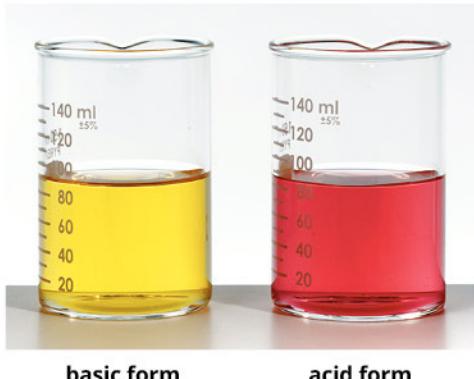
2. Pourquoi la dissolution du dioxyde de carbone permet-elle d'expliquer cette diminution de pH ? Justifier la réponse.

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, In^- (aq).



- Methyl orange in acid form is poured into a beaker containing a solution of sodium hydroxide (Na^+ (aq), HO^- (aq)).
 a. Identify the acid-base pairs involved, then write the equation for the acid-base reaction that takes place in the beaker.
 b. What happens to the colour of the solution? Justify your answer.
- A solution of hydrochloric acid (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)) is then poured into the previous beaker.
 a. What happens to the colour of the solution?
 b. 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 (Na^+ (aq), ClO^- (aq)) et de chlorure de sodium (Na^+ (aq), Cl^- (aq)).

L'ion hypochlorite ClO^- (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 : CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) ; HClO (aq) / ClO^- (aq) ; H_3O^+ (aq) / H_2O (l).

DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE

- 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 ClO^- (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 $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3$ (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 ».

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 HCO_3^- (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 : $u_{V_A} = 0,1 \text{ mL}$; $u_{c_A} = 0,02 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

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 VÉRIFIQUE 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 $c_A = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

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 $H_3O^+(aq)$
- Evolution 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.

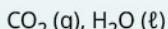
Une rivière souterraine parcourt une grande partie du réseau qui se développe sur plus de 40 km.

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 ».

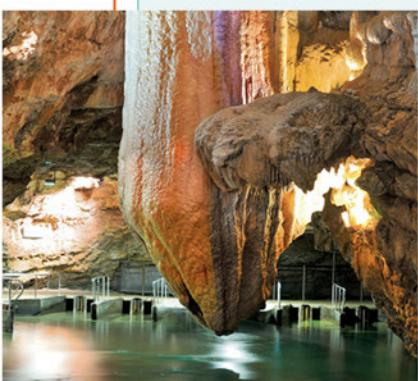
DOC 1 L'eau de pluie

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 progressive-ment 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

- 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.
- 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 RÉSOUUDRE

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

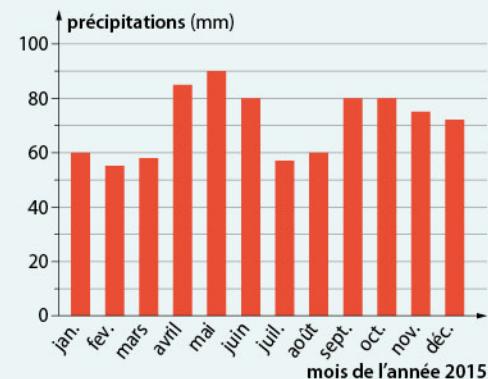
Données :

- 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 : $3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Couples acide-base de l'ion hydrogénocarbonate : $\text{CO}_2 \text{ (g), H}_2\text{O (l)} / \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} ; \text{HCO}_3^- \text{ (aq)} / \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$.
- 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/RA) 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 dissous 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

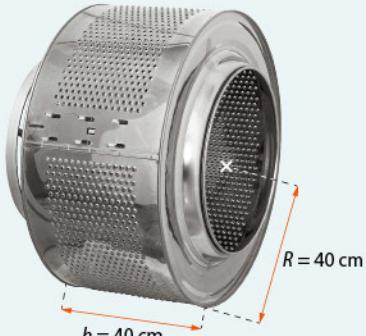
Pour déterminer la concentration en quantité de matière d'acide chlorhydrique de la solution commerciale de détartrant, on suit le protocole suivant.

- 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 $\text{pH} = 7$.

Données :

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

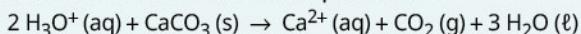
DOC 3 Un tambour entartré



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 µm 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

- 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 $2,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 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 $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ 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 $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ dans la solution commerciale.

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

LE PROBLÈME À RÉSOUTRE

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 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...

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 : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq) ; CO_2 (g), H_2O (l) / HCO_3^- (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 : $V_m = 24,1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

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.

SYNTHESE

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 (H_3O^+ (aq), Cl^- (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. Etablir 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. Etablir les représentations de Lewis de tous les couples acide-base possibles.

La vanilline

Contexte

Le but de cette épreuve est de vérifier qu'un flacon d'extrait de vanille du commerce respecte bien la teneur minimale en vanilline pour porter l'indication « arôme de vanille ».



Documents mis à disposition

DOC 1 Arôme de vanille

Dans un flacon portant l'indication « arôme de vanille », la teneur minimale en vanilline doit être de 0,2 % en masse, c'est-à-dire qu'il doit contenir 2 g de vanilline pour 1 kg de produit.

DOC 2 Données sur la vanilline

- La vanilline est une molécule qui possède un caractère acide, on la note **AH**.

Sa base conjuguée est l'**ion vanillinate**, noté **A⁻**.

Si le pH d'une solution est inférieur à 7,40, c'est la forme acide qui prédomine, alors on a : [AH] > [A⁻].

Si le pH de la solution est supérieur à 7,40, c'est la forme basique qui prédomine, alors on a : [AH] < [A⁻].

Matériel mis à disposition

- Une fiole jaugée de 50,0 mL contenant la solution aqueuse S_v d'ions vanillinate.
- Une fiole jaugée de 50,0 mL contenant la solution aqueuse S_d d'ions vanillinate
- Un spectrophotomètre avec des cuves
- Un pH-mètre étalonné
- Des bêchers

- Une solution d'ions vanillinate n'est pas colorée, mais il est possible d'identifier ses ions A⁻ par spectroscopie UV-visible dans la mesure où ces ions absorbent pour une longueur d'onde $\lambda_{\text{max}} = 340 \text{ nm}$.

Dans ce cas, l'**absorbance A** des solutions contenant des ions vanillinate A⁻, dissous dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,1 mol · L⁻¹, est donnée par la relation : $A = 2,75 \times 10^4 \cdot c$

c étant la concentration (en mol · L⁻¹) en quantité de matière d'ions vanillinate.

Travail à effectuer

1. (AN/RAI) (RÉA) Proposition et mise en œuvre de protocole expérimental (15 min conseillées)

Afin de vérifier que l'extrait de vanille commercial à disposition respecte la teneur minimale en vanilline, il est possible de la doser par spectrophotométrie, sous sa forme basique.

La vanilline, contenue dans 1,0 mL d'extrait commercial de vanille, est extraite, puis transférée dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium afin de transformer la vanilline en ions vanillinate. On obtient 250 mL d'une solution aqueuse d'ions vanillinate, appelée solution S_v .

- À partir des documents et du matériel disponible, proposer, puis mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de justifier que la vanilline est sous forme d'ions vanillinate dans cette solution.



Être en mesure de présenter et de réaliser le protocole

2. (AN/RAI) (RÉA) Proposition et mise en œuvre de protocole expérimental (25 min conseillées)

La solution aqueuse obtenue S_v étant encore trop concentrée pour une analyse spectrophotométrique, elle doit être diluée 10 fois dans une solution d'hydroxyde de sodium à 0,1 mol · L⁻¹. La solution diluée est appelée solution S_d .

- À partir des documents et du matériel disponible, proposer une méthode utilisant la spectrophotométrie pour déterminer c_d , la concentration en quantité de matière d'ions vanillinate de la solution S_d . Préciser la longueur d'onde de travail la plus adaptée.

- Mettre en œuvre la méthode proposée et déterminer c_d . En déduire la concentration c_v de la solution S_v .



Être en mesure de présenter et de réaliser le protocole proposé

3. (VAL) Exploitation du résultat obtenu (20 min conseillées)

On montre que le pourcentage massique (noté % m) en vanilline de la solution commerciale est relié à c_v , la concentration en quantité de matière d'ions vanillinate (voir ci-contre).

$$\% m = \frac{100 \times 0,250 \times 152 \times c_v}{1,10}$$

- Calculer la valeur du pourcentage massique en vanilline de la solution commerciale.
- Commenter la valeur obtenue.

Défaire le montage et ranger la paillasse.

UNE QUESTION

La prise d'aspirine est-elle sans danger ?**Enjeu de la question**

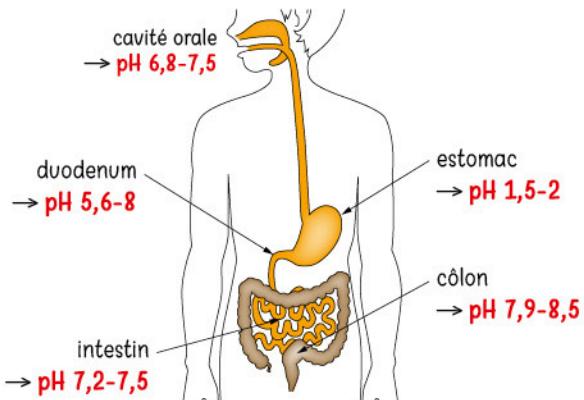
L'acide acétylsalicylique, plus connu sous le nom d'aspirine, est le médicament le plus vendu dans le monde. Cependant, la prise d'aspirine n'est pas sans danger ! Pour limiter les risques, ce médicament se présente sous différentes formulations.

Proposition de plan de présentation

1. Qu'est-ce que l'aspirine ?
 - La molécule et son couple acide-base associé
 - Ses deux formes en fonction du pH
2. Les effets indésirables de la molécule d'aspirine
3. Trois formulations de l'aspirine (avantages et inconvénients)
 - L'aspirine simple
 - L'aspirine effervescente
 - L'aspirine sous forme de comprimé gastro-résistant

Les mots-clés

acide et base conjuguée ▶ effervescence ▶ hydrosoluble
 ▶ liposoluble ▶ action rapide ▶ action lente ▶ pH

Exemple de support de présentation**Absorption et distribution de l'aspirine dans l'organisme**

L'acide acétylsalicylique est liposoluble, son absorption se fait au niveau de la muqueuse de l'estomac dont les tissus contiennent des lipides.

Il peut être aussi absorbé au niveau de la paroi intestinale sous la forme de sa base conjuguée hydrosoluble.

QUESTIONS D'APPROFONDISSEMENT POSSIBLES

Comment montrer simplement que les excipients d'un comprimé d'aspirine gastro-résistant résistent à l'acidité de l'estomac, mais pas à la basicité de l'intestin ?

Proposer une expérience permettant de simuler ce qui se passe dans notre estomac lorsque l'on absorbe une solution aqueuse contenant un comprimé d'aspirine effervescent.

Comment fabrique-t-on industriellement l'aspirine aujourd'hui ?

À propos de l'aspirine...

Comment prouver qu'un comprimé d'aspirine ne contient pas uniquement de l'aspirine ?

UN EXEMPLE DE PROJET PROFESSIONNEL

La pharmacologie est la branche des sciences médicales qui étudie les propriétés chimiques des médicaments et leur classification.

Après le bac :
 Bac + 6, diplôme d'état de docteur en pharmacie ou master pharmacologie...

Autres métiers :
 Ingénieur(e) chimiste, pharmacien(ne) dans l'industrie...

Le (la) **chargé(e) de pharmacovigilance** étudie les effets sur l'Homme des médicaments fabriqués et commercialisés par les laboratoires pharmaceutiques. Il (elle) analyse les effets thérapeutiques des médicaments sur la maladie pour lesquels ils sont fabriqués, mais aussi les autres effets non recherchés qui peuvent être bénéfiques ou indésirables. Il (elle) collabore avec les médecins qui prescrivent les médicaments, les infirmiers, les pharmaciens et les patients.

