

100%
EXOS

T^{le}

NOUVEAU
BAC

Physique Chimie

SPÉCIALITÉ

*l'entraînement
intensif!*

200 EXERCICES progressifs
& minutés

30 SUJETS DE SPÉCIALITÉ

CORRIGÉS détaillés
& commentés

COURS & MÉTHODES



GRATUIT*: des ressources interactives
et des parcours de révision
sur **annabac.com**



100%
EXOS

T^{le}

Physique Chimie

SPÉCIALITÉ

Thierry Alhalel

Professeur agrégé de sciences physiques
IUT de Blagnac

Nathalie Benguigui

Professeur agrégée de sciences physiques
Lycée Bellevue au Mans

Joël Carrasco

Professeur certifié de sciences physiques
Lycée Marcel-Pagnol à Marseille

Gaëlle Cormerais

Professeur certifiée de sciences physiques
Collège Marseillevyre à Marseille

Grégoire Garrido

Professeur certifié de sciences physiques
Lycée Cousteau de Saint-André-de-Cubzac

Alexis Lacroix

Professeur certifié de sciences physiques
Lycée-collège Paul Valéry à Paris



Maquette de principe : Frédéric Jély
Mise en pages : Grafatom
Schémas : Grafatom
Édition : Clarisse Léon

© Hatier Paris, 2020

Sous réserve des exceptions légales, toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle, faite, par quelque procédé que ce soit, sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit, est illicite et constitue une contrefaçon sanctionnée par le Code de la Propriété Intellectuelle. Le CFC est le seul habilité à délivrer des autorisations de reproduction par reprographie, sous réserve en cas d'utilisation aux fins de vente, de location, de publicité ou de promotion de l'accord de l'auteur ou des ayants droit.

Votre ouvrage 100 % exos

- Conforme au nouveau programme de Physique-Chimie Tle (spécialité) entré en vigueur à la rentrée 2020, ce « 100 % exos » vous propose une **méthode de travail** complète et un **entraînement intensif** sur mesure, faisant une large place à la préparation du **nouveau bac**.
- Pour chaque thème du programme, vous trouverez un **COURS** structuré, les **MÉTHODES** qu'il faut maîtriser, des **EXERCICES** progressifs et leurs **CORRIGÉS** détaillés.
- Assortis d'**indications de solutions**, de **commentaires** et de **conseils** des auteurs, tous les exercices corrigés vous permettent :
 - de **comprendre** les notions essentielles et de maîtriser le cours ;
 - de **progresser** et de vous **entraîner** à votre rythme ;
 - de vous **évaluer** et de **réussir** le jour J ;
 - de **préparer** votre orientation.

Le site de vos révisions

- L'achat de cet ouvrage vous permet de bénéficier d'un **ACCÈS GRATUIT*** à toutes les **ressources** niveau T^{le} sur annabac.com : fiches, quiz, sujets corrigés... et à ses **parcours de révision** personnalisés.
- Pour profiter de cette offre, rendez-vous sur **www.annabac.com**, dans la rubrique « Je profite de mon avantage client ».



* Selon les conditions précisées sur le site.

CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

1 Les transformations acide-base

COURS & MÉTHODES	7
EXOS & SUJETS	
Tester ses connaissances	14
S'entraîner	15
Préparer un contrôle	16
Aller plus loin	18
CORRIGÉS	21

2 Analyse d'un système chimique par des méthodes physiques et chimiques

COURS & MÉTHODES	27
EXOS & SUJETS	
Tester ses connaissances	39
S'entraîner	40
Préparer un contrôle	43
Aller plus loin	45
CORRIGÉS	47

3 Évolution d'un système, siège d'une transformation chimique

COURS & MÉTHODES	55
EXOS & SUJETS	
Tester ses connaissances	64
S'entraîner	66
Préparer un contrôle	70
Aller plus loin	72
CORRIGÉS	73

4 Évolution d'un système, siège d'une transformation nucléaire

COURS & MÉTHODES	81
EXOS & SUJETS	
Tester ses connaissances	92
S'entraîner	94
Préparer un contrôle	96
Aller plus loin	98
CORRIGÉS	100

5 Sens d'évolution d'un système oxydant-réducteur

COURS & MÉTHODES	107
EXOS & SUJETS	
Tester ses connaissances	121
S'entraîner	123
Préparer un contrôle	125
Aller plus loin	126
CORRIGÉS	128

6 Sens d'évolution d'un système acide-base

COURS & MÉTHODES		135
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	143
	S'entraîner	145
	Préparer un contrôle.....	146
	Aller plus loin	149
CORRIGÉS		151

7 Stratégies en synthèse organique

COURS & MÉTHODES		163
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	175
	S'entraîner	176
	Préparer un contrôle.....	181
	Aller plus loin	182
CORRIGÉS		184

MOUVEMENT ET INTERACTIONS

8 Description d'un mouvement

COURS & MÉTHODES		195
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	202
	S'entraîner	203
	Préparer un contrôle.....	204
	Aller plus loin	205
CORRIGÉS		207

9 Deuxième loi de Newton – Mouvements dans un champ

COURS & MÉTHODES		213
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	225
	S'entraîner	227
	Préparer un contrôle.....	228
	Aller plus loin	230
CORRIGÉS		235

10 Écoulement d'un fluide

COURS & MÉTHODES		249
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	256
	S'entraîner	257
	Préparer un contrôle.....	259
	Aller plus loin	260
CORRIGÉS		263

L'ÉNERGIE : CONVERSIONS ET TRANSFERTS

11 Gaz parfait – Bilans d'énergie

COURS & MÉTHODES		273
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	284
	S'entraîner	286
	Préparer un contrôle.....	288
	Aller plus loin	289
CORRIGÉS		292

ONDES ET SIGNAUX

12 Phénomènes ondulatoires

COURS & MÉTHODES		301
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	313
	S'entraîner	315
	Préparer un contrôle.....	318
	Aller plus loin	320
CORRIGÉS		321

13 Images et lumière

COURS & MÉTHODES		329
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	336
	S'entraîner	337
	Préparer un contrôle.....	341
	Aller plus loin	344
CORRIGÉS		346

14 Dynamique d'un système électrique

COURS & MÉTHODES		355
EXOS & SUJETS	Tester ses connaissances.....	366
	S'entraîner	367
	Préparer un contrôle.....	369
	Aller plus loin	371
CORRIGÉS		374

La classification périodique des éléments chimiques		381
--	-------	-----

Index		382
--------------	-------	-----

1

Les transformations acide-base

Ce chapitre traite des acides et des bases selon Brönsted, des couples acide-base, des réactions acide-base et du lien entre le pH et la concentration en ions oxonium.

I ACIDES ET BASES

1. Notion d'acide et de base selon Brönsted

▶ Un **acide** est une espèce susceptible de **céder un ou plusieurs protons H^+** .

EXEMPLES :

L'acide éthanóïque (ou acétique) CH_3COOH , l'ion oxonium H_3O^+ , et l'ion ammonium NH_4^+ sont des acides.

En cédant un proton, ils se transforment respectivement en ion éthanoate CH_3COO^- , en eau H_2O et en ammoniac NH_3 .

▶ Une **base** est une espèce susceptible de **capter un ou plusieurs protons H^+** .

EXEMPLES :

L'ion méthanoate $HCOO^-$, l'ion sulfure S^{2-} et la méthylamine CH_3NH_2 sont des bases.

En captant un proton, ils se transforment respectivement en acide méthanoïque $HCOOH$, en ion hydrogénosulfure HS^- , et en ion méthylammonium NH_4^+ .



À noter

Pour obtenir la formule de la base conjuguée d'un acide, on retire un atome d'hydrogène et une charge $+$ à la formule de l'acide. Si l'acide ne possède pas de charge $+$, on ajoute une charge $-$.

2. Espèce amphotère

Une espèce qui se comporte, selon les circonstances, comme un acide ou comme une base est dite **amphotère** (on dit aussi que c'est un ampholyte).

EXEMPLE :

L'ion hydrogénosulfate HSO_4^- est amphotère car, selon les circonstances, il se comporte soit comme un acide en cédant un proton H^+ (se transformant alors en ion sulfate SO_4^{2-}) soit comme une base en captant un proton H^+ (se transformant alors en acide sulfurique H_2SO_4).

II COUPLE ACIDE-BASE

1. Notion de couple acide-base

Un couple acide/base est composé d'un acide et de sa base conjuguée (l'espèce obtenue lorsque l'acide a cédé un proton H^+). Il est noté **acide/base**.

EXEMPLES :

- L'acide méthanoïque $HCOOH$ est l'acide du couple $HCOOH / HCOO^-$.
- L'ammoniac NH_3 est la base du couple NH_4^+ / NH_3 .

2. Quelques couples acide-base particuliers

► Couples acide-base de l'eau

L'eau H_2O est à la fois l'acide du couple H_2O / HO^- et la base du couple H_3O^+ / H_2O . L'eau est donc une espèce **amphotère**.

► Couples acide-base de l'acide carbonique

L'acide carbonique H_2CO_3 est un **diacide**. En effet, il peut céder un proton pour se transformer en ion hydrogénocarbonate HCO_3^- , lequel peut à son tour céder un proton pour se transformer en ion carbonate CO_3^{2-} . Les deux couples en jeu sont les couples H_2CO_3 / HCO_3^- et HCO_3^- / CO_3^{2-} .

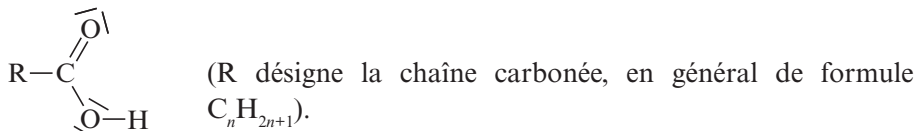


À noter

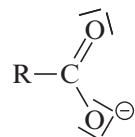
HCO_3^- est donc également une espèce **amphotère**.

► Couples acide-base des acides carboxyliques

- Les **acides carboxyliques** sont des molécules qui comportent le groupe carboxyle $-COOH$. Leur schéma de Lewis s'écrit :



- En présence d'une base, un acide carboxylique cède un proton H^+ et se transforme en **ion carboxylate** $R-COO^-$ dont le schéma de Lewis s'écrit :



- Le **couple acide-base** correspondant s'écrit $R-COOH / R-COO^-$.

EXEMPLE : L'acide méthanoïque $HCOOH$ a pour base conjuguée l'ion méthanoate $HCOO^-$.

Le couple acide-base correspondant s'écrit : $HCOOH / HCOO^-$.

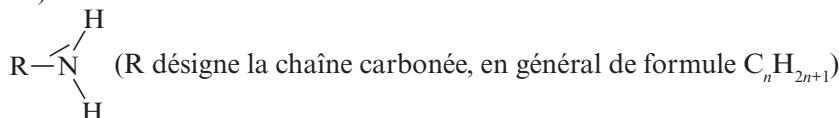


À noter

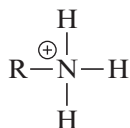
L'atome d'oxygène est beaucoup plus électronégatif que l'atome d'hydrogène. Ainsi, la liaison $O-H$ est polarisée et le doublet liant est localisé plutôt vers l'atome d'oxygène. C'est ce qui explique que l'atome d'hydrogène libéré est l'atome de la liaison $O-H$ et non pas un des atomes d'hydrogène reliés à un atome de carbone (le carbone a quasiment la même électronégativité que l'hydrogène).

► Couples acide-base des amines

• Les **amines** sont des bases (voir chapitre 7 p. 165). Les amines primaires, par exemple, comportent le groupe amine -NH_2 (relié à la chaîne carbonée -R). Leur schéma de Lewis s'écrit :



• En présence d'un acide, une amine capte un proton H^+ et se transforme en **ion ammonium**, dont le schéma de Lewis s'écrit :



• Le **couple acide-base** correspondant s'écrit $\text{R-NH}_3^+ / \text{R-NH}_2$.

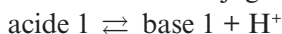
EXEMPLE : La méthananine $\text{H}_3\text{C-NH}_2$ a pour base conjuguée l'ion méthylammonium $\text{H}_3\text{C-NH}_3^+$.

Le couple acide-base correspondant s'écrit : $\text{H}_3\text{C-NH}_3^+ / \text{H}_3\text{C-NH}_2$.

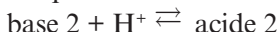
III TRANSFORMATION ACIDE-BASE

1. Cas général

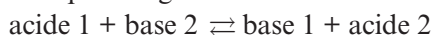
► L'acide d'un couple peut réagir avec la base d'un autre couple : l'**acide cède un proton H^+** (et se transforme en sa base conjuguée) selon la demi-équation :



Le proton libéré est aussitôt **capté par la base** du second couple (avec laquelle l'acide a réagi) selon la demi-équation :



► Il y a donc eu échange de proton entre l'acide et la base. On parle de **transformation acide-base**. L'équation globale de la réaction s'écrit :

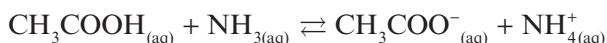


À noter

- Le proton libéré par l'acide étant capté par la base, il n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.
- Le signe $\rightleftharpoons$ signifie que la transformation n'est pas totale. En effet, au bout d'un certain temps, le système n'évolue plus : on a atteint un équilibre chimique (à l'échelle microscopique, des molécules de l'acide 1 cèdent un proton à des molécules de la base 2, mais dans le même temps, des ions de la base 1 arrachent un proton à des ions de l'acide 2).

EXEMPLE :

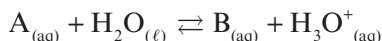
L'acide éthanóïque CH_3COOH (l'acide du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$) réagit avec l'ammoniac NH_3 (la base du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) selon l'équation suivante :



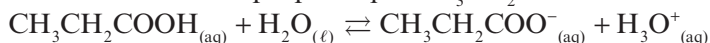
2. Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau

► Lorsqu'on met un acide (acide du couple A / B) en contact avec l'eau, l'eau se comporte **comme une base**.

Il se produit la réaction :

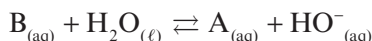


EXEMPLE : Réaction de l'acide propanoïque CH_3CH_2COOH avec l'eau :

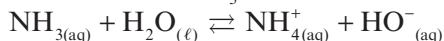


► Lorsqu'on met une base (base B du couple A / B) en contact avec l'eau, l'eau se comporte **comme un acide**.

Il se produit la réaction :

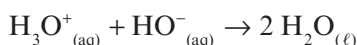


EXEMPLE : Réaction de l'ammoniac NH_3 avec l'eau :



3. Réaction des ions oxonium avec les ions hydroxyde

Lorsqu'on met des ions oxonium H_3O^+ en contact avec des ions hydroxyde HO^- , il se produit la **transformation totale** suivante :



IV LE PH

1. Définitions et mesure du pH

► Le pH est une grandeur **sans unité** qui caractérise le **caractère acide ou basique d'une solution**. Il peut prendre des valeurs comprises entre 0 et 14 (pour des solutions aqueuses à 25 °C).

► Une solution aqueuse est :

- acide si $[H_3O^+] > [HO^-]$;
- basique si $[H_3O^+] < [HO^-]$;
- neutre si $[H_3O^+] = [HO^-]$.

$[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ désignant respectivement les concentrations en ions H_3O^+ et en ions HO^- en solution.



À noter

Concrètement, à 25 °C, une solution aqueuse est :

- acide si $pH < 7$;
- basique si $pH > 7$;
- neutre si $pH = 7$.

► On mesure le pH soit à l'aide d'un **papier pH** (mesure très approximative : à 1 unité de pH près), soit à l'aide d'un **pH-mètre** (mesure beaucoup plus précise : à 0,05 unité de pH près).

2. Lien entre le pH d'une solution et $[\text{H}_3\text{O}^+]$

► Le **pH** d'une solution est donné par la relation :

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right) \quad \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol}\cdot\text{L}^{-1}; \\ c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (concentration standard)}; \\ \text{Le pH est une grandeur sans unité.} \end{array}$$

EXEMPLES :

- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, alors $\text{pH} = -\log(10^{-3}) = 3$.
- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,1 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, alors $\text{pH} = -\log(3,1 \times 10^{-9}) = 8,5$.

► Inversement, la **concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$** est donnée par :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} \quad \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol}\cdot\text{L}^{-1}; \\ c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (concentration standard)}; \\ \text{Le pH est une grandeur sans unité.} \end{array}$$

EXEMPLES :

- Si $\text{pH} = 5$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-5} = 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Si $\text{pH} = 7,4$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



À noter

Il arrive fréquemment qu'on simplifie abusivement ces formules sous la forme $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$. L'utilisation de la concentration standard c° assure que l'argument du logarithme soit sans dimension. Par ailleurs, cela fixe l'origine de l'échelle du pH lorsque $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

► Ne pas confondre un **acide** (un donneur de proton) et une **solution acide** (solution dans laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$) : la molécule CH_3COOH est un acide (elle est susceptible de céder un proton H^+ et d'être transformée en l'ion CH_3COO^-), mais une solution dans laquelle on a introduit CH_3COOH peut être acide ou basique (selon la nature des autres espèces introduites dans la solution).

MÉTHODE 1

Représenter le schéma de Lewis d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium

► Pour écrire le schéma de Lewis d'un **acide carboxylique** ou d'une **amine** :

Étape 1. On écrit le schéma de Lewis de chacun des atomes présents dans la molécule.

Étape 2. On écrit la formule développée de la molécule, et on attribue à chaque atome son ou ses doublets non liants s'il en a. Les électrons célibataires ne sont plus visibles puisqu'ils ont formé des doublets liants.

► Pour écrire le schéma de Lewis d'un **ion carboxylate**, on part du schéma de Lewis de l'acide carboxylique et on retire l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène. Ce dernier se retrouve alors avec un doublet non liant supplémentaire et une charge $-$.

► Pour écrire le schéma de Lewis d'un **ion ammonium**, on part du schéma de Lewis de l'amine et on ajoute un atome d'hydrogène lié à l'atome d'azote. Ce dernier perd alors son doublet non liant et se retrouve avec une charge $+$.

Exo résolu

Représenter le schéma de Lewis :

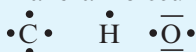
a. de l'acide éthanoïque CH_3COOH et de la méthananine CH_3NH_2 ;

b. de l'ion éthanoate CH_3COO^- et de l'ion méthylammonium CH_3NH_3^+ .

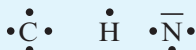
CORRIGÉ

a. Étape 1.

Dans la molécule d'acide éthanoïque, les atomes de C, H et O interviennent :

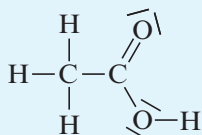


Dans la molécule de méthananine, les atomes de C, H et N interviennent :

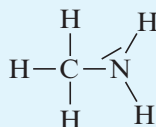


Étape 2.

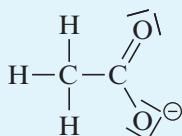
Acide éthanoïque :



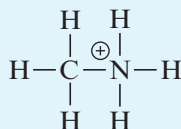
Méthanamine :



b. Ion éthanoate :



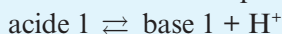
Ion méthylammonium :



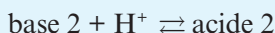
MÉTHODE 2

Établir l'équation d'une transformation acide-base à partir des demi-équations

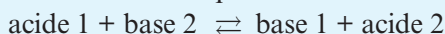
Étape 1. Écrire la demi-équation de la transformation de l'acide en sa base conjuguée (au cours de laquelle l'acide cède un proton H^+) :



Étape 2. Écrire la demi-équation de la transformation de la base en son acide conjugué (au cours de laquelle la base capte ce proton H^+ libéré précédemment) :



Étape 3. Combiner les deux demi-équations :



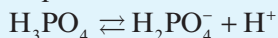
À la différence des équations d'oxydoréduction, il n'est pas indispensable d'écrire les demi-équations pour écrire l'équation d'une transformation acide-base. On ne les écrit que lorsque c'est explicitement demandé.

Exo résolu

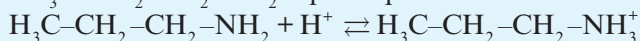
En partant des demi-équations, écrire l'équation de la transformation acide-base entre l'acide phosphorique H_3PO_4 et la propanamine $H_3C-CH_2-CH_2-NH_2$.

CORRIGÉ**Étape 1.**

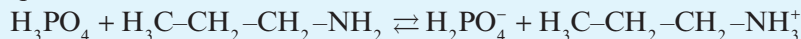
L'acide phosphorique cède un proton H^+ selon la demi-équation :

**Étape 2.**

La base $H_3C-CH_2-CH_2-NH_2$ capte ce proton selon la demi-équation :

**Étape 3.**

L'équation de la transformation acide-base s'écrit :



TESTER SES CONNAISSANCES

1 ACIDES ET BASES CONJUGUÉS

★ ⌚ 5 min ▶ P. 21

1. Donner la formule brute de la base conjuguée de chacun des acides suivants :

- l'ion propylammonium $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_3^+$;
- l'acide fluorhydrique HF ;
- l'ion hydrogénosulfure HS^- .

2. Donner la formule brute de l'acide conjugué de chacune des bases suivantes :

- l'ion chlorure Cl^- ;
- l'ion sulfate SO_4^{2-} ;
- l'éthanamine $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$.

3. Parmi les espèces citées dans les questions 1 et 2, lesquelles sont amphotères ?

2 COUPLES ACIDE-BASE

★ ⌚ 5 min ▶ P. 21

1. Écrire les couples acide-base de l'acide borique H_3BO_3 , de l'acide nitrique HNO_3 et de l'ion méthylammonium $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_3^+$.

2. Écrire les couples acide-base des bases ammoniac NH_3 et ion nitrite NO_2^- .

3. Écrire les couples acide-base relatifs aux espèces amphotères suivantes : l'ion hydrogénosulfate HSO_4^- et l'eau.

3 SCHÉMAS DE LEWIS

★ ⌚ 5 min ▶ P. 21

Écrire le schéma de Lewis :

- de l'acide butanoïque $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ et de sa base conjuguée ;
- de la butanamine $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ et de son acide conjugué.



Utiliser la méthode 1.

4 ÉQUATIONS DE RÉACTIONS ACIDE-BASE

★ ⌚ 15 min ▶ P. 22

Écrire les équations des réactions acide-base suivantes.

- L'acide méthanoïque $\text{HCOOH}_{(l)}$ avec l'eau.
- L'ammoniac $\text{NH}_{3(g)}$ avec l'eau.
- L'ion éthylammonium $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{NH}_3^+_{(aq)}$ avec l'ammoniac NH_3 .
- L'acide butanoïque $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}_{(l)}$ avec l'ammoniac NH_3 .



- Commencer par écrire la base conjuguée de l'acide et l'acide conjugué de la base.
- Utiliser la méthode 2.

5 RELATION ENTRE PH ET $[H_3O^+]$

★ | ⌚ 5 min | ► P. 22

1. Déterminer le pH d'une solution dont la concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Déterminer la concentration en ions H_3O^+ d'une solution dont le pH vaut 9,3.

S'ENTRAÎNER**6 QUI S'Y FROTTE S'Y PIQUE**

★★ | ⌚ 10 min | ► P. 22

L'acide méthanoïque, de formule $HCOOH$ est couramment appelé acide formique. Ce nom d'usage vient du latin formica (fourmi), car les fourmis en sécrètent dans leur abdomen. On en trouve également dans l'abdomen des abeilles et des guêpes, ainsi que dans certaines plantes urticantes comme les orties.

1. Donner le schéma de Lewis de l'acide formique.
2. Donner la formule de la base conjuguée de l'acide formique ainsi que son schéma de Lewis.
3. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide formique et l'eau.
4. La concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer le pH de la solution obtenue.

7 CHAUD DEVANT

★★ | ⌚ 30 min | ► P. 23

On prépare un volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de solution de chlorure d'hydrogène HCl , (appelée aussi acide chlorhydrique) de concentration $c_1 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, et un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de potassium KOH (appelée solution de potasse) de concentration $c_2 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

À 25°C , le pH de la solution d'acide chlorhydrique vaut $\text{pH} = 1,30$ et celui de la solution de potasse vaut $\text{pH} = 12,3$.

1. Indiquer le couple acide-base auquel appartient le chlorure d'hydrogène.
2. Écrire l'équation de la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.
3. Déterminer la concentration en ions oxonium H_3O^+ dans cette solution d'acide chlorhydrique.



Utiliser la relation reliant la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ et le pH.

4. Écrire l'équation de la réaction de dissolution de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.
5. Écrire l'équation de la transformation acide-base entre les ions oxonium et les ions hydroxyde.
6. a. Déterminer la quantité de matière d'ions oxonium introduite.
b. Déterminer la quantité de matière d'ions hydroxyde introduite.
c. En déduire la quantité de matière d'ions oxonium présents en fin de réaction.
7. En déduire le pH de la solution obtenue.

8 SOYONS PRÉCIS

★★ | ⌚ 20 min | ► P. 23

Lorsqu'on effectue une mesure, le résultat obtenu n'est jamais rigoureusement égal à la valeur réelle de la grandeur mesurée. En effet, différentes sources d'incertitude entachent la mesure. Un chimiste souhaite connaître la concentration en ions oxonium dans une solution. Pour cela, il mesure le pH d'une solution à l'aide d'un pH-mètre usuel et lit sur l'affichage digital la valeur $\text{pH} = 3,60$.

1. Quelles sont les sources d'incertitude qui entachent la valeur indiquée par le pH-mètre ?
2. On considère en général que l'incertitude entachant une mesure effectuée soigneusement, à l'aide d'un pH-mètre usuel, est d'environ 0,05 unité de pH. Déterminer un encadrement de la valeur réelle du pH de cette solution en supposant que la mesure ait été effectuée soigneusement.
3. En déduire un encadrement de la valeur réelle de la concentration en ions oxonium.
4. Ayant lu une valeur avec 3 chiffres significatifs, ce chimiste a effectué un calcul, puis il a inscrit sur ses notes la valeur suivante : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quel commentaire ce résultat vous inspire-t-il ?

PRÉPARER UN CONTRÔLE

9 « NEUTRALISATION »
DES REJETS INDUSTRIELS

★★ | ⌚ 45 min | ► P. 24

De nombreux industriels (agro-alimentaire, laveries industrielles, chantiers de construction, pétrochimie etc.) rejettent des effluents basiques ou acides. Avant d'envoyer des effluents dans le réseau d'égouts urbains ou dans les cours d'eau, les industriels ont théoriquement l'obligation d'amener leur pH à une valeur comprise entre 5,5 et 8,5. Ce processus est appelé « neutralisation » des effluents industriels.

DOC. 1 Acidification par ajout d'un acide fort

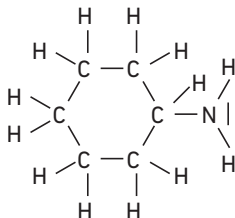
Pour neutraliser un effluent basique, on peut y ajouter une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 ou une solution d'acide chlorhydrique HCl : on place l'effluent à neutraliser dans un mélangeur muni d'un pH-mètre afin de contrôler le débit d'acide à ajouter.

DOC. 2 Acidification par carbonatation

Une autre possibilité, pour neutraliser un effluent basique, consiste à y faire circuler du dioxyde de carbone (donc de l'acide carbonique H_2CO_3). Au contact d'un effluent basique contenant une grande quantité d'ammoniac, l'acide carbonique donne lieu à deux transformations chimiques : une transformation acide-base avec l'ion hydroxyde et une transformation acide-base avec l'ammoniac.

DOC.3 Désacidification par ajout d'une amine

Pour diminuer l'acidité d'un effluent, on peut y ajouter de la cyclohexylamine, dont le schéma de Lewis s'écrit :



1. Quelle est la différence entre une solution acide et une espèce acide ?
2. On dispose d'un effluent basique contenant une importante quantité d'ammoniac NH_3 de pH égal à 10,5. Pour diminuer son pH, on ajoute à cet effluent une solution d'acide sulfurique.
 - a. Quelle est la formule chimique de l'ion hydrogénosulfate, base conjuguée de l'acide sulfurique ?
 - b. En supposant que la solution contient des molécules d'acide sulfurique, écrire l'équation de la transformation acide-base qui aurait lieu entre l'acide sulfurique et les ions hydroxyde HO^- .
 - c. En fait, une solution d'acide sulfurique ne contient pas de molécule de H_2SO_4 car celles-ci ont totalement réagi avec l'eau pour former des ions oxonium (voir chapitre 6). Lorsqu'on ajoute la solution d'acide sulfurique à l'effluent basique, les ions oxonium réagissent avec les ions hydroxyde. Écrire l'équation de cette transformation acide-base.
 - d. L'ion hydrogénosulfate HSO_4^- est également un acide, et il donne lieu à deux transformations chimiques : une transformation acide-base avec l'ion hydroxyde et une transformation acide-base avec l'ammoniac. Écrire l'équation de ces deux transformations chimiques.
 - e. Comment qualifie-t-on une espèce qui, à l'instar de l'ion hydrogénosulfate, peut se comporter soit comme une base soit comme un acide ?
3. Écrire les équations des transformations acide-base qui ont lieu lorsqu'on met de l'acide carbonique en contact avec un effluent contenant une grande quantité d'ammoniac.



Voir doc. 2.

4. a. Écrire le schéma de Lewis de l'ion cyclohexylammonium, acide conjugué de la cyclohexylamine.



Voir doc. 3 et la méthode 1.

- b. Écrire l'équation de la transformation acide-base entre les ions oxonium et la cyclohexylamine.
5. Déterminer l'intervalle dans lequel doit rester la concentration en ions oxonium d'un effluent pour avoir le droit de le rejeter dans le réseau d'égouts urbains ou dans un cours d'eau.