

Force des acides

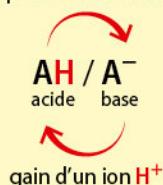
Avant d'aborder le chapitre EN AUTONOMIE

LES ACQUIS INDISPENSABLES

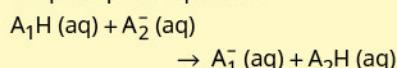
- Un **acide AH** est une espèce capable de libérer un ion hydrogène H^+ , une **base A^-** est une espèce capable de capturer un ion hydrogène H^+ .

- Un acide et sa base conjuguée constituent un couple acide-base.

perte d'un ion H^+

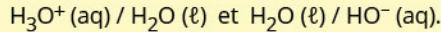


- La **réaction** d'un acide A_1H d'un couple avec la base A_2^- d'un autre couple a pour équation :

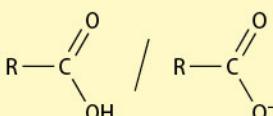


Chapitres 1 et 2

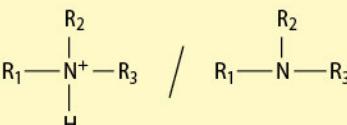
- Une espèce **amphotère** est une espèce capable de libérer ou capter un ion hydrogène H^+ . C'est le cas de l'**eau H_2O** qui appartient à deux couples :



- Un **acide carboxylique** est l'acide du couple ci-contre.



- Une **amine** est la base du couple ci-contre.



- Le pH est défini par la relation ci-contre avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, concentration standard.

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{[H_3O^+ \text{ (aq)}]}{c^\circ} \right)$$

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

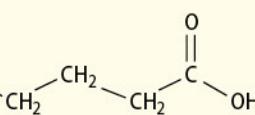
Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement.



SITUATION 1

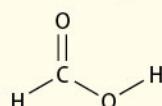
L'acide pentanoïque ci-contre a été initialement isolé dans une plante appelée valérianne.

À quel couple acide-base appartient-il ?

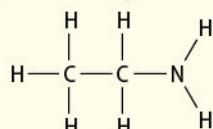


SITUATION 2

L'acide méthanoïque



réagit avec l'éthylamine



Quelle est l'équation de la réaction qui modélise cette transformation ?

SITUATION 3

Le pH d'un jus de citron est d'environ 2,5.



Quelle est la concentration en quantité de matière $[H_3O^+ \text{ (aq)}]$ des ions oxonium dans cette solution aqueuse ?



et des bases

7

CHIMIE

La couleur rouge des boutons floraux de cette plante et la couleur bleue de ses fleurs sont dues au même pigment. Comment expliquer ce changement de couleur durant la floraison ?

EXERCICE 39

Ipomoea tricolor Heavenly Blue

NOTIONS ET CONTENUS

- ▶ Constante d'acidité K_A et produit ionique de l'eau K_e .
- ▶ Réaction d'un acide et d'une base avec l'eau, cas limite des acides et bases fortes.
- ▶ Diagrammes de prédominance et de distribution. Cas des acides alpha-aminés et des indicateurs colorés.
- ▶ Solutions tampon.

CAPACITÉS EXPÉIMENTALES

- ▶ Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH. ➔ **Activité 1**
- ▶ Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base. ➔ **Activité 2**

CAPACITÉ MATHÉMATIQUE

- ▶ Résoudre une équation du second degré. ➔ **Activité 3**

1. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

(RÉA) Effectuer des procédures courantes (calculs)

VAL Interpréter des mesures

Constante d'acidité d'un couple acide-base

Pourquoi certains acides réagissent-ils plus que d'autres avec l'eau ?

DOC 1 Réaction d'un acide avec l'eau

- La réaction d'un acide AH (aq) avec l'eau jouant le rôle de base conduit à un équilibre chimique modélisé par l'équation :

$$\text{AH (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$
 - La constante d'équilibre associée est appelée **constante d'acidité** K_A du couple AH (aq) / A⁻ (aq) :

$$K_A = \frac{[\text{A}^-(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f}{[\text{AH}(\text{aq})]_f}$$

(sans unité)

concentration à l'équilibre de l'espèce A⁻ (en mol · L⁻¹)

concentration à l'équilibre de H₃O⁺ (en mol · L⁻¹)

concentration à l'équilibre de l'espèce AH (en mol · L⁻¹)

DOC 3 Quelques valeurs de la constante d'acidité K_a à 25 °C

Couple acide-base	K_A
HCO_2H (aq) / HCO_2^- (aq)	$1,58 \times 10^{-4}$
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq)	$1,58 \times 10^{-5}$
NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq)	$6,31 \times 10^{-10}$

DOC 2 Matériel utile

- Solution aqueuse A d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) de concentration en quantité de matière de soluté apporté :
 $c_A = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - pH-mètre étalonné.
 - Béchers.
 - Fiole jaugée de 100 mL.
 - Pipette jaugée de 10,0 mL.



EXPÉRIENCES ET ANALYSE

1 Solution A d'acide éthanoïque à $1,00 \times 10^{-1}$ mol · L⁻¹

- a.** Mesurer le pH de la solution A et en déduire la concentration en ions oxonium H_3O^+ (aq).

b. Justifier que la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est pas totale.

On considère un volume $V = 100 \text{ ml}$ de solution A.

- c. Calculer la quantité d'ions oxonium H_3O^+ présents.

d. En considérant que l'eau est un réactif en excès, établir le tableau d'avancement de l'équilibre chimique de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (ag) avec l'eau.

2 Solution B d'acide éthanoïque à $1,00 \times 10^{-2}$ mol : l⁻¹

- a.** Écrire puis mettre en œuvre le protocole de préparation d'un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution B à partir de la solution A.

b. Reprendre les questions **1a, c et d** pour la solution B.

	Solution A	Solution B
$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H (aq)}]_f$		
$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})]_f$		
$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$		
K_A		

- b. Comparer les valeurs de K_A déterminées à celles du document 3 et conclure.

c. De quoi dépend la constante d'acidité d'un couple ?

Je réussis si...

- Je sais associer à K_A l'équation correspondante.
 - Je sais estimer la valeur de la constante d'acidité K_A d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.

CONCLUSION

3 a. Recopier et compléter le tableau ci-contre, en prenant bien en compte les concentrations effectives des espèces chimiques à l'équilibre.

2. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

(RÉA) Mettre en œuvre les étapes d'une démarche

(VAL) Interpréter des mesures

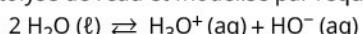
Force des acides et des bases

Pourquoi le pH de solutions d'acides différents mais de même concentration est-il différent ?

DOC 1 Rôle de l'eau

- L'eau est une espèce amphotère qui peut réagir avec une base en jouant le rôle d'acide, ou avec un acide en jouant le rôle de base. La force d'un acide ou d'une base correspond à sa capacité à réagir avec l'eau.
- Un acide ou une base est faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale et conduit à un équilibre chimique. Si la réaction d'un acide (d'une base) avec l'eau est quasi-totale, l'acide (la base) est fort (forte).

- La réaction entre deux molécules d'eau, l'une jouant le rôle d'acide et l'autre de base conduit à un équilibre appelé autoprotolyse de l'eau et modélisé par l'équation :



La constante de cet équilibre est appelée **produit ionique de l'eau** :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^- (\text{aq})]_f$$

À 25 °C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$.

DOC 2 Des solutions courantes d'acides et de bases

- L'acide chlorhydrique est le nom d'usage de la solution obtenue par dissolution dans l'eau du chlorure d'hydrogène HCl (g). Cette solution (photo) est notée (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)).
- Une solution d'acide nitrique notée (H_3O^+ (aq), NO_3^- (aq)) est obtenue par dissolution de l'acide nitrique HNO_3 (ℓ) dans l'eau.
- La soude est le nom d'usage de la solution notée (Na^+ (aq), HO^- (aq)) et obtenue par dissolution dans l'eau d'hydroxyde de sodium NaOH (s).

L'expérience du jet d'eau met en évidence la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.



DOC 3 Matériel utile

- pH-mètre.
- Béchers.
- Solutions aqueuses de concentration en quantité de matière de soluté apporté $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹.

Acides	
S_1	solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq)
S_2	acide chlorhydrique
S_3	solution d'acide nitrique
Bases	
S_4	soude
S_5	solution d'ammoniac NH_3 (aq)

EXPÉRIENCES ET ANALYSE

- a. Établir le tableau d'avancement de la réaction avec l'eau d'un acide faible AH (aq) de concentration en quantité de matière apportée c dans une solution de volume V .
b. Mesurer le pH des solutions S_1 , S_2 et S_3 .
c. Calculer le taux d'avancement final de la réaction de l'acide avec l'eau pour chacune des solutions S_1 à S_3 .
- Reprendre la question 1 a en considérant une base faible A^- (aq), puis les questions 1 b et 1 c pour les solutions S_4 et S_5 .

CONCLUSION

- a. En déduire le caractère fort ou faible des acides et des bases du document 3.
b. En utilisant le formalisme adapté, écrire les équations des réactions avec l'eau de l'acide éthanoïque, du chlorure d'hydrogène, de l'acide nitrique et de l'ammoniac.

Je réussis si...

- Je sais associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau.
- Je sais déduire d'une mesure de pH le caractère fort ou faible d'un acide et d'une base

3. DÉMARCHE D'INVESTIGATION

TP

COMPÉTENCES :

AN/RAI Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

VAL Effectuer des procédures courantes (calculs)

Composition d'un vinaigre

SITUATION-PROBLÈME

Le vinaigre blanc possède des propriétés fongicides permettant de lutter contre une maladie affectant le blé : la carie. Son utilisation phytosanitaire est autorisée si son degré n'excède pas 10°.

Quelle est la composition réelle d'un vinaigre à 10 degrés ?



HYPOTHÈSE Proposer une hypothèse en la justifiant.

DOC 1 Le vinaigre blanc

Le vinaigre blanc est une solution aqueuse d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq). Sa masse volumique est $\rho = 1,01 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Le degré d'un vinaigre correspond à la masse, en grammes, d'acide éthanoïque contenue dans 100 g de vinaigre.

L'acide éthanoïque est l'acide du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq) de constante d'acidité $K_A = 1,58 \times 10^{-5}$ à 25 °C.

Données :

- Masses molaires atomiques : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DOC 2 Résolution d'une équation ↗ Fiche MATHS p. 534 du second degré

Soit dans \mathbb{R} l'équation $A \cdot X^2 + B \cdot X + C = 0$.

On calcule la valeur du discriminant $\Delta = B^2 - 4A \cdot C$.

- Si $\Delta = 0$, il y a une seule solution : $X = \frac{-B}{2A}$.

- Si $\Delta > 0$, il y a deux solutions : $\frac{-B - \sqrt{\Delta}}{2A}$ ou $\frac{-B + \sqrt{\Delta}}{2A}$

En physique-chimie, le signe de X est parfois connu et peut permettre d'écartier une des deux solutions mathématiques.

- Si $\Delta < 0$, pas de solutions réelles.

DOC 3 Détermination par Python du taux d'avancement final

Ce programme permet de calculer le taux d'avancement final τ de la transformation modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.



```
import math
c = float(input("c = ")) # On demande La valeur de la concentration c en acide apportée.
while c <= 0: # On vérifie que c est strictement positif
    print ("c doit être strictement positif")
    c = float(input("c = ")) # On demande à nouveau La valeur de c.
KA = float(input("KA = ")) # On demande La valeur de la constante d'acidité KA du couple acide-base.
while KA <= 0: # On vérifie que KA est strictement positif
    print ("KA doit être strictement positif")
    KA = float(input("KA = ")) # On demande à nouveau La valeur de KA.
delta = KA**2 + 4*c*KA # On calcule le discriminant delta, forcément positif car c et KA positifs.
L'équation a donc deux solutions dont une seule positive que l'on retient.
to = (-KA + math.sqrt(delta)) /(2*c)
print ("Le taux d'avancement final est to = ", to, )
```

PISTES DE RÉSOLUTION

1 Déterminer la concentration c en quantité de matière d'acide éthanoïque dans un vinaigre à 10°.

2 Montrer que le taux d'avancement final τ de la transformation entre l'acide éthanoïque et l'eau dans ce vinaigre obéit à l'équation :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

CONCLUSION

- Résoudre cette équation.
- Retrouver le résultat obtenu à l'aide du document 3.

4 En déduire les concentrations effectives des espèces présentes dans ce vinaigre.

Je réussis si...

► Je sais résoudre une équation du second degré.

► Je sais déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final de la transformation entre un acide et l'eau.

► Je sais prévoir la composition finale d'une solution aqueuse d'acide.

4. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

(RÉA) Utiliser un modèle

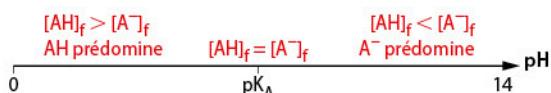
(VAL) Confronter un modèle à des résultats expérimentaux

Diagrammes d'un couple acide-base

Comment estimer la composition d'une solution d'acide ?

DOC 1 Diagramme de prédominance

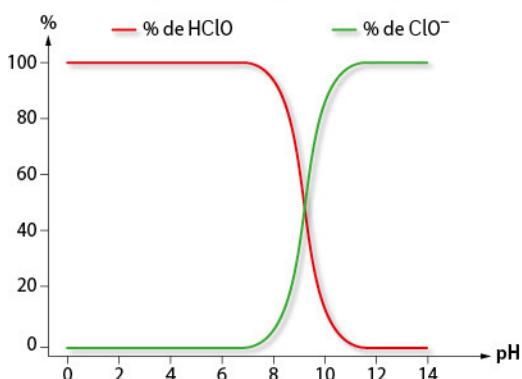
Un diagramme de prédominance est représenté par un axe de pH sur lequel apparaissent la valeur du pK_A d'un couple acide-base et les domaines où les espèces conjuguées prédominent. L'espèce X prédomine sur l'espèce Y si $[X] > [Y]$.



DOC 2 Approche du diagramme de distribution par Python



Un diagramme de distribution est un graphique qui représente les pourcentages d'un acide et de sa base conjuguée en fonction de la valeur du pH, par exemple ci-dessous, le diagramme de distribution du couple HClO (aq) / ClO⁻ (aq).



Le programme en langage Python permet de tracer le diagramme de distribution d'un couple acide-base, il sera fourni par le professeur.

DOC 3 Indicateur coloré et titrage

Un indicateur coloré est une solution contenant un couple acide-base noté IndH / Ind⁻ dont l'acide et la base conjuguée ont des teintes différentes.

Sa zone de virage correspond à l'intervalle de pH dans lequel il passe d'une teinte à l'autre. Il peut être utilisé pour déterminer l'équivalence d'un titrage acide-base si le pH à l'équivalence est compris dans sa zone de virage.

Par exemple, le rouge de méthyle est un indicateur coloré de $pK_A = 5,0$, sa teinte acide A est rouge et sa teinte basique B est jaune.



EXPLOITATION ET ANALYSE

- 1 a. Représenter le diagramme de prédominance du rouge de méthyle.
- b. Quelle forme du rouge de méthyle prédomine dans une solution de pH = 8,2 ? Quelle est sa teinte ?
- c. Reprendre la question 1 b pour de l'acide chlorhydrique dont la concentration en quantité de matière est $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 2 a. À l'aide du programme Python fourni par le professeur, tracer le diagramme de distribution du rouge de méthyle.
- b. Déterminer sa zone de virage qui correspond à un pourcentage de base compris entre 20 % et 90 %.
- c. Justifier que cet indicateur coloré convient pour un titrage acide-base dont le pH à l'équivalence est 5,3.

SYNTHÈSE

- 3 Expliquer l'intérêt des diagrammes de prédominance et de distribution.

Je réussis si...

- Je sais représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.
- Je sais exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.
- Je sais justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.

1 Réaction avec l'eau

L'eau est une espèce amphotère qui peut réagir avec une base en jouant le rôle d'acide, ou avec un acide en jouant le rôle de base.

▶ Produit ionique de l'eau K_e

Deux molécules d'eau peuvent même réagir ensemble, l'une jouant le rôle d'acide et l'autre de base. Cette transformation conduit à un équilibre chimique appelé **autoprotoxyse de l'eau**, modélisé par l'équation :



La constante d'équilibre de l'autoprotoxyse de l'eau est appelée **produit ionique** de l'eau, noté K_e :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^- (\text{aq})]_f$$

où $[X]_f$ est la concentration en quantité de matière à l'équilibre de l'espèce X, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On lui associe la grandeur pK_e donnée par la relation $pK_e = -\log K_e$.

UN PONT VERS LES

MATHS

Convention

Pour une grandeur X :

$$\text{p}X = -\log X$$

$$\text{et : } X = 10^{-\text{p}X}$$

Donc :

$$\text{p}K_e = -\log K_e$$

$$\text{et : } K_e = 10^{-\text{p}K_e}$$

→ Fiche MATHS p. 532



À 25 °C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et $pK_e = 14$. Ainsi, lorsque la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f$ en ions oxonium augmente, la concentration $[\text{HO}^- (\text{aq})]_f$ en ions hydroxyde diminue et inversement.

▶ Acides faibles et bases faibles

Un acide faible AH (respectivement une base faible A⁻) ne réagit pas totalement avec l'eau : la transformation conduit à un équilibre chimique.

Les acides carboxyliques sont des acides faibles tandis que les amines sont des bases faibles.

EXEMPLES

- Présent dans le vinaigre blanc, l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) (FIG. 1) est un acide faible :



- L'ammoniac NH_3 (aq) est une base faible :

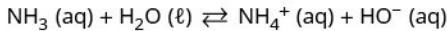


FIG. 1 Le vinaigre contient de l'acide éthanoïque

▶ Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base

La transformation d'un acide AH (aq) avec l'eau jouant le rôle de base conduit à un **équilibre chimique** modélisé par l'équation :



La constante d'équilibre associée est appelée **constante d'acidité** du

couple AH (aq) / A⁻ (aq), notée : $K_A = \frac{[\text{A}^- (\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f}{[\text{AH} (\text{aq})]_f}$

où $[X]_f$ désigne la concentration à l'équilibre de l'espèce X, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour chaque couple acide-base, on associe à la constante d'acidité la grandeur pK_A , donnée par la relation $pK_A = -\log K_A$.

Le pK_A d'un couple acide / base faible est compris entre 0 et pK_e . C'est une grandeur caractéristique de chaque couple acide-base et qui ne dépend que de la température du milieu (FIG. 2).

Couple acide-base	pK_A	K_A
$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$	0,0	$1,0$
$\text{HCO}_2\text{H} (\text{aq}) / \text{HCO}_2^- (\text{aq})$	3,8	$1,58 \times 10^{-4}$
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$	4,8	$1,58 \times 10^{-5}$
$\text{NH}_4^+ (\text{aq}) / \text{NH}_3 (\text{aq})$	9,2	$6,31 \times 10^{-10}$

FIG. 2 Quelques couples acide-base et leurs valeurs de pK_A et K_A à 25 °C.

► Force d'un acide ou d'une base

- La force d'un acide ou d'une base correspond à sa capacité à réagir avec l'eau.

Plus le pK_A d'un couple acide-base est grand, moins l'acide réagit avec l'eau, moins l'acide est fort et plus la base conjuguée est forte (FIG. 3). La transformation de certains acides avec l'eau est **quasi-totale** : ce sont des **acides forts**. L'acide nitrique et l'acide chlorhydrique sont des acides forts.

- Le pK_A du couple associé à un acide fort est négatif ou nul.
- La base conjuguée d'un acide fort n'a pas tendance à capturer un proton. On dit que c'est une base indifférente dans l'eau : c'est le cas par exemple des ions chlorure Cl^- (aq) et des ions nitrate NO_3^- (aq).

La transformation de certaines bases avec l'eau est **quasi-totale** : ce sont des **bases fortes**. L'hydroxyde de sodium appelé soude est une base forte.

- Le pK_A du couple associé à une base forte est supérieur ou égal à pK_e . L'acide conjugué d'une base forte ne réagit pas avec l'eau.

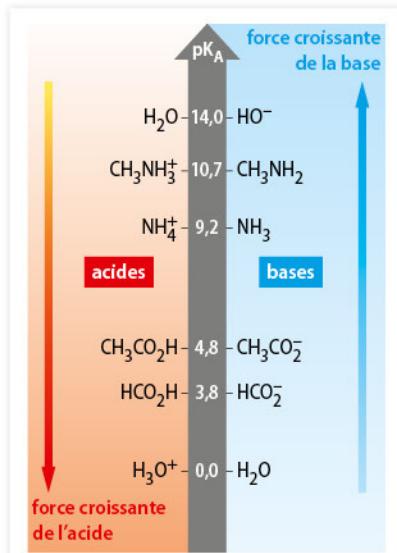


FIG. 3 Force des acides et bases selon leur pK_A à 25 °C.

2 Solutions d'acide ou de base

- Une solution aqueuse d'acide ou de base de concentration donnée n'a pas le même pH selon la force de l'acide ou de la base considéré. Dans le cas d'un acide, la connaissance de la valeur du pK_A du couple et de la concentration en acide apporté permet de prévoir la composition finale de la solution aqueuse.

► Solution aqueuse d'acide fort

- Dans une solution aqueuse de volume V , la transformation d'un acide fort AH de concentration apportée c avec l'eau est quasi-totale, ce qui permet d'établir le tableau d'avancement suivant :

État du système	Avancement	AH (aq)	+	H_2O (l)	→	A^- (aq)	+	H_3O^+ (aq)
initial	0	$c \cdot V$		excès		0		0
en cours	x	$c \cdot V - x$		excès		x		x
final	x_{\max}	$c \cdot V - x_{\max} = 0$		excès		$x_{\max} = c \cdot V$		$x_{\max} = c \cdot V$

À l'état final, on a donc :

$$[\text{AH} \text{ (aq)}]_f = 0 \text{ et } [\text{A}^- \text{ (aq)}]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}]_f = c.$$

Le **pH** d'une solution aqueuse d'**acide fort** de concentration en quantité de matière d'acide apporté c (en mol · L⁻¹) vaut :

$$\text{pH} = -\log c$$

EXEMPLE

Dans de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)), à la concentration $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹, on a : $[\text{Cl}^- \text{ (aq)}]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}]_f = c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹ et $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}]_f = -\log (1,0 \times 10^{-2})$, soit $\text{pH} = 2,0$.

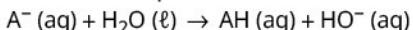
- La relation $\text{pH} = -\log c$ correspond au cas limite où la transformation de l'acide avec l'eau est totale. Si la mesure expérimentale du pH ne vérifie pas cette égalité, alors cette transformation n'est pas totale, l'acide considéré est faible.

RAPPELS

- Sur les flacons des solutions sont notées les concentrations en soluté apporté. Elles indiquent les espèces chimiques utilisées pour préparer la solution, mais pas nécessairement celles effectivement présentes dans la solution.

► Solution aqueuse de base forte

Dans une solution aqueuse de volume V , la transformation d'une base forte A^- de concentration en quantité de matière apportée c avec l'eau est quasi-totale selon la réaction d'équation :



À l'état final, on a donc : $[A^-(aq)]_f = 0$ et $[AH(aq)]_f = [HO^-(aq)]_f = c$.

Le produit ionique de l'eau permet de calculer $[H_3O^+(aq)]_f = \frac{K_e}{[HO^-(aq)]_f} = \frac{K_e}{c}$ et d'en déduire le $pH = -\log \frac{K_e}{c} = -\log K_e + \log c = pK_e + \log c$.

Le **pH** d'une solution aqueuse de **base forte** de concentration en quantité de matière de base apportée c (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) vaut : $\text{pH} = pK_e + \log c$

EXEMPLE

À 25°C , dans de la soude ($\text{Na}^+(aq)$, $\text{HO}^-(aq)$) (FIG. 4), à la concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on a : $[\text{Na}^-(aq)]_f = [\text{HO}^-(aq)]_f = c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Son pH vaut : $\text{pH} = pK_e + \log c = 14 + \log(10^{-2}) = 14 - 2$, soit $\text{pH} = 12$.

La relation $\text{pH} = pK_e + \log c$ correspond au cas limite où la transformation de la base avec l'eau est totale. Si la mesure expérimentale du pH ne vérifie pas cette égalité, alors cette transformation n'est pas totale, la base considérée est faible.



FIG. 4 Ce déboucheur de canalisations est une solution aqueuse de base forte (soude).

► Solution aqueuse d'acide faible

Dans une solution aqueuse de volume V , la transformation d'un acide faible AH de concentration apportée c avec l'eau est modélisée par l'équilibre suivant :

État du système	Avancement	$AH(aq)$	+	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$A^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
initial	0	$c \cdot V$		excès		0		0
en cours	x	$c \cdot V - x$		excès		x		x
final	x_f	$c \cdot V - x_f$		excès		x_f		x_f

L'avancement maximal est $x_{\max} = c \cdot V$, donc $c = \frac{x_{\max}}{V}$.

Le taux d'avancement final est $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$, donc $x_f = x_{\max} \cdot \tau$.

La concentration effective de chacune des espèces présentes est :

$$[A^-(aq)]_f = [H_3O^+(aq)]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{x_{\max} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau ;$$

$$[AH(aq)]_f = \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\max} - x_{\max} \cdot \tau}{V} = \frac{x_{\max} \cdot (1 - \tau)}{V} = c \cdot (1 - \tau).$$

La constante d'acidité K_A du couple s'écrit donc $K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1 - \tau)}$.

On en déduit l'équation du second degré suivante :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

dont la résolution permet de calculer le taux d'avancement final (FIG. 5) et de prévoir la composition de la solution à l'équilibre.

EXEMPLE

La composition d'une solution aqueuse de concentration en acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) apporté $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-(aq)]_f = [\text{H}_3\text{O}^+(aq)]_f = c \cdot \tau = 1,0 \times 10^{-3} \times 0,118 = 1,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(aq)]_f = c \cdot (1 - \tau) = 1,0 \times 10^{-3} \times (1 - 0,118) = 8,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

UN PONT VERS LES MATHS

Résolution d'équation

Résolvons l'équation du second degré :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

Pour cela, déterminons l'expression du discriminant Δ :

$$\Delta = K_A^2 + 4 K_A \cdot c$$

Si $\Delta > 0$, il y a deux solutions :

$$\frac{-K_A - \sqrt{\Delta}}{2c} \text{ ou } \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2c}$$

Le taux d'avancement final étant positif, on retient :

$$\tau = \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2c}$$

► Fiche MATHS p. 534

Pour une solution de concentration donnée en acide faible apporté, plus la valeur de K_A du couple acide-base est grande, moins cet acide est faible, plus le taux d'avancement final de la transformation avec l'eau est grand (FIG. 5).

► Solution tampon

Une **solution tampon** est une solution dont le **pH varie peu** par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

EXEMPLE

Soit A une solution aqueuse équimolaire d'acide éthanoïque et d'ions éthanoate à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, B une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et C une solution de chlorure de sodium. Les valeurs obtenues après ajout d'une faible quantité d'acide ou par dilution modérée montrent que seule la solution A est une solution tampon (FIG. 6).

- Les solutions tampons permettent de contrôler la valeur du pH, par exemple lors de l'étalonnage d'un pH-mètre.

Acide faible	K_A	Taux d'avancement final τ (en %)
HCO_2H	$1,58 \times 10^{-4}$	32,7
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$1,58 \times 10^{-5}$	11,8
NH_4^+	$6,31 \times 10^{-10}$	0,08

FIG. 5 Taux d'avancement final de la transformation de quelques acides de concentration $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec l'eau à 25°C .

	pH ₀	pH ₁	pH ₂
A	4,8	4,7	4,8
B	13,0	12,9	12,0
C	6,5	2	6,5

FIG. 6 Valeurs de pH des solutions A, B et C.

- pH₀ : valeur initiale.
- pH₁ : après ajout d'une petite quantité d'acide chlorhydrique.
- pH₂ : après dilution modérée.

3 Diagrammes d'un couple

- L'expression de la constante d'acidité d'un couple acide-base permet d'exprimer le pH en fonction du pK_A du couple :

$$\begin{aligned} -\log(K_A) &= -\log\left(\frac{[A^-(aq)]_f \cdot [H_3O^+(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}\right) \\ -\log(K_A) &= -\log\left(\frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}\right) - \log[H_3O^+(aq)]_f \\ pK_A &= -\log\left(\frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}\right) + \text{pH} \text{ soit } \text{pH} = pK_A + \log\left(\frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}\right) \end{aligned}$$

Le pK_A d'un couple AH (aq) / A⁻ (aq) est lié au pH de la solution par la relation :

$$\text{pH} = pK_A + \log \frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}$$

UN PONT VERS LES MATHS

Propriétés de la fonction log

- Si B = D × E, alors :
 $\log B = \log(D \times E)$
- $\log(D \times E) = \log D + \log E$

→ Fiche MATHS p. 532

► Diagramme de prédominance

- L'espèce X prédomine sur l'espèce Y si $[X] > [Y]$.

Si l'acide prédomine sur sa base conjuguée, $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} < 1$, donc $\log\left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}\right) < 0$.

De la relation $\text{pH} = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}\right)$, on déduit que $\text{pH} < pK_A$.

La forme acide prédomine donc lorsque le pH est inférieur au pK_A du couple.

Le **diagramme de prédominance** d'un couple acide-base (FIG. 7) est un axe de pH sur lequel apparaissent la valeur du pK_A du couple et les domaines où les espèces conjuguées prédominent.

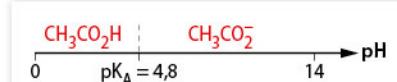
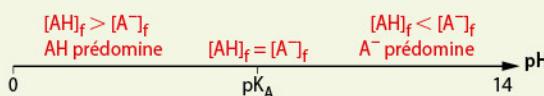


FIG. 7 Diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

► Diagramme de distribution

Le **diagramme de distribution** (FIG. 8) qui représente les pourcentages d'un acide et de sa base conjuguée en fonction de la valeur du pH, permet de connaître la composition d'une solution.

■ Lorsque acide et base conjuguée sont en proportions égales (50 %), le pH est égal au pK_A du couple.

► Cas des indicateurs colorés

Un **indicateur coloré** est une solution contenant un couple dont l'acide et la base conjuguée ont des teintes différentes. Sa **zone de virage** correspond à l'intervalle de pH dans lequel il passe d'une teinte à l'autre (FIG. 9).



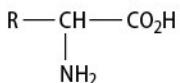
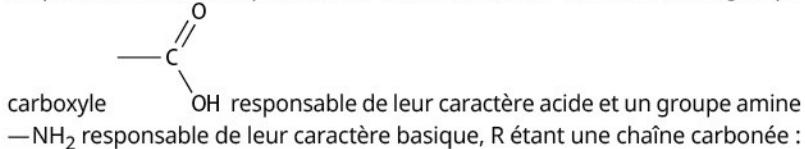
Un indicateur coloré peut être utilisé pour déterminer l'équivalence d'un titrage acide-base si **le pH à l'équivalence se situe dans sa zone de virage** (FIG. 10).

EXEMPLE

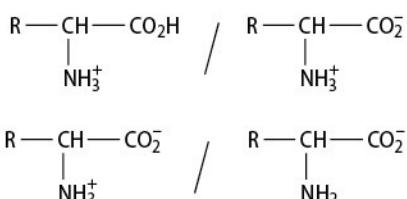
Le pH à l'équivalence lors du titrage de la soude par l'acide chlorhydrique vaut 7,0. L'indicateur coloré adapté est le bleu de bromothymol (BBT), la solution titrée est bleue avant l'équivalence et jaune après l'équivalence.

► Cas des acides alpha-aminés

■ Les acides alpha-aminés sont des molécules organiques qui constituent les protéines. Elles comportent, sur un même atome de carbone, un groupe



■ Un acide alpha-aminé appartient donc à au moins deux couples acide-base auxquels on associe respectivement les grandeurs pK_{A1} et pK_{A2} :



avec $pK_{A1} < pK_{A2}$.

■ Le diagramme de prédominance suivant montre que la forme $\text{R}-\text{CH}-\text{CO}_2\text{H}$ n'est jamais prédominante quelle soit la valeur du pH.

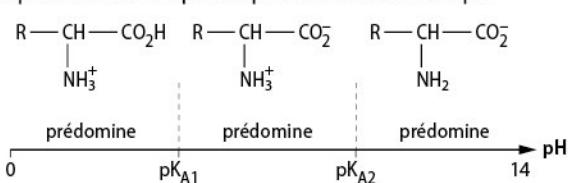


FIG. 8 Diagramme de distribution du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

Nom	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
Rouge de méthyle	rouge	4,2 – 6,2	jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	jaune	6,0 – 7,6	bleu
Thymolphthaléine	incolore	9,3 – 10,5	bleu

FIG. 9 Zone de virage de quelques indicateurs colorés.

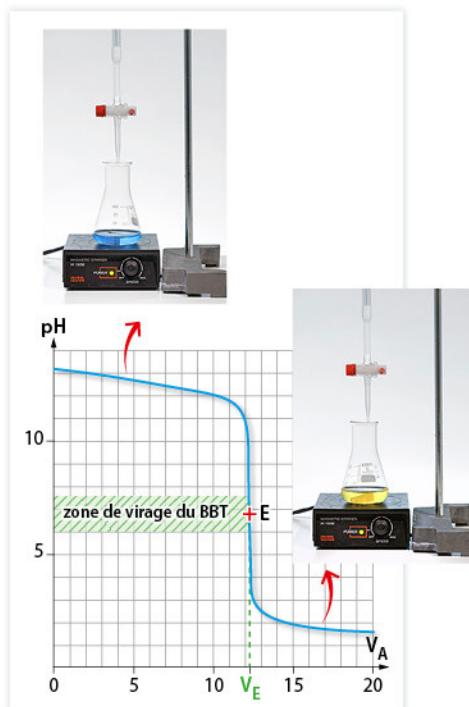
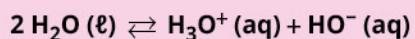


FIG. 10 Titrage de la soude par l'acide chlorhydrique en présence de bleu de bromothymol (BBT).

1 Réaction avec l'eau

► Équation de l'autoprotolyse de l'eau :



► Produit ionique de l'eau K_e :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^- (\text{aq})]_f$$

► Constante d'acidité K_A :

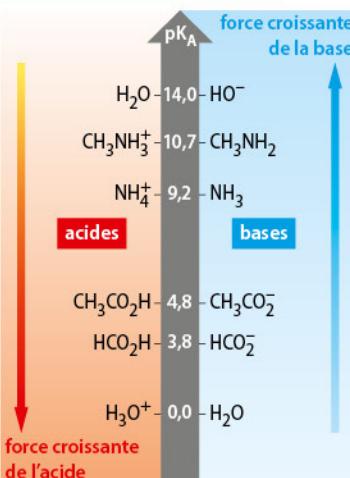
Soit l'équation $\text{AH} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{A}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

alors : $K_A = \frac{[\text{A}^- (\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f}{[\text{AH} (\text{aq})]_f}$

► Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau :

- si équilibre chimique → acide faible ou base faible
- si la réaction est totale → acide fort ou base forte

► Force des acides et des bases :



2 Solutions d'acide ou de base

► Solution d'acide

forte

si $\text{pH} = -\log c$

$[\text{AH} (\text{aq})]_f = 0$

$[\text{A}^- (\text{aq})]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f = c$

c est la concentration en quantité de matière d'acide apporté

faible

si $\text{pH} \neq -\log c$

composition donnée

par la résolution de l'équation

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

► Solution de base

forte

si $\text{pH} = \text{p}K_e + \log c$

faible

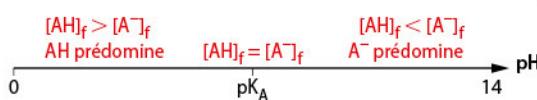
si $\text{pH} \neq \text{p}K_e + \log c$

► Solution tampon

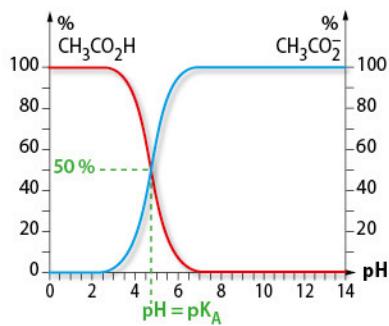
Son pH varie peu par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

3 Diagrammes d'un couple

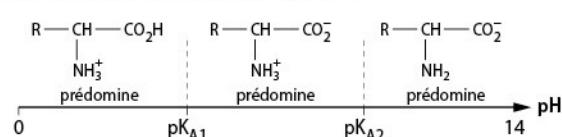
► Diagramme de prédominance



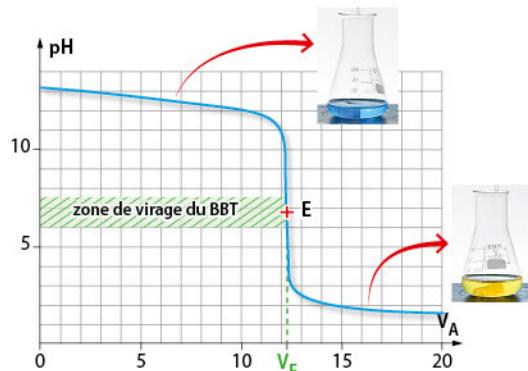
► Diagramme de distribution



Application aux acides alpha-aminés



Application aux indicateurs colorés



EXERCICES

Vérifier l'essentiel

EN AUTONOMIE

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



1 Réaction avec l'eau

	A	B	C
1 Le produit ionique de l'eau K_e :	correspond à la constante de l'équilibre : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	a pour expression : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^-(\text{aq})]_f$	a pour valeur $K_e = 1,0 \times 10^{14}$ si $\text{p}K_e = 14$ à 25 °C.
2 La constante d'acidité d'un couple AH (aq) / A ⁻ (aq) :	correspond à la réaction de l'acide AH avec sa base conjuguée A ⁻ .	correspond à la constante de l'équilibre : $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	a pour expression : $K_A = \frac{[\text{A}^-(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f}{[\text{AH}(\text{aq})]_f}$
3 Une espèce chimique :	acide ou base est forte si sa transformation avec l'eau est totale.	A ⁻ (aq) est une base faible si : $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{AH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$	AH (aq) est un acide fort si : $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

2 Solution d'acide ou de base

	A	B	C
4 Dans une solution d'acide nitrique de concentration $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:	$[\text{HNO}_3(\ell)]_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$[\text{NO}_3^-(\text{aq})]_f = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	pH = 3,0
5 Pour une solution d'acide éthanoïque de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:	$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})]_f = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	pH = 2,0	on peut prévoir sa composition en résolvant une équation du 2 nd degré
6 Le pH d'une solution tampon varie peu par :	addition d'une petite quantité d'acide.	addition d'une petite quantité de base.	dilution modérée.

3 Diagramme d'un couple

	A	B	C
7 Ce graphique :	est un diagramme de prédominance.	est un diagramme de distribution.	permet d'estimer la composition en acide et base conjuguée d'une solution selon le pH.
8 Un indicateur coloré :	possède deux teintes différentes selon le pH.	a ce type de diagramme de prédominance : 	convient à un titrage acide-base si le pH à l'équivalence est compris dans sa zone de virage.

Acquérir les bases

1 Réaction avec l'eau

EN AUTONOMIE

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

Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_e

- Associer K_A et K_e aux équations de réactions correspondantes.

→ Acquérir les bases : 10 → S'entraîner : 30

Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau

- Associer le caractère fort d'un acide (ou d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (ou cette base) avec l'eau.

→ Acquérir les bases : 13 → S'entraîner : 43

DONNÉE

Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C.

9 Produit ionique de l'eau

- Donner l'expression du produit ionique de l'eau K_e .
- Écrire l'équation chimique de l'équilibre dont K_e est la constante.

10 Constante d'acidité d'un couple acide-base

L'ammoniac NH_3 (aq) est une base faible utilisée dans la composition des engrains.

- Écrire l'équation chimique de l'équilibre dont K_A est la constante.
- Donner l'expression de la constante d'acidité K_A du couple NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq).
- Calculer la valeur de cette constante K_A à 25 °C sachant que $\text{p}K_A = 9,2$ à cette température.

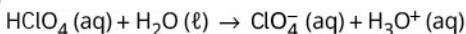
11 Quelques boissons

Recopier et compléter le tableau suivant en calculant les valeurs manquantes. Les valeurs sont données à la température de 25 °C, les concentrations en quantité de matière sont exprimées en mol · L⁻¹.

Boisson	Jus de pomme	Lait	Eau minérale	Soda au cola
pH	3,2			2,5
[H ₃ O ⁺ (aq)] _f		$2,0 \times 10^{-7}$		
[HO ⁻ (aq)] _f			$3,1 \times 10^{-7}$	

12 L'acide perchlorique

L'acide perchlorique HClO_4 réagit avec l'eau selon l'équation chimique :



- Quel est le couple acide-base auquel appartient l'acide perchlorique ?
- L'acide perchlorique est-il fort ou faible ? Justifier la réponse.

13 L'acide des fourmis



L'acide formique ou méthanoïque a pour formule HCO_2H . C'est un acide faible. On le trouve dans le dard de plusieurs insectes comme les abeilles et les fourmis, mais aussi sur les poils de certaines plantes urticantes comme les orties.

- a. Quelle est la base conjuguée de l'acide méthanoïque ?
- Rappeler ce qu'est un acide faible.
- Écrire l'équation chimique de la réaction modélisant la transformation entre l'acide méthanoïque et l'eau.
- Comment nomme-t-on la constante de cet équilibre chimique ? Donner son expression.

14 Réactions avec l'eau

Les réactions d'équations chimiques suivantes modélisent la transformation d'une espèce chimique avec l'eau :

- A $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)}$
- B $\text{CN}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} \rightarrow \text{HCN} \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)}$
- C $\text{CH}_3\text{CO}_2^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)}$

- Ces espèces chimiques réagissant avec l'eau sont-elles des acides ou des bases ? Justifier chaque réponse.
- Préciser le caractère faible ou fort de chacune de ces espèces en justifiant.

2 Solution d'acide ou de base

EN AUTONOMIE

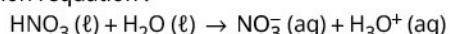
Ce qu'on attend de moi le jour du **BAC**

- Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté.
- Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide éthanoïque, soude et ammoniac.
- Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.

→ Acquérir les bases : 15 → S'entraîner : 25 26

15 Solution d'acide nitrique

L'acide nitrique HNO_3 (l) est un acide fort qui réagit avec l'eau selon l'équation :



On considère une solution aqueuse d'acide nitrique de concentration en quantité de matière apportée : $c = 5,0 \times 10^{-3}$ mol · L⁻¹.

- Une solution aqueuse d'acide nitrique contient-elle des molécules d'acide nitrique HNO_3 ? Justifier la réponse.

EXERCICES

- Quelle est la valeur des concentrations effectives $[\text{NO}_3^-]_f$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$?
- Quel est la valeur du pH de cette solution ?

16 Un acide fort courant

On dissout $8,3 \times 10^{-2}$ mol de chlorure d'hydrogène HCl gazeux dans de l'eau afin d'obtenir un volume $V = 5,0$ L de solution d'acide fort de concentration c .

- Écrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation du chlorure d'hydrogène avec l'eau.
- Comment appelle-t-on la solution obtenue ?
- Calculer la concentration c .
- Calculer les concentrations effectives $[\text{HCl}]_f$, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ et $[\text{Cl}^-]_f$.
- Quelle est la valeur du pH de la solution obtenue ?

17 De la soude pour déboucher une canalisation

L'hydroxyde de sodium ou soude est une base forte.

Pour déboucher une canalisation, on utilise de la soude ($\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{HO}^-(\text{aq})$) à la concentration en quantité de matière $c = 3,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹.

- Justifier que cette solution soit notée $(\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq}))$.
- Calculer les concentrations en quantité de matière effectives $[\text{HO}^-]_f$ et $[\text{Na}^+]_f$.

18 Comparer la force des acides

On mesure le pH de quatre solutions d'acides différents mais de même concentration en quantité de matière $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹.

Acide fluorhydrique HF	pH = 2,7
Acide hypochloreux HClO	pH = 5,0
Acide sulfamique $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$	pH = 2,0
Acide chloreux HClO_2	pH = 2,2

- Un acide fort se trouve-il parmi ces quatre espèces chimiques ? Si oui, lequel ? Justifier la réponse.
- Classer ces acides selon l'ordre croissant de leur force. Justifier ce classement.
- Les valeurs des pK_A des couples auxquels appartiennent l'acide fluorhydrique, l'acide hypochloreux et l'acide chloreux sont respectivement 3,2 ; 7,5 et 1,9. Comment varie la force d'un acide en fonction du pK_A du couple auquel il appartient ?

19 L'ammoniac

Pour obtenir une solution d'ammoniac utilisée comme produit nettoyant et détachant, on dissout dans un volume $V = 250$ mL d'eau une quantité de matière d'ammoniac $n = 2,5 \times 10^{-3}$ mol. Le pH de la solution obtenue vaut 10,6.

- Calculer la concentration c en ammoniac apporté.
- Calculer la concentration en quantité de matière d'ions hydroxyde $[\text{HO}^-]_f$ dans la solution.
- Montrer que le taux d'avancement final τ peut s'écrire $\tau = \frac{[\text{HO}^-]_f}{c}$, puis calculer sa valeur.
- En déduire si l'ammoniac est une base forte ou faible.

20 La vitamine C

La vitamine C ou acide ascorbique est un acide faible. Une solution aqueuse de vitamine C, de concentration en quantité de matière $c = 2,5 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹ et de volume $V = 200$ mL, a un pH de 2,8.



1. Écrire l'équation de la réaction se produisant entre l'acide ascorbique, noté AH, et l'eau et établir un tableau d'avancement.

2. Déduire de la valeur du pH la valeur de l'avancement final τ_f .

3. Calculer les concentrations en quantité de matière effectives de l'acide ascorbique $[\text{AH}]_f$ et de sa base conjuguée $[\text{A}^-]_f$.

3 Diagramme d'un couple

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés

- Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.
- Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.
- Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.

► Acquérir les bases : 21 ► S'entraîner : 27 28 30

Solution tampon

- Citer les propriétés d'une solution tampon.

► Acquérir les bases : 21 ► S'entraîner : 31

21 L'aspirine

L'aspirine ou acide acétylsalicylique est l'acide d'un couple que l'on notera AH (aq) / A⁻ (aq) de $\text{pK}_A = 3,5$.

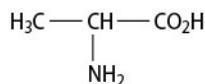


1. Représenter le diagramme de prédominance du couple de l'aspirine.

2. Quelle forme de l'aspirine prédomine dans un verre d'eau de pH égal à 7,0 ? et dans l'estomac (pH = 1,5) ?

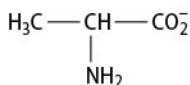
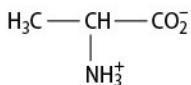
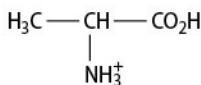
22 Un acide alpha-aminé

L'alanine est un acide alpha-aminé dont la formule est :



1. Recopier la formule de cet acide alpha-aminé, puis entourer les groupes caractéristiques en les nommant et en indiquant s'ils ont des propriétés acides ou basiques en solution.

2. En solution, l'alanine peut donner trois formes selon le pH :



Constituer les deux couples acide-base auxquels appartiennent ces espèces.

3. Les pK_A associés à ces deux couples ont pour valeurs $\text{pK}_{A1} = 2,3$ et $\text{pK}_{A2} = 9,9$. Attribuer ces valeurs aux deux couples constitués précédemment.

4. Tracer le diagramme de prédominance de l'alanine.

5. Quelle forme de l'alanine prédomine dans une solution de $\text{pH} = 11,2$?

23 Solutions tampons GOOD

Les tampons Good sont des solutions tampons utilisées en physiologie. Ils comprennent une vingtaine de produits synthétisés particulièrement appropriés aux applications biologiques, présentant par exemple une certaine résistance aux dilutions. Leur pK_A s'étend de 6 à 8.

Donnée :

Le pH du sang a une valeur autour de 7,4.

1. Quelle est la propriété des solutions tampon citée dans le texte ?

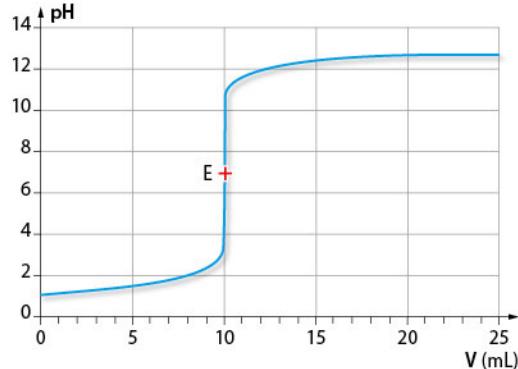
2. Énoncer les autres propriétés des solutions tampons.

3. Justifier l'intérêt d'une gamme de pK_A allant de 6 à 8 pour des applications biologiques.

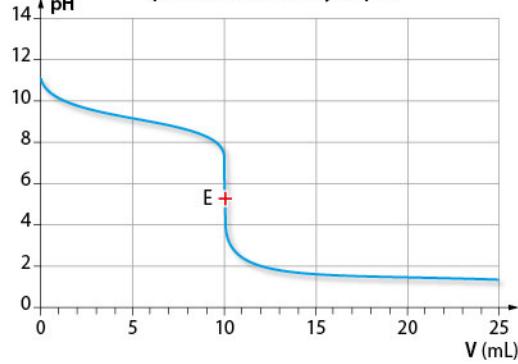
24 Choix d'un indicateur coloré pour un titrage

On considère les deux titrages suivants.

A Titrage de l'acide chlorhydrique par la soude



B Titrage d'une solution d'ammoniac par de l'acide chlorhydrique



1. Choisir pour chaque titrage, en justifiant, un indicateur coloré adapté parmi ceux donnés dans le tableau (FIG. 9), page 170.

2. Préciser le changement de teinte à l'équivalence dans chacun des cas.

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 faible, une base faible, un acide fort, une base forte.

Écrire l'équation de l'équilibre dont K_e est la constante.

Tracer le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.

Citer les propriétés d'une solution tampon.

Écrire l'équation de l'équilibre dont la constante d'acidité K_A est la constante.

Citer des solutions aquueuses d'acides et de bases courantes, et les formules des espèces dissoutes.

Expliquer comment choisir un indicateur coloré lors d'un titrage acide-base.

Expliquer comment on peut prévoir la composition d'une solution d'acide fort, puis d'acide faible.

Retrouver ces questions en version numérique

Exercice résolu EN AUTONOMIE

25 Composition d'une solution d'acide glycolique



L'acide glycolique est un **acide faible** de formule brute $C_2H_4O_3$. Il est très présent dans les produits cosmétiques car il améliore la texture et l'apparence de la peau.

On considère un volume V d'une solution d'acide glycolique de concentration en quantité de matière $c = 1,0 \times 10^{-3}$ mol · L⁻¹ à la température de 25 °C.

Données : $C_2H_4O_3(aq) / C_2H_3O_3^-(aq)$; $pK_A = 3,8$ à 25 °C.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- Un **acide faible** ne réagit pas totalement avec l'eau.
- Le **pK_A** d'un couple acide-base relie les concentrations en acide et base conjuguée.

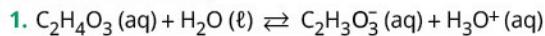
1. **Exprimer** les concentrations effectives d'acide glycolique [$C_2H_4O_3(aq)$] et de sa base conjuguée [$C_2H_3O_3^-(aq)$] en fonction du taux d'avancement final τ de la transformation entre l'acide glycolique et l'eau.

2. **Établir** l'équation à laquelle obéit le taux d'avancement final τ de la transformation.

3. **Résoudre cette équation** pour déterminer le taux d'avancement final τ .

4. **Calculer** les concentrations effectives d'acide glycolique [$C_2H_4O_3(aq)$] et de sa base conjuguée [$C_2H_3O_3^-(aq)$].

EXEMPLE DE RÉDACTION



$$\text{L'avancement maximal est } x_{\max} = c \cdot V, \text{ donc } c = \frac{x_{\max}}{V}.$$

$$\text{Le taux d'avancement final est } \tau = \frac{x_f}{x_{\max}}, \text{ donc } x_f = x_{\max} \cdot \tau.$$

$$\bullet [C_2H_3O_3^-(aq)]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{x_{\max} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau$$

$$\bullet [C_2H_4O_3(aq)]_f = \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\max} - x_{\max} \cdot \tau}{V} = \frac{x_{\max} \cdot (1-\tau)}{V} = c \cdot (1-\tau)$$

$$2. \text{ La constante d'acidité } K_A \text{ du couple s'écrit : } K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1-\tau)}, \text{ on en déduit l'équation du second degré : } c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0.$$

3. On calcule :

- la valeur de $K_A = 10^{-pK_A} = 10^{-3,8} = 1,58 \times 10^{-4}$;
- le discriminant $\Delta = K_A^2 + 4c \cdot K_A = (1,58 \times 10^{-4})^2 + 4 \times 1,0 \times 10^{-3} \times 1,58 \times 10^{-4}$,

$$\Delta = 6,6 \times 10^{-7}, \text{ d'où la seule solution positive } \tau = \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2c} = 0,33 \text{ soit } \tau = 33\%.$$

$$4. \bullet [C_2H_3O_3^-(aq)]_f = c \cdot \tau = 1,0 \times 10^{-3} \times 0,33 = 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\bullet [C_2H_4O_3(aq)]_f = c \cdot (1-\tau) = 1,0 \times 10^{-3} \times (1 - 0,33) = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

LES VERBES D'ACTION

► **Exprimer**: donner la relation littérale d'une grandeur en fonction d'autres grandeurs.

► **Établir**: mettre en œuvre un raisonnement pour trouver un résultat.

► **Résoudre une équation**: trouver la valeur de la (ou des) solution(s) en suivant la méthode adaptée au type d'équation.

► **Calculer**: trouver la valeur d'une grandeur en effectuant des opérations mathématiques.

QUELQUES CONSEILS

1. Écrire l'équation et exprimer l'avancement maximal et l'avancement final. On pourra s'aider d'un tableau d'avancement.

2. Exprimer la constante d'acidité K_A en fonction du taux d'avancement final τ .

EXERCICE SIMILAIRE

26 Composition d'une solution d'acide benzoïque

L'acide benzoïque est un acide faible de formule brute $C_7H_6O_2$. C'est un conservateur alimentaire parfois utilisé comme additif sous le code E210.

On considère une solution d'acide benzoïque de volume V et de concentration en quantité de matière $2,0 \times 10^{-3}$ mol · L⁻¹ à la température de 25 °C.

Données : $C_7H_6O_2(aq) / C_7H_5O_2^-(aq)$; $pK_A = 4,2$ à 25 °C.

1. Exprimer les concentrations effectives d'acide benzoïque [$C_7H_6O_2(aq)]_f$ et de sa base conjuguée [$C_7H_5O_2^-(aq)]_f$ en fonction du taux d'avancement final τ de la transformation entre l'acide benzoïque et l'eau.

2. Établir l'équation à laquelle obéit le taux d'avancement final τ de la transformation.

3. Résoudre cette équation pour déterminer le taux d'avancement final τ .

4. Calculer les concentrations effectives d'acide benzoïque [$C_7H_6O_2(aq)]_f$ et de sa base conjuguée [$C_7H_5O_2^-(aq)]_f$.



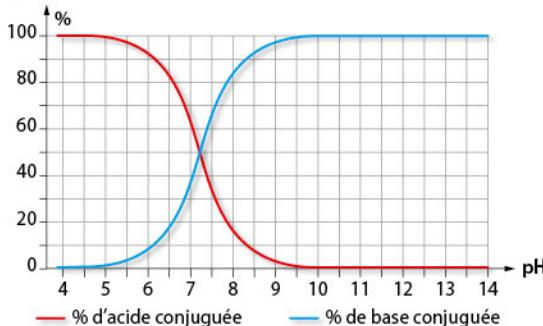
INGRÉDIENTS: EAU GAZÉIFIÉE, SUCRE, SIROP DE GLUCOSE, ACIDIFIANT (ACIDE CITRIQUE), ARÔMES, TAURINE (0,4%), CORRECTEUR D'ACIDITÉ (CITRATE DE SODIUM), EXTRAIT DE RACINE DE GINSENG (0,08%), L-TARTRATE DE L-CARNITINE (0,04%), CONSERVATEURS (ACIDE SORBIQUE, ACIDE BENZOÏQUE (0,02%), COLORANT (E163), VITAMINES (B2, B3, B6, B12), ÉDULCORANT (SUCRALOSE), CHLORURE DE SODIUM, D-GLUCURONOLACTONE, EXTRAIT DE GRAINE DE GUARANA (0,002%), INOSITAL, MALTODEXTRINE).

500ml

Exercice résolu

EN AUTONOMIE

27 L'eau de Javel



L'eau de Javel est une solution aqueuse fréquemment utilisée comme désinfectant ou comme décolorant. L'espèce active contenue dans l'eau de Javel est l'ion hypochlorite ClO^- (aq), c'est une **base faible**. Le **diagramme de distribution** du couple HClO (aq) / ClO^- (aq) est donné ci-contre.

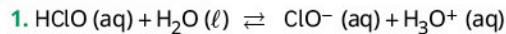
LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- Une **base faible** ne réagit pas totalement avec l'eau.
- Le **diagramme de distribution** permet d'évaluer la proportion d'acide et de base conjuguée dans une solution de pH donné.

1. Déterminer la valeur du pK_A du couple HClO (aq) / ClO^- (aq).

2. a. Déterminer le pourcentage de chaque espèce conjuguée dans une solution d'eau de Javel de $\text{pH} = 8,5$ et de concentration en quantité de matière $c = 6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
b. En déduire la concentration en quantité de matière de chaque espèce conjuguée dans cette solution.

EXEMPLE DE RÉDACTION



La constante d'acidité s'écrit :

$$K_A = \frac{[\text{ClO}^-(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f}{[\text{HClO}(\text{aq})]_f}$$

Lorsque $[\text{HClO}(\text{aq})]_f = [\text{ClO}^-(\text{aq})]_f$, $K_A = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$, donc $pK_A = \text{pH}$.

On lit graphiquement $pK_A = 7,3$.

2. a. Par lecture graphique, le pourcentage de HClO vaut **8 %** et celui de ClO^- **92 %**.

b. La concentration effective de chaque espèce conjuguée s'obtient en multipliant la concentration c par le pourcentage de chaque espèce.

D'où :

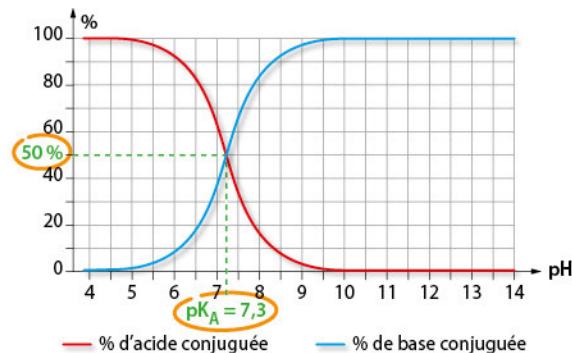
$$\bullet [\text{HClO}(\text{aq})]_f = 0,08 \times 6,0 \times 10^{-5} = 4,8 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\bullet [\text{ClO}^-(\text{aq})]_f = 0,92 \times 6,0 \times 10^{-5} = 5,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

LES VERBES D'ACTION

Déterminer: mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.

En déduire: intégrer les résultats précédents pour répondre.



QUELQUES CONSEILS

- Écrire l'expression de K_A lorsque acide et base conjuguée sont en proportions égales.
- Exploiter le diagramme de distribution ; les proportions d'acide et de base conjuguée ne dépendent que du pH.

EXERCICE SIMILAIRE

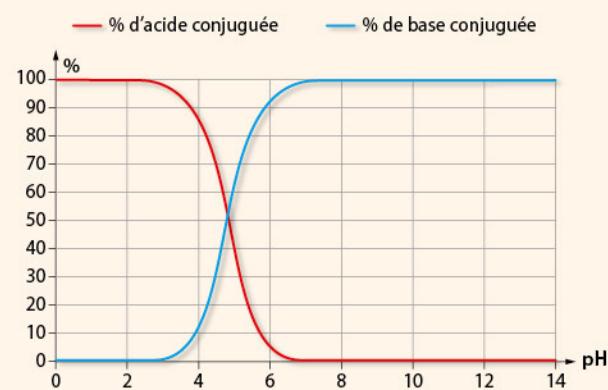
28 L'acide caprique

L'acide caprique est un acide carboxylique de formule brute $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_2$, présent en petite quantité dans le lait de chèvre. Il est en revanche abondant dans les huiles tropicales comme l'huile de noix de coco et l'huile de palmiste. L'acide caprique est, entre autres, responsable des bienfaits pour la santé attribués à l'huile de coco. Le diagramme de distribution du couple $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_2$ (aq) / $\text{C}_{10}\text{H}_{19}\text{O}_2^-$ (aq) est donné ci-contre.

1. Déterminer la valeur du pK_A du couple auquel appartient l'acide caprique.

2. a. Déterminer le pourcentage de chaque espèce conjuguée dans un lait de chèvre de $\text{pH} = 6,0$ et de concentration en quantité de matière d'acide caprique $c = 1,52 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. En déduire la concentration en quantité de matière de chaque espèce conjuguée dans cette solution.



S'entraîner pour maîtriser

SAVOIR RÉDIGER

29 Proposer une correction de la solution donnée par un élève.

Énoncé

L'acide lactique qu'on notera AH est un acide carboxylique qui, contrairement à ce que son nom pourrait laisser penser, n'est pas uniquement présent dans le lait mais aussi dans des fruits et légumes.

On considère une solution aqueuse d'acide lactique de concentration en quantité de matière $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume V . Le taux d'avancement final de la transformation chimique entre l'acide lactique et l'eau est $\tau = 13\%$.

Solution proposée par un élève

$$1. \text{ pH} = -\log c = -\log (1,0 \times 10^{-2}) = 2,0 \quad) \text{ Cette relation n'est pas valable dans le cas d'un acide faible.}$$

2. Tableau d'avancement :

État	x	AH (aq)	+	H_2O (l)	\rightarrow	A^- (aq)	$+$	H_3O^+ (aq)
initial	0	$c \cdot V$		solvant		0		0
en cours	x	$c \cdot V - x$		solvant		x		x
final	$x_f = c \cdot V$	$c \cdot V - x_f$		solvant		x_f		x_f

La transformation d'un acide faible avec l'eau n'est pas totale.

L'avancement maximal est $x_{\max} = c \cdot V$, donc $c = \frac{x_{\max}}{V}$.

Le taux d'avancement final est $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$,

donc $x_f = x_{\max} \cdot \tau$.

$$[\text{A}^- \text{ (aq)}]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{x_{\max} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau$$

$$[\text{AH} \text{ (aq)}]_f = \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\max} - x_{\max} \cdot \tau}{V} = \frac{x_{\max} \cdot (1 - \tau)}{V} = c \cdot (1 - \tau)$$

La constante d'acidité K_A du couple s'écrit donc :

$$K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1 - \tau)}$$

$$3. K_A = \frac{(1,0 \times 10^{-2} \times 0,13)^2}{1,0 \times 10^{-2} \times (1 - 0,13)} = 1,9 \times 10^{-4}$$

d'où $pK_A = -\log (1,9 \times 10^{-4}) = 3,7$, valeur proche de la valeur de référence.

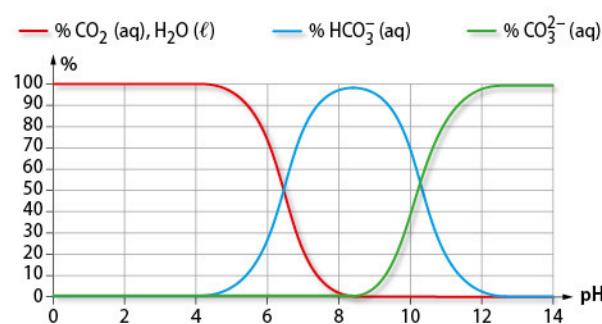
30 Le pH de l'eau distillée

1. a. Écrire l'équation d'autoprotolyse de l'eau et l'expression du produit ionique K_e associé.

b. À 25°C , $[\text{HO}^- \text{ (aq)}]_f = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calculer la valeur du pH de l'eau distillée pure.

2. De l'eau fraîchement distillée et laissée quelque temps à l'air libre dans un bêcher, à 25°C , voit du dioxyde de carbone présent dans l'air s'y dissoudre progressivement et son pH diminuer progressivement jusqu'à la valeur 5,7. On donne les couples acide-bases suivants :

$\text{CO}_2 \text{ (aq)}, \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$ / $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$ et $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} / \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$ et le diagramme de distribution correspondant :



a. Écrire l'équation de la réaction entre le dioxyde de carbone dissout et l'eau.

b. Justifier que l'on puisse négliger la réaction entre les ions carbonate CO_3^{2-} (aq) et l'eau dans de l'eau distillée.

c. Expliquer pourquoi le pH de l'eau distillée laissée à l'air libre a tendance à diminuer.

JE VÉRIFIE QUE J'AI...

- repéré le dioxyde de carbone dissous dans un couple acide-base ;
- bien lu sur le graphique le pourcentage d'ions carbonate CO_3^{2-} au pH considéré.

31 Il est frais mon poisson !

Lorsque le poisson n'est plus frais, sa décomposition progressive conduit à la formation d'espèces chimiques malodorantes, comme la triméthylamine $(\text{CH}_3)_3\text{N}$. Une solution de cette espèce chimique a un pH de 11,5.

Donnée : le pK_A du couple de la triméthylamine vaut 9,8.

1. Cette amine a-t-elle des propriétés acides ou basiques en solution ?

2. Écrire la formule de l'espèce conjuguée, puis le couple acide-base correspondant.

3. En déduire l'équation de la réaction de la triméthylamine avec l'eau.

4. Quelle espèce conjuguée prédomine dans cette solution ? Justifier la réponse.
5. Déterminer le quotient de la concentration de la forme basique par celle de la forme acide, à partir du pK_A du couple et du pH de la solution.

32 Caustic potash

Potassium hydroxide is a compound with the formula KOH, and is commonly known as caustic potash.

In the past, it was made by leaching wood ashes and then evaporating the resulting solution in large iron pots, leaving a white residue called "pot ash".

Along with sodium hydroxide NaOH, this colourless solid is a prototypical strong base. It has many industrial applications.



1. What is the main property of caustic potash?
2. Define a strong base.
3. The concentration of a potassium hydroxide solution is $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Determine the pH of this solution.

33 La composition d'un détartrant

DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

Un détartrant est une solution d'acide éthanoïque de concentration en quantité de matière $c = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq); $pK_A = 4,8$.

DÉMARCHE EXPERTE

Déterminer les concentrations en quantité de matière effectives de l'acide éthanoïque et de sa base conjuguée et la valeur de son pH.

DÉMARCHE AVANCÉE

1. a. Exprimer les concentrations effectives de l'acide éthanoïque, de sa base conjuguée et des ions oxoniums en fonction de la concentration en quantité de matière c et du taux d'avancement final τ de la transformation entre l'acide et l'eau.
- b. Montrer que le taux d'avancement final τ obéit à l'équation suivante :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

2. a. Calculer les concentrations en quantité de matière effectives de l'acide éthanoïque, de sa base conjuguée et des ions oxoniums.

- b. Calculer la valeur du pH de cette solution et la comparer à la valeur mesurée $\text{pH} = 3,0$.

34 Acide et base conjuguée

Un litre de solution aqueuse contient 0,20 mol d'acide éthanoïque et 0,20 mol d'éthanoate de sodium. Le pH de cette solution est égal à 4,8.

Données :

- Masses molaires atomiques : $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la valeur du pK_A du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq).

2. Cette solution constitue une solution tampon. Citer ses propriétés.

3. Pour illustrer l'une de ces propriétés, on dissout dans cette solution 0,40 g de soude. Son pH prend alors la valeur 4,9. Que vaudrait le pH si l'on dissolvait la même masse de soude dans un litre d'eau pure de $\text{pH} = 7,0$? Commenter.

JE VÉRIFIE QUE J'AI...

exprimé le pK_A en fonction du pH pour les valeurs de concentrations données.

35 Le vert de bromocrésol

Le vert de bromocrésol est un indicateur coloré. C'est un couple acide-base de $pK_A = 4,9$ dont la forme acide notée HInd est jaune tandis que la forme basique notée Ind^- est bleue.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'espèce HInd (aq) et l'eau et exprimer la constante d'acidité du couple HInd (aq) / Ind^- (aq).

2. Établir la relation entre le pH et le pK_A .

3. On considère que le vert de bromocrésol prend sa teinte acide lorsque $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$ < 0,1 et qu'il prend sa teinte basique lorsque $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$ > 10. Déterminer sa zone de virage.

4. Tracer le diagramme de prédominance du vert de bromocrésol.

5. Peut-il être utilisé pour repérer l'équivalence d'un titrage acide-base dont le pH à l'équivalence est égal à 6,3? Justifier la réponse.



36 Diagramme de distribution

Le programme en langage Python suivant permet de tracer le diagramme de distribution d'un couple acide-base de pK_A donné.

```
1. import matplotlib.pyplot as plt
2. import scipy.optimize as spo
3. import numpy as np
4. pKA = float(input("pKA = "))
5. def alpha(pH):
6.     return 100*(10**(-pH))/((10**(-pH))+10**(-pKA))
7. def beta(pH):
8.     return 100*(10**(-pKA))/((10**(-pH))+10**(-pKA))
9. pH=np.linspace(0,14,100)
10. plt.plot(pH,alpha(pH),'r',label="% de AH")
11. plt.plot(pH,beta(pH),'g',label="% de A-")
12. plt.xlabel("pH")
13. plt.ylabel("%")
14. plt.show()
```

1. Quel est l'objectif de la ligne 4?

2. Quelle est la grandeur tracée en abscisse? Justifier la réponse.

EXERCICES

- 3. a.** À quelle grandeur chimique correspond α_{pH} ? Justifier la réponse.
b. Préciser la couleur de la courbe correspondante. Justifier la réponse.
c. Démontrer que l'expression de cette grandeur est bien donnée par la relation de la ligne 6.

37 Un traitement à base d'acide fumarique

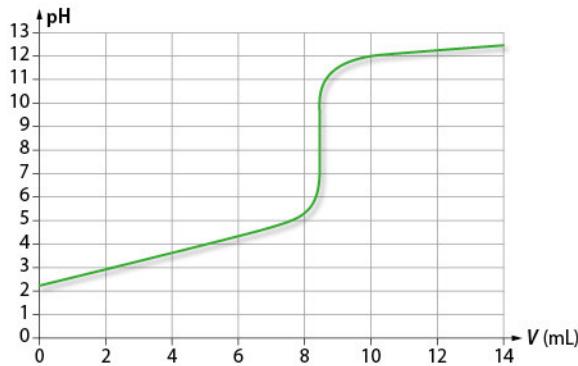
L'acide fumarique ($M(\text{AH}_2) = 116 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) est un composé synthétisé normalement par la peau lorsque celle-ci est exposée au Soleil. Lorsque ce processus est déficient, l'être humain développe une maladie de la peau : le psoriasis.

On souhaite vérifier l'indication portée sur l'étiquette d'un traitement du psoriasis sous forme de gélules, à l'aide d'un titrage acide-base.

On prépare une solution de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ contenant une gélule dissoute.

On dose un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution par de la soude de concentration en quantité de matière : $c_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La courbe d'évolution du pH en fonction du volume de soude versé est donnée ci-dessous.



L'équation de la réaction, support du titrage, est :
 $\text{AH}_2(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{A}^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

1. Parmi les trois indicateurs colorés suivants, lequel est le plus approprié pour effectuer le titrage de l'acide fumarique ? Justifier la réponse.

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge
Jaune d'alizarine R	Jaune	10,1 – 12,1	Violet

2. a. Déterminer, en explicitant la démarche adoptée, la valeur expérimentale m_{exp} de la masse d'acide fumarique contenu dans une gélule ainsi que son incertitude-type $u_{m_{\text{exp}}}$.

L'incertitude-type relative $\frac{u_{m_{\text{exp}}}}{m_{\text{exp}}}$ dans les conditions de l'expérience, est donnée par la relation :

$$\frac{u_{m_{\text{exp}}}}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{u_{V_E}}{V_E} \right)^2 + \left(\frac{u_{V_A}}{V_A} \right)^2 + \left(\frac{u_{c_B}}{c_B} \right)^2}$$

On donne les incertitudes-type suivantes :

$$u_{V_A} = 0,1 \text{ mL}; u_{V_E} = 0,1 \text{ mL}; u_{c_B} = 0,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b. Comparer la valeur déterminée expérimentalement à la valeur donnée par le fabricant $m_{\text{fab}} = 500 \text{ mg}$ en calculant le quotient $\frac{|m_{\text{exp}} - m_{\text{fab}}|}{u_{m_{\text{exp}}}}$. Conclure.

$$u_{m_{\text{exp}}}$$

À L'ORAL

38 L'estomac du tamanoir

La digestion des aliments dans l'estomac nécessite un milieu acide de pH environ égal à 2.

Chez la plupart des mammifères, ce pH est atteint grâce à la production d'acide chlorhydrique dans l'organisme. En revanche, l'appareil digestif du tamanoir est différent en raison de son régime alimentaire : il mange jusqu'à 30 000 fourmis par jour ! Les glandes des fourmis contiennent de l'acide méthanoïque, le plus simple des acides carboxyliques aussi appelé acide formique.



Préparer un exposé oral permettant d'expliquer le fait que les tamanoirs n'ont pas besoin de produire d'acide chlorhydrique pour leur digestion.

Les mots-clés à utiliser

- acide méthanoïque
- acide fort
- acide faible
- forme prédominante dans l'estomac du tamanoir
- pK_A du couple acide formique / ion formiate : 3,8
- concentration en acide formique apporté dans l'estomac du tamanoir
- concentration en acide chlorhydrique apporté dans l'estomac de la plupart des mammifères

Ce court exposé devra pouvoir être réalisé sans note écrite.

39 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE

La couleur de ces fleurs de la plante *Ipomoea tricolor Heavenly Blue* est due à un seul pigment connu sous l'abréviation HBA. Cette molécule qui possède des propriétés acido-basiques est rouge si le pH est inférieur à 6,6 et bleue si le pH est supérieur à 7,7.



Préparer un exposé oral expliquant le changement de couleur observé au cours de la floraison.

Développer ses compétences

40 Électrophorèse d'un mélange d'acides alpha-aminés

TÂCHE COMPLEXE

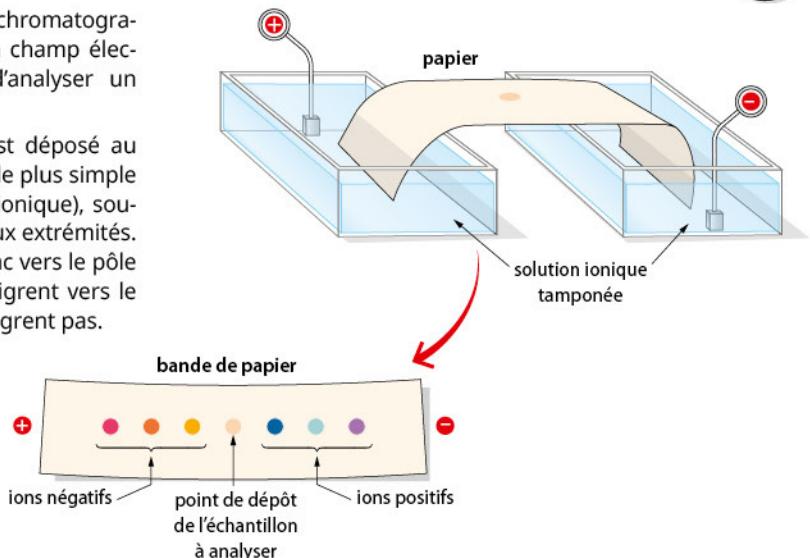
20 min

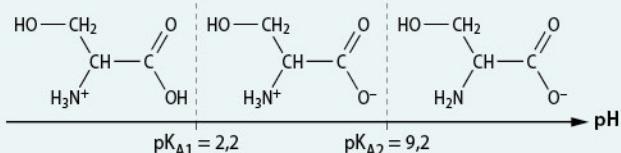
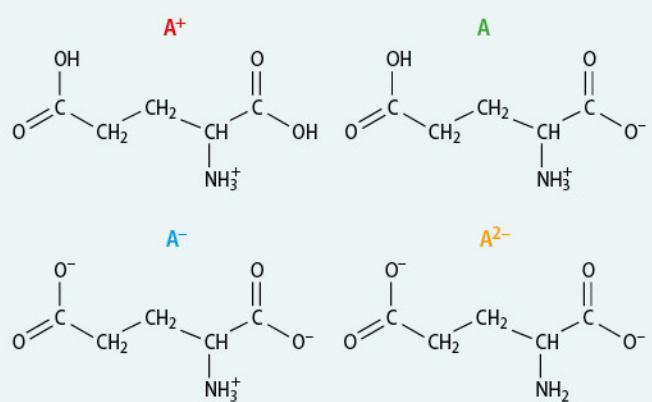
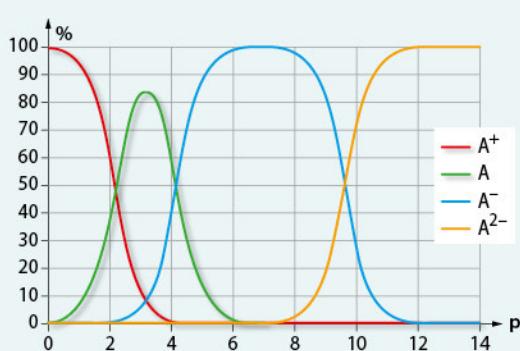
AN/RAI Proposer une stratégie de résolution

L'électrophorèse est une technique chromatographique qui s'effectue en présence d'un champ électrique. Elle permet de séparer et d'analyser un mélange d'acides alpha-aminés.

L'échantillon « mélange » à analyser est déposé au centre d'un support solide conducteur (le plus simple étant un papier imbibé d'une solution ionique), soumis à un champ électrique entre ses deux extrémités. Les ions de charge positive migrent donc vers le pôle négatif, les ions de charge négative migrent vers le pôle positif et les espèces neutres ne migrent pas.

On désire séparer par électrophorèse un mélange aqueux tamponné de sérine et d'acide glutamique.


DOC 1 Solutions « tampon » disponibles

DOC 2 Diagramme de prédominance de la sérine

DOC 3 Diagramme de distribution de l'acide glutamique

LE PROBLÈME À RÉSOUDRE

Déterminer quelle solution tampon choisir pour séparer par électrophorèse deux acides alpha-aminés : la sérine et l'acide glutamique.

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 Contrôle de la qualité d'un lait

TÂCHE COMPLEXE

(RÉA) Mettre en œuvre les étapes d'une démarche

L'industrie laitière met en œuvre divers contrôles de qualité du lait, avant de procéder à sa transformation (production de yaourts par exemple) ou à sa commercialisation.

La détermination de l'acidité Dornic permet d'évaluer l'état de fraîcheur d'un lait.

DOC 1 L'échelle d'acidité Dornic

Un lait frais est légèrement acide, son pH est compris entre 6,6 et 6,8. Cependant, le lactose qu'il contient subit naturellement une dégradation biochimique progressive sous l'effet de bactéries, et il se transforme en acide lactique $C_3H_6O_3$. En conséquence, plus le pH du lait est faible et moins il est frais.

L'industrie laitière utilise le degré Dornic pour quantifier l'acidité d'un lait. Cette unité doit son nom à Pierre Dornic (1864-1933), ingénieur agronome français.

1 °D correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.



Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à 18 °D.

Entre 18 °D et 40 °D, le lait caille (il « tourne ») lorsqu'il est chauffé. Au-delà de 40 °D, il caille à température ambiante.

DOC 2 Des indicateurs colorés acido-basiques usuels

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	$3,1 < \text{pH} < 4,4$	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	$6,0 < \text{pH} < 7,6$	bleu
Rouge de phénol	jaune	$6,6 < \text{pH} < 8,4$	rouge

Un technicien dose l'acidité d'un lait selon la méthode Dornic : il réalise le titrage de 10,0 mL de lait par de la soude de concentration en quantité de matière $c_b = 0,111 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dite soude Dornic.

L'équivalence est repérée en ajoutant quelques gouttes de rouge de phénol, le volume de soude versée est alors de 2,1 mL. On admettra que l'acidité du lait est uniquement due à l'acide lactique.

Données :

- Masses molaires atomiques : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- pK_A du couple acide lactique/ion lactate : 3,9 à 25 °C.

QUESTION PRÉLIMINAIRE

Des ions lactate sont-ils présents dans un lait quel que soit son état de fraîcheur ?

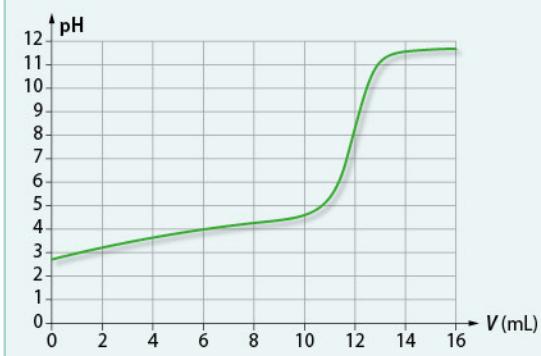
LE PROBLÈME À RÉSOUUDRE

Déterminer si le lait dosé est frais. On justifiera le choix du rouge de phénol et l'intérêt pratique d'utiliser de la soude Dornic.

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.

DOC 3 Courbe de titrage suivie par pH-métrie

20,0 mL de solution d'acide lactique de concentration en quantité de matière $3,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ sont titrés par de la soude de concentration $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.





42 Adaptation du pH de l'eau d'un aquarium

ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

APP Rechercher et organiser l'information

Un aquarium et tout ce qu'il contient forment un système complexe à l'équilibre fragile.

Le pH de l'eau est une grandeur à mesurer régulièrement et à réguler si nécessaire.

Il ne doit pas varier de plus de 0,5 unité de pH.

Un aquariophile débutant n'arrive pas à réguler le pH de son aquarium qui contient des plantes et des poissons (scalaires, néons cardinal et guppys).

Le matin, le pH de l'eau est d'environ 6,7 et le soir de 7,5.

DOC 1 Injection de dioxyde de carbone

On peut injecter du dioxyde de carbone CO₂ dans un aquarium en utilisant un kit comprenant un bulleur, un détendeur et une bouteille pressurisée. En complément, une électrovanne programmable permet de choisir les horaires des périodes d'injection du dioxyde de carbone.

Données :

Couples acide-base	pK _A
CO ₂ (aq), H ₂ O (l) / HCO ₃ ⁻ (aq)	6,3
HCO ₃ ⁻ (aq) / CO ₃ ²⁻ (aq)	10,3

ANALYSE

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre le dioxyde de carbone dissout CO₂ (aq), H₂O (l) et l'eau.

2. Quel est l'effet d'une injection de dioxyde de carbone sur la valeur du pH de l'eau de l'aquarium ?

3. Tracer le diagramme de prédominance des espèces acide-base liées au dioxyde de carbone dissous.

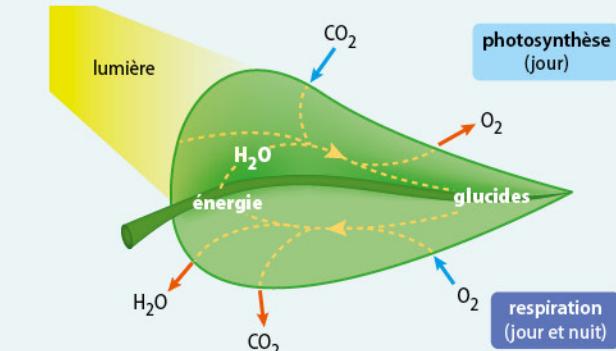
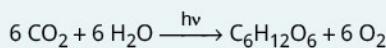
En déduire l'espèce prédominante le matin et le soir dans l'eau de l'aquarium.

DOC 2 Consommation et production de CO₂ et O₂

De jour comme de nuit, les poissons respirent, ils absorbent donc du dioxygène O₂ et rejettent du dioxyde de carbone CO₂.

En ce qui concerne les plantes, deux phénomènes sont à prendre en compte :

- de jour comme de nuit, elles respirent ;
- de jour, lorsqu'elles reçoivent de la lumière, les plantes réalisent la photosynthèse, modélisée par la réaction d'équation suivante :



SYNTHÈSE

Expliquer la variation du pH de l'eau observée en journée et proposer une méthode permettant de le réguler.

VERS LE SUP'

43 L'acide citrique dans le jus de citron

Le pH d'un jus de citron est de 2,5. On assimilera ce jus à une solution aqueuse d'acide citrique notée AH₃ (aq) de concentration en quantité de matière c = 1,5 × 10⁻² mol · L⁻¹.

1. Identifier les espèces chimiques correspondant à chacune des courbes du diagramme de distribution ci-contre.

2. Déterminer les valeurs des pK_A des couples de l'acide citrique.

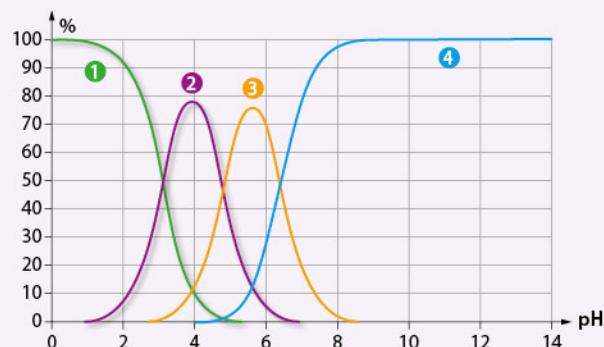
3. a. Exprimer la concentration c en quantité de matière d'acide citrique apporté en fonction des concentrations effectives des espèces chimiques.

b. Quelles espèces peut-on négliger dans le jus de citron ? Justifier la réponse.

c. Que devient la relation trouvée en 3 a dans le cas du jus de citron ?

4. a. Déterminer la concentration en quantité de matière des espèces non négligées dans le jus de citron.

b. En déduire leur pourcentage relatif dans le jus de citron. Les comparer aux valeurs lues sur le diagramme de distribution.



Contrôle qualité d'un comprimé d'aspirine

Contexte

L'aspirine, ou acide acétylsalicylique possède des propriétés antalgiques, antipyrétiques et anti-inflammatoires. C'est la molécule active de nombreux médicaments. Le but de cette épreuve est de vérifier la masse d'aspirine contenu dans un comprimé.



Documents mis à disposition

DOC 1 Extrait de la notice de l'Aspirine du Rhône

Aspirine 500 mg

Composition

Principes actifs : acide acétylsalicylique... 500 mg pour un comprimé

Principes non actifs : amidon de maïs, poudre de cellulose granulée

Forme pharmaceutique

Comprimés

Classe pharmacothérapeutique

Antalgique périphérique, antipyrétique, anti-inflammatoire à dose élevée, antiagrégant plaquettaire

Mode et voie d'administration

Voie orale. Boire immédiatement après dispersion complète des comprimés dans un grand verre d'eau, de préférence au moment des repas.

Matériel mis à disposition

- Un ordinateur muni d'un logiciel permettant de simuler le tracé de la courbe pH-métrique du titrage d'une solution d'acide faible (de pK_A et concentration connus) par une base forte (de concentration connue).
- Un agitateur magnétique avec un barreau aimanté
- Béchers, pipettes jaugées, erlenmeyer, burette graduée
- Une solution S de volume $V = 250 \text{ mL}$ dans laquelle on a dissout un comprimé d'aspirine
- De la soude de concentration : $c_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Indicateurs colorés

DOC 2 Données

- Couple acide acétylsalicylique / ion acétylsalicylate : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ (aq)} / \text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^- \text{ (aq)}$.
- $pK_A = 3,5$.
- Masses molaires atomiques : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DOC 3 Quelques indicateurs colorés

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	$3,1 < \text{pH} < 4,4$	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	$6,0 < \text{pH} < 7,6$	bleu
Rouge de phénol	jaune	$6,6 < \text{pH} < 8,4$	rouge

Travail à effectuer

1. (AN/RAD) Proposition de protocole expérimental (25 min conseillées)

- À partir des documents et du matériel disponible, proposer un protocole expérimental d'un titrage colorimétrique permettant de déterminer la concentration en quantité de matière d'aspirine d'un échantillon $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S. Justifier le choix de l'indicateur coloré.



Être en mesure de présenter le protocole

2. (REA) Mise en œuvre du protocole expérimental proposé (15 min conseillées)

- Mettre en œuvre le protocole.



Être en mesure de présenter la valeur du volume équivalent

3. (VAL) Exploitation du résultat obtenu (15 min conseillées)

1. À partir du volume équivalent et de l'équation de réaction support du titrage, déterminer, en détaillant les différentes étapes du raisonnement, la masse m d'aspirine contenu dans un comprimé.
2. Comparer ce résultat à la valeur donnée par le fabricant et identifier les principales sources d'incertitude.

Défaire le montage et ranger la paillasse.

UNE QUESTION

Comment l'augmentation du dioxyde de carbone atmosphérique menace-t-elle les animaux marins ?

Enjeu de la question

Le dioxyde de carbone est le principal gaz à effet de serre qui contribue au réchauffement climatique, mais il est aussi responsable de l'acidification des océans qui met en péril des écosystèmes entiers.

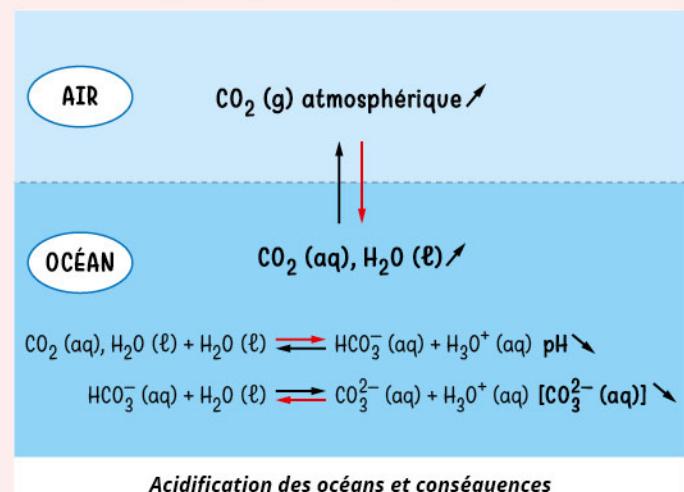
Proposition de plan de présentation

1. Origines des émissions de dioxyde de carbone
2. Équilibres chimiques acide-base liés au dioxyde de carbone
3. Diminution du pH et de la concentration en ions carbonates
4. Effets sur les coraux et les organismes à coquilles ou squelettes à base de carbonate de calcium

Les mots-clés

Combustion ▶ dissolution ▶ acide faible ▶ pH
▶ équilibre chimique ▶ diagramme de distribution

Exemple de support de présentation



QUESTIONS D'APPROFONDISSEMENT POSSIBLES

Comment diminuer les émissions de dioxyde de carbone dans l'atmosphère ?

Comment les émissions soufrées et azotées contribuent-elles aussi à acidifier les océans ?

À propos de l'acidification des océans

Comment peut-on piéger et stocker du dioxyde de carbone ?

Quel est l'effet de l'augmentation de la température des océans sur leur acidification ?

UN EXEMPLE DE PROJET PROFESSIONNEL

L'**ingénierie environnement** a pour mission de mettre l'écologie au service d'un espace à sauvegarder. Elle mesure les conséquences des méthodes de production d'une entreprise sur l'air, l'eau et les sols et s'occupe de la gestion des déchets : elle est chargée de faire respecter les réglementations en vigueur.

Après le bac : Bac + 5, diplôme d'ingénieur(e) spécialisé(e) ou master en sciences pour l'environnement, chimie durable et environnement...
Autres métiers : ingénieur(e) chimiste - technicien(ne) environnement - technicien(ne) chimiste.

Ce métier exige de solides connaissances scientifiques, de travailler en équipe et d'être un bon communicant.

