

Chapitre 1 : Modélisation des transformations acide-base

Présentation	2
Place dans la progression	2
QCM numérique de révision (LLS.fr/PCTP19)	3
Activités	4
Activité d'exploration 1 : Couple acide-base (p. 20)	4
Activité expérimentale 2 : Libération des ions hydrogène H^+ (p. 21)	6
Activité expérimentale 3 : Définition du pH (p. 22)	9
Activité numérique 4 : Précision d'un pH-mètre (LLS.fr/PCT1actnum)	13
Cours (p. 23-25)	17
Exercices	18
QCM (p. 27)	18
Pour s'échauffer (p. 28)	19
Pour commencer (p. 28-30)	21
Différenciation (p. 30)	28
Mise en application (p. 31)	31
Pour s'entraîner (p. 32-34)	32
Exercices Bac (p. 35-36)	39
Problème et tâches complexes (p. 37)	43
Retour sur l'ouverture du chapitre (p. 37)	44

Présentation

Ce chapitre a pour but d'introduire les notions d'acide et de base ainsi que celle de transformation acide-base. La définition du pH sera alors posée. On sensibilisera les élèves à la précision d'une mesure au pH-mètre.

Ce chapitre est l'occasion de réinvestir les structure de Lewis d'espèces classiques.

Ce qui a été enseigné en première :

- Modèle de Lewis de la liaison de valence
- Doublets liants et non-liants
- Écriture symbolique d'une réaction chimique
- Quantités de matière
- Mesures et incertitudes

Place dans la progression

Pour faire suite aux notions acquises concernant les réactions d'oxydoréduction abordées durant la classe de première, en spécialité Physique-Chimie, le programme de terminale se penche désormais sur les réactions acide-base avec l'introduction des ions hydrogène $H^+(aq)$ comme équivalent à l'électron pour ce type de réaction.

Ce chapitre est également l'occasion d'aborder pour la première fois la notion de pH, en relation avec la concentration en ion oxonium $H_3O^+(aq)$. Un souci de rigueur, attendu par le programme officiel, est porté sur l'adimensionnement exigible dans les fonctions logarithmes.

QCM numérique de révision ([LLS.fr/PCTP19](https://lls.fr/PCTP19))

1. Acidité

1. Une solution acide :

A. a un pH inférieur à 7.

2. Une solution acide est la preuve de la présence :

C. d'ions hydrogène $H^+(aq)$ en grande quantité.

3. Le pH se mesure avec :

B. un pH-mètre.

4. L'avancement est :

C. une grandeur qui s'exprime en mole.

5. Ce symbole signifie :

A. irritant

2. Structure

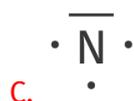
1. L'électronégativité est :

B. la capacité à attirer des électrons.

2. Une liaison polarisée :

B. présente une répartition des charges déséquilibrée entre deux atomes.

3. La représentation de Lewis de l'atome d'azote est :



3. Un peu de mathématiques

1. 10^{a+b} est égal à :

A. $10^a \times 10^b$

2. 10^{a-b} est égal à :

C. $\frac{10^a}{10^b}$

Activités

Activité d'exploration 1 : Couple acide-base (p. 20)

Présentation

Cette activité a pour but d'introduire la notion de couple acide-base et le formalisme qui y est lié. Une transformation vue en vidéo sera étudiée. Elle peut aussi être montrée par le professeur, mais présente des soucis de sécurité. Cette expérience traditionnellement montrée avec le « jet d'eau » est présentée ici sous une forme plus simple, sans déplacement d'eau.

Temps prévu

60 minutes

Lien avec le programme

- Identifier les couples acide-base.
- Établir l'équation d'une réaction acide-base.
- Extraire et s'approprier des informations de différents documents.

Résultat des expériences

Dans la vidéo, le BBT initialement bleu va passer au jaune. Ceci sera révélateur de l'acidité grandissante du milieu et donc, d'une concentration en ions H^+ de plus en plus importante. Le test au nitrate d'argent après la réaction va permettre de mettre en évidence la présence d'ions chlorure formés.

Réponse détaillée

1. L'hélianthine met en évidence les ions hydrogène $H^+(aq)$, le nitrate d'argent ($Ag^+(aq)$; $NO_3^-(aq)$) et les ions chlorure $Cl^-(aq)$. Ainsi : $HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$.
2. Le chlorure d'hydrogène peut être appelé acide car il libère des ions hydrogène $H^+(aq)$ quand il se dissout dans l'eau.
3. Avec l'eau $H_2O(l)$, l'équation de la réaction s'écrit : $H^+(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq)$.
4. L'eau liquide $H_2O(l)$ est ici une espèce acide car elle capte un proton (ou ion hydrogène $H^+(aq)$).
5. L'équation de réaction globale s'écrit : $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
6. Les couples acide/base sont $HCl(g)/Cl^-(aq)$ et $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$.

7. La définition d'Arrhenius n'est pas satisfaisante car les ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ne peuvent pas libérer $\text{HO}^-(\text{aq})$, alors qu'il s'agit pourtant d'espèces chimiques présentant un caractère basique.

Synthèse

Selon Brønsted, un acide est une espèce capable de céder un ou plusieurs ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$. Une base, quant à elle, est une espèce capable de capter un ou plusieurs ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ (ou proton).

On reconnaît un couple acide/base lorsque l'on peut écrire la relation suivante entre les deux espèces du couple : $\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$.

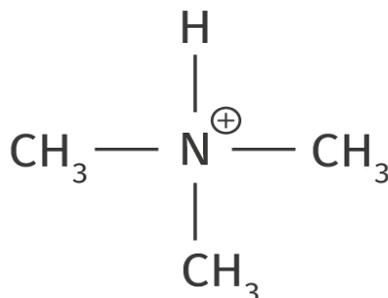
Cette relation se nomme une demi-équation acide-base.

Aide et éléments différenciants

Le professeur peut présenter le schéma de l'expérience avec une légende.

4. La triméthylamine ne peut pas être acide, car elle ne possède pas de liaison R - H polarisée et ne peut donc pas libérer d'ion hydrogène $H^+(aq)$.

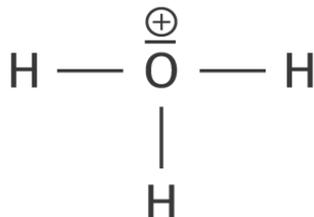
5. Le seul site de la molécule où une liaison peut se former est sur l'atome d'azote, donc la formule de Lewis de l'acide conjugué de la triméthylamine est :



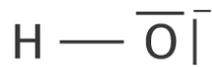
6. Schéma de Lewis de l'eau :



L'eau est susceptible de capter un ion hydrogène $H^+(aq)$ avec un doublet non liant de l'oxygène pour devenir $H_3O^+(aq)$.



Elle peut aussi libérer un ion hydrogène $H^+(aq)$ de l'une des liaisons polarisées O - H pour devenir $HO^-(aq)$.



L'eau appartient donc aux deux couples $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$ et $H_2O(l)/HO^-(aq)$. On dit que c'est un ampholyte ou une espèce amphotère.

Synthèse

Un site acide est une liaison impliquant un atome d'hydrogène et qui est polarisée. Un site basique est un doublet non liant sur un atome électronégatif capable de fixer un proton en établissant une liaison covalente entre les deux.

Aide et éléments différenciants

On peut distribuer une fiche avec les représentations de Lewis des atomes évoqués dans l'activité.

Pour des élèves plus rapides, on peut demander d'identifier des sites, par exemple avec un acide aminé.

Ressources supplémentaires et pistes d'exploitation

Voir différenciation.

Activité expérimentale 3 : Définition du pH (p. 22)

Présentation

L'activité proposée se concentre sur la vérification expérimentale de la relation $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}}{c^0}\right)$ à l'aide d'une représentation graphique obtenue en utilisant Python. Si cette activité, présentée sous sa forme actuelle, se sert d'un langage de programmation, on peut également la réaliser sur tableur-grapheur.

Temps prévu

90 minutes

Lien avec le programme

- Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H_3O^+ , la valeur du pH de la solution et inversement.
- Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.
- Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté.

Résultat des expériences

On obtient, pour une série de plusieurs dilutions de la solution S_1 , le tableau de mesures suivant :

	Volume prélevé $V_{\text{mère}}$ (mL)	Volume de solution obtenu après dilution V_{filie} (mL)	Concentration de la solution en ion oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]_i$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	pH mesuré
S_1			0,100	1,03
S_2	20,0	50,0	$4,00 \times 10^{-2}$	1,41
S_3	20,0	100,0	$2,00 \times 10^{-2}$	1,68
S_4	5,0	50,0	$1,0 \times 10^{-2}$	2,08
S_5	5,0	100,0	$5,0 \times 10^{-3}$	2,25
S_6	10,0	50,0	$2,00 \times 10^{-2}$	1,70
S_7	10,0	100,0	$1,00 \times 10^{-2}$	1,99

On se restreint ici, pour ne pas accumuler d'erreurs de mesure, à un seul prélèvement à l'aide des pipettes.

Réponse détaillée

1. La solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_1 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH théorique égal à 1,00. Les résultats obtenus en préparation donnent $\text{pH}_1 = 1,03$. On vérifie la validité du modèle proposé en reprecisant que l'acide chlorhydrique est une solution qui s'écrit ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; $\text{Cl}^-(\text{aq})$) ; cela signifie donc que la concentration en ion oxonium est égale à :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}}{c^\circ}\right)$$

AN :
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{0,100}{1,00}\right) = 1,00$$

2. Pour pouvoir tester cette relation mathématique, on se propose de réaliser plusieurs dilutions de cette solution S_1 à l'aide du matériel le plus précis à disposition (pipettes jaugées et fioles jaugées) :

- prélever un volume $V_{\text{mère}}$ de solution S_1 ;
- le verser dans une fiole jaugée V_{fille} ;
- compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- mesurer le pH de la solution fille obtenue.
- calculer la concentration en ion oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ obtenue par dilution.

Une fois muni de six mesures (obtenues à l'aide des pipettes jaugées de 5,0 mL, 10,0 mL et 20,0 mL et des fioles jaugées de 50,0 mL et de 100,0 mL), on représente à l'aide du programme Python l'évolution du pH mesuré en fonction de la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ que l'on superpose à une courbe théorique correspondant au modèle mathématique défini dans le **doc. 2** pour en vérifier la validité.

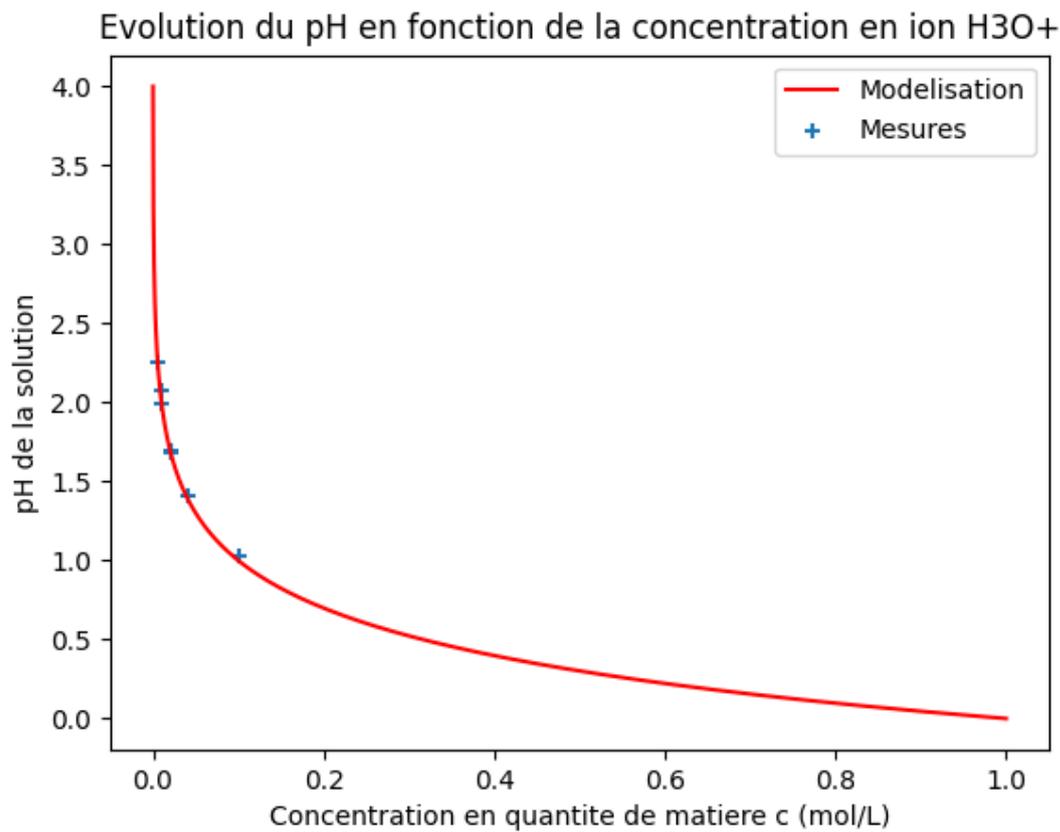
3. Le code Python, affecté des valeurs mesurées, a la forme suivante :

```
import numpy as np
import matplotlib.pyplot as plt

# Points de mesure
c, pH = [0.100, 4.00e-2, 2.00e-2, 1.0e-2, 5.0e-3, 2.00e-2, 1.00e-2], [1.03, 1.41, 1.68, 2.08, 2.25, 1.70, 1.99]
# Trace du modele
cth = np.arange(1e-4, 1, 0.0001)
pHth = -np.log10(cth)

plt.xlabel('Concentration en quantite de matiere c (mol/L)')
plt.ylabel('pH de la solution')
plt.title('Evolution du pH en fonction de la concentration en ion H3O+')
plt.plot(cth, pHth, color='red', label='Modelisation')
plt.scatter(x=c, y=pH, marker='+', label='Mesures')
plt.legend()
plt.show()
```

Il permet d'obtenir le tracé suivant :



On constate que les points de mesure (croix bleues) suivent bel et bien le modèle mathématique tracé en rouge. On peut centrer davantage la fenêtre sur les points de mesure en effectuant une petite modification du programme :

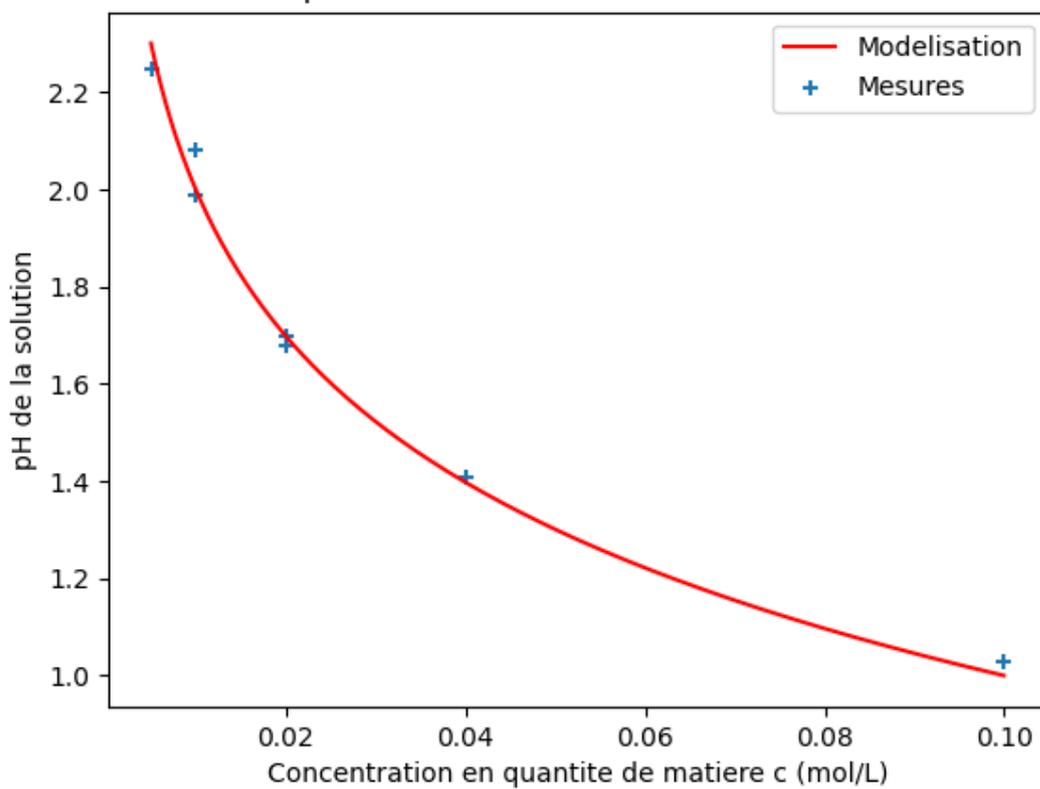
```
import numpy as np
import matplotlib.pyplot as plt

# Points de mesure
c, pH = [0.100, 4.00e-2, 2.00e-2, 1.0e-2, 5.0e-3, 2.00e-2, 1.00e-2], [1.03, 1.41, 1.68, 2.08,
2.25, 1.70, 1.99]
# Trace du modele
cth = np.arange(np.min(c), np.max(c), np.min(c)/100)
pHth = -np.log10(cth)

plt.xlabel('Concentration en quantite de matiere c (mol/L)')
plt.ylabel('pH de la solution')
plt.title('Evolution du pH en fonction de la concentration en ion H3O+')
plt.plot(cth, pHth, color='red', label='Modelisation')
plt.scatter(x=c, y=pH, marker='+', label='Mesures')
plt.legend()
plt.show()
```

Celui-ci donne :

Evolution du pH en fonction de la concentration en ion H_3O^+



Synthèse

L'une des méthodes permettant de vérifier un modèle mathématique consiste à réaliser une série de mesures expérimentales et de confronter celles-ci avec les résultats théoriques attendus.

Cette comparaison permet de vérifier la validité d'un modèle et d'en approcher les limites en étudiant la divergence entre le modèle et les mesures expérimentales pour un paramètre expérimental sortant de la gamme de validité.

Activité numérique 4 : Précision d'un pH-mètre ([LLS.fr/PCT1actnum](https://lls.fr/PCT1actnum))

Présentation

L'activité s'attache à étudier la dispersion de mesures de pH pour une série de mesures à partir d'une même solution. Cette activité est donc l'occasion de revoir l'évaluation d'une incertitude type de type statistique, notamment à l'aide d'un langage de programmation.

Temps prévu

60 minutes

Lien avec le programme

- Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (évaluation de type A).

Résultat des expériences

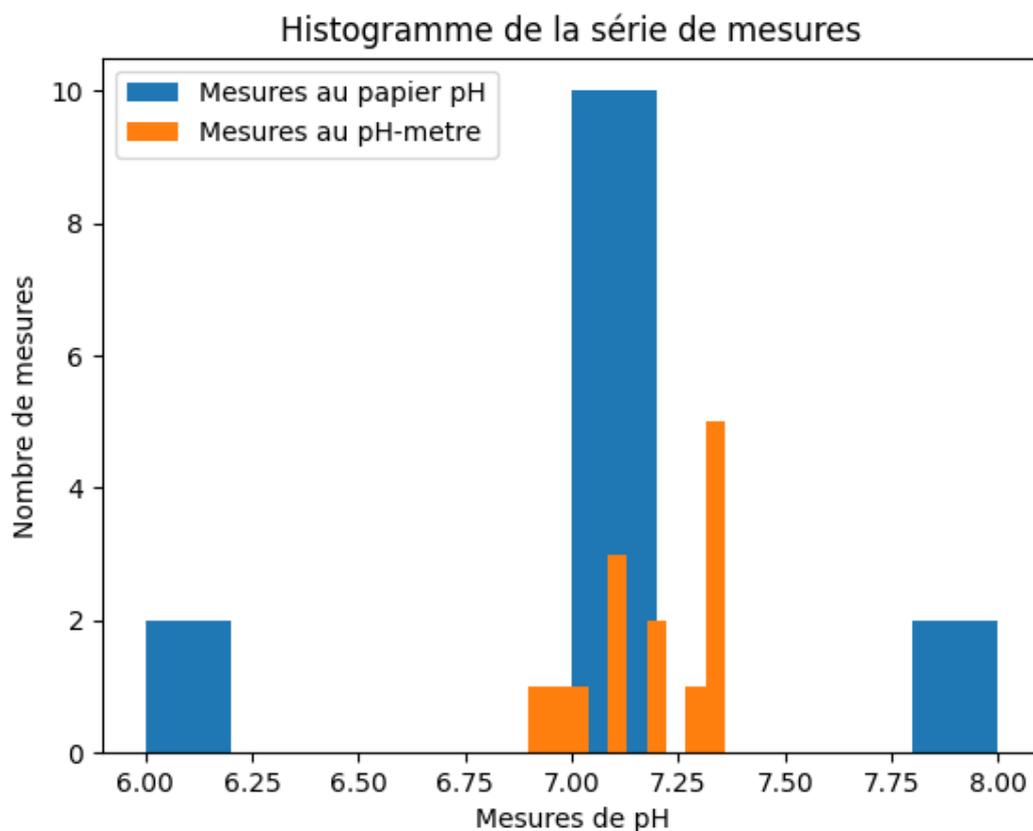
Les résultats suivant correspondent à des mesures de pH d'une même eau du robinet obtenues lors d'une séance de travaux pratiques avec 17 élèves. Pour les mesures, chaque élève avait à réaliser lui-même l'étalonnage du pH-mètre à l'aide de solutions tampon pH = 4 et pH = 7 pour un nombre total de pH-mètres dans la salle de 8. Les pH-mètres, après chaque mesure, devait être réétalonné pour l'élève-expérimentateur.

Numéro élève i	pH au papier-pH	pH au pH-mètre
1	7	7.32
2	7	7.12
3	8	7.29
4	7	6.9
5	7	7.36
6	6	6.95
7	7	7.13
8	7	7.36
9	7	7.34
10	6	7.09

11	7	7.02
12	7	7.19
13	8	7.18
14	7	7.35

Réponse détaillée

1. Les résultats obtenus, pour diverses mesures au pH-mètre, sont fournies ci-dessus. Au papier pH, la mesure est moins précise et on trouve une valeur située autour de $\text{pH} = 7$ (l'ensemble des mesures des élèves s'accordent).
2. En utilisant le code Python fourni pour afficher l'histogramme des mesures, on obtient :



Il faut renseigner le code avec les valeurs obtenues :

```
import numpy as np
import matplotlib.pyplot as plt

pH1 = [7,7,8,7,7,6,7,7,7,6,7,7,8,7]
pH2 = [7.32,7.12,7.29,6.9,7.36,6.95,7.13,7.36,7.34,7.09,7.02,7.19,7.18,7.35]

plt.hist(pH1, 10, label='Mesures au papier pH')
plt.hist(pH2, 10, label='Mesures au pH-metre')
plt.xlabel("Mesures de pH")
plt.ylabel("Nombre de mesures")
plt.title("Histogramme de la série de mesures")
plt.legend()
plt.show()
```

On constate que la dispersion est plus forte pour les mesures au papier-pH (en raison de la difficulté d'estimation) mais que l'ensemble des mesures obtenues semblent converger vers un pH = 7.

3. On peut modifier le code Python pour qu'il affiche les grandeurs demandées :

```
pH1moyen = np.mean(pH1)
pH2moyen = np.mean(pH2)

pH1ecarttype = np.std(pH1)
pH2ecarttype = np.std(pH2)

print(pH1moyen, pH2moyen, pH1ecarttype, pH2ecarttype)
```

On obtient :

- pour le papier pH : $\text{pH}_{\text{moy}} = 7,000$, $\sigma = 0,535$
- pour les pH-mètres : $\text{pH}_{\text{moy}} = 7,186$, $\sigma = 0,152$

4. On utilise la relation précisée dans le **doc. 3** :

$$u(\text{pH}) = \frac{k \cdot \sigma}{\sqrt{n}}$$

AN : $u(\text{pH}_1) = \frac{2,16 \times 0,535}{\sqrt{14}} = 0,3$

AN : $u(\text{pH}_2) = \frac{2,16 \times 0,152}{\sqrt{14}} = 0,09$

5. On peut donc écrire les deux résultats :

- $\text{pH}_1 = 7,0 \pm 0,3$
- $\text{pH}_2 = 7,19 \pm 0,09$

6. On calcule l'incertitude relative, notée e , pour les deux types de mesure :

$$e = \frac{u(\text{pH})}{\text{pH}_{\text{moy}}}$$

AN : $e_1 = \frac{0,3}{7,0} = 0,04 = 4 \%$

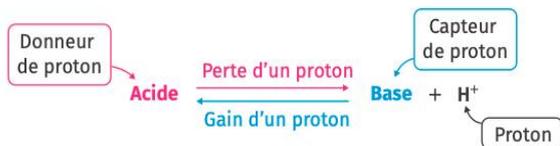
AN : $e_2 = \frac{0,09}{7,19} = 0,01 = 1 \%$

Synthèse

L'évaluation statistique de l'incertitude permet de dire que l'obtention d'un grand nombre de mesures permet de diminuer l'incertitude type.

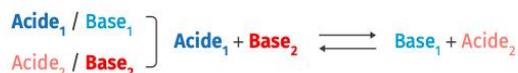
Cours (p. 23-25)

Notions d'acide et de base



► Couple avec l'acide citrique :
C₆H₈O₇(aq) / C₆H₇O₇⁻(aq)

- Notation du couple : Acide/Base
- Espèce **amphotère** : espèce qui possède des propriétés acides et basiques
- Réaction acide-base : transfert d'ion H⁺ entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple :

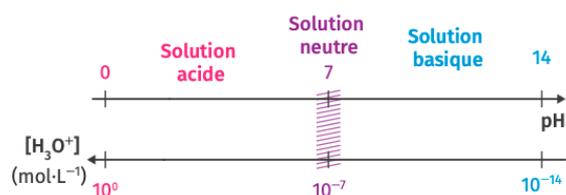


Acides carboxyliques et amines

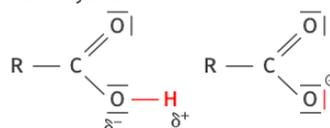
Lien entre acidité et pH

En solution aqueuse :

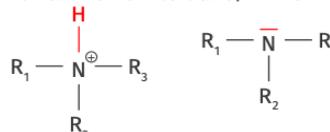
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$



Acide carboxylique/Ion carboxylate



Ion ammonium tertiaire/Amine



Exercices

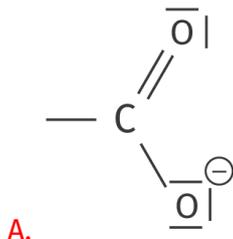
QCM (p. 27)

1. Acides et bases

1. Un acide est une espèce capable de :
C. céder un ion H⁺.
2. Une espèce amphotère est une espèce capable de :
B. capter ou céder un proton.
3. Une réaction acide-base peut avoir lieu entre :
A. un acide d'un couple et une base d'un autre couple.

2. Structure et acidité

1. La liaison polarisée est :
A. N - H
2. Le groupe carboxyle présente un caractère :
A. acide.
3. Le groupe amine présente un caractère :
C. basique.
4. Le schéma du groupe carboxylate est :



3. pH et acidité

1. Le pH d'une solution aqueuse est défini par la relation :

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

2. Plus [H₃O⁺] augmente, plus :
B. le pH diminue.
3. Une réaction acide-base est :
C. exothermique.

4. Jeopardy

- a. Pourquoi l'acide méthanoïque de formule HCOOH est-il acide ?
- b. Que vaut la concentration en ion oxonium lorsque le pH est égal à 5 ?

Pour s'échauffer (p. 28)

5. Couple acide-base (1)

◆ La demi-équation est : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$.

Il y a bien un échange d'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ pour passer de la formule de l'un à la formule de l'autre.

6. Couple acide-base (2)

◆ La demi-équation est : $\text{NH}_4^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$.

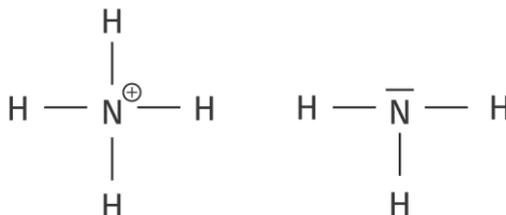
7. Groupe caractéristique

1. L'éthanal ne possède qu'une seule liaison polarisée, la liaison $\text{C} = \text{O}$. Celle-ci ne mettant pas en jeu d'atome d'hydrogène, l'éthanal ne présente pas de caractère acide.

2. Le groupe caractéristique de l'éthanal est un groupe carbonyle, et non un groupe carboxyle $-\text{COOH}$. Il s'agit d'un aldéhyde et non d'un acide carboxylique.

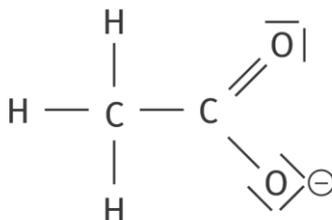
8. Représentation de Lewis (1)

◆ Les schémas de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+ et de l'ammoniac NH_3 sont :



9. Représentation de Lewis (2)

◆ L'ion éthanoate a pour schéma de Lewis :



10. pH et acidité

1. Le pH étant inférieur à 7, on parle de solution légèrement acide.

2. On exprime la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-5,5} = 3,2 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

11. Préparation des ECE

1. Un pH-mètre permet de mesurer le pH d'une solution. En effet, son capteur est sensible à la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ dans la solution.

2. Un pH-mètre est un millivoltmètre. Il mesure la tension électrique entre deux électrodes qui se trouvent dans la sonde de pH (appelée électrode de verre). Le pH est proportionnel à cette tension. Comme la tension dépend de la température et de l'état de surface de la sonde, il faut étalonner le pH-mètre avec deux solutions pour que la valeur affichée corresponde bien au pH de la solution. Le terme « étalonner » signifie donc le régler en utilisant deux solutions tampons dont le pH ne varie pas (ou peu).

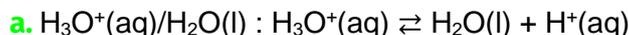
Pour commencer (p. 28-30)

Couple acide-base

12. Identification de couples acide-base (1)

→ REA : Utiliser un modèle

◆ Les propositions correctes sont :



Toutes les autres propositions ne sont pas des couples acide-base.

13. Identification de couples acide-base (2)

→ REA : Utiliser un modèle

◆ Les propositions correctes sont :

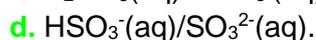
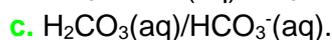
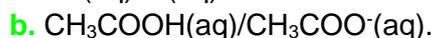
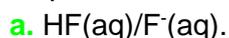


Toutes les autres propositions ne sont pas des couples acide-base.

14. Espèce conjuguée

→ REA : Utiliser un modèle

◆ Les couples acide-base sont :



15. Réaction acide-base

→ REA : Utiliser un modèle

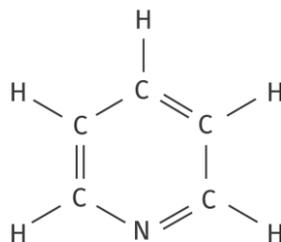
1. Les deux couples acide-base sont $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{aq})/\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

2. L'eau gagne ici un proton H^+ . Elle réagit donc ici en tant que base.

Structure et propriétés

16. Pyridine

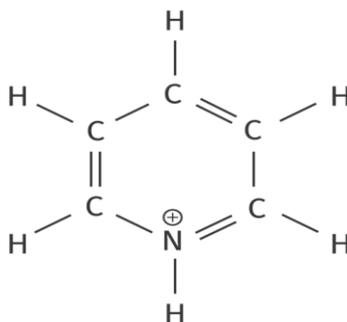
1. Le schéma de Lewis de la pyridine est :



2. La pyridine n'a pas de caractère acide, car elle ne possède pas de liaison X - H polarisée (avec X un atome électronégatif).

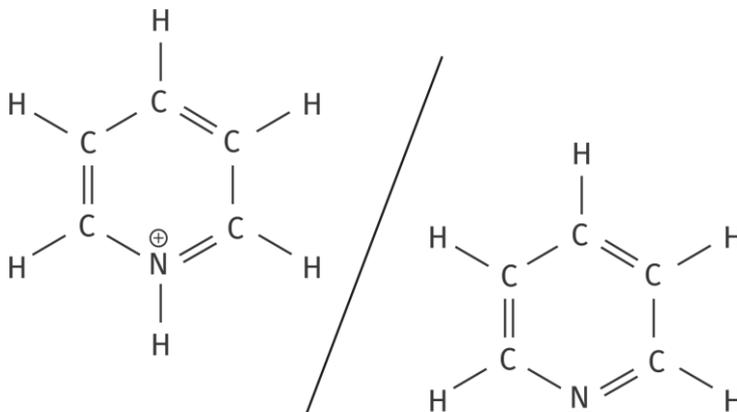
3. La pyridine possède un caractère basique, car l'atome d'azote possède un doublet non liant susceptible de former une liaison covalente avec un ion hydrogène H⁺.

4. Le schéma de Lewis de l'acide conjugué de la pyridine est le suivant :



Pour l'obtenir, il suffit de rajouter un proton H⁺ sur l'azote avec son doublet non liant.

5. Le couple acide-base s'écrit donc C₅H₆N⁺(aq)/C₅H₅N(aq) :



17. Acide dans l'huile

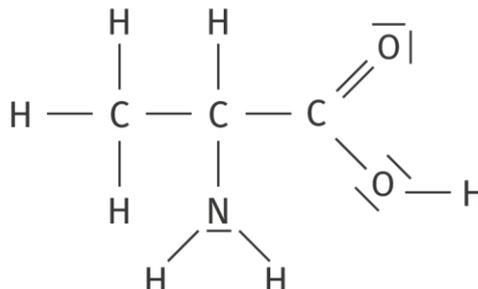
→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. L'acide palmitique est un acide carboxylique (il possède un groupe carboxyle), d'où sa dénomination « acide ». Il s'agit d'une espèce chimique capable de céder un ion hydrogène H⁺.

18. Alanine

- REA : Utiliser un modèle
- RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. Le schéma de Lewis de l'alanine peut être déduit à partir du modèle moléculaire :



2. L'alanine possède deux groupes caractéristiques usuels : un groupe amine et un groupe carboxyle.

3. La molécule possède une partie acide (le groupe carboxyle) et une partie basique (le groupe amine). L'amphion formé présente le groupe amine sous sa forme acide et peut passer sous forme basique. Le groupe carboxyle est sous sa forme basique et peut passer sous forme acide.

Elle appartient donc à deux couples acide-base :

- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COOH}(\text{aq})/\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COO}^-(\text{aq})$;
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COO}^-(\text{aq})/\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COO}^-(\text{aq})$.

L'alanine est donc une espèce amphotère.

pH et acidité

19. pH et concentration

- REA : Utiliser un modèle
- RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. D'après les données fournies, l'incertitude est égale à 0,2 ($\text{pH} = 7,4 \pm 0,2$).

2. On réalise le calcul de la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

En tenant compte de l'incertitude fournie :

- pour $\text{pH} = 7,2$: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7,2} = 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- pour $\text{pH} = 7,6$: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7,6} = 2,5 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

On peut donc écrire :

$$2,5 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. On calcule dans un premier temps la masse molaire de l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$M(\text{H}_3\text{O}^+) = 3 M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$\text{AN : } M(\text{H}_3\text{O}^+) = 3 \times 1,0 + 16,0 = 19 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

On peut donc calculer la concentration en masse :

$$\gamma = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot M(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{AN : } \gamma = 4,0 \times 10^{-8} \times 19,0 = 7,6 \times 10^{-7} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. La concentration en ion calcium $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ est égale à :

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{\gamma}{M(\text{Ca})}$$

$$\frac{[\text{Ca}^{2+}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1,6 \times 10^4$$

On compare les deux concentrations en effectuant le rapport : $\frac{[\text{Ca}^{2+}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$
 Les ions calcium $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ sont environ 10 000 fois plus concentrés en solution que les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

20. Acide sulfurique dilué

→ REA : Appliquer une formule

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. À partir des données concernant la concentration en acide sulfurique, on peut écrire :

$$\text{pH}_{\text{mre}} = -\log\left(\frac{2 \times 8,0 \times 10^{-2}}{1,0}\right) = 0,80$$

2. La dilution à partir d'un facteur égal à $F = 5$ et un volume de solution fille correspondant à $V_{\text{fille}} = 200,0 \text{ mL}$ implique une fiole jaugée de 200,0 mL et une pipette jaugée de volume $V_{\text{mère}} = 40,0 \text{ mL}$.

3. La solution fille est 5 fois moins concentrée en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$\text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{fille}} = \left(\frac{2 \times 8,0 \times 10^{-2}}{5}\right) = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. $\text{pH}_{\text{fille}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{fille}}}{c}\right)$

$$\text{AN : } \text{pH}_{\text{fille}} = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-2}}{1,0}\right) = 1,5$$

21. Préparation d'acide nitrique

→ REA : Appliquer une formule

1. Si l'acide réagit totalement avec l'eau : $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

D'après la stœchiométrie de la réaction :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formee}} = n(\text{HNO}_3)_{\text{consommee}}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{forme}} = \frac{m(\text{HNO}_3)_{\text{consomme}}}{M(\text{HNO}_3)}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{forme}} = \frac{m(\text{HNO}_3)_{\text{consomme}}}{M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 M(\text{O})}$$

$$\text{AN : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{forme}} = \frac{1,0}{1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0} = 1,6 \times 10^{-2}$$

On peut donc calculer la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{forme}}}{V}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,6 \times 10^{-2}}{50 \times 10^{-3}} = 3,2 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{Le pH de la solution est donc égal à : } \text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}\right)$$

2. Si on double la quantité de matière en acide apporté, on double la concentration en ion oxonium formés :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}\right)$$

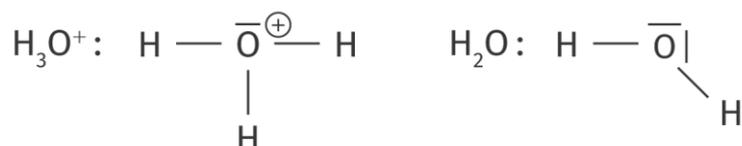
$$\text{AN : } \text{pH} = -\log\left(\frac{6,4 \times 10^{-1}}{1,0}\right) = 1,9$$

Vue d'ensemble

22. Ion oxonium

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. Les schémas de Lewis des deux espèces chimiques sont :



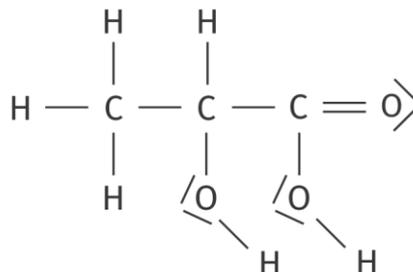
2. On peut écrire la demi-équation qui lie les deux espèces : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^+(\text{aq})$.

3. L'atome d'oxygène ne respecte pas son schéma de Lewis habituel. L'un des doublets non liants est devenu liant.

23. Acidité du lait

→ REA : Appliquer une formule

1. L'acide lactique est un acide carboxylique. Il possède donc un groupe carboxyle.
2. Le schéma de Lewis de l'acide lactique est :



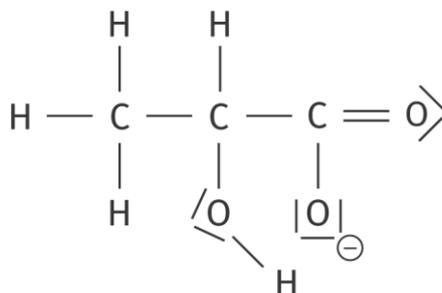
3. On calcule la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-6,5} = 3,2 \times 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. D'après la relation liant le pH et la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, si le pH diminue lors de la fermentation du lait, alors la concentration augmente.

5. Le schéma de Lewis de l'ion lactate est le suivant :



6. On écrit l'équation de réaction suivante : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

24. Molécule putride

→ REA : Utiliser un modèle

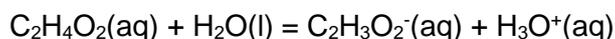
1. La putrescine possède deux groupes amines.
2. Les amines (ou diamine ici) possèdent un caractère basique en raison de la présence d'un doublet non liant porté par l'atome d'azote. La putrescine a donc un caractère basique.
3. L'équation de la réaction avec l'eau s'écrit (pour un seul échange d'ion hydrogène H^+) : $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

Différenciation (p. 30)

25. Réaction limitée ou totale ? (1)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation

1. L'équation de la réaction entre l'acide et l'eau s'écrit :



2.

	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{aq})$	+ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	= $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq})$	+ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial $x = 0 \text{ mol}$	$c_A \cdot V_A$	excès	0 mol	0 mol
État final réel x_f	$c_A \cdot V_A - x_f$		x_f	x_f
État final théorique x_{max}	0 mol		x_{max}	x_{max}

À l'état initial, la quantité d'acide éthanoïque est égale à :

$$n_A = c_A \cdot V_A$$

AN : $n_A = 1,0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3. En considérant l'état final, on peut donc écrire que :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}} = \frac{x_{\text{max}}}{V}$$

Or, d'après la stœchiométrie de la réaction, $x_{\text{max}} = n_A$:

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pH}_{\text{max}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}}{c^\circ}\right)$$

AN : $\text{pH}_{\text{max}} = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-2}}{1}\right) = 2,0$

4. On constate que le pH réel de la solution est supérieur au pH_{max} . Cela signifie donc qu'il y a moins d'ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ que prévus : la réaction n'est pas totale.

26. Réaction limitée ou totale ? (2)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation

1.

	HCl(g)	+ H ₂ O(l)	⇌ H ₃ O ⁺ (aq)	+ Cl ⁻ (aq)
État initial x = 0 mol	$n_0 = \frac{V}{V_m}$	excès	0 mol	0 mol
État final réel x _f	$n_0 - x_f$		x _f	x _f
État final théorique x _{max}	$n_0 - x_{\max} = 0 \text{ mol}$		x _{max}	x _{max}

2. À l'état initial, la quantité de matière en chlorure d'hydrogène HCl(g) est égale à :

$$n_0 = \frac{V}{V_m}$$

AN : $n_0 = \frac{2,2 \times 10^{-3}}{24,0} = 9,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$

Compte-tenu de la stœchiométrie de la réaction : $x_{\max} = n_0 = 9,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$. D'où l'expression de la concentration en ion oxonium H₃O⁺(aq) :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\max} = \frac{x_{\max}}{V}$$

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\max} = \frac{9,2 \times 10^{-5}}{0,100} = 9,2 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

3. On peut vérifier que la réaction est totale ou non en calculant le pH théorique dû à la concentration maximale en ion oxonium H₃O⁺(aq) déterminée à la question précédente :

$$\text{pH}_{\max} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\max}}{c^\ominus}\right)$$

AN : $\text{pH}_{\max} = -\log\left(\frac{9,2 \times 10^{-4}}{1,0}\right) = 3,0$

La transformation est totale car le pH déterminé par calcul correspond à celui mesuré et cité dans les données.

27. Réaction limitée ou totale ? (3)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation

◆ L'équation de la réaction correspond à : $C_6H_8O_6(s) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_7O_6^-(aq) + H_3O^+(aq)$.
 On cherche à vérifier que la réaction est totale en comparant le pH maximum théorique avec le pH indiqué dans l'énoncé. D'après la stœchiométrie de la réaction :

$$x_{\max} = n_0$$

$$x_{\max} = \frac{m_0}{M}$$

$$\text{AN : } x_{\max} = \frac{0,500}{6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La concentration maximale possible pour les ions oxonium $H_3O^+(aq)$ correspond à :

$$[H_3O^+]_{\max} = \frac{2,8 \times 10^{-3}}{0,250} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On en déduit par calcul le pH maximal possible par réaction totale de l'acide ascorbique avec l'eau :

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

$$\text{AN : } \text{pH}_{\max} = -\log\left(\frac{1,1 \times 10^{-2}}{1,0}\right) = 2,0$$

Ce pH est inférieur au pH effectif de la solution. Par conséquent, la réaction n'est pas totale.

Mise en application (p. 31)

28. Acide iodhydrique

- RAI/MOD : Modéliser une transformation
- REA : Appliquer une formule

◆ L'équation de la réaction est : $\text{HBr(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

La quantité de matière initiale d'acide bromhydrique est égale à :

$$n_0(\text{HBr}) = \frac{V(\text{HBr})}{V_m}$$

AN : $n_0(\text{HBr}) = \frac{250 \times 10^{-3}}{22,4} = 1,12 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Cette quantité de matière correspond à l'avancement maximal de la réaction car l'acide bromhydrique est le réactif limitant. On peut donc écrire $n_0 = x_{\text{max}}$. En exploitant l'expression du pH, on peut donc la calculer :

$$\text{pH}_{\text{max}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}}{c^0}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{x_{\text{max}}}{V \cdot c}\right)$$

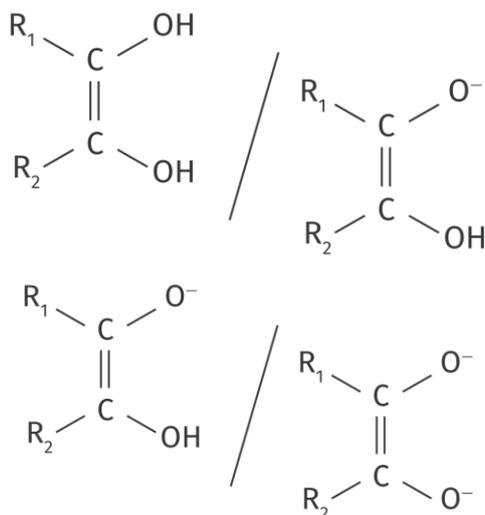
AN : $\text{pH} = -\log\left(\frac{1,12 \times 10^{-2}}{2,0 \times 1,0}\right) = 2,3$

Pour s'entraîner (p. 32-34)

29. Préservation du styrène

→ REA : Utiliser un modèle

1. Le styrène présente des liaisons O-H polarisée. Il peut donc libérer des protons H⁺.
2. Les deux couples acide-base possibles sont les suivants :



3. Le 4-tert-butylpyrocatechol ne contient pas de groupe carboxyle (il possède en l'occurrence un groupe carbonyle et un groupe hydroxyle porté par deux atomes de carbone différents). Il ne s'agit donc pas d'un acide carboxylique.

30. Plongeon dans un lac acide

→ REA : Appliquer une formule

1. Lorsqu'il pleut, le lac se remplit d'eau. Il y a ajout de solvant, soit une dilution de l'eau du lac.
→ Réponse **a**. Il augmente.
2. Si le volume reste constant et qu'il y a de moins en moins d'acide, le lac est de moins en moins concentré en ion oxonium H₃O⁺(aq).
→ Réponse **a**. Il augmenterait.

3. On calcule le pH_{final} :

$$\text{pH}_{\text{final}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}}}{c^\circ}\right)$$

Or, la concentration en ion oxonium est liée à la quantité de matière et au volume du lac :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} \cdot V_{\text{initial}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} \cdot V_{\text{initial}}}{V_{\text{final}}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = \frac{c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}_{\text{initial}}} \cdot V_{\text{initial}}}{V_{\text{final}}}$$

AN :
$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = \frac{1,0 \times 10^{-0,30}}{1,20} = 4,2 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On peut donc calculer le pH_{final} :

$$\text{pH}_{\text{final}} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}}}{c}\right)$$

AN :
$$\text{pH}_{\text{final}} = -\log\left(\frac{4,2 \times 10^{-1}}{1,0}\right) = 0,38$$

→ Réponse **c.** $\text{pH} = 0,38$.

4. Les acides, à très forte concentration, sont corrosifs.

→ Réponse **b.** Sa peau serait rongée.

31. Potentiels en tous genres

→ REA : Appliquer une formule

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. D'après l'énoncé :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

AN :
$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2,0$$

On peut donc remonter à la concentration en ion hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$:

$$[\text{HO}^-] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pOH}}$$

AN :
$$[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-2,0} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Il faut donc $1,0 \times 10^{-2}$ mol d'ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ pour 1 L de solution. Or, la formule de l'hydroxyde de sodium solide est $\text{NaOH}(\text{s})$ et permet, lorsqu'il est dissout, de former un ion hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$.

Il faut donc $1,0 \times 10^{-2}$ mol d'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}(\text{s})$ pour fabriquer 1 L de solution.

$$m = n \times M$$

AN :
$$m = 1,0 \times 10^{-2} \times 40,0 = 0,40 \text{ g}$$

2. Le protocole à suivre pour la réalisation de la solution est le suivant :

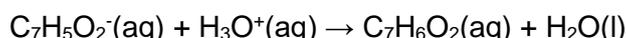
- peser 0,40 g d'hydroxyde de sodium NaOH(s) dans une coupelle à l'aide d'une balance ;
- verser le soluté dans une fiole jaugée de 1,0 L avec un entonnoir ;
- remplir d'eau distillée jusqu'au tiers environ ;
- agiter pour accélérer la dissolution du soluté ;
- remplir d'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- avec un bouchon, renverser la solution pour homogénéiser la concentration.

32. Comprendre les attendus Synthèse de l'acide benzoïque

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. Ce montage permet de chauffer et donc d'accélérer la transformation sans perte de matière grâce au reflux. Les vapeurs formées par le chauffage se liquéfient sur les parois du réfrigérant et retombent à l'intérieur du mélange réactionnel.

2. L'équation de la seconde réaction est la suivante :



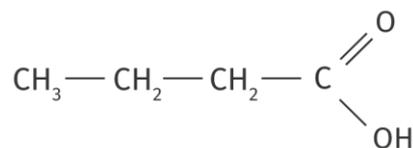
3. La première transformation ne consiste pas en un échange simple de protons H^+ . Ce n'est pas une transformation acide-base. La deuxième réaction, en revanche, est bien une transformation acide-base entre les couples $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(\text{aq})/\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

4. L'ion benzoate $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{aq})$ est contenu dans le filtrat. Le solide filtré est $\text{MnO}_2(\text{s})$ et ce dernier ne présente pas d'intérêt par la suite. Le retirer avant la deuxième réaction permet d'éviter un mélange de $\text{MnO}_2(\text{s})$ et d'acide benzoïque solide $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(\text{s})$.

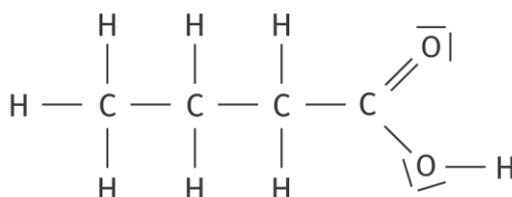
33. Beurre acide

→ REA : Utiliser un modèle

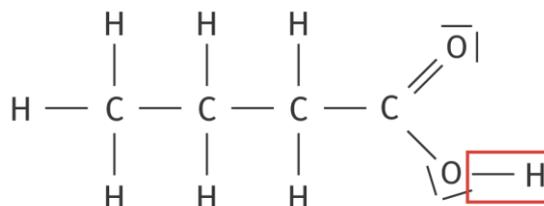
1. La formule semi-développée de l'acide butyrique est :



Son schéma de Lewis est le suivant :



2. On peut repérer l'atome d'hydrogène responsable du caractère acide de l'acide butyrique en identifiant celui lié à un atome très électronégatif.



3. Dans l'ester formé, l'atome d'hydrogène précédemment identifié n'est plus présent et tous les autres atomes d'hydrogène sont liés à un atome de carbone peu électronégatif. L'ester ne présente donc pas de caractère acide.

34. Acide phosphorique

→ REA : Utiliser un modèle

1. Les couples acide-base sont les suivants $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})/\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})/\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$ et $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$.

2. Dans les trois couples cités précédemment, on retrouve $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$ et $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$ dans deux couples différents, soit en tant qu'acide, soit en tant que base. Il s'agit donc d'espèces amphotères.

35. pH des océans

→ REA/MATH : Utiliser des outils mathématiques

1. Si le dioxyde de carbone CO_2 acidifie les océans, c'est donc qu'il possède des propriétés acides en se liant à une molécule d'eau.

2. Entre 2018 et 2100, on prévoit une variation de 8,1 à 7,8. En notant p le pourcentage de variation, on obtient :

$$p = \frac{\text{pH}_{2018} - \text{pH}_{2100}}{\text{pH}_{2018}}$$

$$p = \frac{8,1 - 7,8}{8,1} = 3,7\%$$

AN :

Cette diminution est suffisante pour dérégler de manière significative la biosphère dans les océans.

3. On calcule le rapport r entre les concentrations en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ des océans :

$$r = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{2100}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{2018}}$$

$$r = \frac{c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}_{2100}}}{c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}_{2018}}}$$

$$r = 10^{\text{pH}_{2018} - \text{pH}_{2100}}$$

AN : $r = 10^{8,1-7,8} = 2,0$

La concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ risque a priori de doubler selon les prévisions.

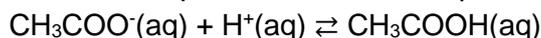
4. Un faible pourcentage d'augmentation du pH engendre une augmentation de concentration très importante, car le pH est relié directement à la puissance de 10 de la concentration. L'emploi d'une échelle logarithmique est donc plus adapté.

36. Copie d'élève à commenter

1. L'équation de la dissolution est : $\text{CH}_3\text{COONa}(\text{s}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$

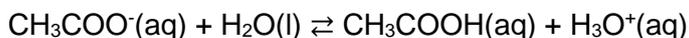
L'eau n'apparaît pas dans les réactifs d'une équation de dissolution. Elle est indiquée comme solvant, avec l'indice (aq) après la formule des deux produits.

2. L'ion éthanoate est une base car on peut écrire la demi-équation :



Comme c'est une espèce chimique susceptible de gagner un proton H^+ , il s'agit donc d'une base.

3. L'équation de la réaction de l'ion éthanoate avec l'eau est :



Comme il s'agit d'une base, il doit gagner un proton H^+ et non en perdre un.

4. La formule présente une erreur de signe et ne permet pas de dimensionner la concentration en ion oxonium :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-8,9} = 1,3 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Le résultat est par conséquent faux et il ne présente pas l'unité.

37. Incertitudes de mesures

→ VAL : Évaluer les incertitudes

◆ Pour vérifier la qualité de sa préparation, on cherche à déterminer par le calcul la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ de la solution et son incertitude pour la comparer à la valeur précisée dans l'énoncé.

$$u([\text{H}_3\text{O}^+]) = \ln(10) \cdot u(\text{pH}) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,9} = 1,26 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

On détermine l'incertitude sur la valeur du pH :

$$u(\text{pH}) = \frac{d}{2\sqrt{3}}$$

AN : $u(\text{pH}) = \frac{0,1}{2 \times \sqrt{3}} = 0,03$

On peut donc calculer l'incertitude sur la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$u([\text{H}_3\text{O}^+]) = \ln(10) \cdot u(\text{pH}) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

AN : $u([\text{H}_3\text{O}^+]) = \ln(10) \times 0,03 \times 1,26 \times 10^{-2} = 9 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 0,09 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

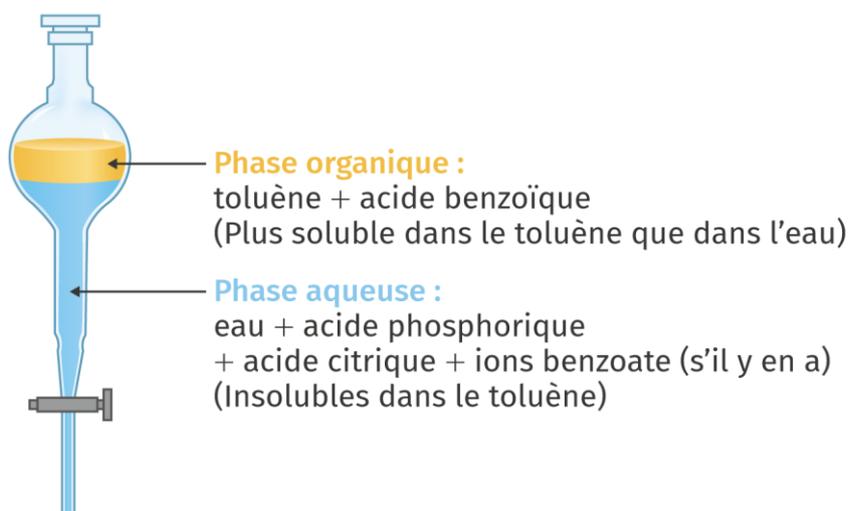
On peut ainsi écrire le résultat sous la forme $[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,26 \pm 0,09) \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Or, la concentration attendue ne rentre pas dans cet intervalle. La solution préparée ne respecte donc pas la concentration annoncée.

38. Acide benzoïque d'un soda

→ ANA/ANA : Construire un raisonnement

1. Le toluène est un bon solvant, car il s'agit d'un solvant dans lequel l'acide benzoïque est très soluble et les autres acides ne le sont pas. De plus, le toluène n'est pas miscible avec l'eau ce qui permet une extraction liquide-liquide.

2. Le toluène a une masse volumique plus faible que celle de l'eau. La phase organique se situe donc au-dessus de la phase aqueuse.



3. L'équation de la réaction est la suivante : $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

4. a. Les ions benzoate $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{aq})$ réagissent avec les ions oxonium de l'acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et redeviennent de l'acide benzoïque $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(\text{aq})$ très peu soluble.

b. On peut récupérer les cristaux à l'aide d'une filtration de type Büchner.

c. Pour vérifier la pureté des cristaux, on peut effectuer une chromatographie sur couche mince en dissolvant les cristaux dans un solvant adapté ou mesurer le point de fusion avec un banc Köfler.

39. Datarage

→ RAI/ANA : Utiliser et interpréter des documents

1. Il y a un échange de proton entre l'acide lactique noté A et le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$: $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq})$.

2. Graphiquement, pour $p = 155 \text{ hPa}$, on peut voir que $V_m = 0,160 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ soit $160 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On peut donc écrire que :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m}$$

AN : $n(\text{CO}_2) = \frac{0,310}{160} = 1,94 \times 10^{-3} \text{ mol}$

On obtient alors :

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

AN : $n(\text{CaCO}_3) = \frac{0,20}{100} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Aux erreurs de lecture près, tout le carbonate a réagi compte-tenu des quantités de matière trouvées.

3. D'après la stœchiométrie de la réaction :

$$n_A = 2 n(\text{CaCO}_3)$$

AN : $n_A = 2 \times 2,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

On peut donc calculer la concentration minimale en acide lactique du datarant :

$$c_A = \frac{n_A}{V}$$

AN : $c_A = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Compte-tenu du facteur de dilution indiquée :

$$c_A' = 10 c_A$$

AN : $c_A' = 10 \times 4,0 \times 10^{-1} = 4,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

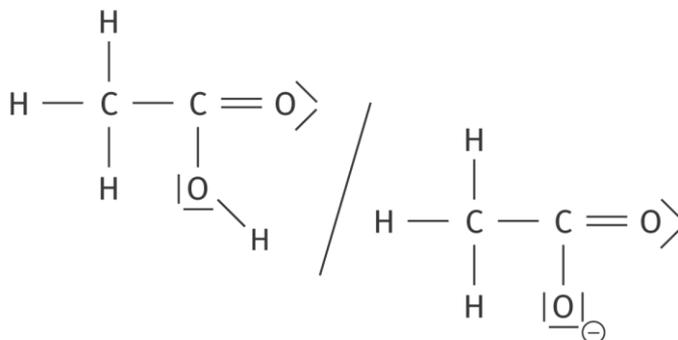
Exercices Bac (p. 35-36)

40. Comprendre les attendus Cuisine et acidité

- RAI/ANA : Utiliser et interpréter des documents
- REA : Appliquer une formule

I. Acides et bases dans la cuisines

1. Un indicateur coloré acide-base est une espèce chimique qui change de couleur en fonction du pH de son environnement. En effet, ses formes acide et basique absorbent une partie du domaine du visible à des longueurs d'onde différentes.
2. D'après le **doc. 1**, la couleur verte correspond à un milieu basique. Le détergent est donc basique d'après les informations fournies dans l'énoncé.
3. Les deux schémas de Lewis (acide et base) sont les suivants :



II. Dilution du vinaigre

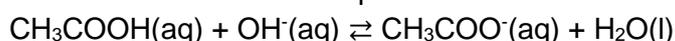
◆ On souhaite diluer par 10 une solution mère. Pour cela, il faut se servir de la verrerie la plus précise, à savoir une pipette jaugée pour prélever la solution mère et une fiole jaugée pour réaliser la solution fille.

Il faut donc une pipette jaugée et une fiole jaugée dont le volume est 10 fois plus élevé que celui de la pipette.

La seule combinaison possible est la pipette de 20,0 mL pour prélever la solution mère et la fiole de 200,0 mL pour réaliser la solution fille.

III. Réaction du vinaigre sur la soude

1. L'hydroxyde de sodium, une fois dissous, s'écrit (Na⁺(aq) ; HO⁻(aq)). La présence des ions hydroxyde HO⁻(aq) permet donc la réaction d'équation suivante :



2. On effectue deux hypothèses :

- Si les ions hydroxyde sont le réactif limitant :

$$x_{\max} = c_B \cdot V_B$$

AN : $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-1} \times 6,0 \times 10^{-3} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

- Si l'acide éthanoïque est le réactif limitant :

$$x_{\max} = c_A \cdot V_A$$

AN : $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-1} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Le réactif limitant est donc l'ion hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ et $x_{\max} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

3. D'après la stœchiométrie de la réaction, et en notant par B l'ion éthanoate, l'état final est le suivant :

$$n_B = c_B \cdot V_B - x_f$$

$$x_f = c_B \cdot V_B - n_B$$

Le volume total V_{total} correspond à :

$$V_{\text{total}} = V_{\text{eau}} + V_A + V_B$$

AN : $V_{\text{total}} = 60 + 10,0 + 6,0 = 76 \text{ mL}$

On calcule la quantité de matière en ion éthanoate à l'état final :

$$n_B = [\text{HO}^-] \cdot V_{\text{total}}$$

$$n_B = \frac{(c^\circ)^2 \cdot 10^{-14} \cdot V_{\text{total}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$n_B = \frac{(c^\circ)^2 \cdot 10^{-14} \cdot V_{\text{total}}}{10^{-\text{pH}}}$$

AN : $n_B = \frac{(1,0)^2 \times 10^{-14} \times 76,0 \times 10^{-3}}{10^{-5}} = 7,610 \times 10^{-11} \text{ mol}$

On peut donc remonter à l'avancement final x_f :

AN : $x_f = 6,0 \times 10^{-4} - 7,6 \times 10^{-11} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

La réaction est totale car l'avancement final correspond à l'avancement maximal.

41. Acidité de l'eau distillée

- RAI/ANA : Utiliser et interpréter des documents
- REA : Appliquer une formule

1. a. Les couples mis en jeu sont $\text{H}_2\text{O}(\text{l})/\text{HO}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

On obtient alors : $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

b. On exprime le pH en fonction de la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

AN : $\text{pH} = -\log\left(\frac{1,010 \times 10^{-7}}{1,0}\right) = 7,0$

2. a. Les couples acide-base mis en jeu sont CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})/\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

b. D'après l'équation de la réaction : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$

On peut déduire :

$$10^{-6,4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{labo}} \cdot c^\circ}$$

$$[(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{labo}} = \frac{10^{-2 \text{ pH}}}{10^{-6,4} \cdot c}$$

$$\text{AN : } [(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{labo}} = \frac{10^{-2 \text{ pH}}}{10^{-6,4} \cdot c} \text{ mol}$$

3. a. D'après l'énoncé :

$$[(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{atm}} = k \cdot p_{\text{CO}_2}$$

$$\text{AN : } [(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{atm}} = 3,4 \times 10^{-7} \times 38 = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b. Compte-tenu des valeurs obtenues, on peut donc remarquer que :

$$[(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{labo}} < [(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})]_{\text{atm}}$$

Ce qui signifie, a priori, que la pression $p_{\text{CO}_2, \text{labo}} < p_{\text{CO}_2, \text{atm}}$.

42. Acide dans les batteries

→ REA : Utiliser un modèle

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. L'acide sulfurique peut perdre deux protons H^+ en réagissant avec l'eau. C'est pour cela qu'on emploie le terme de diacide.

2. On veut diluer par 1 000. Il faut donc une pipette jaugée et une fiole jaugée dont le volume est 1 000 fois plus élevé que celui de la pipette. La combinaison possible est la pipette jaugée de 1,00 mL pour prélever la solution mère et la fiole de 1,0 L pour réaliser la solution fille.

3. On détermine la concentration en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ dans la solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-2,13} = 7,41 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'après l'équation de la réaction :

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{2}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{7,41 \times 10^{-3}}{2} = 3,71 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On détermine ensuite la concentration dans la batterie. Comme il y a eu une dilution par un facteur $F = 1000$, on obtient :

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{mesuré}} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot F$$

$$\text{AN : } [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{mesuré}} = 3,71 \times 10^{-3} \times 1000 = 3,71 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On sait qu'il y a 33 g d'acide dans 100 g d'électrolyte d'après l'énoncé. Pour 100 g d'électrolyte :

$$V_{\text{électrolyte}} = \frac{m}{\rho}$$

$$V_{\text{électrolyte}} = \frac{m}{d \cdot \rho_{\text{eau}}}$$

$$\text{AN : } V_{\text{électrolyte}} = \frac{100}{1,25 \times 1000} = 8,00 \times 10^{-2} \text{ L}$$

On calcule la quantité d'acide sulfurique :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\text{AN : } n = \frac{33}{1,0 \times 2 + 32,1 + 4 \times 16,0} = 3,4 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{com}} = \frac{n}{V_{\text{électrolyte}}}$$

$$\text{AN : } [\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{com}} = \frac{3,4 \times 10^{-1}}{8,00 \times 10^{-2}} = 4,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Les deux valeurs sont assez proches (l'écart relatif est de l'ordre de 14 %).

Problème et tâches complexes (p. 37)

43. Identifier un couple acide-base

- RAI/ANA : Construire un raisonnement
- REA : Appliquer une formule

◆ D'après l'énoncé, l'acide étudié est un acide faible. Or, dans le **doc. 1**, il est précisé que l'acide nitrique est un acide fort. Il ne peut donc pas s'agir de l'acide nitrique.

Soit AH la formule de l'acide et A⁻ sa base conjuguée. En solution aqueuse, on trouve l'équation de réaction suivante : AH(aq) + H₂O(l) ⇌ A⁻(aq) + H₃O⁺(aq).

Si la réaction était totale entre l'acide et l'eau, on trouverait :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{x_{\text{max}}}{V \cdot c^\circ}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{n_{\text{AH}}}{V \cdot c^\circ}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{c_{\text{AH}}}{c^\circ}\right)$$

AN :
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-2}}{1,0}\right) = 2,0$$

Le pH ne peut être plus acide que cette valeur, car c'est la valeur pour un maximum d'ions oxonium H₃O⁺ libérés. Cette valeur ne peut pas être atteinte, car l'acide est faible et que l'avancement maximal x_{max} ne peut être atteint. On en conclut que le pH de la solution est de pH₁ = 2,89. Donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x_f$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

AN :
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-2,89} = 1,29 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 1,29 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$$

D'après le **doc. 2** :

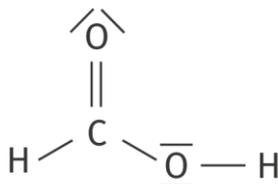
$$\sigma_{\text{exp}} = \lambda(\text{A}^-) \cdot [\text{A}^-] + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\lambda(\text{A}^-) = \frac{\sigma_{\text{exp}} - \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}^-]}$$

AN :
$$\lambda(\text{A}^-) = \frac{(53,4 - 35,0 \times 1,29)}{1,29} = 6,40 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

- Si AH est l'acide méthanoïque, A⁻ désigne l'ion méthanoate de formule HCOO⁻ dont la conductivité molaire ionique est égale à 5,46 mS·m²·mol⁻¹.
- Si AH est l'acide cyanhydrique, A⁻ désigne l'ion cyanure de formule CN⁻ dont la conductivité molaire ionique est égale à 7,80 mS·m²·mol⁻¹.

La valeur de la conductivité mesurée expérimentalement est légèrement plus élevée que s'il s'agissait d'une solution ne contenant que les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et méthanoate $\text{HCOO}^-(\text{aq})$. On peut supposer que d'autres ions ont pu parasiter la mesure et augmenter la conductivité générale de la solution. En tout cas, il s'agit donc de l'ion méthanoate :

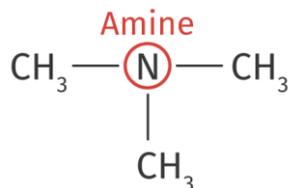


Retour sur l'ouverture du chapitre (p. 37)

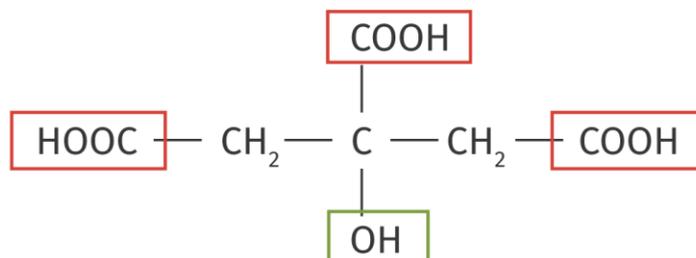
44. Lingettes au citron

- REA : Utiliser un modèle
- RAI/MOD : Modéliser une transformation

1. La triméthylamine a pour formule semi-développée :



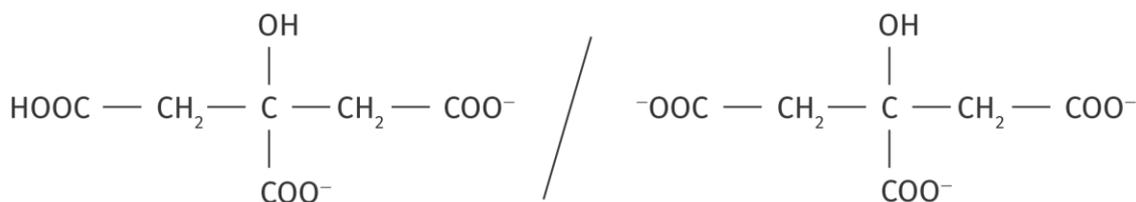
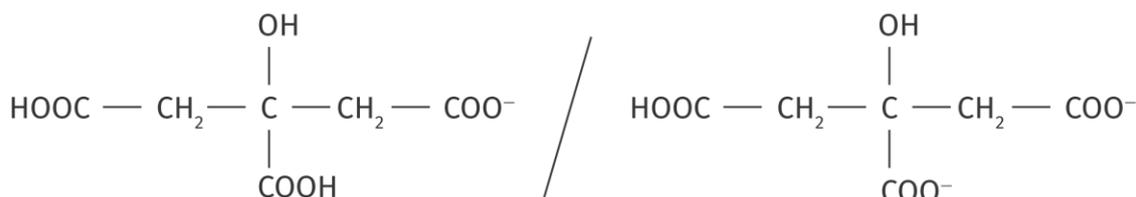
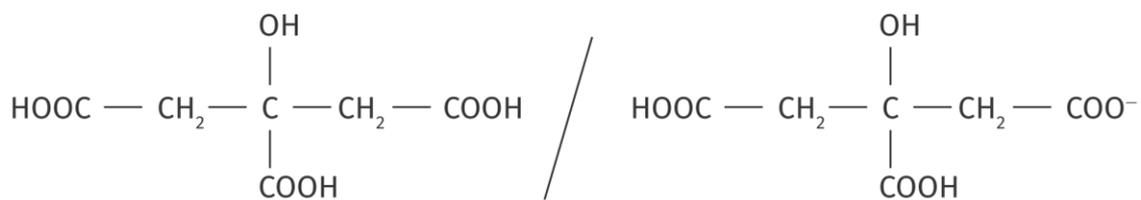
Pour l'acide citrique, on peut citer deux types de groupe caractéristique :



En rouge sont entourés les groupes carboxyles et en vert le groupe hydroxyle.

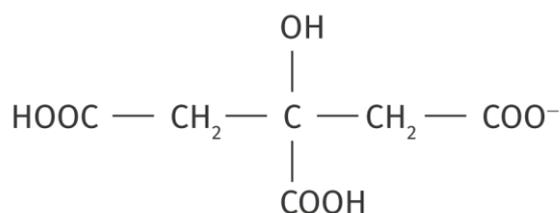
2. On a trois groupes carboxyles possédant chacun un atome d'hydrogène susceptible d'être libéré. Ces trois atomes d'hydrogène conduisent à la dénomination de triacide.

3. On présente les trois couples acide-base possibles :

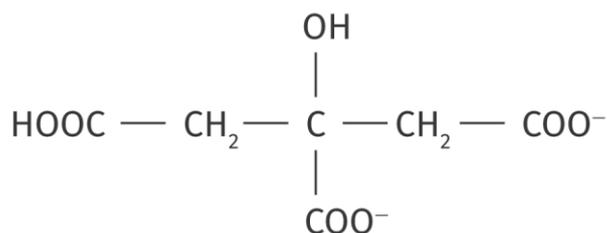


4. Les espèces amphotères sont les espèces étant à la fois un acide et une base dans des couples différents.

Exemple 1 :



Exemple 2 :



5. La triméthylamine est une base. Elle peut donc réagir avec l'acide citrique et donner sa forme acide conjuguée qui elle, n'a pas d'odeur.