

## Exercice 01

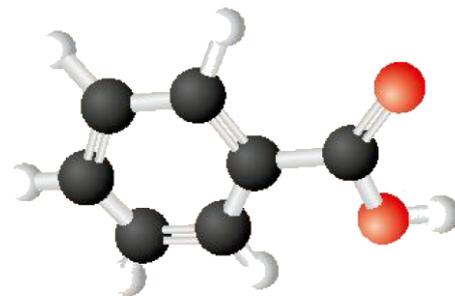
## 28 Le couple de l'acide benzoïque

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

## Données :

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

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



## Exercice 02

## 9 Préparation d'une solution diluée

Une solution d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière d'ions oxonium :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est diluée d'un facteur 100.

1. Quel est le pH de la solution initiale ?
2. Quel est le pH de la solution diluée ?
3. Quelle est la solution la plus acide des deux ?

## Exercice 03

## 13 Préparation d'une solution-mère

L'addition de  $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$  de chlorure d'hydrogène gazeux  $\text{HCl}(\text{g})$  à 200 mL d'eau donne de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ).

1. Quelle est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  apportés ?
2. En déduire le pH de la solution obtenue.

## Exercice 04

## 15 Détartre une machine à laver

Utiliser un modèle pour expliquer.

Du tartre se dépose souvent sur les résistances chauffantes des machines à laver réduisant l'efficacité du nettoyage. Des détartrants à base d'acide lactique permettent de résoudre ce problème.



La formule brute de l'acide lactique est  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ . Cette molécule contient deux groupes caractéristiques : un groupe hydroxyle porté par un carbone lui-même lié à un groupe carboxyle. Au cours de la préparation d'une solution détartrante, on dissout une masse  $m = 54,1 \text{ g}$  d'acide lactique pour 1,0 L de solution. Après agitation, le pH de la solution est mesuré à 1,9.

1. Établir la formule semi-développée de l'acide lactique.
2. Sachant que le groupe carboxyle de l'acide lactique est responsable de son acidité, écrire l'équation de la réaction entre l'acide lactique et l'eau.

3. Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.

4. Calculer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .

5. En tenant compte du pH, déterminer si la transformation est totale.

## Donnée

$M(\text{acide lactique}) = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## Exercice 05

## 17 Discuter un modèle

Discuter un modèle ; confronter un modèle à des résultats expérimentaux.

## Partie I Étude de solutions fortement concentrées en ions oxonium

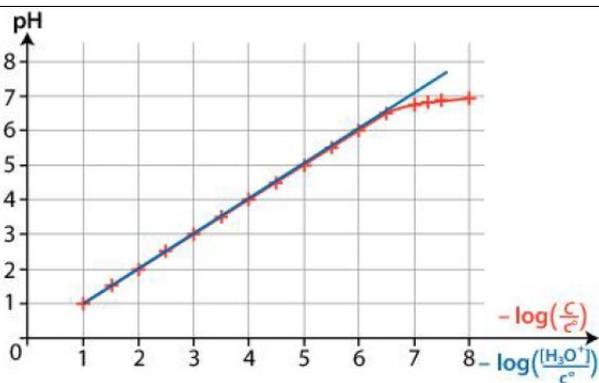
On mesure le pH de trois solutions aqueuses de différentes concentrations en ions oxonium.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	0,10	0,50	1,0
pH	1,13	0,42	0,16

1. Commenter le nombre de chiffres significatifs affichés par le pH-mètre.
2. a. Donner la relation entre le pH d'une solution et sa concentration en ions oxonium.  
b. Calculer le pH de chaque solution à l'aide de cette relation.
3. Comparer avec les valeurs expérimentales et expliquer les écarts observés.

## Partie II Étude de solutions faiblement concentrées en ions oxonium

Dans un deuxième temps, on mesure le pH de solutions aqueuses diluées d'acide chlorhydrique de différentes concentrations  $C$  en soluté apporté.



#### COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

Outre des molécules d'eau, l'eau distillée contient des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  et des ions hydroxyde  $\text{HO}^-(\text{aq})$  en très faibles quantités :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ à } 25^\circ\text{C}.$$

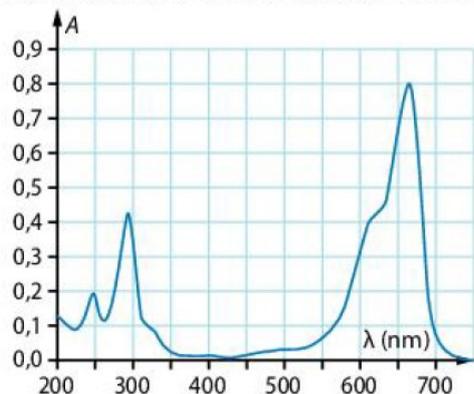
- Écrire la formule des espèces présentes dans une solution d'acide chlorhydrique.
- Justifier que les ions chlorure sont spectateurs.
- Sachant que la relation  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$  reste valable pour des solutions très diluées, proposer une explication au fait que la relation  $\text{pH} = -\log\left(\frac{C}{c^\circ}\right)$  n'est plus valable pour une concentration  $C$  inférieure à  $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### Exercice 06

### 13 Identifier une espèce à partir d'un spectre

| Rédiger une argumentation.

Le spectre d'absorption UV-visible d'une solution contenant un colorant à identifier est donné ci-dessous :



En argumentant, répondre aux questions suivantes :

- Justifier le nom de spectre « UV-visible » donné à ce spectre.
- Cette solution est-elle colorée ?
- Identifier le colorant parmi ceux qui sont cités dans les données.

#### Données

Longueurs d'onde d'absorbance maximale de différents colorants :  $\lambda_{\text{max}}(\text{E131}) = 640 \text{ nm}$  ;  $\lambda_{\text{max}}(\text{E132}) = 608 \text{ nm}$  ;  $\lambda_{\text{max}}(\text{E133}) = 630 \text{ nm}$  ;  $\lambda_{\text{max}}(\text{bleu de méthylène}) = 662 \text{ nm}$ .

#### Exercice 07

### 26 Des isomères

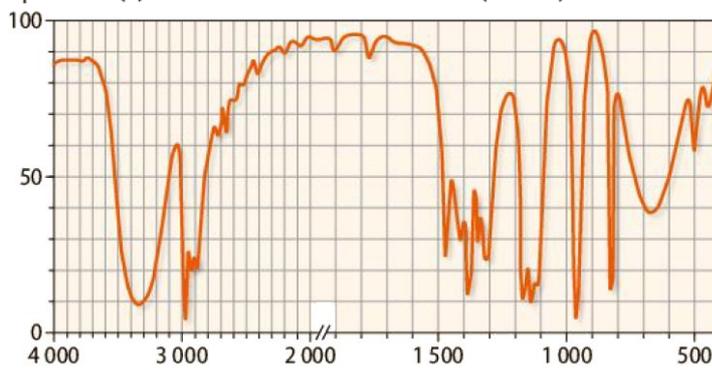
On a enregistré le spectre infrarouge ci-contre d'une molécule organique de formule brute  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ .

Données : table des bandes IR,

Nombres d'ondes et allures des bandes d'absorption de quelques liaisons

Liaisons	Nombres d'ondes ( $\text{cm}^{-1}$ )		
Alcool O - H	3 200 - 3 400 Bande forte et large	Acide carboxylique O - H	2 500 - 3 200 Bande forte et très large
Cétone C = O	1 705 - 1 725 Bande forte et fine	C = O	1 680 - 1 710 Bande forte et fine
Aldéhyde C - H	2 750 - 2 900 2 bandes moyennes et fines	Ester C = O	1 700 - 1 740 Bande forte et fine
C = O	1 720 - 1 740 Bande forte et fine	Alcène C = C	1 625 - 1 685 Bande moyenne
		Amine N - H	3 100 - 3 500 Bande moyenne

- Préciser à quoi correspondent les grandeurs et unités qui ne figurent pas ici sur les axes du spectre fourni.
- Sur ce spectre, identifier la bande caractéristique et l'associer à un groupe d'atomes.
- En déduire la (ou les) formule(s) semi-développée(s) possible(s) de la molécule étudiée et la (ou les) nommer.



#### Exercice 08

### 7 Exploiter la valeur d'une conductivité

| Effectuer un calcul.

Une solution aqueuse de chlorure de potassium  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$  a une conductivité  $\sigma$  égale à  $1,04 \times 10^{-1} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- Exprimer la conductivité  $\sigma$  de cette solution sachant que  $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = C$ .
- Calculer la concentration des ions :  
a. en  $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$  ;    b. en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

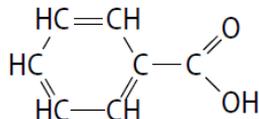
#### Données

$$\lambda_{\text{K}^+} = 7,35 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ; \lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

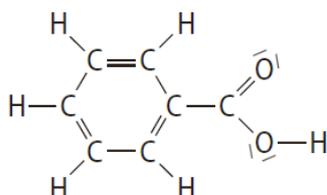
**Exercice 01**

28 1. Les atomes de carbone ( $Z = 6 : 1s^2 2s^2 2p^2$ ) et d'hydrogène ( $Z = 1 : 1s^1$ ) peuvent former une seule liaison covalente et ne possèdent pas de doublet non liant. L'atome d'oxygène ( $Z = 8 : 1s^2 2s^2 2p^4$ ) peut former deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants.

Formule semi-développée :



Représentation de Lewis :

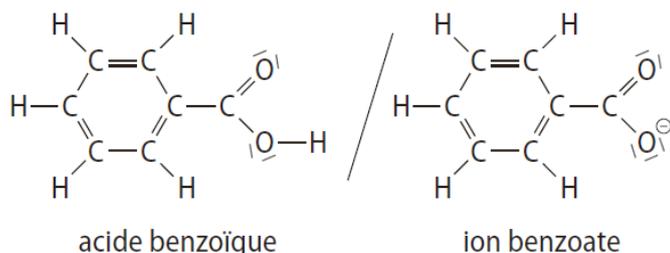


2. L'acide benzoïque est un acide carboxylique, le groupe carboxyle  $-\text{COOH}$  est capable de céder un ion hydrogène  $\text{H}^+$ , sa demi-équation acide-base est :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} = \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^- + \text{H}^+$   
Sa forme conjuguée est une base, c'est l'ion benzoate  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ .

3. Lorsque l'acide  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  perd l'ion  $\text{H}^+$ , pour former sa base conjuguée, le doublet liant entre l'atome d'oxygène O et l'hydrogène H se transforme en doublet **non liant**, puisque l'atome H part en laissant son électron.

L'oxygène O se retrouve alors avec un électron en plus et porte donc une charge négative.

Le schéma de Lewis du couple acide-base est :



**Exercice 02**

9 1.  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$   
 $= -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-3}}{1}\right) = 2,8$

2.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,5 \times 10^{-3}}{100} = 1,5 \times 10^{-5}$

$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$   
 $= -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-5}}{1}\right) = 4,8$

3. La solution la plus acide est la moins diluée.

**Exercice 03**

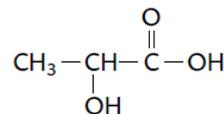
13 1.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V} = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{200 \times 10^{-3}}$   
 $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2.  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-3}}{1}\right) = 3$

**Exercice 04**

15 **Détartre une machine à laver**

1. La formule semi-développée est :



2.  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

3. La quantité de matière initiale d'acide lactique est :

$n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{m}{M}$  donc  $n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{54,1}{90,0}$  ;

soit  $n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ .

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3)$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
État initial	$x = 0$	$6,0 \times 10^{-1}$	solvant	0	0
État intermédiaire	$x$	$6,0 \times 10^{-1} - x$	solvant	$x$	$x$
État final	$x = x_f$	$6,0 \times 10^{-1} - x_f$	solvant	$x_f$	$x_f$

4. Si la réaction est totale, il ne reste plus d'acide lactique dans la solution en fin de réaction, donc :

$x_f = x_{\text{max}}$  et  $6,0 \times 10^{-1} - x_{\text{max}} = 0$ , soit  $x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ .

5. Par conséquent, si elle est totale,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ .

Le pH de la solution obtenu étant de 1,9, sa concentration en ions oxonium est donc de :

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

$1,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La concentration réelle en ions oxonium est plus faible que celle attendue si la transformation était totale. La transformation n'est donc pas totale.

### Exercice 05

#### 17 Discuter un modèle

- Le pH doit être donné avec une seule décimale.
- a. Pour une solution aqueuse diluée,  $[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , le pH est défini par :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) \text{ avec pH sans unité, } [H_3O^+] \text{ en } \text{mol} \cdot L^{-1} \text{ et}$$

$$c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

b.

$[H_3O^+] \text{ (mol} \cdot L^{-1}\text{)}$	0,10	0,50	1,0
$pH_{\text{mesuré}}$	1,13	0,42	0,16
$pH_{\text{calculé}} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$	1	0,3	0

- Ces solutions sont trop fortement concentrées ( $[H_3O^+] > 0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ) pour pouvoir appliquer la définition

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

- $H_3O^+$  (aq),  $Cl^-$  (aq) et  $H_2O$  (l).
- Ce sont des ions spectateurs qui n'ont aucun caractère acide ou basique.
- Pour une concentration des solutions en ions oxonium telle que  $[H_3O^+] < 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , on ne peut plus négliger les ions oxoniums présents déjà dans l'eau. Le pH est donc plus acide que celui attendu car, aux ions oxonium apportés par l'acide chlorhydrique, s'ajoutent ceux présents dans l'eau.

### Exercice 06

#### 13 Identifier une espèce à partir d'un spectre

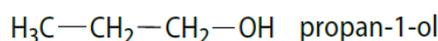
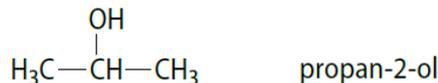
- Ce spectre est appelé « UV-visible » car les absorbances sont mesurées pour des ondes appartenant aux domaines visibles et UV.
- Cette solution est colorée car elle absorbe des radiations de longueurs d'onde comprises entre 600 nm et 700 nm qui appartiennent au domaine visible.
- L'absorbance maximale est à environ 660 nm ; le colorant est donc le bleu de méthylène.

### Exercice 07

**26** 1. L'ordonnée correspond à la transmittance en pourcentage. Cette grandeur traduit la capacité d'un échantillon à transmettre la lumière. On trouve en abscisse le nombre d'onde (exprimé en  $\text{cm}^{-1}$ ), c'est l'inverse de la longueur d'onde.

2. On repère une bande large et forte située vers  $\tilde{\nu} = 3350 \text{ cm}^{-1}$  qui permet d'identifier la liaison O—H d'un alcool.

3. Il y a ici deux formules semi-développées possibles :



### Exercice 08

#### 7 Exploiter la valeur d'une conductivité

$$1. \sigma = \lambda_{K^+} \times [K^+] + \lambda_{Cl^-} \times [Cl^-] = (\lambda_{K^+} + \lambda_{Cl^-}) \times C$$

$$2. a. \sigma = 1,04 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1} = 1,04 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{cm}^{-1} \\ = 1,04 \times 10^{-3} \times 10^2 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1} = 1,04 \times 10^{-1} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}.$$

$$C = \frac{\sigma}{(\lambda_{K^+} + \lambda_{Cl^-})}$$

$$\text{soit } C = \frac{1,04 \times 10^{-1}}{(7,35 \times 10^{-3} + 7,63 \times 10^{-3})} = 6,94 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = [K^+].$$

$$b. C = 6,94 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$