

**Exercice 1 : Du fromage et du beurre**

L'acide butanoïque est l'un des composés responsables de l'odeur très forte et du goût piquant de certains fromages et beurres rances.

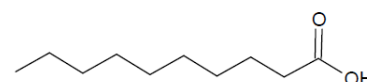
Données : l'acide butanoïque  $C_4H_8O_2$  est un acide faible ; le  $pK_a$  du couple acide / base auquel il appartient vaut 4,8 à 25 °C ;

- 1.1. Représenter la formule topologique de l'acide butanoïque.
- 1.2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide butanoïque et l'eau.
- 1.3. À 25°C, le pH d'une solution aqueuse d'acide butanoïque de concentration  $3,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  vaut 3,2. Cette valeur de pH est-elle en accord avec le caractère « acide faible » attribué à l'acide butanoïque ?
- 1.4. Quelle espèce chimique du couple acide / base de l'acide butanoïque est prédominante dans la solution précédente ? Justifier.

**Exercice 2 : Le lait de chèvre**

L'acide caprique est un acide gras saturé de longueur de chaîne moyenne, présent en petites quantités dans le lait de vache et le lait de chèvre. Par contre, il est abondant dans les huiles tropicales comme l'huile de noix de coco et l'huile de palmiste. L'acide caprique est, entre autres, responsable de bienfaits pour la santé attribués à l'huile de coco.

- 1.1. Comment appelle-t-on la représentation donnée ci-dessous de l'acide caprique ? Recopier la molécule et entourer la chaîne de longueur moyenne évoquée dans le texte introductif. Vérifier que la masse molaire de l'acide caprique a pour valeur  $172 \text{ g.mol}^{-1}$ .



- 1.2. Représenter un exemple d'acide carboxylique à longueur de chaîne courte et le nommer.

*Par souci de simplification, l'acide caprique sera noté  $R\text{-COOH}$  dans la suite de l'exercice.*

- 1.3. Définir un acide au sens de la théorie de Brønsted. Justifier que l'acide caprique possède des propriétés acido-basiques et donner le couple acide/base auquel il appartient.

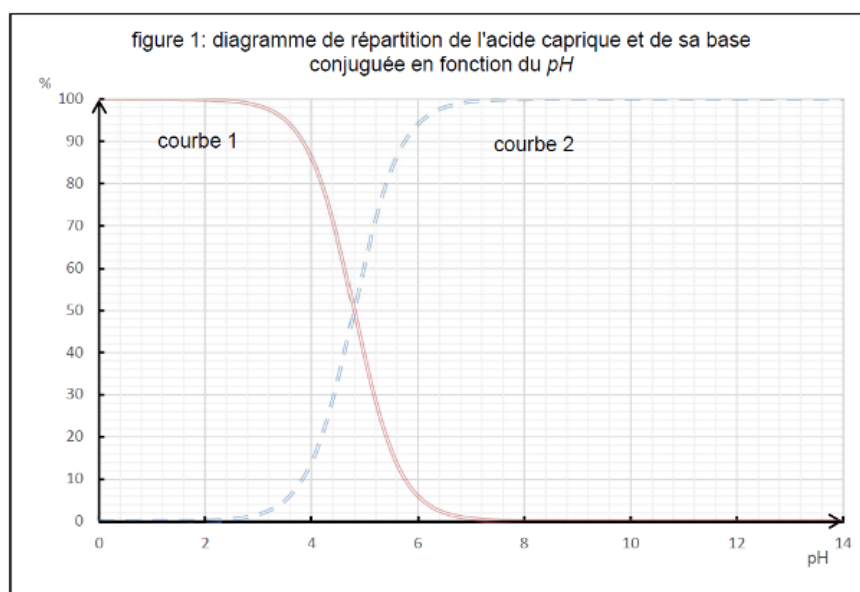
Un producteur de lait souhaite connaître sous quelle forme, acide ou basique, est présent l'acide caprique dans le lait de chèvre. Une mesure du  $pH$  de ce lait indique la valeur de 6,0.

- 1.4. Les quantités des formes acide et basique de l'acide caprique, en solution aqueuse, dépendent du  $pH$  de la solution. À 25 °C, les proportions de ces espèces en fonction du  $pH$  sont données par les courbes de la figure 1.

- 1.4.1. Identifier la courbe correspondant à l'acide caprique et celle correspondant à l'autre forme du couple et déterminer la valeur du  $pK_a$  de ce couple en explicitant votre démarche.

- 1.4.2. En déduire quelle est la forme acido-basique de l'acide caprique présente majoritairement dans le lait de chèvre.

- 1.4.3. Une espèce chimique est considérée comme négligeable devant une autre si sa concentration molaire est au moins 100 fois inférieure à l'autre. Dans le cas du lait de chèvre, peut-on négliger une des formes acido-basiques de l'acide caprique devant l'autre ? Justifier la réponse.

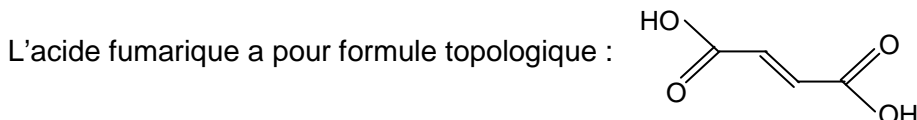


### Exercice 3 : A propos de l'acide fumarique

L'acide fumarique 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.

Le psoriasis touche près de 5 % de la population, il n'existe malheureusement aucun traitement pharmaceutique réellement efficace. Cependant, l'acide fumarique et certains de ses dérivés ont été utilisés avec un succès mesurable, en Europe du Nord et aux États-Unis, depuis plus de 30 ans, pour calmer les démangeaisons, la desquamation et l'inconfort caractéristiques du psoriasis. Des gélules contenant de l'acide fumarique peuvent être ingérées quotidiennement.

L'objectif de cet exercice est d'étudier quelques caractéristiques physico-chimiques de l'acide fumarique et d'effectuer un contrôle qualité des gélules vendues pour le traitement nutritionnel du psoriasis.



Pour étudier les propriétés acides de l'acide fumarique en solution aqueuse, on dissout 500 mg d'acide fumarique du laboratoire dans de l'eau distillée pour obtenir une solution de volume 100,0 mL. La mesure du pH de la solution donne  $\text{pH} = 2,4$ .

2.1. Ecrire l'équation acido-basique de la dissolution de l'acide fumarique dans l'eau

2.2. Rappeler la définition d'un acide au sens de Brønsted.

2.3. L'acide fumarique possède des propriétés acido-basiques en solution aqueuse. Expliquer pourquoi cette molécule est qualifiée de diacide. Donner les 2 couples acide/base correspondant.

2.4. Calculer la concentration molaire  $C_A$  apportée de l'acide fumarique dans la solution préparée.

2.5. Un diacide fort de concentration molaire  $C$  a un  $\text{pH} = -\log(2.C)$ . L'acide fumarique est-il un diacide fort ?

2.6. Durant la digestion, le pH de l'estomac est voisin de 2. En déduire sous quelle forme se trouve l'acide fumarique dans l'estomac.

### Exercice 4 : Les caractéristiques d'un sol truffier

Il existe en France des sols favorables à la trufficulture. L'analyse des différentes caractéristiques du sol est déterminante pour juger de son aptitude à héberger des truffes.



Caractéristiques d'un sol truffier :

- Les truffières sont souvent implantées sur d'anciennes vignes qui ont reçu d'importantes quantités de cuivre sous forme de bouillie bordelaise (sulfate de cuivre et de chaux) pendant des décennies et plus récemment des fongicides organo-cupriques. Ces traitements répétés ont pour conséquence un enrichissement en cuivre dans les couches supérieures. Dans les sols, la teneur totale en cuivre est de l'ordre de 20 mg/kg de terre et peut varier entre 3 et 100 mg sans incidence sur la végétation. On considère qu'un sol n'est pas propice aux truffes au-delà de 100 mg d'ions cuivre par kg de sol.
- Un sol truffier est calcaire c'est-à-dire riche en carbonate de calcium  $\text{CaCO}_{3(s)}$ . Le pourcentage massique en carbonate de calcium  $\text{CaCO}_{3(s)}$  d'un sol truffier doit être compris entre 20% et 60%
- Le  $\text{pH}$  d'un sol truffier doit être compris entre 7,5 et 8,5.

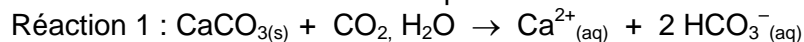
Données à 25°C :

- $\text{p}K_A$  de couples acido-basiques :

$$\text{p}K_A(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-(\text{aq})) = 6,4$$

$$\text{p}K_A(\text{HCO}_3^-(\text{aq})/\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})) = 10,3$$

Le  $\text{pH}$  des sols calcaires dépend de la réaction entre l'eau, le dioxyde de carbone et le carbonate de calcium. Lorsque le dioxyde de carbone contenue dans l'atmosphère se dissout dans l'eau de pluie, on observe au niveau du sol la réaction acido-basique suivante :



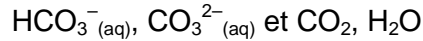
On introduit un échantillon de sol à analyser dans de l'eau distillée. Après agitation on laisse reposer puis on filtre.

La concentration molaire en ions oxonium de la solution obtenue est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 1,25 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

1.1 Vérifier que les conditions de *pH* sont favorables à la culture de la truffe.

1.2 Identifier, sur un axe gradué en fonction du *pH*, les domaines de prédominance des espèces acido-basiques :



En déduire l'espèce prédominante dans la solution aqueuse de sol préparée. Ce résultat est-il cohérent avec la réaction 1 ? Justifier.

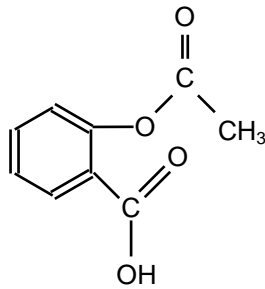
1.3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique mise en jeu entre le dioxyde de carbone dissous  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et l'eau.

1.4. Expliquer comment évoluerait le *pH* du sol si la quantité de dioxyde de carbone dissous venait à augmenter ?

### **Exercice 5 : L'aspirine**

#### **Aspirine (acide acétylsalicylique)**

- Masse molaire : 180  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Solide blanc, se décompose à la chaleur à partir de 128 °C



#### **Ion acétylsalicylate**

- Très soluble dans l'eau

#### **Catalgine (acétylsalicylate de sodium)**

- Le médicament est soluble dans l'eau et l'ingestion est facilitée.
- Dans l'estomac, dont le pH est très acide, les ions acétylsalicylate réagissent avec les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  pour redonner de l'aspirine moléculaire qui précipite. Ce précipité, obtenu sous forme de grains microscopiques, est plus facilement assimilable.

On dissout un comprimé contenant une masse de 500 mg d'aspirine dans un verre d'eau de volume 20cL. Après dissolution, le *pH* de la solution d'aspirine est de 3. Le *pKa* du couple acide acétylsalicylique/ion acétylsalicylate vaut 3,5.

1. La base conjuguée de l'acide acétylsalicylique est l'ion acétylsalicylate. Écrire sa formule semi-développée.
2. Écrire l'équation chimique de la réaction chimique entre l'acide acétylsalicylique et l'eau
3. Déterminer la concentration en acide acétylsalicylique dans le verre d'eau
4. Montre que l'acide acétylsalicylique est un acide faible
5. Lors de la digestion, le *pH* de l'estomac est voisin de 2. Quelle est la forme prédominante du couple aspirine/ion acétylsalicylate dans l'estomac ? Justifier.

Quand l'aspirine reste trop longtemps sous cette forme prédominante dans l'estomac, elle y provoque des lésions gastriques. C'est pourquoi on trouve dans le commerce des formulations différentes, moins agressives pour la paroi de l'estomac, comme la catalgine.

6. Expliquer pourquoi la catalgine est soluble dans l'eau.
7. Donner l'équation de la réaction se produisant dans l'estomac après ingestion de la catalgine

### **Exercice 6 : L'eau d'un aquarium**

Un aquarium et tout ce qu'il contient forment un système complexe à l'équilibre fragile. De nombreux facteurs peuvent provoquer un déséquilibre dangereux pour la vie et la santé des poissons. En particulier, 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.

Cet exercice a pour but d'aider l'aquariophile à réguler le fonctionnement de son aquarium.

Sur les forums d'aquariophilie on peut trouver trois techniques d'ajustement du *pH* :

**Technique n°1.** Ajouter un peu d'acide sulfurique, commercialisé, par exemple, sous la dénomination « *pH minus* ». Il s'agit d'un acide fort, la variation du *pH* sera rapide et peut-être plus importante que souhaitée.

**Technique n°2.** Injecter du dioxyde de carbone dans l'eau.

Pour injecter du dioxyde de carbone dans un aquarium, le plus simple est d'utiliser un kit comprenant un bulleur, un détendeur et une bouteille pressurisée.

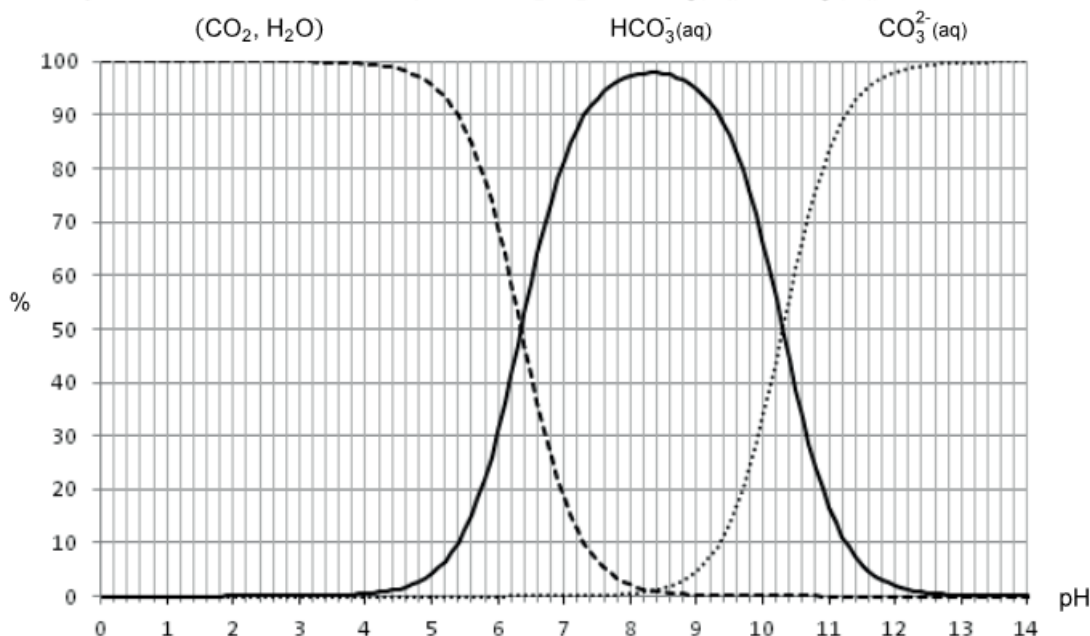
Ce système peut être couplé à une électrovanne programmable permettant de choisir les horaires des périodes d'injection du dioxyde de carbone.

Le système peut encore être optimisé en combinant un pH-mètre à l'installation, permettant une gestion automatisée de la régulation du pH.

**Technique n°3.** Ajouter une solution contenant des ions hydroxyde de formule HO<sup>-</sup>. L'ajout doit être modéré car si l'eau devient trop basique, les ions ammonium présents dans l'eau pourraient se transformer en ammoniac, un gaz dissous particulièrement toxique pour les poissons.

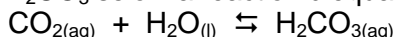
**Données**

- couples acide / base : (CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O)/HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) ; HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq)/CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>(aq) ;
- diagramme de distribution des espèces (CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O), HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) et CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>(aq) :



Ce diagramme donne, à 25°C, les proportions molaires (en %) des différentes espèces acido-basiques provenant du dioxyde de carbone dissous dans l'eau, en fonction du pH de la solution.

1. A l'aide du diagramme de distribution des espèces, déterminer en justifiant votre démarche, les valeurs des 2 couples acide/base provenant du dioxyde de carbone dissous dans l'eau.
2. Une solution « pH minus » vendue pour faire baisser le pH dans un aquarium contient des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> à la concentration de 3,0 mol.L<sup>-1</sup>. Pour mettre en œuvre une des techniques, un aquariophile conseille sur un forum de prélever de l'eau de l'aquarium dans un récipient propre afin de diluer 50 fois la solution de « pH minus » avant de l'introduire dans l'aquarium. Déterminer la valeur du pH de la solution versée dans l'aquarium.
3. Une des techniques propose d'injecter du dioxyde de carbone. Le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau et y forme l'acide carbonique H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> selon la réaction d'équation suivante :



- 3.1.1. À l'aide des couples acide/base mis en jeu, écrire l'équation de la réaction intervenant entre l'acide carbonique et l'eau.
- 3.1.2. Quel est l'effet de cette injection de dioxyde de carbone sur la valeur du pH de l'eau de l'aquarium ? Cette injection est-elle à conseiller à l'aquariophile débutant ?
- 3.1.3. Tracer, sur un axe gradué, les domaines de prédominance des espèces acido-basiques H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> et CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>. Déterminer l'espèce prédominante le matin et le soir dans l'eau de l'aquarium étudié.

4. Compléter le tableau suivant en donnant les numéros des techniques proposées sur Internet permettant de faire diminuer ou augmenter le pH.

Techniques permettant de diminuer le pH de l'eau	
Techniques permettant d'augmenter le pH de l'eau	