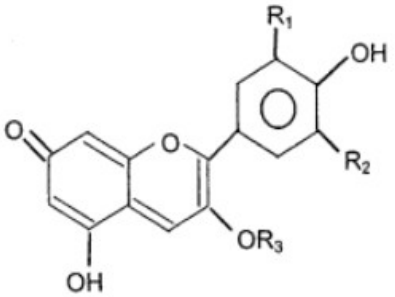
Force des acides et des bases – Exercices – Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

Certaines fleurs, comme celles des hortensias, possèdent des couleurs variées dues à des pigments naturels. Les couleurs rouge, mauve, violette et bleue viennent de la présence d'anthocyanines dans les pétales. La couleur violette est due à la molécule suivante que l'on notera HA dans la suite de l'exercice.



1. INTRODUCTION.

HA peut appartenir à deux couples H_2A^+/HA de $pKa_1 = 4,3$ et HA/A^- de $pKa_2 = 7$

L'espèce H_2A^+ est rouge, l'espèce HA est violette et l'espèce A^- est bleue.

On rappelle que pKe = 14.

1.1. Donner la définition d'un acide selon Brönsted.

1.2. Préciser dans chacun des 2 couples la forme acide et la forme basique.

2. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QU'ACIDE.

2.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant qu'acide avec l'eau.

2.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction. Comment appelle-t-on cette constante ? Donner sa valeur.

Le pH d'une solution contenant HA est de 10.

2.3. À partir de l'expression de K_{A2}, évaluer littéralement, puis calculer le rapport $\frac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$

2.4. En déduire l'espèce prédominante. Conclure sur la couleur de la solution.

3. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QUE BASE.

3.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant que base avec l'eau.

3.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre K ' de cette réaction. Quelle est la relation entre Ka1 et K ' ? Calculer K'

4. CONCLUSION : COULEUR DES HORTENSIAS.

4.1. Placer sur un diagramme les domaines de prédominance des espèces H_2A^+, HA et A^- suivant les valeurs du pH.

4.2. Pourquoi les fleurs d'hortensias peuvent-elles changer de couleur suivant la nature du sol ?

Exercice 2 corrigé disponible

Données : Les solutions aqueuses considérées sont prises à 25°C

- produit ionique de l'eau : $Ke=1,0.10^{-14}$
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m=24,0\ L.mol^{-1}$
- Couples de l'eau H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^-
- Acide éthanoïque / ion éthanoate : CH_3COOH/CH_3COO^- ; $K_{A1}=1,6.10^{-5}$
- Ion ammonium / ammoniac : NH_4^+/NH_3 ; $K_{A2}=6,3.10^{-10}$

Répondre par vrai ou faux aux affirmations suivantes

1. Solution d'acide éthanoïque

Soit une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire $C=1,0.10^{-2}\ mol.L^{-1}$ de volume $V=100\ mL$ et de pH=3,4

1.1. L'équation de réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau s'écrit :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

1.2. Cette transformation est limitée.

1.3. Le rapport $\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ des concentrations à l'état final vaut environ 25

2. Réaction de l'ammoniac avec l'eau

On dissout dans l'eau 50 mL d'ammoniac NH_3 gazeux de manière à obtenir 200 mL de solution.

La réaction de l'ammoniac avec l'eau s'écrit :

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \leftrightharpoons NH_4^+(aq) + HO^-_{(aq)}$$

2.1. La concentration molaire en ammoniac apporté est de $4{,}2.10^{-4}$ mol.L^{-1}

2.2. L'ammoniac est un acide au sens de Brönsted.

2.3. La constante d'équilibre K associée à la transformation vaut $1{,}6.10^{-5}$

Exercice 3 corrigé disponible

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.

Paramètres optimaux de vie pour différents poissons :

néon cardinal	5,0 à 7,0	25 à 30
scalaire	4,5 à 7,0	27 à 30
guppy	6,0 à 8,0	18 à 30

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

Sur les forums d'aquariophilie on peut trouver quatre 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^-. 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.

Technique n°4. Ajouter de la craie dans l'eau de l'aquarium.

Données :

- Les craies traditionnelles sont composées presque exclusivement de carbonate de calcium, un solide ionique constitué d'ions calcium Ca^{2+} et carbonate CO_3^{2-} .
- Masse molaire du carbonate de calcium : $M(CaCO_3) = 100\,g.mol^{-1}$.
- Masse d'un bâton de craie : environ 10 g.

Couples acide/base	pKa
H_2CO_3/HCO_3^-	6,3
HCO_3^-/CO_3^{2-}	10,3

Consommation et production de dioxyde de carbone et de dioxygène par les plantes aquatiques et les poissons :

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

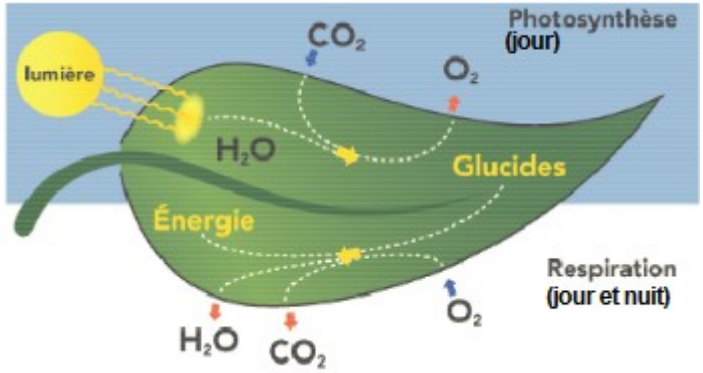
En ce qui concerne les plantes, deux phénomènes sont à prendre en compte :

- De jour comme de nuit, elles respirent.
- De jour, lorsqu'elles reçoivent de la lumière, les plantes réalisent la photosynthèse : elles captent du dioxyde de carbone et produisent du glucose.

La photosynthèse est modélisée par la réaction d'équation suivante :

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

Globalement, lorsqu'elle reçoit suffisamment de lumière, une plante absorbe plus de dioxyde de carbone par la photosynthèse qu'elle n'en rejette par la respiration.



Questions.

1. Une solution « pH minus » vendue pour faire baisser le pH dans un aquarium contient des ions H_3O^+ à la concentration de 3,0 mol.L^{-1}. 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.

2. 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_2CO_3 selon la réaction d'équation suivante :

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

2.1 À l'aide des couples acide/base mis en jeu, écrire l'équation de la réaction intervenant entre l'acide carbonique et l'eau.

2.2 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 ?

2.3 Tracer, sur un axe gradué, les domaines de prédominance des espèces acido-basiques H_2CO_3 , HCO_3^- et CO_3^{2-} .
Déterminer l'espèce prédominante le matin et le soir dans l'eau de l'aquarium étudié.

3. On considère un aquarium de volume 100 L dont l'eau a une valeur de pH égale à 3,0. On se propose d'étudier l'effet de l'ajout de craie dans l'eau comme proposé dans l'une des techniques.

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

3.1 L'ajout d'un quart de bâton de craie permettra-t-il d'obtenir une solution neutre ?
Pour répondre à cette question, on modélisera la transformation par la réaction intervenant entre les ions carbonate CO_3^{2-} *présents dans la craie et les ions oxonium* H_3O^+ *de l'aquarium formant l'acide carbonique* H_2CO_3 *et de l'eau. On considèrera cette réaction comme totale.*

3.2 Déterminer l'espèce prédominante après traitement. La modélisation choisie est-elle pertinente ?

4. Compléter le tableau donné en annexe, en indiquant les numéros des techniques proposées sur Internet permettant de faire diminuer ou augmenter le pH.

5. Synthèse. En s'appuyant, entre autres, sur les équilibres acides/bases mis en jeu, rédiger un paragraphe expliquant :
- la variation de pH de 6,7 à 7,5 observée en journée.
- laquelle des quatre techniques convient pour réguler le pH dans l'aquarium considéré.

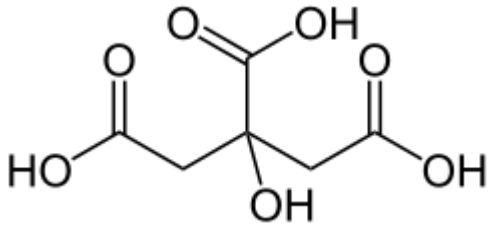
Exercice 4 corrigé disponible

1. Rappeler ce qu'est un acide fort ; donner un exemple.
2. On dissout 3,00 kg de chlorure d'hydrogène dans 10,0 L d'eau. Quel est le volume de la solution ? Quelle est la concentration en ion hydronium ? Quel est le pH ?
3. Rappeler ce qu'est une base forte et donner un exemple.
4. On dispose de 50,0 mL de soude notée S_0 de concentration 5,00 mol L^{-1}.
On ajoute 3,00 L d'eau, soit S la solution obtenue. Quels sont les ions présents dans S ? Déterminer leurs concentrations et en déduire le pH de S .
5. Quelle est l'équation de la réaction entre HO^- et H_3O^+ ? Quels sont les caractères de cette réaction.

Données : $\rho_{HCl} = 1490\ g.L^{-1}$ $M(H) = 1{,}00\ g.mol^{-1}$ $M(Cl) = 35{,}5\ g.mol^{-1}$

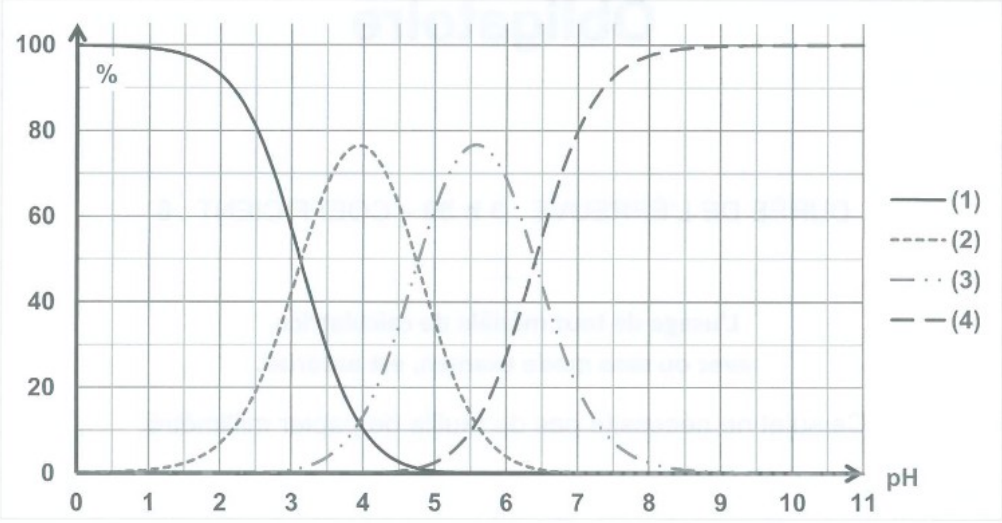
Exercice 5 corrigé disponible

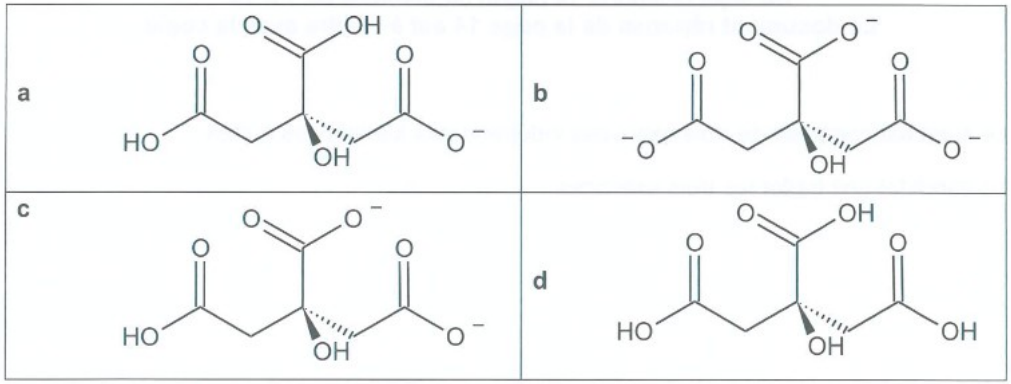
L'acide citrique est un triacide présent en abondance dans le citron. La synthèse mondiale approche deux millions de tonnes par an. Il est utilisé dans les boissons, les cosmétiques, en pharmacie, etc.



Dans le commerce, on peut le trouver sous forme de poudre blanche anhydre ou monohydratée. Le but de cet exercice est d'étudier les propriétés acido-basiques de l'acide citrique, de trouver la forme présente dans un détartrant et de déterminer la pureté d'un produit commercial.

Document 1 : diagramme de distribution (pourcentage des espèces présentes) en fonction du pH et représentations des différentes espèces acido-basiques des couples de l'acide citrique.





1. Etude des propriétés acido-basiques de l'acide citrique

1.1. Rappeler ce qu'est un acide selon Brönsted, puis expliquer pourquoi l'acide citrique est qualifié de « triacide ».

1.2. Parmi les quatre espèces acido-basiques (a, b, c, d), indiquer celle qui prédomine en milieu très acide et celle qui prédomine en milieu très basique. Justifier.

1.3. Associer chaque espèce acido-basique a, b, c et d à une courbe 1, 2, 3, 4 du diagramme de distribution.

1.4. Le pH d'une solution aqueuse d'acide citrique de concentration 15mmol.L^{-1} est d'environ 2,5. Quelle est la forme prédominante de l'acide citrique dans cette solution ? Estimer sa proportion relative.

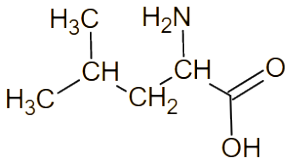
1.5. Indiquer à quelle grandeur acido-basique particulière correspond la valeur de pH à 3.2. Justifier.

Exercice 6 corrigé disponible

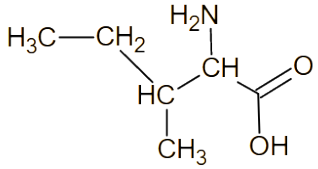
Certaines boissons énergétiques comme la boisson C contiennent des acides α–aminés. De nombreuses équipes de recherche spécialisées en sciences du sport portent un grand intérêt à la consommation de certains acides α-aminés comme la leucine, l'isoleucine et la valine lors de la réalisation d'un exercice de longue durée.
On qualifie ces acides aminés essentiels car l'organisme de sait pas les synthétiser.

Ces trois acides aminés sont particulièrement importants dans la biosynthèse des protéines.

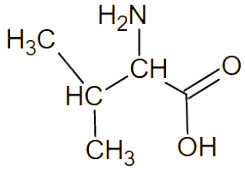
Leucine (Leu)



Isoleucine (Ileu)



Valine (Val)

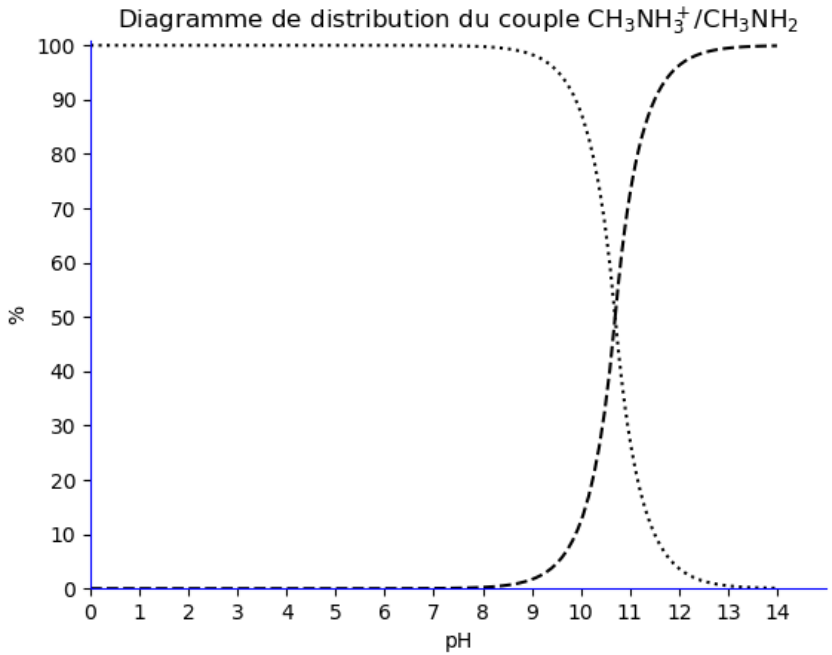


1.1. Justifier que la leucine, l'isoleucine et la valine appartiennent à la famille des acides α–aminés.
1.2. Propriétés acido-basiques de la valine.
On se propose d'étudier les propriétés acido-basiques de la valine par analogie avec l'acide éthanoïque et l'ammoniac.

Données : pK_a à 25 °C
- pK_a pour le couple associé à l'acide éthanoïque : 4,8
- pK_a pour les couples associés à la valine : pK_{a1}=2,3 et pK_{a2}=9,7

1.2.1. Donner la formule semi-développée de l'acide éthanoïque et de sa base conjuguée, l'ion éthanoate, puis établir sur un axe graduée en pH les domaines de prédominance des formes acide et basique de ce couple.
1.2.2. Le diagramme de distribution du couple $CH_3-NH_3^+/CH_3-NH_2$ figure ci-après.
Identifier la courbe correspondant à l'ion méthylammonium, $CH_3-NH_3^+$ et celle correspond à la méthylamine CH_3-NH_2 et déterminer le pK_a de ce couple en explicitant la démarche mise en œuvre.

1.2.3. En vous aidant éventuellement des deux questions précédentes, associer les deux valeurs de pKa de la valine aux deux couples acide/base correspondants.
1.2.4. Etablir sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des trois formes associées à la valine.
1.2.5. Déterminer la forme prédominante de la valine dans la boisson C.



Exercice 7 corrigé disponible

Les progrès de la chimie et de la biologie moléculaire sont étroitement liés à l'évolution des techniques de séparation des constituants d'un mélange. Le XX^{e} siècle a été une période très féconde dans le domaine du développement de ces techniques, avec notamment l'invention de méthodes de séparation basées sur la migration des constituants d'un mélange sur un support, à des vitesses différentes.

Arne Tiselius

Ainsi l'électrophorèse a été développée à partir de 1931 par le chimiste suédois Arne Tiselius (Prix Nobel de chimie en 1948), dans le but de séparer les protéines du sérum sanguin.

Dans cet exercice, on s'intéresse au principe de séparation des protéines par électrophorèse.

À propos de la technique d'électrophorèse

La technique d'électrophorèse consiste à séparer les constituants d'un mélange de protéines déposé sur un support horizontal (papier à acétate de cellulose, gel d'amidon ou d'agarose, etc.) en le soumettant à un champ électrique $\vec{E}$ supposé uniforme. La séparation repose essentiellement sur les différences de charge électrique et de taille des constituants du mélange.

Les constituants sont supposés immobiles avant que la tension ne soit appliquée.

Quelques fractions de seconde après le début de l'application du champ électrique, pour chaque constituant du mélange, la force de frottement $\vec{f}$, modélisée par $\vec{f} = -k.R.\vec{v}$, compense la force électrique avec :

- k : constante positive caractéristique du constituant et du milieu où s'effectue la migration ;
- R : rayon de Stockes du constituant. Ce rayon est d'autant plus grand que le constituant est volumineux ;
- $\vec{v}$: vecteur vitesse du constituant.

1. Migration des constituants lors de l'électrophorèse

1.1. Justifier que le mouvement de la migration des constituants du mélange est rectiligne uniforme.

1.2. Montrer que la vitesse de migration d'un constituant de charge q est donnée par : $v = \dfrac{|q|.E}{k.R}$.

1.3. Tous les constituants se déplacent-ils à la même vitesse ? Justifier.

On choisit une durée de 40 min pour réaliser l'électrophorèse. Pour un constituant tel que $k.R = 2{,}2\times10^{-12}$ N.s.m^{-1} et portant une charge élémentaire $q = 1{,}6\times10^{-19}$ C placée dans un champ électrique de valeur $E = 7{,}5\times10^{2}$ V.m^{-1}.

1.4. Calculer la durée nécessaire pour obtenir une migration de 10 cm. Conclure sur la durée choisie initialement.

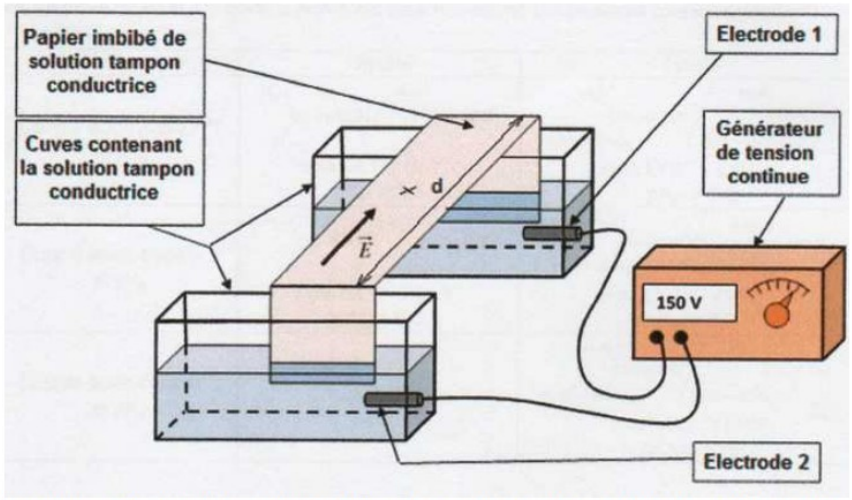
2. Séparation d'un mélange d'acides α-aminés

On modélise un mélange, noté M, de protéines par une solution aqueuse de quatre acides α-aminés : la lysine, la glycine, l'acide aspartique et l'acide glutamique.

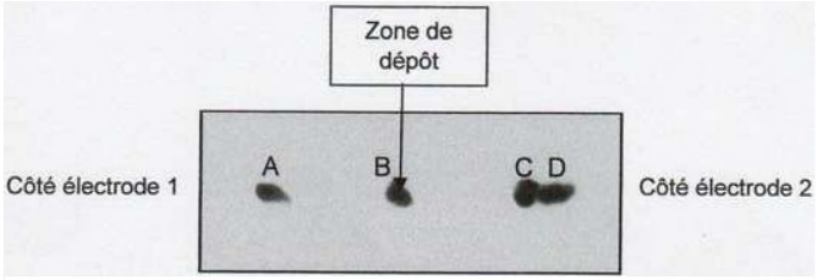
À partir des documents ci-après, représenter les domaines de prédominance des quatre acides α-aminés évoqués ci-dessus. À partir des réponses aux questions précédentes et des connaissances acquises, associer à chaque tache obtenue lors de l'électrophorèse du mélange M, l'acide α-aminé qui lui correspond.

Protocole et résultats de l'électrophorèse du mélange M d'acides α-aminés

- Le dispositif utilisé pour réaliser l'électrophorèse du mélange M est représenté ci-après.

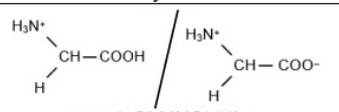
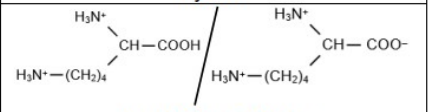
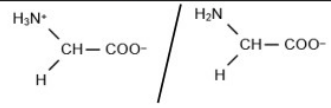
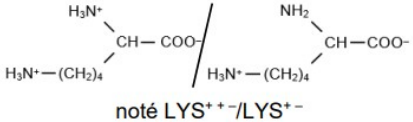
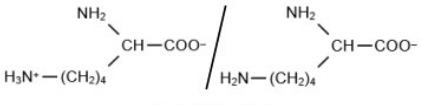


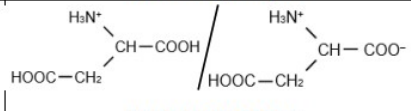
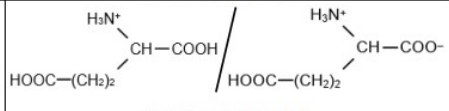
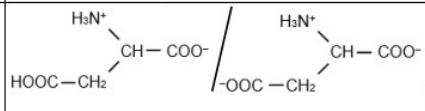
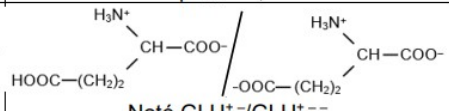
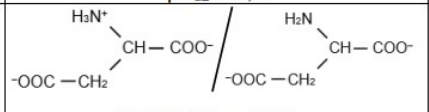
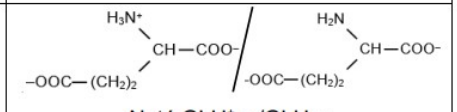
- Le support de migration est une feuille de papier de type acétate de cellulose. Celui-ci est imprégné d'une solution tampon de pH = 6,0.
- Quelques gouttes du mélange M sont déposées au centre de la feuille de papier, marqué d'une croix (voir figure ci-dessus).
- Le générateur de tension, réglé sur la tension U = 150 V est mis en fonctionnement pendant plusieurs heures. Il permet de produire le champ électrique $\vec{E}$, supposé uniforme, dont la direction et le sens sont représentés sur la figure ci-dessus.
- Le générateur est éteint puis on vaporise sur la feuille de papier, sous hotte, du réactif à la ninhydrine lequel colore les acides α-aminés afin de rendre visible leur position sur le papier après migration.
- La feuille de papier fait apparaître alors quatre taches, notées A, B, C et D. Les taches C et D sont seulement légèrement séparées. Chaque tache correspond à un des acides α-aminés du mélange. La feuille de papier est représentée ci-dessous :



Quelques données physico-chimiques concernat les acides α-aminés

De par les propriétés acido-basiques de ses groupes fonctionnels, un acide α-aminé peut se trouver sous plusieurs formes acides ou basiques en solution aqueuse, chaque forme pouvant porter une charge totale positive, négative ou nulle. Un acide α-aminé est ainsi représenté par plusieurs couples acide/base.

Acide α-aminé	Glycine	Lysine
Couple acide/base n°1 et pk_a	 noté GLY^+/GLY^{+-} $pK_{a1} = 2,3$	 noté LYS^{++}/LYS^{+-} $pK_{a1} = 2,2$
Couple acide/base n°2 et pk_a	 noté GLY^{+-}/GLY^- $pK_{a2} = 9,6$	 noté LYS^{++-}/LYS^{+-} $pK_{a2} = 9,0$
Couple acide/base n°3 et pk_a	Aucun	 noté LYS^{+-}/LYS^- $pK_{a3} = 10,5$

Acide α-aminé	Acide aspartique	Acide glutamique
Couple acide/base n°1 et pk_a	 Noté ASP^+/ASP^{+-} $pK_{a1} = 2,2$	 Noté GLU^+/GLU^{+-} $pK_{a1} = 2,2$
Couple acide/base n°2 et pk_a	 Noté ASP^{+-}/ASP^{+--} $pK_{a2} = 3,9$	 Noté GLU^{+-}/GLU^{+--} $pK_{a2} = 4,3$
Couple acide/base n°3 et pk_a	 Noté ASP^{+--}/ASP^{--} $pK_{a3} = 9,8$	 Noté GLU^{+--}/GLU^{--} $pK_{a3} = 10,5$

Exercice 8 corrigé disponible

L'acide méthanoïque, ou acide formique, est produit par des fourmis rouges qui l'utilisent pour se défendre. Il est synthétisé dans l'industrie pour être utilisé dans de nombreux domaines comme le textile, l'agroalimentaire, ou encore la fabrication de solvants.

Les objectifs de cet exercice sont d'étudier les propriétés acido-basiques de l'acide méthanoïque puis son utilisation dans la synthèse du méthanoate d'éthyle qui est un solvant organique.

Données :

- couple acide-base acide méthanoïque / ion méthanoate : $HCOOH(aq) / HCOO^-(aq)$;
- propriétés physico-chimiques de différentes espèces chimiques :

Espèce	Acide méthanoïque	Éthanol	Méthanoate d'éthyle	Eau
Formule brute	CH_2O_2	C_2H_6O	$C_3H_6O_2$	H_2O
Masse molaire moléculaire	46,0 g·mol^{-1}	46,1 g·mol^{-1}	74,1 g·mol^{-1}	18,0 g·mol^{-1}
Température d'ébullition	101 °C	79 °C	54 °C	100 °C

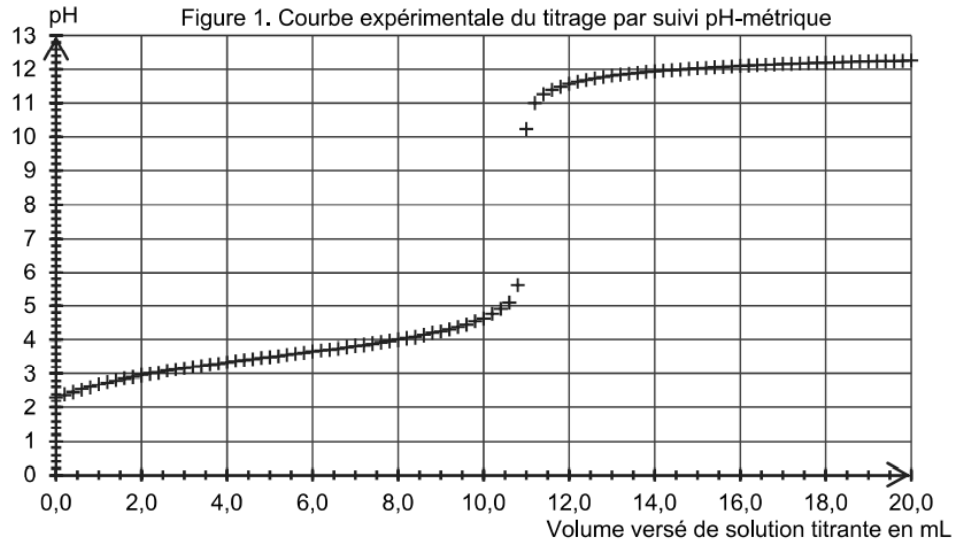
- sur l'étiquette du flacon de l'acide méthanoïque concentré commercial utilisé, on lit que le titre massique minimum est de 85 %. La densité mesurée de ce produit est mesurée, elle vaut 1,19.

1. Propriétés acido-basiques de l'acide méthanoïque

Pour étudier les propriétés acido-basiques de l'acide méthanoïque, une solution aqueuse d'acide méthanoïque, notée S, est préparée à partir de 1,0 mL d'acide méthanoïque concentré commercial dilué dans une fiole jaugée de 250 mL.

Le titrage d'un volume $V = 25,0$ mL de solution S est réalisé et suivi par pH-métrie. La solution titrante est une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration c_B égale à 0,20 mol·L^{-1}. La courbe du suivi pH-métrique est donnée en figure 1.

Figure 1. Courbe expérimentale du titrage par suivi pH-métrique



Q1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

Q2. Déterminer la valeur de la concentration en quantité de matière d'acide méthanoïque présent dans la solution S.

Q3. En déduire la valeur du titre massique d'acide méthanoïque de la bouteille utilisée. Commenter.

On utilise les valeurs de pH mesurées au cours de ce titrage pour déterminer si l'acide méthanoïque peut être considéré comme un acide fort ou un acide faible. L'exploitation des mesures de pH permet d'obtenir la figure 2.

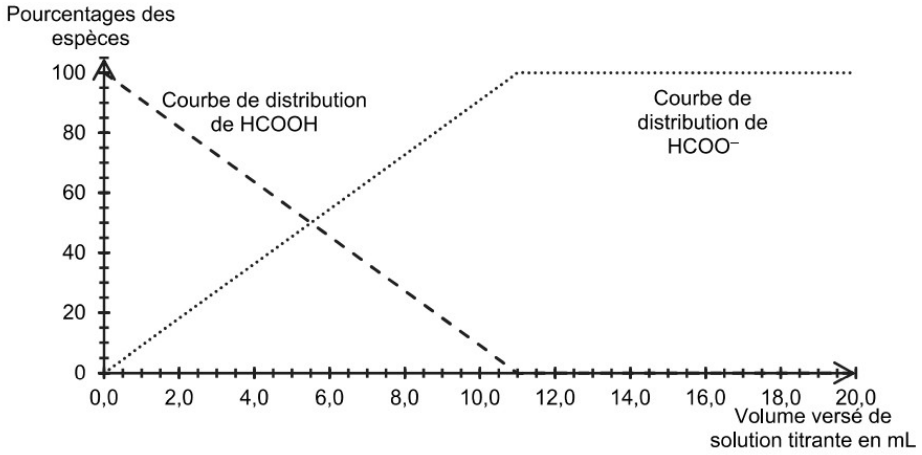


Figure 2. Courbes de distribution obtenues à partir des mesures de pH effectuées lors du titrage

Q4. Écrire l'équation de la réaction dont la constante thermodynamique d'équilibre correspond à la constante d'acidité K_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate.

Q5. Estimer, en expliquant la démarche, à l'aide des figures 1 et 2, la valeur de la constante d'acidité K_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate à la température du titrage.

La valeur tabulée de la constante d'acidité associée à ce couple est égale à $1{,}75\times10^{-4}$ à 25 °C.

Q6. Identifier une des causes expliquant l'écart entre la valeur tabulée et la valeur calculée à la question **Q5** de la constante d'acidité K_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate.

On étudie une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration initiale en soluté apportée c_A.

Q7. Montrer que le quotient de réaction, noté Q_r, associé à la réaction écrite à la question **Q4**, s'écrit :

$$Q_r = \frac{[H_3O^+]^2}{(c_A - [H_3O^+])\cdot c^\circ}$$

avec c° la concentration standard.

Q8. Montrer que l'on peut estimer la valeur de K_A à une température donnée avec la relation suivante :

$$K_A = \frac{\tau_f^2 \cdot c_A}{(1-\tau_f)\cdot c^\circ}$$

avec τ_f le taux d'avancement final.

Le taux d'avancement τ_f vérifie une équation du 2nd degré de la forme :

$A \cdot \tau_f^2 + B \cdot \tau_f + C = 0$ avec A, B et C des constantes.

Le calcul du taux d'avancement est effectué à l'aide d'un programme écrit en langage Python dont un extrait est donné en figure 3.

```
4   # Demandes des valeurs utiles
5   cA=float(input("Indiquer la concentration apportée cA (en mol/L) de l'acide :"))
6   KA=float(input("Indiquer la valeur de la constante d'acidité KA :"))
7   c0 = 1.0 # valeur de la concentration standard en mol/L
8
9   # Equation du 2nd degré vérifiée par le taux d'avancement
10  # équation du type : A*tau^2 + B*tau + C = 0
11  A =    ?          # expression de A
12  B =    ?          # expression de B
13  C =    ?          # expression de C
```

Figure 3. Extrait du programme écrit en langage Python

Q9. Compléter les lignes 11, 12 et 13 permettant au programme d'être exécuté. Détailler la démarche.

Pour une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration apportée égale à $8{,}8\times10^{-2}$ mol·L^{-1}, le résultat obtenu par le programme est donné ci-dessous :

```
Indiquer la concentration apportée cA (en mol/L) de l'acide :0.088
Indiquer la valeur de la constante d'acidité KA :1.75e-4
Il y a 2 solutions possibles pour le taux d'avancement final :
tau1 = -0.046
tau2 = 0.044
```

Q10. À partir des résultats ci-dessus du programme, déterminer en justifiant si l'acide méthanoïque peut être considéré comme un acide fort ou un acide faible dans l'eau dans les conditions de l'expérience.