

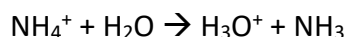
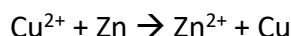
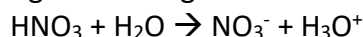
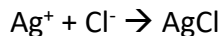


## I. Quelles sont les réactions qui échangent des protons ?

### 1. Exemples de réaction acide/base.

#### Exercice A1

Dans quel cas y-a-t-il échange d'un ou plusieurs protons  $H^+$  ?



### 2. La réaction acido-basique.

#### Exercice A2 : Couples acides-bases conjugués.

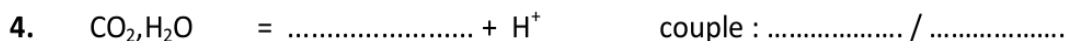
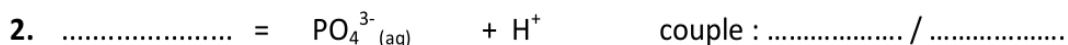
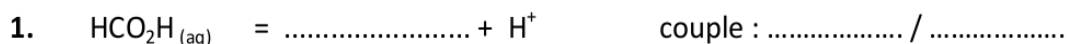
On considère les espèces chimiques suivantes :  $HO^-_{(aq)}$  ;  $C_6H_5COOH_{(aq)}$  ;  $NH_{3(g)}$

- 1) Identifier les bases et les acides selon Bronsted en sachant que l'on peut obtenir les composés suivants :  $H_2O$  /  $C_6H_5COO^-$  /  $NH_4^+$ .
- 2) Quels sont les acides et bases conjugués de ces espèces chimiques ?
- 3) Ecrire les couples acido-basiques correspondant.
- 4) Ecrire le schéma formel (½ équation) des couples correspondant.

---

#### Exercice A3 : Couple acidobasique.

Compléter chaque demi-équation acido-basique, puis définir le couple acide/base correspondant :



L'ion éthanolate de formule  $C_2H_5O^-$  est la base conjuguée de l'éthanol. Il réagit avec l'eau.

1. Ecrire les demi-équations acido-basiques relatives à chaque espèce.
2. Ecrire l'équation de la réaction entre l'ion éthanolate et l'eau.
3. L'eau joue-t-elle, dans cette réaction, le rôle d'un acide ou d'une base ? Justifier la réponse.



### Exercice A4 : réaction acide/base

Lorsqu'on mélange une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à une solution aqueuse d'hydrogénocarbonate de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ ).

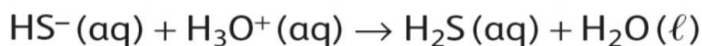
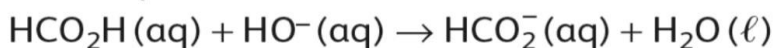
Il se produit une réaction acido-basique notée (1).

- 1) Donner la formule de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.
- 2) La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est-elle acide ou basique ? Quelle est l'espèce chimique impliquée ? Donner son nom et le couple acide/base correspondant.
- 3) Quelles sont les espèces qui réagissent lors de la réaction notée (1) ? Ecrire les demi-équations correspondantes et en déduire l'équation de la réaction.

**Donnée :** couple acide/base :  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$  et  $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$

### Exercice A5 : reconnaître des couples.

- a. Rappeler la définition d'une réaction acido-basique.
- b. Écrire les couples acide-base qui interviennent dans les réactions acido-basiques suivantes.



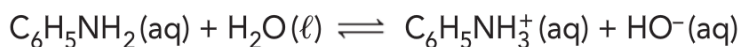
### Exercice A6 : Réaction avec l'eau.

Écrire l'équation de la réaction de chacune des espèces suivantes avec l'eau.

- a. Méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , base faible.
- b. Ion hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$ , acide faible.
- c. Ion hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$ , base faible.
- d. Ion méthylamidure  $\text{CH}_3\text{NH}^-$ , base forte.

### 13 Reconnaître deux couples acide/base

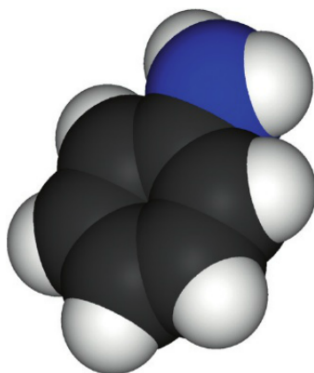
L'aniline réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



1. Identifier les deux couples acide/base associés à la réaction.

2. L'aniline est-elle un acide faible ou une base faible dans l'eau ?

3. Montrer que la réaction acido-basique précédente s'interprète comme l'échange d'un proton entre deux espèces appartenant à deux couples acide/base différents.



## 14 Étudier des réactions acido-basiques



Un comprimé effervescent d'aspirine contient, entre autres, de l'acide acétylsalicylique (ou aspirine),  $C_9H_8O_4$ , et de l'hydrogénocarbonate de sodium,  $NaHCO_3$ .

L'aspirine,  $C_9H_8O_4(aq)$ , est un acide faible dans l'eau et l'ion hydrogénocarbonate,  $HCO_3^-(aq)$ , est une base faible dans l'eau.

1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit entre l'aspirine et l'eau.
2. Écrire l'équation de la dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau, en la considérant comme totale.
3. L'acide conjugué de l'ion hydrogénocarbonate  $HCO_3^-(aq)$  est le dioxyde de carbone dissous  $CO_2, H_2O(aq)$ .  
Écrire l'équation de la réaction qui se produit entre l'ion hydrogénocarbonate et l'aspirine.
4. Justifier l'effervescence observée lors de la dissolution du comprimé dans l'eau.



## II. Le pH et sa mesure.

### 1. Définition du pH.

#### Exercice B1 : Relation pH

Q1 : Calculez la concentration molaire des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 2,8, puis dans une solution d'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$  de pH égal à 9,2.

Q2 : Déterminer le pH d'une solution de concentration en ion oxonium de  $3,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

#### 8 Utiliser la définition du pH

- Rappeler les expressions permettant de calculer :
  - le pH à partir de la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ;
  - la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  à partir du pH.
- On dispose de quatre solutions A, B, C et D telles que :

| Solution                                                         | A                    | B     | C                    | D     |
|------------------------------------------------------------------|----------------------|-------|----------------------|-------|
| $[\text{H}_3\text{O}^+]$<br>( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) | $1,0 \times 10^{-3}$ | ..... | $4,8 \times 10^{-5}$ | ..... |
| pH                                                               | .....                | 3,4   | .....                | 9,8   |

Recopier puis compléter le tableau ci-dessus.

- Comment varie la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  lorsque le pH augmente ?

#### 9 Associer pH et concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$



On considère trois solutions A, B et C de pH respectifs  $\text{pH}_A = 3,2$ ,  $\text{pH}_B = 5,6$  et  $\text{pH}_C = 8,3$ .

Sans utiliser de calculatrice, attribuer à chaque solution la valeur correcte de la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  exprimée en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  :  $5,0 \times 10^{-9}$ ,  $6,3 \times 10^{-4}$  et  $2,5 \times 10^{-6}$ .



## 2. La mesure du pH.

### 24 Mesure d'un pH et incertitudes

**COMPÉTENCES** Effectuer des calculs ; raisonner.

Le pH d'une solution aqueuse S, mesuré avec un pH-mètre, est  $\text{pH}_{\text{mesuré}} = 2,52$ .

1. a. Quel réglage du pH-mètre doit-on réaliser avant de mesurer le pH de la solution ?

b. Comment nomme-t-on les solutions permettant de réaliser ce réglage ?

2. Sachant que l'incertitude de la mesure donnée par le pH-mètre est de 0,05 unité de pH, écrire le résultat de la mesure sous la forme  $\text{pH}_{\text{solution}} = \text{pH}_{\text{mesuré}} \pm U(\text{pH})$ .

3. En déduire un encadrement de la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}$  correspondante et l'incertitude  $U([\text{H}_3\text{O}^+])$ .

4. Calculer l'incertitude relative  $\frac{U([\text{H}_3\text{O}^+])}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}}$  et l'exprimer en pourcentage.

5. Pourquoi la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}$ , déduite d'une mesure de pH, doit-elle s'exprimer avec, au plus, deux chiffres significatifs ?



### 3. pH et concentration.

#### Exercice B2 : Acidité du jus de citron.

L'acide ascorbique (ou vitamine C) est un acide au sens de Brönsted. Sa formule brute est  $C_6H_8O_6$ . Il est présent dans le jus de citron (0,3 mmol pour 100 mL environ).

Le pH de différentes solutions de concentration molaire en acide ascorbique initialement introduit  $c$  a été mesuré. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

| $c \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}$ | $3,0 \times 10^{-2}$ | $3,0 \times 10^{-3}$ | $3,0 \times 10^{-4}$ | $3,0 \times 10^{-5}$ |
|----------------------------------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| pH                                           | 2,8                  | 3,3                  | 3,9                  | 4,6                  |

- ❶ Quelle est la formule brute de la base conjuguée de l'acide ascorbique ?
- ❷ **a.** Compléter le tableau avec les valeurs de pH que l'on obtiendrait si l'acide ascorbique était un acide fort. Quelle conclusion peut-on en tirer ?  
**b.** Écrire l'équation de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau.
- ❸ Le pH du jus de citron est voisin de 2,5. Cette valeur est-elle compatible avec la teneur en vitamine C dans le jus de citron ? Que peut-on en déduire ?

#### Exercice B3 : acide fort ou faible ?

L'acide butanoïque est un acide carboxylique dont on notera la formule  $R\text{-CO}_2\text{H}$ . Il est responsable de l'odeur désagréable du beurre rance, d'où son nom courant « acide butyrique » (du grec βουτυρος, qui signifie « beurre »).

- a.** Donner la formule de la base conjuguée de cet acide.
- b.** On prépare une solution d'acide butanoïque de concentration initiale  $c = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Le pH de la solution est mesuré : il vaut 3,7.

L'acide butanoïque est-il fort ou faible ?

- c.** Écrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.

### Exercice B4 : Lac acide.

Le Kawah Ijen est un volcan d'Indonésie. Son cratère abrite un lac d'une surface  $S = 41 \times 10^4 \text{ m}^2$  considéré comme le lac le plus acide de la planète. Son acidité est due à la dissolution de gaz volcaniques (dioxyde de soufre, chlorure d'hydrogène). Le pH de l'eau peut fluctuer dans l'année entre la saison sèche et la saison humide. On évalue le volume d'eau du lac à  $32 \times 10^6 \text{ m}^3$ . Le pH du lac est de 0,2.



Évaluer la variation de pH qui résulterait de l'augmentation du niveau d'eau de 10 m.

#### Aide

Le volume d'un cylindre de section  $S$  et de hauteur  $h$  est :  
 $S \times h$ .



### III. Comment déterminer l'espèce prédominante en solution ?

#### 1. Comment classer les couples acide/base ?

#### Activité C1 :

1. Ecrire la réaction de mise en solution dans l'eau de l'acide éthanóïque.
2. Calculer la constante d'acidité de l'acide éthanóïque dans les 3 cas. Est-elle constante ?
3. Calculer le pKa. Peut-il être considéré comme une caractéristique du couple acide/base ?

#### Document 1 : Mesures de pH pour 2 acides à des concentrations différentes.

|            | $c_a$<br>(mol/L) | $[H_3O^+]$<br>(mol/L) | pH  |                              | $c_a$<br>(mol/L) | $[H_3O^+]$<br>(mol/L) | pH  |
|------------|------------------|-----------------------|-----|------------------------------|------------------|-----------------------|-----|
| <u>HCl</u> | $1.10^{-1}$      | $1.10^{-1}$           | 1,0 | <u><math>H_3CCOOH</math></u> | $1.10^{-1}$      | $1,26.10^{-3}$        | 2,9 |
|            | $1.10^{-2}$      | $1.10^{-2}$           | 2,0 |                              | $1.10^{-2}$      | $3,98.10^{-4}$        | 3,4 |
|            | $1.10^{-3}$      | $1.10^{-3}$           | 3,0 |                              | $1.10^{-3}$      | $1,26.10^{-4}$        | 3,9 |

#### Document 2 : Définition de la constante d'acidité.

L'ionisation d'un acide faible dans l'eau étant partielle, cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre :

$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

Comme dans les solutions diluées, la concentration en  $H_2O$  est une grandeur constante ( $[H_2O] = 55,5 \text{ mol/L}$ ), on peut écrire par transformation de l'équation ci-dessus :

$$K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \text{Constante} = K_a$$

On note :  $pK_a = -\log(K_a)$

#### Exercice C2 : Constante d'acidité.

L'acide éthanóïque  $CH_3CO_2H$ , également appelé acide acétique, réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique :  $CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

1. Donner la définition d'un acide selon Brönsted.
2. Dans l'équation ci-dessus, identifier puis écrire les deux couples acide/base mis en jeu.
3. Exprimer la constante d'acidité  $K_a$  associée à l'équation de cet équilibre chimique.

## 17 Calculer une constante d'acidité

L'acide salicylique  $C_7H_6O_3$ , extrait notamment de l'écorce de saule, donne lieu à un équilibre chimique avec l'eau.

1. Écrire l'équation de la réaction correspondante.

2. Écrire l'expression de la constante d'acidité  $K_A$  associée au couple de l'acide salicylique.

3. Pour un état d'équilibre donné, on a :

$$[C_7H_5O_3^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$[C_7H_6O_3]_{\text{éq}} = 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Calculer la valeur de la constante d'acidité  $K_A$ .

4. En déduire la valeur du  $pK_A$  associée au couple de l'acide salicylique.



## Exercice C3 : Constante d'acidité de l'acide nitreux.

L'acide nitreux  $HNO_2$  est un acide faible.

a. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau.

b. On introduit de l'acide nitreux dans une solution. On mesure  $[HNO_2] = 1,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $[H_3O^+] = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Déterminer la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $HNO_2/NO_2^-$ .

c. En déduire le  $pK_a$  du couple.



## 2. Diagramme de prédominance.

### Exercice C4 : diagramme.

En solution aqueuse, l'acide lactique que l'on notera HA a des propriétés acidobasiques. Sa base conjuguée est l'ion lactate.

1. Le  $pH$  d'une solution d'acide lactique de concentration molaire  $c$  égale à  $1,5 \text{ mmol.L}^{-1}$  est égal à 3,4. L'acide lactique est-il un acide fort ou faible ?
2. Le  $pH$  d'un lait frais se situe autour de 6,5. Quelle est l'espèce prédominante du couple acide lactique/ion lactate ? Justifier la réponse.

On donne :  $pK_a (AH/A^-) = 3,9$

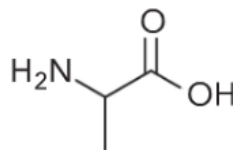
### 18 Tracer un diagramme de prédominance

L'ammoniac  $NH_3(aq)$  est une base faible dans l'eau. Le couple ion ammonium/ammoniac a pour constante d'acidité  $K_A = 6,3 \times 10^{-10}$  à  $25^\circ C$ .

1. Calculer le  $pK_A$  associé au couple acide/base.
2. Tracer le diagramme de prédominance correspondant.
3. Le  $pH$  d'une solution aqueuse d'ammoniac vaut 10,6.
  - a. Quelle est l'espèce prédominante dans la solution ?
  - b. Calculer la valeur du quotient  $\frac{[NH_3]_{\text{éq}}}{[NH_4^+]_{\text{éq}}}$ .
  - c. Le résultat obtenu est-il en accord avec la réponse à la question 3a ?

## 19 Établir le diagramme de prédominance d'un acide $\alpha$ -aminé

L'alanine est un acide  $\alpha$ -aminé dont la formule topologique est donnée ci-contre.



1. Identifier les deux groupes caractéristiques de cette molécule.

2. En solution aqueuse, un transfert intramoléculaire d'un proton a lieu du groupe carboxyle vers le groupe amine : il se forme alors un amphion.

Écrire la formule de l'amphion formé.

3. L'amphion est un ampholyte. Déterminer les deux couples acide/base auxquels il appartient.

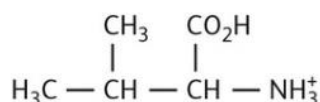
4. L'alanine est caractérisée par deux valeurs de  $pK_A$  associés aux deux couples précédents :

- $pK_{A1} = 2,4$  associé au couple cation/amphion ;
- $pK_{A2} = 9,9$  associé au couple amphion/anion.

Établir le diagramme de prédominance de l'alanine.

### Exercice C5 : Etude d'un acide $\alpha$ aminé.

La valine est un acide  $\alpha$ -aminé. L'une de ses formes acido-basiques est la suivante :



On lui attribue deux  $pK_a$  : 2,3 et 9,7.

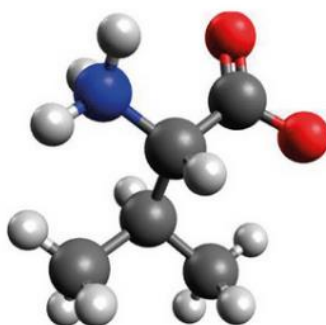
a. Recopier la formule de la valine et entourer ses groupes caractéristiques qui possèdent des propriétés acido-basiques.

b. Quel groupe caractéristique est responsable du  $pK_a$  le plus petit ?

c. Représenter le diagramme de prédominance de la valine.

d. La valine est abondante dans le blanc d'œuf, dont le pH est voisin de 7,5.

Sous quelle forme acido-basique trouve-t-on majoritairement la valine dans le blanc d'œuf ?



Modèle moléculaire de la valine.



## Exercice bac Antilles 2019 septembre.

### 3. Les acides $\alpha$ -aminés

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

D'après <https://www.nicolas-aubineau.com/bcaa/>

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

| Leucine (Leu)                                                                                                                                                        | Isoleucine (Ileu)                                                                                                                                                                        | Valine (Val)                                                                                                                                                                 |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $  \begin{array}{c}  \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \\    \quad   \\  \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}  \end{array}  $ | $  \begin{array}{c}  \text{CH}_3 \quad \text{O} \\    \quad    \\  \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\    \\  \text{NH}_2  \end{array}  $ | $  \begin{array}{c}  \text{CH}_3 \quad \text{O} \\    \quad    \\  \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\    \\  \text{NH}_2  \end{array}  $ |

#### 3.2. Propriétés acido-basiques de la valine.

On se propose d'étudier les propriétés acido-basiques de la valine par analogie avec l'acide éthanóïque et l'ammoniac.

Données :  $\text{pK}_a$  à 25 °C

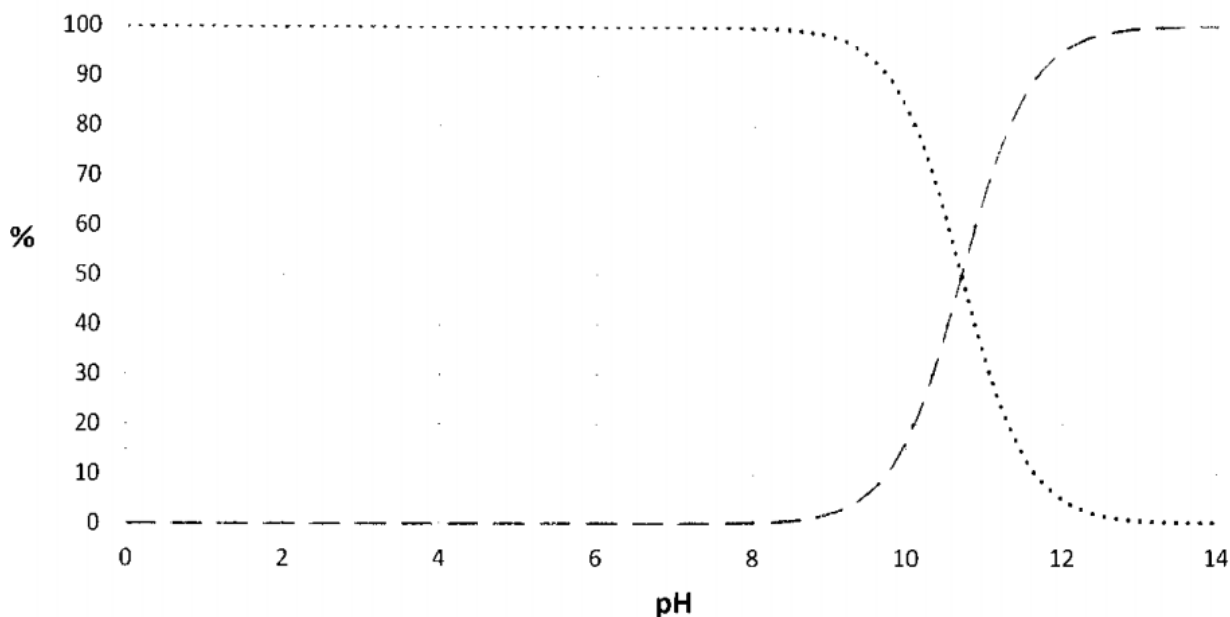
- $\text{pK}_a$  pour le couple associé à l'acide éthanóïque : 4,8 ;
- $\text{pK}_a$  pour les couples associés à la valine :  $\text{pK}_{A1} = 2,3$  et  $\text{pK}_{A2} = 9,7$ .

3.2.1. Donner la formule semi-développée de l'acide éthanóïque et de sa base conjuguée, l'ion éthanóate, puis établir sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des formes acide et basique de ce couple.

3.2.2. Le diagramme de distribution du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$  figure ci-après.

Identifier la courbe correspondant à l'ion méthylammonium,  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  et celle correspondant à la méthylamine,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  et déterminer le  $\text{pK}_a$  de ce couple en explicitant la démarche mise en œuvre.

Diagramme de distribution du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$





- 3.2.3. En vous aidant éventuellement des deux questions précédentes, associer les deux valeurs de  $pK_a$  de la valine aux deux couples acide/base correspondants.
- 3.2.4. Établir sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des trois formes associées à la valine.

La boisson C a un pH voisin de 7,5.

- 3.2.5. Déterminer la forme prédominante de la valine dans la boisson C.



### 3. Le produit ionique de l'eau.

#### Exercice C4 : calculer un pH.

Une solution contient des ions  $\text{Al}^{3+}$  à la concentration  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$ . On observe la formation d'un solide blanc appelé précipité de formule  $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$  lorsque la concentration en ions hydroxyde est supérieure à la valeur  $c = 1,0 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- a.** Calculer le pH de la solution de concentration  $c$  en ions hydroxyde. La solution est-elle acide ou basique ?
- b.** Le précipité apparaît-il pour un pH supérieur ou inférieur à la valeur calculée en **a.** ?

#### Exercice C5 : pH sanguin

La température normale du corps humain est de  $37^\circ\text{C}$ . À cette température, le produit ionique de l'eau  $K_e$  est de  $1,9 \times 10^{-14}$ .

- a.** Déterminer le pH d'une solution neutre à cette température.
- b.** Le pH moyen du plasma sanguin est de 7,4.  
Le plasma est-il une solution basique ou acide ?
- c.** Les valeurs de pH du sang compatibles avec la vie sont comprises entre 6,8 et 7,8.  
À quel intervalle de concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  ces valeurs correspondent-elles ?



## IV. Comportement des acides et des bases en solution.

### 1. Réaction entre un acide fort et une base forte.

#### **22** Établir l'équation de la réaction entre un acide fort et une base forte

On mélange une solution aqueuse d'acide perchlorique,  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$ , acide fort dans l'eau, avec une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium,  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ , base forte dans l'eau. Les ions perchlorate  $\text{ClO}_4^-(\text{aq})$  et potassium  $\text{K}^+(\text{aq})$  étant spectateurs, les seuls couples acide/base mis en jeu sont les deux couples de l'eau.

1. Écrire les deux couples de l'eau et leurs demi-équations acido-basiques associées.
2. En déduire l'équation de la réaction entre la solution d'acide fort et la solution de base forte.
3. Quel est l'effet thermique produit par cette réaction ?

## 2. Les indicateurs colorés.

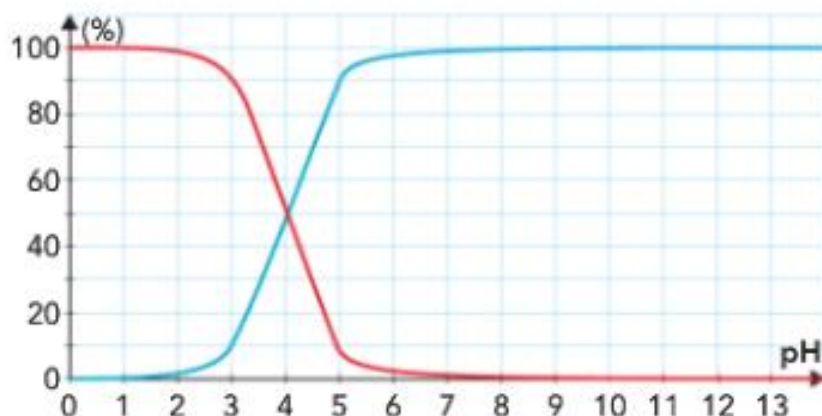
### 27 Diagramme de distribution d'un indicateur coloré

**COMPÉTENCES** Exploiter un graphique; expliquer une démarche.

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acido-basique noté  $\text{HInd}/\text{Ind}^-$ , dont les espèces conjuguées ont des teintes différentes.

On considère une solution aqueuse de bleu de bromophénol, indicateur coloré acido-basique, de concentration molaire en soluté apporté  $C = 20 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La teinte de la forme acide  $\text{HInd}$  est jaune, celle de la forme basique  $\text{Ind}^-$  est bleue. Une étude expérimentale permet de tracer le diagramme de distribution des formes acide et basique de l'indicateur coloré. Ce diagramme indique les pourcentages des formes  $\text{HInd}$  et  $\text{Ind}^-$  en fonction du pH :



1. Identifier le graphe correspondant à la forme acide  $\text{HInd}$  et celui qui correspond à la forme basique  $\text{Ind}^-$ .
2. En justifiant la démarche, déterminer, à partir du graphe, le  $\text{pK}_\text{A}$  du couple acido-basique  $\text{HInd}/\text{Ind}^-$  associé à l'indicateur coloré.
3. Tracer le diagramme de prédominance du couple  $\text{HInd}/\text{Ind}^-$ .
4. Quelle est la teinte de l'indicateur coloré dans une solution dont le pH prend successivement les valeurs 2, 4, puis 9 ?



## Exercice D1 : Les indicateurs colorés.

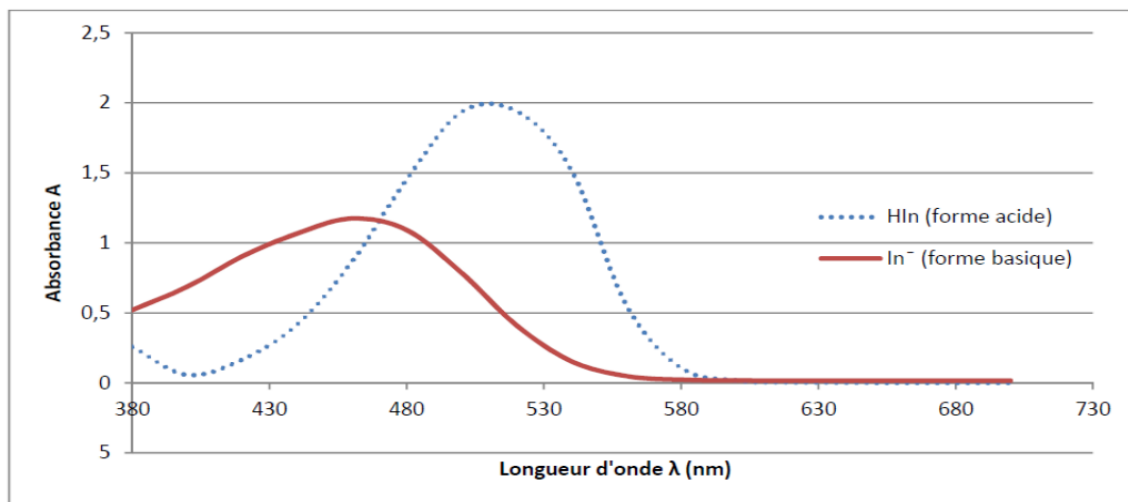
L'hélianthine, aussi appelée méthyl-orange, est un indicateur coloré de pH couramment utilisé pour la réalisation de titrages acidobasiques. Son nom provient de la famille des fleurs « héliante » (du grec helios= soleil et anthos= fleurs) dont les couleurs s'étendent du rouge au jaune.

L'hélianthine se trouve, selon le pH, sous forme acide notée HIn et/ou sous forme basique notée  $\text{In}^-$ .

Ces deux formes ont des couleurs différentes en solution aqueuse.

HIn et  $\text{In}^-$  constituent un couple acide/base dont le  $\text{pK}_a$  est égal à 3,7.

Les spectres UV-visible des formes acides et basiques de l'hélianthine sont représentés ci-dessous:

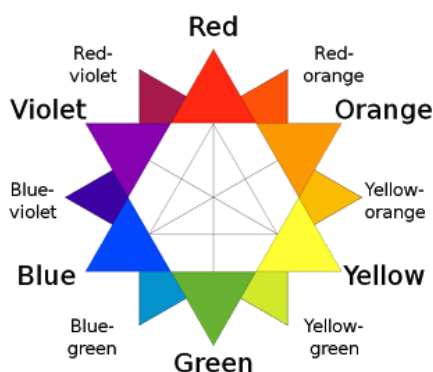


1.1. On introduit quelques gouttes d'hélianthine dans une solution aqueuse incolore de pH égal à 5. Quelle couleur prend cette solution ? Décrire votre démarche en utilisant les données et vos connaissances.

1.2. L'hélianthine présente sa teinte sensible, résultat de la superposition de sa forme acide et de sa forme basique, dans une zone de pH appelée zone de virage.

On considère, en première approximation, que l'on a superposition des teintes quand aucune des deux formes n'est prépondérante devant l'autre : c'est-à-dire si aucune n'a sa concentration supérieure à dix fois celle de l'autre. Déterminer la zone de virage. Expliciter la démarche.

En réalité, il faut prendre en compte l'intensité de la teinte de chaque forme ; la zone de virage réelle de l'hélianthine est de ce fait comprise entre  $\text{pH} = 3,1$  et  $\text{pH} = 4,4$ .





### 3. Les solutions tampons.

#### Exercice D2

On donne :  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$   $\text{pK}_a = 9.20$  à  $25^\circ\text{C}$

1. pH d'une solution. L'ammoniaque est une base faible, son acide conjugué est  $\text{NH}_4^+$ 
  1. En utilisant le modèle de Lewis, justifier le caractère basique de l'ammoniaque.
  2. Ecrire la réaction qui a lieu lors de l'introduction de l'ammoniaque dans l'eau.
2. On souhaite préparer une solution tampon à partir d'ammoniac.
  1. Qu'est ce qu'une solution tampon ?
  2. Sans calcul, donner l'ordre de grandeur du pH d'un tampon ammoniacal.
  3. Citer un milieu naturellement tamponné.

### 4. Divers

#### 31 Bac L'eau distillée et son pH

**COMPÉTENCES** Mobiliser ses connaissances; effectuer des calculs; exploiter un diagramme.

##### A. pH de l'eau pure à $25^\circ\text{C}$

1. Écrire l'équation d'autoprotolyse de l'eau.
2. Écrire l'expression du produit ionique de l'eau,  $K_e$ . À  $25^\circ\text{C}$ , des mesures de conductivité électrique montrent que pour de l'eau pure :

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

3. Calculer la valeur de  $K_e$  à  $25^\circ\text{C}$ . En déduire la valeur du pH de l'eau pure à  $25^\circ\text{C}$ .

##### B. Eau distillée laissée à l'air libre

De l'eau fraîchement distillée dans le distillateur ci-dessous et laissée quelque temps à l'air libre dans un bécher, à  $25^\circ\text{C}$ , voit son pH diminuer puis se stabiliser à la valeur 5,7.

La dissolution, lente et progressive, dans l'eau distillée du dioxyde de carbone présent dans l'air permet d'expliquer cette diminution du pH. Un équilibre s'établit entre le dioxyde de carbone présent dans l'air et celui



qui est dissous dans l'eau distillée noté  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ . Il peut donc réagir avec l'eau selon une réaction d'équation :



4. Écrire les couples acido-basiques mis en jeu.
5. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  associée à l'équation précédente. En déduire la relation :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left( \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{eq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}} \right)$$

6. Sachant que  $\text{pK}_A = 6,4$ , calculer la valeur du quotient  $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{eq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}}$  pour de l'eau distillée de pH = 5,7. Quelle espèce prédomine dans cette eau distillée ?
7. Tracer le diagramme de prédominance des espèces  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$  et  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ .
8. On note V le volume considéré d'eau distillée et C la concentration molaire apportée en dioxyde de carbone de l'eau distillée. Établir et compléter littéralement le tableau d'avancement de la réaction entre le dioxyde de carbone dissous et l'eau.
9. Quelle est la relation entre  $[\text{HCO}_3^-]_{\text{eq}}$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$  ? En déduire la valeur de  $[\text{HCO}_3^-]_{\text{eq}}$ .
10. Déterminer la valeur de  $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}$ .
11. En déduire la valeur de la concentration C.