

Révision basique – chimie

I. Concentrations molaires :

1. Le vinaigre à 8 ° est une solution aqueuse d'acide éthanóique $C_2H_4O_2$.

L'appellation vinaigre à 8 ° signifie que dans 100 mL de solution, il y a 8,00 mL d'acide éthanóique.

Données :

masse molaire de l'acide éthanóique : $M_{acide} = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

masse volumique de l'acide éthanóique : $\rho = 1,05 \text{ g / mL}$

Quelle est la concentration molaire du vinaigre ?

Masse d'acide :	$m = \rho \cdot V_{eth}$	A.N.	$m = 1,05 \times 8,0 = 8,4g$
Quantité de matière correspondante :			
$n = \frac{m}{M}$	A.N.	$n = \frac{8,4}{60} = 1,4 \times 10^{-1} \text{ mol}$	
Concentration molaire :	$C = \frac{n}{V}$	A.N.	$C = \frac{1,4 \times 10^{-1}}{0,100} = 1,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

2. On dispose d'une solution de soude caustique de concentration molaire $C_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
On veut préparer par dilution une solution de soude de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ de concentration $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- a. Calculer le volume v_0 de solution commerciale qu'il faut prélever.
b. Quel est le facteur de dilution ? (Combien de fois la solution a-t-elle été diluée ?)

Solution mère	Solution fille
$C_0 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
$v_{prél} = ?$	$V = 100 \text{ mL}$

La quantité de soluté prélevée est égale à celle présente dans la solution fille :

$$n_{prél} = n_{fille}$$

soit $C_0 \cdot v_{prél} = C \cdot V$

d'où $v_{prél} = \frac{C \cdot V}{C_0}$ A.N. $v_{prél} = 5,0 \text{ mL}$

Calcul du facteur de dilution : $F = \frac{C_0}{C} = \frac{V_{fille}}{v_{prél}}$ A.N. $F = 20$ Il faut diluer 20 fois

3. Solution d'ammoniac :

L'étiquette d'une solution d'ammoniac indique :

- masse volumique : $\rho = 0,95 \text{ g/mL}$
- pourcentage massique en ammoniac : 28% (28% de la masse de la solution est de l'ammoniac pur)
- masse molaire de l'ammoniac $M = 17 \text{ g/mol}$

- Calculer la masse d'un litre de solution d'ammoniac
- Calculer la masse d'ammoniac pur présent dans 1L de solution
- En déduire la concentration de la solution d'ammoniac Calculer la concentration de la solution d'ammoniac.

Masse d'1L de solution :

On demande ici la masse volumique de la solution ; elle est donnée dans l'énoncée : $\rho = 950\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$

Masse d'ammoniac présent dans 1,0L de solution :

$$m_{am} = \frac{28}{100} \times m_{solution} \quad \text{d'après les infos de l'étiquette (et la définition d'un pourcentage)}$$

or $m_{solution} = \rho \cdot V_{solution}$

D'où $m_{am} = \frac{28}{100} \cdot \rho \cdot V_{solution}$

A.N. $m_{am} = \frac{28}{100} \times 950 \times 1,00 = 266\text{g}$

Concentration molaire de la solution d'ammoniac :

$$C = \frac{n_{am}}{V_{solution}}$$

Or $n_{am} = \frac{m_{am}}{M_{am}}$

d'où $C = \frac{m_{am}}{M_{am} \cdot V_{solution}}$

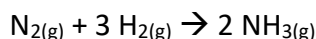
A.N. $C = \frac{266}{17,0 \times 1,00} = 15,6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Remarque : on peut aussi utiliser une formule littérale plus complète qui regroupe les 3 réponses :

$$C = \frac{m_{am}}{M_{am} \cdot V_{solution}} = \frac{\frac{28}{100} \cdot \rho \cdot V_{solution}}{M_{am} \cdot V_{solution}} = \frac{\frac{28}{100} \cdot \rho}{M_{am}}$$

II. Bilan de matière

- Dans l'industrie, on réalise la synthèse de l'ammoniac en utilisant la réaction suivante :



On désire produire 1 tonne d'ammoniac (10^6g).

Quelles masses de diazote et de dihydrogène doit-on utiliser ?

On donne : $M_{\text{NH}_3} = 17\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M_{\text{N}_2} = 28\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M_{\text{H}_2} = 2,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Calcul de la quantité de matière d'ammoniac à synthétiser :

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{NH}_3} = \frac{10^6}{17} = 5,9 \times 10^4 \text{mol}$$

A partir d'un calcul de proportionnalité, on peut maintenant calculer les quantités de N_2 et de H_2 nécessaires :

	1 N_2	+	3 H_2	\rightarrow	2 NH_3
Coefficients stoechiométriques : Proportions indiquées par la réaction (mol)	1		3		2
Quantités de matières mise en jeu	n_{N_2}		n_{H_2}		$5,9 \times 10^4 \text{mol}$

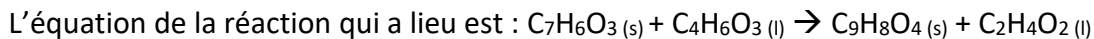
$$\text{d'où } n_{H_2} = \frac{3 \times 5,9 \times 10^4}{2} = 8,9 \times 10^4 \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_{N_2} = \frac{1 \times 5,9 \times 10^4}{2} = 3,0 \times 10^4 \text{ mol}$$

Calculons les masses correspondant à ces quantités de matière :

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{H_2} = 8,9 \times 10^4 \times 2 = 1,8 \times 10^5 \text{ g} \text{ soit environ } 180 \text{ kg}$$

$$m_{N_2} = n_{N_2} \cdot M_{N_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{N_2} = 3,0 \times 10^4 \times 28 = 8,4 \times 10^5 \text{ g} \text{ soit environ } 840 \text{ kg}$$

2. Lors de la synthèse de l'aspirine au laboratoire, on utilise 3,3g d'acide salicylique solide $C_7H_6O_3$ et 7,0 mL d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$ liquide.



Déterminer quel est le réactif en excès et la masse d'aspirine $C_9H_8O_4$ qu'on a fabriqué.

Données :

Masse volumique de l'anhydride acétique : $\mu = 1,08 \text{ g.mL}^{-1}$

Masses molaires : $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Calculs des quantités initialement mises en présence :

$$n_{acide} = \frac{m}{M} \quad \text{A.N.} \quad n_{prop} = \frac{3,3}{7 \times 12 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16} = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{anhydride} = \frac{m_{anhydride}}{M_{anhydride}} = \frac{\mu \cdot V}{M_{anhydride}} = \frac{7 \times 1,08}{4 \times 12 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16} = 7,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement :

	$C_7H_6O_3 (s)$	+	$C_4H_6O_3 (l)$	\rightarrow	$C_9H_8O_4 (s)$	+	$C_2H_4O_2 (l)$
x=0	0,024		0,074		0		
x	0,024 - x		0,074 - x		x		
x_{max}	0,024 - x_{max}		0,074 - x_{max}		x_{max}		

Détermination de x_{max} :

- Si l'acide est limitant : $x_{max} = 0,024 \text{ mol}$

- Si l'anhydride est limitant : $x_{max} = 0,074 \text{ mol}$

L'acide salicylique est le réactif limitant.

$$x_{max} = 0,024 \text{ mol} \quad \text{or} \quad n_{aspirine} = x_{max} \quad \text{d'où} \quad n_{aspirine} = 0,024 \text{ mol}$$

$$m_{aspirine} = n_{aspirine} \cdot M_{aspirine}$$

$$\text{A.N.} \quad m_{aspirine} = 0,024 \times (12 \times 9 + 8 \times 1,0 + 4 \times 16) = 4,32 \text{ g}$$

III. Dosages

1. Dosage de l'eau oxygénée :

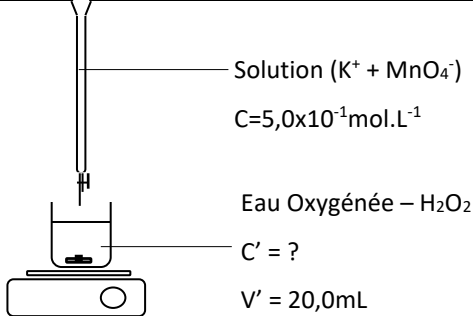
L'eau oxygénée est une solution de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 dans l'eau.

On dose un volume $V=20,0\text{mL}$ d'eau oxygénée par une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C=5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est atteinte lorsqu'on a ajouté $V_{eq}=16,0\text{mL}$ de solution de permanganate de potassium.

Couples rédox : MnO_4^- / Mn^{2+} O_2 / H_2O_2

- Faire un schéma du dispositif de dosage.
- Montrer que la réaction support du dosage est :

$$2MnO_4^- (aq) + 6H^+ (aq) + 5H_2O_2 (aq) = 2Mn^{2+} (aq) + 8H_2O (l) + \overset{\pm}{\rightleftharpoons} 5O_2 (g)$$
- Donner la définition de l'équivalence du dosage.
- Déterminer la concentration molaire C' en peroxyde d'hydrogène de cette eau oxygénée.



Etablissement de l'équation support du dosage

Définition équivalence : à l'équivalence, les ions permanganate et hydroxyde sont alors introduits en proportion stœchiométriques

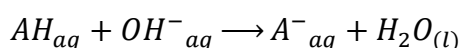
$2MnO_4^- + 6H^+ + 5H_2O_2 = 2Mn^{2+} + 8H_2O + \overset{\pm}{\rightleftharpoons} 5O_2$			
2		5	
n		n'	

D'après le tableau $n' = \frac{5}{2}n$ avec $n' = C'.V'$ et $n = C.V_{eq}$

$C' = \frac{5.C.V_{eq}}{2.V'}$ A.N. $C' = 1,0 \text{ mol. L}^{-1}$

2. Détermination du degré d'un vinaigre :

Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide acétique. L'acide acétique est noté AH dans l'exercice. Afin de déterminer la concentration en acide acétique du vinaigre, on le dose par de la soude. La réaction support du dosage est :



Le vinaigre étant trop concentré, on dilue 5 fois pour le doser. On appelle S la solution diluée. On dose alors $V_5=10,0$ mL de solution diluée par de la soude de concentration $C_B = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute à la solution dosée quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT). L'équivalence est obtenue lorsqu'on a ajouté un volume $V_{eq} = 11,7$ mL de soude.

Donnée :

- Le BBT est jaune en milieu acide et bleu en milieu basique
- La masse molaire de l'acide acétique est $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

- Faire un schéma du dispositif de dosage.
- Expliquer comment on repère l'équivalence du dosage.
- Calculer la concentration C_5 en acide acétique de la solution diluée de vinaigre. En déduire la concentration C_0 du vinaigre.
- Les concentrations commerciales de vinaigre sont exprimées en degrés. Le degré d'un vinaigre correspond à la masse d'acide acétique exprimée en grammes contenu dans 100 mL de vinaigre. Calculer le degré du vinaigre.

L'équivalence est repérée grâce au changement de couleur de l'indicateur coloré : le BBT. A l'équivalence il passe de jaune à bleu car la solution passe d'acide à basique.

A l'équivalence, les réactifs sont introduits en proportion stœchiométriques : $n_A = n_B$

Avec $n_A = C_S \cdot V_S$ et $n_B = C_B \cdot V_{eq}$

on arrive à $C_S \cdot V_S = C_B \cdot V_{eq}$ D'où $C_S = \frac{C_B \cdot V_{eq}}{V_S}$

$$\text{A.N. } C_S = \frac{2,0 \times 10^{-1} \times 11,7}{10,0 \times 10^{-3}} = 2,34 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Concentration du vinaigre : $C_0 = 5 \cdot C_S$ A.N. $C_0 = 1,17 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calcul de la masse d'acide présent dans 100mL de vinaigre :

$$m = C_0 \cdot V \cdot M \quad \text{A.N. } m = 1,17 \times 0,100 \times 60 = 7,0g$$

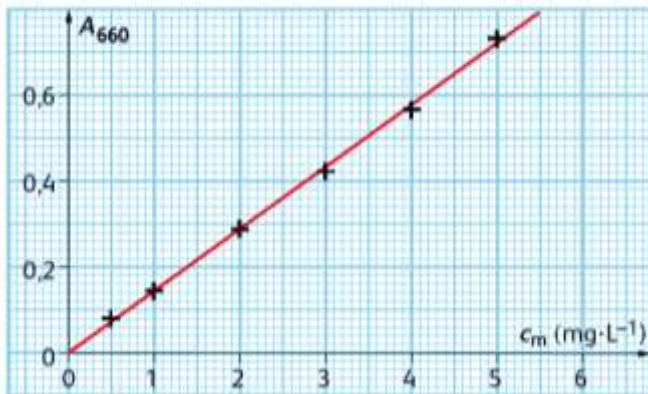
Le vinaigre est de 7,0°.

3. Dosage par étalonnage colorimétrique :

Un collyre contient du bleu de méthylène. L'étiquette du flacon porte l'indication : « 20 mg de bleu de méthylène pour 100 mL de collyre ». On souhaite vérifier cette indication par une méthode spectrophotométrique.

On dispose d'une solution mère S_0 de bleu de méthylène de concentration massique : $c_{m,0} = 10 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. On prépare des solutions étalons S_i par dilution de la solution S_0 . Pour chacune des solutions S_i , on mesure, à la longueur d'onde $\lambda_m = 660 \text{ nm}$, l'absorbance $A_{660,i}$.

On trace ensuite la droite d'étalonnage correspondante.



Le collyre étant trop concentré, on le dilue 50 fois. La solution obtenue est notée S .

L'absorbance de la solution S , dans les mêmes conditions de mesure, est : $A_{660} = 0,567$.

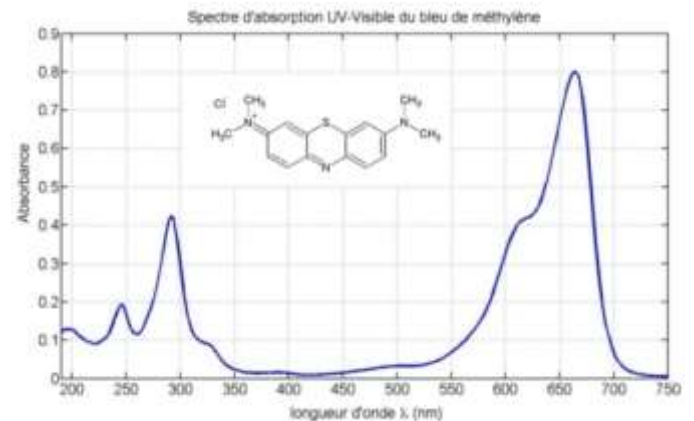
a. Pourquoi peut-on réaliser ce dosage par spectrophotométrie ?

b. Déterminer la concentration massique c_m en bleu de méthylène dans la solution diluée S .

c. En déduire la concentration massique $c_{m,B}$ en bleu de méthylène dans le collyre.

d. Calculer la masse m_B de bleu de méthylène présent dans 100 mL de collyre.

e. Comparer cette valeur à la masse de bleu de méthylène dans le collyre indiquée sur l'étiquette. Conclure.



a. On peut réaliser un dosage spectrophotométrique car le bleu de méthylène absorbe dans le visible (il est coloré). En cherchant son spectre d'absorption, on constate que le rayonnement le plus absorbé a pour longueur d'onde $\lambda = 660 \text{ nm}$ (correspondant à une lumière rouge). C'est pour cela qu'on mesure l'absorbance des solutions à cette longueur d'onde.

c. En utilisant le graphique : $C_m = 3,9 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

d. $C_{m,B} = 50 \times C_m$ A.N. $C_{m,B} = 195 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

e. $m_B = C_{m,B} \cdot V$ A.N. $m_B = 19,5 \text{ mg}$

f. Comparaison à la valeur indiquée $\% = \frac{|m_B - m_{et}|}{m_{et}} \times 100 = 2,5\%$

L'écart relatif est de 2,5% entre les deux valeurs ; on peut considérer que ces valeurs coïncident.

4. Dosage d'un déboucheur liquide :

Sur l'étiquette d'un produit liquide déboucheur d'évier, on peut lire: « solution d'hydroxyde de sodium à 10 % ».

On souhaite vérifier cette indication. Pour cela, on prépare cinq solutions étalons à partir d'une solution mère S_0 d'hydroxyde de sodium NaOH, et on mesure la conductivité pour chaque solution étalon. La concentration en soluté apporté de la solution S_0 est $c_0 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les solutions étalons ont toutes le même volume $V = 50,0 \text{ mL}$.

a. Proposer un protocole pour préparer les solutions étalons S_i , dont les concentrations c_i sont indiquées dans le tableau ci-dessous.

Solution S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Volume V_i (mL)					
c_i (mmol·L ⁻¹)	1,0	3,0	5,0	7,0	9,0
σ_i (mS·m ⁻¹)	24,8	75,0	124,0	174,5	224,1

b. Compléter la deuxième ligne du tableau.

c. Tracer la droite d'étalonnage correspondante.

d. La solution de déboucheur liquide, que l'on note S, est trop concentrée pour un tel dosage: on la dilue donc 500 fois. La solution obtenue est notée S' et sa conductivité vaut:

$$\sigma' = 149 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$$

À l'aide de la droite d'étalonnage, déterminer la concentration c' en soluté apporté de la solution S' .

e. En déduire la concentration c en soluté apporté de la solution S.

f. La masse volumique de la solution S est:

$$\rho = 1,2 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

En déduire le pourcentage en masse d'hydroxyde de sodium dans la solution S et le comparer avec celui indiqué sur l'étiquette.

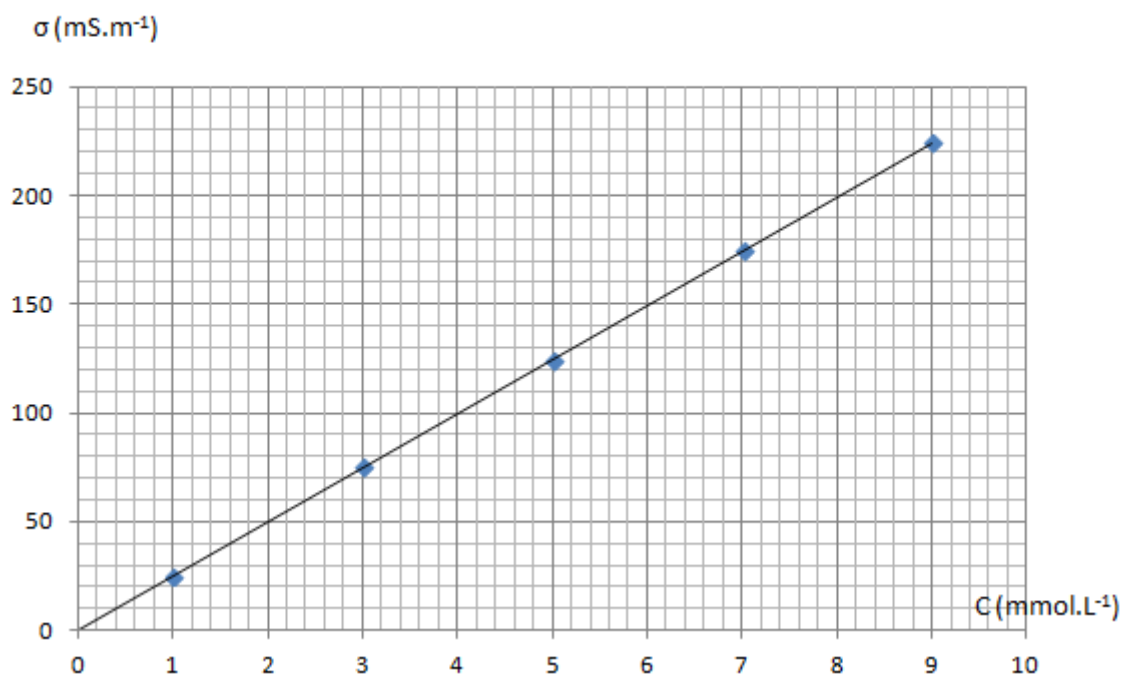
a. Calculons le facteur de dilution F pour chacune des solutions : $F = C_0 / C_i$

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
C_i (mmol·L ⁻¹)	1,0	3,0	5,0	7,0	9,0
Facteur de dilution	100	33,3	20	14,28	11,1
Volume à prélever (pipette jaugée) (mL)	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5
Volume final (fiolle jaugée) (mL)	50	50	50	50	50

Calcul du volume à prélever : $v = V_{\text{final}}/F$ où $V_{\text{final}} = 50,0 \text{ mL}$ (= volume de la fiolle jaugée)

b.

Droite d'étalonnage dosage par conductimétrie



L'équation de la droite obtenue est : $\sigma = 24,9 \cdot C$ où C est en mmol·L⁻¹ et σ en mS·m⁻¹

c. Pour $\sigma' = 149 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$, on obtient : $C' = 149/24,9 = 5,98 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$

d. La concentration de la solution S est 500 fois plus grande : $C_S = 2,99 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

e. Pourcentage massique en NaOH :

$$\% = \frac{m_{NaOH}}{m_{solution}} \times 100 = \frac{C_S \times V \times M_{NaOH}}{\rho \times V} \times 100 = \frac{C_S \times M_{NaOH}}{\rho} \times 100$$

A.N. $\% = \frac{2,99 \times 40}{1200} \times 100 = 9,97\%$

Si on se limite au même nombre de chiffres significatifs que l'indication de l'étiquette, le résultat expérimental est de 10%. Les deux valeurs coïncident.

5. Dosage conductimétrique :

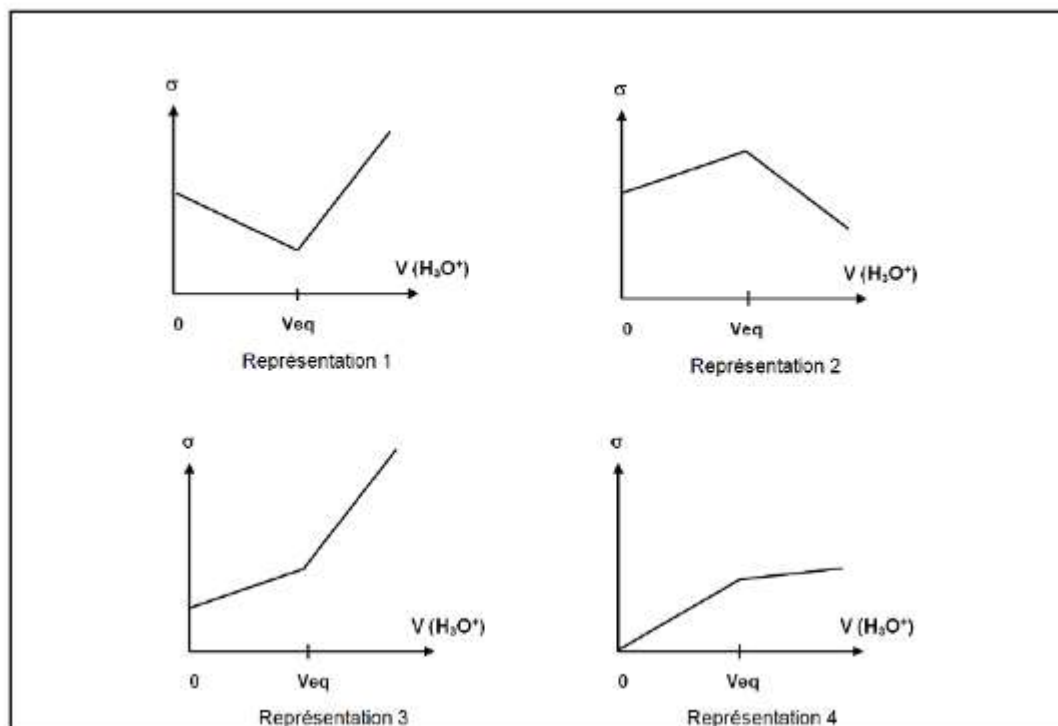
On réalise le dosage conductimétrique d'un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de solution contenant une base $RCOO^-$ par de l'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $C_A = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.

On donne les conductivités molaires ioniques suivantes :

Ion	H_3O^+	Cl^-	HO^-	$RCOO^-$
$\lambda \text{ (mS.m}^2\text{.mol}^{-1}\text{)}$	34,96	7,63	19,8	< 4

Choisir la solution titrante en justifiant votre choix et établir l'équation de la réaction support du titrage.

- Ecrire la relation entre les quantités de matière des espèces chimiques mises en jeu.
- Choisir parmi les 4 représentations proposées ci-dessous, celle représentant au mieux le suivi conductimétrique de la base contenue dans la solution dosée. Justifier la réponse en faisant notamment un bilan de l'évolution des espèces ioniques au cours du titrage.



- On obtient lors du titrage un volume de solution titrante versée à l'équivalence égal à 14,1 mL. Calculer la concentration en base de la solution.

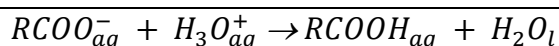


Tableau d'évolution des concentrations :

	Avant l'équivalence	Après l'équivalence
$[RCOO^-]$	diminue	0
$[H_3O^+]$	0	Augmente
$[Cl^-]$	augmente	Augmente

Avant l'équivalence : $RCOO^-$ remplacés par Cl^- , or $\lambda_{Cl^-} > \lambda_{RCOO^-}$ donc la conductivité augmente.

Après l'équivalence : aucun ion ne disparaît et les ions H_3O^+ participent encore plus à la conductivité ; celle-ci augmente encore plus.

C'est la représentation 3 qui convient.

À l'équivalence du titrage : $n_0(RCOO^-)_{ini} = n_E(H_3O^+)_{versé}$

On note c_B la concentration initiale en $RCOO^-$ et c_A celle en H_3O^+

Alors $c_B \cdot V_{lait} = c_A \cdot V_E$ $c_B = \frac{c_A \cdot V_E}{V_{lait}}$

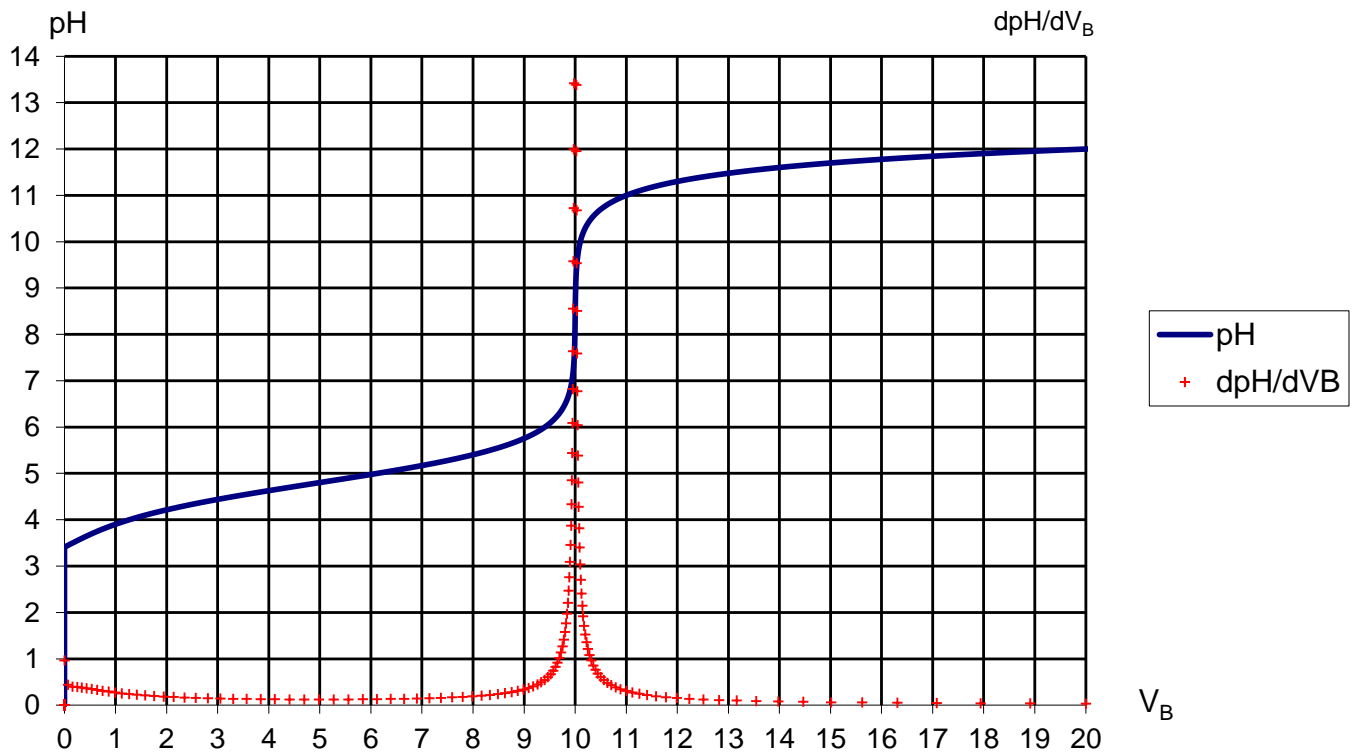
soit $c_B = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 14,1}{10,0} = 1,41 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

6. Dosage par suivi pH-métrique :

On dose $V_A = 10 \text{ mL}$ de vinaigre dilué 10 fois par de la soude de concentration

$C_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

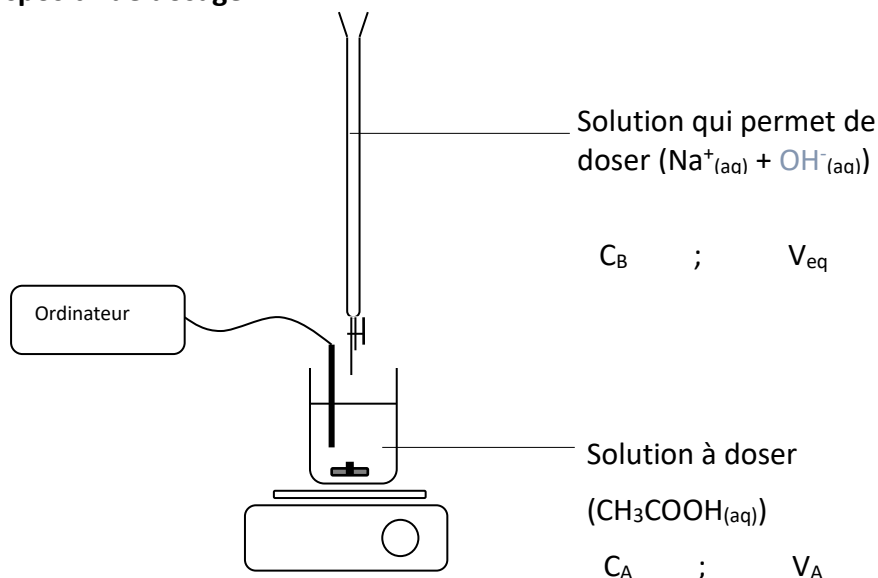
On suit l'évolution du pH de la solution au cours du dosage. On utilise les fonctionnalités du logiciel pour tracer la courbe $\frac{dpH}{dV}$ (dérivée du pH par rapport au volume).



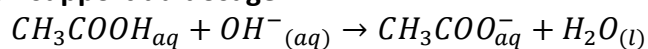
Le degré du vinaigre est la masse d'acide acétique que contient 100mL de vinaigre.

Calculer le degré du vinaigre.

▪ Schéma du dispositif de dosage



▪ Equation de la réaction support du dosage :



▪ Définition de l'équivalence :

L'équivalence est le moment où il y a changement de réactif limitant ; H_3O^+ et OH^- sont alors introduits en proportion stoechiométriques.

▪ Relation entre quantités de matières :

	$CH_3COOH_{aq} + OH^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{aq} + H_2O_{(l)}$	
Coefficients stœchiométriques de l'équation	1	1
Quantités de matières à l'équivalence	n_A	n_B

A partir du tableau de proportionnalité :

Avec $n_A = C_A \cdot V_A$

et

$$n_A = n_B$$

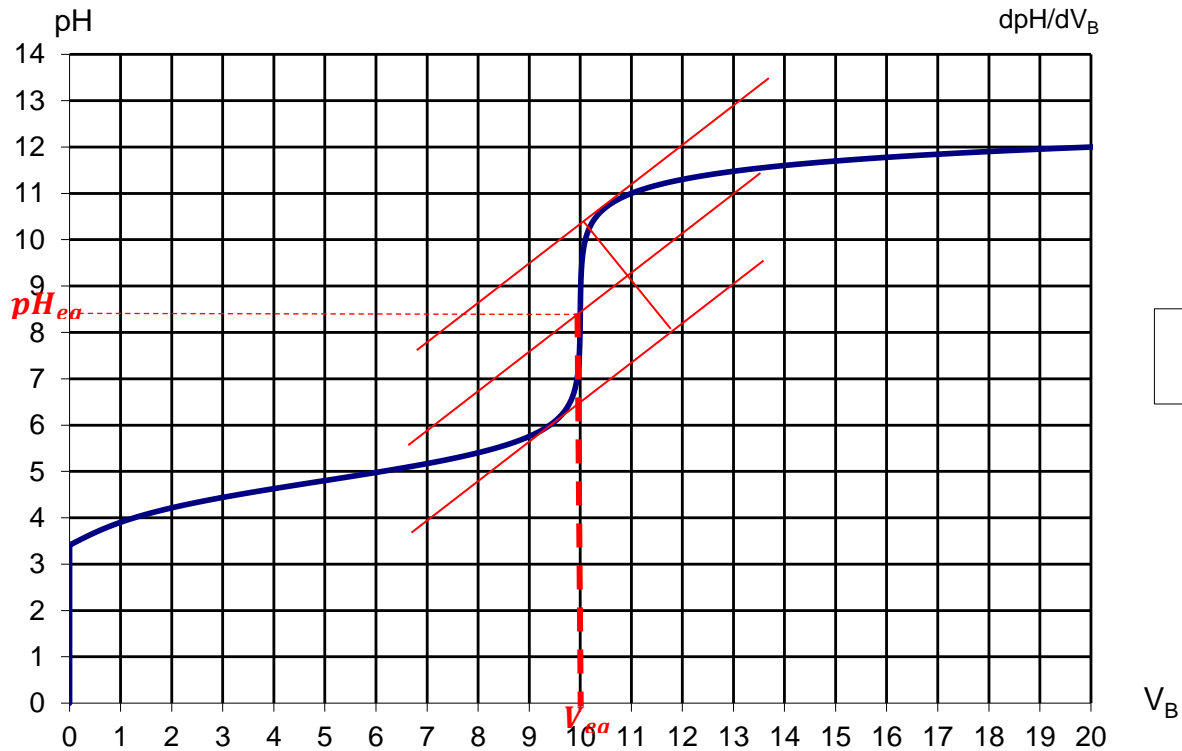
$$n_B = C_B \cdot V_{eq}$$

D'où $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{eq}$

et donc $C_A = \frac{C_B \cdot V_{eq}}{V_A}$

▪ Détermination du volume de l'équivalence :

➤ Méthode des tangentes parallèles :



$$V_{eq} = 10,0 \text{ mL}$$

➤ Méthode utilisation de la dérivée du pH :

L'équivalence est atteinte lorsque la courbe $\frac{dpH}{dV}$ atteint un maximum : $V_{eq} = 10,0 \text{ mL}$

▪ **Calcul de la concentration C du vinaigre :**

A.N. $C_A = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 10}{10} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$

Calcul de la concentration du vinaigre : $C = 10 C_A$

▪ **Masse d'acide dans 100 mL de vinaigre :**

$m_A = C \cdot V \cdot M_A$ A.N. $m_A = 1,0 \times 0,1 \times 60 = 6,0 \text{ g}$

Le vinaigre est de 6°.

IV. Acides et bases

1. pH du sang :

A 37°C, le $pK_e = 13,72$.

Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde d'une solution aqueuse neutre à cette température.

Calculer le pH de cette solution à 37°C.

On a $pK_e = -\text{Log}K_e$ et $K_e = 10^{-pK_e}$

D'où $K_e = 10^{-13,72} = 1,9 \cdot 10^{-14}$

Si le sang est neutre, alors $[H_3O^+] = [OH^-]$

et donc $K_e = [H_3O^+]^2 = 1,9 \cdot 10^{-14}$

soit $[H_3O^+] = \sqrt{K_e} = 1,04 \cdot 10^{-7} \text{ mol. L}^{-1}$

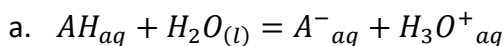
pH de cette solution à 37°C : $pH = -\text{Log}[H_3O^+] = 6,86$

2. Acide faible ou fort ?

Une solution d'acide propanoïque de concentration en solution apportée $C = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ a un $pH = 3,45$ à 25°C.

- Donner l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
- Construire le tableau d'avancement relatif à cette réaction pour un volume $V = 1,00 \text{ L}$. A partir de tableau, déterminer l'avancement maximal x_{max} et l'avancement final x_f . En déduire si l'acide propanoïque est un acide fort ou faible ?
- A partir du tableau, déterminer à l'état final, la concentration en acide propanoïque $[CH_3COOH]_f$ et la concentration en ions propanoate $[CH_3COO^-]_f$.

Une solution d'acide propanoïque de concentration en solution apportée $C=1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH}=3,45$ à 25°C .



b.

	$AH_{aq} + H_2O_{(l)} = A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$			
x=0	C.V		0	0
x	C.V - x		x	x
x_f	C.V - x_f		$x_f=10^{-\text{pH}} \cdot V$	$x_f=10^{-\text{pH}} \cdot V$
x_{max}	0		x_{max}	x_{max}

$x_{max} = C \cdot V$ A.N. $x_{max} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$x_f = 10^{-\text{pH}} \cdot V$ A.N. $x_f = 10^{-3,45} \times 1,00 = 3,55 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Comme $x_f < x_{max}$ on peut conclure que l'acide propanoïque est un acide faible car il conduit à un équilibre chimique en réagissant avec l'eau.

c. Concentrations à l'état final :

$$[CH_3COOH]_f = \frac{C \cdot V - x_f}{V} = \frac{C \cdot V - 10^{-\text{pH}} \cdot V}{V} = C - 10^{-\text{pH}}$$

A.N. $[CH_3COOH]_f = 1,00 \times 10^{-2} - 3,55 \times 10^{-4} \approx 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[CH_3COO^-]_f = \frac{x_f}{V} = 10^{-\text{pH}}$$

A.N. $[CH_3COO^-]_f = 3,55 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{3,55 \times 10^{-4}}{1,00 \times 10^{-2}} = 3,55 \times 10^{-2} = 3,55 \%$$

Seulement 3,55 % des molécules d'acides sont transformées en bases.

Conséquence pour montrer qu'un acide est faible ou fort :

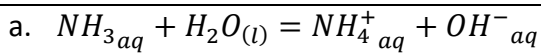
Si $\text{pH} = -\text{Log } C$ alors l'acide est fort

Si $\text{pH} > -\text{Log } C$ alors l'acide est faible

3. Base faible ou forte ?

Soit une solution préparée par dissolution dans l'eau d'ammoniac gazeux. On rappelle que l'ammoniac est une base. On obtient une solution aqueuse S de volume $V=10,0\text{mL}$, de concentration $C=1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S donne 10,6.

- Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac $NH_{3(aq)}$ avec l'eau.
- A partir d'un tableau d'avancement établi pour un volume $V = 1,00 \text{ L}$, déterminer x_{max} et x_f . En déduire si l'ammoniac est une base forte ou faible.



b. Taux d'avancement final :

	$NH_{3aq} + H_2O_{(l)} = NH_4^+_{aq} + OH^-_{aq}$			
x=0	$C_2.V_2$		0	0
x_f	$C_2.V_2 - x_f$		x_f	x_f
x_{max}	$C_2.V_2 - x_{max}=0$		x_{max}	x_{max}

$x_{max}=C.V$

A.N. $x_{max} = 1,00 \times 10^{-2} mol$

$x_f = [OH^-]_f . V$ or $[OH^-]_f = \frac{K_e}{[H_3O^+]_f} = \frac{10^{-pK_e}}{10^{-pH}} = 10^{-pK_e+pH}$

A.N. $x_f = 10^{-14+10,6} = 3,98 \times 10^{-4} mol$

On constate que $x_f < x_{max}$; l'ammoniac est une base faible car elle conduit à un équilibre chimique en réagissant avec l'eau.

Conséquence pour montrer qu'une base est forte ou faible :

Si $pH = 14 + \text{Log } C$ alors la base est forte

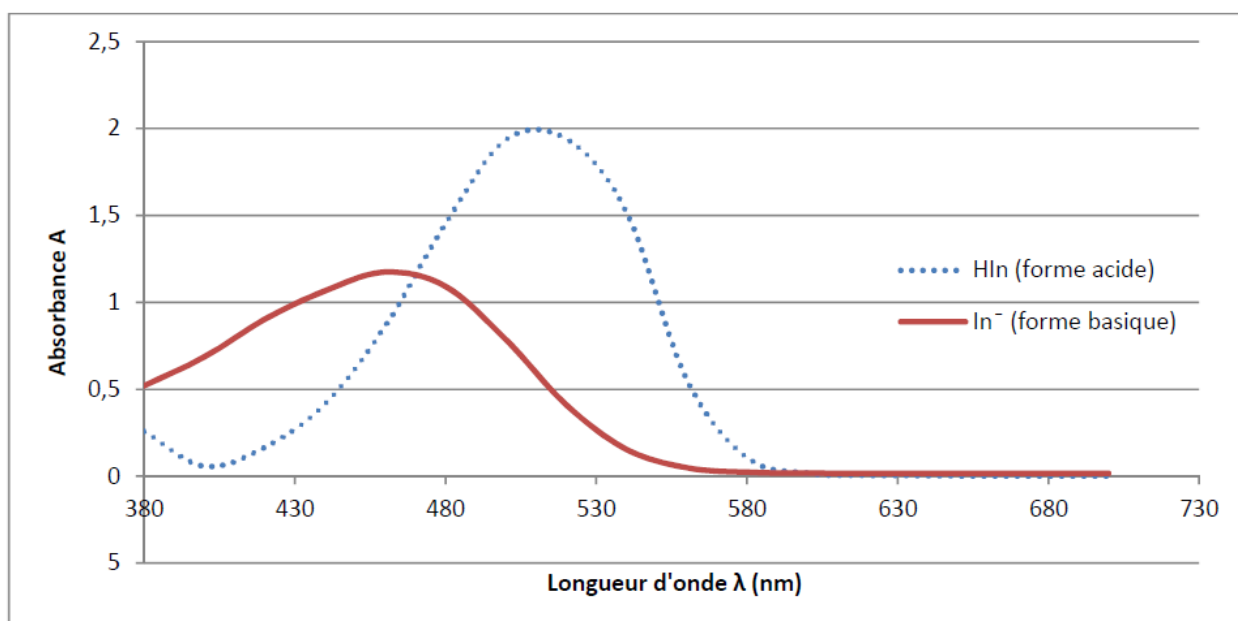
Si $pH < 14 + \text{Log } C$ alors la base est faible

V. pKa et diagramme de prédominance

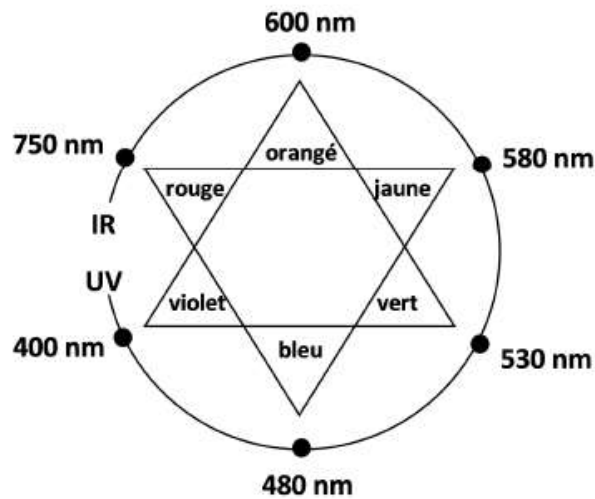
1. Etude d'un indicateur coloré : l'hélianthine

L'hélianthine se trouve, selon le pH, sous forme acide notée HIn et/ou sous forme basique notée In⁻. Ces deux formes ont des couleurs différentes en solution aqueuse. HIn et In⁻ constituent un couple acide/base dont le pKa est égal à 3,7.

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

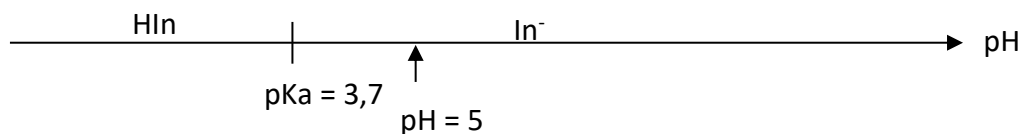


Couleur et ordre de grandeur des longueurs d'onde des radiations visibles :



- a. On introduit quelques gouttes d'hélianthine dans une solution aqueuse incolore de pH égal à 5. Quelle couleur prend cette solution ?
- b. 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.

Diagramme de prédominance :



Si le pH est égal à 5, il est supérieur au pK_A du couple HIn / In^- : c'est donc la forme basique In^- qui prédomine.

Le spectre UV-visible montre que l'espèce In^- absorbe plus fortement vers 460 nm dans le domaine du bleu-violet et sera donc de la couleur complémentaire diamétralement opposée sur l'« étoile » des couleurs fournies, soit de couleur jaune-orangé (couleur complémentaire)

La zone de virage est en première approximation, délimitée par les valeurs de pH où

$$[HIn] = 10 [In^-] \quad \text{et} \quad [In^-] = 10 [HIn]$$

En utilisant la relation de Henderson : $pH = pK_A + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$.

Pour $[HIn] = 10 [In^-]$ alors $pH = pK_A + \log \left(\frac{1}{10} \right) = pK_A - 1 = 2,7$

Pour $[In^-] = 10 [HIn]$ alors $pH = pK_A + \log \left(\frac{10}{1} \right) = pK_A + 1 = 4,7$

Zone de virage pour l'hélianthine comprise entre $pH = 2,7$ et $pH = 4,7$.

2. Acide aminé :

a. L'alanine est un des 22 [acides aminés](#) codés génétiquement. Sa chaîne est constituée de 3 carbones. Donner la formule semi-développée de l'alanine.

b. L'alanine possède 2 pKa : $pK_{a1}=2,33$ et $pK_{a2}=9,71$ à 25 °C. Comment expliquer cette propriété ?

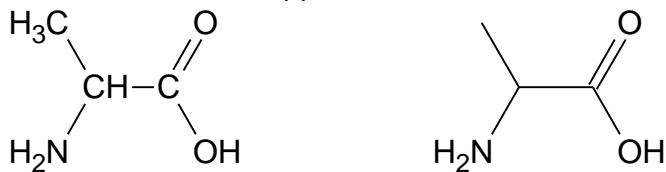
c. Le pK_{a1} d'un couple acide carboxylique/ion carboxylate est en général compris entre 2 et 5 ; le pK_{a2} d'un couple ion ammonium/amine est en général compris entre 9 et 10.

Donner le diagramme de prédominance de l'Alanine. En déduire les couples acido-basiques de l'alanine.

d. Indiquer sous chacune des formes de l'alanine sa charge globale.

e. L'alanine est créée dans les cellules musculaires dont le pH est 7. Sous quelle forme l'alanine est obtenue ?

a. Formule semi-développée de l'alanine.



b. Le groupe amino – NH₂ confère à la molécule une identité de base.

Le groupe – COOH confère à la molécule une identité d'acide.

A chacun de ces groupes correspond un couple acido-basique de pKa différent.

c. Diagramme de prédominance des espèces R-COOH, R-COO⁻ ; R'-NH₃⁺ ; R'-NH₂.

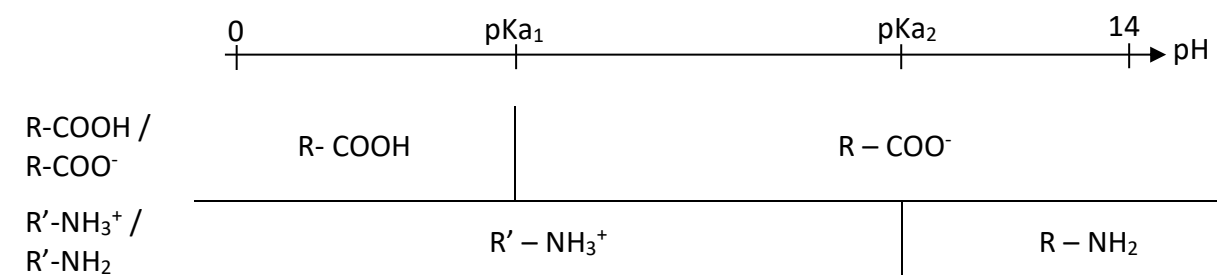
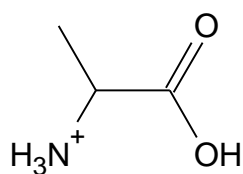
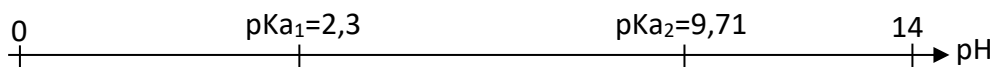
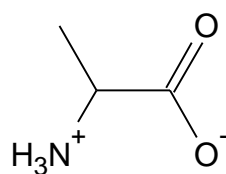


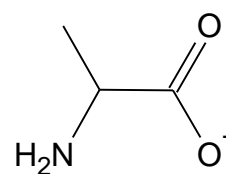
Diagramme de prédominance de l'Alanine



+ 1



0



-1

d. Charge globale

e. L'alanine est obtenu sous la forme de son zwitterion (forme neutre) :

