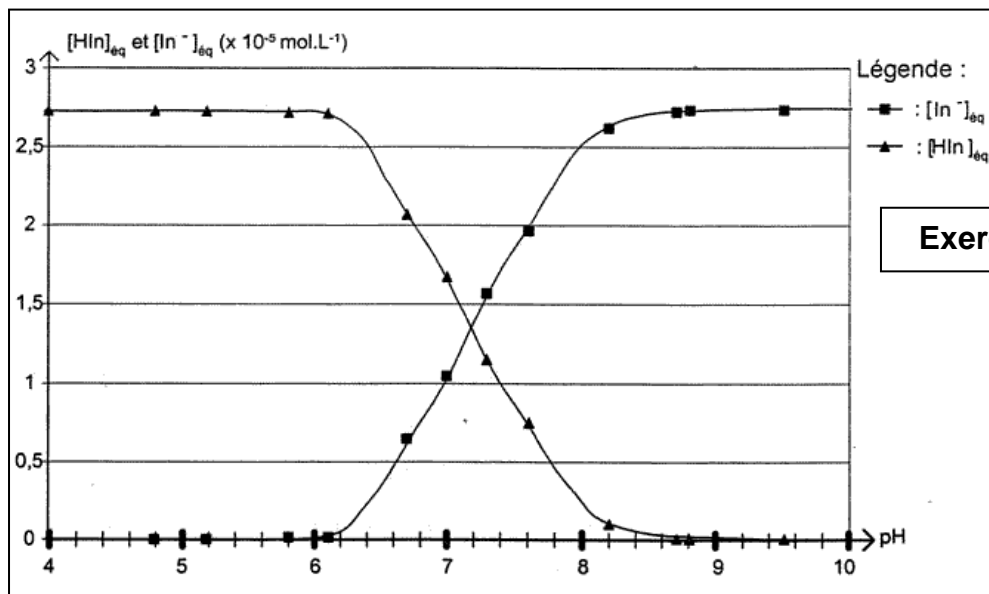
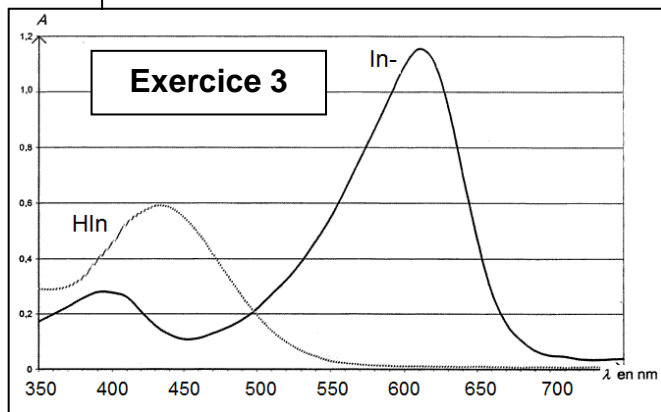
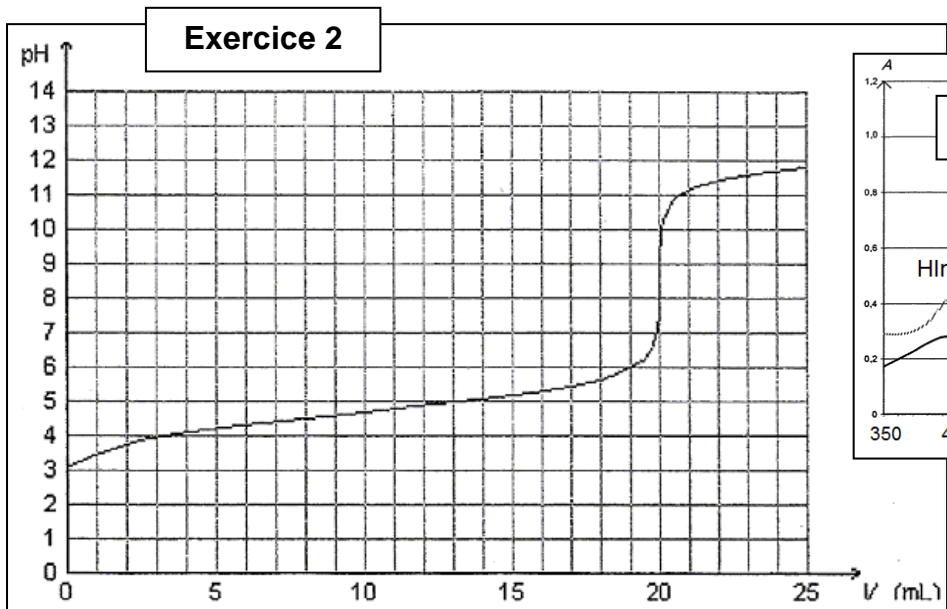
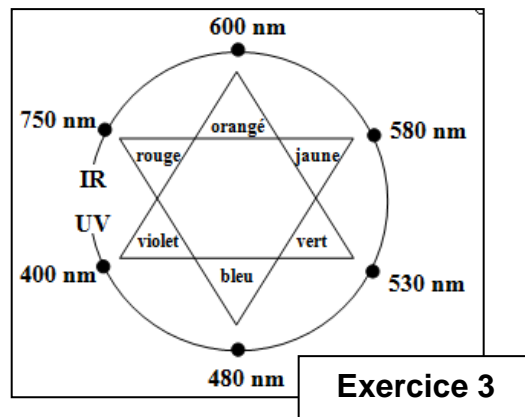
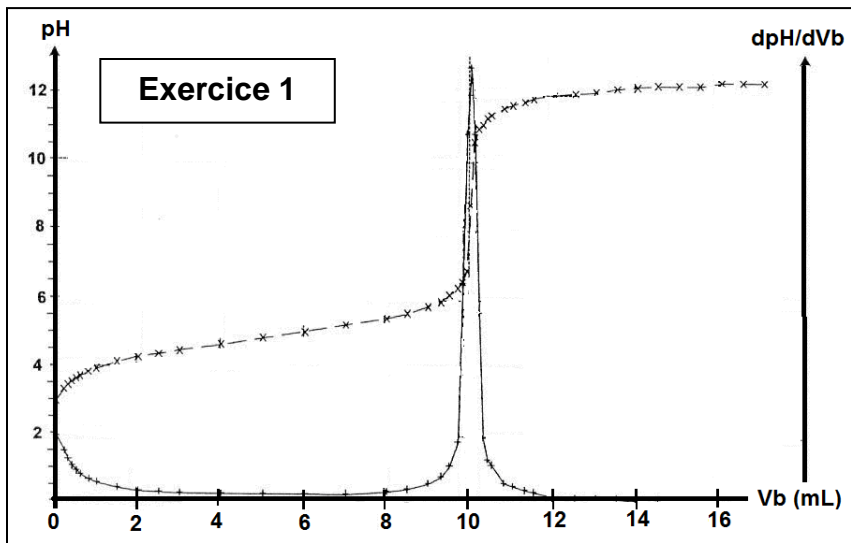


EX 09 **Les indicateurs colorés**



EX1

La première utilisation d'un indicateur coloré pour les titrages acido-basiques remonte à 1767 par Lewis. Il employait un extrait de tournesol

On utilisait à l'époque des extraits de plantes qui changent de couleur avec l'acidité du milieu. On peut en citer quelques-uns parmi les plus connus et les meilleurs, l'artichaut, la betterave rouge et le chou rouge.

Le chou rouge, de loin l'extrait le plus intéressant car sa couleur change nettement suivant la valeur du pH

pH	0-3	4-6	7-8	9-12	13-14
couleur	rouge	violet	bleu	vert	jaune

1) Des indicateurs colorés en cuisine.

Le chou rouge est un légume riche en fibres et en vitamines, qui se consomme aussi bien en salade que cuit. Mais la cuisson du chou rouge peut réserver des surprises: chou rouge et eau de cuisson deviennent rapidement bleus. Pour rendre au chou sa couleur violette, on peut ajouter un filet de citron ou du vinaigre. Après avoir égoutté le chou, une autre modification de couleur peut surprendre le cuisinier: versée dans un évier contenant un détergent, l'eau de cuisson devient verte.

En utilisant les textes ci-dessus

1.1. Donner la propriété essentielle d'un indicateur coloré acido basique.

Un indicateur coloré est un liquide qui change de couleur suivant le pH de la solution dans laquelle on le verse

1.2. Préciser le caractère acide ou basique du vinaigre et du détergent.

Le liquide provenant de la cuisson du chou rouge est **violet** en présence du vinaigre : **le vinaigre est acide et son pH est compris entre 4 et 6.**

Le liquide provenant de la cuisson du chou rouge est **vert** en présence de détergent : **le détergent est basique et son pH est compris entre 9 et 12.**

2) Des indicateurs colorés pour les titrages.

De nos jours, les indicateurs colorés sont toujours largement utilisés pour les titrages. La pH-métrie est une autre technique de titrage acido-basique qui permet en outre de choisir convenablement un indicateur coloré acido-basique pour ces mêmes titrages.

Dans la suite de l'exercice, on s'intéresse au titrage de l'acide éthanoïque de formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ contenu dans un vinaigre commercial incolore.

2.1. Dilution du vinaigre.

Le vinaigre commercial étant trop concentré pour être titré par la solution d'hydroxyde de sodium disponible au laboratoire, on le dilue dix fois. On dispose pour cela de la verrerie suivante :

Éprouvettes : 10 mL ; 25 mL ; 50 mL ; 100 mL

Pipettes jaugées : 5,0 mL ; 10,0 mL ; 20,0 mL

Fioles jaugées : 200,0 mL ; 250,0 mL ; 500,0 mL

- Choisir dans cette liste la verrerie la plus appropriée pour effectuer la dilution. Justifier.

Pour effectuer une dilution par 10, on utilise **une pipette jaugée de 20,0 mL et une fiole de 200,0 mL**

2.2. Réaction de titrage.

On titre un volume $V_A = 10,0$ mL de la solution diluée de vinaigre par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration molaire en soluté apporté $c_B = 1,0 \times 10^{-1}$ mol.L⁻¹.

On ajoute un volume $V_{\text{eau}} = 60$ mL afin d'immerger les électrodes du pH-mètre après agitation.

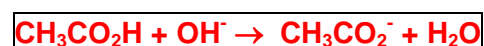
Le suivi pH-métrique de la transformation permet de construire la courbe fournie ci-dessus

- Déterminer graphiquement le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence. Préciser la démarche utilisée.

La méthode des tangentes nous montre que le volume versé à l'équivalence est **$V_{B(\text{eq})} = 10$ mL**

2.3. Déterminer la valeur de la concentration molaire en acide éthanoïque apporté c_A dans le vinaigre dilué et en déduire la valeur de la concentration molaire en acide éthanoïque apporté c_0 du vinaigre commercial.

Réaction du dosage:



A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques:

$$n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = n_{\text{OH}^-}$$

$$C_A \times V_A = C_B \times V_{B(\text{eq})}$$

Concentration du vinaigre dilué

$$C_A = \frac{C_B \times V_{b(eq)}}{V_A} = \frac{0,1 \times 10}{10} = \boxed{0,10 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Concentration du vinaigre commercial

$$C_0 = 10 \times C_A = 10 \times 0,10 = \boxed{1,0 \text{ mol.L}^{-1}}$$

3) Dosage colorimétrique.

On souhaite réaliser un titrage colorimétrique de l'acide éthanoïque contenu dans le vinaigre dilué avec un des deux extraits naturels (artichaut et betterave rouge).

Pour chaque indicateur coloré, on considère que les teintes sont dues à la prédominance d'une espèce chimique, notée HA_{Ind} pour sa forme acide et A⁻_{Ind} pour sa forme basique.

Le pK_A des couples HA_{Ind}/ A⁻_{Ind} sera noté pK_i.

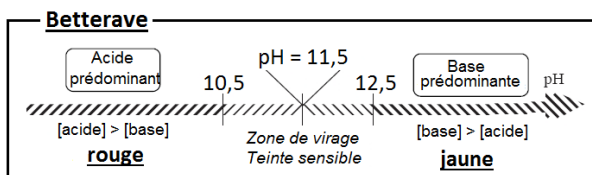
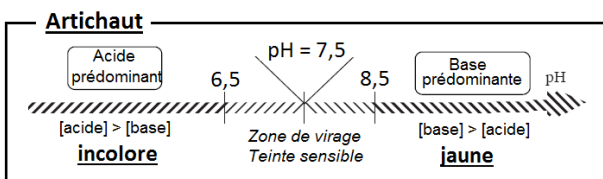
On donne les valeurs des pK_i à 25°C :

artichaut: (pK_i)₁ = 7,5

betterave rouge: (pK_i)₂ = 11,5

	Artichaut	Betterave
pK _i	7,5	11,5
Teinte pour HA _{Ind} dominant	incolor	rouge
Teinte pour A ⁻ _{Ind} dominant	jaune	jaune

3.1. Tracer le diagramme de prédominance des deux formes d'un indicateur coloré pour en déduire la zone de virage



3.2. On s'interroge sur les couleurs que prendrait le mélange réactionnel lors du titrage colorimétrique de l'acide éthanoïque en présence d'une petite quantité de l'un ou l'autre de ces extraits naturels.

La courbe pH-métrique montre que, pour V_B = 9,8 mL, le pH de la solution est voisin de 6,5 et que, pour V_B = 10,1 mL, il est voisin de 10,5.

- Donner les couleurs observées dans chaque cas.

Pour V_B = 9,8 mL, le pH de la solution est voisin de 6,5 :

- le jus d'artichaut est jaune très pale

- le jus de betterave est rouge

Pour V_B = 10,1 mL, le pH de la solution est voisin de 10,5 :

- le jus d'artichaut est jaune

- le jus de betterave est rouge orangé

3.3. Conclure sur l'indicateur coloré le plus adapté pour ce titrage.

D'après la courbe, le jus d'artichaut est l'indicateur le plus adapté au dosage colorimétrique

3.4. Pourquoi faut-il choisir un vinaigre incolore pour ce type de titrage ?

Il faut utiliser un vinaigre incolore, afin que l'on puisse bien observer les changements de couleur de l'indicateur coloré

EX2

Les anthocyanes sont des colorants naturels présents dans de nombreux fruits rouges ou de pétales de fleurs.

Ils sont notamment présents dans les feuilles de chou rouge d'où il est aisé de les extraire.

La variation de structure des anthocyanes en fonction de l'acidité du milieu est une particularité de ces molécules.

Suivant le pH, les anthocyanes ont différentes couleurs.

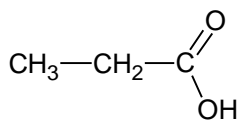
pH	3	6	8,5	13
couleur	rouge	Bleu vert	vert	jaune

On souhaite utiliser le jus de chou rouge comme indicateur pour doser l'acide propanoïque utilisé dans la synthèse de l'arôme d'abricot.

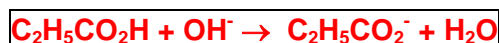
Afin de vérifier que l'utilisation du jus de chou rouge est judicieuse, un premier dosage est réalisé par pH-métrie

1) Écrire l'équation bilan traduisant le titrage de l'acide propanoïque par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{aq} + \text{HO}^-_{aq}$).

Acide propanoïque $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ ou $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$



Réaction du dosage:



2) Déterminer, en faisant apparaître les constructions sur la courbe donnée ci-dessus, le volume V et le pH à l'équivalence.

D'après la méthode des tangentes, le volume versé à l'équivalence est de **20 mL** et le pH est de **8,5**

3) Quelle est la couleur de la solution initiale une fois le jus de chou rouge introduit ? Justifier

Le pH de la solution initialement est de 3 : le jus de chou est rouge

4) Le chou rouge peut-il être utilisé comme indicateur coloré dans ce dosage ? Justifier la réponse.

Le jus de chou rouge peut être utilisé comme indicateur coloré pour le dosage, l'équivalence sera détectée lorsque le jus sera vert

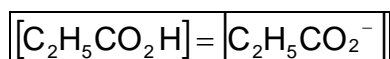
5) Utilisation de la courbe pour déterminer la constante d'acidité de l'acide propanoïque :

5.1. Donner l'expression de la constante d'acidité de l'acide propanoïque.

$$K_A = \frac{[\text{Ind}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{IndH}]} = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]}$$

5.2. Que peut-on dire des concentrations en acide propanoïque et en ion propanoate lorsque la moitié du volume équivalent a été versé ?

On est à la demi-équivalence du dosage :



5.3. Donner alors l'expression de la constante d'acidité de l'acide propanoïque en fonction du pH lorsque la moitié du volume équivalent a été versé ?

$$K_A = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-\log K_A = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_A$$

5.4. À partir de la valeur du pH lue sur la courbe à la demi-équivalence, déterminer la valeur de la constante d'acidité de l'acide propanoïque.

A la demi équivalence $\text{pH} = 4,5 \rightarrow \text{p}K_A = 4,5$

$$K_A = 10^{-K_A} = 10^{-4,5} = 3,2 \cdot 10^{-5}$$

EX3

Dans cet exercice, l'indicateur coloré acido-basique étudié est le bleu de bromothymol que l'on note souvent BBT. Il constitue un couple acide/base dont la forme acide, notée HIn, et la forme basique notée In⁻, ont des teintes différentes en solution aqueuse.

L'objectif de cet exercice est d'étudier un titrage acido-basique en présence de bleu de bromothymol, puis de caractériser cet indicateur coloré.

Dans tout l'exercice, la température des solutions est égale à 25 °C.

1) Titration acido-basique avec le bleu de bromothymol.

Au laboratoire, un flacon de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ ; \text{HO}^-$) a une concentration molaire inconnue. L'objectif de cette partie est de déterminer par titrage la concentration molaire c_b d'hydroxyde de sodium dans cette solution notée S. On admettra dans cette partie que le bleu de bromothymol convient pour ce titrage.

Protocole :

On prélève avec précision un volume $V_S = 10,0$ mL de la solution S que l'on verse dans un erlenmeyer. On titre cet échantillon par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ ; \text{Cl}^-$) dont la concentration molaire est $c_A = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, en présence de quelques gouttes de bleu de bromothymol comme indicateur de fin de titrage. Il faut verser

un volume $V_E = 12,3 \text{ mL}$ de la solution titrante pour atteindre l'équivalence.

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

Réaction du dosage:



1.2. Identifier les couples acide/base mis en jeu dans cette réaction.



1.3. Définir l'équivalence d'un titrage.

A l'équivalence d'un titrage, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques

1.4. À partir des résultats expérimentaux, déterminer la concentration molaire C_B d'hydroxyde de sodium de la solution S.

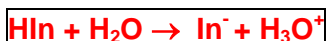
$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

$$C_A \times V_E = C_B \times V_S$$

$$C_B = \frac{C_A \times V_E}{V_S} = \frac{0,1 \times 12,3}{10} = 1,23 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Questions autour du couple acido-basique du bleu de bromothymol.

2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide HIn avec l'eau.



2.2. Rappeler la définition de la constante d'acidité K_A du couple $\text{HIn}_{(\text{aq})} / \text{In}^-_{(\text{aq})}$. Donner son expression à partir de l'équation de la réaction précédente.

$$K_A = \frac{[\text{In}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{InH}]}$$

3) Détermination du pK_A du bleu de bromothymol.

3.1. À l'aide d'un spectrophotomètre, on relève les variations de l'absorbance A des formes acide et basique d'une solution de bleu de bromothymol en fonction de la longueur d'onde λ de la radiation lumineuse traversant la solution. On obtient les courbes données ci-dessus.

- Déterminer (en justifiant) les couleurs des formes acide et basique de l'indicateur coloré

Le BBT en milieu acide absorbe les couleurs violettes et bleues : **il est donc jaune**

Le BBT en milieu basique absorbe les couleurs orangées : **il est donc bleu**

3.2. On donne ci-dessus le diagramme de distribution des espèces du couple HIn / In^-

- Pour quelle valeur de pH la concentration effective en HIn est-elle égale à celle en In^- ?

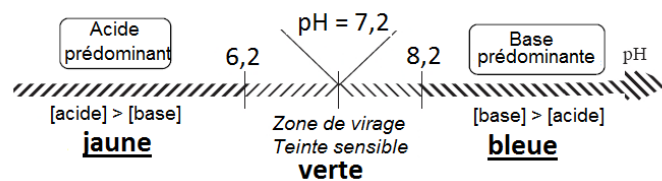
Lorsque **pH = 7,2**

- À partir de la question 2.2 appliquée à ce cas particulier, trouver la relation entre le pH et le pK_A . En déduire le pK_A du bleu de bromothymol à 25°C .

Lorsque $[\text{HIn}] = [\text{In}^-] \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_A = 7,2$

3.3. On considère qu'une solution de bleu de bromothymol, éclairée en lumière blanche prend « sa teinte acide » lorsque $\text{pH} < \text{p}K_A - 1$ et qu'elle prend « sa teinte basique » lorsque $\text{pH} > \text{p}K_A + 1$.

- diagramme de prédominance :



3.4. Quelle est la couleur de la solution de bleu de bromothymol dans la zone de virage ? **verte**

4) Utilisation du bleu de bromothymol pour le titrage de la partie 1

4.1. Quelle est la couleur de la solution contenue dans l'erlenmeyer avant l'équivalence ? Comment repère-t-on l'équivalence ?

Avant l'équivalence, le bécher contient une solution acide : le BBT est jaune ; on repère l'équivalence par le changement de couleur du BBT

4.2. Lors de ce titrage le pH du mélange réactionnel à l'équivalence est égal à 7. Pourquoi peut-on affirmer que le bleu de bromothymol convient pour ce titrage ?

A l'équivalence, le pH de la solution est neutre : le BBT est vert. On repère donc l'équivalence lorsque le BBT passe d'une couleur jaune à une couleur verte.

