

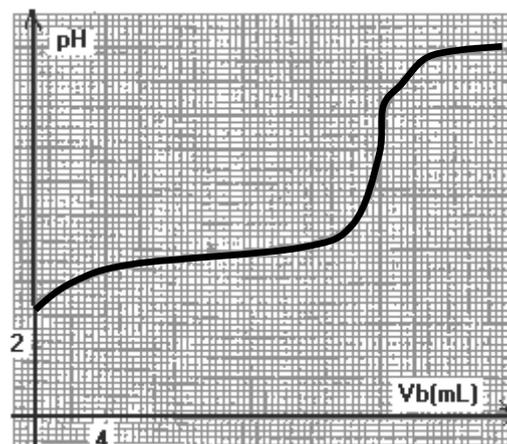
Exercice n° : 1

1) Une solution (0,1 mol. L⁻¹) d'acide méthanoïque a un pH de 2,4.

- a- Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.
- b- Donner des espèces chimiques présentes dans la solution.
- c- Calculer les concentrations molaires de ces espèces en justifiant les calculs faits.
- d- En déduire la valeur du pKa du couple acide-base de l'acide méthanoïque.

2) A 20 cm³ d'une solution d'acide AH de concentration inconnue Ca on ajoute progressivement une solution de concentration 0,1 mol. L⁻¹ d'hydroxyde de sodium et on suit l'évolution du pH. On obtient la courbe ci-après.

- a) définir l'équivalence acido-basique
- b) A l'aide de cette courbe, déterminer le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée à l'équivalence. En déduire la concentration Ca de l'acide.
- c) Donner la valeur du pKa du couple acide-base de l'acide AH? Justifier le caractère basique de la solution obtenue à équivalence



3°) Compte tenu des résultats précédents, répondre aux questions suivantes :

- a) Quel est le plus fort des deux acides : méthanoïque ou AH ?
- b) Quelle est la plus forte des deux bases : ion méthanoate ou ion A⁻

4°) a) Définir un indicateur colore

b) Parmi les indicateurs colorés suivants, choisir le plus approprié pour réaliser ce dosage. Justifier ce choix

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	3,14,4
Rouge de méthyle	4,26,2
Phénolphaleine	8,09,9

Exercice N°2 :

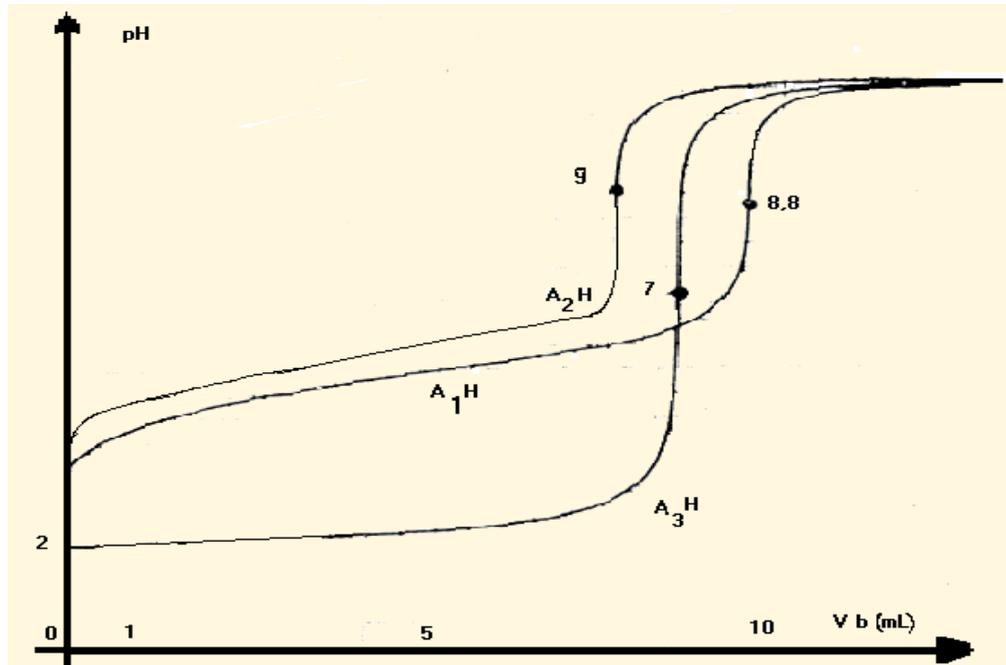
Les graphiques ci-contre représentent les dosages de trois solutions acides A1H, A2H et A3H par une solution de soude de concentration Cb=0,1molL⁻¹.

Pour les trois solutions Va= 10mL.

- 1- Ces acides sont-ils forts ou faibles?
- 2- Les valeurs des pH à l'équivalence pour chaque dosage ont indiquées sur les graphiques.
 - a- Justifier le caractère acide basique ou neutre de la solution obtenue pour chaque dosage, à l'équivalence.
 - b- Déterminer les pKa, respectifs des acides faibles.
 - c- Classer ces acides d'après leurs forces.

d-Déterminer la concentration de chacun d'eux.

3- Quel est l'effet d'une dilution modérée, pour chaque dosage, sur le pH initial, le pH à l'équivalence, le pH à la demi-équivalence, le pH final.



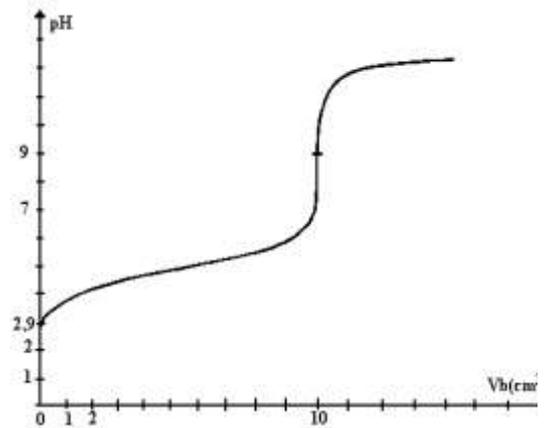
Exercice N°3 :

Un bécher contient $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse S d'un acide HA.

A l'aide d'une burette graduée, on verse progressivement dans S une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration

$C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

L'étude des variations du pH du mélange en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé permet de tracer la courbe suivante :



1-a-La forme de la courbe obtenue permet elle de vérifier que l'acide HA est faible ?

b- Ecrire l'équation acido- basique qui se produit.

c- Définir l'équivalence acido-basique.

Déterminer les coordonnées du point d'équivalence .En déduire la valeur de la concentration C_a de la solution S

d- A l'équivalence acido-basique, la solution obtenue est basique .Justifier.

e- Déterminer la valeur du pK_a du couple HA / A^- .

2-Tracer approximativement la courbe indiquant le pH de la solution obtenue en fonction du volume V_b . de la solution d'hydroxyde de sodium versé, que l'on obtiendrait si on dosait 10 cm^3 d'une solution d'acide HA de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration initiale $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

vous placerez les points de la courbe correspondant à $V_b=0 \text{ cm}^3$, $V_b = 5 \text{ cm}^3$. $V_b= 10 \text{ cm}^3$ et V_b très grand, après avoir justifié votre réponse. Les valeurs numériques exactes correspondantes, de chaque pH ne sont pas nécessaires. Il vous est simplement demandé pour chacun de ces points de comparer le pH (inférieur, égal, ou supérieur) de la solution obtenue pour cette question, au pH de la solution obtenue pour la question I

Exercice N°4 :

Les courbes représentant $\text{pH} = f(v)$ ont été obtenues en mesurant le pH au cours de l'addition progressive d'un volume v d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$:

- à 10 mL d'une solution aqueuse d'un acide noté HA_1 ; courbe (1)

- à 10 mL d'une solution aqueuse d'un acide noté HA_2 ; courbe (2)

1/ A partir de l'observation des deux courbes, montrer que l'un des acides est fort et que l'autre est faible. Les identifier, sans calcul, en précisant les raisons de votre choix.

2/ a) Déterminer à partir des courbes le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté au point d'équivalence pour chaque cas.

b) Calculer les concentrations initiales C_1 et C_2 des deux solutions acides HA_1 et HA_2 .

c) Justifier, pourquoi, au point d'équivalence E_2 le pH n'est pas égal à 7.

3/ Dans le cas de la solution d'acide faible :

a) calculer les concentrations de toutes les espèces présentes en solution lorsque le volume d'hydroxyde de sodium versé est de 5 mL, le pH de la solution valant alors 3,8

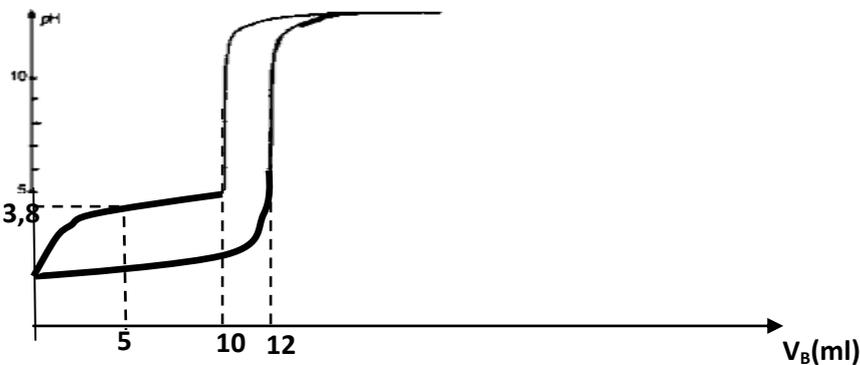
b) Calculer le pK_a du couple; le comparer avec la valeur déduite de la courbe.

c) Les indicateurs colorés disponibles sont indiqués dans le tableau suivant:

Indicateur	Couleur de la forme acide	Domaine de pH de la Zone de virage	Couleur de la forme basique
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
BBT	jaune	6,0 - 7,6	bleu
$\varphi\varphi$	incolore	8,2 - 10,0	rose-violet

Quel est parmi ces indicateurs celui qui apparaît le mieux adapté au dosage ?

Quel inconvénient provoque l'usage des deux autres indicateurs ? Le justifier graphiquement



Exercice N°5 :

On prépare une solution aqueuse S d'un acide AH de concentration molaire C_a . On prélève, un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ de la solution S auquel on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

A l'aide d'un pH-mètre on suit l'évolution de leur pH, du mélange en fonction du volume V_b de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée.

La courbe $\text{pH} = f(V_b)$ présente deux points d'inflexion I et E telque I ($V_{bI} = 10 \text{ cm}^3$, $\text{pH}_I = 3,8$) et E ($V_{bE} = 20 \text{ cm}^3$, pH_E).

1-a- L'acide AH est-il un acide fort ou faible ? Justifier.

b- Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c- La valeur de pH_E est elle inférieure ou supérieur à 7 ? Justifier

2-a- Déterminer la constante d'acidité K_a du couple AH/A^- .

b-Déterminer la concentration Ca.

c-En supposant que l'acide AH est faiblement dissocié en solution aqueuse diluée. Montrer que le pH initial de la solution d'acide AH est égal à 2,4.

3-On ajoute, au mélange obtenu au point d'inflexion E, 10 cm³ de la solution d'acide AH.

a-Quel sera le pH du nouveau mélange ?

b-Quel est l'influence d'une dilution modérée sur la valeur du pH du nouveau mélange

Exercice N°6 :

Les expériences sont réalisées à 25°C.

On dispose d'une solution d'ammoniac de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 11,1$.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau et montrer que l'ammoniac est une base faible.

2) Dans un bêcher, on prend un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de cette solution. On y ajoute un volume V_A d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.

a)- Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique.

b)- Calculer le volume V_{AE} qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence.

Le pH de la solution vaut alors 5,6. Justifier le caractère acide de la solution.

c)- Quand on a versé un volume $V_A = 1/2 V_{AE}$ d'acide chlorhydrique. Le pH vaut 9,2.

Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution. Déduire la valeur du pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

d)- qu'appelle-t-on la solution obtenue? Préciser ses propriétés.

e)- Quand V_A devient très grand largement supérieur à V_{AE} , quelle est la valeur limite du pH de la solution ? Justifier la réponse.

3) En tenant compte des points remarquables rencontrés précédemment, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume V_A de solution d'acide chlorhydrique versé dans le bêcher.

Exercice N°7 :

Toutes les solutions aqueuses sont à 25°C;

On dispose de deux solutions aqueuses, l'une de chlorure d'hydrogène de concentration molaire inconnue C_A et l'autre d'acide méthanoïque (HCOOH) de concentration molaire $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

On dose, séparément, un volume $V = 20 \text{ cm}^3$ de chacune des deux solutions par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Au cours du dosage, on suit au pH-mètre l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium versé. On obtient les deux courbes (1) et (2) suivantes:

1°) **a-** Dire, en le justifiant, quelle est parmi les deux courbes (1) et (2), celle qui correspond à la courbe du dosage de la solution de chlorure d'hydrogène par la solution d'hydroxyde de sodium.

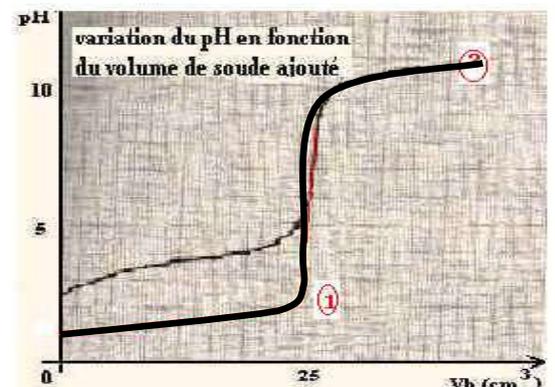
b- En déduire la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique.

2°) **a-** L'acide méthanoïque est-il fort ou faible? Justifier la réponse.

b- Ecrire l'équation chimique relative à la dissociation de cet acide dans l'eau.

c- Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques, autres que l'eau présentes dans la solution quand on a versé 10 cm^3 de solution d'hydroxyde de sodium dans la solution aqueuse d'acide méthanoïque.

d- En déduire le pK_A du couple acide méthanoïque/ion méthanoate. Ce résultat est-il prévisible sans calcul? Dans l'affirmative expliquer comment.



e- Qu'appelle-t-on la solution obtenue quand on a versé 10cm^3 de solution d'hydroxyde de sodium dans la solution aqueuse d'acide méthanoïque.

3) On dispose de trois indicateurs colorés dont les zones de virages sont consignées dans le tableau suivant et l'on désire effectuer ces dosages en présence de l'un d'eux.

Indicateur	Hélianthine	bromothymol	Phénol-phtaleine
Zone de virage (pH)	3,1 - 4,4	6,2 - 7,6	8,0 - 10,0

Lequel des trois indicateurs est le mieux approprié pour le dosage de chacun des deux acides étudiés? Justifier la réponse.

Exercice N°8 :

La température des solutions est de 25°C .

1- On considère une solution aqueuse de concentration $C = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d'acide éthanóique de $\text{pH} = 2,9$

a - Montrer que l'acide éthanóique est un acide faible.

b- calculer le pK_a du couple acide / base présent.

2- A 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. On ajoute peu à peu à l'aide d'une burette un volume V de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ et on relève le pH.

a- Ecrire l'équation de la réaction responsable de la variation de H .

b- Pour quelle volume V_E de solution d'hydroxyde de sodium atteint-on l'équivalence est alors la valeur du pH ?

Justifier cette valeur ?

3- On reprend la même expérience en remplaçant l'acide chlorhydrique par 10 cm^3 d'acide éthanóique de concentration $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

a- Ecrire l'équation de la réaction responsable de la variation de PH

b - Pour quelle volume V'_E de solution d'hydroxyde de sodium atteint on l'équivalence Situer la valeur de pH justifier.

c- Rappeler le pH et les propriétés de la solution S obtenue à la demi- équivalence

4- Donner, sur le même graphique l'allure des deux courbes de dosages des deux acides précédents. On précisera les points remarquables

Exercice N°9 :

Toutes les solutions sont prises à 25°C .

On dispose de deux solutions aqueuses d'acides $A_1\text{H}$ et $A_2\text{H}$ notées respectivement S_1 et S_2 de même $\text{pH} = 2,4$.

1-On dose séparément 10 cm^3 de chacune des deux solutions précédentes par une même solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

A l'équivalence les volumes d'hydroxyde de sodium versés sont respectivement $V_{b1} = 4 \text{ cm}^3$ et $V_{b2} = 100 \text{ cm}^3$.

a- Calculer les concentrations initiales de S_1 et S_2 .

b-Montrer que l'un des acides est fort .Préciser lequel ?

2- a-En tenant compte de la concentration initiale de la solution d'acide faible, déduire le pK_a du couple acide/base correspondant.

b- Identifier parmi les acides suivants celui qui correspond à la solution étudiée.

$\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$ $\text{pK}_a = 3,8$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ $\text{pK}_a = 4,8$

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ $\text{pK}_a = 4,2$

3-Au mélange Obtenu à l'équivalence au cours du dosage de la solution S_2 on ajoute 10cm^3 de la même solution S_2 . Qu'appelle-t-on une telle solution ? Justifier la réponse. Préciser ses propriétés.

Exercice N°10:

Le tableau ci-dessous donne quelques valeurs de pH obtenues lors du dosage de 20 mL de solution acide (respectivement acide chlorhydrique, acide éthanóique, acide benzoíque) de même concentration $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Volume V_B d'hydroxyde de sodium (en mL)	pH de la solution initialement d'acide chlorhydrique	pH de la solution initialement d'acide éthanóique	pH de la solution initialement d'acide benzoíque
0	2	3,4	3,1
10	2,5	4,8	4,2
20	7	8,6	8,2
30	12	12	12

1°) La comparaison du pH des solutions acides initiales permet-elle de comparer la force relative des acides étudiés? Justifier la réponse.

2°) Pour quel volume de solution d'hydroxyde de sodium versée dans chacune des trois solutions acides est obtenue l'équivalence acido-basique?

3°) Déterminer à partir du tableau le pK_a des couples: $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$. En déduire l'acide le plus fort.

La comparaison des pH au point d'équivalence dans les dosages précédents permet-elles de connaître le plus faible des deux acides CH_3COOH et $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$? Justifier.

4°) Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter à un volume $V = 100 \text{ mL}$ de la solution d'acide éthanóique pour obtenir un mélange de $\text{pH} = 4,8$. Comment nomme-t-on une telle solution?

Exercice N°11 :

On se propose d'étudier le dosage de $V_B = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique ($C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)

a- Le graphe permet-il de dire si l'ammoniac est une base faible ?

b- Schématiser le dispositif expérimental.

c- Déterminer, d'après le graphe, le volume versé à l'équivalence dans ce dosage.

En déduire la concentration de la solution d'ammoniac.

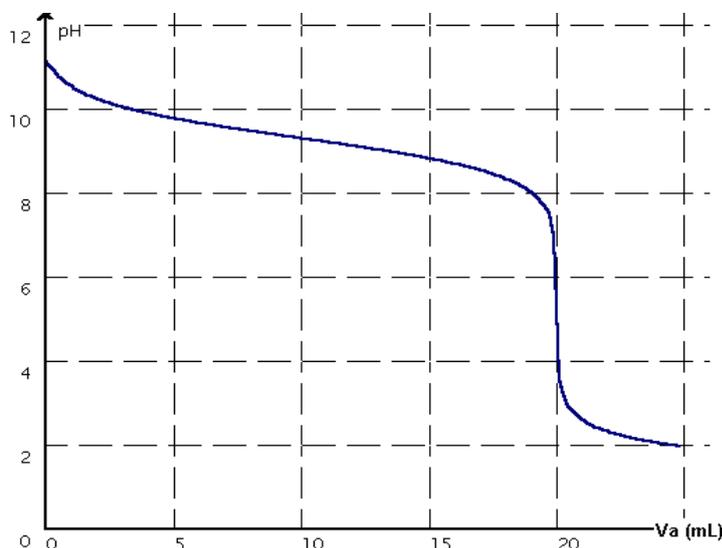
d- Pourquoi le pH est-il acide à l'équivalence ?

e- Le pH de la solution d'ammoniac permet-il

d'affirmer que c'est une base faible ?

f- Quel est le pK_a du couple acide-base de l'ammoniac ?

g- Quel indicateur, parmi ceux proposés ci-dessous, conviendrait le mieux pour un tel dosage ?



Indicateur coloré	Zone de virage	de la forme acide	Couleur ede la forme basique
Hélianthine	3,1-4,4	Rose	Orangé
Rouge de méthyle	4,2-6,2	Rouge	Jaune
Bleu de bromothymol	6,0-7,6	Jaune	Bleu
Phénolphtaléine	8,2-10,0	Incolore	Rouge violacé

Exercice N°12 :

On dispose de deux solutions aqueuses, l'une de chlorure d'hydrogène de concentration molaire inconnue C_A et l'autre d'acide AH de concentration molaire $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

On dose, séparément, un volume $V = 10 \text{ cm}^3$ de chacune des deux solutions par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

Au cours du dosage, on suit au pH-mètre l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium versé. On obtient les deux courbes (1) et (2) suivantes:

1°) a- Dire, en le justifiant, quelle est parmi les deux courbes (1) et (2), celle qui correspond à la courbe du dosage de la solution de chlorure d'hydrogène par la solution d'hydroxyde de sodium.

b- En déduire la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique.

2°) a- L'acide AH est il fort ou faible? Justifier la réponse.

b- Ecrire l'équation chimique relative à la dissociation de cet acide dans l'eau.

c- Calculer les concentrations molaire des différentes espèces chimiques, autres que l'eau présentes dans la solution quand on a versé 5 cm^3 de solution d'hydroxyde de sodium dans la solution aqueuse d'acide AH .

d- En déduire le pK_A du couple AH /A⁻ . Ce résultat est-il prévisible sans calcul? Dans l'affirmative expliquer comment.

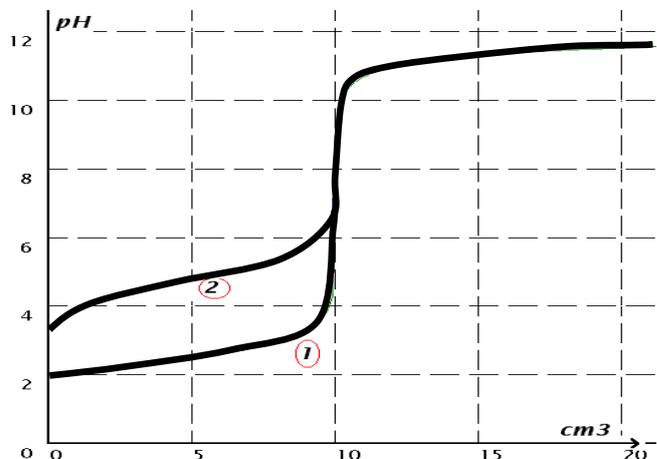
e- Qu'appelle-t-on la solution obtenue quand on à versé 5 cm^3 de solution d'hydroxyde de sodium dans la solution aqueuse d'acide AH

3°)- tracer approximativement la courbe indiquant le pH de la solution obtenue en fonction du volume V_b . de la solution d'hydroxyde de sodium versé, que l'on obtiendrait si on dosait 10 cm^3 d'une solution d'acide AH de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration initiale $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour ce faire ,sur le graphe ,On placera les points de la courbe correspondant à $V_b = 0 \text{ cm}^3$,

$V_b = 5 \text{ cm}^3$, $V_b = 10 \text{ cm}^3$, V_b très grand, après avoir justifié la réponse. Les valeurs numériques exactes correspondantes, de chaque pH ne sont pas nécessaires. Il est simplement demandé pour chacun de ces points de comparer le pH (inférieur, égal, ou supérieur) de la solution obtenue pour cette question, au pH de la solution obtenue pour la question 2.

On dispose au laboratoire d'un flacon contenant une solution aqueuse d'acide carboxylique, de nature et de concentration inconnues. L'acide carboxylique est noté R-COOH avec R représentant un atome d'hydrogène ou un groupe d'atomes. On se propose de déterminer la concentration de l'acide par titrage puis de l'identifier (c'est-à-dire de déterminer la nature de R).



Exercice N°14 :

1- On considère une solution aqueuse de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'acide éthanóique de $pH = 2,9$.

a - Montrer que l'acide éthanóique est un acide faible

b- Calculer le pK_a du couple acide / base présent

2-A 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. On ajoute peu à peu à l'aide d'une burette un volume V de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ et on relève le pH

a-Ecrire l'équation de la réaction responsable de la variation de pH

b-Pour quel volume V_E de solution d'hydroxyde de sodium atteint-on l'équivalence? Quelle est alors la valeur du pH ? Justifier cette valeur

3-On reprend la même expérience en remplaçant l'acide chlorhydrique par 10 cm^3 d'acide éthanóique de concentration $0,1 \text{ mol L}^{-1}$

a-Ecrire l'équation de la réaction responsable de la variation de pH

b - Pour quelle volume V'_E de solution d'hydroxyde de sodium atteint on l'équivalence.

Situer la valeur de pH ; justifier

On prépare une solution aqueuse S d'un acide AH de concentration molaire C_a . On prélève, un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ de la solution S auquel on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$