

## Magazine Dosage Acido-Basique



Durée : 4 heures



Speedrun Mode

### Exercice 1:/ (Acide Base)



Toutes les solutions sont prises à  $25^{\circ}\text{C}$  température à laquelle  $pK_e = 14$ .



On donne le Couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$



On dispose une solution ( $S_1$ ) d'acide acétique  $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . A partir de ( $S_1$ ) on prépare une solution ( $S_2$ ) de concentration molaire  $C_2$  inconnue et ce, en diluant  $n$  fois un certain volume de la solution ( $S_1$ ).

On effectue un dosage pH métrique du même volume  $V = 20\text{mL}$  de chacune de ces deux solutions par une même solution de base forte ( $\text{NaOH}$ ) de concentration molaire  $C_B$ .

Les résultats du dosage sont donnés dans le tableau suivant:

solution	$pH_i$	$V_{AE}$	$pH_E$
( $S_1$ )	2,9	$V_{BE1} = 20 \text{ mL}$	8,75
( $S_2$ )		$V_{BE2} = 12,5$	

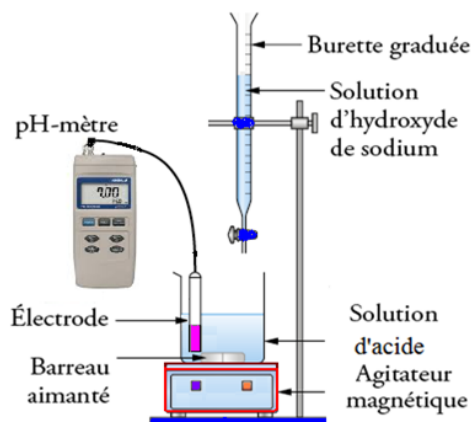
- 1
  - a) Montrer que l'acide acétique est un acide faible. Ecrire alors l'équation de sa réaction avec l'eau
  - b) Etablir l'expression du  $pH_1$  de la solution ( $S_1$ ) en fonction de  $C_1$  et  $pK_a$  (L'acide est supposé faiblement ionisé)
  - c) Déduire la valeur du  $pK_a$
- 2
  - a) Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu au cours du dosage
  - b) Déterminer la valeur de  $C_B$
- 3
  - a) Exprimer  $C_1$  en fonction de  $C_2$  et  $n$  puis Déterminer l'expression de  $n$  en fonction des volumes  $V_{BE1}$  et  $V_{BE2}$  de la solution de base versée aux points d'équivalences  $E_1$  et  $E_2$  respectives aux solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ). Calculer sa valeur
  - b) En déduire la concentration molaire  $C_2$  de ( $S_2$ )
- 4
 

On prélève de nouveau même volume  $V = 20 \text{ mL}$  de la solution ( $S_1$ ) auquel on ajoute  $V_e$  d'eau. On dose le contenu noté ( $S'_1$ ), de molarité  $C'_1$ , par la même solution basique.

  - a) Préciser si le volume de base au point d'équivalence change ou reste égal à  $V_{BE1}$
  - b) La valeur du  $pH_E$  au point d'équivalence du dosage de ( $S_1$ ) diffère de celui du dosage de ( $S'_1$ ). Préciser s'il augmente ou diminue
  - c) Montrer que sa variation  $\Delta pH_E = -\frac{1}{2} \cdot \log\left(1 + \frac{V_e}{V + V_{BE1}}\right)$ . Calculer  $V_e$  sachant que  $\Delta pH_E = -0,24$

**i** On rappelle que le pH à l'équivalence est donné par

$$pH_E = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log(\frac{C_B V_{BE}}{V_t}))$$



### **S** Exercice 2:/ (Acide Base (S4))

**💡** Une solution (*S*) d'un acide  $A_1H$  de concentration  $C_a = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $pH = 3,7$  à  $25C$ .

- ①
  - a) Vérifier que  $AH$  est un acide faible et écrire l'équation de la mise en solution de cet acide
  - b) Etablir l'expression du pH de la solution en fonction de  $pK_a$  et  $C_a$ . En déduire la valeur du  $pK_a$  du couple acide-base correspondant (L'acide est supposé faiblement ionisé)
- ② On dose un volume  $V_a = 10\text{mL}$  de (*S*) par une solution (*S'*) de soude de concentration  $C_b$  ce qui permet de tracer la courbe (*I*).
  - a) Ecrire l'équation de la réaction de dosage et calculer sa constante d'équilibre. Vérifier que cette réaction est pratiquement totale
  - b) Déterminer à partir de la courbe les coordonnées du point d'équivalence et calculer la concentration de la solution basique
  - c) Justifier la valeur du pH à l'équivalence
  - d) Retrouver graphiquement le  $pK_a$
  - e) A l'équivalence on montre que le pH du milieu réactionnel s'écrit sous la forme :

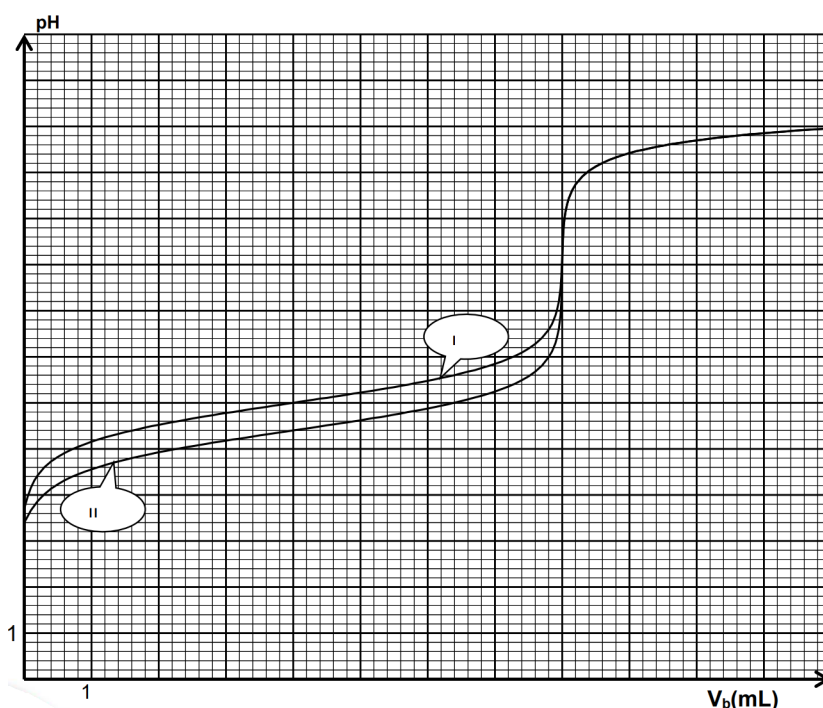
$$pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log C)$$

où  $C$  est la concentration de la solution en  $A_1^-$ . Donner l'expression de  $C$

3 On dose maintenant le même volume d'une solution d'un deuxième acide  $A_2H$  de même concentration que ( $S$ ) par la même solution basique, on obtient la courbe ( $II$ ).

- a) L'acide  $A_2H$  est-il faible ou fort ? Justifier
- b) Comparer les acides  $A_1H$  et  $A_2H$ , en justifiant la réponse:
- En utilisant les pH des deux solutions avant le dosage
  - En utilisant les valeurs des pH à la demi équivalence
  - En utilisant les valeurs des pH à l'équivalence

4 On prélève un volume  $V_a = 10\text{mL}$  de la solution ( $S$ ) et on lui ajoute un volume  $V$  d'eau et on dose la solution obtenue par la même solution acide on constate que le pH à l'équivalence varie de  $0,2$ . Indiquer si cette variation est une diminution ou une augmentation. Calculer alors  $V$ .



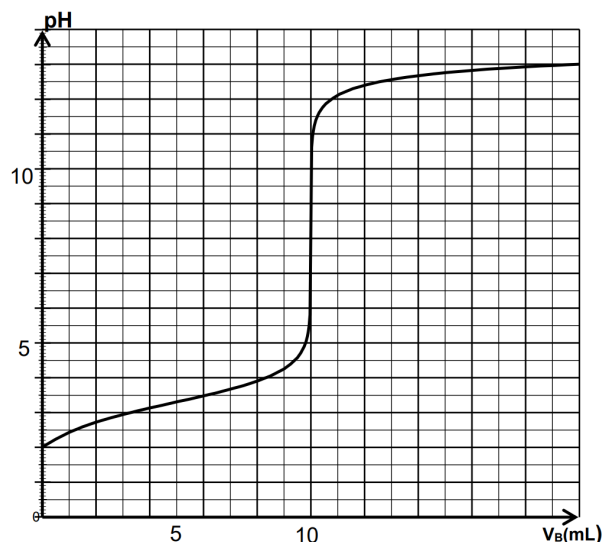
### Exercice 3:/ (Acide Base)



On considère ( $S$ ) est une solution d'acide nitreux ( $HNO_2$ ) de concentration molaire  $C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , et de  $pH = 3,6$ .

- 1 a Montrer que l'acide nitreux est un acide faible
- b Ecrire l'équation de la réaction relative à la mise en solution de cet acide dans l'eau

- 2 i On prélève un volume  $V_0$  de la solution ( $S$ ) et complète avec de l'eau jusqu'à 200ml. On obtient ainsi une solution ( $S_A$ ). On dose ensuite, par pH-métrie, un volume  $V_A = 20$  mL de la solution ( $S_A$ ) par une solution ( $S_B$ ) d'hydroxyde de sodium  $NaOH$  de concentration  $C_B = 0,4$  mol.L<sup>-1</sup>, on suit l'évolution du pH du mélange réactionnel, en fonction du volume  $V_B$  de la solution ( $S_B$ ) ajoutée. On obtient la courbe de la figure.




- a Schématiser et légender le dispositif du dosage pH-métrique
- b Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage
- 2 a A l'aide de la courbe déterminer, à l'équivalence, le volume  $V_{BE}$  de la solution ( $S_B$ ) ajouté et le caractère acide, basique ou neutre de la solution
- b Déterminer la valeur du  $pK_a$  du couple acide-base correspondant à l'acide nitreux. Montrer que la réaction de dosage est pratiquement totale
- c Justifier sans aucun calcul le caractère de la solution obtenue à l'équivalence
- d Calculer la concentration molaire  $C_A$  de la solution ( $S_A$ ). En déduire la valeur du volume  $V_0$
- 1 Calculer le volume  $V_1$  de la solution ( $S_A$ ) qu'il faut mélanger avec un volume  $V_2 = 40$  mL de ( $S_B$ ) pour obtenir une solution de  $pH = 3,3$

i Toutes les solutions sont prises à 25°C où  $pK_e = 14$ .

💡 On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant ceux apportés par les réactions acides bases envisagées.


## Exercice 4:/ (Indicateurs colorés)



Toutes les solutions sont prises à  $25^{\circ}\text{C}$  où  $pK_e = 14$ .  On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant ceux apportés par les réactions acides bases envisagées.


On donne pour deux indicateurs colorés, le changement de couleur en fonction du  $pH$ .

Indicateur coloré	1	3,1	3,8	4,4	5,4	14	pH
Hélianthine	Rouge	Orangé		Jaune			→
Vert de bromocrésol	Jaune		Vert		Bleu		

 Dans le but de déterminer la force (fort ou faible) d'un monoacide  $AH$  d'une solution aqueuse ( $S$ ) d'un monoacide  $AH$  de concentration  $C$ , on prélève *trois* échantillons identiques ( $E_1$ ), ( $E_2$ ), et ( $E_3$ ) de volume  $V = 2 \text{ mL}$  chacun, avec lesquels, on réalise *trois* expériences.

①  Expérience (1) :

- On ajoute à ( $E_1$ ) quelques gouttes d'hélianthine. La solution prend une coloration orangée.
- On ajoute à ( $E_2$ ) quelques gouttes de vert de bromocrésol. La solution est jaune.

 Expérience (2) : On dilue l'échantillon ( $E_3$ ) 10 fois et on lui ajoute quelques gouttes de vert de bromocrésol. La solution reste jaune.

- a En s'appuyant sur le résultat de l'expérience (1), déterminer un encadrement du  $pH$  de ( $S$ ).
- b En s'appuyant sur le résultat de l'expérience (2), montrer que l'acide  $AH$  ne peut pas être fort.

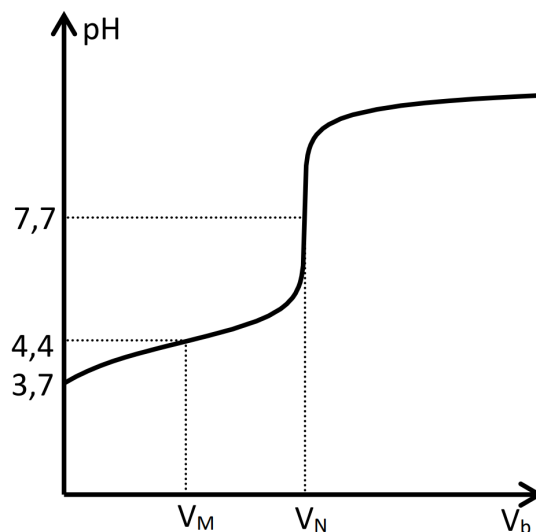
② Sachant que l'acide est faiblement dissocié dans l'eau :

- a Etablir l'expression donnant le  $pH$  de la solution ( $S$ ) en fonction de la concentration molaire  $C$  et du  $pK_a$  du couple ( $AH/A^-$ ).
- b En déduire un encadrement de la valeur du  $pK_a$ . On donne :  $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .



3 ⓘ **Expérience (3)** : Afin de s'assurer des valeurs du  $pH$  de la solution ( $S$ ) et du  $pK_a(AH/A^-)$ , on réalise le dosage  $pH$ -métrique de la totalité de l'échantillon ( $E_3$ ) dilué par une base forte de concentration molaire  $C_B = 10^{-3} mol.L^{-1}$ . La courbe de la figure ci-contre, traduit l'évolution du  $pH$  en fonction du volume de base versée.

- Justifier que l'allure de la courbe permet d'en déduire la force de l'acide  $AH$ .
- Déterminer les valeurs  $V_N$  et  $V_M$  du volume de base versée respectivement aux points  $N$  et  $M$ .
- Déterminer graphiquement les valeurs du  $pH$  initial de la solution ( $S$ ) et du  $pK_a(AH/A^-)$  du couple acide base utilisé.
- Les valeurs obtenues confirment-elles les résultats des expériences (1) et (2) ?



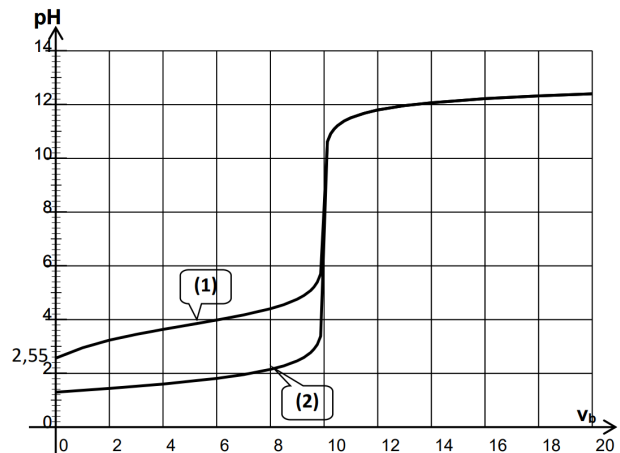
? Montrer que les deux indicateurs colorés (**hélianthine** et **vert de bromocrésol**) ne conviennent pas pour ce dosage.

## Exercice 5:/ (Acide Base)



On dispose de deux solutions aqueuses, l'une de chlorure d'hydrogène ( $HCl$ ) de concentration molaire  $C_a$  et l'autre d'acide méthanoïque ( $HCOOH$ ) de concentration molaire  $C'_a$ .

On ajoute progressivement et séparément, à un échantillon de volume  $V = 20$  mL de chacune des deux solutions, une solution ( $S_b$ ) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b$ . On suit à l'aide d'un pH-mètre l'évolution de pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_b$  de la solution d'hydroxyde de sodium versé. On obtient les courbes (1) et (2) de la figure ci-contre.



- 1) Dire en le justifiant laquelle des deux courbes correspond à l'évolution du pH du mélange contenant la solution de chlorure d'hydrogène.
- 2) Déterminer graphiquement:
  - a) Le pH initial de la solution de chlorure d'hydrogène. En déduire la valeur de la concentration  $C_a$
  - b) La valeur de la concentration  $C_b$
- 3)
  - a) Dire, en le justifiant si l'acide méthanoïque est faible ou fort
  - b) Écrire l'équation de la réaction qui se produit au cours de l'addition de la solution ( $S_b$ ) sur la solution de l'acide méthanoïque
  - c) Déterminer graphiquement la valeur  $pH_E$  à l'équivalence. En déduire caractère de la solution et le justifier qualitativement
- 4)
  - a) Montrer qu'à la demi-équivalence le pH du mélange réactionnel est égal au  $pK_a$  du couple  $HCOOH/HCOO^-$ . En déduire la valeur du  $pK_a$  de ce couple
  - b) Calculer par deux méthodes différentes la concentration  $C'_a$  de l'acide méthanoïque
- 5)
  - a) Montrer que la valeur du volume de la solution ( $S_b$ ) ajoutée à l'équivalence reste inchangée
  - b) Indiquer si la variation  $0,35$  du pH à l'équivalence est une diminution ou une augmentation
  - c) Déterminer la valeur du volume  $V_e$ . La base est supposée faiblement ionisée



Indicateur coloré	Zone de virage
Rouge de méthyle	4,2 – 6,2
Rouge de phénol	6,4 – 8,2

### Exercice 6:/ (Monoacide AH)



Dans le but de déterminer la force (fort ou faible) d'un monoacide  $AH$  d'une solution aqueuse ( $S$ ) d'un monoacide  $AH$  de concentration  $C$ , on prélève trois échantillons identiques ( $E_1$ ), ( $E_2$ ), et ( $E_3$ ) de volume  $V = 2$  mL chacun, avec lesquels, on réalise trois expériences.



Expérience (1) :

- On ajoute à ( $E_1$ ) quelques gouttes d'hélianthine. La solution prend une coloration orangée.
- On ajoute à ( $E_2$ ) quelques gouttes de vert de bromocrésol. La solution est jaune.



Expérience (2) : On dilue l'échantillon ( $E_3$ ) 10 fois et on lui ajoute quelques gouttes de vert de bromocrésol. La solution reste jaune.



En s'appuyant sur le résultat de l'expérience (1), déterminer un encadrement du pH de ( $S$ )



En s'appuyant sur le résultat de l'expérience (2), montrer que l'acide  $AH$  ne peut pas être fort



Sachant que l'acide est faiblement dissocié dans l'eau :

- Etablir l'expression donnant le pH de la solution ( $S$ ) en fonction de la concentration molaire  $C$  et du  $pK_a$  du couple
- En déduire un encadrement de la valeur du  $pK_a$ . On donne :  $C = 0,01$  mol.L<sup>-1</sup>



Expérience (3) : Afin de s'assurer des valeurs du pH de la solution ( $S$ ) et du  $pK_a(AH/A^-)$ , on réalise le dosage pH-métrique de la totalité de l'échantillon ( $E_3$ ) dilué par une base forte de concentration molaire  $C_B = 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>. La courbe ci-dessous traduit l'évolution du pH en fonction du volume de base versée.

- Justifier que l'allure de la courbe permet d'en déduire la force de l'acide  $AH$
- Déterminer les valeurs  $V_N$  et  $V_M$  du volume de base versée respectivement aux points  $N$  et  $M$
- Déterminer graphiquement les valeurs du pH initial de la solution ( $S$ ) et du  $pK_a$  du couple acide base utilisé
- Les valeurs obtenues confirment-elles les résultats des expériences (1) et (2) ?



Montrer que les deux indicateurs colorés (hélianthine et vert de bromocrésol) ne conviennent pas pour ce dosage. (voir le tableau)

Indicateur coloré	Couleurs caractéristiques
<i>Jaune d'alizarine</i>	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Rouge} : pH \leq 1,9 \\ \text{Jaune} : pH \geq 3,3 \end{array} \right.$
<i>Rouge d'alizarine</i>	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Jaune} : pH \leq 3,7 \\ \text{Violet} : pH \geq 5,2 \end{array} \right.$
<i>Vert de bromocrésol</i>	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Jaune} : pH \leq 3,8 \\ \text{Bleue} : pH \geq 5,4 \end{array} \right.$