

pH - Réactions acide-base

A 25°C le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$

EXERCICE N°1 : A 25°C, On prépare une solution aqueuse (S_1) de chlorure d'hydrogène HCl, de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_1 = 2$.

1- Montrer que le chlorure d'hydrogène est un acide fort.

2-On prépare une solution aqueuse (S_2) d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_2 = 2,4$.

a) Montrer que l'acide méthanoïque est faible.

b) Ecrire l'équation de l'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau.

c) Montrer que la concentration des ions H_3O^+ provenant de l'ionisation propre de l'eau peuvent être négligés devant la concentration des ions H_3O^+ présent en solution.

d) Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction d'ionisation de l'acide méthanoïque dans la solution (S_2).

e) Calculer la constante d'acidité K_a du couple HCOOH / HCOO^-

3- Soit une solution d'acide éthanóïque de concentration $C_3 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_3 = 2,875$.

a- Comparer la force de l'acide éthanóïque et de l'acide méthanoïque

b- Calculer la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ et vérifier le résultat de 3a-

EXERCICE N°2

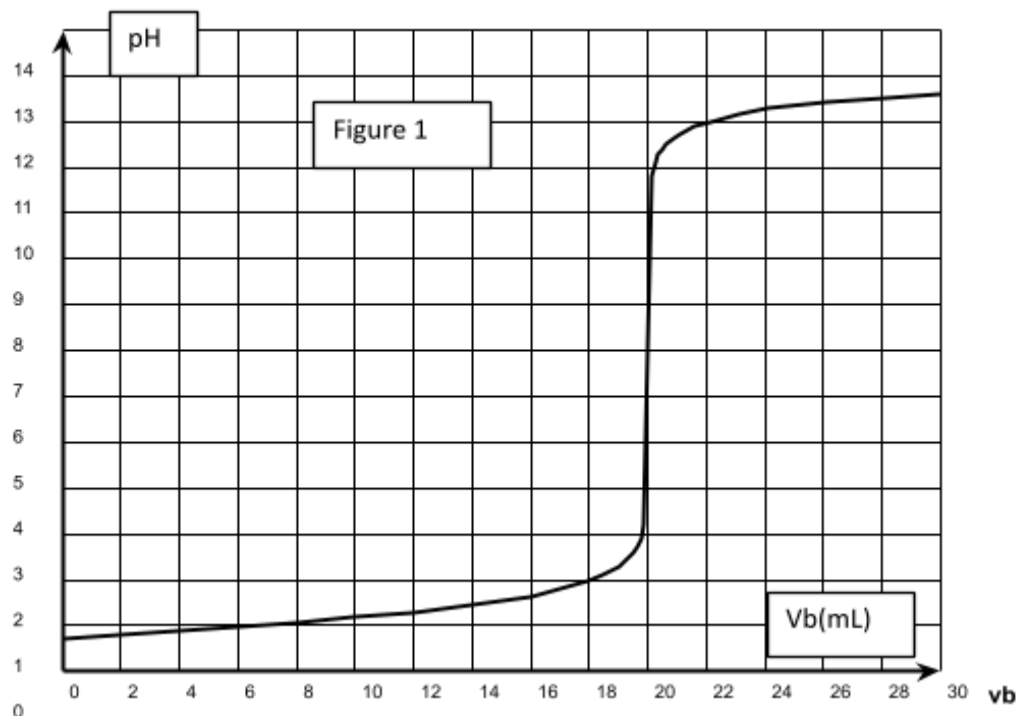
A 25°C, à l'aide d'un logiciel, on simule l'addition progressive d'une solution (S_b) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration C_b , à une solution (S_a) d'un acide AH, de concentration $C_a = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_a = 20 \text{ mL}$. Cette simulation permet de tracer la courbe de la figure 1.

La courbe représente l'évolution du pH du mélange obtenu, en fonction du volume V_b de la solution (S_b) versée.

1.a- Représenter le dispositif expérimental nécessaire à cette étude.

b- Sachant que le pH initial de l'acide est 0,7 ; montrer que l'acide AH est fort.

2.a-Écrire l'équation de la réaction qui se produit au cours de l'addition progressive de la solution (S_b) et montrer qu'elle est totale.



b- Définir l'équivalence acido-basique et déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

c- Déterminer C_b

Exercice n°3 : 1) On considère le tableau suivant :

couple acide/base	$\text{CH}_3\text{COOH}/\dots\dots\dots$	$\text{HCl}/\dots\dots\dots$	$\text{NH}_4^+/\dots\dots\dots$	$\text{HCOOH}/\dots\dots\dots$
pKa	4,75	-7	9,25	3,75

a- Compléter l'écriture des couples sur le tableau de la feuille annexe.

b- Classer ces couples par acidité croissante puis par basicité décroissante.

2) Soit une solution S_2 d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire $C=0,1 \text{ mol L}^{-1}$

a- Montrer que l'acide chlorhydrique est fort.

b- Calculer son pH.

3) Soit une solution S_1 d'un acide faible AH de concentration molaire $C=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{pH}=2,875$.

a- Etablir le tableau d'avancement correspondant à la réaction de dissociation de l'acide AH dans l'eau en se référant à l'avancement volumique y_f .

b- Montrer qu'on peut négliger $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}}$ devant $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}}$.

c- Calculer τ_f et conclure quant à la force de l'acide

EXERCICE N°4

A 25°C , à l'aide d'un logiciel, on simule l'addition progressive d'une solution (S_b) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration C_b , à une solution (S_a) d'un acide AH, de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_a = 20 \text{ mL}$. Cette simulation permet de tracer la courbe de la figure 1

La courbe représente l'évolution du pH du mélange obtenu, en fonction du volume V_b de la solution (S_b) versée.

1.a) Représenter le dispositif expérimental nécessaire à cette étude.

b- Montrer que l'acide AH est faible

2.a- Écrire l'équation de la réaction qui se produit au cours de l'addition progressive de la solution (S_b).

b- Définir l'équivalence acido-basique et déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

c- Déterminer C_b

3. Par analyse des espèces chimiques présentes dans la solution à l'équivalence justifier la valeur de son pH à l'équivalence.

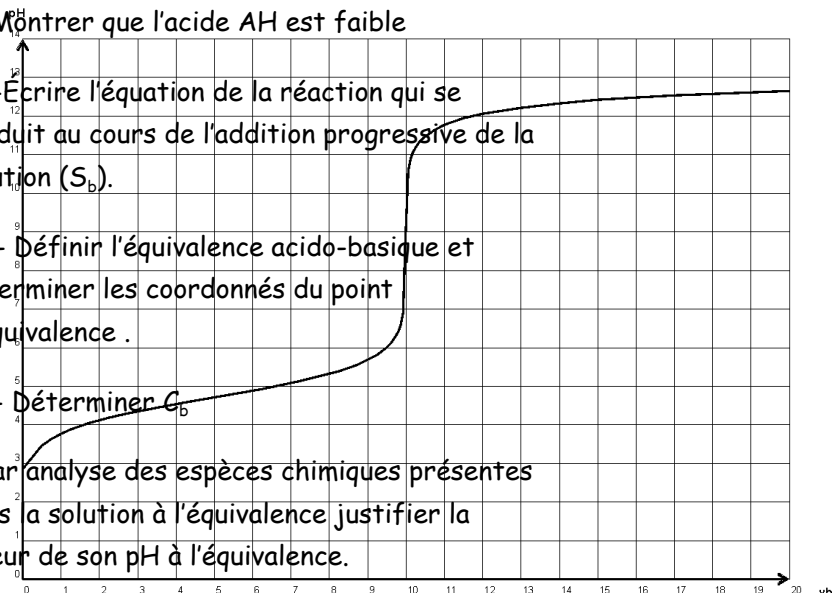


Figure 1

4. a-Déterminer le pKa du couple acide /base : AH/A^- ;justifier.

b- La réaction du 2.a- est elle totale ?Justifier.

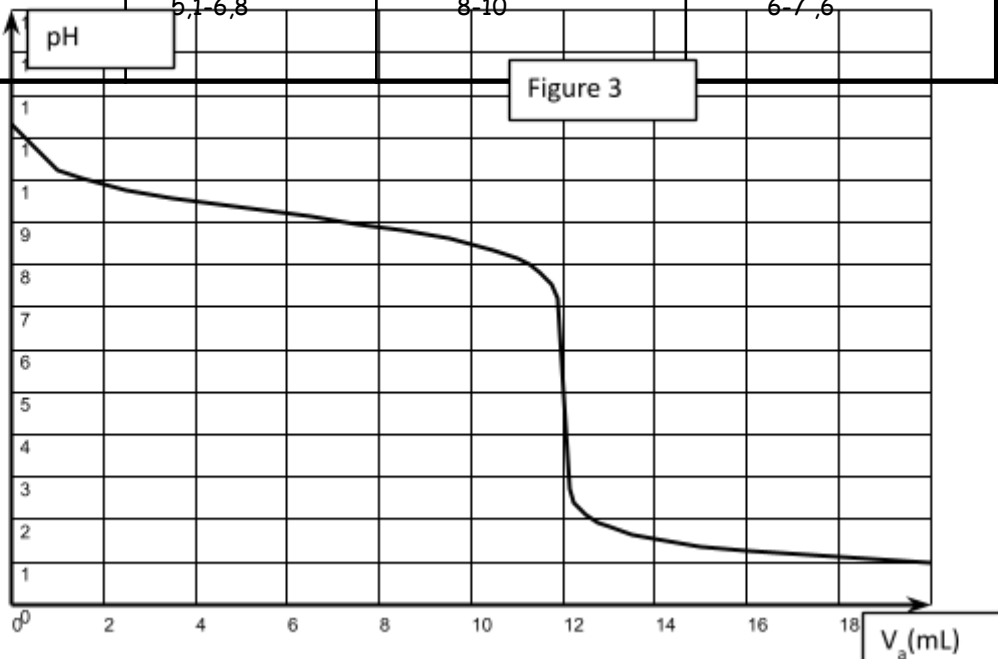
5.On dispose des indicateurs suivants : Lequel de ces indicateurs le mieux adapté pour ce dosage

EXERCICE N°5 :

A	Indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de chlorophénol	Phénolphthaléine	Bleu de bromothymol
	Zone de virage	3,1-4,4	5,1-6,8	8-10	6-7,6

25°C ,à l'aide d'un logiciel, on simule l'addition progressive d'une solution (S_a) d'acide chlorhydrique de concentration C_a , à une solution (S_b) d'ammoniac NH_3 , de concentration $C_b=0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_b= 20\text{mL}$. Cette simulation permet de tracer la courbe de la figure 3

1.a)Représenter le dispositif expérimental nécessaire à cette étude.



b- Montrer que l'ammoniac est une base faible

2.a-Écrire l'équation de la réaction qui se produit au cours de l'addition progressive de la solution (S_a).

b- Définir l'équivalence acido-basique et déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

c- Déterminer C_a

3. Par analyse des espèces chimiques présentes dans la solution à l'équivalence justifier la valeur de son pH à l'équivalence

4- a-En analysant le premier point d'inflexion Déterminer le pKa du couple basique

b- Cette réaction est elle totale ? Justifier.

5-On dispose les indicateurs suivants : lequel de ces indicateurs le mieux adopté pour ce dosage

EXERCICE 6 :

Indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de chlorophénol	Phénolphthaléine	Bleu de bromothymol
Zone de virage	3,1-4,4	5 - 6,8	8-10	6,5-7 ,6

1) En utilisant le tableau d'avancement correspondant à l'ionisation d'un acide AH ; montrer que l'expression

$$\text{de la constante d'acidité } k_a \text{ s'écrit } K_a = \frac{C \cdot \tau_f^2}{1 - \tau_f}$$

- 2) A l'aide d'un pH-mètre, on détermine le pH d'une solution aqueuse d'un acide A_1H et celui d'une solution aqueuse d'un autre acide A_2H de concentrations initiales respectives $C_1=2,5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_2=2,5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$. On trouve $\text{pH}_1=3,2$ et $\text{pH}_2=5,3$
- Calculer τ_f pour chacun des acides.
 - En déduire les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} des deux acides A_1H et A_2H

Classer ces deux acides par ordre d'acidité croissante.

EXERCICE 7 :

Toutes les solutions aqueuses sont prises à 25°C , température à laquelle le produit ionique de l'eau est $K_e=10^{-14}$. On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

On considère deux solutions basiques (S_1) et (S_2), de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$:

- (S_1) solution d'hydroxyde de sodium NaOH .
- (S_2) solution d'ammoniac NH_3 .

La mesure du pH de ces deux solutions est consignée dans le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)
pH	12,0	10,6
$[\text{OH}^-](\text{mol.L}^{-1})$		
$[\text{NH}_4^+](\text{mol.L}^{-1})$		

- Définir une base selon Bronsted.
 - reproduire et compléter le tableau ci-dessus.
 - En déduire que l'hydroxyde de sodium est une base forte, alors que l'ammoniac NH_3 est une base faible.
- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu entre l'ammoniac NH_3 et l'eau.
 - Indiquer les couples acide-base mis en jeu au cours de la réaction.
 - On désigne par K_a la constante d'acidité du couple acide-base correspondant à la base NH_3 . Exprimer K_a en fonction de K_e , C et $[\text{OH}^-]$. Trouver la valeur du $\text{p}K_a$.
- On dilue modérément la solution (S_2) d'ammoniac. Dire, en le justifiant, si chacune des propositions suivantes est vraie ou fausse.
 - Proposition 1 : suite à la dilution de (S_2), le $\text{p}K_a$ ne change pas.
 - Proposition 2 : suite à la dilution de (S_2), le pH augmente.
- Un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution de chlorure d'hydrogène HCl (acide fort) de concentration molaire C_A est dosé par une solution (S_1) d'hydroxyde de sodium.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage.
 - Préciser, en le justifiant, le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange obtenu à l'équivalence.
 - Le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté à l'équivalence est de 10 mL . Déterminer la valeur de C_A .