

- Cours en ligne
- Cours presentiels

La science autrement...

 **MATHS**

 **PC**

 **SVT**



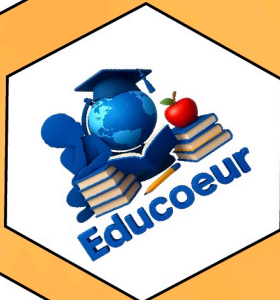
Nos programmes:

Niveaux : Moyen/Secondaire



Programme Wolof

Apprentissage avec des cours
exclusivement en Wolof



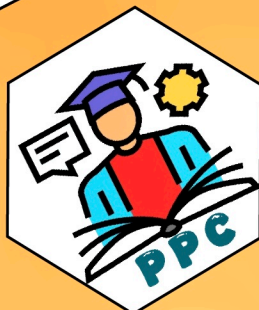
Programme Social

Prise en charge d'élèves avec
des problèmes de moyens



Tous les élèves

Renforcement de capacité
en ligne



Prépa Concours

Préparation des concours comme :
ESP - EMS - ENSA - IPSL
ISFAR ENSAE



77 106 98 79
77 575 04 18



TD : ACIDE FAIBLE/BASE FAIBLE/SOLUTION TAMPON

EXERCICE 1 :

On prépare une solution aqueuse d'acide carboxylique noté HA en dissolvant 1,80 g de cet acide pur dans de l'eau distillée. Le volume de solution obtenue est de 3 litres, et la concentration molaire apportée est de 0,01 mol / L. Le pH de cette solution est de 3,4.

masse atomique molaire (g/mol) : C : 12 ; H : 1 ; O : 16.

- En solution aqueuse, cet acide est-il totalement dissocié en ions ? Justifier.
- Calculer la masse molaire de cet acide. Ce dernier peut-il être l'acide éthanóïque ?
- Définir puis calculer la constante d'acidité K_a .

EXERCICE 2 :

Une solution d'acide acétique CH_3COOH (ou acide éthanóïque) a une concentration molaire $C = 10^{-2}$ mol/L. Le $\text{p}K_a$ de l'acide est 4,7.

- Ecrire les différentes relations entre les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
- En précisant les approximations utilisées et sachant que le pH de la solution est 3,35, calculer les concentrations des différentes espèces chimiques en solution et vérifier la valeur de C donnée au début de l'énoncé.

EXERCICE 3 :

- On considère le couple acide / base noté AH / A^- de $\text{p}K_a$ connu. Montrer que le pH d'une solution de AH de concentration C_a peut s'écrire sous la forme : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C_a)$.
- Soit une base faible B en solution aqueuse, de concentration C_b ; on suppose que le $\text{p}K_a$ du couple BH^+ / B est connu. Montrer que le pH de cette solution de base faible peut s'écrire sous la forme :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \log C_b)$$

EXERCICE 4 :

- Soit une solution aqueuse d'acide nitreux HNO_2 de concentration $C = 10^{-2}$ mol/L et de volume $V = 50$ mL. L'acide nitreux est un acide faible.
 - Ecrire l'équation de dissolution de l'acide nitreux dans l'eau.
 - Ecrire les relations d'électroneutralité de la solution et de conservation de la matière.
 - Quelle est l'expression de la constante d'acidité K_a du couple acide nitreux / ion nitreux. L'exprimer en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et C. Quelle (s) approximation est-il légitime de faire ?

- 2) On dissout sans que le volume ne soit affecté, $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de chlorure d'hydrogène HCl dans la solution d'acide nitreux.
- Le pK_a du couple $\text{HNO}_2 / \text{HNO}_2^-$ vaut 3,4. Quel est le pH de la solution ?
 - Ecrire l'équation de dissolution du chlorure d'hydrogène.
 - Quelle influence cette dissolution a-t-elle sur la dissociation de l'acide nitreux ?
 - Le pH de la solution vaut 2,3 après dissolution du chlorure d'hydrogène. Vérifier, en calculant les concentrations molaires en acide nitreux HNO_2 et en ion nitreux HNO_2^- , la réponse à la question précédente.

EXERCICE 5 :

Considérons un litre de solution obtenue en dissolvant dans l'eau 0,2 mol d'acide éthanóïque, 0,15 mol d'hydroxyde de sodium, 0,02 mol de cyanure de potassium (KCN solide ionique totalement dissocié en solution aqueuse) et 0,16 mol d'éthanoate de sodium. $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$: $pK_a = 4,8$; HCN / CN^- : $pK_a = 9,3$

- Placer sur une échelle des pK_a les couples qui interviennent dans la solution.
 - Quelle est la réaction prépondérante.
 - Ecrire l'équation-bilan.
 - Calculer sa constante d'équilibre ou constante de réaction K_r . Conclure.
 - Quelles sont les concentrations des espèces présentes en solution.
- Déterminer la nouvelle réaction prépondérante.
 - Ecrire l'équation-bilan.
 - Calculer sa constante d'équilibre ou constante de réaction K_r . Conclure.
 - Quelles sont les concentrations des espèces présentes en solution.
- En déduire le pH de la solution.

EXERCICE 6 :

Un litre de solution d'engrais pour plante a été préparé en dissolvant 0,10 mol de phosphate d'ammonium $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ solide dans une quantité d'eau suffisante.

- Placer sur un axe gradué en pH, les domaines de prédominance des espèces acides et basiques de ces deux couples.
- Les ions ammonium et phosphate peuvent-ils tous les deux prédominer dans la solution d'engrais ?
- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit entre les ions PO_4^{3-} et NH_4^+ . Calculer sa constante de réaction K_R . La réaction est-elle totale ?
- Le pH de la solution est 8,9.
 - Quelles sont les espèces prédominantes pour chacun des couples ?
 - Déterminer les quantités de PO_4^{3-} et NH_4^+ initialement introduites pour préparer la solution, puis justifier la valeur du pH. On donne $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; $pK_a(\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,4$

EXERCICE 7 :

On dispose de deux solutions :

- une solution aqueuse A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$;
- une solution aqueuse B d'une amine saturée RNH_2 de concentration $C_B = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ et de pH = 11,4.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau. En déduire la valeur du pH de la solution A.
- Montrer que l'amine est une base faible.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'amine et l'eau.
- Calculer le coefficient d'ionisation de l'amine.
- Déterminer le pK_a du couple acide –base associé à l'amine.
- Pour préparer la solution B il a fallu dissoudre une masse $m = 0,72 \text{ g}$ de l'amine dans 500 mL d'eau distillée. Donner le nom et la classe de l'amine.

Données : Masses molaires atomiques en g mol^{-1} : H = 1 ; C = 12 ; N = 14.

7) Pour préparer une solution tampon (S) de $\text{pH} = 10,8$, on mélange un volume V_A de la solution A et un volume V_B de la solution B.

7.1 Ecrire l'équation bilan qui se produit lors du mélange.

7.2 Déterminer les volumes V_A et V_B nécessaires pour obtenir un volume $V = 116\text{ mL}$ de la solution tampon (S) de $\text{pH} = 10,8$ si l'on suppose que le pK_a du couple de l'amine est $= 10,3$.

EXERCICE 8

On dispose d'un flacon contenant une solution d'acide carboxylique $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ dont la densité est 1,95 et titrant en masse 77 % d'acide pur. Avec une pipette on prélève un volume de 5 mL de cette solution que l'on étend à un litre avec de l'eau distillée dans une fiole jaugée de 1 litre.

On prélève 20 mL de la solution ainsi diluée que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,2 \text{ mol/L}$.

Dans la figure ci-dessous sont données quelques points de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ où V_b le volume de base versé. On considère que $\text{pH} = 2$ pour $V_b = 0$.



- 1) Compléter le tracé de la courbe et déduire de cette courbe la concentration molaire volumique C_a de la solution diluée ainsi dosée et le pK_a du couple $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH} / \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COO}^-$.
- 2) Calculer la masse molaire de l'acide carboxylique. En déduire sa formule semi-développée et son nom.
- 3) On désire préparer un volume $V = 315 \text{ mL}$ de solution tampon de $\text{pH} = 4$ en mélange un volume V_1 de la solution d'acide de concentration C_a et un volume V_2 de solution saline $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COONa}$ de concentration molaire volumique $C'_b = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - a) Qu'est-ce qu'une solution tampon ? Quelles sont ses propriétés ?
 - b) Déterminer les valeurs de V_1 et V_2 .

EXERCICE 9 :

L'étiquette d'un litre de vinaigre du commerce indique 6° . Le degré d'acidité exprime la masse en gramme d'acide éthanóïque pur contenu dans 100 g de vinaigre. On considère le vinaigre comme une solution aqueuse d'acide éthanóïque. On désire déterminer la concentration C d'acide éthanóïque de ce vinaigre.

- 1) On prépare une solution S_1 de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ et de concentration en acide éthanóïque $C_1 = \frac{C}{100} \text{ mol/L}$. Décrire le mode opératoire en précisant le volume V de vinaigre à 6° à prélever.
- 2) On prélève un volume $V_2 = 10 \text{ mL}$ de la solution S_1 que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ en présence d'un indicateur approprié. L'équivalence est réalisée pour $V_b = 10,8 \text{ mL}$ de base versé.
 - a) Ecrire l'équation de dosage.
 - b) Faire un schéma du dispositif expérimental, choisir en le justifiant un indicateur de dosage.
 - c) Calculer la concentration C_1 de S_1 . En déduire C .

3) Calculer le degré d'acidité du vinaigre. Le résultat est-il en accord avec l'indication de l'étiquette

Données :

Phénolphthaléine : zone de virage : 8,2 – 9,8

Hélianthine : zone de virage : 3,2 – 4,4

Bleu de bromothymol : zone de virage : 6,2 – 7,6

EXERCICE 10 :

Données : Masses molaires en g/mol : M (H) = 1 ; M (C) = 12 ; M (N) = 14

On prépare une solution aqueuse d'une monoamine saturée B en versant une masse $m = 5,9$ g de cette amine dans de l'eau pure afin d'obtenir un volume $V = 2$ litres de solution.

On dose ensuite un volume $V_B = 20$ mL de cette solution (B) à l'aide d'une solution (A) d'acide sulfurique (diacide fort) de concentration $C_A = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Le pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de ce dosage.

I- 1) Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_A)$ avec V_A le volume de la solution (A) versé.

2) Cette courbe présente deux points remarquables :

- le point D de coordonnées $V_D = 5$ mL et $\text{pH}_D = 9,8$;

- le point équivalent E de coordonnées $V_E = 10$ mL et $\text{pH}_E = 6,0$

a) Définir l'équivalence acido-basique. Déterminer la concentration molaire volumique C_B de la solution (B).

b) Déterminer alors la formule brute de l'amine B.

3) On note BH^+ l'acide conjugué de l'amine B. En justifiant brièvement, donner la valeur du pK_a de ce couple acide/base. Expliquer la valeur du pH à l'équivalence (pH_E)

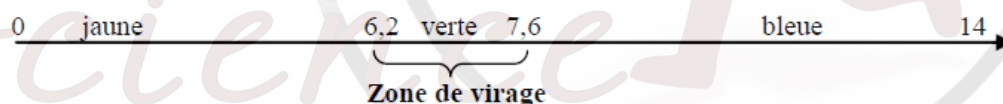
4) On donne le tableau suivant :

Amine	NH_3	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
pKa	9,2	10,8	9,8	11,1	10,6	10,6

En déduire la formule semi-développée de l'amine B et son nom.

II- On revient au dosage de la question I. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on se trouve au point D ($V_D = 5$ mL). Quelles sont les propriétés de cette solution ?

III- On donne la zone de virage du bleu de bromothymol (BBT) :



Le bleu de bromothymol aurait-il pu être utilisé lors du dosage pour repérer l'équivalence ?

EXERCICE 11 :

On dissout une masse m de méthylamine CH_3NH_2 dans de l'eau distillée à 25°C pour obtenir un volume $v_0 = 500$ mL d'une solution S (CH_3NH_2 est une base faible en solution aqueuse).

À un volume $v_1 = 50$ mL de solution S contenue dans un bécher, on ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 0,10$ mol·L⁻¹.

À l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du pH de la solution contenue dans le bécher en fonction du volume v_2 de solution d'acide chlorhydrique versée. On obtient la courbe ci-dessous :



1)

La solution titrante d'acide chlorhydrique utilisée a une concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Celle-ci est préparée à l'aide d'une solution mère d'acide chlorhydrique de pourcentage massique égal à 30% et de densité $d = 1,15$.

1.1. Calculer la concentration molaire de la solution mère.

1.2. Quel volume de la solution commerciale doit-on utiliser pour préparer 200 mL de cette solution titrante ?

2)

2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.

2.2. Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.

2.3. Calculer la concentration molaire de la solution S en méthylamine.

2.4. En déduire la masse m dissoute de méthylamine dissoute dans la solution S.

2.5. Déterminer graphiquement le pK_a du couple acide-base mettant en jeu la méthylamine. Justifier la validité de cette détermination.

Données:

- Masses molaires : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Constantes d'acidité à 25 °C $K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 1$; $K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-) = 10^{-14}$

