

TD Dosage acido-basique

Exercice 1 :

On mélange 100cm^3 d'une solution de soude $0,1\text{mol/L}$ et 900cm^3 d'une solution d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 10^{-3}mol/L .

1- Quel est le pH de la solution obtenue ?

2- Avec de l'eau distillée on complète 10cm^3 de la solution précédente à 1L. Quel sera le pH de cette solution ?

Exercice2

Dans un laboratoire d'hôpital, on veut vérifier la composition de l'"aspirine 500" en acide acétylsalicylique. Pour cela on écrase un comprimé de cette aspirine que l'on dissout dans 500mL d'eau. On prélève 200mL de cette solution que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 1.00 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$.

L'opération est suivie au pH-mètre.

1-Faire un schéma bien annoté du dispositif expérimental.

2-Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

$V_b(\text{mL})$	0.0	2.0	6	8.0	9.0	10.5	10.9	11.0	11.1	11.5	12.0	14.0	16.0
pH	3.1	3.3	3.7	4.1	4.4	5.2	6.6	7.1	8.6	9.9	10.3	10.8	11.0

a-Sachant que le comprimé d'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique, un acide carboxylique ; en prenant pour simplifier AH comme sa formule moléculaire.

– Donner l'équation-bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.

– Ecrire l'équation bilan du dosage

b-Tracer la courbe représentant la variation du pH au cours du dosage en fonction du volume V_b d'hydroxyde de sodium versé dans les 200mL de solution d'aspirine.

c-En déduire les coordonnées du point d'équivalence E et la concentration du comprimé en acide.

d-Sachant que la masse molaire moléculaire de l'acide acétylsalicylique est $M = 180\text{g/mol}$. Calculer la masse m en mg de cet acide contenu dans un comprimé d'"aspirine 500".:

Exercice 3

L'acide ascorbique (vitamine C) de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ est vendu en pharmacie sous forme de comprimés. Il contribue à améliorer la qualité des tendons et des os, mais provoque des insomnies en cas d'abus. On pourra l'assimiler à un acide faible de formule HA. On se propose de vérifier la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé dans 100cm^3 d'eau.

1- Ecrire l'équation bilan de la réaction sur l'eau de l'acide ascorbique.

2- On dose 10cm^3 de la solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$ en présence d'un indicateur approprié : le rouge de crésol.

a) Que signifie le terme « indicateur coloré approprié » ?

b) Ecrire l'équation bilan de la réaction ayant lieu lors du dosage.

c) Le virage est obtenu lorsqu'on a versé $14,2\text{cm}^3$ de soude. Calculer la quantité de matière et la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé.

Que signifie le terme « Vitamine C 500 » ?

3- Le pH de la solution est égal à 2,85. Calculer le pK_a du couple acide ascorbique/ion ascorbate.

Données : $M_C = 12\text{g/mol}$; $M_O = 16\text{g/mol}$; zone de virage du rouge de crésol : [7,2 ; 8,8].

Exercice 4 :

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume $V_B = 10,0\text{cm}^3$ que l'on introduit dans un bécher puis on ajoute de l'eau. On y verse alors progressivement le contenu d'une burette graduée remplie d'une solution S_A d'acide

chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau).

$V_A(\text{cm}^3)$	0	2,0	4,0	6,0	9,0	11,5	12,0	12,5	13,5	14
pH	12,2	12,0	11,9	11,7	11,5	11,2	11,1	11,0	10,8	10,6
$V_A(\text{cm}^3)$	14,5	15,0	16,0	16,5	17,0	18,0	20,0	22,0	25,0	26,0
pH	10,3	7,2	3,4	3,2	3,1	3,0	2,8	2,7	2,5	2,3

1) a) Écrire l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions. (0,5pt)

b) Tracer sur un papier millimétré la courbe $\text{pH} = f(V_A)$ (1pt)

c) Utiliser cette courbe pour déterminer le volume V_A^E d'acide versé à l'équivalence (0,5pt)

d) En déduire la concentration inconnue C_B . (0,5pt)

2) On veut préparer une solution contenant $m = 0,12\text{g}$ de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B .

a) Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser (1pt)

b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ? (0,5pt)

$M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$

Échelle : 1cm pour 1cm^3 de volume

1cm pour une unité de pH

Exercice 5 :

Les solutions aqueuses seront maintenues à la température de 25°C .

Le produit ionique de l'eau à cette température est $K_e = 10^{-14}$. Tous les résultats numériques seront exprimés avec deux chiffres significatifs.

1- On dispose d'une solution aqueuse S_1 d'éthanoate de sodium de concentration molaire C_1 égale à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ dont le pH est 8,0 et d'une solution aqueuse S_2 d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_2 égale à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ dont le pH est 2,0.

Ecrire les équations bilans des réactions chimiques dans chaque solution et faire l'inventaire des différentes espèces chimiques présentes, autres que l'eau.

2- On mélange un volume $V_1 = 20\text{mL}$ de la solution S_1 et un volume

$V_2 = 20\text{mL}$ de la solution S_2 , et l'on mesure le pH de la solution obtenue. Le pH mesuré est 3,5.

a) Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques autres que l'eau, présentes dans la solution finale.

b) déduire des résultats précédents la constante d'acidité K_A et le $\text{p}K_A$ du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

Exercice 4 :

1- On dissout $v = 1200\text{mL}$ de chlorure d'hydrogène dans $V = 250\text{mL}$ d'eau. On obtient une solution d'acide chlorhydrique.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.

b) déterminer la concentration molaire C de cette solution.

2- Par dilution de cette solution, on prépare une solution A de concentration molaire $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$.

A l'aide de cette solution A, on dose une solution aqueuse de base faible B dont l'acide conjugué sera noté BH^+ .

Soit C_B la concentration molaire inconnue de cette solution. Pour cela, on ajoute à un volume $v_B = 20 \text{ mL}$ de la solution basique, progressivement, la solution.

Le volume v_A versé de la solution A est mesuré à l'aide d'une burette graduée et l'on suit à l'aide d'un pH-mètre l'évolution du pH du mélange. On obtient les résultats suivants :

v_A (mL)	0	2,5	5	7,5	9	10,5	12,5	15	16	17
pH	11,1	10,2	9,6	9,3	9,2	9,1	9	8,5	8,2	7,6

v_A (mL)	17,5	18	18,5	19	20	22,5	25,5
pH	7	5,6	3,8	3,4	3	2,6	2,4

a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

b) Tracer la courbe représentative des variations du pH en fonction de v_A .

échelle : abscisse $1 \text{ cm} \longleftrightarrow 1 \text{ mL}$;

ordonnée $1 \text{ cm} \longleftrightarrow 1 \text{ unité de pH}$.

c) Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E.

d) A l'équivalence acido-basique déterminer la concentration molaire C_B .

e) Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques autres que l'eau présentes dans la solution initiale de base faible et déterminer le pK_A du couple : BH^+/B .

f) Retrouver graphiquement la valeur du pK_A . Justifier la réponse.

Données : Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_M = 24 \text{ L/mol}$.

Exercice6:

1- La diéthylamine $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ est une base faible. Quelle est son acide conjugué ?

2- Une solution de diéthylamine a un $\text{pH} = 10,8$. Le pK_A du couple acide base de diéthylamine est 11,1. Calculer les concentrations en mol/L des différentes espèces chimiques en présence dans la solution de diéthylamine.

3- Dire si la diéthylamine est une base plus faible ou plus forte que NH_3 dont le couple $(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$ a un $\text{pK}_A = 9,25$.

Exercice7 :

On considère le couple acide monochloroéthanoïque/ion monochloroéthanoate $(\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-)$.

1- Une solution d'acide monochloroéthanoïque de concentration 10^{-1} mol/L a un $\text{pH} = 2$. Calculer les concentrations en mol/L des différentes espèces chimiques présentes en solution.

2- En déduire la valeur de la constante pK_A du couple $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$.

3- La constante pK_A du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

Exercice8 :

Un litre de solution aqueuse a été obtenu en dissolvant dans l'eau une certaine quantité d'acide méthanoïque (HCOOH) .

1- Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau.

Quelle est la base conjuguée de cet acide ?

2- Le pH de la solution est 2,7. Sachant que pK_A du couple acide base est 3,8.

Calculer :

a) le rapport entre la concentration de la forme basique du couple et celle de la forme acide.

b) les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

c) la concentration molaire de la solution d'acide méthanoïque.

Exercice9 :

Une solution (S) contient un mélange d'acide éthanoate et d'éthanoate de sodium. Son volume total est $V = 20\text{mL}$. Les concentrations en ions éthanoate et en acide éthanoïque sont égales : $C = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-1}\text{mol/L}$.

On ajoute un volume V_B de soude de concentration $C_B = 10^{-1}\text{mol/L}$; $V_B = 2\text{mL}$.

1- Quel le pH de la solution initiale ? pK_a du couple $(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

2- Calculer les quantités de matière des espèces majoritaires.

3- Quel est le pH de la solution finale.

4- Conclure.

Exercice10 :

On dispose d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration

$C_1 = 0,10\text{mol/L}$ et d'une solution S_2 de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration

$C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$.

Le pK_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ est : 10,7

1- Quel est le pH de la solution S_1 ?

2- Le pH de la solution S_2 est : 6,0. Des deux espèces du couple, quelle est celle qui est prédominante (majoritaire) ?

3- On mélange $V_1 = 75\text{cm}^3$ de S_1 avec $V_2 = 100\text{cm}^3$ de S_2 . La mesure du pH donne : 12,2.

a) Calculer la quantité d'ions OH^- qui reste après réaction.

b) Retrouver la valeur du pH de la solution obtenue.

Exercice11 :

1- On réalise une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration volumique molaire $c = 10^{-1}\text{mol/L}$. on utilise pour cela une masse $m = 2,3\text{g}$ d'acide pur que l'on dissout dans l'eau.

a) Quel est le volume de la solution.

b) Le pH de la solution obtenue est égal à 2,4. Calculer les concentrations volumiques molaires de toutes les espèces présentes dans la solution autres que l'eau.

c) En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a du couple acido-basique étudié ainsi que le pK_a de ce couple.

2- On réalise un mélange de 10cm^3 de la solution précédente et de 5cm^3 d'une solution de méthanoate de sodium de concentration : $C' = 2 \cdot 10^{-1}\text{mol/L}$. Le pH de la solution obtenue est égal à 3,8. En déduire les valeurs du K_a et du pK_a du couple acido-basique étudié.

3- Quel volume d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration

$c_0 = 5 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$ faut-il verser dans 10cm^3 de la solution d'acide méthanoïque à $C = 10^{-1}\text{mol/L}$ pour obtenir un pH égal à 3,8 ? Les solutions sont à 25°C .

Données : $M_C = 12\text{g/mol}$; $M_O = 16\text{g/mol}$; $M_H = 1\text{g/mol}$