



ACIDE FAIBLE – BASE FORTE ET VICE VERSA

Exercice 1 :

On dispose d'une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire volumique $C_a = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 2,4$.

1/ Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.

2/ Cet acide est-il fort ou faible ? Justifier la réponse. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.

3/ Donner la définition selon Bronsted d'un acide.

4/ Dans un bécher, on introduit un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de cette solution. On y ajoute un volume V_s d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,250 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

a/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

b/ Calculer le volume V_E d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence acido-basique. Le pH de la solution est alors 8,3. Justifier, simplement, le caractère basique de la solution.

5/ A la demi-équivalence le pH vaut 3,8. Montrer, en utilisant les approximations habituelles que cette valeur du pH est égale à celle du pK_a du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$

6/ Quand V_b devient très grand, largement supérieur à V_a , quelle est, alors, la valeur limite du pH de la solution ?

7/ En tenant compte des points remarquables rencontrés précédemment, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé dans le bécher.

Exercice 2 :

L'acide benzoïque, de formule $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}$, est un solide blanc peu soluble dans l'eau ; c'est un conservateur utilisé dans l'industrie alimentaire, en particulier dans les boissons, où il est désigné par son code européen « E210 ».

1/ On dispose d'une solution A d'acide benzoïque de concentration

$$C_a = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$

a/ Quelle est la masse d'acide benzoïque utilisée pour préparer 500 mL de solution A ?

b/ Rappeler les définitions d'un acide et d'une base.

Quelle est la formule de l'ion benzoate, base conjuguée de l'acide benzoïque ?

c/ Le pH de la solution A est égal 3,1. S'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible ? Justifier.

d/ Le pKa du couple acide benzoïque / ion benzoate est : $pK_a = 4,20$ à 25°C .

- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau.
- Quelle est la valeur de la constante de réaction K_1 correspondante ? Conclure.
- Quelle est l'espèce chimique prédominante (acide benzoïque ou ion benzoate) dans la solution étudiée

$$(pH = 3,1).$$

2/ On verse une solution de soude (ou hydroxyde de sodium) dans la solution d'acide benzoïque.

a/ Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'ion hydroxyde.

b/ Cette réaction est-elle totale ?

c / On mélange un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de solution A et $V_b = 8 \text{ mL}$ de solution B d'éthylamine de concentration $C_b = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.

3/ L'éthylamine, de formule $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_2$, est une base faible dont l'acide conjugué est l'ion éthylammonium de formule $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_3^+$. Le pKa du couple $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_2$ est : $pK_a = 10,7$

a/ Placer sur une échelle de pKa les couples acide/base présents dans le mélange. .

b/ Identifier, à la lecture de ce classement, la réaction qui a la plus grande constante et écrire son équation bilan. .

c/ Cette réaction est-elle totale ? Justifier.

En déduire la concentration des ions benzoate dans le mélange.

Données: Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$ à 25°C .

Exercice 3 :

L'acide lactique, de formule $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$ est souvent désigné comme le principal responsable des crampes musculaires des sportifs lors de leurs sprints. On le retrouve dans le lait, le vin...

Dans le lait, les bactéries présentes provoquent, au cours du temps, la transformation d'une partie du lactose en acide lactique.

Dans le vin l'acide lactique se forme lors de la fermentation malolactique au cours de laquelle s'opère la décarboxylation de l'acide malique $\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{COOH}$.

1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction de formation d'acide lactique dans le vin.

2/ La présence d'acide lactique dans un lait est un indice de l'état de fraîcheur de ce lait. Plus la concentration d'acide lactique est élevée, moins le lait est frais. Par convention, dans l'industrie agro-alimentaire, l'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic ($^\circ\text{D}$). Un lait bien conservé (lait frais) présente une acidité Dornic inférieure à 18°D , ce qui correspond à une concentration massique de $1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide lactique dans le lait. Un laborantin du service d'hygiène se propose de déterminer l'état de fraîcheur d'un lait retrouvé sur le marché. Il dose $20,0 \text{ mL}$ du lait, additionnés de 100 mL d'eau distillée, par une solution d'hydroxyde de potassium ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$) de concentration molaire volumique $C_b = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en présence de phénolphtaléine.

Le virage de l'indicateur est obtenu après addition d'un volume $V_{bE} = 8,4 \text{ mL}$ de base.

a/ Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

b/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction support de dosage du lait. Montrer, par un calcul, que cette réaction est totale.

c/ Définir l'équivalence acido-basique puis en déduire la concentration massique C_m en acide lactique du lait étudié. Conclure sur l'état de fraîcheur du lait dosé.

d/ Etant donnée la transformation, au cours du temps, d'une partie

du lactose en acide lactique, sur quel facteur cinétique peut-on agir et comment afin d'avoir un lait frais ?

e/ En fait le lait étudié a un pH initial égal à 4,9. Dresser un diagramme de prédominance puis dire quelle est la forme acide ou basique du couple acide lactique / ion lactate qui prédomine dans ce lait.

Données: $K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = 10^{-14}$; $K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 1$; $\text{p}K_a(\text{acide lactique/ion lactate}) = 3,9$.

Exercice 4 :

On veut réaliser le dosage pH-métrique d'une solution d'un acide inconnu par une solution de base forte.

1/ Avant le démarrage du dosage, la mesure du pH d'un échantillon de cette solution acide donne 2,6.

a/ Peut-on connaître la concentration inconnue C d'acide avec la valeur du pH ?

b/ Faire un schéma annoté du dispositif expérimental du dosage.

2/ On procède alors au dosage d'un volume $V = 10 \text{ cm}^3$ d'acide. La solution titrante est une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration $C' = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.

Les variations du pH du mélange réactionnel en fonction du volume V' de la solution ajoutée sont données dans le tableau ci-dessous.

V' /ml	0	1	2	3	5	6	8	9	9,5	9,8	16	101	10,5	11	12	14	16
pH	2,6	3,7	3,6	3,9	4,2	4,4	4,8	5,2	5,5	6,2	8,5	10,5	11,3	11,7	12	12,4	12,7

a/ Tracer soigneusement la courbe $\text{pH} = f(V')$

b/ Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence acido-basique tout en précisant sur le graphe la méthode utilisée.

Déduire la concentration C de l'acide.

c/ Montrer que l'acide ainsi dosé est faible.

d/ On propose les valeurs des $\text{p}K_a$ de quelques couples acide/base.

Couple acide/base	$\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}/\text{CH}_2\text{ClCO}_2^-$	$\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$
pKa	2,9	3,3	4,2

Donner le nom et la formule semi-développée de l'acide tout en justifiant votre réponse.

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

f/ Donner la limite de la valeur du pH du mélange réactionnel c'est-à-dire si V est très grand par rapport à V' .

Exercice 5 :

Partie A:

On dissout du gaz ammoniac dans V L d'eau pure.

1/ Ecrire l'équation bilan de la réaction et indiquer les couples acide/base.

2/ Calculer le pH de la solution ainsi préparé sachant que le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est de 9,3 et que 2% des molécules de NH_3 sont ionisés. Calculer la concentration des ions ammonium et en déduire la concentration initiale de l'ammoniac.

Partie B:

On réalise le dosage d'une solution de diéthylamine $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,1$ mol/L. On prélève un volume $V_b = 20$ mL de la solution basique de concentration C_b que l'on place dans un bécher. On mesure le pH en fonction du volume V_a de la solution acide ajoutée ; on obtient le tableau de valeurs ci-dessous.

V_a (ml)	0	1	3	5	7	9	11	13	15	16	16,5	17	17,2	17,5	18	18,5	19	20	22	25
pH	11,9	11,6	11,4	11,2	11	10,9	10,7	10,4	10,1	9,7	9,4	8,8	7,5	3,6	2,8	2,6	2,4	2,2	2	1,8

1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique qui se produit entre les deux solutions.

2/ Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$ représentant la variation du pH en fonction du volume de V_a versé.

3/ En déduire de la courbe:

a/ La concentration C_b de la solution aqueuse de diéthylamine.

b/ Le pKa du couple acide/base.

c/ Expliquer pourquoi le pH au point équivalent est-il différent de celui obtenu lors du dosage d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique.

d/ Déterminer la constante de réaction K_r et conclure.

On donne: $\text{pKa}(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$ et $\text{pKa}(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-) = 14$.

4/ Sachant que le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est de 9,3, classer les deux bases par basicité croissante et indiquer l'influence de la substitution sur la force d'une base.

5/ On désire préparer une solution tampon.

a/ Qu'est-ce qu'une solution tampon ? Quelles sont ses propriétés caractéristiques ?

b/ Préciser la manière d'obtenir 100 mL d'une solution tampon à partir de la solution de diéthylamine précédente et de la solution d'acide chlorhydrique $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

