

Travaux dirigés de chimie

Niveau : TS Année scolaire : 2022-2023



Soumaine Ibrahim Yaya

$$PH = -\log KA$$

EXERCICE N°1 D 2005

Le PH d'une solution aqueuse d'acide ethanoique de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ est 3.

- 1) Déterminer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes en solution. Quelles sont les espèces majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires ?
- 2) En déduire la valeur de la constante K_A et la valeur de PKA du couple acide –base.

EXERCICE N°2

Déterminer les volumes V_a d'une solution aqueuse d'acide ethanoique de concentration $C_a = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ et V_b d'une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$ à mélanger pour obtenir 0,75L de mélange de $PH = 5,4$. Le PKA du couple acide ethanoique / ion éthanoate est pris à 4,8. L'éthanoate de sodium est entièrement dissocié en CH_3COO^- et Na^+ .

EXERCICE N°3

Une solution decimolaire d'éthylamine (ethanamine) a un $PH = 11,8$.

- 1) Quel couple acide-base mis en jeu ?
- 2) Déterminer les concentrations molaires des différentes espèces en solution. Les classer en espèces majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires.

EXERCICE N°4

Le couple phénol/ion phénolate $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ à 25°C a un $PKA = 9,9$. Une solution aqueuse de phénol a un $PH = 5,5$.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction du phénol avec l'eau.
- 2) Déterminer la concentration des espèces chimiques en solution.
- 3) En déduire le nombre de moles et la masse de phénol qu'il a fallu dissoudre pour préparer 200ml de cette solution. On donne (en g/mol) $C = 12$; $O = 16$; $H = 1$.

EXERCICE N°5

Une solution d'acide ethanoique de concentration C a un $PH = 3,2$. Calculer la concentration C de cette solution dont le PKA du couple acide/base est 4,8.

EXERCICE N°6

Une solution aqueuse d'un acide carboxylique AH de concentration $0,010 \text{ mol/l}$ a un $PH = 2,9$ à 25°C . Calculer les molarités de toutes les espèces chimiques en solution.

EXERCICE N°7

On mélange 20cm^3 d'une solution d'éthanoate de sodium decimolaire et 5cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique également decimolaire. Le PH du mélange est égal à 5,2. Quelles la nature et les molarités des espèces présentes dans cette solution.

EXERCICE N°8

- 1) L'acide méthanoïque a pour formule (HCOOH). Quelle est sa base conjuguée ? Ecrire l'équation bilan de la réaction entre HCOOH et H_2O .
- 2) Une solution à 10^{-2}mol/l de cet acide a un $\text{PH}=2,9$.
 - a) Déterminer les molarités des différentes espèces chimiques.
 - b) En déduire le degré d'ionisation α de l'acide méthanoïque à 10^{-2}mol/l . est-ce un acide fort ou un acide faible ?
 - c) Dans quel sens évolue-t-il lors qu'on augmente la dilution, répond sans calcul.

EXERCICE N°9

Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $C=0,1\text{mol/L}$ a un $\text{PH}=11,1$ 25°C .

- 1) Déterminer la nature et les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2) En déduire le PKA et KA du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

EXERCICE N°10 série C 2009

On mélange 20cm^3 d'acide chlorhydrique de concentration molaire $0,10\text{mol/L}$ et 40cm^3 de l'éthanoate de sodium de concentration $0,10\text{mol/L}$. le PH du mélange obtenu est de 4,8.

- 1) Calculer les concentrations molaires des diverses espèces présentes dans le mélange ?
- 2) Quel est le PKA du couple acide éthanoïque-ion éthanoate ?
- 3) On mélange maintenant 20cm^3 de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $0,10\text{mol/L}$ et 40cm^3 de méthanoate de sodium de concentration C . Le PH du mélange obtenu est 4,8. Sachant que le PKA du couple acide méthanoïque/ ion méthanoate est 3,8. Calculer C .

EXERCICE N°11

On considère une solution aqueuse d'acide monochloroéthanoïque CH_2ClCOOH de concentration molaire $C_A=5 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$. A 25°C le PH de cette solution vaut 2,1.

- 1) Vérifier que l'acide monochloroethanoïque est un acide faible.
- 2) Calculer le PKA du couple $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$.
- 3) Quel V_B d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B=10^{-1}\text{mol/L}$ doit-on ajouter à un volume $V_A=20\text{ml}$ de la solution d'acide monochloroethanoïque pour obtenir dont le PH est égal au PKA.

EXERCICE N°12

Une solution d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) de concentration 10^{-1}mol/L a le même PH qu'une solution d'acide nitrique de concentration $8 \cdot 10^{-3}\text{mol/L}$. Le PH est égal à 2,1.

- 1) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort.
- 2) Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible.
- 3) Calculer le coefficient d'ionisation/ou degré d'avancement de la réaction d'ionisation de l'acide benzoïque.
- 4) Calculer le PKA du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

EXERCICE N°13

- 1) Quelle masse d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) dont-on dissout dans l'eau distillée pour obtenir $V=200\text{cm}^3$ d'une solution de concentration est égal à 10^{-1}mol/L .
- 2) Le $\text{PH}=2,6$, calculer les concentrations des différentes espèces en solution.
- 3) L'acide benzoïque est-il un acide entièrement dissocié ou un acide faible ? Justifier la réponse.
- 4) On prélève $V_1=10\text{cm}^3$ de cette solution et on ajoute $V_2=5\text{cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2=10^{-1}\text{mol/L}$. Le PH du mélange obtenu est à 4,2. Calculer les concentrations des différentes espèces en solution.

EXERCICE N°14

- 1) Quel volume V de soude à $0,1\text{mol/L}$ faut-il ajouter à 20cm^3 d'acide ethanoïque à $0,1\text{mol/L}$ pour obtenir une solution de $\text{PH}=5,2$? Le PKA du couple acide ethanoïque/ion éthanoate est égal à 4,7. Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange ?
- 2) On souhaite maintenant de préparer une solution de $\text{PH}=5,2$ en mélangeant 10cm^3 d'acide ethanoïque à $0,1\text{mol/L}$ et V_2 d'éthanoate de sodium à $0,1\text{mol/L}$. Calculer V_2 .

EXERCICE N°15

Calculer les volumes V_A de solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_A=2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et V_B de solution de méthanoate de sodium HCOONa de concentration $C_B=3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ qu'il faut un volume $V=1 \text{ L}$ de solution de $\text{pH}=4,1$.

Le pK_A du couple est 3,75. On admettra que le méthanoate de sodium est totalement dissocié en solution aqueuse et ions méthanoate et sodium.

EXERCICE N°16

- 1) A 0,5L d'acide chlorhydrique de $\text{pH}=2$. On ajoute 0,5L d'eau pure. La température est de 25°C . déterminer les concentrations molaires des ions présents dans la solution.
- 2) On ajoute à la solution précédente une masse m de phénylamine de façon à obtenir une solution de $\text{pH}=4,6$. Le volume total de la solution restant à un litre. Préciser les espèces chimiques présentes dans la solution obtenue. Calculer leurs concentrations molaires et la masse d'amine ajoutée.

Données : formule de l'aniline $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, base conjuguée de l'acide $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$, $\text{pK}_A=4,6$.

EXERCICE N°17 série D 2016

Une solution d'acide éthanique de concentration molaire $6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ a un $\text{pH}=3$.

- 1) Calculer la concentration molaire en ion hydronium, quelles sont les natures et les molarités des espèces chimiques contenues dans cette solution.
- 2) Calculer la constante d'acidité K_A du couple d'acide éthanique/ion éthanoate, en déduire le pK_A du couple.

EXERCICE N°18

Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire $C=4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ a un pH de 10,9.

- 1) Calculer la valeur de la constante pK_A du couple ion ammonium/ammoniac.
- 2) Dans 40 cm^3 de cette solution, on verse $X \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Ecrire l'équation de la réaction. Quel doit-être la valeur de X pour obtenir une solution de $\text{pH}=9,2$? quelle propriété possède la solution ainsi obtenue ?

EXERCICE N°19 série D 2015

Toutes les solutions sont à 25°C .

- 1) On dissout 3g d'acide acétique dans l'eau pour obtenir un litre de solution de S_1 dont le $\text{pH}=3,05$.

- a) Calculer la concentration volumique C_1 de S_1 .
 - b) Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution.
 - c) Déterminer la valeur de la constante PKA du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.
- 2) Une solution S_2 d'éthanoate de sodium de concentration $C_2=10^{-1}\text{mol/L}$. La solution S_3 ainsi obtenue a un $\text{PH}=8,9$.
- a) Calculer les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques en solution.
 - b) Vérifier la valeur du PKA trouvée précédemment.
- 3) A 10cm^3 de solution de S_1 , on ajoute $V\text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-1}mol/L . La solution S_3 obtenue a un $\text{PH}=\text{PKA}$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- a) Calculer le volume V .
 - b) Déterminer la concentration molaire volumique en acide éthanoïque et ion éthanoate du mélange. On donne: $C=12\text{g/mol}$; $H=1\text{g/mol}$ et $O=16\text{g/mol}$.

EXERCICE N°20 série D 2011

Une solution d'acide méthanoïque de concentration $C=10^{-1}\text{mol/L}$ a un $\text{PH}=2,38$ à la température de 25°C .

- 1) Montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible.
- 2) Nommer les espèces chimiques présentes dans la solution et calculer leurs concentrations respectives. En déduire la valeur de la constante d'acidité K_A et la valeur du PKA de l'acide méthanoïque.

EXERCICE N°21 série D 2002

Toutes les solutions sont supposées à la température de 25°C .

- 1) Une solution S_1 d'hydroxyde de sodium a un $\text{PH}=12$. Calculer la molarité des différentes espèces chimiques en solution.
- 2) Une solution S_1 de chlorure d'ammonium a un $\text{PH}=5,6$ pour une concentration molaire $C=10^{-1}\text{mol/L}$.
 - a) Préciser les couples acide-base en équilibre dans cette solution.
 - b) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces en solution.
 - c) Déterminer le PKA du couple dont l'acide est l'ion ammonium.
- 3) On dispose d'une solution S_1 d'ammoniac de concentration $C'=10^{-1}\text{mol/L}$. Quel volume de cette solution faut-il ajouter à 20cm^3 de la solution S_2 de chlorure d'ammonium pour obtenir une solution de $\text{PH}=9,2$.

EXERCICE N°22 série D 2001

- 1) Quelle masse d'éthanoate de sodium solide faut-il ajouter dans l'eau pure pour obtenir un litre de solution de concentration 10^{-1} mol/L ?
- 2) La solution obtenue a un PH=8,9 à 25°C. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes et calculer leurs molarités.
- 3) On mélange 10ml de la solution précédente avec 10ml d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité 10^{-1} mol/L. le PH de la solution ainsi obtenue est égale à 3. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes à l'équilibre et calculer leurs nouvelles concentrations.

EXERCICE N°23 série D 2004

Toutes les solutions sont supposées à la température de 25°C.

- 1) La diéthylamide (C_2H_5)₂NH est une base faible. Quel est acide son conjugué ?
- 2) Une solution de diéthylamide a un PH=10,8. Le PKA du couple A/B de diéthylamide est 11,1.
 - a) Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution. En déduire la molarité initiale en diéthylamide.
 - b) Calculer le coefficient ou degré d'ionisation de la diéthylamide pour la solution.
 - c) Dire si la diéthylamide est une base plus faible ou plus forte que la solution de l'ammoniac dont le couple NH_4^+ / NH_3 à un PKA de 9,25.

EXERCICE N°24 série D 2006 et 2018

- 1) Une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire 10^{-1} mol/L a un PH=2,38 à 25°C. montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible. Nommer les espèces chimiques présentes dans la solution et calculer leurs concentrations respectives. En déduire la valeur de constante KA et la valeur de PKA de l'acide méthanoïque.
- 2) On verse dans 50ml de cette acide, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 0,125 mol/L.
 - a) Quelle est la réaction qui se produit ?
 - b) Quel est le volume de solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour obtenir l'équivalence ?

EXERCICE N°25 série D 2008

Voici les PKA des différents couples acide/base.



- 1) Quel est l'acide le plus fort ? Quel est l'acide le plus faible ? Quelle est la base la plus forte ?
- 2) On prend 100cm^3 d'une solution de méthanoate de sodium (HCOONa) dont la concentration est 10^{-1}mol/L et on ajoute 50cm^3 d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 10^{-1}mol/L . Le PH de la solution est 3,8.
 - a) Préciser la nature et la concentration des espèces chimiques en solution.
 - b) En déduire le PKA du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.

EXERCICE N°26 série D 2000

Cinq tubes contiennent chacune une solution différente. Les cinq solutions chacune de concentration molaire volumique $0,01\text{ mol/L}$ sont :

- Une solution de chlorure de sodium A
- Une solution d'hydroxyde sodium B
- Une solution d'acide chlorhydrique C
- Une solution d'acide éthanoïque D
- Une d'éthanoate de sodium E

Les étiquettes proposés sur ces tubes sont enlevées et mélangés pour identifier les solutions. On mesure le PH de chacun d'entre elles.

- 1) Rendre à chaque tube son étiquette en complétant le tableau ci-après car les lettres A B C D et E justifier sommairement vos choix.

N° du tube	1	2	3	4	5
PH					
solution					

- 2) Faire le bilan des espèces présentes dans la solution du tube N°4 et calculer leurs concentrations. En déduire le PKA du couple acide-base puis le pourcentage d'acide transformé en sa base. Donner vos conclusions.
- 3) On désire de préparer une solution dont le PH soit égal à 5, pour cela, on mélange la solution du tube N°4 avec celle du tube N°2 le PKA du couple acide éthanoïque-ion éthanoate vaut 4,5.

4.a) En négligeant dans solution obtenue la concentration en ion Na^+ , calculer les volumes de chacun des solutions à mélanger pour obtenir 100cm^3 de solution de $\text{PH}=5$.

b) Quelle est la propriété de la solution de $\text{PH}=5$ ainsi préparée ?

EXERCICE N°27 série D 2007

- 1) On mesure le PH de 100ml d'acide méthanoïque à 10^{-2} mol/L . On trouve $\text{PH}=2,9$.
 - a) Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau. L'ionisation est-elle totale ou partielle ? Justifier.
 - b) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.
 - c) Calculer le pourcentage.
- 2) On ajoute 900ml d'eau distillée à la solution précédente, on trouve $\text{PH}=3,4$.
 - a) Calculer à nouveau les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.
 - b) Calculer le pourcentage d'acide ionisé.
- 3) A partir de deux cas précédents, déduire l'effet de la dilution sur l'équilibre de l'acide méthanoïque.

EXERCICE N°28 Série D 2015

- 1) Définir une base selon la théorie de Bronsted.
- 2) Une solution centimolaire d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ a un $\text{PH}=11,3$ à 25°C .
 - a) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'ionisation de l'éthylamine dans l'eau.
 - b) Déterminer la concentration molaire de chacune des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - c) Déterminer le pourcentage ionisé et dire si l'éthylamine est une base forte ou faible.

EXERCICE N°29

La méthylamine CH_3NH_2 est une base faible dont le PKA du couple auquel appartient est égal à $10,7$.

- 1) Après avoir défini une base faible, rappeler la différence entre une base faible et une base forte.
- 2) Une solution aqueuse de méthylamine de concentration C inconnue, a un $\text{PH}=11,5$. Après avoir fait le bilan des espèces chimiques en présence.
 - a) Calculer le KA de la méthylamine.
 - b) Déterminer les concentrations molaires de ces espèces.
 - c) En déduire C et calculer le coefficient α_1 .

3) A 60ml de la solution précédente on ajoute 20ml d'eau et on obtient un PH=10,7.

Calculer les concentrations molaires des espèces en solution et le coefficient α_2 .

EXERCICE N°30

Soit une solution aqueuse contenant entre les autres, les espèces du couple:

- En ion ammonium/ammoniac de $PKA=9,2$. Cette solution a un PH=10,5.
 - La somme des concentrations en ion ammonium et en molécule d'ammoniac est $C=310^{-2}$ mol/L.
- 1) Quelle est l'espèce du couple NH_4^+/NH_3 majoritaires dans cette solution ?
 - 2) Exprimer le rapport $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$ en fonction de K_A et $[H_3O^+]$ puis calculer.
 - 3) Déterminer $[NH_4^+]$ $[NH_3]$ en fonction de K_A et $[H_3O^+]$ et C puis calculer.