

Les Solutions aqueuses/Notion de pH

EXERCICE 1:

Une solution d'acide nitrique (HNO_3) a une valeur de $\text{pH} = 2,7$.

1) Ecris son équation d'ionisation dans l'eau.

2) Calcule la concentration molaire initiale en acide nitrique.

3) Calcule la concentration de toutes les espèces chimiques présentes.

EXERCICE 2: BAC 1995 SE-MTI-MTGC

Soit une solution aqueuse contenant entre autre, les espèces du couple ion ammonium / ammoniac ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$) de $\text{pK}_a = 9,2$. Cette solution a un $\text{pH} = 10,5$.

La somme des concentrations en ions ammonium et en molécules ammoniac est $C = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1) Quelle est l'espèce du couple ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$) majoritaire dans cette solution ?

2) Détermine le rapport $\left[\frac{\text{NH}_3}{\text{NH}_4^+} \right]$ en fonction de K_a et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$; fais l'application numérique.

3) Exprime $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$ en fonction de K_a , $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et C ; fais l'application numérique.

EXERCICE 3: BAC 2012 Série: SB

1) Soit une amine A, de formule $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$

a) Donne le nom et la classe de cette amine.

b) Écris l'équation bilan de la réaction entre cette amine et l'iodure d'éthyle.

2) Une solution aqueuse contenant 10,1 g/L de l'amine A, a un $\text{pH} = 11,8$.

a) Calcule la concentration molaire de cette solution.

b) Ecris l'équation bilan de la réaction entre l'amine et l'eau.

c) Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.

d) Calcule le pK_a du couple acide/base auquel appartient l'amine.

EXERCICE 4: BAC 2011 Série: SE-MTI-MTGC

On considère une solution S de triméthylamine de formule $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ et de concentration molaire volumique égale à 10^{-2} mol/L . Le pH de la solution est 10,9.

1) Quel est l'acide conjugué de la triméthylamine ? Indiquez sa formule semi-Développée et donnez son nom.

2) Écrire l'équation traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.

3) Déterminez les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S. En déduire le K_a du couple acide base considéré ainsi que son pK_a

EXERCICE 5: BAC 2011 Série: SB

Deux solutions acides ont la même concentration $c = 10^{-2} \text{ mol/L}$. La solution S_1 est une solution de chlorure d'hydrogène de $\text{pH} = 2,0$ et S_2 une solution d'acide méthanoïque de $\text{pH} = 2,9$.

1/ a) En déterminant les concentrations des ions H_3O^+ des deux solutions, montrer que l'une est une solution d'acide fort et l'autre une solution d'acide faible.

b) Écris les équations bilan des réactions de ces acides avec l'eau.

c) Calcule la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution d'acide faible.

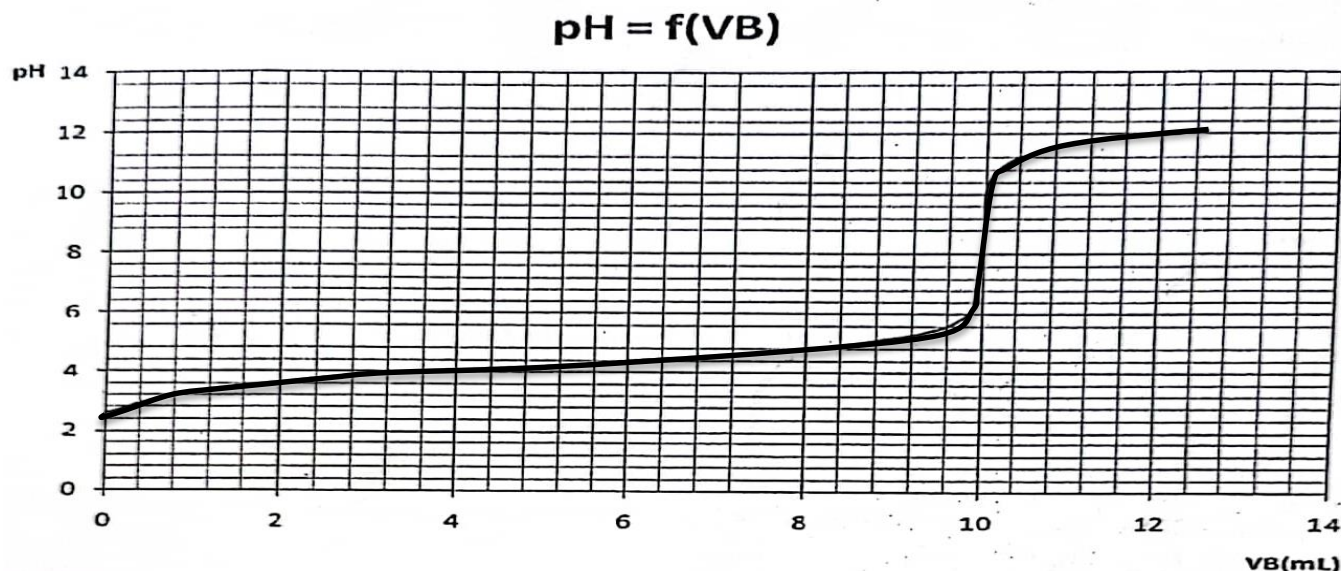
2/ a) Vérifie, par le calcul que la constante pK_a du couple correspondant à l'acide méthanoïque est égale à 3,7.

b) Sachant que le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ vaut 4,8 comparer la force de l'ion éthanoate avec l'ion méthanoate.

EXERCICE 6: BAC 2010 SE-MTI-MTGC

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ que l'on pourra noter (AH) a pour base conjuguée l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ noté A^- . On se propose de déterminer le pK_a du couple AH/A^- par deux méthodes différentes.

Pour cela on dose $V_A = 10\text{ mL}$ de solution d'acide benzoïque de concentration C_A par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1\text{ mol/L}$. On mesure le pH du mélange en fonction du volume V_B de soude versé. On obtient la courbe suivante :



- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH.
- 2) Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.
- 3) En déduire la concentration C_A de la solution d'acide benzoïque
- 4) a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange de pH = 2,6.
b) En déduire le K_A puis le pK_A du couple AH/A^- .
- 5) a) Déterminer graphiquement le pK_A du couple AH/A^- .
b) Comparer les valeurs des pK_A obtenues.

EXERCICE 7

Un indicateur coloré est un acide faible ou une base faible d'un couple acide-base dont les formes acide et base conjuguées ont des couleurs ou teintes différentes.

L'hélianthine est, en solution aqueuse, un indicateur coloré qui peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide/base sera noté en abrégé HIn/In^- et a un pK_A égal à 3,8.

- 1) Donner l'équation chimique traduisant la réaction de l'hélianthine avec l'eau.
- 2) Définir la constante K_a et le pK_a de cet indicateur.
- 3) La couleur d'une solution contenant quelques gouttes d'hélianthine apparaît :
 - rouge, couleur de sa forme acide, si $[HIn] > 10[In^-]$
 - jaune, couleur de sa forme basique, si $[In^-] > 10[HIn]$.
- a) Quelles sont les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré ?
- b) Faire un diagramme de pH. Préciser les différents domaines et sa zone de virage.
- 4) On ajoute quelques gouttes de la solution d'hélianthine à une solution de chlorure d'ammonium de pH = 5,1. Le pH de cette solution n'est pas modifié par cette adjonction. Quelle est la couleur observée ? Justifier votre réponse.

EXERCICE 8:

On mélange 200 mL d'une solution A d'acide chlorhydrique de pH=2,5 et 300 mL d'une solution B de HCl de pH inconnu. Le mélange final C a un pH =2,8. En déduis le pH inconnu.

EXERCICE 9:

Dans une fiole jaugée de 250mL, on met: 25 mL de solution de NaCl à 0,8 mol/L ; 50mL de solution de CaBr₂ à 0,5mol/L ; 3.10⁻²mol de chlorure de calcium ; 10,3g de bromure de sodium solide. On complète à 250mL avec de l'eau distillée.

1) Détermine la quantité de matière (en mol) et la concentration (en mol/L) de chaque type d'ion présent dans le mélange.

2) Vérifie que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents. **On donne : $M(\text{Na})=23\text{g/mol}$; $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$; $M(\text{Ca})=40\text{g/mol}$; $M(\text{Br})=80\text{g/mol}$.**

EXERCICE 10: BAC 1996 - Série : SB (Sujet de remplacement)

Trois solutions aqueuses ont un pH identique de valeur égale à 2,7.

- ✓ La première est une solution de concentration molaire volumique 0,005mol/L d'acide monochloroéthanoïque.
- ✓ La seconde est une solution de concentration molaire volumique 0,25 mol/L d'acide éthanoïque.
- ✓ La troisième une solution de concentration molaire volumique 0,002 mol/L d'acide chlorhydrique.

1) Calculer la concentration molaire volumique des ions H₃O⁺ dans ces solutions. A partir de ce résultat classer ces trois acides par force croissante en justifiant, le plus simplement possible, cette classification.

2) Calculer le pka de l'acide monochloroéthanoïque.

3) On rappelle que le pka de l'acide éthanoïque a pour valeur 4,8. Le comparer au pka de l'acide monochloroacétique. Ce résultat est-il en accord avec le classement établi à la première question ?

EXERCICE 11:

On prépare une solution aqueuse (S₀) d'acide nitrique (HNO₃) de concentration molaire C₀= 10⁻² mol/L. A 25°C la mesure de pH de cette solution S₀ donne pH₀ = 2.

1) a. L'acide nitrique est- il faible ou fort ? Justifie.

b. Ecris l'équation bilan de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.

c. Donne les couples acide- base mis en jeu.

2) a. Enumère les espèces chimiques présentes dans cette solution S₀.

b. Calcule la concentration molaire de chaque espèce autre que l'eau.

3) En diluant 10 fois la solution S₀, on obtient une nouvelle solution S₁.

a. Sans faire de calculs, dis quel est l'effet de cette dilution sur le pH de la solution S₁.

b. Calcule la concentration molaire C₁ et le pH de la nouvelle solution S₁.

EXERCICE 12: BAC 2012 Série : SE-MTI-MTGC

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume V_B=10,0cm³ 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 = 1,0×10⁻² mol.L⁻¹ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau).

V _A (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 (cm ³)	14,5	15,0	16,0	16,5	17,0	18,0	20,0	22,0	25,0	26
pH	10,3	7,2	3,4	3,2	3,1	3,0	2,8	2,7	2,5	2,3

1) a) Ecrire l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions.

b) Tracer sur un papier millimétré la courbe pH = f(V_A)

c) Utiliser cette courbe pour déterminer le volume V d'acide versé à l'équivalence

d) En déduire la concentration inconnue C_B.

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

a) Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser.

b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ?

EXERCICE 13: BAC 2009 SB

On dissout 0,1 mole d'acide méthanoïque dans un litre d'eau.

1) a) Donner sa formule semi développée

b) Écrire l'équation de la réaction acido-basique intervenant entre l'acide méthanoïque et l'eau.

2) Le pH de la solution est 2,4 à 25°C

a) Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces présentes dans la solution

b) Calculer le coefficient (degré) d'ionisation de l'acide méthanoïque et son pKa.

EXERCICE 14:

On étudie le comportement de deux acides, l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'acide méthanoïque HCOOH . Toutes les expériences ont lieu à 25°C.

On donne : $\text{p}K_{a1} = 4,8$ pour le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$; $\text{p}K_{a2} = 3,8$ pour le couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.

1) On mélange une solution aqueuse d'acide méthanoïque et une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

a. Précise en justifiant, lequel des deux acides est plus fort.

b. Montre que, quels que soient les mélanges considérés, on a : $\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = k \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$, k étant une constante que l'on déterminera.

Montre que la valeur de cette constante est en accord avec la réponse à la question précédente.

2) On mélange 0,10mol d'acide méthanoïque et 0,30mol d'acide éthanoïque, on complète

1,0L avec de l'eau pure. Le pH du mélange est 2,35.

a. En écrivant les équations de conservation de la matière pour HCOOH , d'une part et CH_3COOH , d'autre part, calcule la concentration molaire volumique de chacune des espèces, sauf l'eau, présentes dans la solution.

b. En utilisant les résultats précédents, montre que la solution est électriquement neutre.

EXERCICE 15:

Lors d'une séance de travaux pratiques dans le laboratoire du lycée « **Mamadou M'BEYE** » K. BOUARE, M. COULIBALY, O. KASSAMBARA et leurs camarades mélangent un volume $V_1 = 5 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre II (CuSO_4) de concentration molaire $C_1 = 1 \text{ mol/L}$ et un volume $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de cuivre II de concentration $C_2 = 0,5 \text{ mol/L}$.

a) Ecrire les équations bilans de dissolution.

b) Etablir les expressions littérales en fonction de V_1, C_1 et V_2, C_2 des concentrations molaires des ions présents dans le mélange.

c) Faire l'application numérique.

EXERCICE 16:

On mesure le pH d'une solution d'éthylamine à 10^{-2} mol/L : on trouve $\text{pH} = 11,3$. On ajoute alors 450 ml d'eau distillée à la solution précédente, on homogénéise et on mesure à nouveau le pH: on trouve $\text{pH} = 10,8$.

1) Ecris l'équation d'ionisation de l'éthylamine.

2) Calcule, dans les deux cas, les concentrations des espèces présentes.

3) Quelle est, dans les deux cas, la quantité d'amine ionisée ?

En déduis l'effet de la dilution sur l'équilibre d'ionisation de l'éthylamine.

EXERCICE 17:

On dose un volume $V_a = 10\text{cm}^3$ d'une solution d'acide méthanoïque, de concentration C_a en y versant progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,10\text{mol/L}$.

1) Ecris l'équation bilan de la réaction entre les deux solutions.

On donne : $\text{pKa}(\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-) = 3,7$; $\text{pKa}(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$ $\text{pKa}(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-) = 14$.

2) Le point équivalent a pu être déterminé expérimentalement soit E ($V_{\text{Be}} = 10\text{mL}$; $\text{pH}_e = 8,2$)

a. Détermine la concentration molaire C_a de la solution d'acide méthanoïque.

b. En justifiant, précise si le mélange obtenu à l'équivalence est acide, basique ou neutre.

3) On indique les zones de virages des indicateurs colorés suivants:

Indicateur coloré	phénolphthaléine	BBT	hélianthine
Zone de virage	8,1 - 10,0	6,0 - 7,6	3,1 - 4,4

a. Rappelle la signification de zone de virage d'un indicateur coloré.

b. Indique, en justifiant, l'indicateur coloré le plus approprié pour repérer le point d'équivalence du dosage réalisé.

4) a. Évalue les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution initiale de l'acide éthanoïque de $\text{pH} = 2,4$.

b. Quelle valeur du pKa du couple de l'acide méthanoïque en déduis-t-on ? Compare cette valeur calculée à celle qui est donnée à la question 1).

5) Précise le pH et la nature du mélange obtenu quand on a ajouté un volume $V_b = 5\text{cm}^3$ de la solution d'hydroxyde de sodium à la solution d'acide méthanoïque. Rappelle les propriétés de ce mélange.

A partir de quelques points particuliers que l'on précisera ébauche la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.

EXERCICE 18:

1) On fabrique 100ml d'une solution d'acide chlorhydrique $0,05\text{mol/L}$ par dilution d'un volume V_1 de solution chlorhydrique de concentration molaire 1mol/L .

Détermine le volume V_1 et explique brièvement comment on réalise pratiquement cette opération ?

2) La solution d'acide chlorhydrique $0,05\text{mol}$ est ajoutée progressivement à 20mL d'une solution aqueuse de monoéthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) dans le but de doser celle-ci. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de cette manipulation.

Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau ci-après où V_a représente le volume d'acide versé

V_a (mL)	0	5	10	15	20	25	30	35	36	38	40	43	45	50
pH	11,8	11,4	11,1	10,9	10,7	10,5	10,2	9,8	9,7	9,3	6,1	2,7	2,4	2,1

a. Ecris l'équation de la réaction de dosage.

b. Trace la courbe $\text{pH} = f(V_a)$.

On prendra comme échelles: en abscisses: 1 cm pour 4mL; Ordonnées: 1 cm pour une unité de pH.

c. Détermine les coordonnées du point équivalent par une méthode que l'on précisera.

d. En déduis :

- la concentration molaire C_b de la solution de monoéthylamine ;
- le pKa du couple associé à la monoéthylamine.

3) Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces présentes dans le mélange lorsque le volume d'acide versé est de 30 mL. Retrouve la valeur du pKa à l'aide des valeurs trouvées.

4) On désire préparer une solution tampon.

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

b. Précise la manière d'obtenir 100mL d'une solution tampon à partir de la solution de monoéthylamine précédente et de la solution d'acide chlorhydrique 0,05mol/L.

EXERCICE 19:

La glycine est l'acide α aminé le plus simple. Dans un litre d'eau, on dissout 1,5g de glycine. Par addition de solutions concentrées d'acide chlorhydrique ou d'hydroxyde de sodium, on peut faire varier le pH de la solution sans modifier notablement son volume. La glycine a pour $pK_{a1}=2,4$ et $pK_{a2}=9,8$.

1) Donne la formule et le nom systématique de la glycine.

2) Sur un axe gradué en pH, situe les domaines de prédominances des diverses espèces.

3) On fixe successivement le pH de la solution à 1 ; 8 et 11. Placer ces trois valeurs sur l'axe tracé à la question 2) et détermine, dans chaque cas, la concentration de l'espèce prédominante.

4) On se place à pH=6,1. Montre alors que le cation et l'anion ont même concentration. Cet état particulier de la solution définit un point intéressant en analyse biologique : Le point isoélectrique. $pH = \frac{1}{2}(pK_{a1} + pK_{a2})$ en ce point.

EXERCICE 20:

Pour leur concours d'entrée à la faculté de médecine, **M. DIARRA** professeur de Physique-Chimie au lycée «**LMBEY**» cherche à faire identifier un acide carboxylique par Y. CISSE, B. FOFANA, A. CISSE et M. KOUMA. Pour cela il faut dissoudre 7,43g de l'acide noté AH dans 1L d'eau pure. De la solution ainsi préparée, KOUMA et FOFANA prélèvent un volume $V=20$ mL qu'ils dosent avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_0=0,1$ mol/L. En notant V_b , le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé dans la solution d'acide, ils obtiennent le tableau de mesure suivant, dans les conditions standard :

$V_b(\text{mL})$	0	1	2	3	6	10	12	15	17	19	19,5	20	20,5	21	23	25	27	30
pH	3	3,7	4	4,2	4,5	4,9	5,1	5,3	5,6	6,2	6,5	8,7	11	11,3	11,8	12	12,1	12,2

1- Faire le schéma annoté du dispositif expérimental permettant de réaliser le dosage de la solution d'acide.

2- Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide AH et la solution d'hydroxyde de sodium.

3- Tracez la courbe $pH=f(V_b)$. Echelle 1cm $\longrightarrow$ 2mL ; 1 cm $\longrightarrow$ unité de pH.

4- Déterminer la concentration de la solution de l'acide carboxylique AH et le pK_a du couple AH/A^- .

5- En déduire la masse molaire et la formule brute de l'acide AH.

6- **M. DIARRA** donne à Amouhane et Youma un extrait d'une liste d'acides avec les pK_a des couples correspondants.

Noms	pK_a des couples
Acide chloroéthanoïque	2,87
Acide benzoïque	4,20
Acide propanoïque	4,90
Acide méthanoïque	3,80

Identifier l'acide AH à partir des informations du tableau. Ce résultat est-il en accord avec la formule trouvée à la question 5.

EXERCICE 21:

1. A 60 °C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums, hydroxyde et le produit ionique de l'eau à cette température.

2. A 50 °C le produit ionique de l'eau est $5,6 \cdot 10^{-14}$. Trouver à cette température le pH de l'eau pure.

EXERCICE 22:

Une solution de volume 100 mL est préparée en dissolvant 12,2 mg d'acide benzoïque C_6H_5-COOH dans l'eau pure. Le coefficient d'ionisation α de l'acide benzoïque pour la solution étudiée est égal à 0,22.

1. Calculer la concentration molaire de cette solution.
2. Le K_a du couple acide benzoïque / ion benzoate est $6,3 \times 10^{-5}$.
 - a) Calculer les concentrations molaires des espèces C_6H_5-COOH et $C_6H_5-COO^-$ présente dans cette solution.
 - b) En déduire le pH de la solution.
3. A la solution précédente d'acide benzoïque, on ajoute une masse m' d'hydroxyde de sodium pour obtenir une solution de pH égal à 4,2. L'ajout de l'hydroxyde de sodium se fait sans variation notable de volume.
 - a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lors de l'ajout de l'hydroxyde de sodium
 - b) Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide-base.
 - c) Déterminer la valeur de m' .

EXERCICE 23

En solution aqueuse, l'acide nitrique (HNO_3) est totalement dissocié en ions hydronium H_3O^+ et en ions nitrate NO_3^- . Il en est de même de l'acide chlorhydrique (HCl) qui est dissocié en ions H_3O^+ et en ions Cl^- . On donne : en g/mol : H=1; O= 16; Cl= 35,5; N = 14; Ca = 40.

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit successivement les composés suivants:

- une solution d'acide chlorhydrique de volume. $V_1=40$ mL et de concentration $C_1=0,3$ mol/L;
- une solution d'acide nitrique de volume $V_2 = 25$ mL et de concentration $C_2 = 0,4$ mol/L.;
- une masse $m_3 = 1$ g de chlorure de calcium solide ($CaCl_2$);
- une masse $m_4 = 2$ g de nitrate de calcium solide $Ca(NO_3)_2$.

On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée.

- 1)a) Ecrire les équations de dissolution des quatre (4) composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
- b) Faire le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2) Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
- 3) En déduire leur concentration.
- 4) Vérifier que les concentrations trouvées sont en accord avec l'équation d'électroneutralité.
- 5) Déterminer le pH de la solution.

EXERCICE 24

La lessive de soude est une solution Concentrée d'hydroxyde de sodium que l'on trouve facilement dans les grandes surfaces. On donne $K_e = 10^{-14}$ à $25^\circ C$.

- 1) Un flacon commercial de 1 L de lessive de soude, de densité 1,333 contient en masse 35% d'hydroxyde de sodium $NaOH$ pur. Quelle est la concentration de la lessive de soude ?
- 2) On désire préparer pour une séance de travaux pratiques, 500 mL d'une solution de lessive de soude de concentration $C=0,5$ mol/L par dilution d'un volume V_0 de solution commerciale de lessive de soude. Déterminer V_0 .
- 3) Dans un autre flacon, on dispose d'une solution d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de pH= 12. Quelles est la concentration des ions présents dans cette solution ?
- 4) On prélève un volume $V_1 = 200$ mL de la solution diluée de $NaOH$ de concentration $C_1=0,5$ mol/L. On y ajoute un volume $V_2=50$ mL d'une solution de $Ca(OH)_2$ de Concentration $C_2 = 0.01$ mol/L. On obtient une solution S. Calculer la concentration des ions présents dans la solution S et en déduire le pH de S.

Données : Masses molaires (g/mol) : Na:23 ; H:1 ; O:16 ; Ca: 40 et $\rho_{eau} = 1$ g/cm³.

EXERCICE 25

Un bécher contient $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de soude. On y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique ($C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$). Le saut de pH se fait pour un volume d'acide versé $V_2 = 18 \text{ cm}^3$.

1. Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V)$.
2. Déterminer la concentration molaire C_1 de la solution initiale de soude.
3. Vers quelle valeur tend le pH de la solution finale ?
4. Calculer la masse m de chlorure de sodium se trouvant dans la solution à l'équivalence. Cette masse augmente-t-elle après l'équivalence ?

On donne: Masses molaires atomiques en g/mol : H:1 ; O:16 ; Na:23 ; Cl:35,5.

EXERCICE 26: BAC 2021 TSE CHIMIE sujet 1 (similaire)

Une solution d'ammoniac de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 10,6$.

- | | |
|---|---|
| 1) Montre que la solution d'ammoniac est une base faible. | 4) Calcule la concentration molaire de chacune d'elle. |
| 2) Ecris l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. | 5) Calcule le coefficient d'ionisation α de l'ammoniac dans l'eau et vérifie si le résultat est en accord avec la question 1). |
| 3) Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes en solution. | |

EXERCICE 27 (extrait Bac séries S_1 & S_3 2013 Sénégal)

1) L'acide méthanoïque de formule HCOOH a pour masse molaire $M(\text{HCO}_2\text{H}) = 46,0 \text{ g/mol}$.

Dans ce qui suit, la solution commerciale S_0 d'acide méthanoïque utilisée a une masse volumique $\rho = 1,15 \text{ kg/L}$ et contient en masse 80,0% d'acide méthanoïque pur.

- 1.1. Montrer que la concentration C_0 de la solution commerciale S_0 est environ 20 mol/L.
- 1.2. Un professeur propose, en TP, à un groupe d'élèves de préparer un volume $V = 1,00 \text{ L}$ d'une solution S d'acide méthanoïque de concentration $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - 1.2.1. Déterminer le volume V_0 de la solution S_0 à prélever pour préparer S .
 - 1.2.2. Décrire le protocole expérimental de préparation de la solution S .
 - 1.2.3. La mesure du pH de la solution S obtenue montre que la concentration des ions hydronium est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Montrer que l'acide méthanoïque réagit partiellement avec l'eau.
- 2) Pour réaliser le dosage de 10 mL de la solution S , on dispose au laboratoire de solutions aqueuses de soude (ou d'hydroxyde de sodium).
 - 2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage de l'acide méthanoïque par la Soude.
 - 2.2. Définir l'équivalence acido-basique.
 - 2.3. Pour réaliser le dosage le groupe d'élèves dispose sur la paillasse de deux solutions aqueuses de soude S_1 et S_2 de concentrations molaires respectives : $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est parmi ces deux solutions de soude, celle qui semble la plus adaptée au dosage ? Justifier votre réponse.

Données : $\text{p}K_e = 14,0$; $\text{p}K_a(\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCOO}^-) = 3,8$.

$$\%N = \frac{2800 \cdot V(N_2)}{V_m \cdot m_S} \quad \text{Dans les CNTP}$$

$$\%N = \frac{1400 \cdot m_{\text{NH}_3}}{17 \cdot m_S}$$

$$\%N = \frac{1400 \cdot V_{\text{NH}_3}}{V_m \cdot m_S}$$