



REPUBLIQUE DU SENEGAL
 Un Peuple – Un But – Une Foi
Ministère De l'Éducation Nationale
 INSPECTION D'ACADEMIE DE THIES
Cellule de sciences physiques/TS1/2024-2025



C₅, C₆ : pH d'une solution aqueuse-Acides forts, Bases fortes, Dosage

**EXERCICE1**

Toutes les questions sont indépendantes.

1. A 10cm³ d'une solution de chlorure d'hydrogène. On ajoute 40 cm³ d'eau et on obtient alors, une solution de pH = 2,7. Quelle est la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale ?
2. Quel volume d'eau distillée doit-on ajouter à 40 cm³ d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration 2.10⁻² mol/L pour obtenir une solution de pH = 2,4 ?
3. On mélange 20 cm³ d'une solution de chlorure d'hydrogène de pH= 3,1 avec 10 cm³ de solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,3. Déterminer le pH du mélange obtenu. ·
4. A 20 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 3, on ajoute 20 cm³ d'une solution centimolaire de chlorure de sodium. Quelles sont les molarités des espèces chimiques présentes dans la solution? Quel est son pH ? Vérifier son électroneutralité.
5. A 60°C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums et hydroxydes cette température puis en déduire le produit ionique de l'eau à cette température.
6. A 50°C le produit ionique de l'eau est Ke=2,4. 10⁻¹³ Trouver à cette température le pH de l'eau pure.
7. On considère à 80°C des solutions aqueuses S₁, S₂ et S₃ de pH respectifs pH₁=5,8, pH₂=6,93 et pH₃=6,3. Préciser le caractère acide, basique ou neutre de chacune de ces solutions S₁, S₂ et S₃. **On donne A 80°C, Ke=2,5.10⁻¹³.**
8. A 25°C, une solution (S') est telle que $\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = 6,5.10^2$
 - a) Calculer la concentration molaire en ions H₃O⁺ et OH⁻
 - b) Quelle est la valeur du pH de cette solution ?
 - c) Le rouge méthyle est un indicateur coloré qui est rouge par pH ≤ 4,4 et jaune par pH ≥ 6,2. Quelle sera la couleur de cet indicateur dans la solution (S').

EXERCICE2

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

- ✓ une solution d'acide chlorhydrique de volume V₁=20mL et de concentration C₁=0,02 mol.L⁻¹
- ✓ une solution d'acide nitrique de volume V₂=25mL et de concentration C = 0,01 mol.L⁻¹
- ✓ une masse m₃ =1,36g de sulfate de calcium solide CaSO₄
- ✓ une masse m₄=3,28 g de nitrate de calcium solide Ca(NO₃)₂

On complète le tout 250 ml avec de l'eau distillée à 25°C

- 1) Ecrire les équations de dissolution de ces 4 composés et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
- 2) Déterminer la concentration molaire de chacun des ions présents dans le mélange sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.
- 4) Déterminer le pH de la solution obtenue.

On donne en g.mol⁻¹: M(H)=1 ; M(O)= 16; M(Cl) =35,5; M(N) = 14; M(Ca) = 40; M(S) = 32

EXERCICE3

On dispose des solutions aqueuses suivantes :

- S₁ une solution de chlorure de sodium de concentration molaire C₁=5.10⁻¹ mol.L⁻¹
- S₂ une solution d'hydroxyde de calcium de concentration C₂=8.10⁻² mol.L⁻¹
- S₃ une solution d'acide chlorhydrique de concentration C₃=1.10⁻¹ mol.L⁻¹

- 1.1 Ecrire les équations de dissociation des composés dans l'eau
- 1.2. Calculer le pH de chacune de ces solutions.
- 1.3. On veut préparer 50 mL d'une solution dont le pH =5 en mélangeant un volume V₂ de S₂ et V₃ de S₃. Déterminer les valeurs V₂ et V₃ ainsi que la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans ce mélange.
- 1.4. On mélange 20 mL de S₁, 30 mL de S₂ et 30 mL de S₃. Quel est le pH de ce mélange.
- 1.5. On effectue un dosage colorimétrique d'un volume V₆= 10mL de la solution S₂ par la solution S₃.



- 1.5.1. · Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.
 - 1.5.2. Ecrire l'équation-bilan support de ce dosage.
 - 1.5.3. Définir l'équivalence pour ce dosage et en déduire le volume V_A^E de S3 à verser pour atteindre l'équivalence.
 - 1.5.4. On aurait pu effectuer un dosage pH-métrique au lieu du dosage calorimétrique. Donner l'allure de la courbe qu'on obtiendrait en précisant les points remarquables.
 - 1.5.5. Dire les avantages et les inconvénients de chacun des deux types de dosage.
 - 1.6. Un volume de 1 L de la solution S3 a été préparé par dilution d'un volume V_0 d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique, de masse volumique 1220 kg.m^{-3} et dont le pourcentage massique est de 30%. Déterminer ce volume V_0 à prélever de la solution commerciale puis décrire le mode opératoire pour préparer ce litre de la solution S_3 en précisant la verrerie utilisée.
- On donne les masses atomiques en g.mol^{-1} : H : 1 ; Cl : 35,5 .

EXERCICE 4

Une solution aqueuse d'acide perchlorique de concentration $C_a = 5.10^{-3} \text{ M}$ a un $\text{pH} = 2,3$ à 25°C .

- 1) Montrer que l'acide perchlorique est un acide fort.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'acide perchlorique (HClO_4) dans l'eau.
- 3) Calculer la concentration molaire des différentes espèces chimiques en solution.
- 4) On prélève 15ml de cette solution que l'on dose par une solution d'hydroxyde de magnésium Mg(OH)_2 de concentration $C_b = 1,5.10^{-3} \text{ M}$ de $\text{pH} = 11,48$

4.1 Montrer que l'hydroxyde de magnésium est une base forte

- 4.2- Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage.
- 4.3- Calculer le volume de base versé à l'équivalence.
- 4.4- Calculer la concentration molaire des ions présents dans la solution à l'équivalence.

On obtient un solide en évaporant l'eau du mélange obtenu à l'équivalence. Donner la formule et nom de ce solide puis calculer sa masse.

EXERCICE 5

A) On réalise le dosage d'un monoacide fort HA de concentration molaire C par une solution de soude de concentration molaire C_b . Pour cela, on verse $V(\text{mL})$ de soude dans $V_0(\text{mL})$ de solution acide. On se limitera à la partie du dosage avant l'équivalence.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Exprimer les concentrations des ions Na^+ , A^- et H_3O^+ du mélange en fonction de C, C_b , V et V_0 .
3. A l'équivalence le volume de soude versée est V_E . Définir l'équivalence acido-basique puis exprimer V_E en fonction de C, C_b et V_0 .
4. Déduire des résultats précédemment établis la relation $[\text{H}_3\text{O}^+](V_0 + V) = C_b(V_E - V)$. Montrer que dans les mêmes conditions de dosage, la relation précédente est toujours vérifiée pour un diacide fort.

B) On dose 50mL d'acide sulfurique de concentration C par la soude de concentration C_b . On relève le pH du mélange du mélange pour différentes valeurs du volume V de soude versée. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

$V_b(\text{mL})$	5	10	25	35	45	50	60
pH	2,04	2,12	2,42	2,67	3,16	4,03	10,77

1. En posant $U = 10^{-\text{pH}}(V_0 + V)$, tracer la courbe $U = f(V)$.
2. Déterminer graphiquement le volume V_E et en déduire la concentration C_b de la solution de soude utilisée.
3. Calculer la concentration molaire C de l'acide sulfurique.

EXERCICE 6

Dans un laboratoire, on dispose des solutions suivantes :

Une solution S d'hydroxyde de sodium de masse volumique $\rho = 1,2 \text{ kg/L}$ de pourcentage massique en hydroxyde de sodium pur à $P = 16,7\%$; Une solution d'acide sulfurique de concentration molaire C_A ; De l'eau distillée.

- 1) Montrer que la concentration volumique C de la solution S peut s'écrire: $C_B = \frac{P \cdot \rho}{100 M_B}$ en déduire que $C_B = \frac{67\rho}{40}$ (avec ρ en kg/L).
- 2) On prélève 10mL de la solution qu'on dilue pour obtenir une solution S' de concentration molaire volumique $C'B = 0,1 \text{ mol/L}$. Déterminer le volume d'eau distillée nécessaire à la préparation.

3) Afin de déterminer la concentration CA de l'acide sulfurique, on dose 10mL de celle-ci par la solution S' d'hydroxyde de sodium.

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

b) A l'équivalence, le volume de la solution S' d'hydroxyde de sodium utilisé est 20mL.

Définir l'équivalence acido-basique e.t évaluer qualitativement le pH du mélange à l'équivalence Calculer CA . Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence.

EXERCICE 7 :

Sur un flacon contenant un produit ménager liquide utilisé pour déboucher les éviers, on lit, entre autres les renseignements suivants : « 19% en masse de soude caustique ; densité 1,2 ; provoque de graves brûlures; dissout toute matière; à conserver hors de portée des enfants... ».

2.1- On se propose de déterminer le pourcentage massique de soude de ce produit et de le comparer à la valeur indiquée par le fabricant. La concentration en soude de ce produit étant trop élevée, on prépare V₁ = 1L de solution de concentration C₁ = $\frac{C_0}{50}$; C₀ étant la concentration en soude commerciale.

2.1.1 Démontrer que $C_0 = \frac{p.d.\rho_{eau}}{100.M}$ où p est le pourcentage massique et d la densité de soude. En déduire C₀ et C₁.

2.1.2 Décrire avec précision le mode opératoire (volume à prélever ; verrerie à utiliser) pour réaliser cette opération

2.2- On prélève V_b= 20mL de la solution diluée (de concentration C₁) que l'on place dans un bécher et on lui ajoute progressivement de l'acide chlorhydrique de concentration C_a = 0,10mol.L⁻¹.

Un pH-mètre, préalablement étalonné, permet de suivre l'évolution du pH ; V_a est le volume total d'acide chlorhydrique ajouté. Les résultats obtenus permettent de dresser le tableau ci-dessous.

pH	13,2	13,15	13,10	13	12,9	12,85	12,8	12,7	12,6	12,4	12	11,9	11,6	7	3,2	2,7	2,4	2,1	1,9	1,7	1,6
V _a (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	22	23	24	25	26	27	28	30	32	34

2.2.1- Faire un schéma annoté du dispositif utilisé dans se dosage.

2.2.2- Tracer le graphe pH=f(V_a) ; **Echelle** : 1cm pour 4mL et 1cm pour 2unités de pH.

2.2.3- Déterminer les coordonnées du point d'équivalence E, en expliquant clairement la méthode utilisée et en déduire la concentration C₁.

2.2.4- Calculer le pourcentage massique de soude du produit ménager. Y'a-t-il concordance avec l'indication du fabricant ?

2.2.5- Le dosage pH-métrique a l'impression d'être long. On aurait pu aller plus vite en utilisant un indicateur coloré. Lequel aurait eu votre préférence ? Justifier.

Indicateurs	Valeurs du pH				
	rouge	3,1	orange	4,4	jaune
Hélianthine	jaune	6,0	vert	7,6	bleu
jaune d'alizarine	jaune	6,0	vert	7,6	bleu

EXERCICE8

Pour doser une solution d'hydroxyde de sodium, on en mesure un volume V_B= 100 cm³ que l'on verse ensuite dans un bécher.

On remplit une burette graduée de 25mL avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A= 5,0.10⁻² mol.L⁻¹. On vide progressivement la burette en relevant le pH de la solution du bécher:

V(cm ³)	0,0	2,0	4,0	8,0	11,0	13,0	14,0	15,0	15,5	16	16,5	17,0	18,0	20,0	23,0	25,0
pH	11,9	11,85	11,80	11,60	11,35	11,2	10,90	10,60	10,35	8,50	3,70	3,35	3,1	2,8	2,55	2,45

1-a)Comment procéder pour prélever les 100cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium?

b)Comment procéder pour préparer 1L de la solution d'acide chlorhydrique sachant que le laboratoire dispose d'une solution commerciale de cet acide de concentration C₀= 1,0.10⁻¹mol.L⁻¹?

2/ a) Proposer un schéma du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.

b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit au cours de ce dosage .

c) Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume V_A de solution acide versé.

d)Utiliser cette courbe pour déterminer la concentration Cs de la solution d'hydroxyde de sodium.

- e) Quelle est la masse d'hydroxyde de sodium contenue initialement dans le bécher?
 f) Vers quelle limite tendra le pH de la solution si l'on verse beaucoup de solution acide?

3- Calculer les concentrations des espèces chimiques :

- a) à l'équivalence ; b) lorsqu'on verse $V_a = 17\text{ mL}$

4- Deux expérimentaux décident de faire le même dosage que précédemment: même volume initial (100 cm^3) de solution basique, même solution d'acide chlorhydrique, mais en utilisant un indicateur coloré pour repérer l'équivalence. L'un prend le bleu de bromothymol, l'autre l'hélianthine. Quel expérimentateur fera le dosage le plus précis? Prévoir pour chacun d'eux la Concentration C_B qu'il obtiendra. **Données: Domaines de virage hélianthine $3,1 < \text{pH} < 4,4$ et BBT $6,0 < \text{pH} < 7,6$**

5) On remplace la soude par une solution d'éthanolate de sodium de même concentration . Les résultats expérimentaux vont- ils changer ? Justifier. Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'ion éthanolate et l'acide chlorhydrique.

EXERCICE 9 :

Un détergeant pour cafetière vendu dans le commerce se présente sous la forme d'une poudre blanche, l'acide sulfamique, de formule H_2N-SO_3H . On considérera cet acide comme un monoacide fort et on pourra le noter HA.

2.1 Rappeler ce qu'est un acide fort.

2.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide sulfamique et l'eau.

2.3 On dissout une masse $m = 1,50\text{ g}$ de ce détergeant dans de l'eau distillée, à l'intérieur d'une fiole jaugée de 200 mL . On complète jusqu'au trait de jauge et on homogénéise la solution Sa obtenue, dont la concentration molaire volumique en acide est notée C_a . On dose ensuite un volume $V_a = 20,0\text{ mL}$ de la de la solution Sa par une solution aqueuse Sb d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire volumique $C_b = 0,100\text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH au cours du dosage permet d'obtenir le tableau ci-dessous :

$V_b(\text{mL})$	0	2	5	6	8	10	12	13	14	14,5	15	15,5	16	16,5	17	18
pH		1,2	1,4	1,5	1,6	1,8	2	2,2	2,5	2,7	3,2	10,9	11,3	11,6	11,7	11,9

2.3.1 Faire un schéma annoté du montage nécessaire pour réaliser ce dosage

2.3.2 Quel est le pH pour $V_b = 0\text{ mL}$? Représenter le graphe $\text{pH} = f(V_b)$. Echelle : 1 cm pour 2 mL et 1 cm pour 1 unité de pH

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

2.3.4 Donner la définition de l'équivalence du dosage puis déterminer les coordonnées du point d'équivalence E, en précisant la méthode utilisée.

2.3.5 Déterminer la valeur numérique de la concentration C_a .

2.3.5 En déduire la masse d'acide sulfamique contenue dans l'échantillon dosé.

2.3.6 Quel est le degré de pureté de la poudre commerciale.

2.4 En séance de travaux pratiques, un élève obtient un pourcentage d'acide de 105% . Il se dit qu'il a dû commettre une des erreurs de manipulation suivantes :

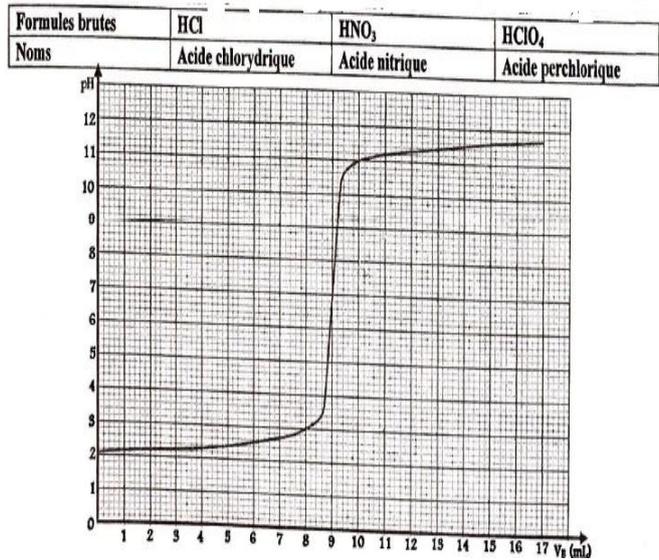
- Soit le détergeant n'a pas été totalement dissout lors de la préparation de la solution Sa ;
- Soit le trait de jauge de la pipette a été nettement dépassé lors du prélèvement des $20,0\text{ mL}$ de la solution Sa.

2.4.1 Indiquer dans quel sens chacune de ces erreurs influencerait le résultat.

2.4.2 Si l'on admet qu'une seule de ces erreurs est cause de l'écart, laquelle a pu se produire

EXERCICE 10

On dispose au laboratoire d'une bouteille contenant une solution étiquetée: solution d'un monoacide fort (HA) de concentration $C_A = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Afin d'identifier ce monoacide fort, le professeur décide de doser par pH-métrie un volume $V_A=5\text{ml}$ de la solution de ce monoacide par la solution S_B d'hydroxyde de calcium de concentration $C_B = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ jointe en annexe:



1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
2) Préciser, en le justifiant, les coordonnées du point d'équivalence.

3) Définir l'équivalence acido-basique.

4) Déterminer la concentration C_A de la solution du monoacide (HA). Conclure.

5) Le mélange obtenu l'équivalence est complètement déshydraté. Le composé X obtenu a une masse $m = 3,25\text{mg}$.

5.1- Déterminer la masse molaire du composé X.

5.2- Déduire la masse molaire du monoacide (HA) utilisé puis donner sa formule brute et son nom