

Dissociation ionique de l'eau pure

Exo 1 : On constitue une solution en dissolvant

$m = 100 \text{ g}$ de cristaux de chlorure de calcium CaCl_2 dans de l'eau et en complétant à 500 ml .

Calculer la concentration c_{CaCl_2} de la solution de chlorure de calcium obtenue.

Une solution de chlorure de calcium a une concentration $c_{\text{CaCl}_2} = 1,8 \text{ mol.l}^{-1}$.

Calculer la concentration des ions calcium et chlorure dans la solution.

Exo 2 : On dispose au laboratoire d'une solution A de concentration $c_i = 1,0 \text{ mol.l}^{-1}$.

Quel volume faut-il en prélever pour obtenir 100 ml d'une solution B diluée dix fois par rapport à A ?

Exo 3 : Rappeler l'équation d'autoprotolyse de l'eau. En vous inspirant de cette équation, écrire les autoprotolyses de l'ammoniac NH_3 et de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ purs.

Exo 4 : À 25°C , on mesure le pH de trois solutions aqueuses A, B et C ; on trouve : $\text{pH}_A=2,7$; $\text{pH}_B=5,8$; $\text{pH}_C=11,3$.

Déterminer les concentrations en ions hydronium et hydroxyde de chacune de ces solutions.

Exo 5 : À 25°C , une solution S est telle que :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{OH}^-] = 6,5 \times 10^2$$

a) Calculer les concentrations molaires en ions H_3O^+ et OH^- .

b) Que vaut le pH de la solution S.

on donne : $\log 2,6 \approx 0,4$

Exo 6 : a) L'eau à 25°C a un pH = 7. Calculer les molarités des espèces chimiques présentes dans l'eau pure.

b) On considère 100ml d'eau. Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+ , OH^- et le nombre de moles de molécules H_2O présents dans ce volume d'eau. Comparer ces nombres et les interpréter.

Exo 7 : Calculer le pH de l'eau pure à 60°C ; à cette

température, le produit ionique vaut : $\text{Ke} = 10^{-13}$.

Exo 8 : Calculer le pH de l'eau pure à 50°C , température à laquelle le produit ionique de l'eau vaut $\text{Ke} = 5,5 \cdot 10^{-14}$. Définir, à cette température, une solution acide, basique, neutre.

Exo 9 : Il existe au laboratoire une bouteille d'acide chlorhydrique portant une étiquette sur laquelle est écrit :

Acide chlorhydrique commercial ;

Masse volumique : $\rho = 1190 \text{ kg.m}^{-3}$;

Pourcentage en masse d'acide pur : 37% ;

Masse molaire moléculaire du chlorure d'hydrogène : $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

a- À partir de ces données, calculer la concentration de la solution commerciale.

b- On prélève $1,0 \text{ ml}$ de cette solution et on complète à 500 ml avec de l'eau distillée.

Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

c- Le pH de la solution diluée est égal à 1,6.

Calculer la concentration et la quantité de matière des ions H_3O^+ et OH^- .

Exo 10 : L'humeur vitrée de l'œil, solution aqueuse à 39°C , son pH vaut 7. Est-elle acide ou basique ?

Exo 11 : Le produit ionique de l'eau pure à différentes températures est donné dans le tableau ci-dessous.

| $t^\circ\text{C}$ | 0 | 15 | 50 | 75 |
|-------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|
| Ke | $0,11 \cdot 10^{-14}$ | $0,45 \cdot 10^{-14}$ | $5,50 \cdot 10^{-14}$ | $20 \cdot 10^{-14}$ |

a- Etablir la relation entre Ke et la concentration en ions H_3O^+ .

b- Déduire la relation entre le pH et Ke de l'eau pure.

c- Calculer le pH de l'eau pure aux différentes températures.

d- Comment évolue le pH en fonction de température.

Exo 12 : On démontre que le pH de l'eau pure est une fonction affine de $1/T$; T étant la température absolue en $^\circ\text{K}$. On peut écrire $\text{pH} = A/T + B$.

A et B sont des constantes.

Déduisez en, la température à laquelle le pH de l'eau pure vaut 6,2.

On donne : à 25°C le pH de l'eau pure vaut 7

A 60°C le pH de l'eau pure vaut 6,5.

Exo 13 : Dans une fiole jaugée de 250ml, on met :

25 ml de solution de NaCl à 0,8 mol.l⁻¹ ;

50 ml de solution de CaBr₂ à 0,5 mol.l⁻¹ ;

3.10⁻² mol de chlorure de calcium ;

10,3 g de bromure de sodium solide.

On complète à 250 ml avec de l'eau distillée.

a-Déterminer la quantité de matière (en mol) et la concentration (en mol.l⁻¹) de chaque ion.

b-Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

Exo 14 : On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO₃ à 0,5 mol.l⁻¹ , d'une solution de nitrate de calcium Ca(NO₃)₂ à 0,8 mol.l⁻¹ , d'une solution de chlorure de potassium à 1 mol.l⁻¹ et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule :

MgCl₂, 6 H₂O.

On souhaite préparer un litre de solution contenant les ions Mg²⁺, Ca²⁺, K⁺, NO₃⁻ et Cl⁻ tels que :

[Mg²⁺] = 0,2 mol.l⁻¹ ; [NO₃⁻] = 0,25 mol.l⁻¹

[Ca²⁺] = 0,1 mol.l⁻¹ ; [K⁺] = 0,25 mol.l⁻¹

a-Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1l avec de l'eau distillée.

b-Calculer directement la concentration [Cl⁻],

Vérifier l'électro neutralité de la solution.

Exo 15 : a- Quel volume d'une solution de sulfate de sodium Na₂SO₄ de concentration c = 0,15 mol.l⁻¹ faut-il verser dans 200 ml d'une solution de nitrate de sodium NaNO₃ de concentration c' = 0,12 mol.l⁻¹ pour

que la concentration des ions Na⁺ dans le mélange soit de

0,18 mol.l⁻¹ ?

b-Quelles sont, au terme du mélange, les concentrations des différents ions présents ?

Exo 16 : a) Avec un pH-mètre, on mesure : pH=3,5 pour une solution ; calculer le domaine des valeurs possibles pour [H₃O⁺].

b) Avec un papier pH, à 0,5 unité près, on mesure 3,5 pour le pH d'une solution ; calculer le domaine des valeurs possibles pour [H₃O⁺].

Exo 17 : La valeur de pH d'une solution aqueuse donnée par un pH-mètre est 2,7 ± 0,1.

Calculer l'incertitude relative commise sur la détermination de la concentration de H₃O⁺.

Exo 18 : On refroidit 1l d'eau liquide de 100°C à 0°C.

a) Calculer la molarité des ions H₃O⁺ et OH⁻ qui ont disparu.

b) En déduire le nombre de moles d'eau formée.

On donne : pK_e = 14,9 à 0°C ; pK_e = 12,4 à 100°C.

Exo 19 : L'étiquette d'une de Volvic indique la concentration massique (exprimée en mg.l⁻¹) des principaux ions présents dans l'eau vendue sous cette marque :

a) cations : calcium (10,4), magnésium (6,0), sodium (8,0), potassium (5,4) ;

b) anions : chlorure (7,5), nitrate (4,0), sulfate (6,7), hydrogénocarbonate (64,0).

1- Donner la formule de chacun des ions.

2- Calculer la concentration en mmol.l⁻¹.

3- Compte tenu de la précision des mesures, l'électroneutralité de la solution est-elle vérifiée ?

Exo 20 : Une solution A possède une concentration égale à 10⁻¹ mol.l⁻¹. On prélève 50ml de A aux quels on ajoute 450ml d'eau. On obtient une solution B. On dilue B 25 fois. On obtient une solution C.

Quelle est la concentration de C ?

Exo 21 : a- Le pH d'une boisson pétillante est égal à 2,5.

Quelle est la concentration des ions H_3O^+ qu'elle contient ?

Quelle est la quantité de matière des ions H_3O^+ présents dans 50ml de solution ?

b- Répondre aux mêmes questions pour un vinaigre dont le pH est égal à 3,5.

c- Quelle est, des deux solutions, la plus acide ?

Exo 22 : Une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 commerciale a une concentration de 12mol.l^{-1} .

a- Quel volume faut-il prélever pour obtenir 5l d'une solution diluée de concentration 10^{-2}mol.l^{-1} ?

b- L'acide sulfurique réagit sur l'eau au cours d'une réaction totale ; il se forme des ions hydronium et des ions sulfate SO_4^{2-} . Écrire l'équation-bilan de la réaction.

Calculer la concentration des ions apparus dans la solution diluée. Quel est son pH ?

Exo 23 : Dans une fiole jaugée, on place 8,33 g de chlorure de calcium CaCl_2 , 0,146 g de chlorure de sodium et 0,278 g de chlorure de plomb PbCl_2 . On complète à 250ml avec de l'eau distillée. La dissolution des solides introduits est totale et ceux-ci existent, en solution, exclusivement sous forme d'ions.

a- Calculer la concentration de tous les ions présents en solution.

b- Écrire l'équation d'électroneutralité et vérifier la neutralité de la solution.

Données : $M(\text{Ca})=40,1$; $M(\text{Cl})=35,5$; $M(\text{Na})=23$; $M(\text{Pb})=207$ (en g.mol^{-1})

Les solutions d'acides forts et de bases fortes

Exo 1 : 1- Quel volume de gaz bromure d'hydrogène faut-il dissoudre dans 5l d'eau pure pour obtenir une solution de concentration $c_a = 2.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$?

Volume molaire dans les conditions de l'expérience :

24l.mol^{-1} .

2- la solution obtenue a un pH égal à 1,7. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la

solution ; calculez leur concentration et montrez que le bromure d'hydrogène est un monoacide fort.

Exo 2 : On dissout 10^{-2} mole de chlorure d'hydrogène dans un échantillon d'eau distillée de volume 1 litre.

1- Le pH de la solution est égal à 2. Déduire de cette mesure les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution. Utiliser les résultats obtenus pour montrer que la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau est totale.

2- Indiquer un fait expérimental qui justifie qu'on dise que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

Exo 3 : On dissout 1,2l de chlorure d'hydrogène dans 1l d'eau pure à 25°C. La dissolution n'entraîne pas de variation de volume. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Volume molaire à 25°C : 24l.mol^{-1} .

Exo 4 : On dissout 0,001 mole de chlorure d'hydrogène dans 1l d'eau.

1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

2- Décrire deux expériences montrant la nature des ions présents dans la solution.

3- Quel est le pH de la solution obtenue ?

4- On prélève 50ml de la solution précédente. Quel volume d'eau faut-il ajouter pour préparer une solution de pH égal à 4 ?

Exo 5 : Dans 500 ml d'eau pure, on dissout une masse de 0,73g de chlorure d'hydrogène.

1- Quel est le volume de gaz dissous, dans les CNTP ?

2- Ecrire l'équation-bilan de l'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

3- Quel est le pH de la solution obtenue ?

4- calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution à 25°C.

Exo 6 : on dispose d'un volume $v=10$ ml d'acide iodhydrique de concentration $c = 6.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$.

1- Calculer le pH de la solution.

1- On ajoute un volume $v' = 90 \text{ ml}$ d'eau pure à la solution précédente ; quelle est la valeur du pH du mélange ?

Exo 7 : Dans un bécher, on mélange les solutions aqueuses suivantes :

- $v_1=50 \text{ ml}$ d'acide chlorhydrique de concentration

$$c_1=10^{-3} \text{ mol.l}^{-1};$$

- $v_2=75 \text{ ml}$ d'acide nitrique de concentration

$$c_2=10^{-4} \text{ mol.l}^{-1};$$

- $v_3=75 \text{ ml}$ d'acide bromhydrique de concentration

$$c_3=10^{-1} \text{ mol.l}^{-1};$$

- $v_4=300 \text{ ml}$ d'eau distillée.

1. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.

2. Quel est le pH du mélange ? on néglige les ions H_3O^+ provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

Exo 8 : On prépare 2l de solution en dissolvant 8.10^{-2} mol d'un acide fort A dans de l'eau. Son pH est égal à 1,1.

1. L'acide A est-il un monoacide ? sinon, de quel type d'acide s'agit-il ?

2. On verse quelques gouttes d'une solution de nitrate de baryum dans un échantillon de la solution. Il apparaît un précipité blanc.

Quel est le nom de l'acide A sachant que sa masse molaire vaut 98 g.mol^{-1} ?

Exo 9 : 1. Une solution aqueuse S contient un mélange d'acide chlorhydrique ($c_1 \text{ mol.l}^{-1}$) et nitrique ($c_2 \text{ mol.l}^{-1}$). Écrire les équations -bilan des réactions du chlorure d'hydrogène et de l'acide nitrique avec l'eau. Que peut-on dire de ces réactions ?

2. On verse, dans 100 ml de S, une solution aqueuse de nitrate d'argent utilisée en excès.

On obtient un précipité blanc de masse $m_1 = 717 \text{ mg}$.

- Écrire l'équation-bilan de la réaction de précipitation.

- En déduire la valeur, en mol.l^{-1} , de la concentration c_1 de

l'acide chlorhydrique.

3. La solution S a un pH de 1,1.

En déduire la concentration, en mol.l^{-1} , des ions H_3O^+ , ainsi que la valeur de la concentration c_2 .

$$\text{On donne : } M(\text{Ag})=108 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exo 10 : Une solution d'acide bromhydrique, de volume 2l , a un pH =2,1.

1. Sachant que l'acide bromhydrique est un acide fort, en déduire la concentration c de la solution.

2. Quel volume V de chlorure d'hydrogène faut-il dissoudre dans la solution précédente pour que son pH devienne égal à 1,4 ?

- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 25 l.mol^{-1} .

3. Calculer, au terme de la dissolution, les concentrations de tous les ions présents.

Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Exo 11 : On dispose d'une solution d'acide sulfurique de molarité c_a et de pH =2,5.

1. Calculer la molarité c_a .

2. En réalité la molarité de cette solution est

$c_a' = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$. On explique cela par le fait que H_2SO_4 n'est que partiellement dissocié dans l'eau.

Déterminer la concentration des ions H_3O^+ , HO^- , HSO_4^- , SO_4^{2-}

Exo 12 : On dispose d'une solution de H_2SO_4 de molarité $c=6.7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ et de pH=2.

Calculer les concentrations de toutes les espèces en solutions.

Exo 13 : Calculer rigoureusement le pH d'une solution de HCl de concentration :

$$- c = 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1};$$

$$- c \text{ tend vers } 0.$$

Exo 14 : Soient deux solutions de HCl et de HBr de pH respectifs $\text{pH}_1=2,2$ et $\text{pH}_2=2,7$.

1. Sachant que le HCl et le HBr sont des monoacides forts, calculer les concentrations c_1 et c_2 des solutions de HCl et de HBr.

2. On mélange un volume V_1 de la solution de HCl avec un volume V_2 de la solution de HBr de telle sorte que l'on obtienne une solution finale S de volume 1l et de pH = 2,5, le mélange s'effectuant sans variation du volume total ; calculer V_1 et V_2 .

Exo 15 : On dispose d'une solution S de HCl de pH = 2,3. On souhaite préparer 2l de solution S' de pH = 3. Déterminer le volume de la solution S ainsi le volume d'eau nécessaire à la préparation des 2l de solution S'.

Exo 16 : On mélange 100 cm³ d'une solution S₁ de HCl de pH = 2,4 à 200 cm³ d'une solution S₂ de HCl de pH inconnu et on obtient une solution de pH = 2,7.

1. Calculer le pH de la solution S₂.

2. On mélange 200 cm³ d'une solution S₁ à 300 cm³ d'une solution de HCl de pH = 3,6. En déduire le pH de la solution obtenue.

Exo 17 : 1. Une solution d'acide chlorhydrique a un pH₁ = 2,3. À l'aide de cette solution, on souhaite préparer un volume $V_2 = 1000$ ml de solution de pH₂ = 3.

a) Comment procéder ?

b) Décrire les diverses étapes de cette préparation ; dessiner la verrerie utilisée et rappeler les règles de sécurité à respecter.

2. À $V_1 = 25$ ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 4.10^{-2}$ mol.l⁻¹, on ajoute un volume V d'eau jusqu'à ce que pH₂ = 2. Déterminer V et le facteur de dilution F.

Exo 18 : L'acide perchlorique HClO₄ et l'acide nitrique HNO₃ sont tous les deux des acides forts.

1. Écrire l'équation-bilan de leur mise en solution dans l'eau.

2. On prépare un litre de solution en diluant, dans de l'eau distillée, 2,01 g d'acide perchlorique pur.

Quel est le pH de la solution obtenue ?

3. Un volume $V_1 = 250$ ml d'une solution d'acide nitrique contient $n(\text{NO}_3^-) = 6$ mmol. Une solution S₂ d'acide

perchlorique est telle que $[\text{ClO}_4^-] = 4.10^{-2}$ mol.l⁻¹.

Quelle est la solution dont le pH est le plus faible ?

Exo 19 : Une eau industrielle ne contenant que de l'acide chlorhydrique a un pH = à 4,2. Quelle dilution faut-il faire subir à cette eau avant de la rejeter en rivière si l'on veut que son pH soit supérieur à 6,2.

On admettra que l'eau utilisée pour la dilution à un pH voisin de 7.

Exo 20 : Le ballon utilisé pour l'expérience du jet d'eau, a un volume de 0,75 l ; il a été rempli sous une pression de 101,3 kPa à 25°C avec du chlorure d'hydrogène sec. En fin d'expérience, on obtient 0,6 l de solution, tout le gaz HCl étant dissous.

1. Calculer la quantité (en mol) de gaz HCl dissous.
2. En déduire le pH de la solution ainsi préparée.

Exo 21 : On dispose à 25°C de quatre solutions d'acide chlorhydrique A, B, C, D : A a un pH = 2,1 ; B est telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.10^{-3}$ mol.l⁻¹ ; C a été préparer par dissolution de 1,4l de HCl, pris à 25°C sous une pression de 101,3 kPa, dans 5 l d'eau pure ; D résulte de l'addition de 250 ml d'eau à 100 ml d'une solution de HCl de pH = 1,5.

Calculer les pH des solutions B, C et D, et classer ces quatre solutions par acidité décroissante.

Exo 22 : On mélange 100 ml d'une solution de HCl à 10⁻² mol.l⁻¹ et 100 ml d'une solution de HBr de concentration inconnue C. le pH de la solution obtenue est égal à 1,8.

1. Quels sont les concentrations des ions H₃O⁺ ; OH⁻ ; Cl⁻ ; Br⁻, dans le mélange obtenu.

2. Quel est la concentration C de la solution initiale bromhydrique.

Exo 23 : Une solution d'acide chlorhydrique à 10⁻⁸ mol.l⁻¹ à un pH = 6,98.

1. Calculer les concentrations [H₃O⁺] et [OH⁻] dans cette solution.

2. Soit [H₃O⁺]₁ et [H₃O⁺]₂ les concentrations des ions H₃O⁺ respectivement produit par la réaction de HCl sur l'eau et par la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

a) Écrire les équations bilans de ces deux réactions.

b) Calculer les concentrations $[H_3O^+]_1$ et $[H_3O^+]_2$. D'où provient la majorité des ions H_3O^+ présents dans la solution ?

On donne : $\log 1,05 = 0,02$.

Exo 24 : On trouve dans le commerce des solutions concentrées d'acide chlorhydrique.

L'étiquette d'un flacon commercial porte les indications suivantes : densité (par rapport à l'eau) égale à 1,18 ; 35% d'acide pur HCl (pourcentage en masse).

1. Déterminer la concentration de la solution commerciale.

2. On veut préparer 500 ml d'une solution à 1 mol.l^{-1} d'acide chlorhydrique, par dilution d'un volume V d'acide commercial. Déterminer V .

Exo 25 : L'acide sulfurique H_2SO_4 peut être considéré, en première approximation, comme un diacide fort. On dispose d'une solution commerciale d'acide sulfurique de densité (par rapport à l'eau) égale à 1,815 et contenant 90% d'acide pur H_2SO_4 (pourcentage en masse).

1. On souhaite préparer 1 l d'une solution A d'acide sulfurique à 1 mol.l^{-1} . Quel volume de solution commerciale utilisé pour cela ?

2. Écrire l'équation de la réaction de l'acide sulfurique avec l'eau.

3. La solution précédemment obtenue sert à préparer deux solutions plus diluées : 500 ml d'une solution B de $\text{pH} = 1,5$ et 250 ml d'une solution C de $\text{pH} = 1$. Quels volumes de A utiliser pour cela ?

4. On mélange B et C. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Exo 26 : L'acide bromhydrique HBr est un acide fort. La solution commerciale S_0 contient $P = 47\%$ en masse de HBr et une densité par rapport à l'eau $d = 1,47$. On souhaite préparer un volume $V = 0,250 \text{ l}$ de solution S_1 de cet acide de concentration $C = 0,50 \text{ mol.l}^{-1}$. La température de toutes les solutions est de 25°C .

1. Décrire la préparation de S_1 .

2. On prélève un volume $V_1 = 5 \text{ ml}$ de S_1 qu'on introduit

dans une fiole jaugée de volume $V_2 = 250 \text{ ml}$ et on complète avec de l'eau distillée. Quel est le pH de la solution S_2 obtenue ?

3. On dilue vingt fois la solution S_2 ; soit S_3 la solution obtenue. Déterminer $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ pour les solutions S_2 et S_3 . Comment évoluent les concentrations de ces espèces lors de la dilution ?

Exo 27 : L'acide iodhydrique HI est un acide fort. Sa solution commerciale S_0 contient $P = 28\%$ en masse de HI et a une densité par rapport à l'eau $d \neq 1,26$.

On souhaite préparer un volume $V = 500 \text{ ml}$ de solution S_1 de cet acide de concentration $C = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Déterminer la concentration de la solution S_0 .

2. En déduire le volume de S_0 nécessaire à la préparation de S_1 . Décrire précisément cette préparation.

3. On prélève un volume $V' = 5 \text{ ml}$ de S_1 qu'on introduit dans une fiole jaugée de 200 ml et on complète avec de l'eau distillée.

Quel est le pH de la solution obtenue ?

Exo 28 : On dissout 0,2 g d'hydroxyde de sodium dans de l'eau pure de façon à obtenir 1 l de solution.

1. Écrire l'équation-bilan de la dissolution du solide dans l'eau.

2. Décrire deux expériences prouvant la nature des ions présents dans la solution obtenue.

3. Calculer le pH de la solution.

4. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 20 ml de la solution précédente pour obtenir une solution de $\text{pH} = 11$?

Exo 29 : Une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$ a un $\text{pH} = 10,7$.

1. Montrer qu'il s'agit d'une base forte.

2. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution.

Exo 30 : On dissout 1 g d'hydroxyde de sodium dans 500 ml d'eau. Calculer :

1. La quantité de matière NaOH introduite;

2. La concentration des ions OH^- en solution ;

3. Le pH de la solution.

Exo 31 : On considère une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_b = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide a-t-il fallu dissoudre dans l'eau pour préparer 5 l de cette solution ?

2. Calculer son pH.

3. À partir de la solution précédente, on veut obtenir 1 l de solution de concentration $10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$. Indiquer précisément comment il faut procéder.

Calculer le pH de la solution diluée.

Exo 32 : On obtient une solution S en mélangeant :

- 100 ml de solution d'hydroxyde de potassium de concentration $c_1 = 0,16 \text{ mol.l}^{-1}$;
- 200 ml de solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12 ;
- 200 ml d'eau.

1. Calculer la concentration, en mol.l^{-1} , des ions OH⁻ dans la solution S.

Quel est son pH ?

2. Déterminer les concentrations, en mol.l^{-1} , de toutes les espèces présentes dans S.

3. Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Exo 33 : On dispose d'une solution A de NaOH, de pH = 12. 1. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 50 ml de A pour obtenir une solution B de pH = 10,7 ?

2. Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide aurait-il fallu dissoudre pour préparer directement le même volume de B ? Conclure.

Exo 34 : On dispose à 25°C de quatre solutions d'hydroxyde de sodium A', B', C' et D' : A' a un pH = 11,6 ; B' est telle que $[\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$, C' a été obtenue par dissolution de 2 g d'hydroxyde de sodium dans 10 l d'eau ; D' a été obtenue par addition de 400 ml d'eau à 100 ml de solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12,1.

Calculer le pH des solutions B', C' et D', et classer ces quatre solutions par basicité croissante.

Exo 35 : 1. On dissout 0,8 g d'hydroxyde de sodium dans 500 ml d'eau pure. À la solution obtenue, on ajoute 1 l d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12. Quel

est le pH de la solution finale ?

2. L'hydroxyde de potassium, ou potasse, KOH donne avec l'eau une réaction totale. On mélange 400 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium de pH = 11,5 avec 200 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH = 11. Quel est le pH de la solution ainsi préparée ?

Exo 36 : L'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ donne avec l'eau une réaction totale tant la solution n'est pas saturée ; la solution obtenue est souvent appelée *eau de chaux*. On dissout 0,5 g d'hydroxyde de calcium dans 500 ml d'eau.

1. Écrire l'équation de la réaction de Ca(OH)₂ avec l'eau.

2. Calculer la concentration de la solution A d'hydroxyde de calcium ainsi obtenue ; en déduire [OH⁻] et le pH de la solution A.

3. On ajoute, à A, 500 ml d'une solution B d'hydroxyde de sodium de pH inconnu. Le pH de la solution C obtenue est 12,2 ; en déduire le pH inconnu.

Exo 37 : La *lessive de soude* est une solution concentrée d'hydroxyde de sodium que l'on trouve facilement en droguerie.

1. Un flacon commercial de 1 l de lessive de soude, de densité (par rapport à l'eau) 1,333, contient en masse 30% d'hydroxyde de sodium NaOH pur. Quelle est la concentration de la lessive de soude ?

2. On veut préparer, pour une séance de travaux pratiques, 2 l d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12,5. Quel volume de solution commerciale faut-il utiliser pour cela ? Comment le mesurer ?

3. On verse 25 ml de solution commerciale dans 1 l d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Exo 38 : L'hydroxyde de potassium KOH et l'hydroxyde de sodium NaOH sont des bases fortes.

1. Écrire l'équation-bilan de leur mise en solution dans l'eau.

2. On prépare V_0 50 ml de solution S₀ en diluant, dans de l'eau distillée, 0,28 g d'hydroxyde de potassium. On dilue 50 fois la solution ; quel est, à 25°C, le pH de la solution S₁ ainsi obtenue ?

3. Un volume $V_2 = 250 \text{ ml}$ d'une solution d'hydroxyde de

potassium contient $n(K^+) = 4 \text{ mmol}$.

Une solution S_3 d'hydroxyde de sodium est telle que $[Na^+] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Quelle est la solution dont le pH est, à 25°C , le plus élevé ?

Exo 39 : 1. On prépare 50 ml d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium à $1,6 \text{ g.l}^{-1}$. À la solution obtenue, on ajoute 100 ml d'une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 12$.

a) Décrire les diverses étapes de la préparation de S_1 .

b) Calculer, à 25°C , le pH de la solution finale S_3 obtenue.

2. On prépare 50 ml de solution S_4 en mélangeant un volume $V_5 = 10 \text{ ml}$ d'une solution S_5 d'hydroxyde de potassium à $C_5 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ avec un volume $V_6 = 40 \text{ ml}$ d'une solution S_6 d'hydroxyde de potassium de concentration massique à $t_6 = 1,4 \text{ g.l}^{-1}$. Calculer, à 25°C , le pH des solutions de départ, puis du mélange.

Matériel de précision disponible :

- balance au mg, coupelle, spatule,

- fioles jaugées de 25 ml, 50ml et 100ml,

- pipettes jaugées de 10 ml, 20 ml, 25 ml et 50 ml.

Les couples acide/base

Les acides faibles

Exo 1 : Une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration molaire volumique $c_a = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ a un pH = 2,4.

1. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution.

2. Calculer les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques ?

Exo 2 : L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ est un acide faible. On considère une solution d'acide benzoïque de molarité $c_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Le pH de solution vaut 3,1.

1. Quel est la base conjuguée de l'acide benzoïque ?

2. Calculer la constante d'acidité K_a , ainsi que le $\text{p}K_a$ du couple acide benzoïque/base conjuguée.

Exo 3 : On dissout dans un volume $V = 2\text{l}$ d'eau pure une masse m de chlorure d'ammonium anhydre NH_4Cl : le chlorure d'ammonium est complètement dissout et il n'y a pas de variation de volume. Le pH de la solution obtenue est égal à 5,5. Sachant que le $\text{p}K_a$ du couple l'ion ammonium/ammoniac est 9,2.

1. Calculer la concentration molaire volumique C de la solution de chlorure d'ammonium.

2. En déduire la masse m de chlorure d'ammonium anhydre dissout.

Exo 4 : On dispose d'une solution aqueuse de CH_3COOH de molarité $c = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$, son pH vaut 2,9.

1. Montrer que CH_3COOH est acide faible.

2. Recenser les espèces chimiques présentes en solution et déterminer leur concentration.

3. En déduire la constante d'acidité K_a ainsi que le $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

4. On considère l'acide méthanoïque caractérisé par le couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ ($\text{p}K_a = 3,8$).

Comparer la force des deux acides HCOOH et CH_3COOH .

Exo 5 : On dissout un comprimé d'aspirine ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) dans 500 ml d'eau pure. Calculer le pH de la solution obtenue. Sachant que le $\text{p}K_a$ du couple acide/base est : 4,56.

Exo 6 : Une solution d'éthanoate de sodium de concentration $c = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ a un pH=8,4 à 25°C .

a) Quelle est l'origine de la basicité de la solution ?
Écrire l'équation-bilan correspondante. Montrer que c'est une réaction acide-base.

b) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution.

Exo 7 : Trois solutions aqueuses ont même pH. La première contient $0,03 \text{ mol.l}^{-1}$ d'acide 2-chloropropanoïque ($\text{CH}_3\text{CHClCOOH}$), la seconde $0,6 \text{ mol.l}^{-1}$ d'acide 3-chloropropanoïque ($\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{COOH}$) et la troisième $0,007 \text{ mol.l}^{-1}$ d'acide chlorhydrique. Le pH commun à ces trois solutions est 2,15.

1. Montrer que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

2. Calculer, pour chacune des deux solutions d'acide chloropropanoïque, les concentrations, en mol.l^{-1} , des deux espèces acides et bases conjuguées.

3. En déduire la constante d'acidité des deux couples mettant en jeu les acides chloropropanoïques. Quel est le plus fort de ces deux acides ? justifier la réponse.

Exo 8 : Le couple acide monochloroéthanoïque-ion monochloroéthanoate $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ est caractérisé par un $\text{p}K_a$ égal à 2,9.

1. On a préparé une solution aqueuse d'acide monochloroéthanoïque de pH égal à 2,1. Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques que l'on trouve dans cette solution.

2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 100 ml de la solution précédente pour obtenir une solution de pH égal à 2,9 ?

Exo 9 : a) Pour préparer une solution d'acide éthanoïque

de concentration 10^{-1}mol.l^{-1} , on introduit dans une fiole jaugée un volume V d'acide pur que l'on complète à 1l. Calculer V .

- Données : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$;

Masse volumique de l'acide éthanoïque pur : $1,05 \text{ g.cm}^{-3}$.

b) La solution obtenue est diluée 10 fois ; son pH devient égal à 3,4. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution diluée. En déduire si l'acide est faible ou fort.

Exo 10 : a) On prépare une solution aqueuse de chlorure d'ammonium en dissolvant une masse m de solide dans 500 ml d'eau pure. La solution a une concentration de $4.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$. Calculer m .

b) Le pH de la solution obtenue est égal à 5,3. Montrer qu'il s'agit d'une solution d'acide faible. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre les ions NH_4^+ et l'eau.

c) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution. Préciser si ces espèces sont majoritaires, minoritaires ou ultra-minoritaires.

Exo 11 : On dispose d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration $c = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Son pH vaut 2,9 à 25°C.

a) En déduire :

- les concentrations en ions OH^- et H_3O^+ ;
- les concentrations en ions éthanoate et en molécules d'acide éthanoïque.

b) On prélève 10 ml de la solution précédente et on la dilue à 1 l.

le pH prend la valeur de 3,9.

Vérifier que la concentration des ions H_3O^+ a été divisée par 10 alors que le volume a été multiplié par 100. Que peut-on en conclure ?

les bases faibles

Exo 12 : Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration 10^{-3}mol.l^{-1} a un pH = 10,1.

1. Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution. Préciser leur caractère majoritaire, minoritaire et ultra-minoritaire.

2. Montrer que ces résultats mettent en évidence qu'une réaction limitée s'est produite entre les molécules de NH_3 et l'eau.

Écrire l'équation de cette réaction.

Exo 13 : a) Quel volume de gaz ammoniac faut-il dissoudre dans 1l d'eau pour obtenir une solution de concentration 10^{-1}mol.l^{-1} ?

- la dissolution se produit sans variation de

volume du liquide. $V_m = 24\text{l.mol}^{-1}$.

b) La solution a un pH = 11,1 à 25°C. Déterminer la nature et la concentration, en mol.l^{-1} , des espèces chimiques en présence.

Exo 14 : On dispose d'une solution aqueuse S_1 de NH_3 de concentration $c_1=0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. Son pH=11,1.

1. Montrer que l'ammoniac est une base faible. Écrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.

2. Déduire le processus opératoire permettant à partir d'un volume V_1 de S_1 (que l'on calculera) d'obtenir une solution aqueuse S_2 de NH_3 de volume $V_2=100 \text{ ml}$ et de concentration $c_2=2,5.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$.

3. Le pH de la solution S_2 est alors de 10,8. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution.

Exo 15 : Une solution d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ de concentration $5.10^{-3}\text{mol.l}^{-1}$ a un pH= 11,2.

1. Montrer, avec le minimum de calcul, que l'éthylamine est une base faible.

2. Écrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. Montrer que c'est une réaction acide-base.

Exo 16 : Soit une solution aqueuse contenant, entre autre les espèces du couple ion ammonium/ammoniac de $pK_a=9,2$. Cette solution a un pH=10,5.

La somme des concentrations en ion ammonium et en molécule d'ammoniac est $C = 3.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$

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

2. Déterminer le rapport $[\text{NH}_3]/[\text{NH}_4^+]$ en fonction de K_a et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, faire l'application numérique.

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

Exo 17 : On prépare au laboratoire 4 solutions de même concentration molaire volumique $c = 0,01 \text{ mol.l}^{-1}$.

A : solution de soude (ou hydroxyde de sodium) ;

B : solution de chlorure d'ammonium ;

C : solution de chlorure de sodium ;

D : solution d'ammoniac

On remplit 4 flacons avec ces solutions et on les numérote de 1 à 4.

1. pour identifier le contenu de chaque flacon on mesure le pH de chaque solution. Les résultats sont regroupés dans un tableau :

| Flacon n° | 1 | 2 | 3 | 4 |
|-----------|---|------|----|-----|
| pH | 7 | 10,6 | 12 | 5,6 |

| | | | | |
|----------|--|--|--|--|
| Solution | | | | |
|----------|--|--|--|--|

Compléter le tableau en attribuant une lettre à chaque solution. Expliquer votre raisonnement en écrivant si cela est nécessaire des équations chimiques et justifier pour chaque solution l'ordre de grandeur du pH mesuré.

2. On s'intéresse au flacon n° 4. Calculer la concentration des différentes espèces chimiques présentes en solution. Déterminer les constantes K_a et pK_a du couple acide-base $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. Calculer le pourcentage α d'ions ammonium transformés en molécules d'ammoniac.

3. On dilue 10 fois la solution n° 4, le pH est alors égal à 6,1.

Quelle est la nouvelle valeur du pourcentage α d'ions ammonium transformés en molécules d'ammoniac ?

Comparer α à α calculé dans la question 2.

Quel est l'effet de la dilution sur l'équilibre chimique du couple ion ammonium-ammoniac ?

Exo 18 : On mesure le pH de 50ml d'une solution d'éthylamine à $10^{-2}\text{ mol.l}^{-1}$: on trouve $\text{pH}=11,3$. On ajoute alors 450ml d'eau distillée ; à la solution précédente, on homogénéise et on mesure à nouveau le pH : on trouve $\text{pH}=10,8$.

1- Écrire l'équation d'ionisation de l'éthylamine.

2- Calculer, dans les deux cas, les concentrations des espèces présentes.

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

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

Exo 19 : On fait barboter un courant d'ammoniac NH_3 dans 100 cm^{-3} d'une solution aqueuse A de chlorure d'ammonium à $0,1\text{ mol.l}^{-1}$. Quand la dissolution est terminée, on obtient une solution B dont le pH est égal à 8,6.

1- Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution B. Calculer leurs concentrations molaires (sauf celle de NH_3).

2- le pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est 9,2. Calculer la concentration molaire en NH_3 dans la solution B. Quel volume d'ammoniac, mesuré dans les conditions normales, a-t-on dissous dans la solution A pour obtenir la solution B ?

Réactions acido-basiques

Réaction entre un acide fort et une base forte

Exo 1 : On mélange 20 cm^3 de solution de potasse KOH

à

$10^{-2}\text{ mol.l}^{-1}$ et 5 cm^3 d'une solution d'acide bromhydrique HBr de concentration C inconnue ; le pH du mélange est égal à 11.

1. En déduire les concentrations en H_3O^+ , OH^- , K^+ et Br^- .

2. Calculer C.

3. Quel volume de solution d'acide bromhydrique faut-il ajouter aux 5 cm^3 déjà versés pour atteindre le point d'équivalence ?

4. Quel est le pH de la solution d'acide bromhydrique utilisée ?

Exo 2 : On met en présence 10 ml de solution de HCl à

$2.10^{-3}\text{ mol.l}^{-1}$ et 40 ml de solution de NaOH à $10^{-3}\text{ mol.l}^{-1}$.

1. Calculer la concentration des espèces chimiques en solution.

2. Quel est alors le pH de la solution obtenue ?

Exo 3 : On mélange 10 ml d'acide sulfurique de concentration C et 10 ml de solution de soude à

$2.10^{-3}\text{ mol.l}^{-1}$. Le pH après mélange, est égal à 3.

1. En déduire la concentration des ions SO_4^{2-} dans le mélange, ainsi que la concentration de l'acide sulfurique utilisée.

2. Quel est le pH de la solution d'acide sulfurique utilisée ?

Exo 4 : Il faut verser 12 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $5.10^{-2}\text{ mol.l}^{-1}$ dans 8 ml d'une solution d'acide chlorhydrique pour obtenir exactement l'équivalence acido-basique.

1. Quelle est la nature de la solution obtenue à l'équivalence ? Est-elle acide, basique ou neutre ?

2. Quelle est la concentration, en mol.l^{-1} , de la solution chlorhydrique dosée ?

3. Quel volume de chlorure d'hydrogène a-t-il fallu dissoudre pour obtenir 1 l de la solution chlorhydrique

étudiée ?

- On donne : *volume molaire est 24 mol.l⁻¹.*

Exo 5 : Dans un bêcher on verse 20 ml de KOH à 0,05 normal, 12 ml de HCl à 0,01 normal, 5ml de H₂SO₄ à 0,07 molaire et 13 ml de H₂SO₄ à 0,065 molaire.

Quel est le pH de la solution obtenue ?

Exo 6 : On mélange un volume $V_1 = 30 \text{ ml}$ de HCl de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et un volume V_2 d'une solution de NaOH de concentration $C_b = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. La solution obtenue à un pH < 7.

1. Nommer et exprimer les concentrations des espèces chimiques en solution en fonction de V_2 .

2. déterminer V_2 pour pH = 2,5.

3. Quel volume de NaOH faudra-t-il verser pour atteindre le point d'équivalence ? Quel est alors le pH de la solution ? **Exo 7 :** On mélange :

- 40 ml d'acide chlorhydrique à $8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$;
- 20 ml de solution de chlorure de sodium à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$;
- 40 ml de solution d'hydroxyde de potassium à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Quel est le pH de la solution S obtenue ?

2. Quel volume V de solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à la solution S pour que le pH prenne la valeur 4 ?

Exo 8 : 1. Le pH d'une solution d'acide iodhydrique de concentration $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ est à 1,4.

En déduire le caractère, fort ou faible, de l'acide iodhydrique.

2. On mélange 200 ml de la solution iodhydrique précédente et 300 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium de pH = 11,6.

a) Quelle est la valeur du pH à l'équilibre ?

b) Quel volume d'acide iodhydrique faudrait-il ajouter à 100 ml de la solution d'hydroxyde de potassium pour obtenir l'équivalence ? Que vaudrait alors le pH ?

Exo 9 : On mélange 20 ml d'acide chlorhydrique de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et 19 ml de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Quelles sont les valeurs du pH de chaque solution avant le mélange ?

2. Quelle est la valeur du pH du mélange ?

Exo 10 : On prélève 10 ml d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl, de concentration inconnue. On la dose avec une solution contenant 4,48g d'hydroxyde de potassium KOH (base fort) par litre de solution. On constate qu'il faut verser 12,5 ml de cette

solution pour atteindre l'équivalence acido-basique.

1. Calculer la concentration, en mol.l⁻¹, des ions H₃O⁺ de la solution acide.

2. Quelles seraient les concentrations, en mol.l⁻¹, des espèces présentes si on mélangeait 20 ml de cet acide chlorhydrique avec 16 ml de la solution d'hydroxyde de potassium ?

Exo 11 : 1. À l'aide d'une burette délivrant 20 gouttes par cm³, on ajoute une goutte de solution de HCl de concentration 0,2 mol.l⁻¹ dans 100 cm³ d'eau. Calculer la concentration en ion H₃O⁺ ainsi que le pH de la solution obtenue.

2. À l'aide de même burette, on ajoute une, deux, puis trois gouttes de solution de soude à 0,1 mol.l⁻¹ dans la solution précédente.

Déterminer la concentration en ion H₃O⁺ ainsi que le pH de la solution après chacune de ces additions.

Exo 12 : Un bêcher contient 10 cm³ d'une solution aqueuse déci normale de HCl, au dessus une burette contient une solution aqueuse de 0,1 N de NaOH.

A Quel est le pH de la solution dans le bêcher ?

Quel volume de NaOH faut-il verser pour atteindre le point d'équivalence ? Quel serait alors le pH dans le bêcher ?

B On laisse couler lentement la solution de NaOH dans le but de tracer le graphique représentant le pH dans le bêcher en fonction du nombre $X \text{ cm}^3$ de NaOH versé dans le bêcher. On a versé $X \text{ cm}^3$ de la solution de NaOH ($2 \leq X \leq 8$). Exprimer en fonction de X le pH dans le bêcher. Calculer le pH pour $X=2, X=4, X=6, X=8$.

C On continue de laisser couler la solution de soude, on dépasse le point de l'équivalence.

1. On a versé 12 cm³ dans le bêcher (à partir du début du dosage).

Montrer que tout se passe comme si on versait $Y \text{ cm}^3$ dans un certain volume d'eau. Calculer Y et V . Quel est le pH dans le bêcher ?

2. On a versé $X \text{ cm}^3$ de solution de soude ($X > 10 \text{ cm}^3$) mesurer à partir du début du dosage.

Exprimer le pH dans le bêcher en fonction de X .

AN : $X=14, X=16$

Vers quelle limite tend le pH lorsque $X \rightarrow \infty$.

D Rassembler les résultats numériques pour : $X=0, X=2, X=4, X=6, X=8, X=10, X=12, X=14, X=16, X \rightarrow \infty$

Tracer la courbe de pH en fonction de X

Exo 13 : 1) Quel est le pH du mélange obtenu en versant, dans 20 ml de la solution d'acide nitrique à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$:

a) 6 ml ;

b) 9 ml

de solution d'hydroxyde de sodium à 2.10^{-2} mol.l⁻¹ ?

2. Même question pour :

a) 6,5 ml ;

b) 9,5 ml

de la même base.

Comparer les variations de pH consécutives à un ajout de 0,5 ml de solution d'hydroxyde de sodium : entre 6 et 6,5 ml d'une part, 9 et 9,5 ml d'autre part. Conclure.

Exo 14 : 1. L'iodure d'hydrogène est un acide fort. Écrire l'équation-bilan de sa réaction avec une solution d'hydroxyde de potassium.

2. Quel volume V d'acide iodhydrique à 5.10^{-2} mol.l⁻¹ faut-il verser, dans 100 ml de solution d'hydroxyde de potassium à 2.10^{-2} mol.l⁻¹, pour qu'à l'équilibre le pH soit égal :

- à 10 ;

- à 7 ;

- à 5 ?

Exo 15 : on dispose d'une solution de 100 ml d'hydroxyde de sodium de concentration 5.10^{-2} mol.l⁻¹.

1. Quel est son pH ?

2. Quels volumes d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-2} mol.l⁻¹ faut-il verser dans la solution précédente pour abaisser le pH :

- à 11 ?

- à 7 ?

- à 3 ?

Exo 16 : Une solution aqueuse S contient un mélange d'hydroxyde de sodium (concentration c_1 inconnue) et de chlorure de sodium (concentration c_2 également inconnue).

- On prélève 20 ml de S et on ajoute progressivement une solution titrée d'acide nitrique de concentration $c_a = 2.10^{-2}$ mol.l⁻¹. L'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume $v_a = 50$ ml d'acide.

La solution obtenue à l'équivalence est notée S'.

- On traite 50 ml de S' par une solution de nitrate d'argent utilisée en excès. Il se forme un précipité blanc P. Ce dernier, filtré, lavé, puis séché, a pour masse 287 mg.

1. Quelle est la valeur de la concentration c_1 , en mol.l⁻¹ ?

2. Écrire l'équation-bilan de la réaction de formation du précipité P. Quel est son nom ?

3. Quelle est, en mol.l⁻¹, la valeur de la concentration c_2 ?

4. Que vaut le pH de la solution S ?

Réaction entre un acide faible et une base forte

Exo 1 : 1- Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-2} mol.l⁻¹ faut-il ajouter à un volume de 30ml de solution d'acide éthanoïque de concentration

10^{-2} mol.l⁻¹ pour avoir une solution de pH= 5,05. Le pK_A du couple acide éthanoïque-ion éthanoate est 4,75.

2- Quelles sont les concentrations des espèces chimiques en solution ?

Exo 2 : On veut déterminer le pK_A de l'acide benzoïque C₆H₅COOH. Pour cela on fait trois mesures de pH à 25°C dans les conditions suivantes :

1- On prépare une solution aqueuse de cet acide de concentration 0,01 mol.l⁻¹. Son pH vaut 3,1.

2- À 10 ml de la solution précédente, on ajoute 5 ml de solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-2} mol.l⁻¹. Le pH mesuré est alors 4,2.

3- On verse encore 5ml de soude à 10^{-2} mol.l⁻¹ dans la solution préparée selon 2 ;le pH passe alors à 8.

Dans chaque cas 1, 2, 3, calculer la concentration, en mol.l⁻¹, des différentes espèces en solution dans l'eau et en déduire, à chaque fois, le pK_A du couple acide benzoïque-ion benzoate. Laquelle des trois méthodes 1, 2, 3 donne la valeur la plus précise du pK_A. Justifier la réponse.

Exo 3 : On place dans un bécher 20 ml d'une solution d'acide carboxylique dans laquelle on verse progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-1} mol.l⁻¹. Au cours de l'addition, on mesure les valeurs du pH du mélange. On appelle V le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé. Les résultats sont groupés dans le tableau suivant :

| | | | | | | | | |
|-------|-----|-----|------|-----|------|------|------|------|
| V(ml) | 0 | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 | 14 |
| pH | 2,4 | 2,8 | 3,1 | 3,3 | 3,5 | 3,7 | 3,9 | 4,2 |
| V(ml) | 16 | 17 | 17,5 | 18 | 18,5 | 19 | 20 | 22 |
| pH | 4,5 | 5,0 | 5,7 | 9,7 | 11,5 | 12,0 | 12,2 | 12,4 |

1- Tracer la courbe représentant les variations du pH du mélange en fonction de V.

1 cm sur l'axe des abscisses pour 1ml.

1 cm sur l'axe des ordonnées pour 1 unité de pH.

2- Déterminer sur la courbe les coordonnées du point d'équivalence. Quelle est la concentration, en mol.l^{-1} , de la solution initiale d'acide ?

3- Déterminer sur la courbe les coordonnées du point de demi-équivalence. En déduire la constante d'acidité K_A du couple dont la forme acide est R-COOH .

4- Recenser toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange et calculer leurs concentrations, en mol.l^{-1} , lorsque le pH est 3,6.

Exo 4 : On dissout 3,7g d'acide propanoïque dans une quantité suffisante d'eau pure pour obtenir un litre d'une solution S.

1- Quelle est la concentration de la solution S ?

2- On mesure le pH de cette solution : on trouve pH=3,1. En déduire que l'acide propanoïque est un acide faible. Écrire l'équation d'ionisation de cet acide dans l'eau.

3- On verse dans 20ml de solution S, 25ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,02 \text{ mol.l}^{-1}$: le pH du mélange est 4,9. En déduire le $\text{p}K_A$ du couple acide propanoïque/ion propanoate.

Exo 5 : Une solution aqueuse à $0,5 \text{ mol.l}^{-1}$ d'un acide carboxylique AH a un pH qui vaut 2 à 25°C .

1- Déterminer les concentrations des espèces chimiques contenues dans cette solution. En déduire la constante d'acidité du couple acide/base utilisé ; l'identifier à partir du tableau suivant :

| Couple | Acide chloroéthanoïque ion chloroéthanoate | Acide méthanoïque ion méthanoate | Acide éthanoïque ion éthanoate |
|---------------|--------------------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|
| $\text{p}K_A$ | 2,9 | 3,7 | 4,7 |

Écrire les formules de l'acide et de sa base conjuguée.

2- Quel volume V (en ml) d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,4 \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à à 10 ml de la solution d'acide pour amener son pH à 4 ?

Réaction entre un acide fort et une base faible

Exo 6 : 1- On mélange 20 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ et 40 ml d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Le pH du mélange obtenu est 4,8.

a- Calculer les concentrations, en mol.l^{-1} , des diverses espèces présentes dans le mélange.

b- Quel est le $\text{p}K_A$ du couple acide éthanoïque/ion éthanoate ?

2- On mélange maintenant 20ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ et 40 ml d'une solution de méthanoate de sodium de concentration C. Le pH du mélange obtenu est 4,8 ; sachant que le $\text{p}K_A$ du couple acide méthanoïque/ion méthanoate vaut 3,8, calculer C, en mol.l^{-1}

Exo 7 : Une solution A d'ammoniac de concentration voisine de $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ a un pH proche de 10,7.

1- La base utilisée est-elle une base forte ? pourquoi ?

2- On dose 20 ml de cette solution par de l'acide chlorhydrique de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. L'équivalence est obtenue lorsqu'il a été versé 23,6 ml d'acide.

a- Définir l'équivalence.

b- Quelle est la concentration, en mol.l^{-1} , de la solution A ?

c- Quel volume de solution A doit-on ajouter à de l'eau pure pour obtenir un litre de solution B de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$?

3- Le pH de B est 10,65.

a- Calculer la concentration des espèces chimiques en solution.

b- En déduire la valeur de la constante d'acidité K_A du couple acido-basique.

c- On vérifier la valeur de K_A par une autre expérience. À 40 ml de B on ajoute 10 ml de chlorure d'ammonium de concentration $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$; le pH devient 8,9 ; calculer les concentrations des espèces présentes ; en déduire la valeur de la constante K_A , puis du $\text{p}K_A$ du couple.

Exo 8 : Une solution d'hélianthine met en jeu le couple acide/base HIn/In^- dont le $\text{p}K_A$ est 3,5 ; HIn et In^- n'ont pas la même couleur : HIn est rose et In^- est jaune.

Cette solution apparaît rose si $[\text{HIn}]/[\text{In}^-] > 3$ et jaune si $[\text{In}^-]/[\text{HIn}] > 10$.

1- Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de cet indicateur coloré ?

2- La valeur de la constante $\text{p}K_A$ du couple éthanoïque/ion éthanoate vaut 4,8. On ajoute quelques gouttes d'hélianthine à une solution aqueuse S d'acide éthanoïque. Cette addition ne modifie pratiquement pas

le pH.

Quelle doit être la concentration minimale, c_a , en mol.l⁻¹, de la solution S d'acide éthanoïque. Cette addition ne modifie pratiquement pas le pH.

Quelle doit être la concentration minimale, c_a , en mol.l⁻¹, de la solution S pour qu'elle prenne la teinte de la forme acide de l'hélianthine ?

3- Quelle masse minimale, m, d'hydroxyde de sodium solide faut-il alors ajouter à 1l de cette solution S pour que l'hélianthine prenne la teinte de sa forme basique ? On néglige la variation de volume.

Exo 9 : Une solution aqueuse d'un acide carboxylique

AH de concentration 0,01 mol.l⁻¹ a un pH égal à 2,9 à 25°C.

1- a- Calculer les concentrations, en mol.l⁻¹, de toutes les espèces chimiques en solution et vérifier que le pK_A du couple AH/A⁻ est égal à 3,7.

b- Sachant que pour préparer 500ml de cette solution, il a fallu dissoudre dans l'eau 0,23 g d'acide pur, calculer la masse molaire de cet acide carboxylique et donner sa formule chimique et son nom.

2- Dans 20ml de cette solution acide additionnée de quelques gouttes d'hélianthine, on verse progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,02 mol.l⁻¹.

a- Au virage de l'indicateur coloré, on arrête l'addition d'hydroxyde de sodium. Le pH étant alors de 3,5, quel volume d'hydroxyde de sodium a-t-on versé ?

b- Calculer le volume d'hydroxyde de sodium qu'il aurait fallu verser dans les 20ml de la solution acide pour atteindre le point d'équivalence.

c- Pour déterminer la concentration de la solution acide par ce dosage acide/ base, choisiriez vous l'hélianthine comme indicateur coloré ? Justifier votre réponse.

Exo 10 : Un indicateur coloré en solution peut être considéré comme un couple acide/ base suivant la réaction : $HIn + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + In^-$

Ce couple HIn/In⁻ a un pK_A égal à 5. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge, la forme basique In⁻ est jaune. La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît rouge si $[HIn] > 10[In^-]$ et jaune si

$[In^-] > 10[HIn]$.

1- Quelles sont les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré ?

2- Dans un volume $v_a = 10\text{ml}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_a = 10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$, on

introduit quelques gouttes de l'indicateur, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_b = 10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$.

a- Établir la relation entre la concentration, en mol.l⁻¹, des ions H_3O^+ restant le mélange et le volume v_b d'hydroxyde de sodium ajouté avant l'équivalence. (On négligera la concentration des ions OH⁻ devant celle des ions H_3O^+ restants, approximation que l'on justifiera).

b- Déterminer la valeur v_{b1} de v_b qui correspond au début du virage de l'indicateur. Déterminer la valeur v_{b2} de v_b qui correspond à la fin du virage de l'indicateur.

Solutions tampons

Exo 10 : On réalise un mélange d'une A d'acide méthanoïque et d'une solution B de méthanoate de sodium.

- Volume du prélèvement A : $V_A = 50\text{ml}$; concentration molaire volumique : $C_A = 10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$.

- Volume du prélèvement B : $V_B = 25\text{ml}$; concentration molaire volumique : $C_B = 5.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$.

1- a) La solution obtenue a un pH égal à 4,2. Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques en présence.

b) Montrer que le pK_A du couple méthanoïque/ méthanoate vaut 3,8.

2- On veut préparer une solution tampon à un pH = 3,8 :

a) Soit en utilisant les solutions A et B précédentes. Calculer les volumes V'_A et V'_B des prélèvements des solutions A et B à mélanger pour obtenir 300ml de la solution tampon.

b) Soit en utilisant la solution A et une solution S d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_S = 10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$. Calculer les volumes V''_A et V_S de soude à mélanger pour obtenir 300ml de la solution tampon.

Exo 11 : On veut préparer 0,1 l d'une solution de pH = 4. Pour cela on mélange un volume V_1 d'une solution d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 10^{-1}\text{mol.l}^{-1}$ et un volume V_2 d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_2 = 5.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$. Le pK_A du couple acide méthanoïque/ ion méthanoate est égal à 3,8.

a- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ? Calculer leurs concentrations molaires en fonction de V_1 et V_2 .

b- Calculer V_1 et V_2 .

c- Calculer, en mole, les quantités d'ions méthanoate et de molécules d'acide méthanoïque présents dans le volume de solution préparée.

2- On verse dans 0,1 l de la solution ci-dessus un volume

V de solution de soude décimolaire.

a) Donner l'équation-bilan de la réaction chimique entre les ions OH^- et les molécules d'acide méthanoïque (on rappelle que cette est considérée comme totale).

b) En déduire, en mole, les quantités d'ion méthanoate et de molécules d'acide méthanoïque dans le mélange après réaction (on exprimera ces deux nombres en fonction de V).

c) Calculer V sachant que le pH après réaction est égal à 4,1.

Que peut-on conclure quant aux propriétés de la solution initiale ?

Exo 12 : Une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ présente à 25°C un pH de 5,1.

a- Déterminer les concentrations des diverses espèces chimiques présentes dans la solution.

b- À 100 ml de cette solution on ajoute un volume V d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $0,2 \text{ mol.l}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est 9.

Le pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ étant de 9,2, déterminer V.

c- Quelle valeur faut-il donner à V pour que le mélange soit une solution tampon de pH=9,2.

Exo 13 : Une solution S d'acide méthanoïque de concentration molaire volumique $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ a un pH=2,4.

1- Quelle est la concentration des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution.

Vérifier que le pK_A du couple acide méthanoïque/ ion méthanoate est 3,8.

2- À un litre de la solution S, on ajoute sans variation de volume, une masse m de méthanoate de sodium pour obtenir 1 l de solution tampon.

Calculer la masse m.

3- Énoncer les propriétés de la solution tampon.

Exo 14 : On souhaite préparer une solution de pH=5,2 en mélangeant 10ml d'acide éthanoïque à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ et V ml d'éthanoate de sodium de $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Calculer V, on donne $\text{pK}_\text{A}=4,7$.

Exo 15 : On réalise une solution tampon en mélangeant 100ml d'acide méthanoïque à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ et 50ml de NaOH à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. La constante K_A du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ est $1,6 \cdot 10^{-4}$.

1- Quel est le pH du tampon ?

2- Quel volume de HCl à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter pour que le pH=3,5 ?

Exo 16 : a) Quel volume de soude à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à 20ml d'acide éthanoïque à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ pour

obtenir une solution de pH=5,2, le pK_A du couple est 4,7.

Calculer la concentration des espèces CH_3COOH et CH_3COO^- dans le mélange.

b) On ajoute à 25ml d'une solution de CH_3COOH à $0,2 \text{ N}$, 25,1 ml de solution de NaOH. Calculer le pH de la solution obtenue. Compte tenu de la variation de volume, on donne $\text{pK}_\text{A}=4,73$.

Exo 17 : Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire $4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ a un pH=10,9.

1- En déduire la valeur de la constante pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

2- Dans 20ml de cette solution, on verse x ml de solution de HCl de concentration $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Écrire l'équation de la réaction.

Quel doit être la valeur de x pour obtenir une solution de pH=9,2. Quelle propriété possède la solution ainsi obtenue.

Exo 18 : Dans 1 l d'eau, on dissout 0,4mol de NH_4Cl et 0,2mol d'ammoniac. Le pH de la solution est 8,9.

1- Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution.

En déduire le pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

2- On fait arriver dans cette solution x mol de chlorure d'hydrogène gazeux. La variation du pH est de 0,03 unité. Calculer les concentrations des espèces en fonction de x. En déduire x. Quel serait le pH d'une solution obtenue en dissolvant les x mol de chlorure d'hydrogène dans un litre d'eau pure ? Conclure.

Exo 19 : On mélange à 25°C $0,02 \text{ mol.l}^{-1}$ d'acide éthanoïque à $0,015 \text{ mol.l}^{-1}$ d'acide dichloroéthanoïque. Calculer le pH du mélange. On donne pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,75 et pK_A du couple $\text{CHCl}_2\text{COOH}/\text{CHCl}_2\text{COO}^-$ est 2,86.

Exo 20 : Calculer la variation du pH lorsqu'on ajoute :

a- 5ml de HCl aq à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

b- 5ml de NaOH aq à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ à 100ml d'une solution tampon constituée de $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ de NH_3 et $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ de NH_4Cl aq. On donne : $\text{K}_\text{A}=5,7 \cdot 10^{-10}$.

Exo 21 : 1- Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à un volume de 30ml de solution d'acide éthanoïque de concentration $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$ pour avoir une solution de pH=5,05. Le pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,75.

2- Quelles sont les concentrations des différentes espèces chimiques en solution ?

Exo 22 : On verse 10ml de solution ammoniacale décimolaire dans 20ml de solution de chlorure

d'ammonium de même concentration. Après agitation on mesure le pH du mélange et on trouve 8,96.

1- Quel est le couple acide-base qui intervient dans ce mélange précédent.

2- Calculer la molarité des espèces chimiques ions et molécules présents dans le mélange.

3- Calculer la constante d'acidité du couple écrit au **1**.

Exo 23 : On mélange 10ml de HCl à 10^{-2} mol.l⁻¹ à 20ml de solution d'ammoniac à 10^{-2} mol.l⁻¹. On obtient une solution S.

a- Quel est le pH de S ?

b- On ajoute à S 1ml de HCl à 0,01mol.l⁻¹. Quel est le pH de S ?

c- On ajoute à S 1ml de soude à 0,01mol.l⁻¹. Quel est le pH de S ?

d- La même question si on ajoute à S 1ml de NH₄Cl à 0,01mol.l⁻¹. On donne pK_A du couple NH₄⁺/NH₃ : 9,2

Exo 24 : Quel volume de méthanoate de sodium à 0,2mol.l⁻¹ faut-il verser dans 100ml d'acide méthanoïque à 0,1mol.l⁻¹ pour obtenir un mélange de pH=3,6 ? On donne pK_A du couple HCOOH/ HCOO⁻ : 3,8.

« Le destin c'est Dieu, la destinée c'est moi »

Bonne chance

À

TOUTES ET À TOUS