

Exercices supplémentaires en chimie analytique

Exercice N°1 :

1. Calculer la concentration molaire d'une solution d'acide nitreux HNO_2 de normalité N, dans les trois cas suivants : $N_1 = 10^{-1} \text{ N}$; $N_2 = 10^{-2} \text{ N}$; $N_3 = 10^{-5} \text{ N}$
2. Calculer pour chaque concentration le coefficient de dissociation α de l'acide nitreux et le pH correspondant. Conclure.

Donnée : $\text{pK}_a = 3,2$

Exercice N°2 :

1. On veut préparer une solution de l'ammoniac (NH_3) de concentration $C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ à partir d'une solution mère de l'ammoniac de normalité $N = 0,1 \text{ N}$.
 - Quel volume d' H_2O faut-il ajouter à 500 ml de la solution mère pour préparer 1l de solution de l'ammoniac ($C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$).
2. La constante de basicité de l'ammoniac en solution est $1,9 \cdot 10^{-5}$.
 - Calculer le degré d'ionisation de cette base.
 - Calculer le pH de la solution préparée par deux méthodes.

Exercice N°3 :

1. Calculer la concentration molaire d'une solution aqueuse d' H_2SO_4 à 60,65 % en masse de pureté. La masse volumique d' H_2SO_4 à 60,65 % est 1,52 g/ml.
2. Quel est le pH d'une solution dans l'eau d'acide sulfurique (H_2SO_4) de normalité $3,5 \cdot 10^{-3} \text{ N}$? On considérera les deux acidités comme fortes.

Données : les masses atomiques : $S = 32 \text{ g/mole}$; $O = 16 \text{ g/mole}$

Exercice N°4 :

On veut préparer un litre d'une solution aqueuse d'ammoniaque de concentration égale à 0.1 M, à partir d'une solution concentrée de cette base dont la bouteille indique les informations suivantes: NH_3 à 20 % en masse, densité 0.92.

1. Indiquer le volume qu'il faut prendre de la solution concentrée pour préparer la solution diluée demandée.

2. Si l'on mélange 1 ml de cette solution concentrée avec 50 ml d'eau quelle sera la concentration de l'ammoniaque dans le mélange?

Exercice N°5 :

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque (CH_3COOH) dont le pKa est de 4.75 à 25°C et dont la concentration C est égale à 0.075 M.

1. Quel est le pH de la solution?
2. Quelles sont les concentrations des espèces dissoutes?
3. Quel est le degré de dissociation α de l'acide?

Exercice N°6 :

On dispose d'acide oxalique $\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}$, abrégé en $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, sous la forme de cristaux dihydratés ($\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}, 2\text{H}_2\text{O}$). On veut préparer 500 ml d'une solution aqueuse de cet acide à la concentration C de 0.1 M.

1. Quelle est la masse de cristaux qu'il faut peser pour préparer cette solution?
2. Si l'on rajoute 3.00 g de cet acide cristallisé à la solution précédente que devient la concentration de l'acide?

Exercice N°7 :

On dispose d'une solution aqueuse d'un acide HA dont la concentration C est égale à 0.05M. Le pH de la solution est égal à 3.50.

1. L'acide HA est-il fort ou faible?
2. Que vaut son pKa si jamais il est faible?
3. Que vaut son degré de dissociation α ?
4. Quelles sont les concentrations des espèces dissoutes?

Exercice N°8 :

On veut préparer un litre d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration égale à 0.1 mol.L^{-1} , à partir d'une solution concentrée de cet acide dont la bouteille indique les informations suivantes: HCl à 32% en masse, densité 1.16.

3. Indiquer le volume qu'il faut prendre de la solution concentrée pour préparer la solution diluée demandée.

4. Si l'on mélange 1 ml de cette solution concentrée avec 50 ml d'eau quelle sera la concentration de l'acide chlorhydrique dans le mélange?

Exercice N°9 :

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque (CH_3COOH) dont le pH est égal à 3.15. Le pKa de cet acide est de 4.75 à 25°C.

1. Donner les concentrations, exprimées en mol.L^{-1} , de chacune des espèces dissoutes.
2. Calculer la concentration C de cet acide.
3. Quel est son degré de dissociation α ?

Exercice N°10 :

On mélange un volume V_1 égal à 100 ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration C_1 égale à 0.001 mol.L^{-1} avec un volume V_2 égal à 50 ml d'une solution aqueuse d'ammoniaque de concentration C_2 égale à 0.01 mol.L^{-1} .

1. Quel est le pH de chacune des solutions avant mélange?
2. Quel est le pH de la solution obtenue après mélange? Quelle est sa composition, exprimée en mol.L^{-1} , en chacune des espèces dissoutes?

Donnée : pKa =9,25

Exercice N°11 :

On dispose d'une solution aqueuse d'ammoniaque de concentration C égale à 0.025 mol.L^{-1} et de volume V égal à 250 mL.

1. Quel volume de solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration C'égale à 0.020 mol.L^{-1} faut-il utiliser pour salifier complètement l'ammoniaque? Ecrire la réaction de salification sous la forme ionique.
2. Comment s'appelle le sel obtenu?
3. Quelle masse de sel a-t-on obtenue si on laisse évaporer l'eau résiduelle?
4. Quel est le pH de la solution avant évaporation de l'eau?

Exercice N°12 :

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique de volume V égal à 100 mL et de concentration égale à 0.08 mol.L^{-1} . On ajoute à cette solution 0.2 g de cristaux de soude, sans qu'il y ait d'augmentation du volume de la solution.

1. Quel est le pH de la solution après ajout des cristaux de soude?
2. Quelle est la composition de la solution?
3. Quel volume de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration égale à 0.3 mol.L^{-1} faudrait-il ajouter aux 0.2 g de cristaux de soude afin de neutraliser la solution d'acide chlorhydrique?

Corrigé de l'exercice N°10 :

1. Le pH de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (base forte) vaut 11.

Le pH de la solution d'ammoniaque (base faible) vaut 10.63.

2. Après mélange il faudra résoudre l'équation d'électroneutralité suivante:



La concentration de l'ion sodium deviendra égale à $6.67 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration globale de l'ammoniaque (NH_3 et NH_4^+ réunis) sera égale à $3.33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Il faudra résoudre une équation du second degré pour arriver au résultat.

On trouve un pH final après mélange de 10.87.

La concentration des ions hydronium est alors égale à $1.35 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$.

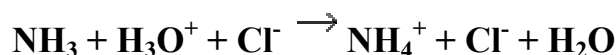
La concentration des ions hydroxyde est égale à $7.41 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration des ions ammonium est égale à $7.43 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration en ammoniac NH_3 non protoné est égale à $3.26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Corrigé de l'exercice N°11 :

1. L'équation de salification de la solution aqueuse d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique est la suivante:



Il faudra un volume V égal à 312.5 ml pour neutraliser l'ammoniaque par l'acide chlorhydrique.

2. Le sel obtenu est bien évidemment le chlorure d'ammonium. Sa masse molaire M est égale à 53.5 g.mol^{-1} . On en aura fabriqué ici $6.25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
3. La masse de chlorure d'ammonium qu'on peut obtenir après évaporation de l'eau résiduelle est égale à 0.334 g .

4. Si l'on avait mesuré le pH de la solution avant évaporation de l'eau, étant donné que la concentration du chlorure d'ammonium était égale à $1.11.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on aurait trouvé une valeur égale à 5.60. Le chlorure d'ammonium est un sel de base faible et d'acide fort.

Corrigé de l'exercice N°13 :

1. Le nombre de moles initial d'acide chlorhydrique est égal à $0,08 \times 0,1$ soit 8.10^{-3} mol . Dans 0,2 g de soude il y a 5.10^{-3} mol d'ions hydroxyde. Si on mélange les deux réactifs il restera dans 100 ml de solution 3.10^{-3} mol d'ions hydronium.

Le pH de la solution sera égal à 3.00.

2. On aura:

$$[\text{Na}^+] = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{Cl}^-] = 0.08 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.03 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{HO}^-] = 3.33.10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}.$$

3. Comme il restera 3.10^{-3} mol d'ions hydronium après avoir ajouté les 0,2 g de cristaux de soude il faudra rajouter un volume V égal à 10 ml de soude à $0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ afin de neutraliser tout l'acide chlorhydrique.

Corrigé de l'exercice 1

1) Calcul de la molarité

$$N = C \cdot Z \Rightarrow C = \frac{N}{Z}$$

l'acide nitreux est monoacide donc $Z = 1$

$$\text{AN: } C_1 = \frac{N_1}{Z} = \frac{10^{-1}}{1} = 10^{-1} \text{ M}$$

$$C_2 = \frac{N_2}{Z} = \frac{10^{-2}}{1} = 10^{-2} \text{ M}$$

$$C_3 = \frac{N_3}{Z} = \frac{10^{-5}}{1} = 10^{-5} \text{ M}$$

2) Calcul du coefficient de dissociation α pour chaque concentration

la dissociation partielle de l'acide nitreux:



à t_0

C_i

0

0

$C_i = 1, 2, 3$

à t_{eq}

$C_i - C_i \alpha$

$C_i \alpha$

$C_i \alpha$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{C_i \alpha \cdot C_i \alpha}{C_i (1 - \alpha)} = \frac{C_i \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$\Rightarrow C_i \alpha^2 = K_a (1 - \alpha) \Rightarrow C_i \alpha^2 + \alpha K_a - K_a = 0$$

$$C_i \alpha^2 + K_a \alpha - K_a = 0$$

* α_1 pour $C_1 = 10^{-1} \text{ M}$

- calcul de pK_a

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

$$K_a = 10^{-3,2} = 6,31 \cdot 10^{-4}$$

- calcul du α_1

$$10^{-1} \alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-4} \alpha - 6,31 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-3} \alpha - 6,31 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\Delta = 2,528 \cdot 10^{-2} > 0 \Rightarrow \begin{cases} \alpha_1 = 7,63 \cdot 10^{-2} \\ \alpha_2 < 0 \text{ rejeté} \end{cases}$$

- Donc $C_1 = 10^{-1} \text{ M} \Rightarrow \alpha_1 = 7,63\%$

→ le pH correspondant:

d'acide nitreux est un acide faible $\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C_1)$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(3,2 - \log 10^{-1}) = 2,1$$

ou: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (C_1 \alpha_1)$

$$\text{pH} = -\log (10^{-1} \cdot 7,63 \cdot 10^{-2}) = 2,1$$

* Calcul du α_2 pour $C_2 = 10^{-2} \text{M}$

$$10^{-2} \alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-4} \alpha - 6,31 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-2} \alpha - 6,31 \cdot 10^{-2} = 0$$

$$\Delta = (6,31 \cdot 10^{-2})^2 - 4(-6,31 \cdot 10^{-2} \cdot 1) = 2,56 \cdot 10^{-1} > 0$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \alpha_2 = 0,22 \\ \alpha_2 < 0 \text{ rejetée} \end{array} \right.$$

Donc $\alpha_2 = 22\%$ pour $C_2 = 10^{-2} \text{M}$.

→ le pH correspondant:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C_2)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(3,2 - \log 10^{-2}) = 2,6$$

ou: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (C_2 \alpha_2)$

$$\text{pH} = -\log (10^{-2} \cdot 0,22) = 2,6$$

* Calcul du α_3 pour $C_3 = 10^{-5} \text{M}$

$$10^{-5} \alpha^2 + 6,31 \cdot 10^{-4} \alpha - 6,31 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$10^{-1} \alpha + 6,31 \alpha - 6,31 = 0$$

$$\Delta = 42,34$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \alpha_3 = 0,984 \\ \alpha_3 < 0 \text{ rejeté} \end{array} \right.$$

Donc $\alpha_3 = 98,4\%$ pour $C_3 = 10^{-5} \text{M}$.

→ le pH correspondant

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(3,2 - \log 10^{-5}) = 4,1$$

ou $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (C_3 \alpha_3)$

$C_1 = 10^{-1} \Rightarrow \alpha_1 = 7,63 \cdot 10^{-2}$, $pH = 2,1$: l'acide nitreux est faiblement dissocié.

$C_2 = 10^{-2} \Rightarrow \alpha_2 = 22\%$, $pH = 2,6$: l'acide nitreux est dissocié

$C_3 = 10^{-3} \Rightarrow \alpha_3 = 98,4\%$, $pH = 4,1$: l'acide nitreux est pratiquement dissocié.

En conclusion : $C_1 \downarrow \Rightarrow \alpha \uparrow \Rightarrow$ la dissociation de l'acide augmente avec la dilution.

Corrigé de l'exercice 2

1) Calcul de la concentration molaire de la solution d' H_2SO_4

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

Calcul de la masse d'un litre de solution

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$$

$$m = 1,52 \cdot 1000 = 1520 \text{ g}$$

Calcul de la masse d' H_2SO_4 dans un litre de solution

D'après la pureté :

$$100 \text{ g de solution} \rightarrow 60,65 \text{ g } H_2SO_4$$

$$1520 \text{ g} \rightarrow m_{H_2SO_4}$$

$$m_{H_2SO_4} = \frac{1520 \cdot 60,65}{100} = 921,88 \text{ g}$$

Calcul de la masse molaire d' H_2SO_4

$$M = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mole}$$

Calcul de la concentration :

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$C = \frac{921,88}{98 \cdot 1} = 9,417$$

2) Calcul du pH d'une solution d'acide sulfurique de normalité $3,5 \cdot 10^{-3} \text{ N}$

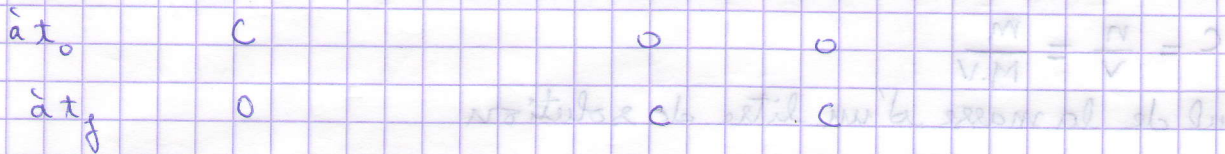
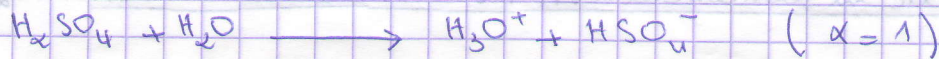
Calcul de la concentration

$$N = C \cdot z \Rightarrow C = \frac{N}{z}$$

L'acide sulfurique est un diacide $\Rightarrow z = 2$

$$C = \frac{3,5 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

la 1^{ère} acidité de l'acide sulfurique (la dissociation est totale)



la 2^{ème} dissociation (complète)



calcul du pH :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2c$$

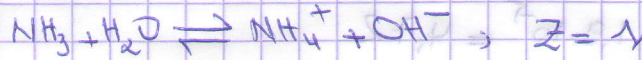
$$\text{pH} = -\log (2 \cdot 7,75 \cdot 10^{-2}) = 2,41$$

Corrigé de l'exercice 3

1) Calcul du volume d' H_2O

Calcul de la concentration molaire de la solution mère

$$N = C \cdot Z \Rightarrow C = \frac{N}{Z}$$



$$\Rightarrow \text{AN} \quad C = 0,1 \text{ M}$$

de volume d' H_2O

$$C_1 = 0,1 \text{ M} \quad ; \quad C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{AN} \quad V_1 = 500 \text{ mL} \quad ; \quad V_2 = ?$$

On utilise la loi de dilution

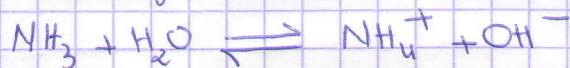
$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$\text{AN: } V_2 = \frac{0,1 \cdot 500}{2 \cdot 10^{-2}} = 2500 \text{ mL}$$

$$V_2 = V_1 + V_{H_2O} \Rightarrow V_{H_2O} = V_2 - V_1$$

$$V_{H_2O} = 2500 - 500 = 2000 \text{ mL} = 2 \text{ L}$$

2) Calcul du degré d'ionisation α de NH_3 ($K_b = 1,9 \cdot 10^{-5}$)



$$\text{à } t_0 \quad \begin{array}{ccc} c & 0 & 0 \end{array}$$

$$\text{à l'éq} \quad \begin{array}{ccc} c - c\alpha & c\alpha & c\alpha \end{array}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$K_b(1-\alpha) = c\alpha^2 \Rightarrow c\alpha^2 + K_b\alpha - K_b = 0$$

$$2 \cdot 10^{-2} \alpha^2 + 1,9 \cdot 10^{-5} \alpha - 1,9 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$2\alpha^2 + 1,9 \cdot 10^{-3} \alpha - 1,9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\Delta = 1,52 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha = 3,03 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha = 3,03 \%$$

3) Calcul du pH de la solution préparée

NH_3 est une base faible $\Rightarrow \text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \log C_b)$

Calcul de $\text{p}K_b$

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$\text{p}K_b = -\log 1,9 \cdot 10^{-5} = 4,72$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \log C)$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(4,72 - \log 2 \cdot 10^{-2}) = 3,21$$

Calcul du pH

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,21 = 10,79$$

2^{ème} méthode :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ?$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{C \cdot \alpha}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-2} \cdot 3,03 \cdot 10^{-2}} = 1,65 \cdot 10^{-11}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,65 \cdot 10^{-11}) = 10,78$$

Corrigé de l'exercice 4

solution de NH_3 à 0,1M à partir d'une solution concentrée à 20%, $d = 0,92$

1/ Calcul du volume de la solution concentrée

. Calcul de la masse de NH_3

$$m = C \cdot V \cdot M = 0,1 \cdot 1 \cdot 17 = 1,7 \text{ g}$$

. Calcul de la masse de la solution

$$100 \text{ g de solution} \rightarrow 20 \text{ g de } \text{NH}_3$$

$$m_{\text{solution}} \rightarrow 1,7 \text{ g}$$

$$m_{\text{solution}} = \frac{100 \cdot 1,7}{20} = 8,5 \text{ g}$$

. Calcul du volume de la solution

$$d = \frac{\rho_{\text{sol}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow \rho_{\text{sol}} = \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot d = 0,92 \text{ g/ml}$$

$$\rho_{\text{sol}} = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{8,5}{0,92} = 9,24 \text{ ml}$$

$$2/ V_T = 50 + 1 = 51 \text{ ml}$$

. Calcul de la masse d'un ml (1 ml) de solution

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V = 0,92 \cdot 1 = 0,92 \text{ g}$$

. Calcul de la masse de NH_3

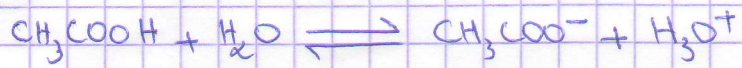
$$100 \text{ g solution} \rightarrow 20 \text{ g } \text{NH}_3$$

$$0,92 \text{ g} \rightarrow m_{\text{NH}_3}$$

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{0,92 \cdot 20}{100} = 0,184 \text{ g}$$

$$C = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,184}{17 \cdot 51 \cdot 10^{-3}} = 0,212 \text{ M}$$

Corrigé de l'exercice 5



$$pK_a = 4,75 ; C = 0,075 \text{ M}$$

1) Calcul du pH de la solution

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_a - \log C) = 2,94$$

2) Calcul des concentrations des espèces dissoutes :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,94$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,94} = 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2,94}} = 10^{-11,06} = 8,71 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,075 - 1,15 \cdot 10^{-3} = 7,385 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

3) Calcul de α

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C} = \frac{1,15 \cdot 10^{-3}}{0,075}$$
$$\alpha = 1,53 \cdot 10^{-2}$$

Corrigé de l'exercice 6

500 ml d'une solution 0,1 M de ($\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}$, $2\text{H}_2\text{O}$)

1/ calcul de la masse de cristaux qu'il faut peser :

$$m = C \cdot V \cdot M$$

$$M = 2 \times 1 + 2 \times 12 + 4 \times 16 + 2 \times 18 = 126 \text{ g/mole}$$

$$m = 0,1 \cdot 500 \cdot 10^{-3} \cdot 126 = 6,3 \text{ g}$$

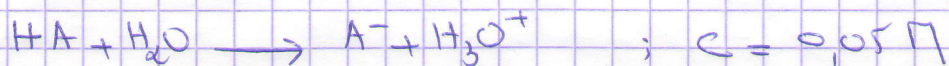
$$2/ m_T = 6,3 + 3,00 = 9,3 \text{ g}$$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{9,3}{126} = 0,074$$

$$C = \frac{0,074}{0,5} = 0,148 \text{ M}$$

Corrigé de l'exercice 7



1) Si HA est un acide fort : $\text{pH} = -\log c$

$$\text{pH} = -\log 0,05 = 1,3$$

($\text{pH} \neq 1,3 \Rightarrow$ l'acide est faible)

2) Calcul de pKa

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} - \log c)$$

$$2\text{pH} = \text{pKa} - \log c$$

$$\text{pKa} = 2\text{pH} + \log c = 2 \cdot 3,50 + \log 0,05$$

$$\text{pKa} = 7 - 1,3 = 5,7$$

Calcul de α : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5}$$

$$\alpha = \frac{10^{-3,5}}{0,05} = \alpha \ll 0.$$

3) Calcul des concentrations des espèces dissoutes

$$c = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 10^{-3,5} \text{ M}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = c - [\text{A}^-] = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,5}} = 10^{-10,5} \text{ M}$$

ou :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 10^{-3,5} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = c - [\text{A}^-] = 0,05 - 0,05 \cdot 0,006 = 0,05 - 0,003 = 0,047$$

$$[\text{HA}] \approx 0,047 \approx 0,05 \text{ M}$$

Corrigé de l'exercice 8

HCl à $C = 0,1\text{M}$, solution concentrée à 32%, $d = 1,16$

1) Calcul de la masse d'HCl

$$m = C \cdot V \cdot M = 0,1 \cdot 1 \cdot 36,5 = 3,65\text{g}$$

Calcul de la masse de la solution concentrée

$$100\text{g de solution} \rightarrow 32\text{g HCl}$$

$$m_{\text{solution}} \rightarrow 3,65\text{g}$$

$$m_{\text{solution}} = \frac{100 \cdot 3,65}{32} = 11,406\text{g}$$

Calcul du volume de la solution

$$d = \frac{\rho_{\text{sol}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow \rho_{\text{sol}} = 1,16 \cdot 1 = 1,16\text{g/ml}$$

$$\rho_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V_{\text{sol}}} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{11,406}{1,16} = 9,83\text{ml}$$

2) Calcul de la concentration de la solution

$$V_{\text{sol}} = 1 + 50 = 51\text{ml}$$

Calcul de la masse d'1 ml de solution

$$m = \rho \cdot V = 1,16 \cdot 1 = 1,16\text{g}$$

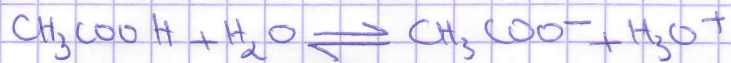
$$100\text{g solution} \rightarrow 32\text{g HCl}$$

$$1,16\text{g} \rightarrow m_{\text{HCl}}$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{1,16 \cdot 32}{100} = 0,3712\text{g}$$

$$C = \frac{\frac{0,3712}{36,5}}{51 \cdot 10^{-3}} = \frac{0,0102}{51 \cdot 10^{-3}} = 0,199\text{mol/l} \approx 0,2\text{M}$$

Corrigé de l'exercice 9



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,15 \quad ; \quad \text{pK}_a = 4,75$$

1) Calcul des concentrations

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,15} \text{ M} \quad ; \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3,15}} = 10^{-10,85} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-3,15} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,15} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-10,85} \text{ M} = 1,41 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,41 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 7,08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

• Calcul de $[\text{CH}_3\text{COOH}]$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log [\text{CH}_3\text{COOH}])$$

$$\log [\text{CH}_3\text{COOH}] = \text{pK}_a - 2\text{pH} = -1,55$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,82 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

2) Calcul de la concentration C

$$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2,82 \cdot 10^{-2} + 7,08 \cdot 10^{-4}$$

$$C = 2,89 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

3) Calcul de α

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C\alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{7,08 \cdot 10^{-4}}{2,89 \cdot 10^{-2}}$$

$$\alpha = 2,45 \cdot 10^{-2}$$