

Filière SMC – Semestre 3

Module chimie expérimentale – Examen de 2^{ème} session de chimie générale – Durée 45 min

Nom et prénom : ; N° d'examen.....

Exercice 1

La solution commerciale « Destop » (appelée D) vendue pour déboucher les canalisations contient essentiellement de l'hydroxyde de sodium (plus quelques adjuvants qu'on négligera). Ses caractéristiques sont :

Densité de la solution : $d = 1,23$

Teneur en hydroxyde de sodium en masse : 23 %

1- Calculer la concentration de la solution commerciale « Destop »

.....
.....
.....
.....
.....

2- Quel volume faudrait-il prélever de cette solution pour préparer 250 mL d'une solution diluée (S) de concentration 0,100 mol/L

.....
.....
.....

3- La solution S, une fois préparée, a été dosée par une solution d'acide chlorhydrique 0,100 mol/L. Le volume à l'équivalence pour une prise d'essai de 20 mL de S est de 21,5 mL. Quelle est la concentration molaire expérimentale de la solution S ?

.....
.....
.....
.....

4- Cette solution est-elle parfaite ?

.....
.....
.....
.....

Données : Masses molaires atomiques en g/mol : H = 1,0 Na = 23,0 O = 16,0

Une solution est dite parfaite si : $\left| \frac{C_{théorique} - C_{expérimentale}}{C_{théorique}} \right| \times 100 \leq 1\%$

Exercice 2

1- Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples oxydoréducteurs suivants :

- S₂O₃²⁻/S
- SO₂/ S₂O₃²⁻ :
- S₂O₈²⁻/SO₄²⁻ :
- S₄O₆²⁻/ S₂O₃²⁻ :

2- Lors du dosage d'une solution de diode par l'ion thiosulfate, on obtient l'équivalence dans les conditions suivantes :

- initialement dans l'erenmeyer, on a introduit 10 cm^3 de la solution de diode de concentration C inconnue et 20 cm^3 d'eau.
- On a ajouté $17,5 \text{ mL}$ d'une solution d'ions thiosulfate de concentration $1/80 \text{ mol/L}$.

Calculer la concentration molaire de la solution de diode.

.....
.....
.....
.....

Exercice 3

On prépare 500 cm^3 d'une solution S de soude (NaOH) de normalité $0,1 \text{ eq/L}$.

1- Calculer la masse de NaOH prise pour préparer cette solution.

.....
.....
.....

2- 10 cm^3 de la solution S ont été nécessaire pour neutraliser 20 cm^3 d'une solution S' d'acide sulfurique (H_2SO_4).

a- Ecrire les réactions de dissociation de l'acide et de la base ainsi que la ou les réactions de dosage.

.....
.....
.....

b- Calculer la normalité et la molarité de l'acide sulfurique (avec une précision au $\frac{1}{1000}$ ème)

.....
.....
.....

c- Calculer leur incertitudes respectives ΔN et ΔC et donner les résultats sous forme : $X \pm \Delta X$ (sachant que $\Delta V_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ cm}^3$ et $\Delta V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,1 \text{ cm}^3$ et $\Delta N_{\text{NaOH}} = 0 \text{ eq/L}$)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

UNIVERSITY OF BATH

Filière SMC – Semestre 3

Module chimie expérimentale – Examen de 2^{ème} session de chimie générale – Durée 45 min

Nom et prénom : ; N° d'examen.....

Exercice 1

La solution commerciale « Destop » (appelée D) vendue pour déboucher les canalisations contient essentiellement de l'hydroxyde de sodium (plus quelques adjuvants qu'on négligera). Ses caractéristiques sont :

Densité de la solution : $d = 1.23$

Teneur en hydroxyde de sodium en masse : 23 %

1- Calculer la concentration de la solution commerciale « Destop »

$$d = \rho \text{ (g/cm}^3\text{)} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

② donc la masse d'1 Litre de la solution commerciale pure est
 $m = \rho \times V \times P = 1,23 \times 1000 \times \frac{23}{100} = 282,9 \text{ g}$

$$n = \frac{m}{M} \quad M = 16 + 1 + 23 = 40 \text{ g/mol} \quad n = \frac{282,9}{40} = 7,07 \text{ mol donc } C = \underline{\underline{7,07 \text{ M}}}$$

2- Quel volume faudrait-il prélever de cette solution pour préparer 250 mL d'une solution diluée (S) de concentration 0,100 mol/L

② D'après la relation de conservation de la matière $C_{\text{mère}} V_{\text{mère}} = C_{\text{fil}} V_{\text{fil}}$

$$V_{\text{mère}} = \frac{C_{\text{fil}} \times V_{\text{fil}}}{C_{\text{mère}}} = \frac{0,100 \times 250}{7,07} = 3,54 \text{ mL}$$

3- La solution S, une fois préparée, a été dosée par une solution d'acide chlorhydrique 0,100 mol/L. Le volume à l'équivalence pour une prise d'essai de 20 mL de S est de 21,5 mL. Quelle est la concentration molaire expérimentale de la solution S ?

② A l'équivalence $N_A V_A = N_B V_B$ $N_B = \frac{N_A V_A}{V_B} = \frac{C_A V_A}{V_B} = C_B$
 car HCl est un monoacide et NaOH monobasique

$$C_{B \text{ exp}} = \frac{0,100 \times 21,5}{20} = 0,106 \text{ mol/L}$$

4- Cette solution est-elle parfaite ?

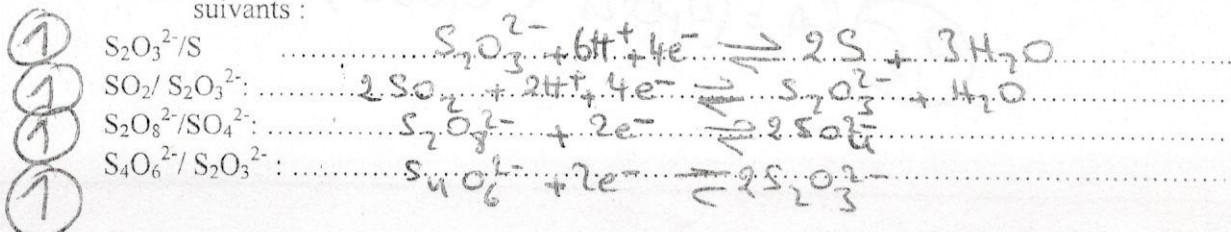
① $\left| \frac{0,100 - 0,106}{0,100} \right| \times 100 = 6 > 1\%$ donc la solution n'est pas parfaite

Données : Masses molaires atomiques en g/mol : H = 1,0 Na = 23,0 O = 16,0

Une solution est dite parfaite si : $\left| \frac{C_{\text{théorique}} - C_{\text{expérimentale}}}{C_{\text{théorique}}} \right| \times 100 \leq 1\%$

Exercice 2

1- Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples oxydoréducteurs suivants :



2- Lors du dosage d'une solution de diode par l'ion thiosulfate, on obtient l'équivalence dans les conditions suivantes :

- initialement dans l'erlenmeyer, on a introduit 10 cm^3 de la solution de diode de concentration C inconnue et 20 cm^3 d'eau.
- On a ajouté $17,5 \text{ mL}$ d'une solution d'ions thiosulfate de concentration $1/80 \text{ mol/L}$.

Calculer la concentration molaire de la solution de diode.

(2)
$$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^- \quad (d=2)$$

$$2S_2O_3^{2-} \rightleftharpoons S_4O_6^{2-} + 2e^- \quad d=1$$
à l'équivalence $N_{I_2} V_{I_2} = N_{S_2O_3^{2-}} V_{S_2O_3^{2-}}$

$$2C_{I_2} V_{I_2} = C_{S_2O_3^{2-}} V_{S_2O_3^{2-}}$$

$$C_{I_2} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} V_{S_2O_3^{2-}}}{2V_{I_2}} = \frac{17,5}{80 \times 2 \times 10} = 0,108 \text{ mol/L}$$

Exercice 3

On prépare 500 cm^3 d'une solution S de soude (NaOH) de normalité $0,1 \text{ eq/L}$.

1- Calculer la masse de NaOH prise pour préparer cette solution.

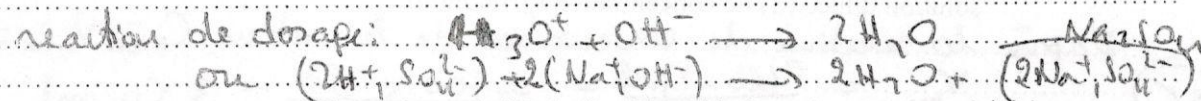
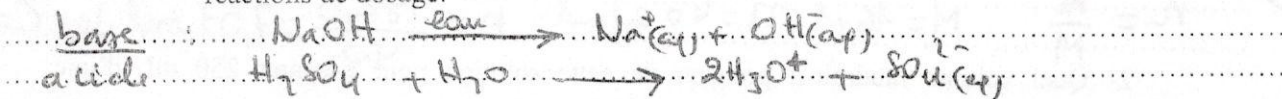
(1,5)
$$N = C = 0,1 \text{ mol/L} \quad \text{car NaOH monobase} \quad C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$m = C \cdot M \cdot V = 0,1 \times 40 \times 0,500$$

$$m = 2,0 \text{ g}$$

2- 10 cm^3 de la solution S ont été nécessaire pour neutraliser 20 cm^3 d'une solution S' d'acide sulfurique (H_2SO_4).

a- Ecrire les réactions de dissociation de l'acide et de la base ainsi que la ou les réactions de dosage.



b- Calculer la normalité et la molarité de l'acide sulfurique (avec une précision au $\frac{1}{1000}$ ème)

à l'équivalence $N_A V_A = N_B V_B$ $N_A = \frac{N_B V_B}{V_A} = \frac{0,1 \times 10}{20}$

(1,5)
$$N_A = 0,050 \text{ eq/L} \quad C_A = \frac{N_A}{2} \quad \text{car } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ diacide}$$

$$C_A = 0,025 \text{ mol/L}$$

c- Calculer leur incertitudes respectives ΔN et ΔC et donner les résultats sous forme : $X \pm \Delta X$ (sachant que $\Delta V_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ cm}^3$ et $\Delta V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,1 \text{ cm}^3$ et $\Delta N_{\text{NaOH}} = 0 \text{ eq/L}$)

(1)
$$N_A = \frac{N_B V_B}{V_A} \quad \text{dmc} \quad \Delta N_A = N_A \left(\frac{\Delta V_A}{V_A} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta N_B}{N_B} \right)$$

$$= 0,050 \left(\frac{0,1}{20} + \frac{0,1}{10} \right) = 0,001 \text{ eq/L}$$

(1)
$$C_A = \frac{N_A}{2} \quad \Delta C_A = C_A \left(\frac{\Delta N_A}{N_A} \right) = \frac{\Delta N_A}{2} = 0,001 \text{ mol/L}$$
dmc (0,15)
$$N_A = (0,050 \pm 0,001) \text{ eq/L}$$
(0,15)
$$C_A = (0,025 \pm 0,001) \text{ mol/L}$$