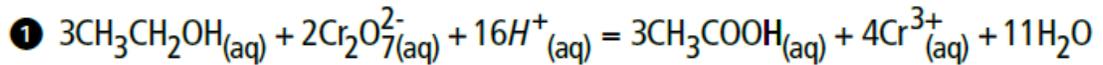


## Correction de la composition du 1<sup>er</sup> trimestre – 1<sup>ère</sup>

### Exercice 1 : {5pts} ( 1pt pour chaque question)

#### L'alcootest



②  $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,8 \times 100}{46} = 1,74 \text{ mol avec } M = 46 \text{ g/mol.}$

③

Équation	$3 \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 16\text{H}^+_{(\text{aq})} = 3\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + 4 \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 11 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$					
État initial	1,74	3,0	Excès	0	0	Excès
État intermédiaire	$1,74 - 3x$	$3,0 - 2x$	Excès	$3x$	$4x$	Excès
État final	$1,74 - 3x_{\text{éq}}$	$3,0 - 2x_{\text{éq}}$	Excès	$3x_{\text{éq}}$	$4x_{\text{éq}}$	Excès

④ Pour trouver le réactif limitant, il faut calculer :

$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} : 1,74 - 3x_{\text{max}} = 0 \quad X_{\text{max}} = 0,58 \text{ mol.}$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} : 3 - 2X_{\text{max}} = 0 \quad X_{\text{max}} = 1,5 \text{ mol.}$$

La valeur minimale de  $X_{\text{max}}$  nous donne le réactif limitant :  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ . La bonne valeur de  $X_{\text{max}}$  est donc : 0,58 mol.

⑤ D'après le tableau, on peut obtenir  $3X_{\text{max}}$  mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  soit 1,74 mol.

$$m = n.M = 1,74 \times 60 = 104 \text{ g}$$

### Exercice 2 : {5 pts} Formation d'ammoniac.

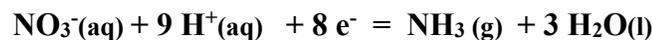
1. L'aluminium est un **réducteur** suivant l'ordre dans un couple **Ox/Red**, on a  $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}(\text{s})$

1

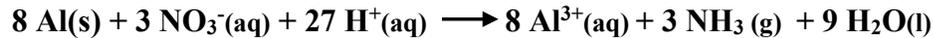
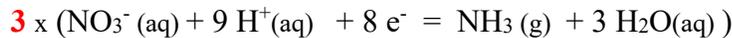
L'aluminium  $\text{Al}(\text{s})$  subit une **oxydation** en se transformant en  $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$  avec **perte d'électrons**, suivant la demi-équation électronique suivante :  $\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^-$

2. La demi-équation électronique de **réduction** sera pour l'ion nitrate :

1,5



Pour trouver l'équation de la réaction on procède comme suit :



3. Calcul des quantités de matières initiales :

2,5

$$n(\text{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{2,70}{27,0} = 0,100 \text{ mol} ; n(\text{NO}_3^-) = C \times V = 0,100 \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$8 \text{Al(s)} + 3 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 27 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 8 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{NH}_3(\text{g}) + 9 \text{H}_2\text{O(l)}$					
État du système	Avancement $x$ (mol)	Quantités de matière présentes dans le système (mol)					
<i>initial</i>	$x = 0$	0,100	$5,00 \cdot 10^{-3}$		0	0	
<i>en cours</i>	$x$	$0,100 - 8x$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x$	<b>En excès</b>	$8x$	$3x$	<b>En excès</b>
<i>final</i>	$x_f$	$0,100 - 8x_f$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_f$		$8x_f$	$3x_f$	

Recherche de l'avancement final:

soit pour (Al) :  $0,100 - 8x_{\max 1} = 0 ; x_{\max 1} = \frac{0,100}{8} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

ou pour ( $\text{NO}_3^-$ ) :  $5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_{\max 2} = 0 ; x_{\max 2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$

donc  $x_{\max} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  et le réactif limitant est l'acide nitrique.

en on déduit  $n(\text{Al})_f = 0,100 - 8x_{\max} = 0,100 - 8 \times 1,67 \cdot 10^{-3} = 8,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

d'où la masse d'Aluminium en excès (restante) est :  $m = n \times M = 8,66 \cdot 10^{-2} \cdot 27,0 = 2,34 \text{ g.}$

### Exercice 3 : {10 pts} Entretien de l'eau d'une piscine

A.1. Le spectre présente une bande d'absorbance entre 500 et 560 nm.

1

La couleur absorbée est vert et la couleur de l'espèce chimique E opposée d'après le cercle chromatique est entre le violet et le rouge (pourpre).

A.2. La formule brute de la DPD est  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_2$

. Masse molaire de la DPD :  $M = 10 \times M_C + 16 \times M_H + 2 \times M_N$   
 $= 10 \times 12,0 + 16 \times 1,01 + 2 \times 14,0 = 164 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1

.. Quantité de matière de la DPD contenue dans une pastille de 5,0 mg de DPD :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{164} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

**A.3.** « Pour une concentration en acide hypochloreux  $\text{HClO}$  supérieur à  $7,0 \text{ mg.L}^{-1}$  l'échantillon contenant le réactif DPD est susceptible de se décolorer et de conduire à un résultat faux. »

$$n_{\text{HClO}} = \frac{m_{\text{HClO}}}{M_{\text{HClO}}} \quad \text{et} \quad C_m = \frac{m_{\text{HClO}}}{V} \quad \text{donc} \quad m_{\text{HClO}} = C_m \times V$$

$$\text{d'où : } n_{\text{HClO}} = \frac{C_m \times V}{M_{\text{HClO}}} = \frac{7,0 \cdot 10^{-3} \times 10 \cdot 10^{-3}}{1,0 + 35,5 + 16,0} = 1,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

1

**A.4.** Tableau d'avancement:

0,5

Équation de la réaction		Chlore libre + DPD $\longrightarrow$ espèce chimique E		
État du système	Avancement $x$ (mol)	Quantités de matière présentes dans le système (mol)		
initial	$x = 0$	$1,3 \cdot 10^{-6}$	$3,0 \cdot 10^{-5}$	0
en cours	$x$	$1,3 \cdot 10^{-6} - x$	$3,0 \cdot 10^{-5} - x$	$x$
final	$x_f$	$1,3 \cdot 10^{-6} - x_f$	$3,0 \cdot 10^{-5} - x_f$	$x_f$

Calcul de  $x_{\text{max}}$  : soit  $1,3 \cdot 10^{-6} - x_{\text{max}1} = 0$  ;  $x_{\text{max}1} = 1,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ .

ou  $3,0 \cdot 10^{-5} - x_{\text{max}2} = 0$  ;  $x_{\text{max}2} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

alors  $x_{\text{max}} = x_{\text{max}1} = 1,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$  et le réactif limitant est le chlore libre et la DPD est en excès.

**A.5.** En introduisant une seule pastille de DPD dans un tube test, le chlore libre est en défaut ( voir question A.4) donc l'utilisation d'une seule pastille est suffisante pour que la DPD soit introduite en excès.

1

**B.1.** Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :  $n_7 = n_1$

$$\text{Or } n = C \times V \quad \text{donc} \quad C_7 \times V_7 = C_1 \times V_1 \quad \text{d'où} \quad V_7 = \frac{C_1 \times V_1}{C_7} = \frac{20 \times V_1}{4,0} = 5 \times V_1$$

$V_7$  le volume fille est celui d'une fiole jaugée et  $V_1$  le volume de la solution mère est prélevé avec une pipette jaugée. Ainsi nous utiliserons une fiole jaugée dont le volume est 5 fois plus grand que le volume de la pipette jaugée.

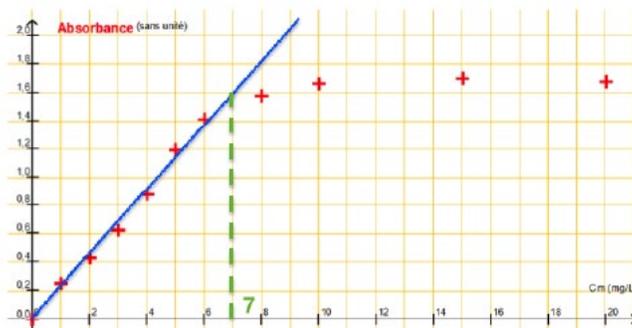
Il faut prendre une pipette jaugée de 10,0 mL et une fiole jaugée de 50,0 mL.

**Protocole expérimental :**

- Verser la solution mère dans un bécher
- Prélever à l'aide d'une pipette jaugée  $V = 10,0 \text{ mL}$  de la solution mère
- Introduire  $V$  dans une fiole jaugée 50,0 mL
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Homogénéiser la solution

**B.2.** Indication du fabricant : « Au-delà de  $7 \text{ mg.L}^{-1}$  les résultats du test peuvent s'avérer faux ».

0,5



L'absorbance est proportionnel à la concentration pour les valeurs de  $C_m < 7,0 \text{ mg.L}^{-1}$ .

Au-delà, ce n'est plus proportionnel. Cette représentation est **en accord** avec la recommandation du fabricant.

### B.3.

$$C = \frac{c_m}{M} = \frac{7,0 \cdot 10^{-3}}{1,0 + 35,5 + 16,0} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

0,5

L'absorbance est proportionnel à la concentration pour des valeurs de  $C < 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$A = k \times C$  c'est la **loi de Beer-Lambert**.

C.1. Calculons le volume de la piscine :

$$\text{L'air d'un trapèze : } A = \frac{(B+b) \times h}{2}$$

0,5

Avec :

- B la grande base, ici  $B = 2,5 \text{ m}$
- b la petite base, ici  $b = 1,5 \text{ m}$
- h la longueur de la piscine, ici  $h = 8 \text{ m}$

Volume de la piscine :  $V = A \times h'$  avec  $h'$  la largeur de la piscine, ici  $h' = 4 \text{ m}$

$$V = \frac{(B+b) \times h}{2} \times h' = \frac{(2,5+1,5) \times 8}{2} \times 4 = 64 \text{ m}^3$$

C.2. Le nombre de galets de 20 g de chlore libre conviendrait-il de rajouter dépend de la masse de chlore libre à ajouter :  $m_{\text{ajouter}} = m_{\text{minimale}} - m_{\text{présente}}$ , or  $m = C_m \times V$ , d'où :

$$m_{\text{ajouter}} = (C_{m\text{minimale}} - C_{m\text{présente}}) \times V = (2 - 1,5) \cdot 10^{-3} \times 64 \cdot 10^3$$

1

$m_{\text{ajouter}} = 32 \text{ g}$ , la masse à ajouter est la masse minimale, 1 galet a une masse de 20 g. Il faut ajouter **2 galets**.

D.1. Schéma de Lewis :

1

Ion hypochlorite $\text{OCl}^-$	Acide hypochloreux $\text{HOCl}$

D.2. La molécule  $\text{HClO}$  possède une liaison **polarisée O-H** en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ( $\chi = 3,44$ ) et l'hydrogène ( $\chi = 2,20$ ),  $\Delta\chi = 1,24 > 0,4$  ; comprise entre  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ .

Tandis que la liaison **O-Cl est apolaire** car la différence d'électronégativité entre l'oxygène ( $\chi = 3,44$ ) et le chlore ( $\chi = 3,16$ ),  $\Delta\chi = 0,28 < 0,4$ . Or les charges partielles  $\delta^+$  de l'hydrogène et  $\delta^-$  de l'oxygène ne sont pas confondus alors

**HClO est polaire.**

1

D.3. couple Redox  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  ;  $\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$  demi équation de **réduction** et l'ion  $\text{ClO}^-$  (espèce de départ) est un **oxydant** car il a gagné des électrons en se transformant en ion chlorure  $\text{Cl}^-$ .

0,5

