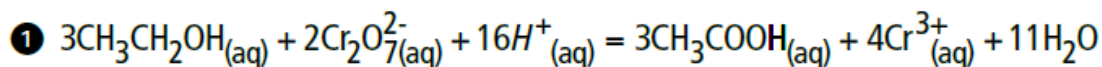


Exercice 1 : {5pts} (1pt pour chaque question)

L'alcootest



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

❸

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

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

❺ D'après le tableau, on peut obtenir $3X_{\text{max}}$ mol de CH_3COOH soit 1,74 mol.

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

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

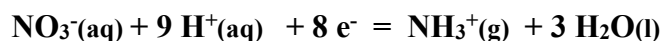
1. L'aluminium est un **réducteur** suivant l'ordre dans un couple **Ox/Red**, on a $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$

1

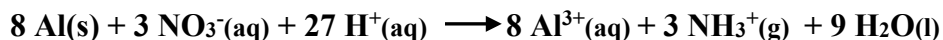
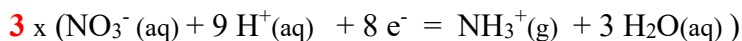
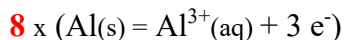
L'aluminium $\text{Al}_{(\text{s})}$ subit une **oxydation** en se transformant en $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$ avec **perte d'électrons**, suivant la demi-équation électronique suivante : $\text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^-$

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)					
initial	$x = 0$	0,100	$5,00 \cdot 10^{-3}$		0	0	
en cours	x	$0,100 - 8x$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x$	En excès	$8x$	$3x$	En excès
final	x_f	$0,100 - 8x_f$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_f$		$8x_f$	$3x_f$	

Recherche de l'avancement final:

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

$$\text{ou } 5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_{\text{max}2} = 0 ; x_{\text{max}2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

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

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

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

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 $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_2$

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

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

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

1

A.3. « Pour une concentration en acide hypochloreux 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. »

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

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

1

A.4. Tableau d'avancement:

0,5

Équation de la réaction		Chlore libre + DPD → 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_{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 : $n_7 = n_1$

0,5

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

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.

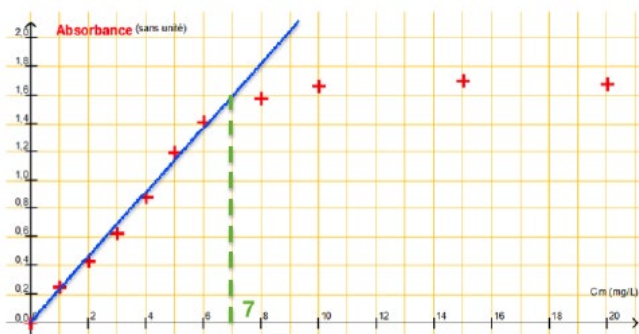
Il faut prendre une pipette jaugée de 10,0 mL et une fiole jaugée de 50,0 mL.

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 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 :

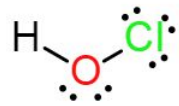
$$m_{\text{ajouter}} = (C_{m\text{minimale}} - C_{m\text{présente}}) \times V = (2 - 1,5) \cdot 10^{-3} \times 64 \cdot 10^3$$

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 OCl^-	Acide hypochloreux HOCl
	

D.2. La molécule 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 δ^+ de l'hydrogène et δ^- de l'oxygène ne sont pas confondus alors **HClO est polaire**.

1

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

0,5

