

DS4

I. Formule du sel de Mohr(15 min) (6 points)

En solution aqueuse, le sel de Mohr (sulfate de fer II et d'ammonium) se dissocie en donnant des ions Fe^{2+} , NH_4^+ et SO_4^{2-}

I.a. Parmi les formules suivantes, laquelle convient pour désigner ce sel anhydre ? (1 point)

1	2	3	4	5
$FeNH_4SO_4$	$FeNH_4(SO_4)_2$	$Fe_2NH_4(SO_4)_2$	$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$	$Fe_2(NH_4)_2(SO_4)_2$

Dans un litre d'eau, on dissout 0,1 mol de sel de Mohr.

I.b. Ecrire l'équation de dissolution du sel de Mohr dans l'eau. (1 point)



I.c. Quelle est la concentration en soluté ? (1 point)

$$C_{sel} = 0,1 \text{ mol/L}$$

I.d. Quelle est la concentration $[Fe^{2+}]$ des ions Fe^{2+} ? (1 point)

$$[Fe^{2+}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

I.e. Quelle est la concentration $[NH_4^+]$ des ions NH_4^+ ? (1 point)

$$[NH_4^+] = 0,2 \text{ mol/L}$$

I.f. Quelle est la concentration $[SO_4^{2-}]$ des ions SO_4^{2-} ? (1 point)

$$[SO_4^{2-}] = 0,2 \text{ mol/L}$$

II. Chlorure de cobalt (7,5 points) (13 min)

On introduit dans une fiole jaugée de 250 mL une masse $m = 1,1$ g de chlorure de cobalt II, on complète la fiole jaugée à 250 mL.

II.a. Donner la formule du soluté (le chlorure de cobalt) (1 point) (2 min)



II.b. Calculer la concentration molaire en soluté de la solution S obtenue. (1,5 points) (4 min)

$$C = \frac{n}{V} \text{ et } m = n \times M \text{ avec } M = 59 + 2 \times 35,5 = 130 \text{ g/mol}$$

$$D'où n = \frac{m}{M} = \frac{1,1}{130} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol et donc } C = \frac{8,5 \cdot 10^{-3}}{0,250} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

II.c. Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de cobalt. (1 point) (1 min)



II.d. En déduire les concentrations molaires des ions chlorure Cl^- et des ions cobalt Co^{2+} . (2 points) (1 min)

$$[Cl^-] = 2 \times 3,4 \cdot 10^{-2} = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[Co^{2+}] = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

II.e. Quel volume V de solution S faut il prélever pour obtenir une solution S' de volume V' = 100 mL à une concentration de C' = 4,000.10⁻³ mol.L⁻¹. **(2 points)** (5 min)

Lors d'une dilution il y a conservation de la quantité de matière en soluté.

$$n_p = n_{\text{fil}}e$$

n_p : quantité de matière en soluté prélevé dans la solution mère S

n_{fil}e : quantité de matière en soluté dans la solution fille.

On peut donc écrire que : C×V = C'×V' d'où $V = \frac{C' \times V'}{C}$ soit **V = 12 mL**

Données : M (Co²⁺) = 59 g.mol⁻¹ : M (Cl⁻) = 35.5 g.mol⁻¹

III. Tableau d'avancement (6.5 points) (23 min)

En ajoutant une solution électrolytique contenant des ions hydroxyde à une solution aqueuse de diiode, on observe une atténuation de la coloration brune due au diiode.

L'équation de la réaction chimique est :



III.a. Expliquer pourquoi on observe une atténuation de la coloration brune? **(1 point)** (2 min)

Car il y a disparition du diiode lors de la réaction.

Les quantités de matière initiales de réactifs utilisées sont : 0,75 mol de I_{2(aq)} et 1,2 mol de OH⁻_(aq)

III.b. Dresser un tableau d'avancement permettant de suivre l'évolution du système au cours de la réaction chimique en utilisant l'avancement noté x. **(1,5 point)** (7 min)

	$3 \text{I}_{2(\text{aq})} + 6 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$				
EI (0,5 point)	0,75 mol	1,2 mol	0 mol	0 mol	solvant
E intermédiaire	0,75 - 3x	1,2-6x	5x	x	(car c'est le solvant)
EF (1 point)	0,75 - 3x _{max}	1,2-6x _{max}	5x _{max}	x _{max}	solvant

III.c. Déterminer l'avancement maximal noté x_{max}. **(1 point)** valeur **(1 point)** rédaction (5 min)

Si I₂ est le réactif limitant alors 0,75 - 3x_{max} = 0 alors x_{max} = 0,25 mol

Si OH⁻ est le réactif limitant alors 1,2-6x_{max} = 0 alors x_{max} = 0,20 mol

La seule solution acceptable est **x_{max} = 0,20 mol**

III.d. En déduire quel le réactif limitant. **(1 point)** (4 min)

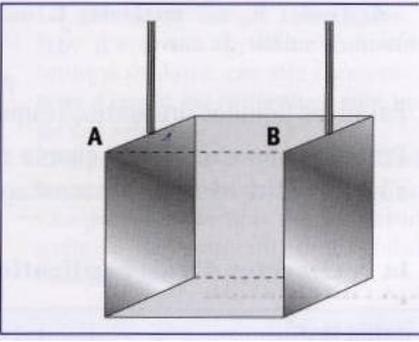
Le réactif limitant est donc OH⁻.

III.e. Faire un bilan de matière à l'état final. **(2 points)** (5 min)

	$3 \text{I}_{2(\text{aq})} + 6 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$				
--	---	--	--	--	--

EF	0,15 mol	0,0 mol	1,0 mol	0,20 mol	solvant

IV. De quels facteurs dépend la conductance G d'une solution ? (12 points) (55 min)

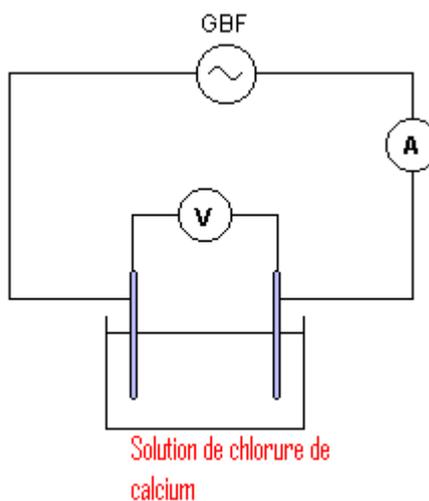
	<p>On applique une tension U de 5,4 V entre 2 électrodes A et B plongées dans une solution de chlorure de calcium.</p> <p>La surface des électrodes est de 4,0 cm²</p> <p>On mesure l'intensité du courant traversant l'électrolyte en faisant varier la distance L entre les deux électrodes</p>
---	--

ions	chlorure	Calcium
Symboles	Cl^-	Ca^{2+}

IV.a. Donner la formule chimique de l'électrolyte. **(1 point)**



IV.b. Dessiner le schéma du montage électrique permettant de mesurer la tension aux bornes des électrodes et l'intensité électrique traversant l'électrolyte. **(1 point)**



IV.c. Donner une définition de la conductance par rapport à la tension et l'intensité. On pourra donner une formule mathématique. **(1 point)**

$$G = \frac{I}{U}$$

IV.d. Quelles grandeurs pourraient influencer la valeur de la conductance G ? (en trouver 3) **(1 point)**

- La distance entre les électrodes
- La surface des électrodes
- La solution

IV.e. Comment varie la conductance G avec la distance entre les électrodes L ? **(1 point)**

G diminue quand L augmente

IV.f. Comment varie la conductance G avec la surface S des électrodes ? **(1 point)**

G diminue quand S diminue

On essaie de trouver une relation simple entre la conductance G et d'autres grandeurs

IV.g. Proposer une expression de G en fonction des paramètres de la situation présentée ici. **(1 point)**

$$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$$

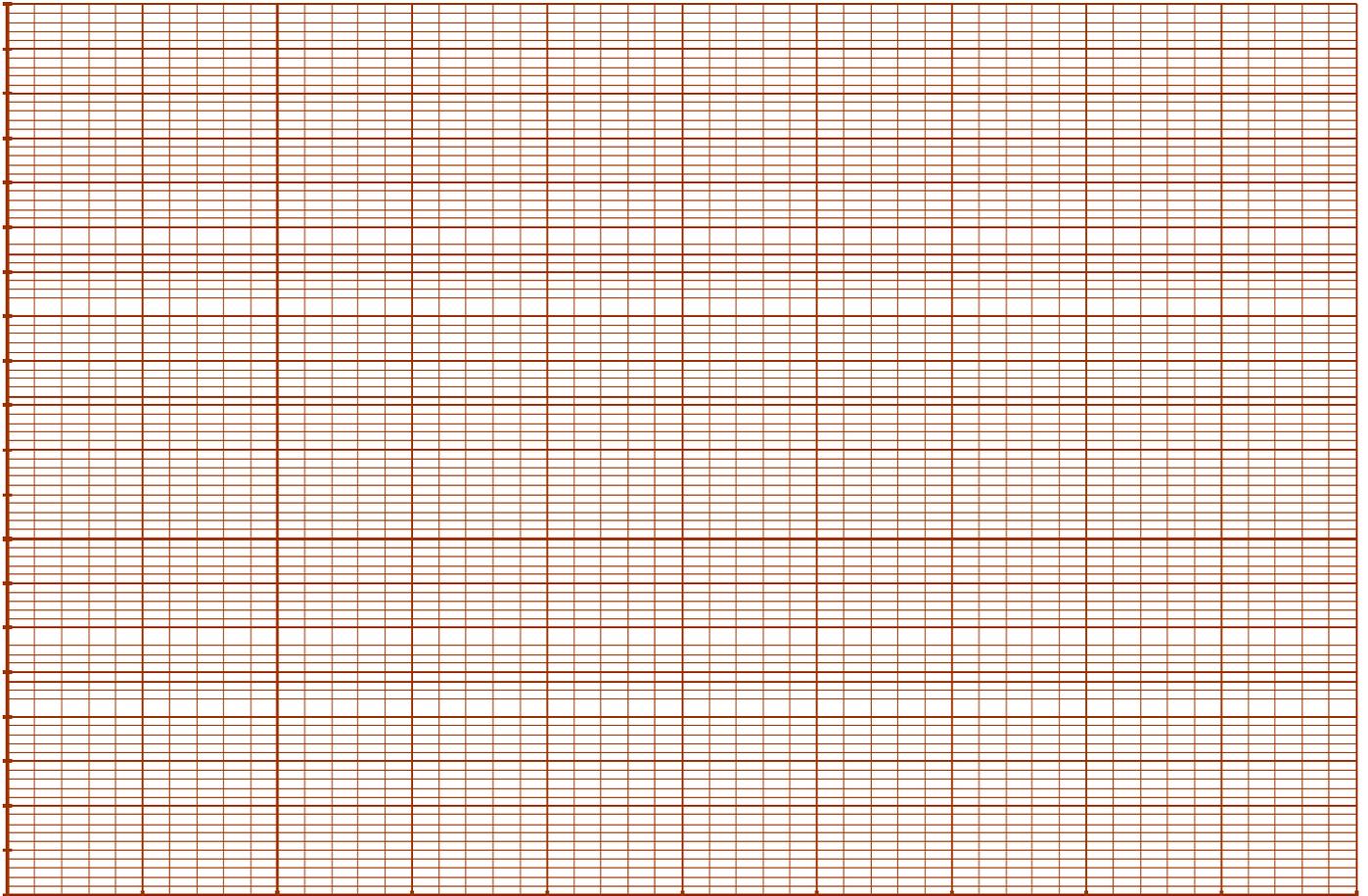
IV.h. A l'aide du tableau de valeurs ci-dessous vérifier que la proposition de la question IV.g en valable. On attend ici un graphique **(1 point)** remplir le tableau ou l'on donnera l'équation de la droite. **(1 point)** équation On pourra utiliser le papier millimétré sur cette feuille. **(1 point)** graphique

I en A	1	0,531	0,358	0,27	0,216	0,184	0,152	0,133	0,118	0,105	0,1	0,09	0,08
U en V	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4	5,4
L en cm	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13

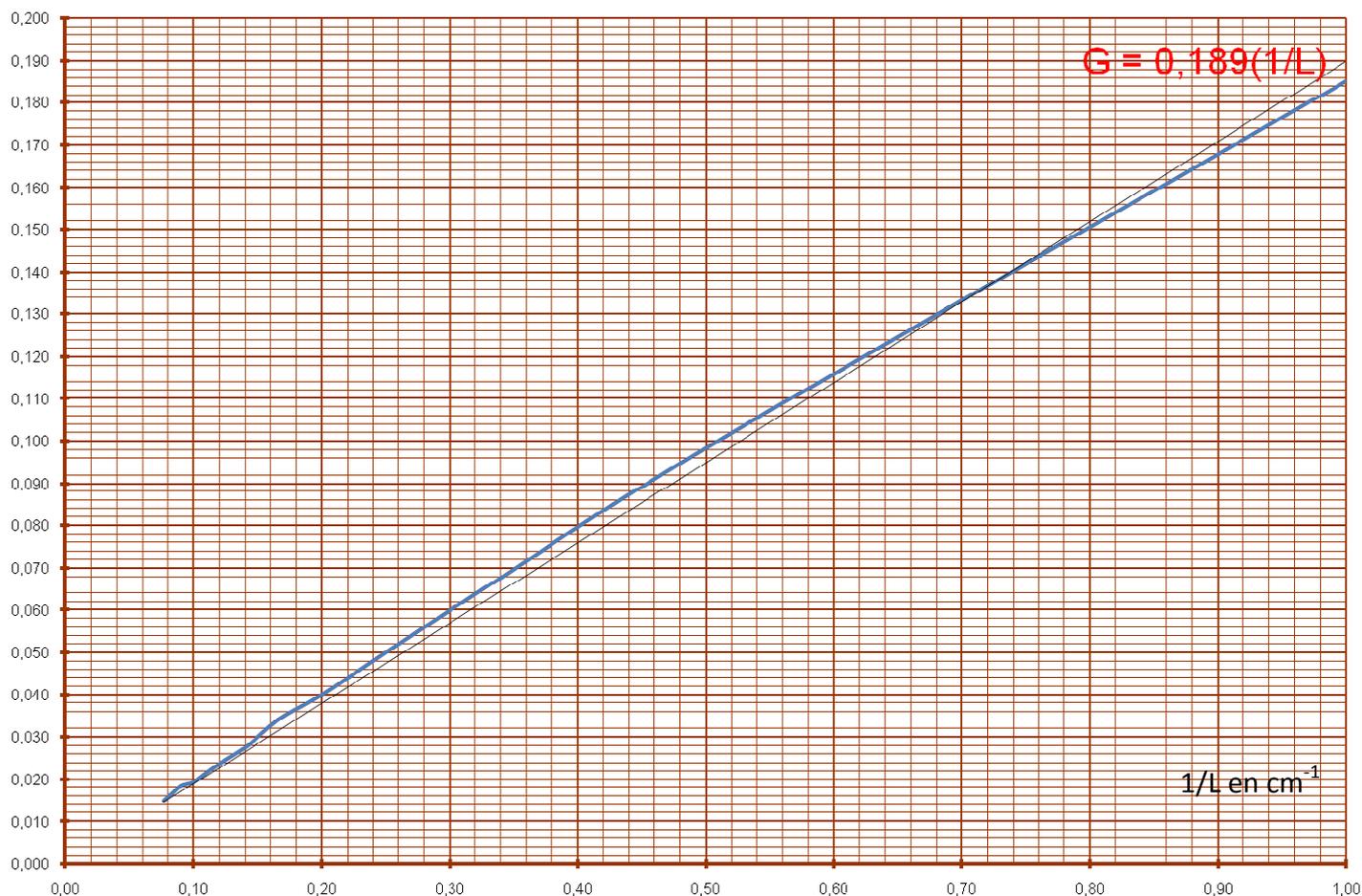
IV.i. Donner l'unité de la conductivité σ . **(1 point)**

Par exemple en S/cm

IV.j. Calculer la conductivité de la solution. **(1 point)**



G en s



V. Hydratation d'un sel(5 points) 12 min

Le sulfate de cuivre anhydre est un solide blanc. Lorsqu'il est hydraté, ce solide est bleu et sa formule chimique est $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ où x est le nombre de moles de molécules d'eau associées à une mol de CuSO_4 .

On prépare 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre à partir de 10 g de sulfate de cuivre bleu. Une mesure de concentration permet de déterminer la concentration molaire en ions cuivre de la solution obtenue :

V.a. Déterminer x .(4 points)

V.b. Précisez l'unité de x (1 point)

Données :

Eléments	H	O	S	Cu
Masses molaires en g/mol	1,0 g/mol	16,0 g/mol	32,1 g/mol	63,5

Dans la solution il y a mol d'ions cuivre :

Donc la quantité de matière introduite en mol et à pour masse 10 g. D'où l'équation :

$$10 \text{ g} = n_{\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}}$$

$$10 \text{ g} = n_{\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}} \times (M_{\text{Cu}} + M_{\text{SO}_4} + xM_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$10 \text{ g} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times (63,5 + 96,1 + 18x)$$

D'où $x = 5$ sans unité