

Dissolution et dilution

Exercice I

Vous disposez de cristaux de sulfate de potassium et d'eau distillée. Vous souhaitez préparer une solution 1 de concentration $3,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}$ en soluté apporté et de volume 250 mL

Données : $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

La formule du cristal de sulfate de potassium est K_2SO_4

- 1) Exprimez et calculez la masse molaire du sulfate de potassium.
- 2) Exprimez et calculez la masse de sulfate de potassium à dissoudre pour obtenir la solution recherchée.
- 3) Finalement la solution que vous avez préparée est trop concentrée et vous souhaitez la diluer et obtenir une nouvelle solution 2 de concentration en soluté apporté de $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume 100 mL. Quelles sont les deux verreries principales que vous allez utiliser pour cette dilution et leur volume ?

Correction

Données : $c_1 = 3,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}$ $V_1 = 250 \text{ mL} = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

1) $M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{K}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) = (39,1 \times 2) + 32,1 + (4 \times 16,0)$

$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174,3 = 1,743 \cdot 10^2 \text{ g.mol}^{-1}$

2) La masse m_1 de sulfate de potassium à dissoudre est donnée par la relation :

$m_1 = c_1 \times V_1 \times M(\text{K}_2\text{SO}_4)$

A.N. : $m_1 = 3,5 \cdot 10^{-1} \times 2,50 \cdot 10^{-1} \times 1,743 \cdot 10^2 = \underline{1,5 \cdot 10^1 \text{ g}}$

4) $c_2 = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $V_2 = 100 \text{ mL} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

Les quantités de matière présentes dans le prélèvement V_0 de la solution mère de concentration c_1 et dans la solution fille de volume V_2 et de concentration c_2 sont les mêmes : $c_1 V_0 = c_2 V_2$ d'où

$V_0 = c_2 V_2 / c_1$

A.N. : $V_0 = (3,5 \cdot 10^{-2} \times 1,00 \cdot 10^{-1}) / 3,5 \cdot 10^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ soit 10 mL

Il faut une pipette jaugée de 10 mL pour le prélèvement et une fiole jaugée de 100 mL pour la solution fille.

Exercice II

A - Préparation de la solution 1

8.5

Vous disposez d'une solution de chlorure de calcium de concentration $c_0 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ que vous voulez diluer pour obtenir $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution de concentration $c_1 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Après justification, exprimez et calculez le volume V_0 à prélever pour préparer la solution fille.
- 2) Quelle verrerie utilisez-vous pour faire ce prélèvement (nom et contenance) ?

B - Préparation de la solution 2

4

Vous disposez de sel de cuisine pour fabriquer un volume $V_2 = 25,0 \text{ mL}$ de solution de chlorure de sodium de formule NaCl de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1) Exprimez et calculez la masse de chlorure de sodium à dissoudre pour obtenir cette deuxième solution.
- 2) Quel est le nom de la verrerie que vous utilisez pour obtenir cette solution et sa contenance ?

Correction

A - **Données :** $c_0 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ $V_1 = 50,0 \text{ mL} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ $c_1 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

1) La quantité de matière présente dans le prélèvement de solution est égale à celle présente dans la solution fille : **$c_0 V_0 = c_1 V_1$**

$V_0 = c_1 V_1 / c_0 = 2,0 \cdot 10^{-1} \times 5,00 \cdot 10^{-2} / 2,0 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ ou 5,0 mL

2) J'utilise une pipette jaugée de 5,0 mL.

B - **Données :** $V_2 = 25,0 \text{ mL} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

$M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

1) **$m_s = c_2 V_2 M(\text{NaCl}) = c_2 \times V_2 \times [M(\text{Na}) + M(\text{Cl})]$** $= 5,0 \cdot 10^{-1} \times 2,50 \cdot 10^{-2} \times (23,0 + 35,5)$

$m_s = 7,3 \cdot 10^{-1} \text{ g}$

2) J'utilise une fiole jaugée de contenance 25,0 mL.

Tableau d'avancement

Exercice I

Le chlorure de fer III FeCl_3 solide se forme par réaction entre du fer métallique Fe porté à $100\text{ }^\circ\text{C}$ et du dichlore gazeux Cl_2 .

Données : $M(\text{Fe}) = 55,8\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $m(\text{Cl}) = 35,5\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $m(\text{Fe}) = 195,3\text{ g}$ $n_i(\text{Cl}_2) = 6,25\text{ mol}$

Tableau d'avancement :

Équation chimique équilibrée	
E.I. avanc ^t x =	
En cours de transf. avanc ^t x	
E.F. avanc ^t max. $x_{\text{max}} =$ valeurs et résultats	

- 1) Écrivez et équilibrez l'équation chimique sur la première ligne.
- 2) Exprimez et calculez les quantités initiales de fer.
- 3) Complétez les lignes 2 et 3 du tableau d'avancement avec les grandeurs.
- 4) Retrouvez l'avancement maximal de la réaction puis complétez la dernière ligne avec les valeurs.
- 5) Exprimez et calculez la masse de chlorure de fer III formée.
- 6) Complétez les états initial et final dans le tableau ci-dessous.

E.I.	Transformation chimique	E.F.
------	-------------------------	------

Correction

Données : $M(\text{Fe}) = 55,8\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $m(\text{Cl}) = 35,5\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $m(\text{Fe}) = 194,4\text{ g}$ $n_i(\text{Cl}_2) = 6,25\text{ mol}$

1) et 4) Équation chimique	2 Fe (s)	$+ 3\text{ Cl}_2(\text{g})$	\rightarrow	$2\text{ FeCl}_3(\text{s})$	
E.I.	$x = 0$	$n_i(\text{Fe}) = 3,50$		$n_i(\text{Cl}_2) = 6,25$	$n_i(\text{FeCl}_3) = 0$
E.C.T.		$n(\text{Fe}) = n_i(\text{Fe}) - 2x$		$n(\text{Cl}_2) = n_i(\text{Cl}_2) - 3x$	$n(\text{FeCl}_3) = 2x$
E.F. avanc ^t max.	$x_{\text{max}} = 1,75$	$n_f(\text{Fe}) = n_i(\text{Fe}) - 2x_{\text{max}}$ $= 3,50 - 2x_{\text{max}}$ $= 3,50 - (2 \times 1,75) = 0$		$n_f(\text{Cl}_2) = n_i(\text{Cl}_2) - 3x_{\text{max}}$ $= 6,25 - 3x_{\text{max}}$ $= 6,25 - (3 \times 1,75) = 1,00$	$n_f(\text{FeCl}_3) = 2x_{\text{max}}$ $= 2x_{\text{max}}$ $= 2 \times 1,75 = 3,50$

2) $n_i(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 195,3 / 55,8 = 3,50\text{ mol}$

3) Avancement maximal de la réaction :

Si Fe est le réactif limitant : $n_f(\text{Fe}) = n_i(\text{Fe}) - 2x_{\text{max}} = 0$ $x_{\text{max}} = n_i(\text{Fe}) / 2 = 3,50 / 2 = 1,75\text{ mol}$

Si Cl_2 est le réactif limitant : $n_f(\text{Cl}_2) = n_i(\text{Cl}_2) - 3x_{\text{max}} = 0$ $x_{\text{max}} = n_i(\text{Cl}_2) / 3 = 6,25 / 3 = 2,01\text{ mol}$

La première hypothèse est la bonne et Fe est le réactif limitant avec $x_{\text{max}} = 1,75\text{ mol}$

5) $M(\text{FeCl}_3) = M(\text{Fe}) + 3 M(\text{Cl}) = 55,8 + 3 \times 35,5 = 1,623 \cdot 10^2\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$m_f(\text{FeCl}_3) = n_f(\text{FeCl}_3)_r \times M(\text{FeCl}_3) = 2x_{\text{max}} \times M(\text{FeCl}_3) = 2 \times 1,75 \times 1,623 \cdot 10^2 = 5,68 \cdot 10^2\text{ g}$

6) État initial	P, T		État final	P, T
- Fe(s) 3,50 mol		transformation	- Fe(s) 0,00 mol	
- Cl ₂ (g) 6,25 mol			- Cl ₂ (g) 1,00 mol	
			- FeCl ₃ (s) 3,50 mol	

Exercice II

Vous mettez en présence dans un bécher 50 mL d'une solution d'ion cuivre Cu^{2+} de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et 1,0 mL d'une solution d'ions hydroxyde HO^- de concentration $C_2 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Tableau d'avancement :

Équation chimique équilibrée	
E.I. avanc ^t	x =
En cours de transf. avanc ^t	x
E.F. avanc ^t max. $x_{\text{max}} =$	
Valeurs numériques	

- Nommez les ions présents dans les deux solutions et donnez leur formule.
 - Quels sont les ions spectateurs ?
 - Exprimez et calculez les quantités de matière initiales en ions cuivre et en ions hydroxyde.
 - Complétez les lignes 1,2 et 3 du tableau d'avancement.
 - Retrouvez l'avancement maximal de la réaction puis complétez la dernière ligne.
 - Vous désirez que les conditions de réaction soient stœchiométriques.
 - Quel réactif devez-vous ajouter ?
 - Exprimez et calculez le volume total de ce réactif que vous aurez versé. **Difficile**
 - La quantité de précipité a-t-elle augmenté entre la première étape de réaction et les conditions stœchiométriques ?
 - Calculez la masse d'hydroxyde de cuivre formé.
- Données en g.mol^{-1} : O : 16,0 Cu : 63,5 H : 1,0
- Vous ajoutez encore quelques millilitres du même réactif.
 - Nommez les réactifs en excès et en défaut ?
 - La quantité obtenue de précipité augmente-t-elle ?

Correction

Données : $V_1 = 50 \text{ mL} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_2 = 1,0 \text{ mL} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ $C_2 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Les ions présents sont les suivants :
ion hydroxyde HO^- , ion sodium Na^+ , ion sulfate SO_4^{2-} , ion cuivre Cu^{2+}
- Les ions qui ne réagissent pas sont spectateurs : ion sodium Na^+ , ion sulfate SO_4^{2-}
- $n(\text{Cu}^{2+}) = C_1 \cdot V_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 5,0 \cdot 10^{-2} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n(\text{HO}^-) = C_2 \cdot V_2 = 2,0 \times 1,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Équation chimique	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^-(\text{aq})$	\rightarrow	$\text{Cu}(\text{HO})_2(\text{s})$
E.I.	$x = 0$	$n_i(\text{Cu}^{2+}) = 5,0 \cdot 10^{-3}$	$n_i(\text{HO}^-) = 2,0 \cdot 10^{-3}$		$n_i(\text{Cu}(\text{HO})_2) = 0$
En cours de transf. avanc ^t	x	$n_i(\text{Cu}^{2+}) - x$	$n_i(\text{HO}^-) - 2x$		x
E.F. avanc ^t max. $x_{\text{max}} =$		$n_i(\text{Cu}^{2+}) - x_{\text{max}}$ $5,0 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$n_i(\text{HO}^-) - 2x_{\text{max}}$ $2,0 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$		x_{max}

- Si Cu^{2+} est le réactif limitant : $n_i(\text{Cu}^{2+}) - x_{\text{max}} = 0$ et $x_{\text{max}} = n_i(\text{Cu}^{2+}) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 Si HO^- est le réactif limitant : $n_i(\text{HO}^-) - 2x_{\text{max}} = 0$ et $x_{\text{max}} = n_i(\text{HO}^-) / 2 = 2,0 \cdot 10^{-3} / 2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 Les ions hydroxyde sont le réactif limitant et **$x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$**
- a - Le réactif limitant était les ions hydroxyde, c'est donc ces ions qu'il faut rajouter en solution.

b - Quand la réaction soit totale, les quantités d'ions cuivre et hydroxyde à la fin de la réaction sont nulles, ce qui nous donne l'avancement maximal : $x_{\max} = n_i(\text{Cu}^{2+}) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n(\text{HO}^-)_i = C_1 \cdot V(\text{NaHO}) = 2x_{\max} \text{ d'où } V(\text{NaHO}) = 2x_{\max} / C_1 = 2 \times 5,0 \cdot 10^{-3} / 2,0 = \underline{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}}$$

c - L'avancement est passé de $1,0 \cdot 10^{-3}$ à $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol de l'expérience du début aux conditions stœchiométriques, la quantité d'hydroxyde de cuivre a augmenté avec la valeur de x_{\max} .

d - Masse molaire de l'hydroxyde de cuivre :

$$M(\text{Cu}(\text{HO})_2) = M(\text{Cu}) + 2 M(\text{H}) + 2 M(\text{O}) = 63,5 + 2 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 97,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Cu}(\text{HO})_2) = n_i(\text{Cu}(\text{HO})_2) \times M(\text{Cu}(\text{HO})_2) = x_{\max} \times M(\text{Cu}(\text{HO})_2) = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 97,5 = 4,9 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

7) a - Les réactifs en excès et en défaut sont respectivement les ions hydroxyde et les ions cuivre.

b - La quantité de précipité obtenue ne change plus car tous les ions cuivre ont réagi et l'avancement maximal vaut toujours $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.