

Correction TD TF 1

Exercice 1: Facteurs de dilution

⚠ Quand on dilue une solution mère, le volume que l'on prélève de solution mère : V_m doit contenir la quantité d'entité que l'on veut introduire dans la solution fille.

Ainsi, on peut écrire :

$$n_m = n_f \text{ dans la solution fille}$$

dans la solution mère

$$C_m V_m = C_f V_f$$

V_m : volume de solution fille que l'on veut fabriquer

volume de solution mère à prélever

$$\Rightarrow V_m = \frac{C_f}{C_m} \cdot V_f = \frac{V_f}{F}$$

$$\text{avec } F = \frac{C_m}{C_f} \text{ facteur de dilution}$$

Ici, la solution mère contient des ions N_2^{8+} à la concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

On veut préparer $V_0 = 50 \text{ mL}$ de solutions filles :

⊕ pour obtenir $C_1 = 0,02 \text{ mol/L}$

$$F = \frac{C}{C_1} = \frac{0,1}{0,02} = 5 \quad \text{Il faut prélever : } \frac{V_0}{F} = \underline{\underline{10 \text{ mL}}}$$

⊕ pour obtenir $C_2 = 0,03 \text{ mol/L}$

$$F = \frac{C}{C_2} = \frac{0,10}{0,03} = \frac{10}{3} \quad \text{Il faut prélever } \frac{V_0}{F} = \frac{50 \times 3}{10} = \underline{\underline{15 \text{ mL}}}$$

⊕ pour obtenir $C_3 = 0,04 \text{ mol/L}$

$$F = \frac{C}{C_3} = \frac{0,10}{0,04} = \frac{5}{2} \quad \text{Il faut prélever : } V_m = \frac{V_0}{F} = \frac{50 \times 2}{5} = \underline{\underline{20 \text{ mL}}}$$

Exercice 2: densité d'un liquide

😊 Dans ce type d'exercices, Δ à bien utiliser des indices pour préciser de quelle grandeur nous parlons.

• Veillez à la fin l'homogénéité par une simple analyse dimensionnelle.

- Fraction massique en H_2SO_4 de 35% :

$$w_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{solution}} = 0,35$$

- Calcul de la densité de la solution : d_{sol}

$$d_{sol} = \frac{\rho_{solution}}{\rho_{eau}} = \frac{m_{solution}}{V_{solution} \cdot \rho_{eau}}$$

$$= \frac{m_{H_2SO_4}}{w_{H_2SO_4} \cdot V_{solution} \cdot \rho_{eau}} = \frac{m_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4}}{w_{H_2SO_4} \cdot V_{solution} \cdot \rho_{eau}}$$

$mol \cdot L^{-1}$

$$d_{sol} = \frac{C_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4}}{w_{H_2SO_4} \cdot \rho_{eau}}$$

$g \cdot mol^{-1}$
 $g \cdot L^{-1}$

AN: $d_{solution} = \frac{17,8 \times 98}{0,95 \times 1000}$

$d_{solution} = 1,8$

CORRECTION TD TF1

Exercice 4

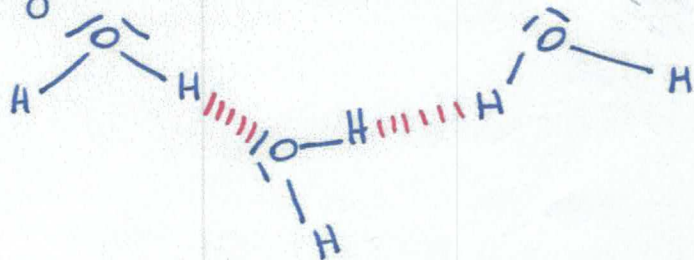
Avec les mêmes unités :

	MS/kg	kJ/mol	eV
(1) $\text{CH}_4(l) \rightarrow \text{CH}_4(g)$	0,51	8,2	$8,50 \cdot 10^2$
(2) $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$	2,26	40,7	0,423
(3) $\text{He} \rightarrow \alpha + 2 \text{ } ^0_{-1}e$	$1,90 \cdot 10^3$	$7,6 \cdot 10^3$	79
(4) $2 \text{ } ^3_2\text{He} \rightarrow \text{ } ^4_2\text{He} + 2 \text{ } ^1_1\text{H}$	$4,00 \cdot 10^8$	$1,20 \cdot 10^9$	$129 \cdot 10^6$

$\xrightarrow{\times M}$
 $\xrightarrow{/(N_A \cdot e)}$

Réactions (1) et (2) : changements d'état. Il faut apporter de l'énergie pour briser les interactions intermoléculaires qui sont plus faibles que l'interaction électrostatique (réaction 3) ou que l'interaction forte entre nucléons (réaction 4).

La (2) présente une énergie supérieure à la (1) à cause des liaisons hydrogène entre les molécules d'eau.



Réaction (3) : double ionisation de l'hélium. Il faut fournir de l'énergie pour arracher les e^- .

Réaction (4) : fusion nucléaire qui libère beaucoup d'énergie.

Corrigé exercice 16

PRÉPARATION DE SOLUTIONS

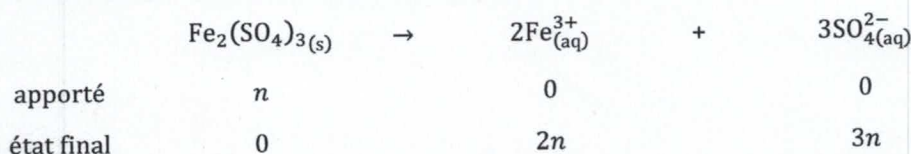
En dissolvant des solides...

① Masse molaire du sulfate ferrique $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: $M = 399,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0500 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme la solubilité n'est pas fournie mais que l'énoncé indique « très soluble », on peut en déduire que C est largement inférieure à la solubilité, donc que la dissolution est bien totale.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ est un sel ionique constitué des ions sulfate SO_4^{2-} et ferrique Fe^{3+} . L'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totale**ment, est donc :



On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contenant : $[\text{Fe}^{3+}] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

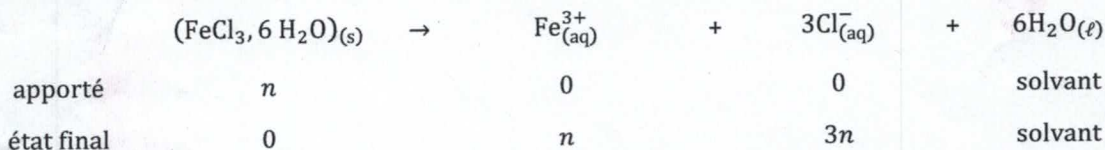
② Masse molaire du chlorure ferrique hexahydraté $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$: $M = 270,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Attention : l'eau indiquée dans la formule du sel est de l'eau de cristallisation, c'est-à-dire que des molécules d'eau ont été piégées dans le solide lors de sa formation. Cette eau est donc contenue dans le solide que l'on pèse, et doit donc être incluse dans la masse molaire.

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0499 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solubilité de FeCl_3 étant de $s = 5,67 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on a $C < s$: la dissolution sera donc bien totale (l'eau de cristallisation ne change rien, car pour une mole de $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ que l'on apporte, il y a bien une mole de FeCl_3 de toutes façons).

FeCl_3 est un sel ionique constitué des ions chlorure Cl^- et ferrique Fe^{3+} . L'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totale**ment, est donc :



On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contenant : $[\text{Fe}^{3+}] = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

③ Masse molaire du chlorure de plomb PbCl_2 : $M = 278,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0359 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,072 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Or la solubilité n'est que de $s = 1,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On en déduit que l'on va obtenir une solution **saturée**. L'intégralité du

solide ne pourra pas se dissoudre, et il restera du solide dans l'état final.

PbCl_2 est un sel ionique constitué des ions chlorure Cl^- et plomb (II) Pb^{2+} . L'équation de la dissolution, qui atteint l'équilibre chimique dans l'état final puisqu'il reste du solide, est donc :

	$\text{PbCl}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}_{(aq)}^{2+}$	+	$2\text{Cl}_{(aq)}^-$
apporté	n		0		0
état final	$n - \xi$		ξ		2ξ

La solution étant saturée, on sait que la concentration qui s'est dissoute atteint la valeur maximale, à savoir $\frac{\xi}{V} = s$. Donc $[\text{Pb}^{2+}] = \frac{\xi}{V} = s$ et $[\text{Cl}^-] = \frac{2\xi}{V} = 2s$

On obtient donc en définitive une solution saturée de chlorure de plomb, contenant : $[\text{Pb}^{2+}] = 1,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 2,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, surmontant du solide PbCl_2 en excès (il en reste $n - sV = 0,288 \text{ mol}$).

Remarque : Cet état final est un état d'équilibre chimique. Au chapitre 2, on pourra donc lui appliquer la relation de Guldberg et Waage, ce qui n'était pas possible pour les questions 1) et 2). On écrira que la constante d'équilibre de la réaction de dissolution est égale au quotient réactionnel dans l'état final, soit :

$$K^\circ = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{(c^\circ)^3} = \frac{s \times (2s)^2}{(c^\circ)^3} = \frac{4s^3}{(c^\circ)^3} = 1,17 \cdot 10^{-5}$$

Du moment qu'on a saturé la solution, la quantité de solide restant n'a aucune importance, cette loi sera toujours vérifiée.

④ Masse molaire du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: $M = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,167 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,333 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solubilité du glucose étant de $s = 4,99 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on a $C < s$: la dissolution sera donc bien totale.

Le glucose étant un composé moléculaire, l'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totale**ment, est simplement :

	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$	$\rightarrow$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(aq)}$
apporté	n		0
état final	0		n

On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,333 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, qui contient $[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = C = 0,333 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

En dissolvant un liquide...

On a préparé un volume $V_f = 100 \text{ mL}$ de solution ; la masse volumique étant de $\rho_s = 0,976 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, on en déduit que la masse de solution préparée est de :

$$m_s = \rho_s V_f = 97,6 \text{ g}$$

Pour préparer cette solution, on a apporté $V_{\text{éth}} = 14,0 \text{ mL}$ d'éthanol ; la masse volumique de l'éthanol étant de $\rho_{\text{éth}} = 0,789 \text{ g}$, on en déduit la masse introduite :

$$m_{\text{éth}} = \rho_{\text{éth}} V_{\text{éth}} = 11,0 \text{ g}$$

Par différence, la masse d'eau qu'on a utilisée pour compléter la fiole est de $m_{eau} = m_s - m_{éth} = 86,6 \text{ g}$.

Une solution à 14° en éthanol possède une fraction **massique** de $w_{éth} = \frac{11,0}{97,6} = 0,113 = 11,3\%$.
On dit qu'il s'agit d'une solution à 11,3% en éthanol.

La masse molaire de l'éthanol étant de $M_{éth} = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et celle de l'eau de $M_{eau} = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, on en déduit les quantités de matière apportées :

$$n_{éth} = \frac{m_{éth}}{M_{éth}} = 0,24 \text{ mol et } n_{eau} = \frac{m_{eau}}{M_{eau}} = 4,81 \text{ mol}$$

La fraction **molaire** de l'éthanol est de $x_{éth} = \frac{n_{éth}}{n_{éth} + n_{eau}} = 0,048 = 4,8\%$.
La concentration molaire est de : $C_{éth} = \frac{n_{éth}}{V_f} = 2,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

En diluant une solution commerciale...

On veut réaliser une solution fille de concentration $C_f = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et de volume $V_f = 1,000 \text{ L}$ à partir d'une solution mère.

Pour cela, il faut apporter grâce à la solution mère une quantité n_{HCl} de HCl dissoute, l'introduire dans une fiole jaugée de volume $V_f = 1,000 \text{ L}$ et compléter avec de l'eau distillée.

La quantité n_{HCl} à apporter dans la fiole est telle que :

$$C_f = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_f}$$

Cette quantité $n_{\text{HCl}} = C_f V_f$ est apportée par un volume V_p de solution mère prélevé à la pipette graduée. On calcule ce volume V_p à prélever au moyen des indications figurant sur la bouteille.

On connaît la densité de la solution mère, donc sa masse volumique $\rho = 1,16 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. La masse de solution contenue dans le volume V_p est donc :

$$m_p = \rho V_p$$

Or 32% de cette masse correspond à du chlorure d'hydrogène dissous. La masse de HCl contenue dans V_p est donc :

$$m_{\text{HCl}} = 0,32 m_p = 0,32 \rho V_p$$

D'où la quantité de matière, en utilisant la masse molaire M_{HCl} :

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{0,32 \rho V_p}{M_{\text{HCl}}}$$

Finalement, comme on voulait introduire $n_{\text{HCl}} = C_f V_f$, on obtient :

$$C_f V_f = \frac{0,32 \rho V_p}{M_{\text{HCl}}}$$

Le volume de solution mère à prélever est donc :

$$V_p = \frac{C_f V_f M_{\text{HCl}}}{0,32 \rho} = 9,8 \text{ mL}$$

On rappelle finalement le mode opératoire.

Attention : il s'agit de la dilution d'un acide fort concentré. Une telle dilution est très exothermique. **Il faut donc toujours apporter l'acide dans l'eau** et non l'inverse. En effet, la solution concentrée étant plus dense que l'eau, elle va se répartir dans le liquide, alors que si on verse un peu d'eau sur la solution concentrée, cette eau va rester en surface, la chaleur va s'y accumuler localement, cela peut entraîner des projections.

CORRECTION RPS Evaporation d'un verre d'eau dans un réfrigérateur

Eléments de réponse

S'approprier le problème.	Identifier les grandeurs physiques pertinentes, leur attribuer un symbole.
☐ <u>Système</u> : l'eau contenue dans le verre ☐ <u>Informations utiles dans les documents présentés</u> : -le réfrigérateur est ouvert 10 fois par jour. -l'humidité à l'intérieur du réfrigérateur ne provient que de l'évaporation de l'eau contenue dans le verre. -la pression de vapeur saturante de l'eau à la température de l'intérieur du réfrigérateur.	
Analyser	Organiser et exploiter ses connaissances ou les informations extraites. Déterminer et énoncer les lois physiques qui seront utilisées. Évaluer quantitativement les grandeurs physiques inconnues et non précisées Etablir une stratégie de résolution

☐ Transformation mise en jeu :

L'évaporation atteint son équilibre dans le réfrigérateur entre deux ouvertures de porte (transformation physique = changement d'état, modélisé par $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$), alors la pression **partielle** de l'eau dans l'enceinte atteint la **pression de vapeur saturante de l'eau à 4°C** qu'on lit dans le tableau, soit $P_{sat} = 813 \text{ Pa}$.

Hypothèses et données supposées être connues

- Volume environ $V_{eau} = 100 \text{ mL}$,
- un réfrigérateur, modélisable comme un enceinte de volume environ $V = 50 \text{ cm} \times 50 \text{ cm} \times 1,0 \text{ m} = 0,25 \text{ m}^3$,
- La pression à l'intérieur du réfrigérateur est la pression atmosphérique : $P \approx 1 \text{ bar}$,
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$
- Masse molaire de l'eau : $M_{eau} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- La température à l'intérieur du réfrigérateur de l'ordre de $T = 277 \text{ K}$ (4°C),

Réaliser	Mener la démarche jusqu'au bout afin de répondre explicitement à la question posée. Savoir mener efficacement les calculs analytiques et la traduction numérique.
-----------------	--

☐ La masse d'eau dans le verre est : $m = V_{eau} \times \rho_{eau}$ A.N : $m = 100 \text{ g}$.

☐ La quantité de matière en eau dans ce verre est : $n = \frac{V_{eau} \times \rho_{eau}}{M_{eau}}$ A.N : $n \approx 5,6 \text{ mol}$

☐ Le changement d'état d'équation $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$ conduit à un état d'équilibre et la quantité de matière contenue dans la vapeur saturante est n_g ; en approximant la vapeur saturante à un gaz parfait, on trouve la quantité de matière d'eau alors présent dans la phase gazeuse : $n_g = \frac{P_{sat} V}{RT}$ A.N : $n_g = 0,087 \text{ mol}$.

☐ A chaque ouverture du réfrigérateur, la quantité de vapeur d'eau n_s quittant est **10% de n_g** : $n_s = 10\% n_g = 0,0088 \text{ mol}$.

☐ Après chaque ouverture, le changement d'état $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$ conduit à un nouvel état d'équilibre de l'eau entre les deux phases, on a **donc entre chaque ouverture de porte, 0,0088 mol d'eau s'évaporent** :

La porte est ouverte **10 fois par jour**, le nombre de jours N nécessaire à l'évaporation complète de l'eau dans le verre est donc : $N = \frac{n}{10n_s}$ A.N : $N = \frac{5,6}{0,088} \approx 64 \text{ jours}$

Valider	Discuter de la pertinence du résultat trouvé (identification des sources d'erreur, choix des modèles, formulation des hypothèses, ...) Étudier des cas limites plus simples dont la solution est plus facilement vérifiable ou bien déjà connue
----------------	--

Il faut vérifier la cohérence du résultat.

Il est aussi possible de critiquer les hypothèses : on peut discuter le fait que seul le verre d'eau apporte de l'humidité.