



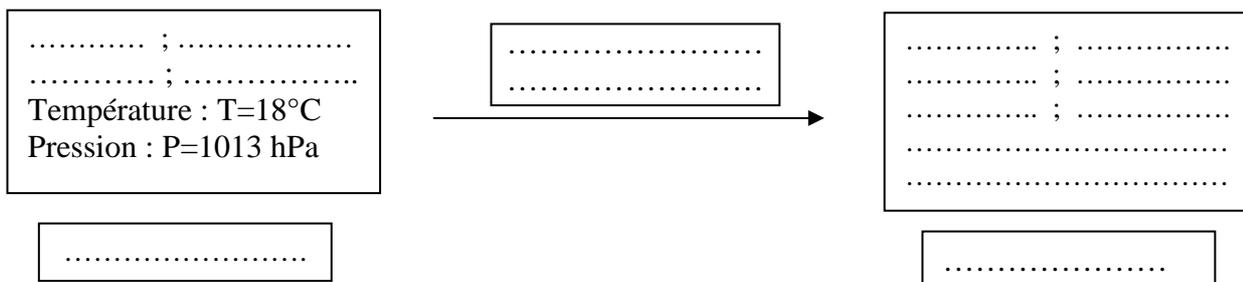
**DS N°8**

- Avant d'effectuer tout calcul numérique, il conviendra de donner une expression littérale de la formule utilisée.
- La totalité des points sera attribuée à un calcul si le nombre de chiffres significatifs est respecté.
- La totalité des points sera attribuée à un calcul si la grandeur calculée possède la bonne unité.

**Exercice n°1 : Une transformation chimique connue :** 3.5pts

- On fait réagir dans un tube à essais, **2.0 mL** de solution de **nitrate d'argent** de concentration  **$1.0 \cdot 10^{-1}$  mol/L** avec un **morceau de cuivre de 1.0 g**.
- La solution initialement **incolore, devient bleue**, et il apparaît sur le cuivre un **dépôt blanc**. En pesant le cuivre à la fin de la transformation, on trouve une masse de 0.90g. On sait par contre qu'il n'y a plus d'ions argent.
- Une transformation chimique exothermique ayant eu lieu, la température dans le tube en fin de manipulation est de 25°C. La pression reste inchangée.
- Les quantités de matière des espèces formées sont :  $1.0 \cdot 10^{-4}$  mole d'argent et  $2.0 \cdot 10^{-4}$  mole d'ions cuivre.

1) Complétez le schéma ci-dessous, en justifiant par des calculs si nécessaire : 3pts



Calcul(s) :

2) Comment appelle t-on les espèces présentes au départ ? et celles de l'arrivée ? 0.5pt

Données :  $M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g/mol}$

**Exercice n°2 : Préparation d'une solution par dissolution :** 8pts

On veut prélever une quantité de matière égale à 0.137 mol de **sulfate de cuivre II anhydre** afin de préparer **une solution aqueuse** de ce solide. Le matériel disponible est le suivant : Balance, coupelle plastique, bécher, pipette jaugée de 10.0 mL, pipette plastique, spatule, erlenmeyer, pissette d'eau distillée, fiole jaugée de 250 mL.

- 1) Donnez la **formule chimique** du sulfate de cuivre II. 0.5pt
- 2) Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ? 0.5pt
- 3) Calculez la **masse molaire** du sulfate de cuivre II. 1pt
- 4) Calculez la **masse de solide à prélever**. 1pt



**NOM :**

Classe de 2nde

Physique

DS N°8

24/05/2007

- 5) Parmi le **matériel** proposé, faites une **liste de celui qui est nécessaire** pour réaliser la solution. *1.5pt*
- 6) Quel sera alors le **volume** de la solution ? *0.5pt*
- 7) Calculez la **concentration molaire** de cette solution. *1pt*
- 8) Décrivez, **à l'aide de phrases**, les **étapes expérimentales** qui permettent, à partir du solide, de préparer la solution désirée. *2pts*

Données :  $M(\text{Cu}) = 63.5$     $M(\text{S}) = 32.1$     $M(\text{O}) = 16.0$    (en g/mol)

**Exercice n°3 : Préparation de solutions d'éthanol :**   *8.5pts*

A température ordinaire, l'éthanol, ou alcool éthylique, est un liquide soluble en toute proportion dans l'eau. **La formule de l'éthanol est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$**  et la masse volumique de l'éthanol liquide est  $\rho = 0.789 \text{ g.cm}^{-3}$ .

On se propose de préparer **100 mL d'une solution d'éthanol ( $S_M$ )** dont la concentration molaire en éthanol doit être :  $c_M = 1.40 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) Quelle doit être la **quantité de matière** en éthanol contenue dans les 100 mL de solution à préparer ? *1pt*
- 2) Quelle est la **valeur de la masse molaire** moléculaire de l'éthanol ? *1pt*
- 3) Quelle doit être la **masse m d'éthanol contenue dans les 100 mL** de la solution à préparer ? *1pt*
- 4) Quel est le **volume V** d'éthanol correspondant à cette masse m ? *1pt*

On désire maintenant préparer une **solution ( $S_F$ )** d'éthanol d'un **volume de 100 mL** ayant une **concentration molaire plus petite** égale à  $c_F = 0.140 \text{ mol/L}$ .

- 5) **Comment s'appelle cette opération ?** *0.5pt*
- 6) Calculez le **volume  $V_M$  de solution mère à prélever** afin de préparer cette solution. *1pt*
- 7) **Rédigez le protocole expérimental** (qui comportera **des phrases et des schémas** pour chaque étape) qui permet de préparer cette solution fille. *2pts*  
Vous n'oublierez pas de **nommer la verrerie utilisée** et de **donner sa contenance**. *1pt*

Données :  $M(\text{C}) = 12.0$     $M(\text{H}) = 1.00$     $M(\text{O}) = 16.0$    (en g/mol)

On rappelle la formule donnant la masse volumique :  $\rho = \frac{m}{V}$

Avec  $\rho$  la masse volumique en  $\text{g.cm}^{-3}$  ou  $\text{g/mL}$

m la masse en g

V le volume en  $\text{cm}^3$  ou en mL