


I. Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée à partir d'un solide, d'un liquide, d'une solution de composition connue avec le matériel approprié.

Q1

Préciser la verrerie et le protocole incontournable .


Fiole jaugée	Protocole
	<p>Rincer la fiole avec le solvant Laisser quelques ml de solvant dans la fiole Introduire le soluté , la quantité nécessaire* ayant été prélevée avec précision Agiter afin de s'assurer de la solubilisation et d'homogénéiser Ajuster le niveau du liquide au trait de jauge</p>
Verrerie In	<p>La fiole est choisie en fonction du volume de la solution que l'on veut préparer : $V_{\text{fiole}} = V$</p>

* Evaluation de la quantité de matière à prélever : $n = C V_{\text{fiole}}$

I. Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée à partir d'un solide, d'un liquide, d'une solution de composition connue avec le matériel approprié.

Q2 .

Préparer une solution d'ions cuivrique Cu^{2+} de concentration $C = 0,01 \text{ molL}^{-1}$ à partir du chlorure cuivreux dont les caractéristiques sont indiquées ci-dessous :

<p>[CuCl₂ , 2 H₂O] Chlorure de cuivre (II)</p>	<p>Formule: CuCl₂·2H₂O MW: 170,48 g/mol Melting Pt: 100 °C Masse volumique: 2,54 g/cm³ (20 °C)</p>	
--	---	---

▪ Réfléchir au volume de la solution à préparer ...s'il n'est pas imposé !

▪ Evaluer la quantité de produit fourni à prélever

Exemple : préparation de 500 mL de la solution d'ions cuivriques ⇒ fiole jaugée de 500 mL

Objectif : $n(\text{Cu}^{2+}) = CV_{\text{fiole}} = 0,01 * 500 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mole}$

$n(\text{Cu}^{2+}) = n([\text{CuCl}_2, 2 \text{H}_2\text{O}])$

▪ S'interroger sur la méthode de prélèvement de cette quantité de matière :

Méthode de prélèvement liée à l'état physique ⇒ se référer aux températures de changement d'état

Melting Pt: 100 °C ⇒ Produit solide ⇒ pesée


▪ Masse à peser $m = n M / \text{pureté}$

$m = 852,4 \text{ mg}$

I. Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée à partir d'un solide, d'un liquide, d'une solution de composition connue avec le matériel approprié.

Q3

Préparer une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 0,01 \text{ molL}^{-1}$ à partir d'acide acétique dont les caractéristiques sont indiquées ci-dessous :

Acide acétique $\geq 96 \%$	Formule: H_3CCOOH MW: 60,5 g/mol Melting Pt: 16,6 °C Boiling Point : 118°C (1013 hPa) Masse volumique: 1,05 g/cm ³ (20 °C)	
-----------------------------	--	---

Melting Pt: 16,6 °C et **Boiling Point :** 118°C (1013 hPa) \Rightarrow Produit liquide \Rightarrow pesée ou pipetage

Quantité de produit fourni à prélever

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C V \quad \text{et} \quad m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C V M$$

$$m_{\text{produit fourni}} = m_{\text{CH}_3\text{COOH}} / 0,96 \quad \text{ou} \quad V_{\text{produit}} = m_{\text{produit}} / \text{masse}$$

volumique

Attention à la pureté

Pour préparer $V = 1 \text{ L}$ de solution $m_{\text{produit fourni}} = 0,6302 \text{ g}$ ou $V_{\text{produit}} = 0,600 \text{ mL}$
Balance de précision Pipette graduée

I. Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée à partir d'un solide, d'un liquide, d'une solution de composition connue avec le matériel approprié.

Q4

Lors du lavage des phases organiques, des solutions aqueuses d'hydrogencarbonate de sodium à 10 % sont souvent utilisées. Que signifie « 10 % » ? comment préparer 500 mL d'une telle solution.

Sodium hydrogencarbonate ≥98%, TECHNICAL	Formule: NaHCO_3 MW: 84,01 g/mol Melting Pt: 270 °C Masse volumique: 2,159 g/cm ³ (20 °C)	
---	--	--

10% : **pourcentage en MASSE**

$m_{\text{NaHCO}_3} = 10 \text{ g pour } 100\text{g d'eau soit } 10 \text{ g pour } 100\text{mL d'eau}$

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit $50 / 0,98 = 51,02 \text{ g}$ de solide

I. Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée à partir d'un solide, d'un liquide, d'une solution de composition connue avec le matériel approprié.

Q5 : Solution tampon

Calculer les masses des solutés $K_2HPO_4, 3H_2O$ et KH_2PO_4 qu'il faut peser pour obtenir 0,2 L d'une solution tampon $pH = 7,4$ de concentration totale $C = 0,2 \text{ molL}^{-1}$.

Masses molaires atomiques (gmol^{-1}) H : 1 O : 16 K : 39 P : 31
 pKa de l'acide phosphorique H_3PO_4 : 2,1 7,2 12,4

Rappels :

- Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu, soit par dilution soit par addition de petites quantités d'acide ou de base.
- Une solution tampon est composée d'un mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée et le pH doit être voisin du pK_a du couple.

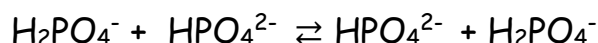
Elle peut être préparée de trois manières différentes :

- **par mélange simple d'un acide faible et de sa base conjuguée.**
- par action d'un acide fort sur une base faible.
- par action d'une base forte sur un acide faible.

Préparation du tampon phosphate $pH = 7,4$

1) On choisit les espèces phosphorées associées au pKa le plus proche du pH souhaité :
 $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$

2) La solution résultant du mélange des 2 solutés est caractérisées par la réaction prépondérante



En ne considérant que cette réaction les quantités finales à l'équilibre s'identifient aux quantités introduites. Les contraintes imposées s'écrivent alors

$$[H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = C \quad \text{et} \quad pH = pKa + \log \left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \right)$$

On en déduit :

$$\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \right) = 10^{0,2}$$

d'où $[H_2PO_4^-] = 0,0774 \text{ molL}^{-1}$ $[HPO_4^{2-}] = 0,1226 \text{ molL}^{-1}$

3) On procède ensuite comme dans les questions précédentes

$$m(K_2HPO_4, 3H_2O) = n(K_2HPO_4, 3H_2O) \cdot M \quad M(K_2HPO_4, 3H_2O) = 228 \text{ gmol}^{-1}$$

$$= n(HPO_4^{2-}) \cdot M = 0,1226 \cdot 0,2 \cdot M = \underline{\underline{5,5906 \text{ g}}}$$

$$m(KH_2PO_4) = n(KH_2PO_4) \cdot M \quad M(KH_2PO_4) = 136 \text{ gmol}^{-1}$$

$$= n(H_2PO_4^-) \cdot M = 0,0774 \cdot 0,2 \cdot M = \underline{\underline{2,1053 \text{ g}}}$$