

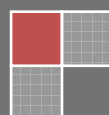
2006/
2007

TP CHIMIE

Préparation d'une solution

Vous retrouvez Des cours, TD, TP, exercices+corrigés, sujets examens sur:
<http://stsm-usthb.blogspot.com/>

Préparé par Touil Abdelhafid de groupe SM2
Forum pour les étudiants de première année ST SM
2006/2007



ADMISSION :

La chimie des solutions fait partie de notre quotidien. De fait de sa prédominance naturelle, l'eau est le solvant de base pour réaliser des réactions chimiques. L'hydrométallurgie est l'un des exemples les plus importants de l'application de la chimie des solutions aux procédés industriels. Ainsi la préparation des combustibles nucléaires fait appel à des procédés en solution. Dans un autre domaine, la séparation des terres rares (lanthanides) suit un procédé d'extraction liquide/liquide sélectif. Enfin les réactions biochimiques opèrent en milieu aqueux

BUT DE TRAVAIL

Le travail a pour but de maîtriser comment maintenir des solutions à des concentrations précises.

PARTIE THÉORIQUE

DEFINITIONS :

Une solution : Est un mélange liquide homogène des molécules d'un liquide (solvant) et d'un solide (soluté), d'un gaz, d'un autre liquide dans les proportions variables et sans qu'il y ait une réaction chimique.

Solution = Soluté + Solvant.

Un solvant : Est une substance liquide qui dissout (absorbe) d'autres substances

Un soluté : Nous avons un liquide constitué par la dissolution d'une substance dans un solvant. Le soluté est cette substance dissoute. Donc est un corps dissout.

Différentes expressions de la concentration

On appelle la concentration de la solution la quantité de soluté contenue dans l'unité de volume ou de masse de la solution.

Soit un composé X présent dans une solution, on peut définir la composition de la solution en X en utilisant différentes relations :

1)- La concentration massique (Titre massique $T[g.L^{-1}]$) : C'est le rapport de la masse (m) de composé X contenu dans un certain volume de solution (V) divisée par ce volume de solution (V). La masse est exprimée en kg ou en g et le volume souvent exprimé en L et parfois en m^3 . La concentration massique a donc pour unité la $g.L^{-1}$. La concentration massique est appelée aussi Titre massique.

$$T = \frac{m_{\text{soluté}}}{V} \quad [g.L^{-1}] \dots\dots\dots (1)$$

2)- La concentration molaire (Molarité $C_M[mol.L^{-1}]$) : C'est le rapport de la quantité de matière (n) de X exprimée en mol contenue dans un certain volume (V) de solution

divisée par ce volume (V) de solution exprimé en L. La concentration molaire a donc pour unité la mol.L^{-1} . La concentration molaire est souvent également appelée Molarité.

$$C_M = \frac{n_{\text{soluté}}}{V} \quad [\text{mol.L}^{-1}] \dots\dots\dots (2)$$

3)- La concentration normale (Normalité C_N [$\text{éq}_g.\text{L}^{-1}$]) : C'est le nombre d'équivalent gramme de soluté ($n\text{-éq}_{gr}$) contenu dans un litre de solution (V).

$$C_N = \frac{n - \text{éq}_{gr}}{V} \quad [\text{éq}_g.\text{L}^{-1}] \dots\dots\dots (3)$$

Le nombre d'équivalent gramme c'est la masse de soluté (m) divisée par l'équivalent gramme (éq_{gr}).

$$n - \text{éq}_{gr} = \frac{m_{\text{soluté}}}{\text{éq}_{gr}} \quad [\text{éq}_g] \dots\dots\dots (4)$$

$$(3) \text{ et } (4) \Rightarrow C_N = \frac{m_{\text{soluté}}}{\text{éq}_{gr} \cdot V} \quad [\text{éq}_g.\text{L}^{-1}] \dots\dots\dots (5)$$

Remarque :

D'une manier générale, pour trouver l'équivalent gramme des composés chimiques différents il faut :

$$\text{L'équivalent gramme des acides : } \text{éq}_{gr \text{ acide}} = \frac{M_{\text{acide}}}{n_{\text{atome}}^{(H)}} \dots\dots\dots (6)$$

$$\text{L'équivalent gramme des bases : } \text{éq}_{gr \text{ base}} = \frac{M_{\text{base}}}{n_{\text{groupemet}}^{(OH)}} \dots\dots\dots (7)$$

$$\text{L'équivalent gramme des sels : } \text{éq}_{gr \text{ sel}} = \frac{M_{\text{sel}}}{n_{\text{atome}}^{(\text{métal})} \cdot N_{\text{O}}^{(\text{métal})}} \dots\dots\dots (8)$$

4)- Le pourcentage en masse (Fraction massique %C [%]) : C'est le rapport de la masse de composé X ($m_{\text{soluté}}$) contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de ce volume de solution (m_{solution}).

$$\%C = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100 \quad [\%] \dots\dots\dots (8)$$

5)- La fraction molaire : C'est le rapport de la quantité de matière X ($n_{\text{soluté}}$) contenue dans un certain volume de solution divisée par la somme des quantités de matière de tous les constituants présents dans ce volume de solution (m_{solution}).

$$\%C = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}} \times 100 \quad [\%] \dots\dots\dots (9)$$

Préparatioin d'une solution par dissolution d'un coposé solide.

- Le solide a été préalablement pesé avec une balance de précision
 - ✓ Soit dans un sabot de pesée,
 - ✓ Soit dans un petit bécher.
- Avant d'introduire le solide dans la fiole il faut par précaution la rincer avec de l'eau distillée.
- Il faut prendre garde à bien récupérer tout le solide qui a été pesé, c'est pourquoi il faut entraîner soigneusement tout le contenu du sabot de pesée avec de l'eau distillée : on récupère ainsi le solide et les eaux de rinçage dans la fiole.
- Si vous utilisez un bêcher, n'oubliez pas de verser son contenu dans la fiole en utilisant un entonnoir. Le rinçage doit être très soigneux pour récupérer la totalité du solide.
- Dans un premier temps on ne remplit pas complètement la fiole avec de l'eau distillée afin de pouvoir agiter efficacement jusqu'à la dissolution complète du solide.
- Attention de ne mettre en contact l'embout de la pissette ni avec la verrerie ni avec les solutions, ceci afin de ne pas contaminer la pissette.
- Avant de continuer à remplir la fiole il faut vérifier que la solution est revenue à température ambiante car certaines dissolutions peuvent provoquer une diminution ou une augmentation de température alors que la fiole est calibrée pour un volume mesuré à 25°C.
- On peut alors finir le remplissage avec de l'eau distillée et ajuster soigneusement le niveau de liquide au trait de jauge.
- Enfin la fiole doit être bouchée puis retournée afin d'homogénéiser la solution.
- La solution ainsi préparée est stockée dans un flacon étiqueté.

Partie expérimentale

1^{ère} manipulation :

a)- Pour préparer 250 ml (0,25L) de solution 0,1 N (KCl) à partir du sel solide et de l'eau. D'abord nous avons calculés la masse du sel et le volume de l'eau nécessaires, on pèse cette quantité sur une balance, on met le sel quantitativement dans une fiole jaugée et y verse l'eau jusqu'à la moitié de fiole, pour faire dissoudre le sel dans l'eau on agite le contenu de la fiole, ensuite on ajoute de l'eau jusqu'à le trait de repère.

La masse de sel :

$$(5) \Rightarrow m_{KCl} = C_N \cdot \text{eq}_{gr} \cdot V$$

$$(8) \Rightarrow \text{eq}_{gr}^{KCl} = \frac{MKCl}{n_{\text{atome}}^{(K)} \cdot N_{(K)}} = \frac{74.5}{1 \times 1} \Rightarrow \text{eq}_{gr}^{KCl} = 74.5 \text{ g}$$

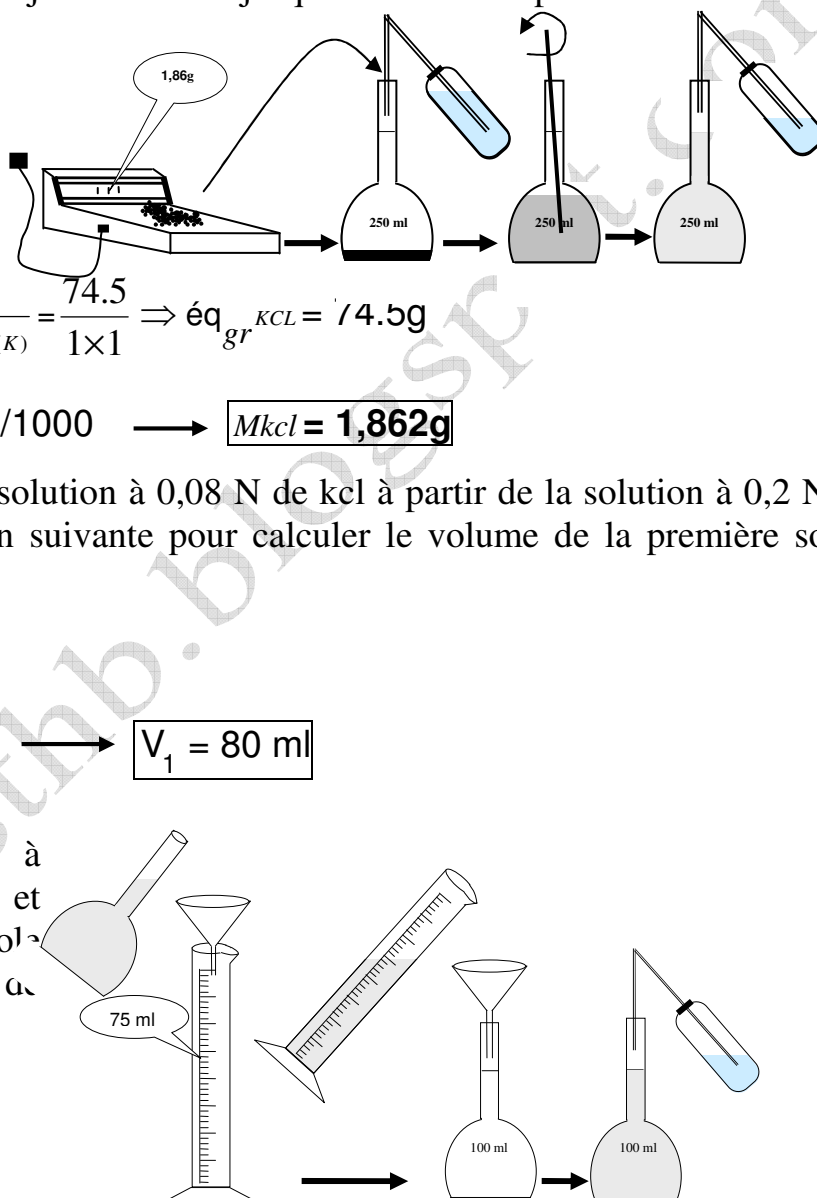
$$\text{D'où : } m_{KCl} = 0,1 \times 250 \times 74.5 / 1000 \longrightarrow m_{KCl} = 1,862 \text{ g}$$

b)- Pour préparer 100 ml de solution à 0,08 N de KCl à partir de la solution à 0,2 N et de l'eau. On applique la relation suivante pour calculer le volume de la première solution nécessaire.

$$C_{N1} \cdot V_1 = C_{N2} \cdot V_2$$

$$V_1 = \frac{C_{N2} \cdot V_2}{C_{N1}} = \frac{0,08 \times 100}{0,2} \longrightarrow V_1 = 40 \text{ ml}$$

On mesure cette quantité à l'aide d'un cylindre gradué et on la verse dans une fiole jaugée, ensuite on ajoute de l'eau jusqu'au trait de repère.



2^{ème} manipulation :

a)- Avec la même méthode que la première manipulation on prépare 150 ml (0,15 L) à 8%.

La masse de sel :

$$(9) \Rightarrow m_{kcl} = \frac{\%C \times m_{solution}}{100}$$

$$m_{solution} = \rho \times V_{solution} \quad (\rho = 1,050 \text{ kg/L})$$

$$m_{solution} = 1,050 \times 0,15 \times 1000 \Rightarrow m_{solution} = 157,5 \text{ g}$$

$$\text{D'où : } m_{kcl} = \frac{8 \times 157,5}{100} \longrightarrow \boxed{m_{kcl} = 12,6 \text{ g}}$$

Le volume de l'eau :

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{\rho_{H_2O}} / \rho_{H_2O} = 1 \text{ kg/L}$$

$$m_{H_2O} = m_{solution} - m_{kcl} = 157,5 - 12,6 \Rightarrow m_{H_2O} = 144,9 \text{ g}$$

$$\text{D'où : } V_{H_2O} = \frac{144,9}{1000} \longrightarrow \boxed{V_{H_2O} = 0,140 \text{ L} = 144,9 \text{ ml}}$$

A l'aide d'un densimètre, on a mesuré la masse volumique de la solution précédente et on a trouvé expérimentale $\rho_{\text{expérimentale}} = 1,051 \text{ g/ml}$.

Calcul de l'erreur absolue :

$$E_{\text{abs}} = |\rho_{\text{exp}} - \rho_{\text{thé}}| = |1,051 - 1,050| \longrightarrow \boxed{E_{\text{abs}} = 0,001}$$

Calcul de l'erreur relative :

$$E_{\text{relative}} = \frac{E_{\text{abs}}}{\rho_{\text{thé}}} \cdot 100 = \frac{0,001}{1,050} \cdot 100 \longrightarrow \boxed{E_{\text{relative}} = 0,095 \%}$$

b)- Pour préparer (V_2) ml de solution à 3% de kcl à partir de la solution à 8% et de l'eau. On applique la relation suivante pour calculer le volume de la première solution nécessaire :

$$\boxed{\%C_1 \cdot V_1 \cdot \rho_1 = \%C_2 \cdot V_2 \cdot \rho_2}$$

$$V_1 = \frac{\%C_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{\%C_1 \cdot \rho_1} = \frac{3 \times 1,018 \times 180}{8 \times 1,050} \longrightarrow \boxed{V_1 = 65,44 \text{ ml}}$$

On mesure cette quantité à l'aide d'un cylindre gradué et on la verse dans une fiole jaugée, ensuite on ajoute de l'eau jusqu'au trait de repère.

Calcul de l'eau à ajouter :

$$V_{\text{eau}} = V_2 - V_1 = 180 - 65,44 \longrightarrow \boxed{V_{\text{eau}} = 114,56 \text{ ml}}$$

Calcul de la normalité :

$$C_N = \frac{n - \text{éq}_{\text{gr}}}{V} / V = 150 \text{ ml} = 0,15 \text{ L}$$

$$n - \text{éq}_{\text{gr}} = \frac{m}{\text{éq}_{\text{gr}}} / \text{éq}_{\text{gr}^{\text{kcl}}} = 74,5 \text{ et } M_{\text{kcl}} = 12,6 \text{ g}$$

$$n - \text{éq}_{\text{gr}} = \frac{12,6}{74,5} = 0,169$$

$$\text{D'où : } C_N = \frac{0,169}{0,15} \longrightarrow \boxed{C_N = 1,12}$$

Calcul de la molarité :

$$C_M = \frac{n}{V} / V = 150 \text{ ml} = 0,15 \text{ L}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12,6}{74,5} \Rightarrow n = 0,169 \text{ mol}$$

$$C_M = \frac{0,169}{0,15} \longrightarrow \boxed{C_M = 1,12 \text{ mol/L}}$$

Calcul de titre massique :

$$T = \frac{m}{V} = \frac{12,6}{0,15} \longrightarrow \boxed{T = 1,12 \text{ g/L}}$$

Conclusion

L'erreur qu'on a trouvé (0,095%) due à l'indisponibilité de tous le matériel nécessaire pour cette expérience, mais cette valeur est acceptable et qui implique une bonne préparation de cette solution.