

**Exercice 1 :**

- 1) On pèse à l'aide d'une balance 10g de NaCl. Quelle est la quantité de moles de NaCl contenue dans la masse pesée ?
- 2) Les 10 g de NaCl sont placés dans une fiole de 250 mL . Quelle est la concentration molaire de la solution ? on donne  $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

**Exercice 2 :**

On souhaite préparer une 250 mL de solution à 2,5 mol/L de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$ . On donne  $M_{\text{Cu}} = 63,55 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$

- 1) Quelle masse de  $\text{CuSO}_4$  faut-il peser ?
- 2) On prélève à la pipette 10 mL de cette solution que l'on place dans une fiole jaugée de 250 mL.  
Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

**Exercice 3 :**

On a mis en solution 5 g de  $\text{FeCl}_3$  dans une fiole jaugée de 250 mL. On donne  $M_{\text{Fe}} = 55,9 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$

- 1) Calculer la masse molaire de  $\text{FeCl}_3$
- 2) quelle est la concentration molaire de la solution en  $\text{FeCl}_3$
- 3) quelle est la concentration molaire en ions  $\text{Cl}^-$  ?

**Exercice 4 :**

on souhaite préparer une solution S2 d'acide chlorhydrique de concentration  $C_2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V = 200 \text{ mL}$  à partir d'une solution S1 d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Quel volume de solution S1 doit-on prélever ?

**Exercice 5 :**

calculer le nombre de moles d'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  contenues dans 1 L. On donne  $d = 0,79$  et  $M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$   $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$

**Exercice 6 :**

On dispose d'un solution d'acide chlorhydrique concentrée à 37% de densité 1,18.

On prélève 10 mL de cet acide que l'on dilue dans une fiole d'1 litre. Quelle est la concentration de la solution obtenue. On donne  $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

**Exercice 7 :**

On dispose d'un litre de solution molaire (1M) en chlorure de potassium dans l'eau. On effectue une évaporation partielle de l'eau. Le volume final est de 300 mL

- 1) Quelle est le nombre de mole de KCl dans la solution avant et après évaporation de l'eau ?
- 2) Quelle est la nouvelle concentration de la solution ?
- 3) La solubilité du KCl est de 344g/L. Quel sera le volume final de solution si l'on évapore l'eau jusqu'à la limite de solubilité du KCl , On donne la masse molaire du KCl : 74,55 g/mol

**Exercice 8 :**

on mélange 50 mL d'une solution de  $\text{FeCl}_3$  à  $10^{-2}$  mol/L avec 100 mL d'une solution  $\text{NaCl}$  à  $10^{-1}$  mol/L. Quelle est la concentration finale en ion  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{Cl}^-$  ?

**Exercice 9 :**

On désire préparer 1L d'une solution normale d'acide sulfurique. On dispose pour cela d'acide sulfurique de concentration à 98% et de densité 1,84. Quel volume d'acide faut-il prélever ? on donne la masse molaire pour  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $M = 98\text{g/mol}$

**Exercice 10**

L'analyse d'une masse de 1,23 g d'un alcane a permis de déterminer qu'elle contenait 0,223 mole de d'hydrogène H. Quelle est la formule brute de l'alcane ?