

**Travaux dirigés 1 : les Solutions chimiques**

**Exercice 01**

Le magnésium est un élément important dans la fabrication de l'énergie dans les cellules. La pratique du sport peut augmenter le besoin en magnésium. Donc, il est très important d'avoir un apport conséquent en magnésium chez les sportifs : 300 à 400 mg par jour. On trouve cet élément chimique surtout dans les légumineuses et dans certaines eaux minérales.

Produit	Teneur en magnésium (en mg)
Deux tranches de pain complet (40 g)	32
Une portion de lentilles (200 g)	64
Une assiette d'épinard (200 g)	92
Une poignée d'amandes (30 – 40 g)	90
Eau minérale Hépar (1 L)	110
Eau minérale Contrex	90

a. Pour un apport journalier de 380 mg de magnésium, quel est le volume minimal d'eau Hépar que doit boire un sportif ?

b- Le magnésium, sous forme de complément alimentaire, peut être particulièrement intéressant puisqu'une gélule contient 300 mg de magnésium. Il est conseillé de prendre une gélule par jour dans un verre d'eau le matin, en cure de 3 à 4 semaines. Si on dissout une gélule dans un verre d'eau de 100 mL, quelle est alors la concentration massique en magnésium ? En déduire la concentration molaire.

**Exercice 2**

A- On dispose d'une solution d'acide sulfurique à 96% de pureté dont la densité est égale à 1,83 ( $M(H_2SO_4)=98 \text{ g.mole}^{-1}$ ).

1. Déterminer la molarité de l'acide ainsi que sa normalité

2. Quels sont les volumes d'eau et d'acide à mélanger, si l'on veut obtenir 1 litre de  $H_2SO_4$  à  $1,79 \text{ mol.L}^{-1}$

B-On dispose d'une solution à  $1,75 \text{ mol.L}^{-1}$ . Quel volume de cette solution et quel volume d'eau doit-on mélanger pour obtenir : a- 0,500 L de solution à  $0,75 \text{ mol.L}^{-1}$  b- 0,75 L de solution à  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  c- 1 L de solution à  $0,375 \text{ mol.L}^{-1}$

**Exercice 3**

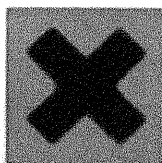
Une solution équi-massique de glycérol  $C_3H_8O_3$  dans l'eau possède une densité de 1.10. Déterminer la molarité, la molalité, ainsi que la fraction molaire du glycérol.

#### Exercice 4

L'eau de Javel est un des agents antiseptiques les plus couramment utilisés. Elle est commercialisée sous deux formes différentes, en bouteille et en berlingot.

La notice d'un berlingot contenant 250ml d'eau de javel indique « verser le berlingot dans une bouteille de 1 litre vide et compléter avec de l'eau froide.

- 1- Calculer le facteur de dilution
- 2- Le berlingot a une concentration massique égale à 152g/l en chlore actif. Calculer la concentration massique en chlore actif de l'eau de javel préparée dans la bouteille
- 3- On souhaite préparer une solution S de volume  $V_s=50\text{ml}$  en diluant 10 fois l'eau de javel en bouteille. Proposer un protocole expérimental permettant de préparer la solution S
- 4- La notice montre le pictogramme ci-dessous. Préciser les règles de sécurité à respecter lors de la préparation de la solution S



**Xi Irritant**

- 5- Pourquoi est-il dangereux de mélanger l'eau de Javel avec un « produit » acide (comme un détartrant par exemple)

#### Exercice 5

L'étiquette d'une boisson alcoolisée de contenance 750ml indique un degré d'alcool égal à 14% vol (14°)

Données : densité de l'alcool  $d = 0.79$  et masse volumique de l'eau  $\rho_{\text{eau}} = 1.0\text{g/ml}$

1-calculer la concentration molaire en éthanol dans une bouteille

Au cours d'un repas un homme de 65kg boit trois verres de boisson alcoolisée 14°, ce qui correspond à environ 450ml de cette boisson. Une demi-heure après le repas, 13% de la masse d'alcool ingéré est passée dans le sang

2-Calculer la masse d'éthanol dans le sang au bout d'une demi-heure.

3-L'alcoolémie maximale autorisée est 0.5g d'éthanol par litre de sang, Le volume sanguin de cet homme est environ 6,0l. Cette personne est-elle en infraction si elle conduit son véhicule ?