

UN PEU DE MAGNÉSIUM ?

DOCUMENT :

Le magnésium est essentiel à de nombreuses fonctions de l'organisme. Mais il est surtout connu pour préserver l'équilibre nerveux et musculaire. Pour éviter la fatigue et le stress, mieux vaut ne pas manquer de magnésium.

[...]

Quels sont vos besoins en magnésium ?

Les besoins en magnésium varient en fonction de l'âge et du sexe. Ils augmentent particulièrement chez les femmes enceintes, les femmes allaitantes et chez les personnes âgées. En cas d'activité physique intense, les besoins sont aussi plus élevés car la sueur entraîne une élimination importante de magnésium.

Population	mg
Adolescents de 13 à 19 ans	410
Adolescentes de 13 à 19 ans	370

Apports conseillés en magnésium (en milligrammes)

Sources : Apports nutritionnels conseillés pour la population Française, Agence Française de Sécurité Sanitaire des Aliments, 3^e édition, Ed. Tec & Doc.

http://www.doctissimo.fr/html/nutrition/vitamines_mineraux/oligotherapie/nu_7160_magnesium_anti_stress_naturel.htm

DONNÉE :

Un comprimé effervescent contenant une masse $m = 0,125$ g de chlorure de magnésium va servir à faire une solution précise S de chlorure de magnésium de volume $V = 200$ mL.

Masse molaire en g/mol : $M(\text{Mg}) = 24,3$; $M(\text{Cl}) = 35,5$.

MATÉRIEL ET PRODUIT À DISPOSITION :

Fioles jaugées 100 mL, 200 mL, 500 mL ; pipette jaugées 10 mL, 20 mL, 25 mL ; bécher ; poire à pipeter ; eau distillée.

Travail à effectuer :

1. Proposer un protocole grâce au matériel à disposition, pour réaliser la solution S demandée.
2. Calculer la concentration molaire C en soluté apporté de chlorure de magnésium, la concentration molaire réelle en ions chlorure Cl^- et la concentration molaire réelle en ions magnésium Mg^{2+} ?
3. Calculer la concentration massique c en soluté apporté de chlorure de magnésium, la concentration massique réelle en ions chlorure Cl^- et la concentration massique réelle en ions magnésium Mg^{2+} ?
4. Quel est le nombre maximal x de comprimés à prendre en une journée ?
5. On souhaite diluée au dixième afin d'obtenir une solution S' de volume 100 mL ; préciser le protocole à réaliser.

Exercice supplémentaire

Le sulfate de cuivre (II) anhydre, CuSO_4 , est un solide blanc. Le sulfate de cuivre (II) pentahydraté est un solide bleu de formule $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Les solutions **aqueuses** de sulfate de cuivre (II) sont bleues.

1. Justifier l'utilisation du sulfate de cuivre (II) anhydre pour mettre en évidence la présence d'eau dans un jus de fruits.
2. On pèse une masse $m_1 = 8,00$ g de sulfate de cuivre pentahydraté, puis on chauffe. Ces cristaux blanchissent.
 - a) Quel phénomène accompagne la décoloration des cristaux ?
 - b) On pèse à nouveau les cristaux et on note la masse m_2 lorsque l'indication de la balance n'évolue plus. On obtient $m_2 = 5,13$ g. Quelle est la quantité n de sulfate de cuivre (II) anhydre obtenu ?
3. Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau du sulfate de cuivre (II) hydraté.
4. On prépare une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant une masse $m = 2,00$ g de sulfate de cuivre (II) hydraté dans la quantité d'eau nécessaire pour obtenir 200 mL de solution.
 - a) Décrire précisément la préparation de la solution.
 - b) Calculer la concentration en soluté apporté et les concentrations effectives des ions présents.
5. On souhaite diluer $1/10^{\text{ème}}$. Décrire le protocole à réaliser en donnant le matériel à utiliser parmi le matériel à disposition !

Matériel à disposition :

Fioles jaugées à 50, 100, 250 mL ; pipettes jaugées à 5, 20 mL.

Données :

Masse molaire atomique en g/mol :

$$M_{\text{Cu}} = 63,5$$

$$M_{\text{O}} = 16,0$$

$$M_{\text{S}} = 32,0$$

$$M_{\text{H}} = 1,0$$

Correction :

1. Proposer un protocole grâce au matériel à disposition, pour réaliser la solution S demandée. On utilise la fiole jaugée 200 mL. On écrase le comprimé que l'on place à l'aide d'un entonnoir dans la fiole jaugée. On remplit d'eau distillée au 2/3 puis on bouche et on mélange pour dissoudre le comprimé ; on complète jusqu'au trait de jauge. On bouche et on mélange pour homogénéiser.

2. Quelle est la concentration molaire C en chlorure de magnésium ? en ions chlorure Cl^- ? en ions magnésium Mg^{2+} ?

$$C = n/V = m(\text{MgCl}_2)/(M(\text{MgCl}_2) \times V) = 0,125/[(24,3 + 2 \times 35,5) \times 0,200] = 6,56 \times 10^{-3} \text{ mol/L}^{-1}$$



$$\text{Donc } [\text{Cl}^-] = 2 \times C = 1,31 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = C = 6,56 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Quelle est la concentration massique c en chlorure de magnésium ? en ions chlorure Cl^- ? en ions magnésium Mg^{2+} ?

$$c(\text{MgCl}_2) = m/V = 0,125/0,200 = 0,625 \text{ g/L}$$

Merci Wahid d'avoir constaté cette erreur :

$$c(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times M(\text{Cl}^-) = 1,31 \times 10^{-2} \times 35,5 = 4,65 \times 10^{-1} \text{ g/L}$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = [\text{Mg}^{2+}] \times M(\text{Mg}^{2+}) = 6,56 \times 10^{-3} \times 24,3 = 1,59 \times 10^{-1} \text{ g/L}$$

4. Quel est le nombre maximal x de comprimés à prendre ?

Pour 200 mL soit un comprimé dissous, la masse de magnésium est :

$$m(\text{Mg}^{2+}) = c(\text{Mg}^{2+}) \times V = 1,59 \times 10^{-1} \times 0,200 = 3,18 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Il y a donc 31,8 mg de Mg^{2+} dans un comprimé.

Merci Philippe d'avoir constaté cette erreur :

$$\text{D'où : } x = m_{\text{Totale tirée du tableau}}/m(\text{Mg}^{2+}) = 410/31,8 = 12,9 \text{ comprimés.}$$

La masse totale est tirée du tableau du **DOCUMENT** en prenant la valeur pour un adolescent âgé de 13 à 19 ans.

5. On souhaite diluée au dixième afin d'obtenir une solution S' ; préciser le protocole à réaliser.

On prend une pipette jaugée de volume dix fois plus petit que celui de la fiole jaugée utilisée.

Soit 10 et 100 mL ! On rince à l'eau distillée puis avec S la pipette jaugée munie d'une poire à pipeter. On prélève 10 mL que l'on verse dans la fiole jaugée à 100 mL. On remplit d'eau distillée au 2/3 puis on bouche et on mélange ; on complète jusqu'au trait de jauge. On bouche et on mélange.

Exercice supplémentaire

1. Justifier l'utilisation du sulfate de cuivre (II) anhydre pour mettre en évidence la présence d'eau dans un jus de fruits.

Le sulfate de cuivre anhydre est une poudre blanche qui en présence d'eau devient bleu.

2. On pèse une masse $m_1 = 8,00$ g de sulfate de cuivre pentahydraté, puis on chauffe. Ces cristaux blanchissent.

a) Quel phénomène accompagne la décoloration des cristaux ?

Si le sulfate de cuivre est pentahydraté, cela veut dire qu'il est hydraté ! En chauffant, l'eau s'évapore d'où la décoloration observée.

b) On pèse à nouveau les cristaux et on note la masse m_2 lorsque l'indication de la balance n'évolue plus. On obtient $m_2 = 5,13$ g. Quelle est la quantité n de sulfate de cuivre (II) anhydre obtenu ?

La masse d'eau qui s'est évaporée est $m_{\text{eau}} = m_1 - m_2 = 8,00 - 5,13 = 2,87$ g.

La quantité de matière de sulfate de cuivre anhydre (sans eau) est :

$$n = m_2 / M(\text{CuSO}_4) = 5,13 / (63,5 + 32,0 + 4 \times 16,0) = 3,22 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau du sulfate de cuivre (II) hydraté.



4. On prépare une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant une masse $m = 2,00$ g de sulfate de cuivre (II) hydraté dans la quantité d'eau nécessaire pour obtenir 200 mL de solution.

a) Décrire précisément la préparation de la solution.

On pèse à l'aide d'une balance tarée une masse $m = 2,00$ g de sulfate de cuivre (II). On verse la masse prélevée dans une fiole jaugée de 200 mL. On verse de l'eau distillée jusqu'au 2/3. On bouche la fiole et on agite pour homogénéiser. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On bouche et on agite.

b) Calculer la concentration en soluté apporté et les concentrations effectives des ions présents.

Lorsque l'on parle de concentration sans rien préciser, on parle de concentration molaire.

$$C = n/V = m/(M \times V) = 2,00 / [(63,5 + 32,0 + 4 \times 16,0) \times 0,200] = 6,27 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = C = [\text{SO}_4^{2-}]$$

5. On souhaite diluer $1/10^{\text{ème}}$. Décrire le protocole à réaliser en donnant le matériel à utiliser parmi le matériel à disposition !

Vous devez choisir un volume de pipette jaugée et de fiole jaugée dans un rapport 10 soit un volume de fiole jaugée 10 fois plus grand que celui de la pipette jaugée. On doit donc prendre une pipette jaugée de 5 mL et une fiole jaugée de 50 mL.

On prélève la solution de sulfate de cuivre à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL. On verse le contenu dans une fiole jaugée de 50 mL. On remplit avec de l'eau distillée jusqu'au 2/3. On bouche et on agite afin d'avoir un mélange homogène. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On bouche et on agite.