

DS n°S1 – 13/12/2011 – Les solutions aqueuses – 1h30

Ce sujet s'intéresse à un joueur de football, adepte de la consommation excessive de substances plus ou moins licites pour améliorer ses performances.

Calculatrice autorisée.

Données pour tout le problème :

$M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$

Partie 1. Entraînement

Lors de l'entraînement du vendredi soir, le coach de l'équipe distribue des bouteilles d'eau minérale à tous ses joueurs. Voici un extrait de l'étiquette présente sur les bouteilles :

Analyse en mg/L			
Calcium	71	Hydrogénocarbonates	250
Magnésium	5,5	Chlorures	20
Sodium	11,2	Sulfates	<5
Potassium	3,2	Nitrates	3
Extrait sec à 180°C : 300 mg/L – pH : 7,45			

1.1. Cette eau est-elle plus ou moins conductrice que l'eau pure ? Justifier rapidement.

1.2.1. A l'exception des huit ions présents sur l'étiquette, donner les formules et les noms des deux autres ions forcément présents en solution.

1.2.2. Attribuer les huit formules suivantes aux noms des ions présents sur l'étiquette :

$\text{NO}_3^- / \text{Na}^+ / \text{SO}_4^{2-} / \text{HCO}_3^{2-} / \text{K}^+ / \text{Mg}^{2+} / \text{Ca}^{2+} / \text{Cl}^-$

1.2.3. Ecrire l'équation d'électroneutralité de cette eau minérale.

1.3.1. Déterminer la concentration molaire (en mol.L^{-1}) en ions chlorures dans cette eau.

1.3.2. Calculer la quantité de matière d'ions chlorures présents dans 75 mL d'eau.

1.4.1. Citer deux exemples de mesures expérimentales de pH. Expliquer rapidement le principe.

1.4.2. Déterminer la concentration molaire en ions H^+ dans l'eau minérale.

1.4.3. En déduire la concentration en ions HO^- .

Partie 2. Echauffement

Juste avant le début du match, le joueur à qui nous nous intéressons consomme des boissons énergétiques de son invention. Dans de l'eau minérale, il dissout plusieurs sels énergétiques, dont de l'ascorbate de sodium, de formule $\text{Na}(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6)$ et du citrate de sodium, de formule $\text{Na}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)$.

2.1.1. Ecrire les équations des réactions de dissolution de l'ascorbate de sodium, et du citrate de sodium.

2.1.2. Calculer les masses molaires de ces deux composés.

2.1.3. Le joueur dissout 1g de chaque composé dans 50 cL d'eau. Déterminer les concentrations molaires et massiques de chaque espèce ionique en solution.

2.1.4. Trouvant la solution trop concentrée, le joueur la dilue en ajoutant 50 cL d'eau. Déterminer les nouvelles concentrations des espèces ioniques en solution.

2.2.1. On suppose que la concentration en ions oxonium dans la boisson énergétique est de $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le pH de la solution.

2.2.2. Cette solution est-elle acide, basique ou neutre ?

2.2.3. (Bonus) Le pH de la boisson est-il dangereux pour le joueur ?

Partie 3. Mi-temps

A la mi-temps, voyant son état de forme diminuer, le joueur s'injecte à l'aide d'une seringue 3 mL d'une substance inconnue, directement dans le sang. La substance inconnue est initialement de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

3.1. Le joueur possédant 5 L de sang, déterminer la concentration de la substance dans son sang.

3.2. L'organisme perd $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ de la substance par minute. Le composé fera-t-il encore effet à la fin du match, soit 45 min plus tard ?