

Calculatrice en mode examen autorisée ou calculatrice collège, émarger au bureau en rendant votre copie à la fin avec

l'énoncé Prénom et Nom : Note : sur/20

Tenir compte des chiffres significatifs dans l'énoncé.

Exercice 1 : (15 minutes) (7 pts)

On dissout un sachet de 1000 mg d'aspirine (ou acide acétylsalicylique) de formule $C_9H_8O_4$ dans de l'eau pour obtenir 500,0 mL de solution.

L'équation de la réaction qui modélise la transformation entre l'aspirine et l'eau est :



1. Écrire les couples acide/base qui interviennent.
2. En considérant la transformation totale, déterminer l'avancement maximal $x_{\max}$. En déduire la valeur finale du pH de la solution. (Faire un tableau d'avancement si nécessaire et formules littérales obligatoire)
3. En réalité, le pH de la solution est de 2,9. Calculer alors la valeur x_f de l'avancement final de la réaction. (Formule littérale obligatoire)
4. Comparer x_f et $x_{\max}$ puis conclure.

Donnée : $M(C_9H_8O_4) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

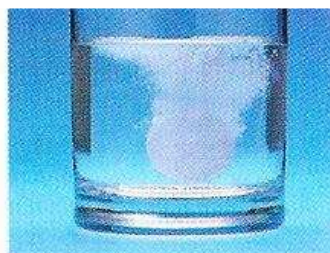
1) Sav, réel	/1
2) Ana, réel,	/3,5
3) réel	/1,5
4) ana com	/1

Exercice 2 : (15 minutes) (5 pts)

Établir l'équation d'une réaction acide-base

Pour faciliter son ingestion, l'aspirine ou acide acétylsalicylique de formule $C_9H_8O_4$ peut se présenter sous forme de comprimés effervescents qui contiennent de l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$.

Lors de la dissolution du comprimé dans l'eau, il se forme des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- et des ions sodium Na^+ dans l'eau.



1. Écrire la formule de la base conjuguée de l'acide acétylsalicylique, puis donner la demi-équation associée au couple acide acétylsalicylique/ion salicylate.
2. L'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère, écrire les couples acide/base et les demi-équations associées.
3. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'aspirine et l'ion hydrogénocarbonate.
4. Interpréter l'effervescence observée.

Donnée : L'acide carbonique H_2CO_3 n'est pas stable en solution aqueuse et se décompose selon l'équation :



1) Réal	/1
2) Réal	/2
3) réel	/1
4) ana	/1

Exercice 3 (30 min) (8 pts) :

Les recettes de cuisine indiquent souvent d'ajouter du vinaigre ou du bicarbonate de sodium dans l'eau de cuisson des légumes. Le vinaigre est une solution d'acide éthanoïque à environ $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le bicarbonate de sodium est de l'hydrogénocarbonate de sodium, un solide ionique de formule NaHCO_3 .

Ces deux substances n'ont pas du tout le même effet sur la couleur



des légumes verts contenant de la chlorophylles (pigment vert) et des caroténoïdes (pigment orange). En milieu acide le magnésium placé au centre du pigment est remplacé par des ions H_3O^+ : la chlorophylle est transformée en phéophytine de couleur bleu gris qui

conduit à l'apparition d'une couleur brunâtre. En revanche en présence de bicarbonate les légumes restent verts, en réagissant avec l'eau des ions hydroxyde sont libérés et neutralisent les ions oxonium présents qui ne peuvent plus remplacer les ions magnésium.

Données :

Couples de l'ion hydrogénocarbonate :

$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})/\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{HCO}_3^-(\text{aq})/\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Structures électroniques : H : $1s^1$; C : $1s^2 2s^2 2p^2$; O : $1s^2 2s^2 2p^4$

1. Représenter les schémas de Lewis de l'eau et de l'acide éthanoïque. (Justifier)

2. L'ajout de vinaigre dans l'eau de cuisson provoque la diminution du pH, établir l'équation de la transformation acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'eau. :

3. Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau.

4. Établir l'équation modélisant la transformation chimique entre l'ion hydrogénocarbonate et l'eau, qui produit des ions hydroxyde. > (écrire les $\frac{1}{2}$ équations)

5. Écrire l'équation modélisant la transformation acide/base ayant lieu entre l'ion hydroxyde et l'ion oxonium, écrire les deux couples acide/base de l'eau impliqués. Indiquer quel caractère de l'eau est mis en évidence.

6. Le pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de concentration en soluté apporté $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est égal à 8,3. Calculer la concentration en ion oxonium dans cette solution.

(Formule littérale exigée)

1)Réal	/1,5
2) réel	/0,5
3)réal	/0,5
4) ana , réel	/1,5
5) ana , réel	/2
6) ana , réel	/2