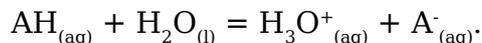


Activité 2 Étude de l'acidité du vinaigre

Le vinaigre peut être considéré comme une des solutions les plus anciennement connues et utilisée par l'homme. Du temps de la Rome antique, il était obtenu, à partir du vin placé dans des amphores poreuses subissant ainsi l'oxydation de l'air. On se propose ici d'étudier le produit de cette transformation : l'acide éthanoïque présent dans le vinaigre.

Document 1 : Acides faibles et coefficient de dissociation

L'équilibre de dissociation d'un acide faible est représenté par l'équation :



Dans cet équilibre, l'acide n'est que faiblement dissocié pour former les ions H_3O^+ et A^- .

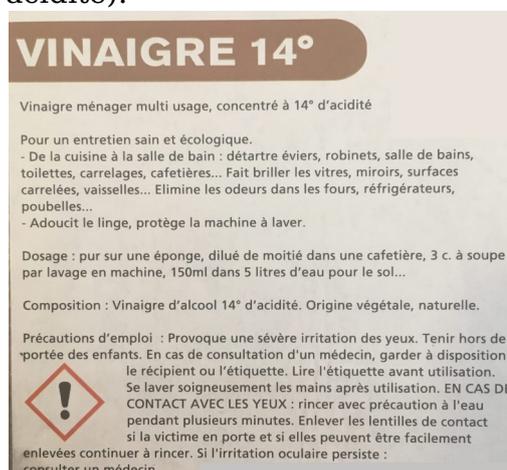
Afin de quantifier la dissociation de cet acide (de concentration initiale C_0), on utilise une

grandeur appelée coefficient de dissociation, noté α : $\alpha = \frac{[\text{A}^-]_f}{C_0}$

avec C_0 la concentration initiale de l'acide telle que $C_0 = [\text{A}^-]_f + [\text{AH}]_f$

DOCUMENT 2: Données physico-chimiques sur le vinaigre

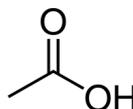
On considère que le vinaigre correspond à une solution aqueuse d'acide éthanoïque (espèce chimique responsable de son acidité).



Étiquette d'un vinaigre ménager

Données: Masses molaires $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Donnée: Formule topologique de l'acide éthanoïque:

**Document 3** : Un acide dit faible l'est-il toujours ?

Extrait de Wikipédia :

« Plus un acide faible est dilué, plus il est dissocié (...) Son comportement se rapproche alors de celui d'un acide fort. »

Le vinaigre ménager (Document 2) a été dilué 10 fois et le pH de la solution S0 ainsi obtenue mesuré : $\text{pH} = 2,4$

1 Écrire l'équation de réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.

2 Sachant que le degré d'acidité d'un vinaigre représente la masse d'acide en grammes dans 100 mL de vinaigre, calculer la concentration molaire de l'acide éthanoïque (qui sera notée C) dans le vinaigre ménager.

3 En déduire la concentration molaire de l'acide éthanoïque (qui sera notée C_0) dans la solution S₀.

4 En supposant que l'acide éthanoïque est un acide fort, calculer le pH que l'on obtiendrait à cette concentration.

5 Cela correspond-t-il au pH du vinaigre réellement mesuré ? Sinon, modifier alors l'hypothèse faite.

6 Calculer la concentration en ions H_3O^+ présents dans le vinaigre.

7 À l'aide d'un bilan de matière, calculer alors la concentration en ions éthanoate CH_3CO_2^- dans le vinaigre puis calculer le coefficient de dissociation α de l'acide éthanoïque.

8 Écrire l'expression littérale de la constante d'acidité appliquée à l'acide éthanoïque puis exprimer la en fonction de C_0 et α .

9 Calculer la valeur de la constante d'acidité puis la valeur de son pKa.

10 En utilisant l'expression obtenue à la question 7, indiquer comment évolue le coefficient de dissociation lorsque la concentration de l'acide diminue.

11 Valider alors ou infirmer les informations extraites de Wikipédia données dans le document 3.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \cdot [\text{A}^-]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}}$$