

# TP20 : Correction

## I) Vérifier qu'il y a réaction chimique

On observe un dégagement gazeux. Si on fait barboter ce gaz dans de l'eau de chaux celle-ci se trouble, c'est donc du dioxyde de carbone.

## II) Calculs des quantités initiales des réactifs

### 1) Quantité de matière d'hydrogénocarbonate de sodium

a) Exprimer et calculer la masse molaire de l'hydrogénocarbonate de sodium.

$$M_{\text{NaHCO}_3} = M_{\text{Na}} + M_{\text{H}} + M_{\text{C}} + 3M_{\text{O}} = 23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Exprimer et calculer la quantité de matière d'hydrogénocarbonate de sodium

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} = \frac{1,3}{84,0} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

### 2) Quantité de matière d'acide éthanoïque

a) Calculer la masse molaire de l'acide éthanoïque.

$$M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 2M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} + 2M_{\text{O}} = 2 \times 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Exprimer et calculer la concentration massique en acide éthanoïque du vinaigre à 6°.

1L de vinaigre a une masse de 1000g (car masse volumique égale à 1g.mL<sup>-1</sup>).

Or du vinaigre à 6° contient 6g d'acide dans 100g de vinaigre, donc 60g d'acide par litre de vinaigre.

On peut donc dire que  $t_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{V_{\text{solution}}} = 60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

c) Exprimer et calculer la quantité de matière d'acide éthanoïque dans 25 mL de vinaigre à 6°.

Masse d'acide dans les 25cL de vinaigre

$$m_{\text{acide}} = t_{\text{acide}} \times V_{\text{solution}} = 60 \times 0,25 = 1,5 \text{ g}$$

Quantité de matière d'acide dans les 25cL de vinaigre

$$n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{1,5}{60} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

## III) Expérience

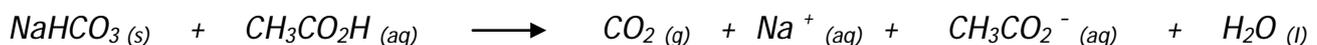
On constate lors de la réaction que du dioxyde de carbone est dégagé.

Lorsque le dégagement gazeux cesse on observe que l'hydrogénocarbonate de sodium a totalement réagi.

Il y a donc deux possibilités : soit il reste de l'acide acétique, soit il n'en reste plus. Dans les deux cas l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant.

## IV) Aspect théorique

### 1) Equation de réaction



### 2) Evolution du système chimique

Comparer, à l'état initial (lors de la mise en contact des réactifs, avant que la réaction commence), les quantités de matière des 2 réactifs.

a) Leurs quantités sont-elles dans les proportions de l'équation ci-dessus ?

Dans l'équation les deux réactifs réagissent dans les mêmes proportions (1 mole pour 1 mole).

Or les calculs du II montrent qu'il y a plus d'acide ( $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ) que d'hydrogénocarbonate de sodium ( $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ).

b) Si ce n'est pas le cas quel est le réactif en excès ?

L'acide est donc en excès.

c) Quel est celui qui va totalement disparaître lors de la réaction ?

C'est donc l'**hydrogénocarbonate de sodium** qui disparaîtra le premier.

d) Compléter les carrés ci-dessous en notant les formules des espèces chimiques présentes dans le système chimique aux différents moments proposés. Noter les quantités de matière à l'état initial et à l'état final (état correspondant à la fin de la réaction).

\* Hydrogénocarbonate de sodium  
\* Acide acétique

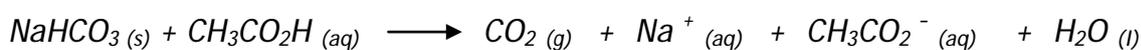
*état initial*

\* Hydrogénocarbonate de sodium  
\* Acide acétique  
  
\* Dioxyde de carbone  
\* Ions sodium  
\* Ions acétate  
\* Eau

*état intermédiaire*

\* Dioxyde de carbone  
\* Ions sodium  
\* Ions acétate  
\* Eau

*l'état final*



*t = 0*     $1,5 \cdot 10^{-2}$      $2,5 \cdot 10^{-2}$

*à t*     $1,5 \cdot 10^{-2} - x$      $2,5 \cdot 10^{-2} - x$              $x$              $x$              $x$              $x$

*final*     $0$              $1,0 \cdot 10^{-2}$              $1,5 \cdot 10^{-2}$      $1,5 \cdot 10^{-2}$      $1,5 \cdot 10^{-2}$              $1,5 \cdot 10^{-2}$