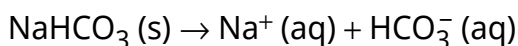
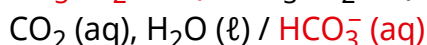
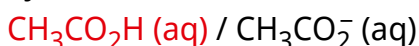


41 1. L'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (s) est insoluble dans l'huile mais soluble dans l'eau. Lorsque la goutte de vinaigre (solution aqueuse d'acide éthanóique) touche le fond du récipient, le bicarbonate NaHCO_3 (s) se dissout à l'intérieur, selon l'équation de dissolution :



L'ion HCO_3^- (aq) est la base du couple CO_2 (aq), H_2O (l) / HCO_3^- (aq) et l'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) est l'acide du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq).

Les couples acide-base mis en jeu sont :



Une réaction acide-base a lieu entre les deux espèces chimiques :



Si l'on écrit l'équation avec les ions spectateurs Na^+ (aq), l'équation de la transformation chimique qui a lieu entre le vinaigre et le bicarbonate de soude est :



Le gaz qui se dégage est du dioxyde de carbone CO_2 (g).

2. Les bulles de dioxyde de carbone se forment à l'interface gouttelette de vinaigre/hydrogénocarbonate de sodium. Elles se répartissent ensuite sur la surface de la gouttelette.



L'huile et le vinaigre ne sont pas miscibles. Au début de l'expérience, les gouttelettes de vinaigre descendent au fond du récipient car la densité du vinaigre ($d = 1,0$) est supérieure à la densité de l'huile ($d = 0,92$).

Lorsque les gouttelettes de vinaigre touchent le fond du récipient, l'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) réagissent pour former du dioxyde de carbone. Les bulles de gaz se forment et s'accrochent tout autour des gouttelettes de vinaigre. Le volume des bulles de gaz augmente progressivement jusqu'à ce que les bulles remontent à la surface en entraînant avec elles les gouttelettes de vinaigre.

À la surface, les bulles de gaz éclatent, les gouttelettes de vinaigre redescendent donc dans l'huile au fond du récipient. Et ainsi de suite...

3. On établit le tableau d'avancement :

| État | | Quantités de matière dans le système (en mol) | | | | |
|----------|---------|-----------------------------------------------|-----------------------------|-------|-------|-------|
| initial | $x = 0$ | $n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$ | $n_i(\text{NaHCO}_3)$ | 0 | 0 | 0 |
| en cours | x | $n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x$ | $n_i(\text{NaHCO}_3) - x$ | x | x | x |
| final | x_f | $n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x_f$ | $n_i(\text{NaHCO}_3) - x_f$ | x_f | x_f | x_f |

Déterminons l'avancement maximal x_f .

– Si l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant : $n_i(\text{NaHCO}_3) - x_f = 0$.

$$n_i(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} \text{ soit } n_i(\text{NaHCO}_3) = \frac{5,0}{84,0} = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$6,0 \times 10^{-2} - x_f = 0 \text{ donc } x_f = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

– Si l'acide éthanoïque est le réactif limitant : $n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) - x_f = 0$.

$$n_i(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 120 \times 3,7 \times 10^{-5} = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$4,4 \times 10^{-3} - x_f = 0 \text{ donc } x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ($4,4 \times 10^{-3} \text{ mol} < 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$) : le réactif limitant est l'acide éthanoïque.

D'après le tableau d'avancement : $n(\text{CO}_2(\text{g})) = x_f = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$$V(\text{CO}_2(\text{g})) = n(\text{CO}_2(\text{g})) \times V_m \text{ soit } V(\text{CO}_2(\text{g})) = 4,4 \times 10^{-3} \times 24,1 = 1,1 \times 10^{-1} \text{ L.}$$

Le volume de dioxyde de carbone formé est $V(\text{CO}_2(\text{g})) = 1,1 \times 10^{-1} \text{ L}$.

Synthèse : lorsque le réactif limitant disparaît, ici l'acide éthanoïque, la formation de bulles de gaz s'arrête et le mouvement d'aller-retour des gouttelettes cesse.

Si l'on rajoute des gouttelettes de vinaigre, le phénomène reprend.

– Si l'acide éthanoïque est encore le réactif limitant, le phénomène s'arrête dès sa disparition.

– Si l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant, le phénomène s'arrête dès sa disparition.

La lampe à lave est éphémère car le phénomène cesse dès la disparition du réactif limitant.