

Chapitre 9: temps et évolution chimique; cinétique et catalyse

Une réaction dans un verre d'eau

Q1

a) Vidéo

Nombre de moles d'aspirine $n(\text{asp})$: $M = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; masse théorique d'aspirine $m = 0,5 \text{ g}$:

$$n(\text{asp}) = \frac{m}{M} = \frac{0,5}{180} = 2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Nombre de moles d'ion hydrogénocarbonate $n(\text{HCO}_3^-)$: $V_1 = 10 \text{ mL} = 10^{-2} \text{ L}$; $C_1 = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (à remarquer que la concentration en ion hydrogénocarbonate et en ion sodium est égale à C_1)

$$n(\text{HCO}_3^-) = C_1 \cdot V_1 = 0,5 \times 10^{-2} \text{ mol} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

D'après la réaction :



Les conditions stœchiométriques sont obtenues pour : $\frac{n(\text{HCO}_3^-)}{1} = \frac{n(\text{asp})}{1}$

Or d'après les calculs précédent, $n(\text{HCO}_3^-) = 0,5 \times 10^{-2} \text{ mol} > n(\text{asp}) = 2,78 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Les ions hydrogénocarbonate sont en excès, l'aspirine peut être entièrement consommée.

b) Le nouveau volume de la solution est : $V = V_1 + V_2 = 150 + 10 = 160 \text{ mL} = 160 \times 10^{-3} \text{ L}$

La nouvelle concentration en ion hydrogénocarbonate (on a effectué une dilution de la concentration apportée) est:

$$[\text{HCO}_3^-] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V} = \frac{0,5 \times 10^{-2}}{160 \times 10^{-3}} = 3,125 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Q2

a) Vidéo

Nombre de mole de dioxyde de carbone en fonction de sa pression. Attention aux unités légales : $V = 300 \text{ mL} = 300 \text{ cm}^3 = 300 \times (10^{-2} \text{ m})^3 = 300 \times 10^{-6} \text{ m}^3$;

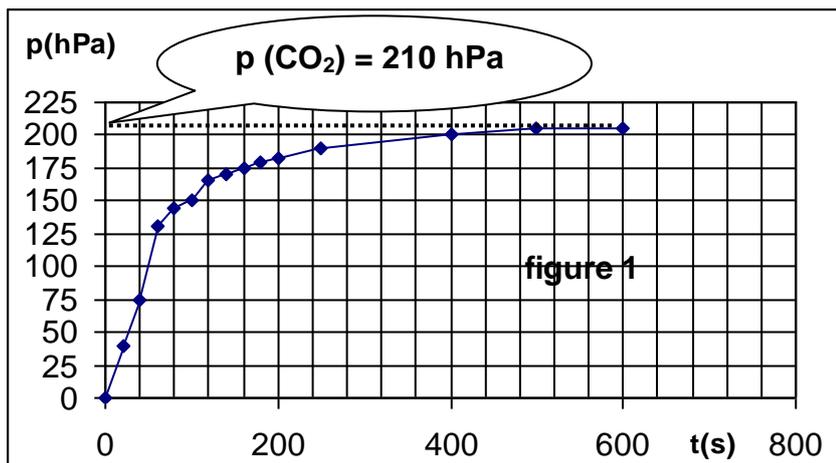
$$T = \theta + 273 = 273 + 26 = 299 \text{ K}$$

$$p(\text{CO}_2) \cdot V = n(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{p(\text{CO}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{p(\text{CO}_2) \times 300 \times 10^{-6}}{8,31 \times 299} = 1,21 \times 10^{-7} \cdot p(\text{CO}_2)$$

$$R = 8,31 \text{ USI}$$

b) D'après la courbe, en fin de réaction (au bout de 600 s) $p(\text{CO}_2) = 210 \text{ hPa}$



La relation entre le nombre de moles de dioxyde de carbone, et la pression en hectopascal est :

$$n(\text{CO}_2) = 1,21 \times 10^{-5} \cdot p(\text{CO}_2) . \text{ Par conséquent : } n(\text{CO}_2) = 1,21 \times 10^{-5} \times 210 = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol} .$$

Q3

a) Tableau d'avancement de la réaction. Les valeurs numériques sont données en mole.

Etat du système	Avancement	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	HCO_3^-	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	CO_2	H_2O
État initial	$x = 0$	$n(\text{asp})$	5×10^{-3}	0	0	0
En cours	$x(t)$	$n(\text{asp}) - x(t)$	$5 \times 10^{-3} - x(t)$	$x(t)$	$x(t)$	$x(t)$
Etat final	$x(\text{max})$	$n(\text{asp}) - x(\text{max}) = 0$	$5 \times 10^{-3} - x(\text{max})$	$x(\text{max})$	$x(\text{max})$	$x(\text{max})$

b) Vidéo

D'après le tableau d'avancement, la quantité d'aspirine consommée et le nombre de moles de dioxyde de carbone produit sont égaux à $x(t)$:

$$n(\text{asp})_{\text{consommé}} = n(\text{CO}_2)_{\text{formé}} = x(t)$$

c) Masse d'aspirine contenue dans le cachet : la masse d'aspirine entièrement consommée, $n(\text{asp})$, est égale au nombre maximal de moles de dioxyde de carbone formé ($2,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$) :

$$m(\text{asp}) = n(\text{asp}) \cdot M = n(\text{CO}_2)_{\text{formé en fin de réaction}} \times 180 = 2,6 \times 10^{-3} \times 180 = 0,47 \text{ g}$$

d) Calcul de l'erreur relative entre la masse théorique et expérimentale :

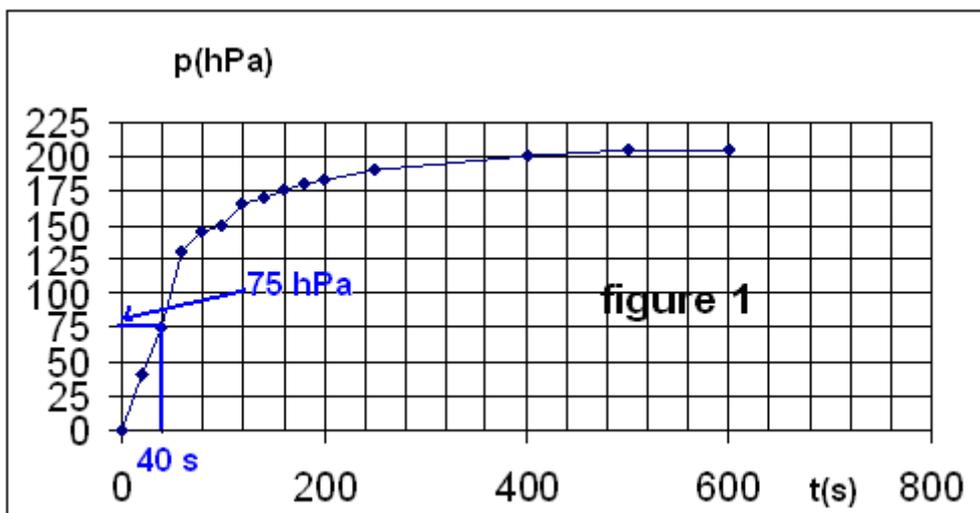
$$\left| \frac{m(\text{théorique}) - m(\text{expérimentale})}{m(\text{théorique})} \right| \times 100 = \left| \frac{0,5 - 0,47}{0,5} \right| \times 100 = 6\%$$

Conclusion : il existe un léger écart entre la valeur théorique et expérimentale. Erreur expérimentale? Négligence du fabricant ? Le mystère reste entier.

Q4

a) Vidéo

A $t = 40$ s, d'après la courbe $p(\text{CO}_2) = 75 \times 10^2$ Pa



Le nombre de moles de dioxyde de carbone formé à cet instant est : $n(\text{CO}_2) = x(t) = 1,21 \times 10^{-5} \times p(\text{CO}_2) = 1,21 \times 10^{-5} \times 75 = 9,1 \times 10^{-4}$ mol

La concentration en ion hydrogénocarbonate est d'après le tableau d'avancement (en mol.L^{-1}):

Etat du système	Avancement	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	HCO_3^-	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	CO_2	H_2O
État initial	$x = 0$	$n(\text{asp})/V1$	$C1 = 5 \times 10^{-3}$	0	0	0
En cours	$x(t)$	$n(\text{asp})/V1$	$(5 \times 10^{-3} - x(t)) / V1$	$x(t)/V1$	$x(t)/V1$	$x(t)/V1$

$$[\text{HCO}_3^-] = \frac{5 \times 10^{-3} - x(t)}{V1} = \frac{5 \times 10^{-3} - 9,1 \times 10^{-4}}{10^{-2}} = 0,41 \text{ mol.L}^{-1}$$

b) Volume de dioxyde de carbone qui s'est dégagé. $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_M = 9,1 \times 10^{-4} \times 24 = 2,2 \times 10^{-2} \text{ L}$$

c) Concentration en ion $\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$ dans la solution?

$$[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-] = \frac{x(t)}{V1} = \frac{9,1 \times 10^{-4}}{10^{-2}} = 9,1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Q5

a) Vidéo

Démontrons que la densité d'un gaz A est donnée par la formule :

$$d_A = \frac{\rho_A}{\rho_{air}} = \frac{\frac{m_A}{V}}{\frac{m_{air}}{V}} = \frac{\frac{n_A \cdot M_A}{V}}{\frac{n_{air} \cdot M_{air}}{V}} = \frac{M_A \cdot n_A}{M_{air} \cdot n_{air}} = \frac{M_A}{M_{air}}$$

$$d_A = \frac{M_A}{M_{air}} = \frac{M_A}{29}$$

b) densité du dioxyde carbone. $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

$$d(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M_{air}} = \frac{12 + 2 \times 16}{29} = 1,52$$

c) Le dioxyde de carbone est plus dense que l'air ($d(CO_2) > 1$). Le niveau du tunnel doit être plus élevé au centre qu'aux extrémités de manière à laisser s'écouler ce gaz à l'extérieur. Dans le cas contraire, le dioxyde de carbone s'accumulerait au centre du tunnel ce qui serait dangereux pour les automobilistes.