

Chapitre 9: temps et évolution chimique: cinétique et catalyse

Une réaction dans un verre d'eau

Un comprimé d'aspirine effervescent est mis dans un verre d'eau. Entre l'aspirine, principe actif du médicament, et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- , se produit une réaction dont l'équation est :



Dans tout l'exercice, elle sera considérée comme totale.

Q1

a) On envisage de reproduire la réaction précédente au laboratoire en mettant en contact un comprimé d'aspirine 500 non effervescent, qui contient donc 500 mg de principe actif et une solution d'hydrogénocarbonate de sodium. La solution d'hydrogénocarbonate de sodium introduite dans le ballon à un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ et une concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Vérifiez que la solution permet la consommation totale de l'aspirine contenue dans un comprimé (la masse molaire de l'aspirine est $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$).

b) Si on ajoutait un volume $V_2 = 150 \text{ mL}$ d'eau à la solution d'hydrogénocarbonate de sodium qu'elle serait sa nouvelle concentration? Dans la suite du problème on travaillera avec un volume V_1 de solution.

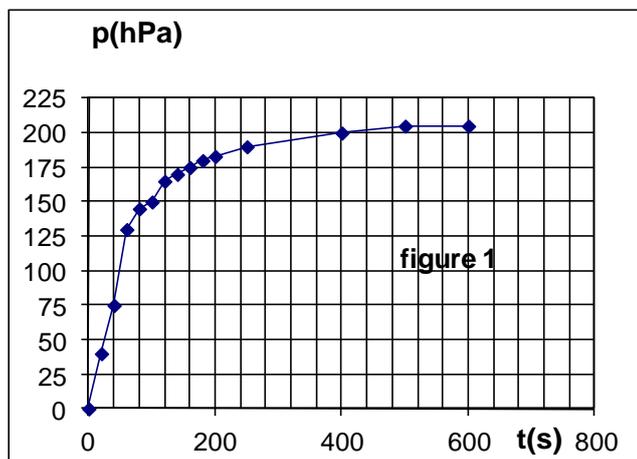
Q2

a) La réaction est suivie par une méthode physique : mesure de la pression à l'intérieur d'une enceinte étanche. Le comprimé d'aspirine est introduit dans une enceinte de volume $V = 300 \text{ mL}$. Celle-ci est reliée à un pressiomètre qui mesure la pression de dioxyde de carbone créé par la réaction étudiée.

Information théorique

la pression de dioxyde de carbone vérifie équation :

$$p(\text{CO}_2) \cdot V = n(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T \quad (\text{relation 1})$$



$$R = 8,31 \text{ USI} ; T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273 ; \theta = 26,0^{\circ}\text{C}$$

Le suivi expérimental de la pression donne lieu à la figure 1. L'expression littérale liant la pression de dioxyde de

carbone et la quantité de matière de dioxyde de carbone est donnée par la relation 1 démontrer que si la pression de dioxyde de carbone est exprimée en Pascal (Pa) on n'a sensiblement :

$$n(\text{CO}_2) = 1,21 \times 10^{-7} \times p(\text{CO}_2)$$

soit $n(\text{CO}_2) = 1,21 \times 10^{-5} \times p(\text{CO}_2)$ (si la pression est exprimée en hPa).

b) Déterminer le nombre de moles de dioxyde de carbone formée à l'instant $t = 600 \text{ s}$ (réaction terminée).

Q3

a) Tracer le tableau d'avancement de la réaction.

b) Etablir la relation entre la quantité de dioxyde de carbone formée, $n(\text{CO}_2)$ et la quantité d'aspirine consommée, $n(\text{asp})$ à l'instant t .

c) En déduire la masse d'aspirine contenue dans le comprimé.

d) Effectuer un calcul d'erreur relative entre la masse théorique et la masse expérimentale. Conclusion.

Erreur relative :

$$\left| \frac{m(\text{théorique}) - m(\text{expérimentale})}{m(\text{théorique})} \right| \times 100$$

Q4

a) Déterminer la valeur de la concentration en ion hydrogénocarbonate à l'instant $t = 40 \text{ s}$ (volume V_1 de solution).

b) Déterminer, au même instant le volume de dioxyde de carbone qui s'est dégagé. $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

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

Q5

a) Démontrer que la densité d'un gaz A est donnée par la formule :

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

(avec masse molaire de l'air, pris comme référence, égale à 29 g.mol^{-1}).

On utilisera la formule générale suivante de la densité pour les gaz, et les gaz seront considérés comme parfait.

$$d_A = \frac{\rho_A}{\rho_{\text{air}}}$$

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

c) Expliquer pourquoi le niveau d'un tunnel doit être plus élevé au centre qu'à ses extrémités.