

Corrigé de l'examen I

Exercice I : Suivi d'une transformation chimique par conductimétrie. (14pts)

(Exercice relatif au programme français)

1.1 Les espèces responsables de la valeur de la conductance G sont les espèces ioniques présentes : Na^+ , HO^- et CH_3COO^- . Celles qui sont responsables de sa variation sont HO^- et CH_3COO^- car Na^+ est un ion spectateur.

$$1.2 \quad n(\text{Na}^+)_0 = n(\text{HO}^-)_0 = n_1 \quad G_0 = k \frac{n_1}{V_t} (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}) \quad G_0 = 46,2 \text{ mS}$$

$$1.3 \quad G = \frac{k}{V_t} (n_1 \lambda_{\text{Na}^+} + (n_1 - x) \lambda_{\text{HO}^-} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} x) = \frac{k}{V_t} (n_1 (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}) + x (-\lambda_{\text{HO}^-} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}))$$

1.4 Comme l'ester est en excès, on peut dire que l'ion HO^- est limitant et il est entièrement consommé. $x_{\text{max}} = n_1 \quad G_f = \frac{k}{V_t} n_1 (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}) \quad G_f = 10,7 \text{ mS}$

$$G - G_0 = \frac{k}{V_t} x (-\lambda_{\text{HO}^-} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}) \quad G_f - G_0 = \frac{k}{V_t} n_1 (-\lambda_{\text{HO}^-} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-})$$

$$\frac{G - G_0}{G_f - G_0} = \frac{x}{n_1} \quad x = n_1 \frac{G - G_0}{G_f - G_0}$$

2.1 La vitesse de la réaction diminue au cours du temps. Le facteur responsable de cette évolution est la concentration initiale des réactifs. Au cours de la réaction la concentration des réactifs diminue. Alors, le nombre d'entités réactives par unité de volume diminue donc la fréquence des chocs diminue, celle des chocs efficaces diminue et la vitesse de la réaction diminue.

Exercice II : La combustion du glucose (7pts)

(Partie commune aux deux programmes)

Point-méthode

1- Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu.

Pour identifier les réactifs et les produits mis en jeu, extraire les informations nécessaires de la donnée. Dans le cas d'une combustion, tout composé organique réagit avec le dioxygène pour produire du dioxyde de carbone et de l'eau.

2- Identifier et noter l'état physique des réactifs et des produits.

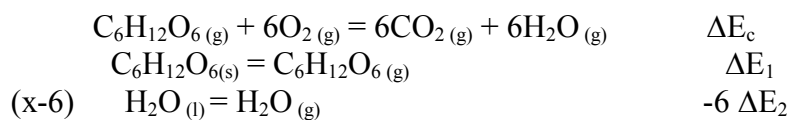
3- Ajuster l'équation de la réaction à l'aide des coefficients stœchiométriques.

Pour une équation modélisant une combustion, il sera plus simple d'ajuster les atomes de carbone en premier, suivi de l'hydrogène et enfin de l'oxygène (élément présent dans une molécule mononucléaire : O_2)

4- Comme les produits et les réactifs sont tous à l'état gazeux, on pourra utiliser la formule suivante pour calculer l'énergie mise en jeu lors de la combustion d'une mole de glucose :

$$\Delta E = \sum D (\text{liaisons brisées}) - \sum D (\text{liaisons formées})$$

Pour appliquer cette formule, écrire l'équation de la réaction en utilisant la formule développée de chaque réactif et produit.



$$\Delta E = \Delta E_c + \Delta E_1 - 6 \Delta E_2$$

Exercice III : Le fer dans des solutions acides (9pts)
(exercice relatif au programme libanais)

1.1 On détermine le nombre de moles de chacun des deux réactifs.

$$n_{\text{Fe initial}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{0,28}{56} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ initial}} = C \times V = 0,2 \times 100 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$R(\text{Fe}) = \frac{5 \times 10^{-3}}{1} < R(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{2 \times 10^{-2}}{2} = 1 \times 10^{-2}. \text{ Le fer est le réactif limitant. Le volume de dihydrogène est alors :}$$

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m = n(\text{Fe}) \times V(\text{H}_2) = 5 \times 10^{-3} \times 24 = 0,120 \text{ L} = 120 \text{ mL.}$$

1.2 $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ restant à un instant $t = n(\text{H}_3\text{O}^+)_0 - n(\text{H}_3\text{O}^+)$ réagissant au même instant ;

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ réagissant} = 2 n(\text{H}_2) \text{ formé} = \frac{2 \times V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{V(\text{H}_2)_t}{12000};$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_t = n_0 - \frac{V(\text{H}_2)_t}{12000}.$$

En divisant par V (volume de la solution), on aura :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_t = \frac{0,02}{0,1} - \frac{V(\text{H}_2)_t}{0,1 \times 12000} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+]_t = 0,2 - \frac{V(\text{H}_2)_t}{1200}.$$

1.3 La concentration des ions H_3O^+ à la fin de la réaction est donnée par :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\infty} = 0,2 - \frac{V(\text{H}_2)_{\infty}}{1200} = 0,2 - \frac{120}{1200} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}.$$

2.1 Selon la stœchiométrie de l'équation, nous avons :

$$v(\text{réaction}) = \frac{v(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ disparition}}{2} = \frac{v(\text{H}_2) \text{ formation}}{1}. \text{ D'où :}$$

$$v(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ disparition} = 2 v(\text{H}_2) \text{ apparition.}$$

2.2 Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est moins que 49 minutes puisque la moitié de la concentration de H_3O^+ disparaîtra plus rapidement que la deuxième moitié parce que la concentration de ce réactif diminue avec le temps et par conséquent la vitesse de la réaction diminue encore.

2.3 La vitesse va augmenter parce que le fer en poudre possède une surface de contact avec les ions H_3O^+ beaucoup plus grande que celle de la lame. La fin de la réaction aura lieu donc avant 98 min.