

Cinétique chimique

exercices - CCINP

On donne les numéros atomiques de l'azote et de l'oxygène.

1. Donner la structure électronique de O et N en précisant et énonçant les règles utilisées.
2. Donner la formule de Lewis de NO_2 (structure ONO)
3. On étudie la réaction $\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{NO}_2 + 1/2\text{O}_2$ dans un volume constant à $T = 443 \text{ K}$. A $t = 3 \text{ s}$ la réaction se termine avec $2/3$ de N_2O_5 dissocié. Calculer k_1 la constante de vitesse.

Décomposition de CH_3CHO en CH_4 et CO , tous ces composés sont gazeux. On place n_0 moles d'éthanal seul dans un volume V à la température T . A l'instant initial, la pression, dans le volume V , à la température T , est p_0 .

1. Nommer les espèces et écrire la réaction.
2. Tracer le tableau d'avancement à t en fonction de $\xi(t)$ l'avancement.
3. Démontrer que l'on peut suivre l'avancement à l'aide de la mesure d'une seule grandeur physique.
4. Expérimentalement, la fonction $F(t) = p(t) - p_0 p(t) - 2p_0$ est proportionnelle à t .
 - 4.1 Déterminer si les ordres 0,1 et 2 sont compatibles avec ces données.
 - 4.2 L'expérience donne $F(t) = 1,22 \cdot 10^{-2}t + 3,48 \cdot 10^{-5}$. Est-ce compatible?
 - 4.3 Calculer le temps de demi-réaction. Même question avec un volume $2V$.

1. Donner les configurations électroniques de H, O ($Z = 8$), puis la formule de Lewis de H_2O_2 .
2. Établir la constante d'équilibre entre MnO^{-4} et H_2O_2 ; on donnait les potentiels des couples $\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2$ et $\text{MnO}^{-4}/\text{Mn}^{2+}$. Le dosage est-il possible ?
3. un dosage de la réaction $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2$ (au permanganate) On disait que l'on prélevait des volumes et que l'on dosait, il y avait un tableau présentant les volumes nécessaires (en permanganate ?) pour doser, à intervalles réguliers.
 - 3.1 On demandait de justifier que la concentration en H_2O_2 était proportionnelle au volume nécessaire (et question sur le facteur).
 - 3.2 Ensuite, il fallait, sous hypothèse d'une réaction d'ordre 1, établir une relation entre V et t .
 - 3.3 On demandait de calculer la constante k à la température d'étude.
 - 3.4 Finalement, on disait qu'à une autre température, k était multipliée par 5 : quelle grandeur peut-on en déduire ?

On considère la réaction en phase gazeuse : $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{NO}$. On mesure les vitesses de réaction r_0 à $t=0$ s qui suivent la loi : $r_0 = k_0[\text{NO}_2]^{a_0}[\text{CO}]^{b_0}$, à P, T fixés. Les données étaient présentées dans deux tableaux, un où $[\text{NO}_2]$ variait seul et un où $[\text{CO}]$ variait seul. Dans le cas de $[\text{CO}]$, r_0 semblait rester fixe, et pour $[\text{NO}_2]$, quand on divisait la concentration par 2, r_0 était divisé par 4.

1.
 - 1.1 Déterminer a_0 et b_0 .
 - 1.2 On suppose que les ordres partiels de la réaction ne varient pas. Déterminer $[\text{NO}_2](t)$
 - 1.3 Donner une relation entre k_0 et $t_{1/2}$ le temps de demi-réaction.
2. On donne les graphes de la pression partielle de NO_2 en fonction du temps, à deux valeurs de température différentes. Dans les deux cas, la pression partielle initiale est la même. Déterminer $k_0(T_1)$, $k_0(T_2)$ et E_A l'énergie d'activation de la réaction.

