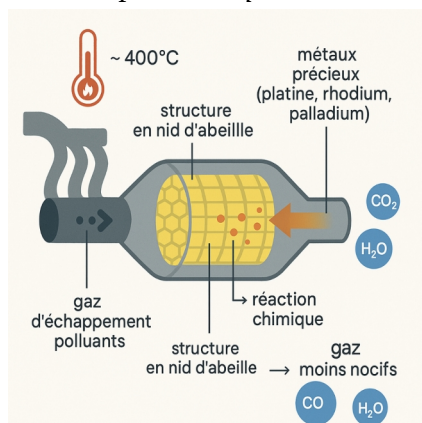


Exercices : cinétique chimique (ordres 0, 1 et 2)

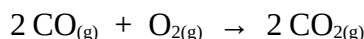
On étudie trois réactions chimiques, chacune suivant un ordre cinétique différent.

1. Réaction d'ordre 0 : oxydation du monoxyde de carbone (CO) sur platine ou palladium

Les moteurs à combustion interne rejettent quelques sous-produits de la combustion air-essence et des hydrocarbures imbrûlés : CO, NO₂. L'idée est de les transformer en gaz moins toxiques (H₂O, CO₂, N₂). Les gaz d'échappement passent dans une chambre en acier inoxydable dans laquelle est montée une structure en nid d'abeille (qui augmente la surface de contact) faite en céramique. La surface de la céramique est recouverte essentiellement d'alumine Al₂O₃ et de métaux comme le palladium ou le rhodium, catalysant les réactions d'oxydation (CO et hydrocarbures → CO₂) et de réduction (NO₂ → N₂). En fonctionnement normal, le pot catalyseur élimine plus de 99% des gaz toxiques mais à condition que la température dépasse les 400 °C. Le pot d'échappement n'atteint cette température qu'au bout de 10 km de trajet environ.



Oxydation du monoxyde de carbone (CO) sur le catalyseur platine (Pt)

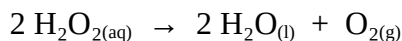


En régime de saturation de surface (forte pression de CO), la vitesse de la réaction devient indépendante de la concentration dans le gaz de [CO] et de [O₂] : $v = k$.

Données : à 500 °C, sur platine, la constante de vitesse k est égale à $1 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

1. Écrire l'équation différentielle (ou loi différentielle) vérifiée par [CO].
2. En déduire l'expression de [CO](t).
3. Calculer le temps nécessaire au pot catalytique, pour passer de la valeur initiale de 1000 ppm (dose toxique) à 100 ppm (dose acceptable).
 $1 \text{ ppm} = 1,15 \text{ mg.m}^{-3}$, $M(\text{CO}) = 28 \text{ g.mol}^{-1}$.
4. Tracer la courbe [CO](t).

2. Réaction d'ordre 1 : décomposition du peroxyde d'hydrogène



La vitesse de réaction suit la loi du premier ordre : $v = k [\text{H}_2\text{O}_2]$.

Soit un tableau de concentrations du peroxyde d'hydrogène $[\text{H}_2\text{O}_2]$ au cours du temps, correspondant à une réaction non catalysée, à $T \approx 298 \text{ K}$.

Temps (h)	0	1,39	5,56	27,8	83,3	111,1
$[\text{H}_2\text{O}_2] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,1000	0,0951	0,0819	0,0368	0,0050	0,0018

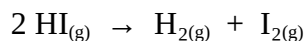
1. Écrire l'équation différentielle vérifiée par $[\text{H}_2\text{O}_2]$.

2. Déterminer l'expression de $[\text{H}_2\text{O}_2](t)$.

3. Montrer que $\ln([\text{H}_2\text{O}_2](t)) = f(t)$ est une droite.
Vérifier que cela concorde avec les valeurs du tableau.
Déterminer la constante de vitesse k .

4. Calculer le temps de demie-vie $t_{1/2}$ tel que $[\text{H}_2\text{O}_2](t_{1/2}) = \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_0}{2}$.

3. Réaction d'ordre 2 : formation du diiode



La vitesse est proportionnelle au carré de la concentration en HI : $v = k [\text{HI}]^2$.

On notera $C = [\text{HI}]$.

Données : $k = 1,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; $C_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation différentielle vérifiée par $[\text{HI}]$.

2. Déterminer l'expression de $C(t)$.

3. Montrer que $\frac{1}{[\text{HI}]}(t) = f(t)$ est une droite.

4. Calculer le temps de demi-vie.

5. Tracer l'allure de $f(t)$.