Révisions écrits

Cinétique des réactions chimiques

I – Notions et résultats essentiels :

On considère l'exemple de réaction suivant :

$$H_2O_{2\,(aq)} + 2\,I^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} = I_{2\,(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}.$$

La réaction a lieu en réacteur fermé, de volume fixe V_0.

▶$_1$ **La vitesse de réaction** est $v_\xi = \dfrac{d\xi}{dt}$, où $\xi(t)$ est l'avancement de la réaction (en moles).

On utilise plus souvent la **vitesse volumique de réaction :**

$$\boxed{v = \frac{1}{V_0}\frac{d\xi}{dt} \quad [\mathrm{mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}}]}$$

▶$_2$ On montre alors qu'on a, pour chaque réactif ou produit B_i :

$$\boxed{\frac{d[B_i]}{dt} = \nu_i \times v, \quad \text{avec} \quad \nu_i \text{ le nombre stœchiométrique de } B_i}$$

⋆ Si B_i est un produit, alors $\nu_i > 0$. On définit sa **vitesse de formation** $v_{\text{formation}} = \dfrac{d[B_i]}{dt}$.

⋆ Si B_i est un réactif, alors $\nu_i < 0$. On définit sa **vitesse de disparition** $v_{\text{disp}} = -\dfrac{d[B_i]}{dt}$.

Dans l'exemple :

- *pour* $H_2O_{2\,(aq)}$, $\nu = -1$ *et* $v_{disp} = -\dfrac{d[H_2O_2]}{dt} = v$;
- *pour* $I^-_{(aq)}$: $\nu = -2$ *et* $v_{disp} = -\dfrac{d[I^-]}{dt} = 2v$;
- *pour* $I_{2\,(aq)}$: $\nu = +1$ *et* $v_{formation} = +\dfrac{d[I_2]}{dt} = v$; ...

▶$_3$ **Une réaction admet un ordre** si sa vitesse de réaction (volumique) s'écrit sous la forme

$$\boxed{v = k \times \Pi_{\text{réactifs}}[\text{réactif}\, i]^{p_i}.}$$

- k est la constante de vitesse de la réaction. Elle dépend de la température T et augmente si T augmente (sauf rares exceptions).
- p_i est l'ordre partiel par rapport au réactif i.
- $\sum_i p_i$ est l'ordre global.

Une réaction peut ne pas admettre d'ordre. Ou admettre un ordre seulement au départ.

Dans l'exemple : si on annonce que la réaction admet un ordre, alors il existe k, p, q, r, tels que la vitesse volumique de réaction est $v = k[H_2O_2]^p[I^-]^q[H^+]^r$.

On peut donc écrire des choses comme $-\dfrac{d[H_2O_2]}{dt} = +v = k[H_2O_2]^p[I^-]^q[H^+]^r$.