Cinétique des réactions complexes

1) Réactions opposées : $A \xrightleftharpoons[k_{-1}]{k_1} B$

$$r = \frac{d[B]}{dt} = k_1[A] - k_{-1}[B] \quad \text{On trouve une équation différentielle du premier ordre.}$$

$$x_{eq} = \frac{k_1 a}{k_1 + k_{-1}}$$

2) Réactions parallèles : $A \xrightarrow{k_1} B$
 $A \xrightarrow{k_2} C$

On suppose un ordre 1

$$v_1 = k_1[A] ; \quad v_2 = k_2[A]$$

$$v_A = -\frac{d[A]}{dt} = k_1[A] + k_2[A] = (k_1 + k_2)[A]$$

$$\frac{[B]}{[C]} = \frac{k_1}{k_2}$$

3) réactions consécutives : $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$

Vitesses pour [A], [B] et [C]

Approximation : $k_1 \ll k_2$

→ Si une étape a un k beaucoup plus petit que ceux des autres étapes, cette «étape impose sa vitesse.

Si l'intermédiaire réactionnel B est formé par une réaction lente et consommé par une réaction rapide, sa concentration reste faible est constante après une période d'induction $\frac{d[B]}{dt} = 0$

On applique l'Approximation de l'Etat Quasi Stationnaire (AEQS) à l'intermédiaire B.