CHIMICA GENERALE ED INORGANICA E LABORATORIO

cod. 00966

Docente:

Roberto Esposito

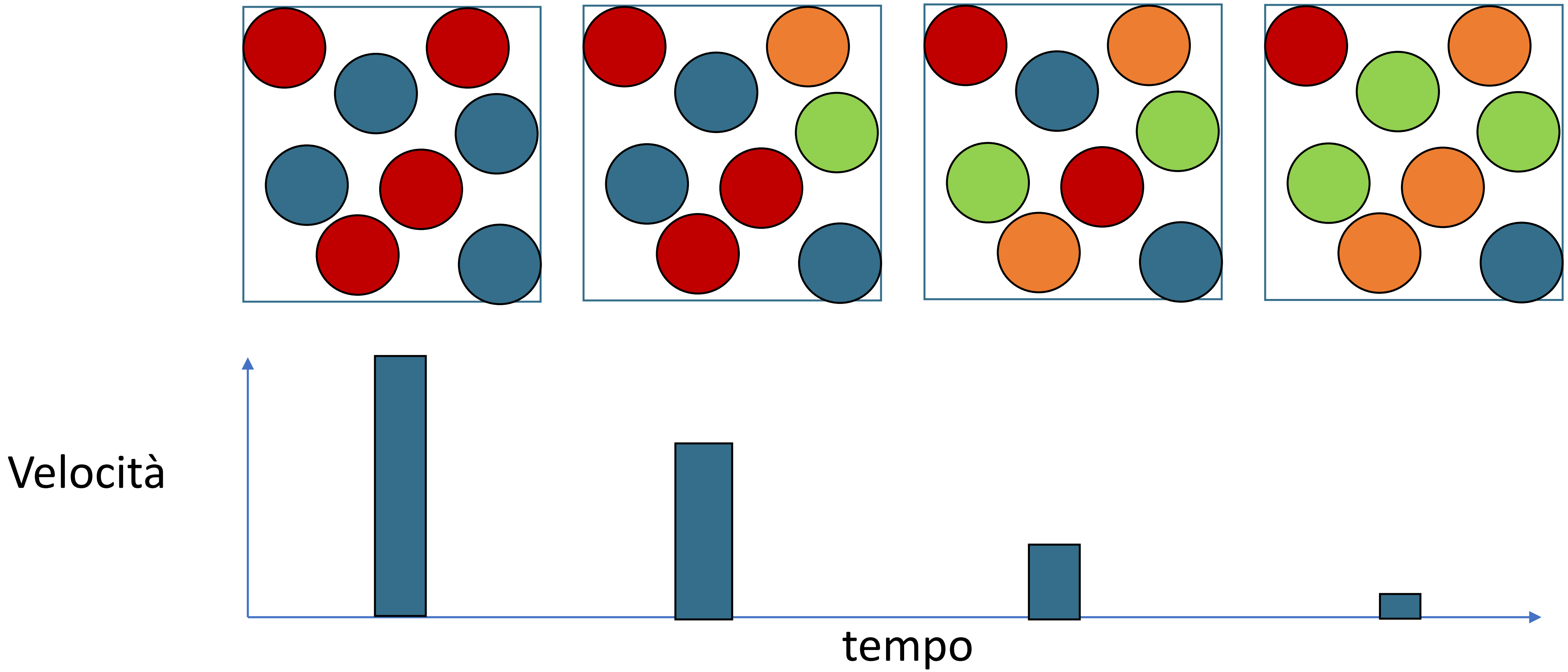
roberto.esposito@unina.it

Lezione 15

- Equilibrio chimico
- Quoziente di reazione
- Legge di azione di massa

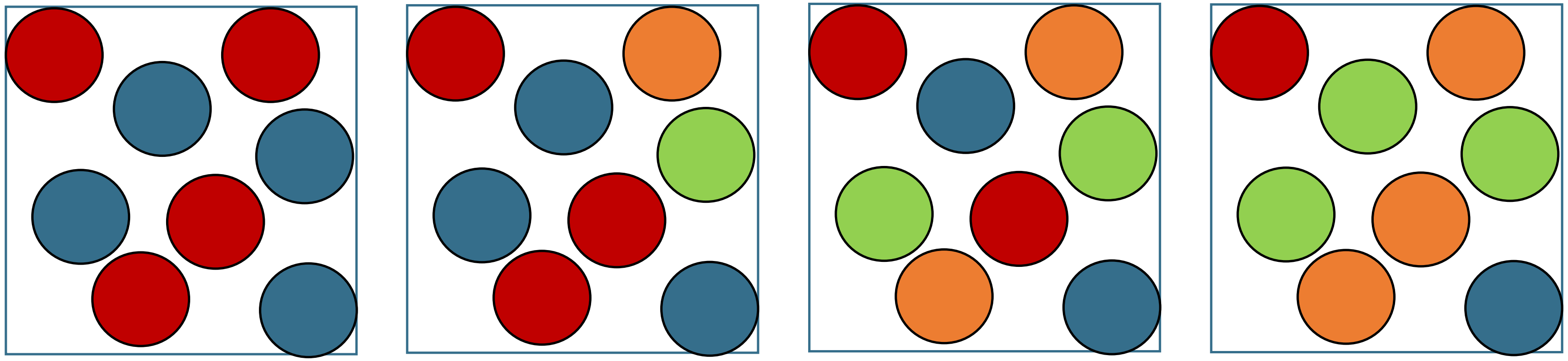
L'equilibrio chimico – equilibrio dinamico:

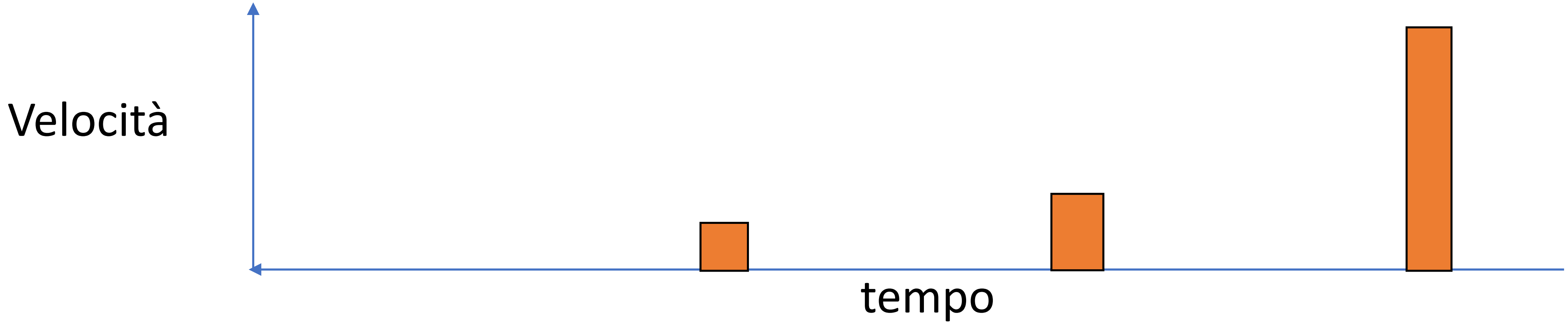
$$A + B \rightarrow C + D$$



L'equilibrio chimico – equilibrio dinamico:

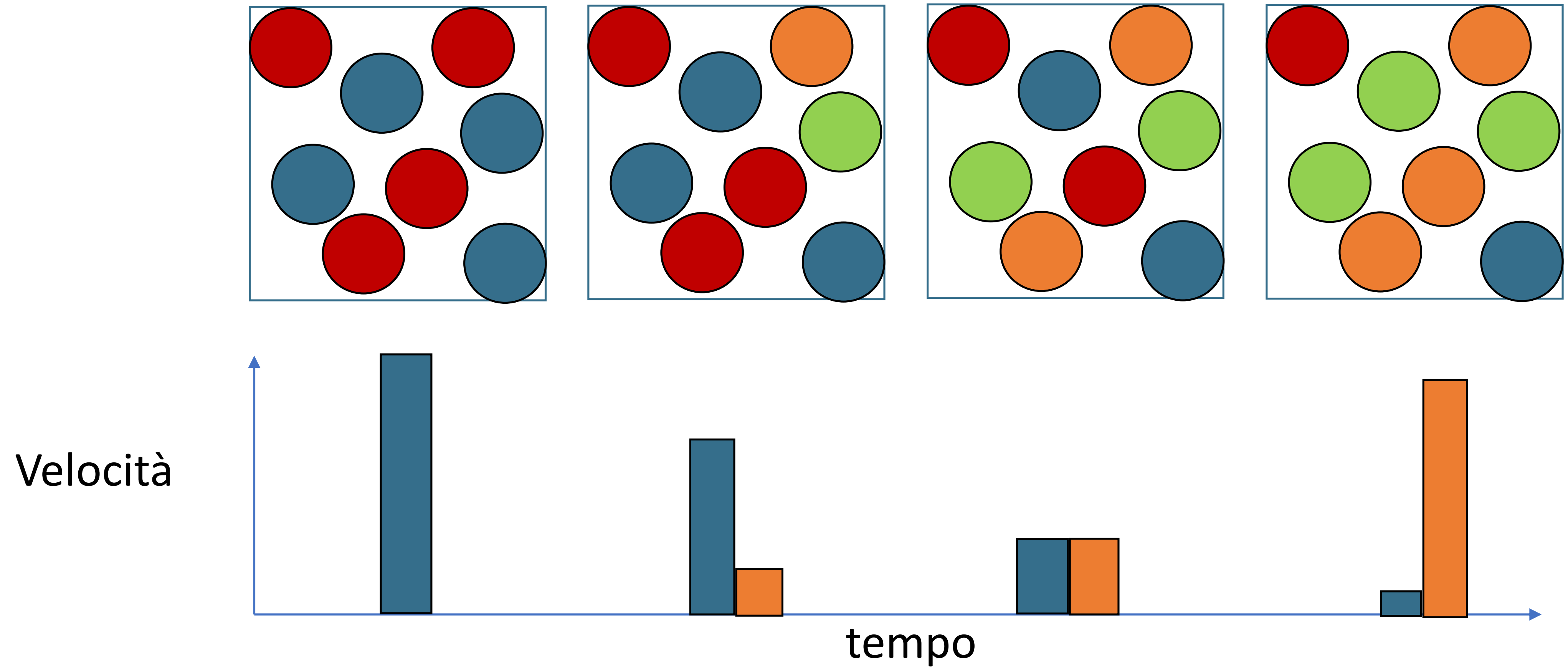
$$A + B \leftarrow C + D$$





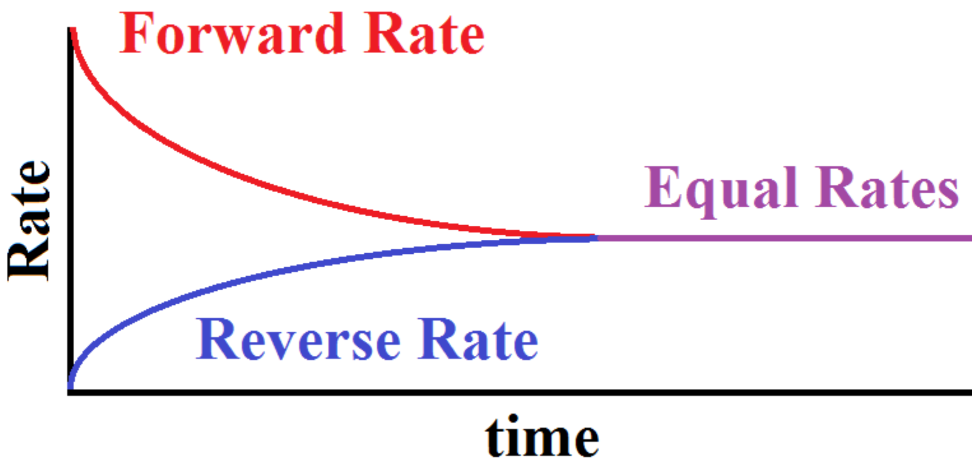
L'equilibrio chimico – equilibrio dinamico:

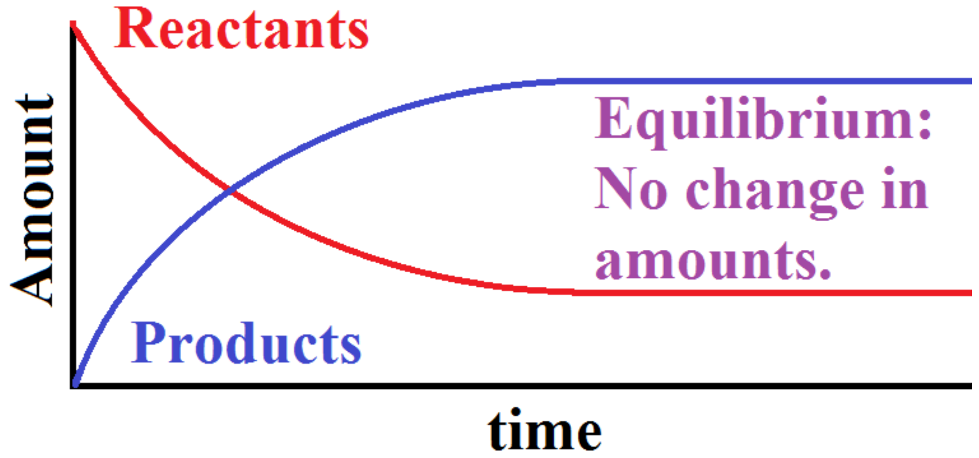
$$A + B \rightleftharpoons C + D$$



L’equilibrio chimico – equilibrio dinamico:

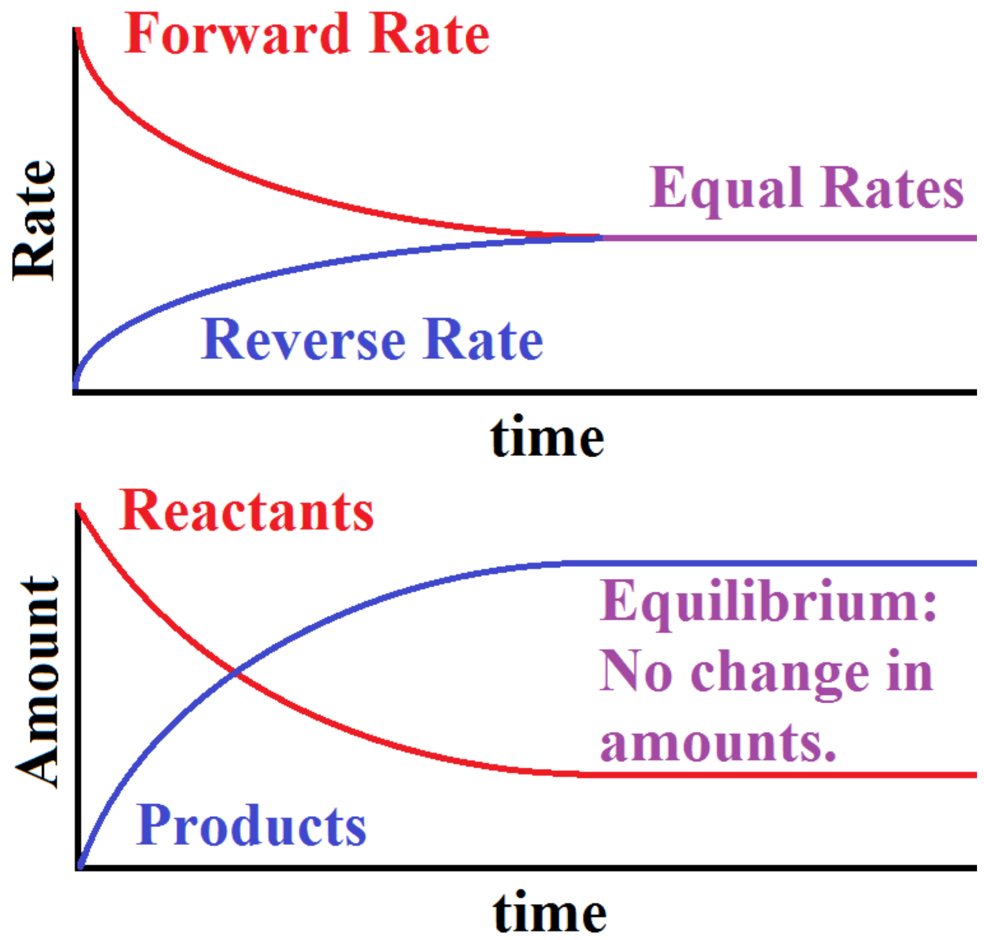
$$A + B \rightleftharpoons C + D$$





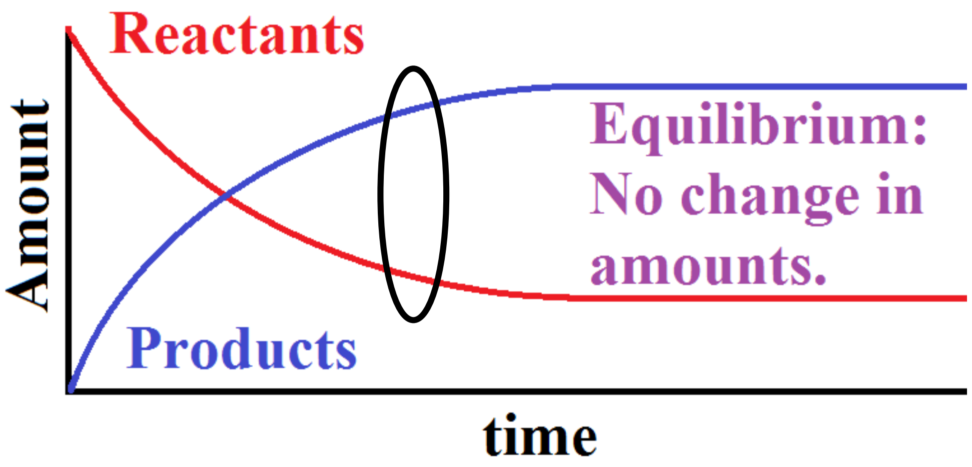
L'equilibrio chimico – equilibrio dinamico:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$



Il quoziente di reazione:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$



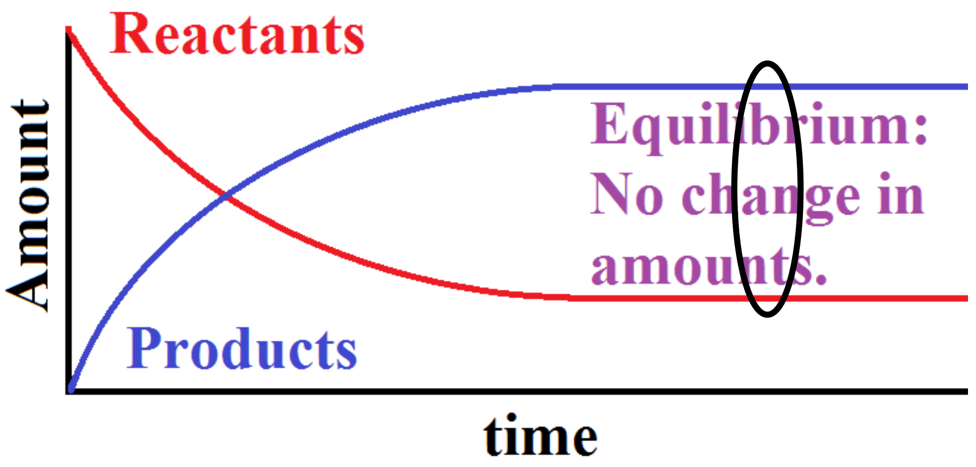
$$Q_R = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Il quoziente di reazione varia nel tempo.

Ma all’equilibrio resta costante!

Legge di azione di massa – la costante di equilibrio:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$



$$\boxed{K_{eq} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}}$$

Il quoziente di reazione varia nel tempo.

Ma all'equilibrio resta costante!

E assume il valore della costante di equilibrio.

Legge di azione di massa – la costante di equilibrio:

Es.:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

$$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$K'_{eq} = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

$$K_{eq} = \frac{1}{K'_{eq}}$$

Legge di azione di massa – la costante di equilibrio in fase gas:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$K_P = \frac{{P_{NH_3}}^2}{P_{N_2}{P_{H_2}}^3} \qquad K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$\boxed{K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}} \qquad K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Relazione tra K_c e K_p:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$PV = nRT;$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_P = \frac{\left(\frac{n_C}{V}RT\right)^c \left(\frac{n_D}{V}RT\right)^d}{\left(\frac{n_A}{V}RT\right)^a \left(\frac{n_B}{V}RT\right)^b}$$

$$K_P = \frac{[C]^c (RT)^c \, [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \, [B]^b (RT)^b}$$

Relazione tra K_c e K_p:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$PV = nRT;$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$K_P = \frac{\boxed{[C]^c}(RT)^c\,\boxed{[D]^d}(RT)^d}{\boxed{[A]^a}(RT)^a\,\boxed{[B]^b}(RT)^b}$$

$$K_P = Kc(RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

Relazione tra K_c e K_p:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$PV = nRT;$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$K_P = Kc(RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$\boxed{K_P = Kc(RT)^{\Delta n}}$$

Relazione tra K_c e K_p:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$\boxed{K_P = Kc(RT)^{\Delta n}}$$

Equilibri eterogenei – le sostanze pure:

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

$$K_{eq} = \frac{[NH_3][HCl]}{[NH_4Cl]} \Rightarrow K_{eq} = [NH_3][HCl]$$

Sostanze pure in una fase separata hanno concentrazione costante (o meglio attività unitaria). Quindi **$[NH_4Cl]$ = 1**