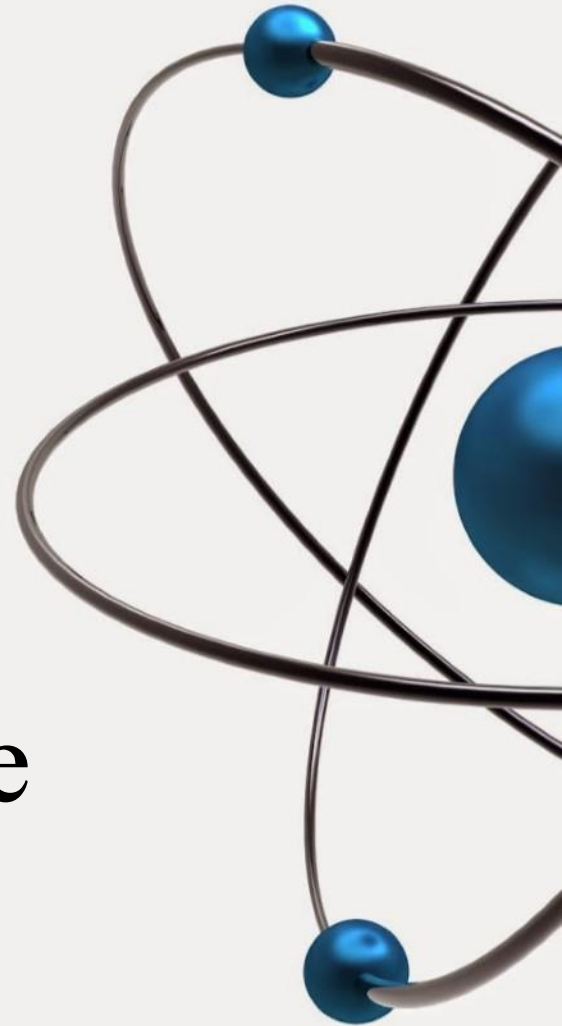
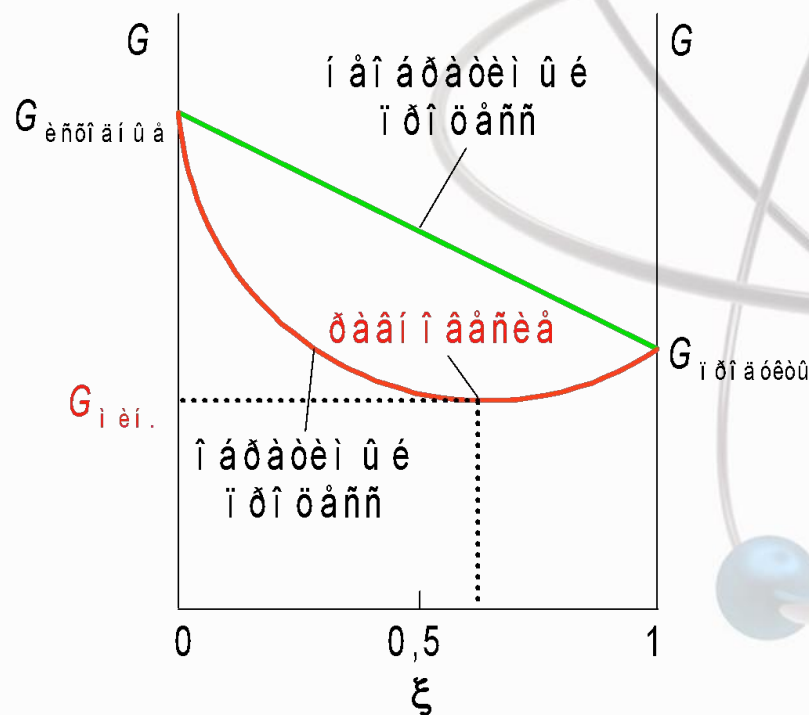


# Химическое равновесие



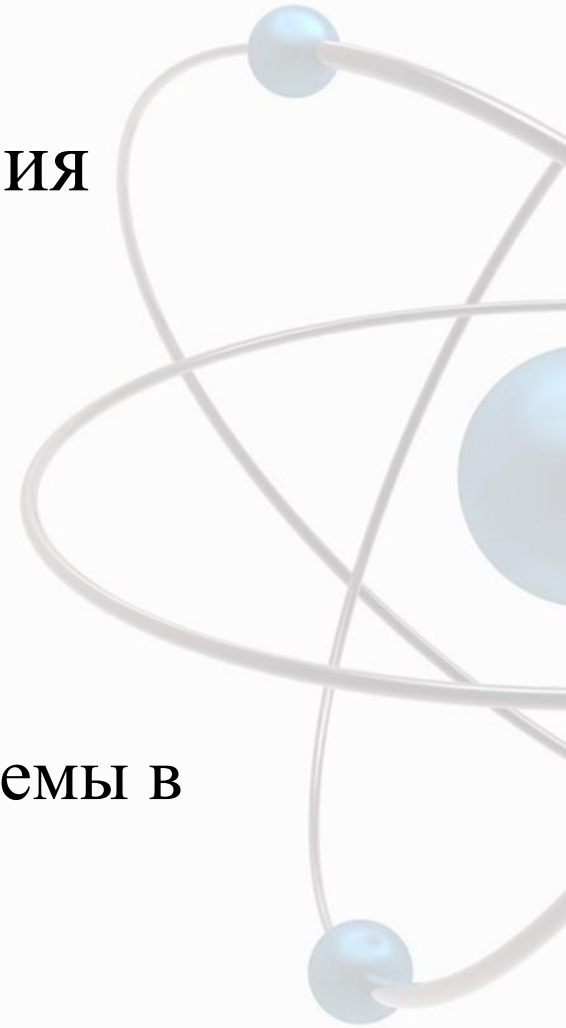
# Необратимые и обратимые реакции

- **Химическое равновесие** — состояние химической системы, в котором обратимо протекает химическая реакция, причём скорости прямой обратной реакции равны. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации веществ, температура и другие параметры системы не изменяются со временем.
- **Химическое равновесие** — постулат химической термодинамики

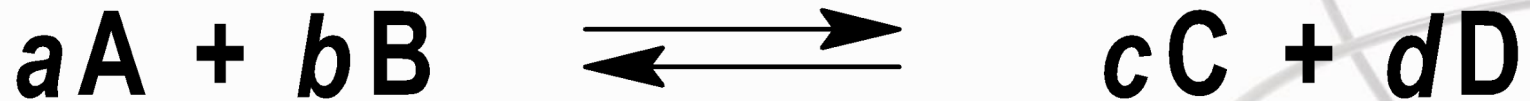


# Свойства химического равновесия

- $T = const$  – термическое равновесие
- $p = const$  – механическое равновесие
- $c_i = const$
- Динамичность
- Самопроизвольность смещения системы в состояние равновесия
- $\Delta G = 0, G = G_{\text{мин.}}$



# Характеристики равновесия



$v = k c_A^a c_B^b$  – скорость прямой реакции

$v = k c_C^c c_D^d$  – скорость обратной реакции

При равновесии  $v = v$  или

$$k [A]^a [B]^b = k [C]^c [D]^d$$

или

$$K = \frac{k}{k} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \text{ – константа равновесия}$$

$[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – равновесные концентрации веществ



# Закон действующих масс

- Для растворов

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

- Для газов

$$K = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

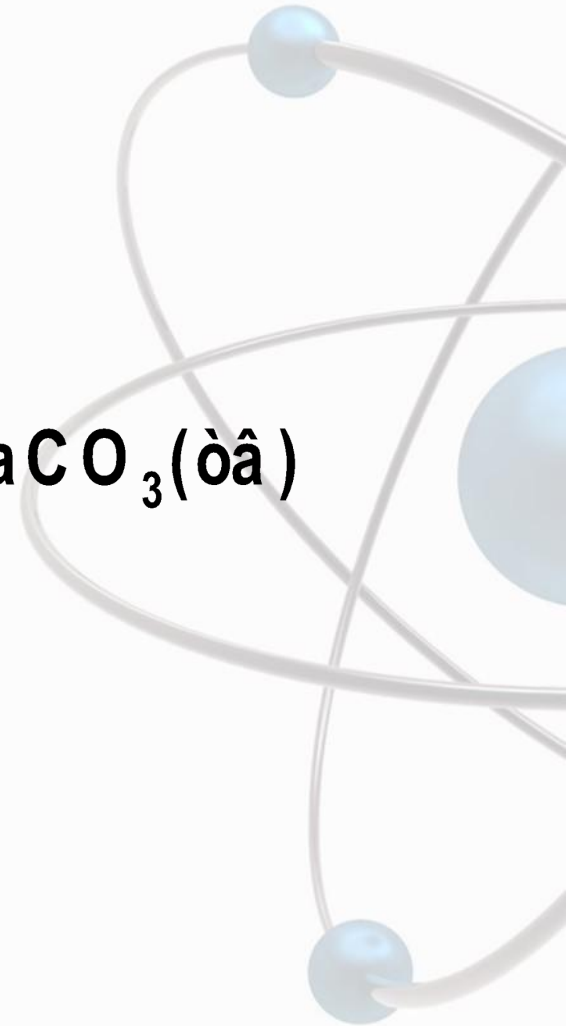


# Закон действующих масс

- Для гетерогенных систем

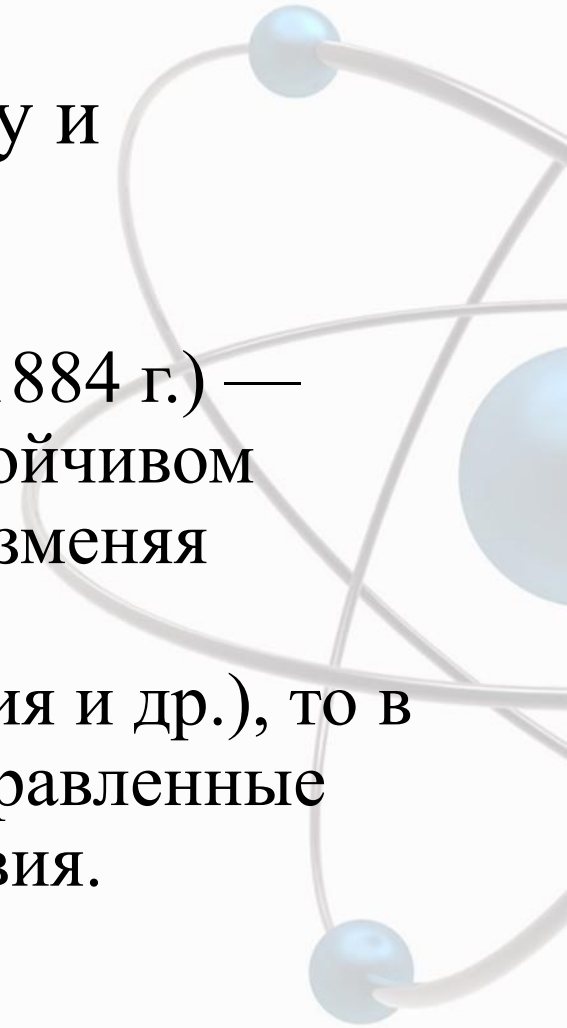


$$K = \frac{1}{p(\text{CO}_2)}$$



## Факторы, влияющие на константу и положение равновесия

- **Принцип Ле Шателье — Брауна (1884 г.)** — если на систему, находящуюся в устойчивом равновесии, воздействовать извне, изменяя какое-либо из условий равновесия (температура, давление, концентрация и др.), то в системе усиливаются процессы, направленные на компенсацию внешнего воздействия.



# Анри Луи Ле Шателье (*Henri Louis Le Chatelier*) (1850 — 1936)



В 1884 г. Ле Шателье сформулировал принцип динамического равновесия



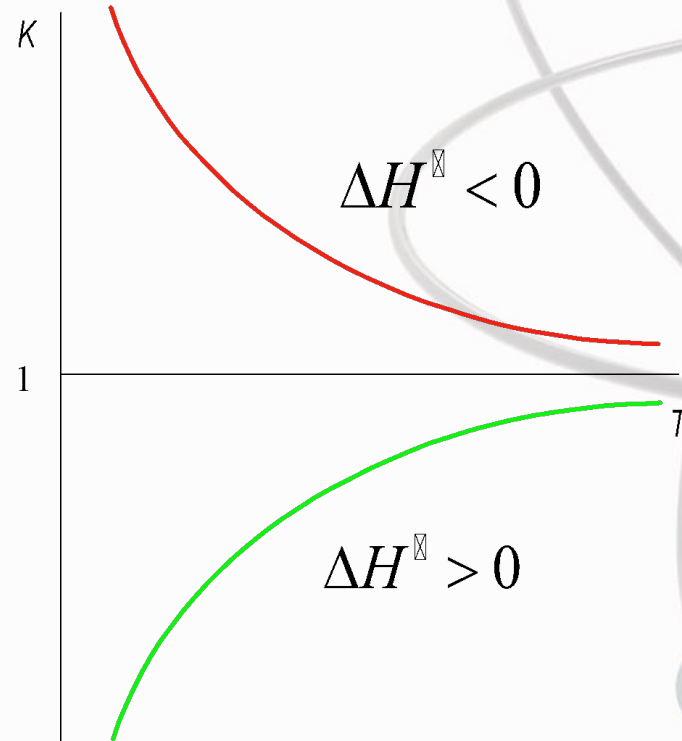


# Влияние температуры

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\ominus}{RT}} = e^{-\frac{\Delta H^\ominus}{RT}} e^{\frac{\Delta S^\ominus}{R}}$$

При  $\Delta H^\ominus > 0$   $K < 1$  и  
возрастает с повышением  
температуры

При  $\Delta H^\ominus < 0$   $K > 1$  и  
уменьшается с повышением  
температуры



# Влияние давления

- Давление на  $K$  не влияет, но может влиять на положение равновесия

$$K = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} = \frac{x_C^c x_D^d}{x_A^a x_B^b} p_0^{\Delta v}$$

$x_A, x_B, x_C, x_D$  – мольные доли веществ;

$p_0 = p_A + p_B + p_C + p_D$  – общее давление в системе;

$$\Delta v = c + d - a - b$$

1.  $\Delta v < 0$ ;
2.  $\Delta v > 0$ ;
3.  $\Delta v = 0$



# Влияние концентрации

- Концентрация на  $K$  не влияет, но может влиять на положение равновесия

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



# Влияние катализатора

- Катализатор на  $K$  и положение равновесия не влияет, так как ускоряет и прямую и обратную реакции

