



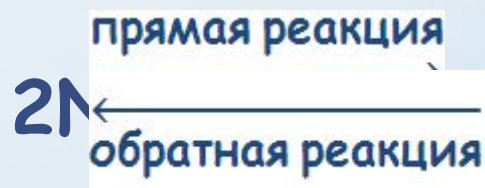
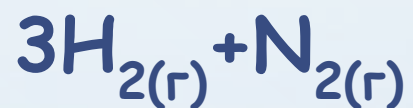
Химическое равновесие

Химическое равновесие

Химическое равновесие — состояние химической системы, в котором обратимо протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости прямой и обратной реакций равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагирующих веществ, температура и другие параметры системы не изменяются со временем.



Константа равновесия (K_c) — величина, определяющая для данной химической реакции соотношение между концентрациями исходных веществ и продуктов реакции в состоянии химического равновесия (в соответствии с законом действующих масс). Зная константу равновесия реакции, можно рассчитать равновесный состав реагирующей смеси, предельный выход продуктов, определить направление протекания реакции.



Условия равновесия

Термодинамические

$$\Delta G = 0$$

$$\Delta H = T \cdot \Delta S$$

Кинетические

$$v_1 = v_2$$

Константа равновесия (K_c)



$$K_c = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Концентрационная
константа равновесия.

$$K_p = \frac{P_D^d \cdot P_E^e}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Для газов вместо равновесных
концентраций используют
равновесные парциальные давления
(P) реагентов.

Значения K находят путем **вычисления** или на основании **экспериментальных** данных.

$K_{\text{равн.}}$ – важная характеристика реакций (можно судить о направлении процесса, максимально возможном выходе продукта реакции при разных условиях).

$K_{\text{равн.}}$ зависит от природы реагентов и температуры.

Влияние температуры зависит от знака теплового эффекта реакции. При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении температуры — в направлении экзотермической реакции. В общем же случае при изменении температуры химическое равновесие смещается в сторону процесса, знак изменения энтропии в котором совпадает со знаком изменения температуры.

Уравнение изотермы Вант – Гоффа позволяет по величине ΔG вычислить K , а затем и равновесные концентрации (парциальные давления) реагентов.

$$\Delta G^\circ = -\ln K \cdot RT$$

$$\Delta G \ll 0, K \gg 1$$

Большим отрицательным значениям ΔG отвечают большие значения K , т.е. в равновесной смеси преобладают **продукты** взаимодействия.

$$\Delta G \gg 0, K \ll 1$$

В равновесной смеси преобладают **исходные вещества**.

Константа равновесия связана с изменением стандартной энергией Гиббса химической реакции уравнением:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K \qquad K = e^{-\Delta G^{\circ}/RT}$$

Уравнение показывает зависимость константы равновесия от энтальпийного и энтропийного факторов (влияние природных реагентов).

$$\ln K = - \frac{\Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}}{RT}$$
$$K = e^{-\frac{\Delta G^{\circ}}{RT}} \qquad K = e^{-\frac{\Delta H^{\circ}}{RT}} \cdot e^{-\frac{\Delta S^{\circ}}{R}}$$

Зависимость от температуры.

Для эндотермических процессов повышение температуры приводит к увеличению K ($T \uparrow, \uparrow K$)

Для экзотермических процессов – её уменьшению. $d \ln K = \frac{\Delta H^{\circ}}{RT^2}$

В узком интервале температур T_2 и T_1 ΔS° и ΔH° остаются постоянными.

Интегральная форма уравнения Вант – Гоффа
 K_2 и K_1 - константы равновесия при температурах T_2 и T_1

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \frac{K_{(T_2)}}{K_{(T_1)}} = \frac{\Delta H^\circ (T_2 - T_1)}{R \cdot T_2 \cdot T_1}$$

Изобара Вант - Гоффа

Уравнение определяет зависимость константы химического равновесия от температуры при $P = \text{const}$

Если $\Delta H > 0$, то $K_2 > K_1$, и наоборот

Вывод: $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$, $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}}$ можно рассчитать, следовательно можно вычислить $K_{\text{равн.}}$. При стандартных условиях и далее по уравнению изобары реакции вычислить $K_{\text{равн.}}$ при любой температуре.

Смещение химического 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, внешнее электромагнитное поле), то в системе усиливаются процессы, направленные на компенсацию внешнего воздействия.

Положение химического равновесия зависит от следующих параметров реакции: температуры, давления и концентрации. Влияние **температуры** зависит от знака теплового эффекта реакции. При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении температуры — в направлении экзотермической реакции. При изменении температуры химическое равновесие смещается в сторону процесса, знак изменения энтропии в котором совпадает со знаком изменения температуры.

Давление существенно влияет на положение равновесия в реакциях с участием газообразных веществ, сопровождающихся изменением объёма за счёт изменения количества вещества при переходе от исходных веществ к продуктам.

Влияние концентрации на состояние равновесия подчиняется следующим правилам:

- при повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции;

- при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования исходных веществ.