«Химическое равновесие»

Лекция № 3

Дисциплина «Химия 2»

для студентов очного отделения

Лектор: к.т.н., доцент

Мачехина Ксения Игоревна

* План лекции

1. Состояние равновесия
2. Принцип Ле Шателье

1. Состояние равновесия

Химические реакции:

- **практически не**обратимыми

$$H_2 + ½\ O_2 = H_2O$$

- **совершенно не**обратимыми

$Pb(N_3)_2 \rightarrow Pb + 3N_2$ (разложение взрывчатых веществ)

- **обратимыми**

$$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$$

1. Состояние равновесия

Обратимые химические реакции - это реакции, протекающие одновременно в двух направлениях.

1. Состояние равновесия

Химическим равновесием называют не изменяющееся во времени (P, V, T = const) состояние системы, содержащей вещества, способные к взаимодействию.

Истинное (устойчивое, термодинамическое) равновесие (**3 признака**)

Кажущееся (метастабильное, заторможенное) равновесие - выполняется только **1 признак** – неизменность во времени.

1. Состояние равновесия

1. **Термодинамический подход.** Условием равновесия является $\Delta G = 0$. При некоторой температуре энтальпийный и энтропийный факторы уравниваются, то есть $\Delta H = T \cdot \Delta S$. В этом случае $\Delta G = 0$, что является **термодинамическим условием химического равновесия.**

2. **Кинетический подход**. С точки зрения кинетики, состояние характеризуется равенством скорости прямой и обратной реакции. ($V_{пр} = V_{обр}$).

1. Состояние равновесия

В 1864 году (К. Гульдберг и П. Вааге) сформулировали

закон действующих масс (ЗДМ):

«При T и P = const отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является постоянной величиной, называемой **константой равновесия**».

1. Состояние равновесия

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \qquad K_p = \frac{P_C{}^c \cdot P_D{}^d}{P_A{}^a \cdot P_B{}^b}$$

где [A], [B] и т. д. – равновесные концентрации веществ (моль/л);

P_A, P_B и т.д... – парциальные давления газов

1. Состояние равновесия

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

где Δn – изменение числа моль газов в результате реакции.

Константа равновесия **не зависит от концентрации** реагентов и продуктов.

В то же время **константа равновесия** **зависит** от **температуры**: с увеличением температуры она увеличивается для эндотермических и уменьшается для экзотермических реакций.

1. Состояние равновесия

В **ЗДМ** включаются только концентрации растворов, газов (давления газов); **НО** конденсированные вещества в собственной фазе ($H_2O_ж$, $KCl_т$ и т.п.) в формулу **не включаются**.

$$Fe_2O_{3\ (т)} + 3H_{2\ (г)} = 2Fe_{\ (т)} + 3H_2O_{\ (ж)}$$

$$K_C = \frac{1}{[H_2]^3}$$

1. Состояние равновесия

Соотношение, которое связывает **энергию Гиббса** с **константой равновесия** - это уравнение Вант-Гоффа.

$$K = e^{-\frac{\Delta G_T^\circ}{RT}}$$

$$\ln K = -\frac{\Delta G_T^\circ}{RT}$$

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K$$

2. Принцип Ле Шателье

«Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, подействовать извне, то равновесие смещается в сторону уменьшения произведенного воздействия»

2. Принцип Ле Шателье

Влияние температуры: при ↑ **T** равновесие химической реакции смещается в сторону **эндотермической** реакции.

Влияние давление (<u>для **газофазных** реакций</u>**):** при ↑ **P** равновесие химической реакции смещается в сторону **уменьшения объема**.

Влияние концентрации: при ↑ [реагенты] равновесие химической реакции смещается в сторону образования продуктов и наоборот.

«Химическое равновесие»

Лектор: к.т.н., доцент Мачехина Ксения Игоревна

http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU

Email: mauthksu@yandex.ru

Научный парк ТПУ, Ленина 2 стр. 33, ауд. 308