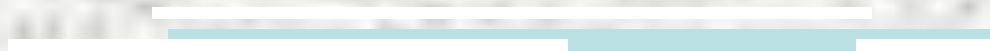
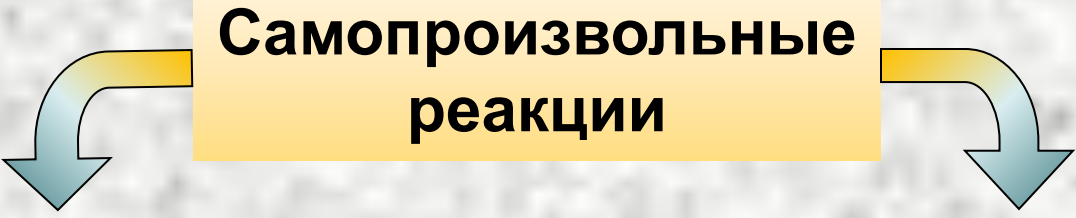


ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ



Необратимые и обратимые реакции

Самопроизвольные реакции



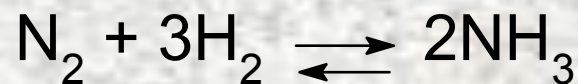
Необратимые реакции –

идут только в одном направлении, до конца, т.е. до полного превращения одного или всех исходных веществ в продукты реакции



Обратимые реакции –

идут в противоположных направлениях, не проходят до конца, исходные вещества полностью не расходуются



Химическое равновесие

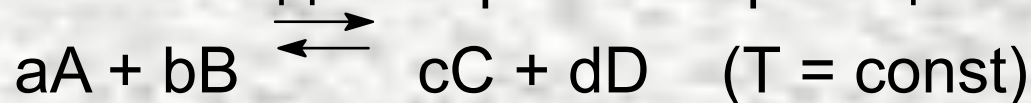
Состояние системы, характеризующееся равными скоростями прямой и обратной реакций, называют состоянием химического равновесия

- ❖ В условиях химического равновесия концентрации всех веществ в системе не изменяются со временем. Это означает, что каждого вещества за единицу времени расходуется столько же, сколько вновь образуется.
- ❖ Концентрации веществ в условиях химического равновесия называют *равновесными концентрациями*.
- ❖ Равновесные концентрации обозначают символом вещества в квадратных скобках - $[N_2]$, $[NH_3]$ и измеряют в моль/л.

Закон действующих масс (ЗДМ)

□ В закрытой системе в состоянии равновесия при постоянных температуре и давлении отношение произведений концентраций продуктов реакции и исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является постоянной величиной

□ В закрытой системе для обратимой реакции



математическое выражение ЗДМ имеет вид:

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

K – константа равновесия

$[A]$, $[B]$ и т.д. – равновесные концентрации веществ, моль/л

Константы равновесий в гомогенных и гетерогенных системах

Гомогенная система

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$
Выражение константы
равновесия через
концентрации

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

Для реакций, протекающих в газовой
фазе, константу равновесия можно
выразить через равновесные парциальные
давления компонентов

$$K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} p_{H_2}^3}$$

Гетерогенная система

$$K_c = [CO_2]$$

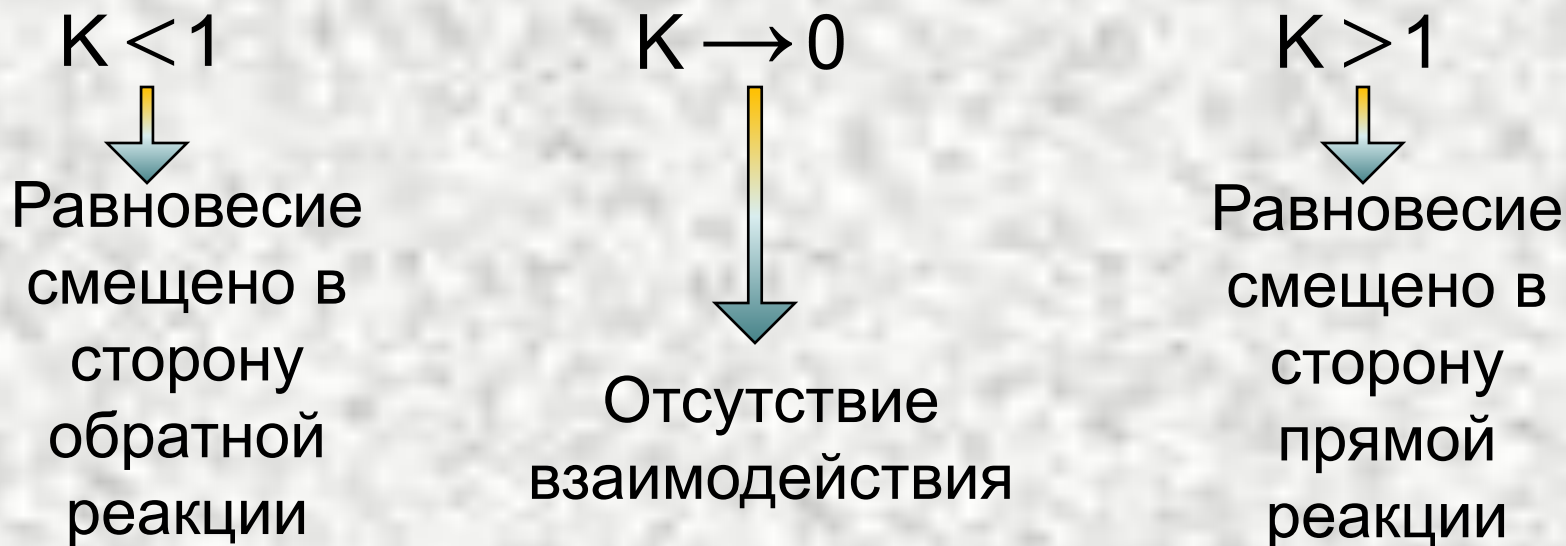


$$K_p = p_{CO_2}$$

Концентрации твердых веществ считают неизменными, условно равными единице, и в выражение константы равновесия не включают

Константа равновесия – мера глубины прохождения реакции

Значение константы равновесия позволяет судить о полноте прохождения реакции: чем больше значение K , тем больше концентрации продуктов реакции, тем с большей полнотой проходит прямая реакция.



Константа равновесия зависит от природы веществ, образующих систему и от температуры, но не зависит от концентрации веществ

Влияние различных факторов на состояние химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, равновесие сместится в направлении, ослабляющем это воздействие

Условные обозначения:

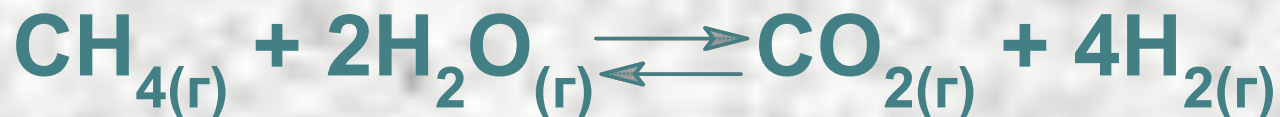


означает смещение равновесия в сторону прямой реакции, т.е. увеличение равновесных концентраций продуктов реакции



означает смещение равновесия в сторону обратной реакции, т.е. увеличение равновесных концентраций исходных веществ

Влияние концентраций веществ на состояние равновесия системы



Внешнее воздействие

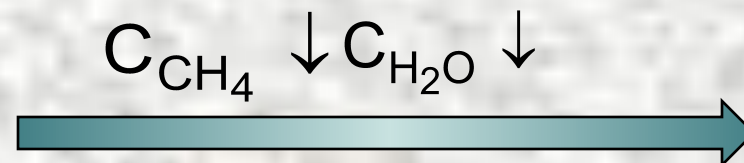
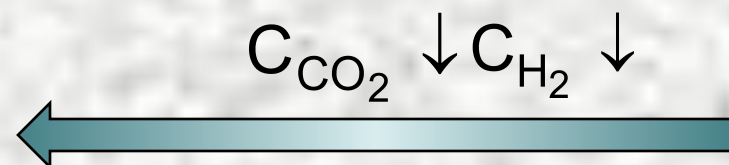
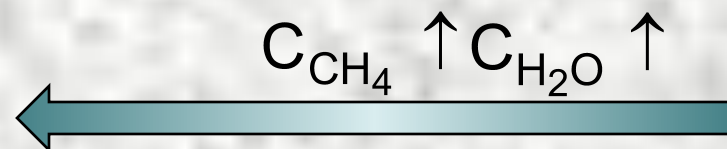
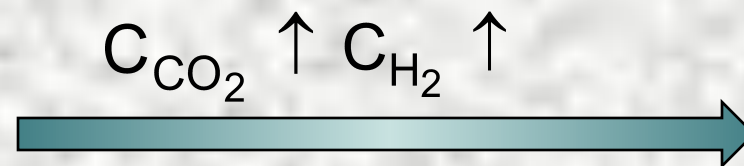
Увеличение концентрации CH_4 или H_2O :

Увеличение концентрации CO_2 или H_2 :

Уменьшение концентрации CH_4 или H_2O :

Уменьшение концентрации CO_2 или H_2 :

Смещение равновесия



Влияние общего давления в системе

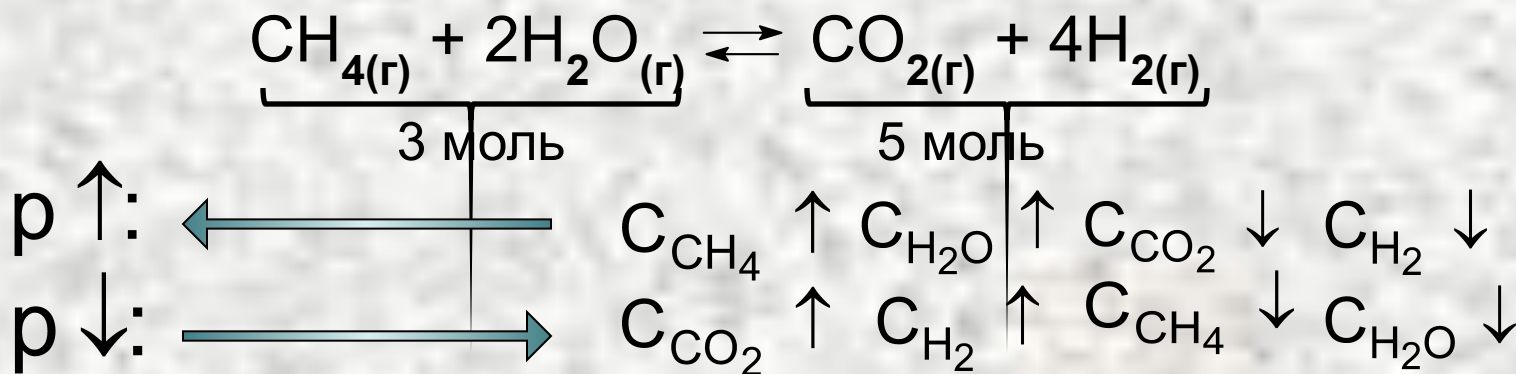
Давление оказывает влияние на равновесие реакций, сопровождающихся изменением количества газообразных веществ

При увеличении давления

равновесие смещается в сторону уменьшения количества газообразных веществ

При понижении давления

равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ





Влияние температуры



прямая реакция эндотермическая

обратная реакция экзотермическая

Нагревание:  $C_{\text{CO}_2} \uparrow, C_{\text{H}_2} \uparrow, C_{\text{CH}_4} \downarrow, C_{\text{H}_2\text{O}} \downarrow$

Охлаждение:  $C_{\text{CH}_4} \uparrow, C_{\text{H}_2\text{O}} \uparrow, C_{\text{CO}_2} \downarrow, C_{\text{H}_2} \downarrow$

При нагревании

равновесие смещается в сторону эндотермических реакций ($\Delta H > 0$)

При охлаждении

равновесие смещается в сторону экзотермических реакций ($\Delta H < 0$)

Присутствие катализаторов не смещает химическое равновесие. Катализаторы увеличивают скорость достижения равновесия