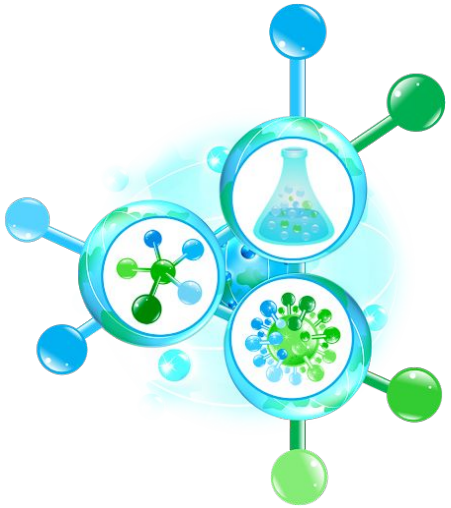
YESSENOV

<u>Тема урока:</u> Химическое равновесие



2021 г.

Преподаватель: Матенова Дана

Учебник: https://www.okulyk.kz/wp-content/books/705/705.pdf

Цель лекции

Образовательные

- Расширить знания учащихся о веществах и их свойствах, изучить и закрепить

Развивающие

- Продолжить развитие критического мышления, навыки самотоятельности и способности к рефлексии, коммуникативные умения в ходе коллективной работы, развивать умения работы с текстом, сравнивать и делать выводы.

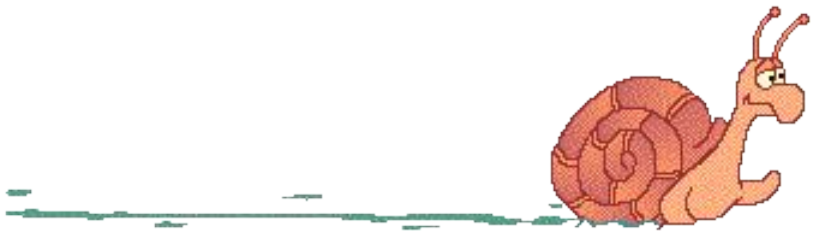
Воспитательные

- Продолжить воспитание положительной мотивации учения, правильной самооценки, чувства ответственности, уверенности в себе.

ПРОВЕРКА ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ С МЕТОДОМ «МОЗГОВОГО ШТУРМА»

Указать тип химических реакций, расставить коэффициенты.

- $P+O_2=P_2O_5$
- $H_2O_2= H_2O +O_2$
- $Ca+O_2=CaO$
- $Zn+CuSO_4=ZnSO_4+Cu$
- $Na_2O+H_2O=NaOH$
- $Al+O_2= Al_2O_3$
- $K_2O+H_2O=KOH$
- $KNO_3=KNO_2+O_2$
- $FeO+HCl=FeCl_2+H_2O$
- $H_2SO_4+Al_2O_3 = Al_2(SO_4)_3+H_2O$



Необратимые и обратимые реакции

- Необратимые реакции – реакции, проходящие только в одном направлении − до конца, т.е. до полного превращения одного или всех исходных веществ в продукты реакции

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

- Обратимые реакции – реакции, идущие в противоположных направлениях, не проходят до конца, исходные вещества полностью не расходуются

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

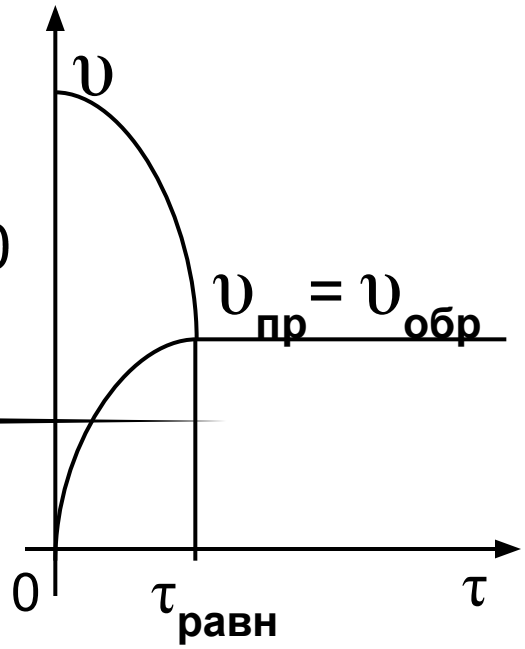
Химическое равновесие -

состояние системы, характеризующееся равными скоростями прямой и обратной реакций

Система $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ при $T = const$

$\upsilon_{пр} = k_{пр} C_{H_2} C_{I_2}$ $\qquad$ $\upsilon_{обр} = k_{обр} C_{HI}^2$

- $\tau = 0$: $C_{HI} = 0$ $\Rightarrow$ $\upsilon_{обр} = 0$
- $0 < \tau < \tau_{равн}$: $C_{H_2}, C_{I_2} \downarrow \Rightarrow \upsilon_{пр} \downarrow$; $C_{HI} \uparrow \Rightarrow \upsilon_{обр} \uparrow$
- $\tau = \tau_{равн}$: $\upsilon_{пр} = \upsilon_{обр}$



$$k_{пр}[H_2][I_2] = k_{обр}[HI]^2 \Rightarrow \frac{k_{пр}}{k_{обр}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = const = K$$

$[H_2]$, $[I_2]$, $[HI]$ - равновесные концентрации, моль/л

Закон действующих масс

- 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

$$K_p = \frac{p_C^c \quad p_D^d}{p_A^a \quad p_B^b} = const$$

- В закрытой системе для обратимой реакции (T, p = const)

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

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

- Для реакции с участием газообразных веществ

$$K_p = \frac{p_C^c \, p_D^d}{p_A^a \, p_B^b} = const$$

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

$$\Delta n = (c + d) - (a + b).$$

p_A, p_B, p_C, p_D – равновесные парциальные давления

Константы равновесий в гомогенных и гетерогенных системах

- Гомогенная система

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \qquad K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2}p_{H_2}^3} \qquad K_p = K_c(RT)^{-2} = \frac{K_c}{R^2T^2}$$

- Гетерогенная система

$$MgCO_{3(к)} \rightleftarrows MgO_{(к)} + CO_{2(г)}$$

$$K_c = [CO_2] \qquad K_p = p_{CO_2}$$

концентрации твердых веществ считают неизменными и в выражение константы равновесия не включают

Константа равновесия - мера глубины прохождения реакции

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

Равновесие смещено в сторону обратной реакции	Отсутствие взаимодействия	Равновесие смещено в сторону прямой реакции
$K < 1$	$K \to 0$	$K > 1$

Расчет равновесных концентраций реагентов по известным исходным концентрациям

$$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + H_{2(г)}$$

$K_C = 1$ при T=1023 К,

Исходные концентрации веществ

$C_{CO} = C_{H_2O} = 3$ моль / л

$\Rightarrow$ $[CO_2] = ?$ $[H_2] = ?$

$[CO] = ?$ $[H_2O] = ?$

В начальный момент времени $C_{CO_2} = C_{H_2} = 0$.

Обозначаем x (моль/л) увеличение концентрации CO_2 в ходе реакции

увеличение концентрации H_2

уменьшение концентрации CO = x

уменьшение концентрации H_2O

$\Rightarrow$ $[CO_2] = [H_2] = 0 + x = x$

$[CO] = [H_2O] = 3 - x$

$$K_C = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} \Rightarrow \frac{x \cdot x}{(3-x)(3-x)} = 1 \Rightarrow 9 - 6x + x^2 = x^2 \Rightarrow \quad x = 1{,}5$$

$[CO_2] = [H_2] = 1{,}5$ моль / л $\qquad [CO] = [H_2O] = 3 - 1{,}5 = 1{,}5$ моль / л

Определение возможного направления реакции при известном значении константы равновесия

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$$

При T = 950 К значение K_c = 83,88

Исходные концентрации

$C_{SO_2} = 0{,}5$ моль/л

$C_{O_2} = 0{,}4$ моль/л

$C_{SO_3} = 1$ моль/л

Определить направление возможной реакции при данном составе системы

В исходной газовой смеси

$$\frac{C^2_{SO_3}}{C^2_{SO_2} C_{O_2}} = \frac{1^2}{0{,}5^2 \quad 0{,}4} = 10$$

В состоянии равновесия

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = 83{,}88 >> 10$$

В ходе достижения равновесия

$$\frac{C^2_{SO_3}}{C^2_{SO_2} C_{O_2}} \uparrow \Rightarrow K_c \Rightarrow C_{SO_3} \uparrow \quad C_{SO_2} \downarrow \quad C_{O_2} \downarrow$$

при данном составе системы возможна прямая реакция

Влияние температуры на константу химического равновесия

$$\Delta G_T^0 = -RT\ln K$$

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0 \qquad K = e^{-\frac{\Delta G_T^0}{RT}}$$

$$K = e^{-\frac{\Delta H_T^o - T\Delta S_T^o}{RT}} = e^{-\frac{\Delta H_T^o}{RT} + \frac{\Delta S_T^o}{R}} = e^{-\frac{\Delta H_T^o}{RT}} e^{\frac{\Delta S_T^o}{R}}.$$

$$\ln K = -\frac{\Delta H_T^0}{RT} + \frac{\Delta S_T^0}{R}$$

зависимость lnK = f(T) близка к линейной

При увеличении температуры

для экзотермических реакций К ↓

для эндотермических реакций К ↑

Расчет ΔH^0 и ΔS^0 реакции

$$4NO_{(г)} \quad 2N_2O_{(г)} + O_{2(г)}$$

Вещество	$NO_{(г)}$	$N_2O_{(г)}$	$O_{2(г)}$
$\Delta H^0_{обр}$, кДж/моль	90,4	81,6	0
S^0, Дж/(моль·К)	210,6	220,0	205,0

$\Delta H^0 < 0$ реакция экзотермическая

$$\Delta H^0 = \sum n_{прод}\Delta H^0_{обр.прод} - \sum n_{исх}\Delta H^0_{обр.исх} =$$

$$= 2\Delta H^0_{N_2O} + \Delta H^0_{O_2} - 4\Delta H^0_{NO} = 2\cdot 82{,}0 - 4\cdot 90{,}4 = -197{,}6 \text{ кДж}$$

$\Delta S^0 < 0$ в ходе реакции система переходит в более упорядоченное состояние

$$\Delta S^0 = \sum n_{прод}S^0_{прод} - \sum n_{исх}S^0_{исх} = 2S^0_{N_2O} + S^0_{O_2} - 4S^0_{NO} =$$

$$= 2\cdot 220{,}0 + 205{,}0 - 4\cdot 210{,}6 = -197{,}4 \text{ Дж/К} = -197{,}4\cdot 10^{-3} \text{ кДж/К}$$

Расчет ΔG^0_{298} и K_{298} реакции

$$4NO_{(г)} \quad 2N_2O_{(г)} \rightleftarrows O_{2(г)}$$

Стандартная энергия Гиббса реакции

$$\Delta G^0_{298} = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -197{,}6 - 298 \cdot (-197{,}4 \cdot 10^{-3}) = -138{,}8 \text{ кДж}$$

$\Delta G^0_{298} << 0$ – при T = 298 К возможна самопроизвольная прямая реакция

Константа равновесия

$$\lg K_{298} = -\frac{\Delta G^0_{298}}{2{,}3RT} = -\frac{-138{,}8}{2{,}3 \cdot 8{,}31 \cdot 10^{-3} \cdot 298} = 24{,}4$$

$$K_{298} \approx 10^{24}$$

ΔG^0_{1500}

Расчет и K_{1500} реакции

$$4NO_{(г)} \rightleftarrows 2N_2O_{(г)} + O_{2(г)}$$

Энергия Гиббса реакции при температуре 1500 К

$$\Delta G^0_{1500} \approx \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -197{,}6 - 1500 \cdot (-197{,}4 \cdot 10^{-3}) = 98{,}5 \text{ кДж}$$

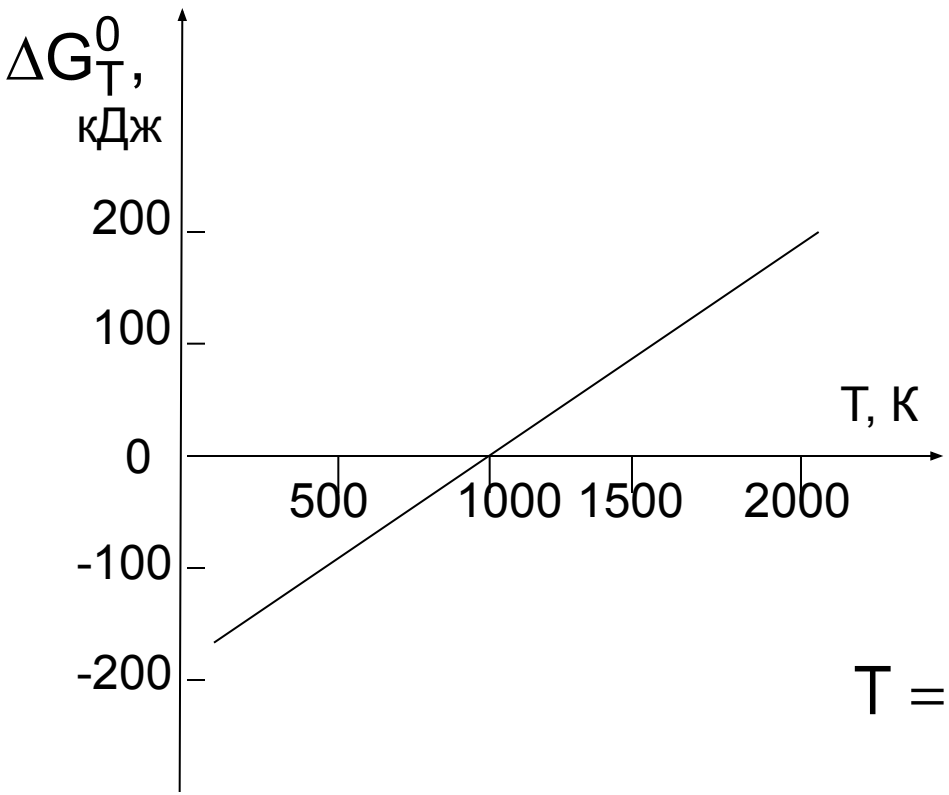
ΔG^0_{1500} >> 0 – при T = 1500 К возможна самопроизвольная обратная реакция

Константа равновесия при температуре 1500 К

$$\lg K_{1500} = -\frac{\Delta G^0_{1500}}{2{,}3RT} = -\frac{98{,}5}{2{,}3 \cdot 8{,}31 \cdot 10^{-3} \cdot 1500} = -3{,}44 \approx -3$$

$$K_{1500} = 10^{-3}$$

График зависимости $\Delta G_T^0 = f(T)$ для реакции $4NO_{(г)} \rightleftarrows 2N_2O_{(г)} + O_{2(г)}$



Температура, при которой $\Delta G_T^0 = 0$ (К = 1)

$$\Delta G_T^0 \approx \Delta H^0 - T\Delta S^0 = 0$$

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{-197{,}6}{-197{,}4 \cdot 10^{-3}} \approx 1000\ К$$

Температурная зависимость константы равновесия реакции $4NO_{(г)} \rightleftarrows 2N_2O_{(г)} + O_{2(г)}$

T, K	298	1000	1500
ΔG_T^0, кДж/моль	-138,8	0	98,5
K	10^{24}	0	10^{-3}

298 К → K >> 1 → в системе преобладают продукты реакции

1500 К → K << 1 → в системе преобладают исходные вещества, реакция практически не идет

1000 К → равновероятны оба направления реакции

При повышении температуры равновесие смещается в сторону обратной (эндотермической) реакции

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

смещение равновесия в сторону прямой реакции означает увеличение равновесных концентраций продуктов реакции

смещение равновесия в сторону обратной реакции означает увеличение равновесных концентраций исходных веществ

Влияние концентраций (парциальных давлений) компонентов системы

Изменение концентраций
(парциальных давлений) веществ

увеличение концентрации
продуктов реакции

или

уменьшение концентрации
исходных веществ

смещение равновесия
в сторону прямой реакции

увеличение концентрации
исходных веществ

или

уменьшение концентрации
продуктов реакции

смещение равновесия
в сторону обратной реакции

Влияние концентраций веществ на состояние равновесия системы

$$CH_{4(г)} + 2H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + 4H_{2(г)}$$

Увеличение концентрации CH_4 или H_2O — $C_{CO_2}\uparrow$ $C_{H_2}\uparrow$ →

Увеличение концентрации CO_2 или H_2 — $C_{CH_4}\uparrow$ $C_{H_2O}\uparrow$ ←

Уменьшение концентрации CH_4 или H_2O — $C_{CO_2}\downarrow$ $C_{H_2}\downarrow$ ←

Уменьшение концентрации CO_2 или H_2 — $C_{CH_4}\downarrow$ $C_{H_2O}\downarrow$ →

Влияние общего давления в системе

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

увеличение общего давления → смещение равновесия в сторону уменьшения количества газообразных веществ

понижение общего давления → смещение равновесия в сторону увеличения количества газообразных веществ

$$p\uparrow: \leftarrow \quad \underbrace{CH_{4(г)} + 2H_2O_{(г)}}_{3\ моль} \rightleftarrows \underbrace{CO_{2(г)} + 4H_{2(г)}}_{5\ моль} \quad p\downarrow: \rightarrow$$

Влияние температуры на состояние равновесия

Нагревание

смещение равновесия в сторону эндотермических реакций

Охлаждение

смещение равновесия в сторону экзотермических реакций

$$CH_{4(г)} + 2H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + 4H_{2(г)},\ \Delta H>0$$

прямая реакция эндотермическая

обратная реакция экзотермическая

нагревание

охлаждение

Выбор оптимального режима синтеза аммиака

$$3H_{2(г)} + N_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)},\ \Delta H<0$$

Температура, ^0C	Объемное содержание аммиака (%) при давлении, МПа		
	0,1	10	30
400	0,40	25,37	48,18
450	0,21	16,10	35,87
500	0,12	14,87	25,80
550	0,07	6,82	18,23
600	0,05	4,53	12,84

p = 30-80 МПа T = 450-550^{0}C катализатор – $Fe_{(к)}$

Заключение

- Все самопроизвольные реакции можно разделить на необратимые (идущие в одном направлении) и обратимые (идущие в противоположных направлениях)
- В ходе обратимых реакций наступает состояние химического равновесия, характеризующееся равными скоростями прямой и обратной реакций
- Количественной характеристикой химического равновесия является константа равновесия ($К_С$ или $К_Р$), величина которой зависит от природы реагирующих веществ и от температуры
- Константа равновесия экзотермических реакций уменьшается с повышением температуры; эндотермических - увеличивается.
- Химическое равновесие при изменении внешних условий (р, Т, С) может смещаться. Согласно принципу Ле Шателье при внешнем воздействии на систему равновесие смещается в направлении, ослабляющем это воздействие

Решение задач методом «Вычислений»

Задача-1. Запишите выражения для констант равновесия следующих реакций:

а) $2NO(г.) + O_2(г.) \rightarrow 2NO_2(г.)$;

б) $MgCO_3(к.) + 2HCl(р.) \rightarrow MgCl_2(р.) + H_2O(ж.) + CO_2(г.)$; в) $CO_2(г.) + H_2O(ж.) \rightarrow H^+ (р.) + HCO_3^- (р.)$.

Задача-2. Вычислите константу равновесия реакции: $CaCO_3(к.) + H^+ (р.) = Ca^{2+}(р.) + HCO_3^- (р.)$, если известны константы равновесия реакций:

$CaCO_3(к.) = Ca^{2+}(р.) + CO_3^{2-}(р.)$, $K_1 = 3{,}36 \cdot 10^{-9}$,

(2) $HCO_3^- (р.) = H^+ (р.) + CO_3^{2-}(р.)$, $K_2 = 4{,}84 \cdot 10^{-11}$.

Подведение итогов урока методом «INSERT»

1. Химическое равновесие в системе $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г) + Q$ **смещается в сторону образования продукта реакции при**

1) повышении давления
2) повышении температуры
3) понижении давления
4) применении катализатора

2. Состояние химического равновесия характеризуется

1) прекращением протекания прямой и обратной химической реакций
2) равенством скоростей прямой и обратной реакций
3) равенством суммарной массы продуктов суммарной массе реагентов
4) равенства суммарного количества вещества продуктов суммарному количеству вещества реагентов

3. При изменении давления химическое равновесие не смещается в реакции

1) $CO_{(г)} + Cl_{2\,(г)} \leftrightarrow COCl_{2\,(г)}$
2) $CO_{2(г)} + C \leftrightarrow 2CO_{(г)}$
3) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$
4) $C + O_{2\,(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)}$

4. Введение катализатора в систему, находящуюся в состоянии динамического равновесия

1) увеличит скорость только прямой реакции
2) увеличит скорость только обратной реакции
3) увеличит скорость как прямой, так и обратной реакции
4) не оказывает влияние на скорость ни прямой, ни обратной реакции

5. Давление не влияет на состояние химического равновесия следующей химической реакции

1) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$
2) $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$
3) $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$
4) $H_2 + Cl_2 \leftrightarrow 2HCl$

Домашняя работа

Метод «LEVEL TASKS»

Отвечайте на вопросы:

Вопрос 1. Что такое гетерогенное реакция?

Вопрос 2. Что такое константа химического равновесие?

Решите 6 задачу на 102 страницах электронного учебника.

Рефлексия

Если считать, что весь отрезок это 100 %, то покажите точкой ваше местонахождение

1.Усвоение учебного материала

А_____Б

2. Мне это пригодится в жизни

А_____Б

3. Урок был интересным и познавательным

А_____Б

Подведение итогов урока : ___ оценка знаний

Критерии оценки: *Всего 100 баллов*

Критерии оценки	**Баллы**
Посещаемость занятий	50
Активность на уроке	20
Выполнение домашней работы	
Устный ответ ДЗ	15(7+8)
Отвечать в виде конспекта **ДЗ**	15(7+8)
Решение задачи **ДЗ**	0

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!