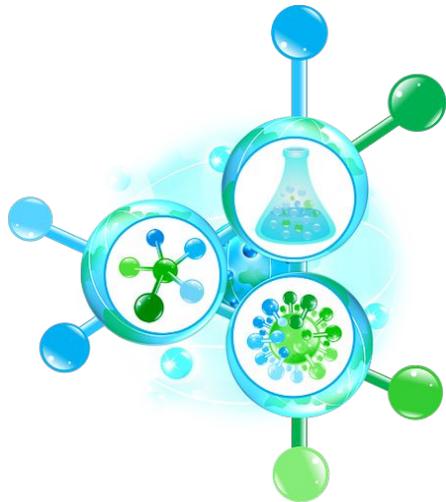




YESSENOV



Тема урока: 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 самостоятельности и способности к рефлексии, коммуникативные умения в ходе коллективной работы, развивать умения работы с текстом, сравнивать и делать выводы.

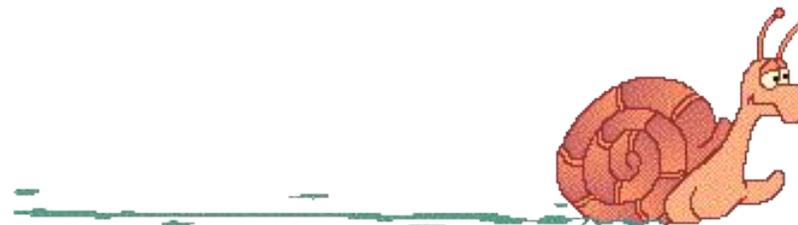
Воспитательные

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

ПРОВЕРКА ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ С МЕТОДОМ «МОЗГОВОГО ШТУРМА»

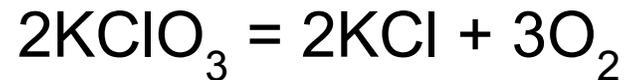
Указать тип химических реакций, расставить коэффициенты.

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

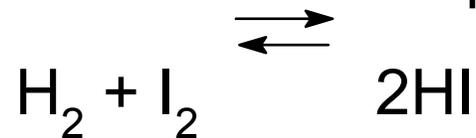


Необратимые и обратимые реакции

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



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



Химическое равновесие -

состояние системы, характеризующееся равными скоростями прямой и обратной реакций

Система $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ при $\overleftarrow{\neq} \text{const}$

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} C_{\text{H}_2} C_{\text{I}_2}$$

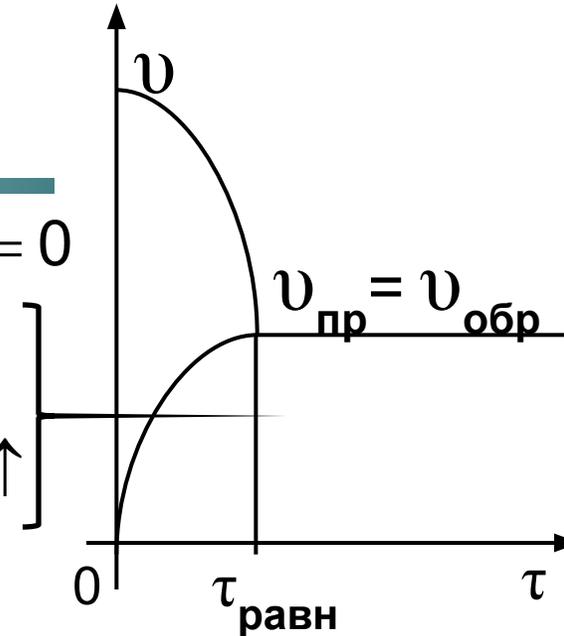
$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} C_{\text{HI}}^2$$

■ $\tau = 0: C_{\text{HI}} = 0 \quad \Rightarrow \quad v_{\text{обр}} = 0$

■ $0 < \tau < \tau_{\text{равн}}: C_{\text{H}_2}, C_{\text{I}_2} \downarrow \Rightarrow v_{\text{пр}} \downarrow$

$C_{\text{HI}} \uparrow \Rightarrow v_{\text{обр}} \uparrow$

■ $\tau = \tau_{\text{равн}}: v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$



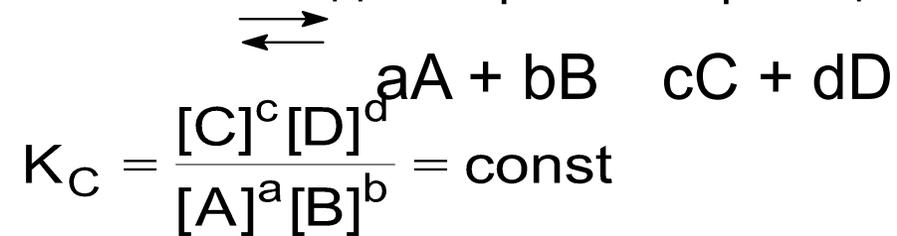
$$k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2 \quad \Rightarrow \quad \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]} = \text{const} = K$$

$[\text{H}_2], [\text{I}_2], [\text{HI}]$ - 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
- В закрытой системе для обратимой реакции ($T, p = \text{const}$)

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



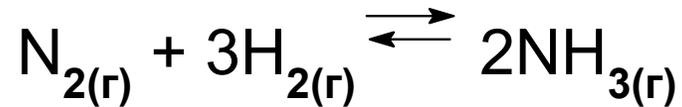
■ Для реакции с участием n газообразных веществ

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} = \text{const} \quad K_p = K_C (RT)^{\Delta n},$$

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

Константы равновесий в гомогенных и гетерогенных системах

■ Гомогенная система



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$$

$$K_p = K_c (RT)^{-2} = \frac{K_c}{R^2 T^2}$$

■ Гетерогенная система



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

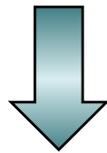
$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

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

Константа равновесия - мера глубины прохождения реакции

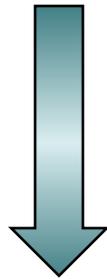
Константа равновесия зависит от природы веществ, образующих систему и от температуры, но не зависит от концентрации веществ

Равновесие
смещено в
сторону
обратной
реакции



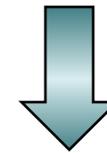
$$K < 1$$

Отсутствие
взаимодействия



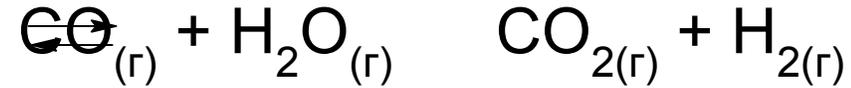
$$K \rightarrow 0$$

Равновесие
смещено в
сторону
прямой
реакции



$$K > 1$$

Расчет равновесных концентраций реагентов по известным исходным концентрациям



$$K_c = 1 \text{ при } T=1023 \text{ K,}$$

Исходные концентрации веществ

$$C_{\text{CO}} = C_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \text{ моль / л}$$

$$[\text{CO}_2] = ? \quad [\text{H}_2] = ?$$

$$[\text{CO}] = ? \quad [\text{H}_2\text{O}] = ?$$

В начальный момент времени $C_{\text{CO}_2} = C_{\text{H}_2} = 0$.

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

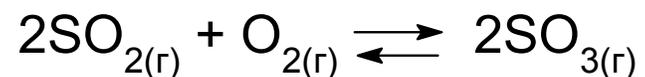
увеличение концентрации H_2 $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0 + x = x$
 уменьшение концентрации CO $[\text{CO}] = x$
 уменьшение концентрации H_2O $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 3 - x$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow \frac{x \cdot x}{(3-x)(3-x)} = 1 \rightarrow 9 - 6x + x^2 = x^2 \rightarrow$$

$$x = 1,5$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 1,5 \text{ моль / л} \quad [\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 3 - 1,5 = 1,5 \text{ моль / л}$$

Определение возможного направления реакции при известном значении константы равновесия



При $T = 950 \text{ К}$ значение $K_c = 83,88$

Исходные концентрации

$$C_{\text{SO}_2} = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{O}_2} = 0,4 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{SO}_3} = 1 \text{ моль/л}$$

Определить направление
возможной реакции
при данном составе системы

В исходной газовой смеси

$$\frac{C_{\text{SO}_3}^2}{C_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2}} = \frac{1^2}{0,5^2 \cdot 0,4} = 10$$

В состоянии равновесия

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = 83,88 \gg 10$$



при данном составе системы возможна прямая реакция

Влияние температуры на константу химического равновесия

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

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0$$

$$K = e^{-\frac{\Delta G_T^0}{RT}}$$

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

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

зависимость $\ln K = f(T)$ близка к линейной

При увеличении температуры

для экзотермических реакций



K

для эндотермических реакций



K

Расчет ΔH^0 и ΔS^0 реакции



Вещество	$\text{NO}_{(г)}$	$\text{N}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{O}_{2(г)}$
$\Delta H_{\text{обр}}^0$, кДж/моль	90,4	81,6	0
S^0 , Дж/(моль·К)	210,6	220,0	205,0

$$\Delta H^0 < 0$$

реакция экзотермическая

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \sum n_{\text{прод}} \Delta H_{\text{обр.прод}}^0 - \sum n_{\text{исх}} \Delta H_{\text{обр.исх}}^0 = \\ &= 2\Delta H_{\text{N}_2\text{O}}^0 + \Delta H_{\text{O}_2}^0 - 4\Delta H_{\text{NO}}^0 = 2 \cdot 82,0 - 4 \cdot 90,4 = -197,6 \text{ кДж} \end{aligned}$$

$$\Delta S^0 < 0$$

в ходе реакции система переходит в более упорядоченное состояние

$$\begin{aligned} \Delta S^0 &= \sum n_{\text{прод}} S_{\text{прод}}^0 - \sum n_{\text{исх}} S_{\text{исх}}^0 = 2S_{\text{N}_2\text{O}}^0 + S_{\text{O}_2}^0 - 4S_{\text{NO}}^0 = \\ &= 2 \cdot 220,0 + 205,0 - 4 \cdot 210,6 = -197,4 \text{ Дж/К} = -197,4 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К} \end{aligned}$$



Стандартная энергия Гиббса реакции

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

$\Delta G_{298}^0 \ll 0$ – при $T = 298 \text{ К}$ возможна самопроизвольная прямая реакция

Константа равновесия

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

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

$$\Delta G_{1500}^0$$

Расчет и K_{1500} реакции



Энергия Гиббса реакции при температуре 1500 К

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

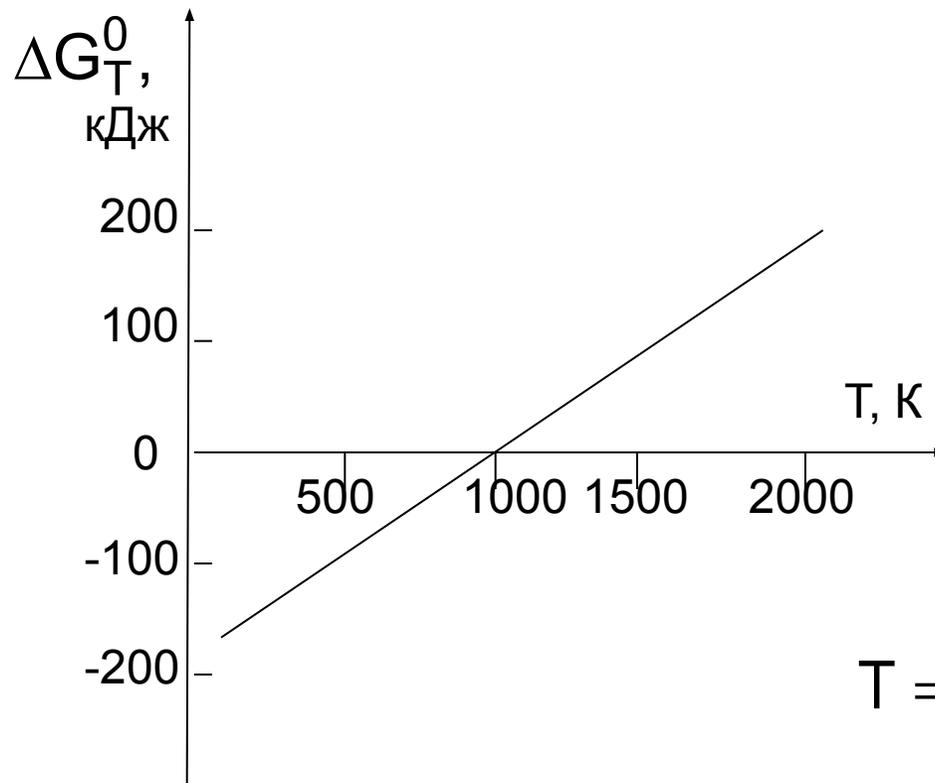
$\Delta G_{1500}^0 \gg 0$ – при $T = 1500$ К возможна самопроизвольная обратная реакция

Константа равновесия при температуре 1500 К

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

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

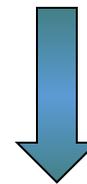
График зависимости $\Delta G_T^0 = f(T)$
для реакции $4\text{NO}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$



Температура, при которой

$$\Delta G_T^0 = 0 \quad (K = 1)$$

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



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

Температурная зависимость константы равновесия реакции $4\text{NO}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$

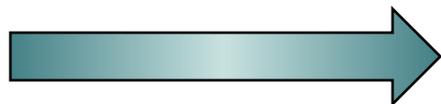
T, K	298	1000	1500
ΔG_T^0 , кДж/моль	-138,8	0	98,5
K	10^{24}	0	10^{-3}

- 298 K \rightarrow $K \gg 1$ \rightarrow в системе преобладают продукты реакции
- 1500 K \rightarrow $K \ll 1$ \rightarrow в системе преобладают исходные вещества, реакция практически не идет
- 1000 K \rightarrow 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

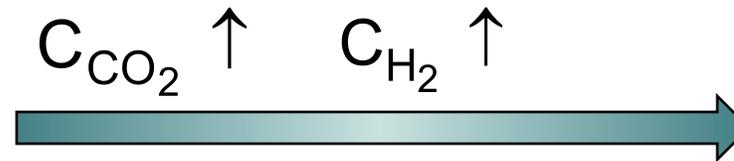
уменьшение концентрации
продуктов реакции

↓
смещение равновесия
в сторону обратной реакции

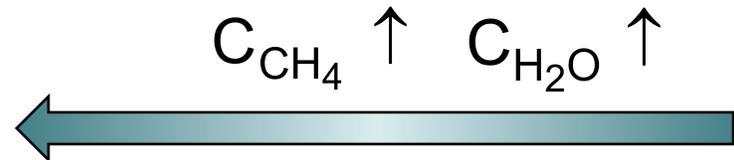
Влияние концентраций веществ на состояние равновесия системы



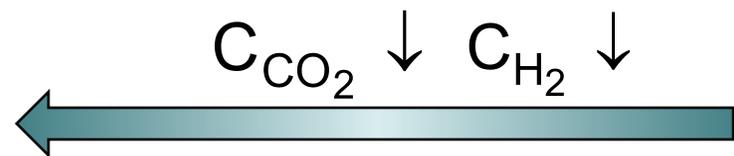
Увеличение концентрации CH_4 или H_2O



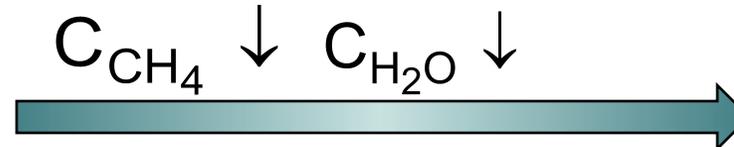
Увеличение концентрации CO_2 или H_2



Уменьшение концентрации CH_4 или H_2O



Уменьшение концентрации CO_2 или H_2



Влияние общего давления в системе

Давление оказывает влияние на равновесие реакций, сопровождающихся изменением количества газообразных

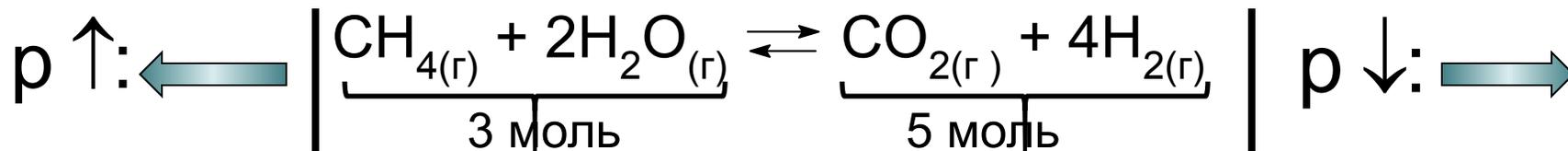
веществ

увеличение общего
давления

понижение общего
давления

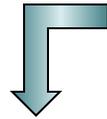
смещение равновесия в
сторону уменьшения
количества газообразных
веществ

смещение равновесия в
сторону увеличения
количества газообразных
веществ



Влияние температуры на состояние равновесия

Нагревание



смещение равновесия в сторону эндотермических реакций

Охлаждение



смещение равновесия в сторону экзотермических реакций



прямая реакция эндотермическая
обратная реакция экзотермическая

нагревание



охлаждение



Выбор оптимального режима синтеза аммиака



Температура, °C	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

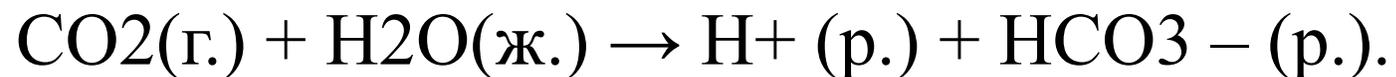
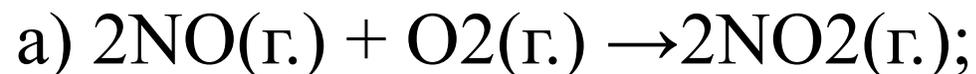
$p = 30\text{-}80 \text{ МПа}$ $T = 450\text{-}550^\circ\text{C}$ катализатор – $\text{Fe}_{(\text{к})}$

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 (K_C или K_P), 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 (p , T , C) 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:



Задача-2. Вычислите константу равновесия реакции: $\text{CaCO}_3(\text{к.}) + \text{H}^+(\text{р.}) = \text{Ca}^{2+}(\text{р.}) + \text{HCO}_3^-(\text{р.})$, если известны константы равновесия реакций:



Подведение итогов урока методом «INSERT»

1. Химическое равновесие в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) + \text{Q}$ 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) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$
- 2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$
- 3) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$
- 4) $\text{C} + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г})$

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) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$
- 2) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
- 3) $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$
- 4) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$





Домашняя работа
Метод «LEVEL TASKS»
Отвечайте на вопросы:

Вопрос 1. Что такое гетерогенная реакция?

Вопрос 2. Что такое константа химического равновесия?

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

A _____ Б

2. Мне это пригодится в жизни

A _____ Б

3. Урок был интересным и познавательным

A _____ 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!

