



# 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.

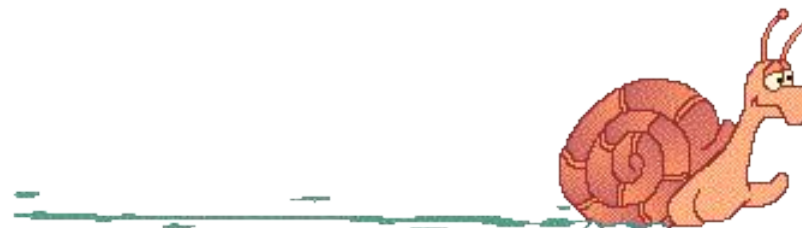
## Воспитательные

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

## ПРОВЕРКА ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ С МЕТОДОМ «МОЗГОВОГО ШТУРМА»

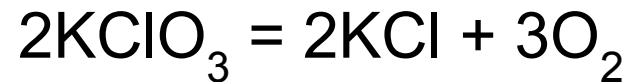
Указать тип химических реакций, расставить коэффициенты.

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

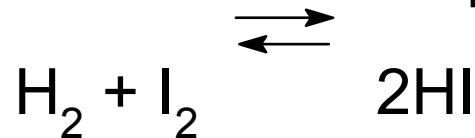


# Необратимые и обратимые реакции

- **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  $\overleftarrow{\neq} \text{const}$

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

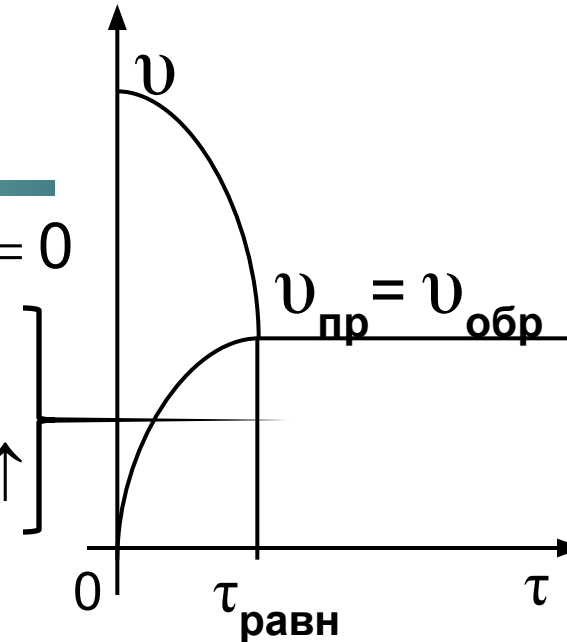
$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} C_{\text{HI}}^2$$

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

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

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

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



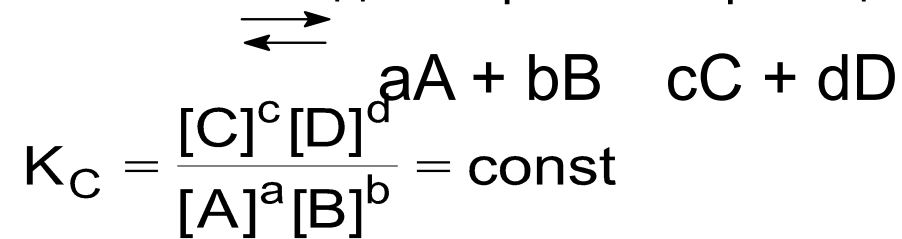
$$k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2 \Rightarrow \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]} = \text{const} = K$$

$[\text{H}_2], [\text{I}_2], [\text{HI}]$  - 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 ( $T, p = \text{const}$ )

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



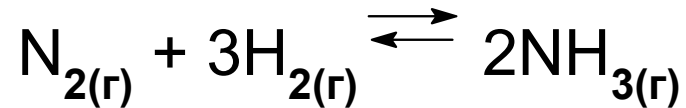
■ Для реакции с участием  $n$  газообразных веществ

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

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

# 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



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

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

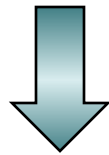
концентрации твердых веществ считают неизменными и в выражение константы равновесия не включают

# Константа равновесия - мера глубины прохождения реакции

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

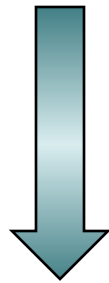
---

Равновесие  
смещено в  
сторону  
обратной  
реакции



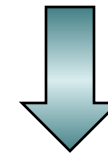
$$K < 1$$

Отсутствие  
взаимодействия



$$K \rightarrow 0$$

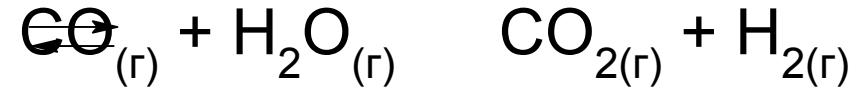
Равновесие  
смещено в  
сторону  
прямой  
реакции



$$K > 1$$



# 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  $\text{CO}_2$  в ходе реакции

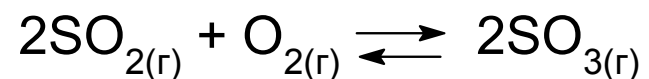
увеличение концентрации  $\text{H}_2$   $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0 + x = x$   
 уменьшение концентрации  $\text{CO}$   $[\text{CO}] = x$   
 уменьшение концентрации  $\text{H}_2\text{O}$   $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 3 - x$

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

$$x = 1,5$$

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

## Определение возможного направления реакции при известном значении константы равновесия



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

Исходные концентрации

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

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

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

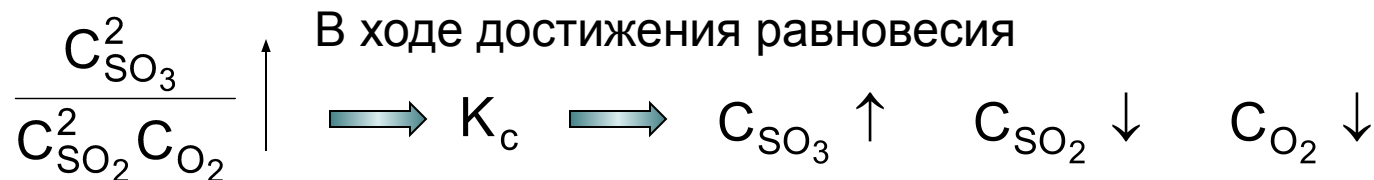
Определить направление  
возможной реакции  
при данном составе системы

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 $\Delta H^0$ и $\Delta S^0$ реакции



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

$$\Delta H^0 < 0$$

реакция экзотермическая

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

$$\Delta S^0 < 0$$

в ходе реакции система переходит в более упорядоченное состояние

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



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  $K_{1500}$  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

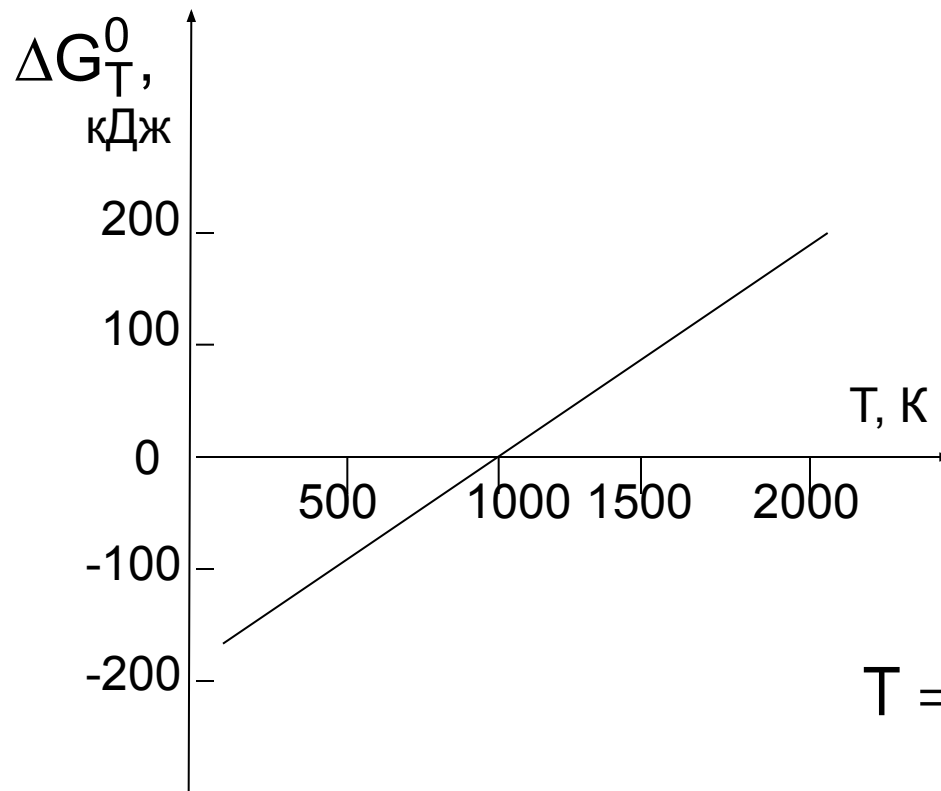
---

Константа равновесия при температуре 1500 К

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

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

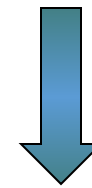
График зависимости  $\Delta G_T^0 = f(T)$   
для реакции  $4\text{NO}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$



Температура, при которой

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

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



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

# 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
$\Delta G_T^0$ , 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

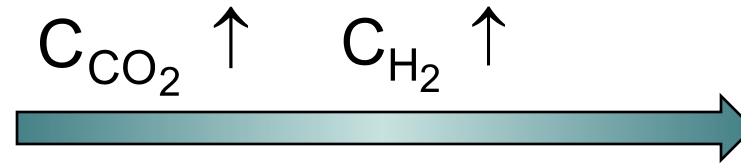
уменьшение концентрации  
продуктов реакции

↓  
смещение равновесия  
в сторону обратной реакции

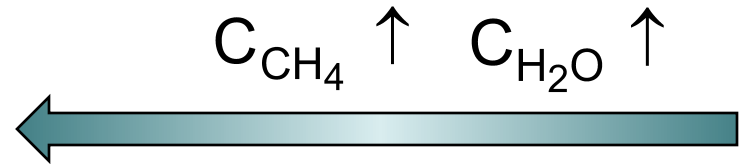
# Влияние концентраций веществ на состояние равновесия системы



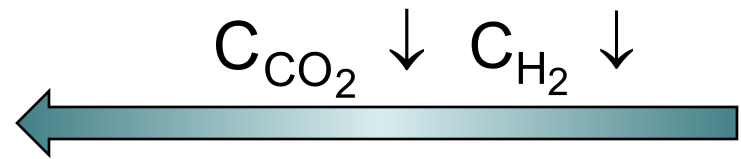
Увеличение концентрации  $\text{CH}_4$  или  $\text{H}_2\text{O}$



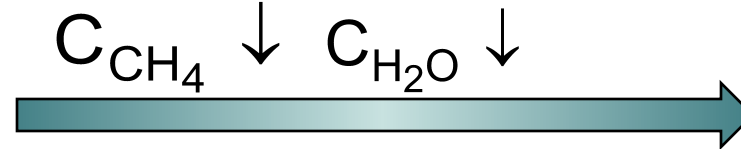
Увеличение концентрации  $\text{CO}_2$  или  $\text{H}_2$



Уменьшение концентрации  $\text{CH}_4$  или  $\text{H}_2\text{O}$



Уменьшение концентрации  $\text{CO}_2$  или  $\text{H}_2$



# Влияние общего давления в системе

Давление оказывает влияние на равновесие реакций, сопровождающихся изменением количества газообразных

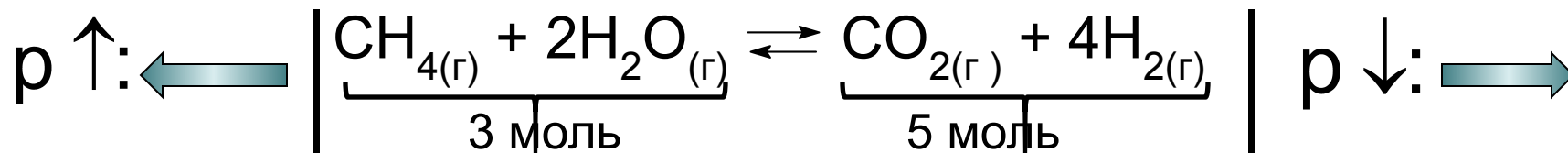
веществ

увеличение общего  
давления

понижение общего  
давления

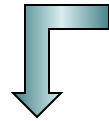
смещение равновесия в  
сторону уменьшения  
количества газообразных  
веществ

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

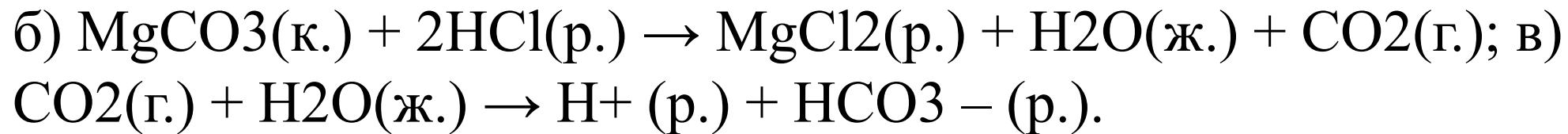
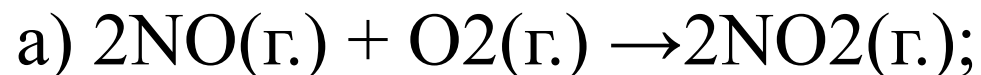
$p = 30\text{-}80 \text{ МПа}$        $T = 450\text{-}550^\circ\text{C}$       катализатор –  $\text{Fe}_{(\text{к})}$

# 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  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) + Q$  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**

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



СПАСИБО ЗА  
ВНИМАНИЕ!

