

федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего  
образования  
**Первый Московский государственный медицинский университет им. И.М.  
Сеченова** Министерства здравоохранения Российской Федерации  
(Сеченовский Университет)

Институт фармации им. А.П. Нелюбина  
Кафедра аналитической, физической и коллоидной химии

**Методические материалы по дисциплине:**

**Общая и неорганическая химия**

основная профессиональная образовательная программа высшего  
профессионального образования - программа специалитета

06.05.01 БИОИНЖЕНЕРИЯ И БИОИНФОРМАТИКА

Разработчик материалов: доцент Слонская Т.К.

## Тестовые задания для прохождения промежуточной аттестации

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Масса навески натрия гидроксида, необходимая для приготовления 230 мл раствора с концентрацией 0,6 моль/л равна: 1) 5,52 г    2) 55,2 г    3) 0,552 г    4) 552 г	1
002	Масса навески калия гидроксида, необходимая для приготовления 200 мл раствора с концентрацией 0,5 моль/л равна: 1) 2,8 г    2) 5,6 г    3) 0,56 г    4) 0,28 г	2
003	Масса навески натрия хлорида, необходимая для приготовления 130 мл раствора с концентрацией 0,2 моль/л равна: 1) 152 г    2) 0,152 г    3) 1,52 г    4) 15,2 г	3
004	Масса азотной кислоты, содержащаяся в 200 мл раствора с концентрацией 0,1 моль/л равна: 1) 1,26 г    2) 12,6 г    3) 0,126 г    4) 2,52 г	1
005	Рассчитайте массу навески калия сульфата, необходимую для приготовления 100 мл раствора с концентрацией 0,6 моль/л 1) 10,44 г    2) 1,044 г    3) 104,4 г    4) 0,104 г	1
006	Рассчитайте массу навески натрия гидрокарбоната, необходимую для приготовления 130 мл раствора с концентрацией 0,5 моль/л 1) 5,46 г    2) 54,6 г    3) 0,546 г    4) 10,92 г	1
007	Рассчитайте массу навески бария хлорида, необходимую для приготовления 300 мл раствора с концентрацией 0,8 моль/л 1) 49,9 г    2) 0,499 г    3) 4,99 г    4) 24,99 г	1
008	Рассчитайте массу навески кальция гидроксида, необходимую для приготовления 200 мл раствора с концентрацией 0,001 моль/л. 1) 0,023 г    2) 0,0112 г    3) 0,23 г    4) 0,0148 г	4
009	Рассчитайте массу навески железа(II) сульфата, необходимую для приготовления 500 мл раствора с концентрацией 0,2 моль/л 1) 15,2 г    2) 1,52 г    3) 151,8 г    4) 0,152 г	1
010	Рассчитайте массу навески серебра нитрата, необходимую для приготовления 450 мл раствора с концентрацией 0,5 моль/л 1) 38,25 г    2) 3,85 г    3) 0,38 г    4) 19,11 г	1

Тема 2. Растворы. Эквивалент. Определение фактора эквивалентности.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Фактор эквивалентности для соли $\text{KHSO}_4$ в реакции $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \leftrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$ равен: 1) 1/2    2) 1/3    3) 1,0    4) 2,0.	1

002	Фактор эквивалентности для соли $\text{Na}_2\text{CO}_3$ в реакции равен: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \leftrightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 1) 1                    2) 1/2                    3) 1/3                    4) 2,0.	2
003	Фактор эквивалентности для кислоты в реакции $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \leftrightarrow \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ равен: 1) 1/3                    2) 1/4                    3) 1                    4) 1	4
004	Фактор эквивалентности для кислоты в реакции: $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ равен 1) 1/4                    2) 1/3                    3) 1/2                    4) 1	3
005	Чему равен фактор эквивалентности для кислоты в реакции: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} \leftrightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 1) 1/2                    2) 1/3                    3) 1/4                    4) 1	4
006	Чему равен фактор эквивалентности для соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в реакции: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{KOH} \leftrightarrow [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ 1) 1/4                    2) 1/2                    3) 1/3                    4) 1	1
007	Чему равен фактор эквивалентности для соли $\text{CuSO}_4$ в реакции: $\text{CuSO}_4 + 4\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4] + \text{K}_2\text{SO}_4$ 1) 1/4                    2) 1/2                    3) 1/3                    4) 1	1
008	Чему равен фактор эквивалентности для соли $\text{AgNO}_3$ в реакции: $\text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_3 \leftrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ 1) 1/4                    2) 1/2                    3) 1/3                    4) 1	2
009	Чему равен фактор эквивалентности для соли $\text{ZnSO}_4$ в реакции: $\text{ZnSO}_4 + 4\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{K}_2\text{SO}_4$ 1) 1/4                    2) 1/2                    3) 1/3                    4) 1	1
010	Чему равен фактор эквивалентности для щелочи в реакции: $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ 1) 1/4                    2) 1/3                    3) 1/2                    4) 1	1

Тема 3. Растворы. Закон эквивалентов.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	На нейтрализацию 30 мл раствора серной кислоты израсходовано 20 мл раствора $\text{KOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,15 моль/л. $C(1/z \text{H}_2\text{SO}_4)$ в растворе составляет: 1) 0,15 моль/л                    2) 0,1 моль/л                    3) 0,2 моль/л 4) 1,0 моль/л.	2
002	На нейтрализацию 20 мл раствора серной кислоты израсходовано 15 мл раствора $\text{NaOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,2 моль/л. $C(1/Z \text{H}_2\text{SO}_4)$ в растворе составляет: 1) 0,15 моль/л   2) 0,1 моль/л   3) 0,2 моль/л   4) 1,5 моль/л	1
003	На нейтрализацию 15 мл раствора фосфорной кислоты израсходовано 20 мл раствор $\text{KOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,3 моль/л. $C(1/Z \text{H}_3\text{PO}_4)$ в растворе составляет: 1) 0,2 моль/л   2) 0,15 моль/л   3) 0,3 моль/л   4) 0,4 моль/л	4

004	На реакцию с 25 мл раствора калия карбоната с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,2 моль/л израсходовано 50 мл раствора соляной кислоты. $C(1/Z \text{ HCl})$ в растворе составляет: 1) 0,2 моль/л 2) 0,1 моль/л 3) 0,3 моль/л 4) 0,5 моль/л.	2
005	На нейтрализацию 10 мл раствора щавелевой кислоты пошло 20 мл раствора $\text{Ba(OH)}_2$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,4 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ в растворе. 1) 0,8 моль/л 2) 0,4 моль/л 3) 0,5 моль/л 4) 0,6 моль/л.	1
006	На нейтрализацию 20 мл раствора уксусной кислоты пошло 10 мл раствора $\text{NaOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,8 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ CH}_3\text{COOH})$ в растворе. 1) 0,1 моль/л 2) 0,2 моль/л 3) 0,8 моль/л 4) 0,4 моль/л	4
007	На нейтрализацию 20 мл раствора фосфорной кислоты пошло 10 мл раствора $\text{NaOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,1 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ H}_3\text{PO}_4)$ в растворе. 1) 0,1 моль/л 2) 0,2 моль/л 3) 0,08 моль/л 4) 0,05 моль/л	4
008	На нейтрализацию 130 мл раствора серной кислоты пошло 65 мл раствора $\text{NaOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,3 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ H}_2\text{SO}_4)$ в растворе. 1) 0,10 моль/л 2) 0,075 моль/л 3) 0,15 моль/л 4) 0,30 моль/л	3
009	На нейтрализацию 150 мл раствора фосфорной кислоты пошло 50 мл раствора $\text{NaOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,3 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ H}_3\text{PO}_4)$ в растворе. 1) 0,10 моль/л 2) 0,075 моль/л 3) 0,15 моль/л 4) 0,30 моль/л	1
010	На нейтрализацию 50 мл раствора хлорной кислоты пошло 50 мл раствора $\text{KOH}$ с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,3 моль/л. Рассчитайте $C(1/Z \text{ HClO}_4)$ в растворе. 1) 0,10 моль/л 2) 0,075 моль/л 3) 0,15 моль/л 4) 0,30 моль/л	4

Тема 4. Элементы химической термодинамики. Энергетика химических реакций. Часть 1.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Наибольшее количество энергии <b>выделяется</b> при протекании реакции 1) $\text{CS}_2 = \text{C} + 2\text{S}$ $\Delta H = -88 \text{ кДж/моль}$ 2) $\text{CO} = \text{C} + 0,5 \text{ O}_2$ $\Delta H = +111 \text{ кДж/моль}$ 3) $\text{CO}_2 = \text{C} + \text{O}_2$ $\Delta H = +394 \text{ кДж/моль}$ 4) $\text{HCN} = 0,5 \text{ H}_2 + \text{C} + 0,5 \text{ N}_2$ $\Delta H = -105 \text{ кДж/моль}$	4
002	Наибольшее количество энергии <b>поглощается</b> при протекании реакции: 1) $\text{HI} = 0,5 \text{ H}_2 + 0,5 \text{ I}_2$ $\Delta H = -26 \text{ кДж}$ 2) $\text{CS}_2 = \text{C} + 2 \text{S}$ $\Delta H = -88 \text{ кДж}$ 3) $\text{HBr} = 0,5 \text{ H}_2 + 0,5 \text{ Br}_2$ $\Delta H = +36 \text{ кДж}$ 4) $\text{CO}_2 = \text{C} + \text{O}_2$ $\Delta H = +394 \text{ кДж}$	4

003	<p>Наибольшее количество энергии <b>ВЫДЕЛЯЕТСЯ</b> в реакции образования:</p> <p>1) <math>N_2 + 2H_2 = N_2H_4</math> <math>\Delta H^0 = + 50</math> кДж/моль  2) <math>0,5N_2 + 1,5H_2 = NH_3</math> <math>\Delta H^0 = - 46</math> кДж/моль  3) <math>O_2 + H_2 = H_2O_2</math> <math>\Delta H^0 = - 188</math> кДж/моль  4) <math>0,5O_2 + H_2 = H_2O</math> <math>\Delta H^0 = - 286</math> кДж/моль</p>	4
004	<p>Наибольшим поглощением энергии сопровождается реакция:</p> <p>1) <math>0,5 N_2 + 1,5 H_2 = NH_3</math> <math>\Delta H = -46</math>кДж/моль  2) <math>N_2 + 2 H_2 = N_2H_4</math> <math>\Delta H = +50</math> кДж/моль  3) <math>0,5 N_2 + O_2 = NO_2</math> <math>\Delta H = +34</math> кДж/моль  4) <math>N_2 + 2 O_2 = N_2O_4</math> <math>\Delta H = +10</math> кДж/моль</p>	2
005	<p>Наибольшее количество теплоты поглощается в реакции:</p> <p>1) <math>HI = 0,5 H_2 + 0,5 I_2</math> <math>\Delta H = -26</math> кДж  2) <math>CS_2 = C + 2S</math> <math>\Delta H = -38</math> кДж  3) <math>HBr = 0,5 H_2 + 0,5 Br_2</math> <math>\Delta H = +36</math> кДж  4) <math>CO_2 = C + O_2</math> <math>\Delta H = +394</math> кДж</p>	4
006	<p><b>ВЫДЕЛЕНИЕ</b> наибольшего количества теплоты происходит в реакции:</p> <p>1) <math>H_2 + I_2 = 2HI</math> <math>\Delta H = +52</math> кДж  2) <math>H_2 + Br_2 = 2HBr</math> <math>\Delta H = -72</math> кДж  3) <math>H_2 + Cl_2 = 2HCl</math> <math>\Delta H = -184</math> кДж  4) <math>H_2 + F_2 = 2HF</math> <math>\Delta H = -538</math> кДж</p>	4
007	<p>Наибольшее количество энергии поглощается при протекании реакции</p> <p>1) <math>CS_2 = C + 2 S</math> <math>\Delta H = -88</math> кДж/моль  2) <math>CO = C + 0,5 O_2</math> <math>\Delta H = +111</math> кДж/моль  3) <math>CO_2 = C + O_2</math> <math>\Delta H = +394</math> кДж/моль  4) <math>HCN = 0,5 H_2 + C + 0,5 N_2</math> <math>\Delta H = -105</math>кДж/моль</p>	3
008	<p>Наибольшее количество теплоты выделяется в реакции образования</p> <p>1) <math>C + 2S = CS_2</math> <math>\Delta H = +55</math> кДж/моль  2) <math>C + 0,5 O_2 = CO</math> <math>\Delta H = - 111</math> кДж/моль  3) <math>C + O_2 = CO_2</math> <math>\Delta H = - 394</math> кДж/моль  4) <math>0,5 H_2 + C + 0,5 N_2 = HCN</math> <math>\Delta H = + 105</math>кДж/моль</p>	3
009	<p>Наибольшее количество энергии <b>ПОГЛОЩАЕТСЯ</b> в реакции образования:</p> <p>1) <math>N_2 + 2H_2 = N_2H_4</math> <math>\Delta H^0 = + 50</math> кДж/моль  2) <math>0,5N_2 + 1,5H_2 = NH_3</math> <math>\Delta H^0 = - 46</math> кДж/моль  3) <math>O_2 + H_2 = H_2O_2</math> <math>\Delta H^0 = - 188</math> кДж/моль  4) <math>0,5O_2 + H_2 = H_2O</math> <math>\Delta H^0 = - 286</math> кДж/моль</p>	1
010	<p>При образовании 1 моль какого вещества <b>поглощается наименьшее</b> количество энергии?</p> <p>1) <math>0,5 N_2 + 1,5 H_2 = NH_3</math> <math>\Delta H = - 46</math>кДж/моль  2) <math>N_2 + 2 H_2 = N_2H_4</math> <math>\Delta H = + 50</math> кДж/моль  3) <math>0,5 N_2 + O_2 = NO_2</math> <math>\Delta H = + 34</math> кДж/моль  4) <math>N_2 + 2 O_2 = N_2O_4</math> <math>\Delta H = + 10</math> кДж/моль</p>	4

Тема 5. Элементы химической термодинамики. Энергетика химических реакций. Часть 2.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

№	Задание	Ответ
---	---------	-------

ОС		
001	Самопроизвольному протеканию реакции <b>способствует</b> следующее изменение энтропии: 1) увеличение      2) уменьшение 3) энтропия не влияет на протекание реакции 4) для ответа на поставленный вопрос необходимы дополнительные данные	1
002	Самопроизвольному протеканию реакции <b>способствует</b> следующее изменение энтальпии: 1) увеличение      2) уменьшение 3) энтальпия не влияет на протекание реакции 4) для ответа на поставленный вопрос необходимы дополнительные данные	2
003	<b>Критерием</b> возможности самопроизвольного протекания процесса является следующее изменение энергии Гиббса: 1) увеличение      2) уменьшение 3) энергия Гиббса не влияет на протекание реакции 4) для ответа на поставленный вопрос необходимы дополнительные данные	2
004	При растворении твердых веществ в воде энтропия: 1) увеличивается      2) не изменяется      3) уменьшается 4) для ответа на поставленный вопрос необходимы дополнительные данные	1
005	В каком направлении может пойти реакция: $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_2_{(\text{газ})}$ , если $\Delta G^\circ_{\text{реакции}} = 0$ ? 1) вправо      2) влево      3) система находится в состоянии химического равновесия 4) для ответа на поставленный вопрос, необходимы дополнительные условия.	3
006	Реакция самопроизвольно протекать не может при условии: 1) $\Delta G^\circ < 0$ 2) $\Delta G^\circ > 0$ 3) $\Delta H^\circ < 0$ 4) $\Delta H^\circ < 0; \Delta S^\circ > 0$	2
007	Для какого из перечисленных веществ стандартная теплота образования принимается равной 0? 1) $\text{Br}_2_{(\text{жидк.})}$ 2) $\text{Br}_2_{(\text{газ})}$ 3) $\text{Br}_2_{(\text{тв.})}$ 4) $\text{HBr}$	1
008	Для какого из перечисленных веществ стандартная теплота образования принимается равной 0? 1) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ 2) $(\text{O})$ 3) $\text{N}_2_{(\text{газ})}$ 4) $\text{I}_2_{(\text{газ})}$	3
009	Условием самопроизвольного протекания <b>обратной</b> реакции является: 1) $\Delta G^\circ < 0$ 2) $\Delta G^\circ > 0$ 3) $\Delta G^\circ = 0$ 4) для характеристики самопроизвольного протекания реакции не достаточно значения $\Delta G^0$	2
010	Критерием химического равновесия является: 1) $\Delta G^\circ > 0$ ,      2) $\Delta G^\circ = 0$ 3) $\Delta G^\circ < 0$ 4) $\Delta H^\circ = 0$	2

Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции. Термодинамика ОВР.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

№ ОС	Задание	Ответ
001	При стандартных состояниях веществ реакция	2

	$3\text{I}_2^0 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} = 6\text{I}^- + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	
002	При стандартных состояниях веществ реакция: $2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_4^- + 10\text{Br}^- + 16\text{H}^+$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
003	При стандартных состояниях веществ реакция: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O}$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
004	При стандартных состояниях веществ реакция: $4\text{KI} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{I}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ протекает 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	1
005	При стандартных состояниях веществ реакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Cl}^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2^0 + 7\text{H}_2\text{O}$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
006	При стандартных состояниях веществ реакция $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
007	При стандартных состояниях веществ реакция $\text{Cl}^- + 3\text{SO}_4^{2-} = \text{ClO}_3^- + 3\text{SO}_3^{2-}$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
008	При стандартных состояниях веществ реакция $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2^0$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	1
009	При стандартных состояниях веществ реакция $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2^0$ протекает: 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	2
010	При стандартных состояниях веществ реакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2^0 + 7\text{H}_2\text{O}$ протекает 1) вправо    2) влево    3) система находится в равновесии	1

Тема 7. Термодинамика химического равновесия.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Если константа равновесия при 298 К равна 1, то $\Delta G^\circ$ имеет следующее значение: 1) $\Delta G^\circ > 0$ 2) $\Delta G^\circ < 0$ 3) $\Delta G^\circ = 0$ 4) $\Delta G^\circ = 1$	3
002	Если $\Delta G^\circ = 0$ , то константа равновесия при 298 К: 1) $K=0$ 2) $K > 1$ 3) $K < 1$ 4) $K = 1$	4
003	Константа равновесия для реакции $2\text{A}_{\text{газ}} + \text{B}_{\text{газ}} = 2\text{C}_{\text{газ}} + \text{D}_{\text{газ}}$ выражается уравнением: 1) $K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$ 2) $K = \frac{[\text{C}]^2[\text{D}]}{[\text{A}]^2[\text{B}]}$ 3) $K = \frac{[2\text{C}][\text{D}]}{[2\text{A}][\text{B}]}$ 4) $K = \frac{[2\text{C}]^2[\text{D}]}{[2\text{A}]^2[\text{B}]}$	2
004	Если $\Delta G^\circ < 0$ , константа равновесия реакции при $T = 298 \text{ К}$ , имеет значение: 1) $K_p=0$ 2) $K_p > 1$ 3) $K_p < 1$ 4) $K_p=1$	2

005	Какое значение имеет $\Delta G^0$ , если при 298 К константа равновесия $K < 1$ ? 1) $\Delta G^0 > 0$ 2) $\Delta G^0 < 0$ 3) $\Delta G^0 = 0$ 4) $\Delta G^0 = 1$	1
006	Если при 298 К константа равновесия $K > 1$ $\Delta G^0$ имеет значение: 1) $\Delta G^0 > 0$ 2) $\Delta G^0 < 0$ 3) $\Delta G^0 = 0$ 4) $\Delta G^0 = 1$	2
007	Какое значение имеет константа равновесия реакции при 298°К, если $\Delta G^0 > 0$ ? 1) $K=0$ 2) $K < 1$ 3) $K > 1$ 4) $K=1$	2
008	Закон действующих масс для равновесия $C_{(тв.)} + CO_{2(газ)} \leftrightarrow 2CO_{(газ)}$ имеет вид: 1) $K = \frac{[C][CO_2]}{[CO]^2}$ 2) $K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ 3) $K = \frac{[CO_2]}{[CO]^2}$ 4) $K = \frac{[CO]}{[CO_2]}$	2
009	Какое значение имеет $\Delta G$ , если при 298 К $K_c > P_c$ ? 1) $\Delta G > 0$ 2) $\Delta G < 0$ 3) $\Delta G^0 = 0$ 4) $\Delta G = 1$	2
010	Закон действующих масс для равновесия $Fe(OH)_{2(тв.)} \leftrightarrow Fe^{2+}_{(р-р)} + 2(OH^-)_{(р-р)}$ имеет вид: 1) $K_c = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{1}$ 2) $K_c = \frac{1}{[Fe^{2+}][OH^-]}$ 3) $K_c = [Fe^{2+}][OH^-]^2$ 4) $K_c = \frac{1}{[Fe^{2+}][OH^-]^2}$	3

Тема 8. Химическое равновесие.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

№ ОС	Задание	Ответ
001	Если в систему $H_2B_4O_7 \leftrightarrow H^+ + B_4O_7^{2-}$ , ввести некоторое количество натрия тетрабората $Na_2B_4O_7$ равновесие сместится: 1) вправо    2) влево    3) равновесие не сместится	2
002	При повышении общего давления равновесие $2NH_3 \leftrightarrow N_2 + 3H_2$ сместится: 1) влево    2) вправо    3) равновесие не сместится, 4) для ответа на вопрос необходимо указать тепловой эффект реакции	1
003	При добавлении к системе $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$ некоторого количества натрия ацетата ( $CH_3COONa$ ) равновесие сместится: 1) вправо    2) влево    3) равновесие не сместится	2
004	При повышении давления равновесие $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ сместится: 1) влево    2) вправо    3) равновесие не сместится, 4) для ответа на вопрос необходимо указать тепловой эффект реакции	2

005	В каком направлении сместится равновесие $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ , если в систему ввести некоторое количество $\text{KNO}_2$ ? 1) влево      2) вправо      3) равновесие не сместится	1
006	В каком направлении сместится равновесие $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ ; $\Delta H^\circ = -92,2$ кДж/моль при повышении температуры? 1) влево      2) вправо      3) равновесие не сместится 4) для ответа необходимо знать, как изменяется давление в системе	1
007	В каком направлении сместится равновесие $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$ , если в систему ввести некоторое количество $\text{KH}_2\text{AsO}_4$ ? 1) влево      2) вправо      3) равновесие не сместится	2
008	В каком направлении сместится равновесие при повышении давления в системе: $4\text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 2\text{Cl}_{2(\text{газ})}?$ 1) влево      2) вправо      3) равновесие не сместится	2
009	Если в систему $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ ввести некоторое количество натрия гидроксида равновесие сместится: 1) вправо      2) влево      3) равновесие не сместится	1
010	Если в систему $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$ ввести некоторое количество сильной кислоты равновесие сместится: 1) влево      2) вправо      3) равновесие не сместится	1

Тема 9. Осмотические свойства растворов.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Максимальное осмотическое давление имеет раствор: 1) 0,2 моль/л раствор сахара 2) 0,02 моль/л раствор сахара 3) 0,2 моль/л раствор $\text{ZnCl}_2$ 4) 0,02 моль/л раствор $\text{ZnCl}_2$	3
002	Первый раствор является гипертоническим по отношению ко второму: 1) 1 моль/л раствор глюкозы и 1 моль/л раствор $\text{KNO}_3$ , 2) 1 моль/л раствор мочевины и 0,1 моль/л раствор мочевины, 3) 0,2 моль/л раствор глюкозы и 2 моль/л раствор фруктозы, 4) 0,1 моль/л раствор сахара и 0,1 моль/л раствор $\text{NaCl}$	2
003	Осмотическое давление минимально при одинаковой температуре и концентрации в растворе: 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) $\text{ZnCl}_2$ 3) $\text{K}_2\text{SO}_4$ 4) $\text{KNO}_3$	4
004	Первый раствор является гипотоническим по отношению ко второму: 1) 1 моль/л раствор глюкозы и 1 моль/л раствор фруктозы 2) 1 моль/л раствор глюкозы и 0,1 моль/л раствор сахара 3) 1 моль/л раствор сахара и 0,5 моль/л раствор мочевины 4) 0,5 моль/л раствор мочевины и 1 моль/л раствор сахара	4
005	Какой из растворов имеет максимальное осмотическое давление? 1) 0,2 моль/л раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 2) 0,5 моль/л раствор $\text{NaNO}_3$ 3) 0,2 моль/л раствор $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	4

	4) 0,5 моль/л раствор $\text{CuCl}_2$	
006	Укажите в каком из растворов натрия хлорида возможен плазмолиз эритроцитов: 1) 2% – ный раствор                      2) 0,09% – ный раствор 3) 0,9% – ный раствор                      4) 0,6% – ный раствор	1
007	Минимальное осмотическое давление имеет раствор: 1) 0,2 моль/л раствор сахара 2) 0,02 моль/л раствор сахара 3) 0,2 моль/л раствор $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 4) 0,02 моль/л раствор $\text{NaNO}_3$	2
008	Гемолиз эритроцитов возможен в растворе: 1) 0,9% раствор $\text{NaCl}$ 2) 3,0% раствор $\text{NaCl}$ 3) 0,09% раствор $\text{NaCl}$ 4) 1,0% раствор $\text{NaCl}$	3
009	Изотоническими называются растворы: 1) имеющие одинаковое осмотическое давление, 2) имеющие одинаковую молярную концентрацию, 3) содержащие равные мольные доли растворенного вещества, 4) имеющие одинаковую процентную концентрацию.	1
010	В каком из эквимольных растворов осмотическое давление минимально при одинаковой температуре? 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) $\text{ZnCl}_2$ 3) $\text{K}_2\text{SO}_4$ 4) $\text{KNO}_3$	4

Тема 10. Протолитическая теория кислот и оснований.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

№ ОС	Задание	Ответ
001	Из приведенных ниже частиц наиболее СИЛЬНЫМ основанием является: 1) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ 2) $\text{S}^{2-}$ 3) $\text{PO}_4^{3-}$ 4) $\text{HCO}_3^-$ 5) $\text{CO}_3^{2-}$	2
002	Наиболее слабым основанием является: 1) аммиак $\text{NH}_3$ 2) метиламин $\text{CH}_3\text{NH}_2$ 3) диметиламин $(\text{CH}_3)_2\text{NH}^*$ * $K_b((\text{CH}_3)_2\text{NH}) = 6,0 \cdot 10^{-4}$	1
003	Наиболее слабым основанием является частица: 1) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ 2) $\text{S}^{2-}$ 3) $\text{PO}_4^{3-}$ 4) $\text{CO}_3^{2-}$	1
004	Наиболее слабой кислотой является: 1) $\text{HF}$ 2) $\text{HCN}$ 3) $\text{HBr}$ 4) $\text{HClO}$	2
005	Какая из частиц относится к амфолитам? 1) $\text{NO}_2^-$ 2) $\text{CO}_3^{2-}$ 3) $\text{HS}^-$ 4) $\text{PO}_4^{3-}$	3
006	Наиболее слабой кислотой является частица: 1) $\text{HCN}$ 2) $\text{HCl}$ 3) $\text{HF}$ 4) $\text{HOCl}$	1
007	Из приведенных ниже частиц наиболее СЛАБЫМ основанием является: 1) $\text{HO}^-$ 2) $\text{S}^{2-}$ 3) $\text{NO}_2^-$ 4) $\text{HCO}_3^-$	4
008	Наиболее слабым основанием является частица: 1) $\text{SO}_4^{2-}$ 2) $\text{NO}_2^-$ 3) $\text{PO}_4^{3-}$ 4) $\text{S}^{2-}$	1
009	Наиболее сильным основанием является частица: 1) $\text{CH}_3\text{COO}^-$ 2) $\text{NO}_2^-$ 3) $\text{OCl}^-$ 4) $\text{PO}_4^{3-}$	3
010	К амфолитам относится частица: 1) $\text{NO}_2^-$ 2) $\text{HCO}_3^-$ 3) $\text{S}^{2-}$ 4) $\text{PO}_4^{3-}$	2

Тема 11. Гидролиз солей.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	рН водного раствора $ZnCl_2$ : 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	2
002	рН водного раствора $AlCl_3$ : 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	2
003	рН водного раствора $FeCl_3$ : 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	2
004	рН водного раствора $K_2SO_3$ : 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	1
005	Укажите рН водного раствора $Ba(NO_2)_2$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	1
006	Укажите рН водного раствора $KClO$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	1
007	Укажите рН водного раствора $NaCN$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	1
008	Укажите рН водного раствора $K_3PO_4$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	1
009	Укажите рН водного раствора $Cr_2(SO_4)_3$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	2
010	Укажите рН водного раствора $Cu(NO_3)_2$ 1) рН > 7 2) рН < 7 3) рН = 7	2

Тема 12. Расчет рН растворов кислот и оснований.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	рН раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,05 моль/л равен: 1) 1,0 2) 2 3) 1,3 4) 2,3	1
002	рН раствора хлорной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен: 1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	1
003	Концентрация ионов $H_3O^+$ в растворе с рН = 7: 1) $10^{-7}$ моль/л 2) $10^{-14}$ моль/л 3) 7 моль/л 4) 0,7 моль/л	1
004	Концентрация гидроксид-ионов в растворе с рН = 7: 1) $10^{-7}$ моль/л 2) $10^{-14}$ моль/л 3) $10^{-1}$ моль/л 4) 7 моль/л	1
005	рН раствора HI с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен: 1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	1
006	рН раствора натрия гидроксида с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен: 1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	4

007	Концентрация ионов $\text{H}_3\text{O}^+$ в растворе с $\text{pH} = 12$ : 1) $10^{-2}$ моль/л      2) $10^{-12}$ моль/л      3) 12 моль/л 4) 0,12 моль/л	2
008	Если $\text{pOH}$ раствора равен 2, то: 1) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ 2) $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ 3) $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	3
009	$\text{pH}$ раствора бария гидроксида с молярной концентрацией 0,005 моль/л равен: 1) 2    2) 7    3) 10    4) 12	4
010	Концентрация гидроксид-ионов в растворе с $\text{pH} = 10$ : 1) 0,1 моль/л      2) $10^{-4}$ моль/л      3) $10^{-10}$ моль/л 4) 10 моль/л	2

Тема 13. Химия координационных соединений. Номенклатура

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

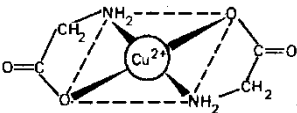
№ ОС	Задание	Ответ
001	Названию хлоропентаминкобальт(III)хлорид соответствует формула: 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$	1
002	Координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ соответственно равны: 1) 6 и +2      2) 3 и +6      3) 6 и +3	3
003	Названию калия гексагидроксиантимонат(V) соответствует формула: 1) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ 2) $[\text{Sb}(\text{OH})_4](\text{OH})$ 3) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	3
004	Названию натрия триоксалатохромат(III) соответствует формула: 1) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ 2) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ 3) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$	2
005	Какая из формул соответствует названию калийгексацианоферрат(III)? 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 3) $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$	1
006	Какая из формул соответствует названию калия гексацианоферрат(II)? 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 3) $\text{K}[\text{AgCl}_2]$	2
007	Какая из формул соответствует названию пентакарбонилжелезо(0)? 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ 3) $\text{Fe}(\text{CO})_5$	3
008	Названию тетраамминмедь(II)сульфат соответствует формула: 1) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ 3) $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$	1
009	Названию монобромотриамминдиаквокобальта(III) бромид соответствует формула: 1) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)]\text{Br}_3$ 2) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Br}]\text{Br}_2$ 3) $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)\text{Br}]\text{Br}$	2
010	Названию тетрабромодиамминплатина(IV) соответствует формула:	1

1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]^0$ 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]\text{Br}_2$	2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_4$	
---	--	--

Тема 14. Химия координационных соединений. Структура, образование и разрушение комплексных соединений.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ можно растворить действием реактива: 1) $\text{NH}_3$ (раствор)      2) $\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	1
002	Комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ можно разрушить действием реактива: 1) $\text{NH}_3$ (раствор)      2) $\text{KCl}$ (раствор) 3) $\text{Na}_2\text{S}$ (раствор)	3
003	Осадок $\text{PbCl}_2$ можно растворить действием реактива: 1) $\text{KCl}$ (раствор)      2) $\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{KOH}$ (избыток)	3
004	Действием какого реактива можно растворить осадок $\text{AgI}$ ? 1) $\text{NaCl}$ (раствор)      2) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (раствор)      3) $\text{HNO}_3$ (раствор)	2
005	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$ 1) 2 и +4      2) 4 и +2      3) 2 и +2	2
006	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении  1) 4 и +2      2) 4 и +4      3) 2 и +4	1
007	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{Cl}$ 1) 5 и +2      2) 6 и +2      3) 6 и +3	3
008	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $\text{Cs}_2[\text{Ir C}_2\text{O}_4 \text{Cl}_4]$ 1) 5 и +4      2) 6 и +4      3) 6 и +3	2
009	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 1) 5 и +2      2) 2 и +5      3) 5 и +3      4) 5 и 0	4
010	Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя в данном комплексном соединении $[\text{Cu}(\text{NH}_2-\text{NH}_2)_2]^{2+}$ 1) 2 и +2      2) 2 и +4      3) 4 и +2      4) +4 и 2	3

Тема 15. Химия s-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Часть 1

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Наибольшую энергию гидратации имеет ион: 1) $K^+$ 2) $Li^+$ 3) $Rb^+$ 4) $Na^+$	2
002	Электронная формула $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ соответствует иону: 1) $Ba^{2+}$ 2) $Sr^{2+}$ 3) $Ra^{2+}$	1
003	Наиболее слабые основные свойства проявляет оксид: 1) $MgO$ 2) $BaO$ 3) $BeO$	3
004	Какой из металлов группы IA имеет наименьшую энергию ионизации? 1) $Li$ 2) $Na$ 3) $Cs$ 4) $Be$	3
005	Какой из перечисленных металлов группы IA наименее химически активен? 1) $Na$ 2) $Cs$ 3) $K$	1
006	Какой ион имеет наименьшую энергию гидратации? 1) $Rb^+$ 2) $Cs^+$ 3) $Na^+$ 4) $K^+$	2
007	Какой ион образует наиболее прочные связи с ионом фтора? 1) $Rb^+$ 2) $K^+$ 3) $Na^+$ 4) $Li^+$	4
008	Реакция среды в водном растворе соли $Be(II)$ сульфата: 1) кислая      2) щелочная      3) нейтральная	1
009	Какой из элементов при реакции с кислородом образует пероксид? 1) $Li$ 2) $Na$ 3) $K$ 4) $Be$	2
010	Какой из элементов при реакции с кислородом образует оксид? 1) $Li$ 2) $Na$ 3) $K$ 4) $Ba$	1

Тема 16. Химия s-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Часть 2.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	В реакции барий нитрата с калий хроматом <b>участвуют</b> ионы: 1) $Ba^{2+}$ , $NO_3^-$ 2) $K^+$ , $CrO_4^{2-}$ 3) $Ba^{2+}$ , $CrO_4^{2-}$	3
002	Наиболее выраженными основными свойствами обладает гидроксид: 1) $Be(OH)_2$ 2) $Mg(OH)_2$ 3) $Ca(OH)_2$ 4) $Ba(OH)_2$	4
003	Ионы $Ca^{2+}$ из раствора кальций хлорида наиболее полно можно осадить реактивом: 1) $Na_2SO_4$ 2) $(NH_4)_2C_2O_4$ 3) $KF$	2
004	Какая из солей дает кислую реакцию ( $pH < 7$ ) в водном растворе? 1) нитрат бериллия    2) нитрат калия      3) сульфат натрия 4) карбонат калия	1
005	Какие ионы <b>не</b> участвуют в реакции взаимодействия кальция хлорида с аммония оксалатом? 1) $Ca^{2+}$ , $Cl^-$ 2) $NH_4^+$ , $Cl^-$ 3) $NH_4^+$ , $C_2O_4^{2-}$	2
006	Карбонатная (временная) жесткость воды может быть устранена добавлением гашеной извести. В реакции между кальция гидрокарбонатом и кальция гидроксидом участвуют ионы 1) $Ca^{2+}$ , $H^+$ , $HO^-$ 2) $CO_3^{2-}$ , $HO^-$ , $HCO_3^-$ 3) $Ca^{2+}$ , $HO^-$ , $HCO_3^-$	2
007	Реакция среды в водном растворе соли $Be(II)$ сульфата:	1

	1) кислая      2) щелочная      3) нейтральная	
008	Какая из следующих солей наименее растворима в воде? 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 2) $\text{Li}_2\text{CO}_3$ 3) $\text{K}_2\text{CO}_3$	2
009	Какая из солей в водном растворе подвергается гидролизу в наибольшей степени? 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4$ 2) $\text{BaCl}_2$ 3) $\text{BeCl}_2$ 4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	3
010	Какая из солей в водном растворе подвергается гидролизу по катиону? 1) $\text{BaSO}_4$ 2) $\text{BaCl}_2$ 3) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	3

Тема 17. Химия s- и d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Наименее растворима в воде следующая соль: 1) $\text{SrSO}_4$ 2) $\text{CaSO}_4$ 3) $\text{BaSO}_4$	3
002	Реактивом натрий карбоната наиболее полно можно осадить ион: 1) $\text{Mg}^{2+}$ 2) $\text{Sr}^{2+}$ 3) $\text{Ba}^{2+}$	2
003	Электронную формулу $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^3$ имеет ион: 1) $\text{W}^{3+}$ 2) $\text{Tc}^{4+}$ 3) $\text{Mn}^{2+}$ 4) $\text{Mo}^{3+}$	1
004	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Kr}] 4d^3$ ? 1) $\text{Cr}^{3+}$ 2) $\text{Mo}^{+3}$ 3) $\text{Mo}^{6+}$ 4) $\text{Fe}^{2+}$	2
005	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Ar}] 3d^4$ ? 1) $\text{Cr}^{3+}$ 2) $\text{Mn}^{4+}$ 3) $\text{Mn}^{2+}$ 4) $\text{Cr}^{2+}$	4
006	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Ar}] 3d^5$ ? 1) $\text{Mn}^{2+}$ 2) $\text{Mn}^{4+}$ 3) $\text{Cr}^{3+}$ 4) $\text{Fe}^{2+}$	1
007	Какая из следующих солей наиболее растворима в воде? 1) $\text{BaCO}_3$ 2) $\text{CaSO}_4$ 3) $\text{CaC}_2\text{O}_4$	2
008	Что представляет собой превращение $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ относительно хрома:  1) восстановление в кислой среде 2) окисление в щелочной среде 3) диспропорционирование 4) без изменения степени окисления	2
009	Какая электронная формула соответствует иону $\text{Zn}^{2+}$ ? 1) $[\text{Kr}] 4d^{10}$ 2) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ 3) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ 4) $[\text{Ar}] 3d^{10}$	4
010	Какая электронная формула соответствует иону $\text{Cu}^{2+}$ ? 1) $[\text{Ar}] 3d^9$ 2) $[\text{Kr}] 4d^9$ 3) $[\text{Ar}] 3d^{10}$ 4) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^7$	3

Тема 18. Химия d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Часть 1.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
------	---------	-------

001	Электронную формулу [Ar] 3d <sup>4</sup> имеет ион: 1) Cr <sup>2+</sup> 2) Cr <sup>3+</sup> 3) Fe <sup>2+</sup> 4) Mn <sup>2+</sup>	1
002	Превращение MnO <sub>2</sub> → Mn <sup>2+</sup> относительно марганца представляет собой: 1) окисление в щелочной среде 2) восстановление в кислой среде 3) окисление в кислой среде 4) диспропорционирование	2
003	Хром в степени окисления +3 в сильно щелочной среде существует в форме: 1) [Cr(OH) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> 2) [Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> 3) [Cr(OH) <sub>2</sub> (H <sub>2</sub> O) <sub>4</sub> ] <sup>+</sup> 4) [Cr(OH) <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> O) <sub>3</sub> ] <sup>0</sup>	1
004	Что представляет собой превращение Cr <sup>3+</sup> → Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> относительно хрома? 1) восстановление в кислой среде 2) окисление в кислой среде 3) восстановление в щелочной среде 4) окисление в щелочной среде	2
005	Что представляет собой превращение [Cr(OH) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> → [Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> относительно хрома? 1) окисление в кислой среде 2) без изменения СО в кислой среде 3) без изменения СО в щелочной среде 4) восстановление в кислой среде	2
006	В какой форме существует хром в степени окисления +3 в щелочной среде? 1) [Cr(OH)(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> ] <sup>2+</sup> 2) [Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> 3) [Cr(OH) <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> O) <sub>3</sub> ] <sup>0</sup> 4) [Cr(OH) <sub>2</sub> (H <sub>2</sub> O) <sub>4</sub> ] <sup>+</sup>	3
007	Какой ион имеет электронную формулу [Ar] 3d <sup>3</sup> ? 1) Te <sup>4+</sup> 2) Cr <sup>3+</sup> 3) Mn <sup>2+</sup> 4) Mn <sup>3+</sup>	2
008	Каким реактивом следует действовать на раствор сулемы для получения ртути(II) амидохлорида? 1) аммиаком 2) аммиаком в смеси с водородпероксидом 3) аммоний хлоридом 4) смесью аммиака с аммоний хлоридом	1
009	Что представляет собой превращение Mn(OH) <sub>2</sub> → MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> относительно марганца? 1) восстановление в кислой среде 2) окисление в кислой среде 3) восстановление в щелочной среде 4) окисление в щелочной среде	2
010	Какое вещество образуется при добавлении карбоната калия к водному раствору хрома(III) сульфата? 1) гидроксид калия 2) гидроксид хрома(III) 3) хромат калия 4) карбонат хрома	2

Тема 19. Химия d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Часть 2.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
---------	---------	-------

001	Превращение $MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4$ относительно марганца представляет собой: 1) окисление в щелочной среде 2) восстановление в щелочной среде 3) окисление в кислой среде 4) диспропорционирование	1
002	рН водного раствора хром(III) хлорида имеет значение: 1) рН = 7                      2) рН > 7                      3) рН < 7	3
003	Для растворения серебра иодида следует использовать: 1) $H_2O$ 2) $Na_2S_2O_3$ 3) $KCl$ 4) $NH_3 \cdot H_2O$	2
004	Какое соединение серебра получится после добавления азотной кислоты к раствору диаминсеребро хлорида? 1) $AgNO_3$ 2) $H[Ag(NO_3)_2]$ 3) $NH_4[Ag(NO_3)_2]$ 4) $AgCl$	4
005	Укажите рН водного раствора марганец(II)нитрата. 1) рН=7                      2) рН > 7                      3) рН < 7	3
006	Золото можно растворить в: 1) смеси $HCl$ и $CH_3COOH$ 2) $KOH$ 3) смеси азотной (концентрированной) и соляной кислот 4) аммиаке	3
007	Укажите рН водного раствора хром(III) хлорида. 1) рН < 7                      2) рН > 7                      3) рН=7	1
008	Что представляет собой превращение $Au^0 \rightarrow [Au(CN)_2]^-$ относительно золота? 1) окисление в кислой среде 2) восстановление в нейтральной среде 3) восстановление в щелочной среде 4) окисление в присутствии растворимых цианидов	4
009	Какое вещество образуется при подщелачивании водного раствора калия дихромата? 1) гидроксид калия   2) гидроксид хрома(III)   3) хромат калия	3
010	Каким реактивом следует действовать на раствор сулемы для получения аммиачного комплекса ртути(II)? 1) аммиаком 2) аммиаком в смеси с водородпероксидом 3) аммоний хлоридом 4) смесью аммиака с аммоний хлоридом	4

Тема 20. Химия d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Часть 3.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

**ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ**

№ ОС	Задание	Ответ
001	В результате реакции $KOH$ с раствором $AgNO_3$ образуется: 1) $AgOH$ 2) $Ag_2O$ 3) $AgO$ 4) $K[Ag(OH)_2]$	2
002	При взаимодействии избытка раствора аммиака с раствором цинка нитрата образуется: 1) $Zn(OH)_2$ 2) $[Zn(NH_3)_4](NO_3)_2$ 3) $ZnO$ 4) $Zn(OH)NO_3$	2
003	Чтобы осуществить превращение $K_2FeO_4 \rightarrow Fe(OH)_3$ следует взять реактивы:	1

	1) Cl <sub>2</sub> и KOH 4) H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> и H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2) Cl <sub>2</sub> и H <sub>2</sub> O	3) KI и KOH	
004	Гидролиз магния борида протекает с образованием: 1) BH <sub>3</sub> 2) B(OH) <sub>3</sub> 3) BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> 4) B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>			4
005	Каким реактивом не удастся перевести в раствор серебро (I) оксид? 1) аммиаком      2) калий цианидом 3) азотной кислотой      4) соляной кислотой			4
006	Что представляет собой превращение Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> → HgCl <sub>2</sub> относительно Hg? 1) окисление 2) без изменения степени окисления 3) диспропорционирование 4) восстановление			1
007	Ртуть(II) нитрат при действии избытка калий иодида перейдет в: 1) ртуть(I) иодид      2) ртуть(II) иодид 3) ртуть      4) калий тетраиодомеркурат(II)			4
008	Какое вещество является самым слабым окислителем? 1) GaCl <sub>3</sub> 2) InCl <sub>3</sub> 3) TlCl <sub>3</sub> 4) AlCl <sub>3</sub>			4
009	Какое вещество окажется одним из продуктов реакции между раствором цинка сульфата и аммиака в избытке? 1) цинка гидроксид 2) тетраамминцинка(II) сульфат 3) аммония тетрагидроксоцинкат(II) 4) тетраамминцинка(II) гидроксид			2
010	Кремний растворяется в концентрированных щелочах с образованием: 1) силана      2) кремния ортосиликата 3) кремниевых кислот      4) кремния метасиликата			4

### Задачи с открытым ответом

№п/п	Условие задачи	Ответ
1.	Вычислить pH водного раствора муравьиной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	2,87
2.	Вычислить pH раствора хлорной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	2
3.	Вычислить pH водного раствора HCN с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	5
4.	Вычислить pH водного раствора угольной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	4,26
5.	Вычислить pH водного раствора сернистой кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	1,96
6.	Вычислить pH водного раствора хлорноватистой кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	4,765
7.	Вычислить pH водного раствора азотистой кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	2,65

8.	Вычислить рН водного раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	3,37
9.	Вычислить рОН водного раствора аммиака с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	3,37
10.	Вычислить рН водного раствора HF с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	2,57
11.	Вычислить рН водного раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	11,2
12.	Вычислить рН водного раствора фосфата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	12,1
13.	Вычислить рН водного раствора ацетата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	8,37
14.	Вычислить рН водного раствора формиата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	7,83
15.	Вычислить рН водного раствора сульфата алюминия с молярной концентрацией 0,005 моль/л.	3,43
16.	Вычислить рН водного раствора нитрата цинка с молярной концентрацией 0,01 моль/л.	5,80
17.	Вычислить рН водного раствора сульфата железа(III) с молярной концентрацией 0,005 моль/л.	2,11
18.	Определить энтальпию гидратации натрия карбоната: $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) + 10 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$ : $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -24,6 \text{ кДж/моль}$ ; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = +66,6 \text{ кДж/моль}$	-91,2 кДж/моль
19.	Определить энтальпию гидратации натрия сульфата: $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{к}) + 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{к}) \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$ : $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = 11,3 \text{ кДж/моль}$ ; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -10,5 \text{ кДж/моль}$	-21,8
20.	Определить энтальпию реакции: $\text{Li}(\text{г}) + \text{Na}^+(\text{г}) = \text{Li}^+(\text{г}) + \text{Na}(\text{г})$ , зная энергии ионизации: $\text{Li}(\text{г}) = \text{Li}^+(\text{г}) + \text{e}^- \quad \Delta H_{\text{обр.}} = 520 \text{ кДж/моль}$ $\text{Na}(\text{г}) = \text{Na}^+(\text{г}) + \text{e}^- \quad \Delta H_{\text{обр.}} = 496 \text{ кДж/моль}$	24
21.	Определить энтальпию гидратации натрия карбоната (кДж/моль): $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) + 10 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ , если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$ : $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -24,6 \text{ кДж/моль}$ ; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = +43,9 \text{ кДж/моль}$	- 68,8
22.	Стандартные энтальпии растворения стронция(II) хлорида и стронция(II) хлорида гексагидрата составляют - 47,6 и +30,9 кДж/моль соответственно. Рассчитать энтальпию гидратации безводного	- 78,5

	стронция(II) хлорида, кДж/моль.	
23.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида <math>\Delta H_{\text{гидратации}}</math> (кДж/моль):  <math>\text{MgCl}_2(\text{к}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}(\text{к})</math>, если известны энтальпии растворения безводной соли <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})</math> и кристаллогидрата <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})</math>:  <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9</math> кДж/моль; <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -85,4</math> кДж/моль</p>	- 64,5
24.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида <math>\Delta H_{\text{гидратации}}</math>:  <math>\text{MgCl}_2(\text{к}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}(\text{к})</math>, если известны энтальпии растворения безводной соли <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})</math> и кристаллогидрата <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})</math>:  <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9</math> кДж/моль; <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -41,8</math> кДж/моль</p>	-108,1
25.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида <math>\Delta H_{\text{гидратации}}</math>:  <math>\text{MgCl}_2(\text{к}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}(\text{к})</math>, если известны энтальпии растворения безводной соли <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})</math> и кристаллогидрата <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})</math>:  <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9</math> кДж/моль; <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -12,31</math> кДж/моль</p>	- 137,59
26.	<p>Рассчитайте энтальпию реакции: <math>\text{F}(\text{г}) + \text{Li}(\text{г}) \rightarrow \text{F}(\text{г}) + \text{Li}(\text{г})</math>, если известны тепловые эффекты процессов:  <math>\text{F}(\text{г}) + \text{e}^- \rightarrow \text{F}(\text{г})</math>, <math>\Delta H_{\text{средства}} = 322</math> кДж/моль  <math>\text{Li}(\text{г}) \rightarrow \text{Li}(\text{г}) + \text{e}^-</math>, <math>\Delta H_{\text{ионизации}} = 520</math> кДж/моль</p> <p>Рассчитайте энтальпию (кДж/моль) реакции: <math>\text{F}(\text{г}) + \text{Li}(\text{г}) \rightarrow \text{F}(\text{г}) + \text{Li}(\text{г})</math>, если известны тепловые эффекты процессов:  <math>\text{F}(\text{г}) + \text{e}^- \rightarrow \text{F}(\text{г})</math>, <math>\Delta H_{\text{средства}} = 322</math> кДж/моль  <math>\text{Li}(\text{г}) \rightarrow \text{Li}(\text{г}) + \text{e}^-</math>, <math>\Delta H_{\text{ионизации}} = 520</math> кДж/моль</p>	842
27.	<p>Определить энтальпию гидратации меди(II) сульфата:  <math>\text{CuSO}_4(\text{к}) + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}(\text{к})</math>, если известны энтальпии растворения безводной соли <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})</math> и кристаллогидрата <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})</math>:  <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -66,5</math> кДж/моль; <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = +11,7</math> кДж/моль</p> <p>Определить энтальпию гидратации меди(II) сульфата (кДж/моль):  <math>\text{CuSO}_4(\text{к}) + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}(\text{к})</math>, если известны энтальпии растворения безводной соли <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})</math> и кристаллогидрата <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})</math>:  <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -66,5</math> кДж/моль; <math>\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = +11,7</math> кДж/моль</p>	- 78,2
28.	При взаимодействии 10 мл раствора $\text{H}_2\text{O}_2$ с подкисленным серной кислотой раствором $\text{KI}$ выделилось 2,5 г йода. Вычислить молярную концентрацию эквивалента раствора водорода пероксида.	1,97
29.	Какая масса натрия хромата образуется при действии избытка водорода пероксида в щелочной среде на 250 мл раствора хрома(III) сульфата с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л?	1,35 г
30.	Какой объем (л) (н.у.) кислорода выделится при взаимодействии 100 мл раствора $\text{H}_2\text{O}_2$ ( $C_{1/x} \text{H}_2\text{O}_2 = 0,1$ моль/л) и 200 мл подкисленного	0,112 л

	раствора $\text{KMnO}_4$ ( $\text{C}1/\text{x KMnO}_4 = 0,1$ моль/ л)?	
31.	На титрование 2,5 мл раствора щавелевой кислоты с $\text{C}(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1$ моль/л затрачено 27,5 мл раствора $\text{KMnO}_4$ . Рассчитать титр (г/л) раствора $\text{KMnO}_4$ (среда кислая).	$T = 0,29$ г/л
32.	Какая масса (г) водорода дихромата образуется при действии избытка водорода пероксида в кислой среде на 300 мл раствора хрома(III) сульфата с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л?	3,27 г
33.	Какую массу (г) марганца(II) сульфата надо добавить к 250 мл водного раствора калия перманганата с молярной концентрацией эквивалента 0,04 моль/л для полного осаждения марганца(IV) оксида.	0,755 г
34.	Какой объем (мл) 20% раствора калия перманганата ( $\rho = 1,02$ г/мл) надо добавить к 250 мл раствора хрома(III) хлорида с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л для полного осаждения марганца(IV) оксида.	6,45 мл
35.	Какая масса (г) марганец(II) сульфата образуется при действии избытка водорода пероксида в кислой среде на 200 мл раствора калия перманганата ( $\text{C}1/\text{x KMnO}_4 = 0,2$ моль/л)?	1,21 г
36.	Какой объем (л) (н.у.) кислорода выделится при взаимодействии подкисленного раствора калия дихромата с 200 мл водного раствора водорода пероксида ( $\text{C } 1/\text{x H}_2\text{O}_2 = 0,2$ моль/л)?	0,448 л
37.	Определить молярную концентрацию эквивалента (моль/л) раствора хрома(III) сульфата, образующегося при добавлении 200 мл водного раствора водорода пероксида ( $\text{C } 1/\text{x} = 0,2$ моль/л) к 100 мл слегка подкисленного серной кислотой раствора калия дихромата.	0,133 моль/л
38.	Навеска технической щавелевой кислоты массой 0,2 г растворена в 20 мл воды. На реакцию нейтрализации полученного раствора затрачено 40 мл раствора $\text{KOH}$ с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ . Определить массовую долю (%) щавелевой кислоты в анализируемом образце.	90%
39.	Навеска технического (недостаточно очищенного, содержащего примеси) калия карбоната массой 0,21 г растворена в 50 мл воды. Полученный раствор реагирует с соляной кислотой по уравнению: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ . При этом на реакцию затрачено 30 мл раствора $\text{HCl}$ с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Определить массовую долю (%) $\text{K}_2\text{CO}_3$ в навеске.	98,6%
40.	Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия ацетата массой 0,20 г растворена в 20 мл воды. На реакцию полученного раствора по уравнению: $2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ израсходовано 24 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента равной 0,10 моль/л. Определить титр (г/л) исходного раствора натрия ацетата.	9,84 г/л

41.	<p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия ацетата массой 0,20 г растворена в 20 мл воды. На реакцию полученного раствора по уравнению:  <math>2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}</math> израсходовано 24 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента равной 0,10 моль/л. Определить массовую долю (%) натрия ацетата в анализируемой навеске (образце ацетата).</p>	98,4%
42.	<p>На нейтрализацию 30 мл раствора серной кислоты израсходовано 20 мл раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л. Рассчитать титр раствора (г/л) серной кислоты.</p>	4,9 г/л
43.	<p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия ацетата массой 0,80 г растворена в 40 мл воды. На реакцию полученного раствора по уравнению:  <math>2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{CH}_3\text{COOH}</math> израсходовано 48 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента равной 0,20 моль/л. Определить титр раствора по натрия ацетату (г/л).</p>	19,7 г/л
44.	<p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия ацетата массой 0,80 г растворена в 40 мл воды. На реакцию полученного раствора по уравнению:  <math>2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{CH}_3\text{COOH}</math> израсходовано 48 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента равной 0,20 моль/л. Определить массовую долю (%) натрия ацетата в анализируемой навеске.</p> <p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия ацетата массой 0,80 г растворена в 40 мл воды. На реакцию полученного раствора по уравнению:  <math>2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{CH}_3\text{COOH}</math> израсходовано 48 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента равной 0,20 моль/л. Определить массовую долю (%) натрия ацетата в анализируемой навеске.</p>	98,4%
45.	<p>Навеска технической щавелевой кислоты массой 0,4 г растворена в 40 мл воды. На реакцию нейтрализации полученного раствора затрачено 60 мл раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению:  <math>2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}</math>. Определить титр раствора по щавелевой кислоте (г/л).</p> <p>Навеска технической щавелевой кислоты массой 0,4 г растворена в 40 мл воды. На реакцию нейтрализации полученного раствора затрачено 60 мл раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению:  <math>2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}</math>. Определить титр раствора по щавелевой кислоте (г/л).</p>	6,75
46.	<p>Навеска технической щавелевой кислоты массой 0,4 г растворена в 40 мл воды. На реакцию нейтрализации полученного раствора затрачено 60 мл раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению:  <math>2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}</math>. Определить массовую долю щавелевой кислоты в анализируемой навеске (%).</p> <p>Навеска технической щавелевой кислоты массой 0,4 г растворена в 40 мл воды. На реакцию нейтрализации полученного раствора затрачено 60 мл раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению:</p>	67,5

	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Определить массовую долю щавелевой кислоты в анализируемой навеске (%).</p>	
47.	<p>На нейтрализацию 40 мл раствора натрия гидроксида пошло 24 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Рассчитайте титр (г/мл) натрия гидроксида в растворе.</p> <p>На нейтрализацию 40 мл раствора натрия гидроксида пошло 24 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Рассчитайте титр (г/мл) натрия гидроксида в растворе</p>	0,012 г/мл
48.	<p>Навеска технического (недостаточно очищенного, содержащего примеси) калия карбоната массой 0,42 г растворена в 100 мл воды. Полученный раствор реагирует с соляной кислотой по уравнению:  <math display="block">\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2</math> При этом на реакцию затрачено 58 мл раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Определить титр раствора K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (г/л).</p> <p>Навеска технического (недостаточно очищенного, содержащего примеси) калия карбоната массой 0,42 г растворена в 100 мл воды. Полученный раствор реагирует с соляной кислотой по уравнению:  <math display="block">\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2</math> При этом на реакцию затрачено 58 мл раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л. Определить титр раствора K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (г/л).</p>	4,0
49.	<p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия гидрокарбоната массой 0,20 г растворена в 30 мл воды. На реакцию полученного раствора с HCl: затрачено 20 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,10 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению: <math>\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>.  Определить массовую долю (%) натрия гидрокарбоната в анализируемом образце (навеске).</p> <p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия гидрокарбоната массой 0,20 г растворена в 30 мл воды. На реакцию полученного раствора с HCl затрачено 20 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,10 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению: <math>\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>.  Определить массовую долю (%) натрия гидрокарбоната в анализируемом образце (навеске).</p>	84%
50.	<p>Навеска технического (т.е. недостаточно очищенного, содержащего примеси) натрия гидрокарбоната массой 0,20 г растворена в 30 мл воды. На реакцию полученного раствора с HCl: затрачено 20 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,10 моль/л. Реакция протекает согласно уравнению: <math>\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>.  Определить титр натрия гидрокарбоната в растворе (г/л).</p>	5,6 г/л

## Вопросы для прохождения промежуточной аттестации

Вопрос 1. Энергетика химических реакций. Основные понятия химической

## термодинамики

Ответ:

**Термодинамика** – наука о превращении внутренней энергии.

**Основные понятия термодинамики:**

**Термодинамическая система** – любой объект природы, содержащий достаточно большое число частиц и отделенный от других объектов реальной или воображаемой границей раздела.

Примеры: клетка, организм, колба.

**Внутренняя энергия** – сумма энергии теплового движения молекул и энергии взаимодействия между ними.

**Процесс** – переход системы из одного состояния в другое

**Состояние системы** – совокупность свойств системы.

**Равновесное состояние системы** – состояние системы, когда все свойства остаются постоянными в течение любого промежутка времени, отсутствуют потоки вещества и энергии:  $\Delta m = 0$ ;  $\Delta E = 0$ .

**Стационарное состояние системы** – в системе есть потоки вещества и энергии, но свойства сохраняются постоянными:

$C, T, P = \text{const. } \Delta m \neq 0; \Delta E \neq 0$

**Энтальпия процесса** – функция состояния, приращение которой  $\Delta H$  равно теплоте  $Q_p$ , полученное системой в изобарном процессе.

**Изобарный процесс** – давление в системе постоянно ( $p = \text{const}$ ).

Работа расширения (сжатия) равна произведению  $p \Delta V$ . Теплота изобарного процесса  $Q_p$  равна изменению энтальпии системы  $\Delta H$ :

$\Delta H = H_{\text{кон.}} - H_{\text{нач.}} = Q_p$

$p = \text{const}$ .

$\Delta H_{1,3} = H_3 - H_1 < 0$  – процесс экзотермический

$\Delta H_{1,2} = H_2 - H_1 > 0$  – процесс эндотермический

$\Delta H^0$  прямой реакции =  $\Delta H^0$  обратной реакции

$\Delta H^0_{\text{обр.}} X$  – стандартная энтальпия образования сложного вещества  $X$ .

$\Delta H^0_{\text{обр.}} X$  измеряется энтальпией (теплотой) реакции образования 1 моль вещества  $X$  из простых веществ при стандартных условиях.

Стандартное состояние вещества – устойчивое фазовое и химическое состояние вещества (молярная доля  $x^0 = 1$ ) при внешнем давлении 101,3 кПа и при любой фиксированной температуре  $T$ .

Часто за такую фиксированную температуру принимают  $T = 298$  К.

Стандартные энтальпии образования простых веществ в устойчивом агрегатном состоянии – приняты за 0.

Пример:  $\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{Na}_{\text{тв.}}) = 0$   
 $\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{I}_{2 \text{ тв.}}) = 0$   
 $\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{I}_{2 \text{ газ}}) \neq 0$

**Внутренняя энергия** – энергия движения и взаимодействия атомов, молекул, электронов.

**Вопрос 2. I начало термодинамики.**

**Ответ:** Приращение внутренней энергии системы  $\Delta E$  в некотором процессе равно теплоте  $Q$ , полученной системой, плюс работа  $W$ , совершенная НАД системой в этом процессе:  $\Delta E = Q + W$

Это соотношение носит название «начало», т. к. оно лежит в основе теоретических рассмотрений различных явлений природы.

По ИЮПАК принята следующая система знаков:

+ $\Delta E$  – приращение,  
+ $Q$  – теплота получена,

- $\Delta E$  – убыль внутренней энергии  
- $Q$  – теплота отдана системой;

+W – работа совершена НАД системой,

-W – работа совершена системой

Из всех видов работы, которая может совершаться системой или над системой, химиков в наибольшей степени интересует работа расширения (сжатия), которая имеет место при протекании реакции с изменением количества газообразных участников реакции.

**Энтальпия процесса** – функция состояния, приращение которой  $\Delta H$  равно теплоте  $Q_p$ , полученное системой в изобарном процессе.

**Изобарный процесс** – давление в системе постоянно ( $p = \text{const}$ ).

Работа расширения (сжатия) равна произведению  $p \cdot \Delta V$ . Теплота изобарного процесса  $Q_p$  равна изменению энтальпии системы  $\Delta H$ :

$$\Delta H = H_{\text{кон.}} - H_{\text{нач.}} = Q_p$$

$$p = \text{const.}$$

$$\Delta H_{1,3} = H_3 - H_1 < 0 \text{ – процесс экзотермический}$$

$$\Delta H_{1,2} = H_2 - H_1 > 0 \text{ – процесс эндотермический}$$

$$\Delta H^0 \text{ прямой реакции} = \Delta H^0 \text{ обратной реакции}$$

$\Delta H^0_{\text{обр. X}}$  – стандартная энтальпия образования сложного вещества X.

$\Delta H^0_{\text{обр. X}}$  измеряется энтальпией (теплотой) реакции образования 1 моль вещества X из простых веществ при стандартных условиях.

Стандартное состояние вещества – устойчивое фазовое и химическое состояние вещества (молярная доля  $x^0 = 1$ ) при внешнем давлении 101,3 кПа и при любой фиксированной температуре T.

Часто за такую фиксированную температуру принимают  $T = 298 \text{ K}$ .

Стандартные энтальпии образования простых веществ в устойчивом агрегатном состоянии – приняты за 0.

Пример:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{Na}_{\text{тв.}}) &= 0 \\ \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{I}_{2 \text{ тв.}}) &= 0 \\ \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{I}_{2 \text{ газ}}) &\neq 0 \end{aligned}$$

**Внутренняя энергия** – энергия движения и взаимодействия атомов, молекул, электронов.

**Вопрос 3. Направление химических реакций. Цель и задача химической термодинамики.**

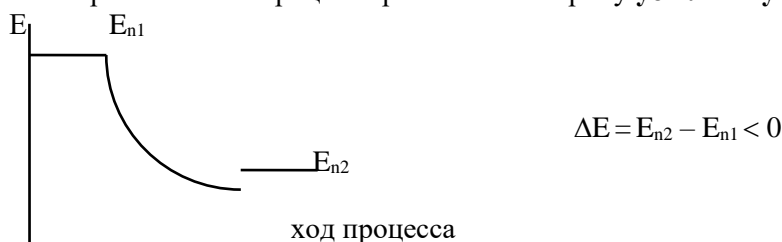
Ответ:

Попытка предсказать самопроизвольное протекание процессов была предпринята Бертоло в 1687 г.: «Самопроизвольный процесс – с выделением тепла», но существует ряд эндотермических процессов, протекающих самопроизвольно.

**Цель и задача термодинамики** – прогноз возможности протекания самопроизвольного процесса.

**Процесс называется самопроизвольным**, если он осуществляется без каких-либо воздействий извне.

Самопроизвольные процессы протекают в сторону **убыли внутренней энергии** системы.



Большинство процессов – это два параллельных явления:

1. Передача энергии (энтальпийный фактор)
2. Изменение в упорядоченности частиц друг относительно друга (энтропийный)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Процесс идет в сторону повышения беспорядка

**Энтропия – мера неупорядоченности системы** (молекулярно-кинетическое определение)

Как видно из приведенных примеров, можно сказать, что самопроизвольные процессы в изолированных системах протекают в сторону увеличения беспорядка или роста числа микросостояний системы  $\omega$  или роста  $S$ , т.е.  $S$  растет с ростом  $\omega$ .

Впервые на существование такой зависимости обратил внимание австрийский физик Л. Больцман, который в 1872 году предложил соотношение:

$$S = k_B \cdot \ln \omega \quad (\text{формула Больцмана, где } k_B \text{ – постоянная Больцмана; } k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}})$$

**Формулировка Больцмана – статистическая характеристика энтропии.**

Итак, по значению  $\Delta S$  можно прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.

Для неизолированных, т.е. открытых и закрытых систем, критерием самопроизвольности процесса является функция состояния – энергия Гиббса  $\Delta G$ .

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \Delta H_{\text{реакции}} - T\Delta S_{\text{реакции}}$$

В изобарно-изотермических условиях ( $p, T = \text{const}$ ) в системе самопроизвольно могут осуществляться только такие процессы, в результате которых энергия Гиббса системы уменьшается:  $\Delta G < 0$ .

**В состоянии равновесия энергия Гиббса не изменяется:**

$$G = \text{const}; \Delta G = 0$$

Если процесс характеризуется ростом энергии Гиббса, то такой процесс самопроизвольно протекать не может. Самопроизвольно протекает обратный ему процесс.

#### Вопрос 4. Энтропия. Определение, расчет

**Энтропия – мера неупорядоченности системы** (молекулярно-кинетическое определение)

Как видно из приведенных примеров, можно сказать, что самопроизвольные процессы в изолированных системах протекают в сторону увеличения беспорядка или роста числа микросостояний системы  $\omega$  или роста  $S$ , т.е.  $S$  растет с ростом  $\omega$ .

Впервые на существование такой зависимости обратил внимание австрийский физик Л. Больцман, который в 1872 году предложил соотношение:

$$S = k_B \cdot \ln \omega \quad (\text{формула Больцмана, где } k_B \text{ – постоянная Больцмана; } k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}})$$

**Формулировка Больцмана – статистическая характеристика энтропии.**

Итак, по значению  $\Delta S$  можно прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.

Каждое вещество может быть охарактеризовано величиной энтропии. Если это значение приведено при  $p=101,3\text{кПа}$  и постоянной температуре (чаще  $T=298\text{К}$ ), то говорят о **стандартной энтропии вещества**.  $S^\circ [ \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} ]$ .

$$S^\circ [ \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} ]$$

Энтропия вещества зависит от:

1) природы вещества

$$S^\circ(\text{CO}_2, \text{газ}) = 214 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} \quad S^\circ(\text{CO}, \text{газ}) = 198 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$$

2) агрегатного состояния вещества

$$S^\circ(\text{H}_2\text{O, жидкость}) = 70 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль} \quad S^\circ(\text{H}_2\text{O, газ}) = 189 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

- 3) температуры.  
С ростом температуры S растет.

Следствие из закона Гесса для энтропии:

**Изменение энтропии химической реакции равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий реагентов (или исходных веществ) с учетом стехиометрии реакции.**

$$\Delta S_{298}^\circ (\text{реакции}) = \sum n_i \Delta S_{298}^\circ (\text{продуктов}) - \sum n_i \Delta S_{298}^\circ (\text{реагентов})$$

### **Вопрос 5. Энергия Гиббса. Понятие, расчет.**

Ответ:

Для неизолированных, т.е. открытых и закрытых систем, критерием самопроизвольности процесса является функция состояния – энергия Гиббса

$$\Delta G.$$

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \Delta H_{\text{реакции}} - T\Delta S_{\text{реакции}}$$

**В изобарно-изотермических условиях (p, T=const) в системе самопроизвольно могут осуществляться только такие процессы, в результате которых энергия Гиббса системы уменьшается:  $\Delta G < 0$ .**

**В состоянии равновесия энергия Гиббса не изменяется:**

$$G = \text{const}; \Delta G = 0$$

Если процесс характеризуется ростом энергии Гиббса, то такой процесс самопроизвольно протекать не может. Самопроизвольно протекает обратный ему процесс.

Энергия Гиббса играет важную роль в изучении биоэнергетических процессов. С помощью этой функции состояния можно прогнозировать направление самопроизвольных процессов в биологических системах.

Закон Гесса для энергии Гиббса:

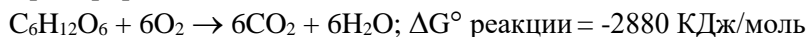
Изменение энергии Гиббса при образовании заданных продуктов из данных реагентов при постоянных давлении и температуре не зависит от числа и вида реакций, в результате которых образуются эти продукты.

Следствие из закона Гесса для энергии Гиббса:

Изменение энергии Гиббса реакции = алгебраической сумме  $\Delta G^\circ$  образования продуктов за вычетом алгебраической суммы  $\Delta G^\circ$  образования реагентов с учетом стехиометрии реакции.

$$\Delta G^\circ \text{ реакции} = \sum n_i \Delta G^\circ_f (\text{продуктов}) - \sum n_i \Delta G^\circ_f (\text{реагентов})$$

Пример: реакция окисления глюкозы:



$$\Delta G^\circ \text{ реакции} = \sum (6 \cdot \Delta G^\circ_f(\text{CO}_2) + 6 \cdot \Delta G^\circ_f(\text{H}_2\text{O})) - (1 \cdot \Delta G^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot 0) = (6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-238)) - (1 \cdot (-911) + 6 \cdot 0) = -3792 + 911 = -2881 \text{ КДж/моль}$$

### **Вопрос 6. Термодинамика окислительно-восстановительных процессов. Прогноз возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных процессов.**

Ответ:

Критерием возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса является убыль энергии Гиббса:

Для окислительно-восстановительных процессов

$$-\Delta G^\circ_{\text{ОВР}} = ZF\Delta E^\circ, \text{ где}$$

Z – общее число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

F – число Фарадея  $F = 96500 \text{ Кл/моль}$



обратима по направлению.

Считают, что если

$|\Delta G_{\text{реакции}}| \leq 10 \text{ кДж/моль}$  – реакция обратима

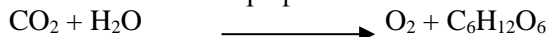
$|\Delta G_{\text{реакции}}| \geq 10 \text{ кДж/моль}$  – необратима в данных условиях

Для примера с гемоглобином  $\Delta G_{\text{реакции}} = -11 \text{ кДж/моль}$  – реакция обратима

NB! Изменив условия, можно необратимую реакцию сделать обратимой и наоборот.

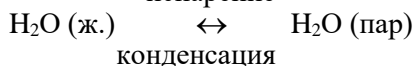
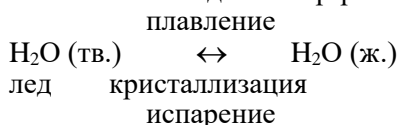
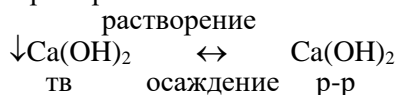
Пример:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  (см. ранее) – необратимый процесс

Хлорофилл



Т/д критерии обратимости и равновесности применимы не только к химическим, но и к физическим процессам.

Пример



В процессе реакции концентрации реагентов уменьшаются, а концентрации продуктов возрастают до некоторого момента, а именно, до момента достижения химического равновесия, когда концентрации реагентов и продуктов остаются постоянными сколь угодно долго при неизменных внешних условиях – устанавливается химическое равновесие.

Основная характеристика – константа равновесия определяется Законом действующих масс

**ЗДМ:** Для обратимой реакции общего вида  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$  при постоянных внешних условиях в равновесии отношение произведений концентраций продуктов к произведению концентраций реагентов с учетом стехиометрии есть величина постоянная, не зависящая от химического состава системы.

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}, \text{ p, T = const, где}$$

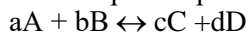
$[\ ]$  – равновесные концентрации продуктов и реагентов,  $K_c$  – константа химического равновесия.

## Вопрос 8. Основной закон химического равновесия.

**Ответ: Закон действующих масс**

Сформулировали норвежские химики Гульдберг и Вааге (1864) на основе анализа экспериментальных данных.

Рассмотрим обратимую по направлению реакцию общего вида.



реагенты          продукты

В процессе реакции концентрации реагентов уменьшаются, а концентрации продуктов возрастают до некоторого момента, а именно, до момента достижения химического равновесия, когда концентрации реагентов и продуктов остаются постоянными сколь угодно долго при неизменных внешних условиях.

**ЗДМ:** Для обратимой реакции общего вида  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$  при постоянных внешних условиях в равновесии отношение произведений концентраций продуктов к произведению концентраций реагентов с учетом стехиометрии есть величина постоянная, не зависящая от химического состава системы.

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}, \text{ p, T = const, где}$$

$[\ ]$  – равновесные концентрации продуктов и реагентов,  $K_c$  – константа химического

равновесия.

Размерность константы химического равновесия определяется стехиометрией процесса.  
Для примера с гемоглобином

$$\text{ЗДМ: } K_c = \frac{[HbO_2]}{[Hb] \cdot [O_2]} = \frac{\text{моль / л}}{\text{моль / л} \cdot \text{моль / л}} = [\text{л / моль}]$$

Взаимосвязь между константой равновесия и энергией Гиббса реакции при данных условиях устанавливает уравнение изотермы химической реакции.

### Вопрос 9. Уравнение изотермы химической реакции

Ответ:

Взаимосвязь между константой равновесия и энергией Гиббса реакции при данных условиях устанавливает уравнение изотермы химической реакции.

$$\Delta G = RT \cdot \ln \frac{P_c}{K_c}, \text{ где } R = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$$

$$P_c = \frac{C_c^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}, \text{ где } C_i - \text{концентрации участников реакции в данный момент, отличные от}$$

равновесных.

С помощью уравнения изотермы химической реакции можно рассчитать  $\Delta G_{\text{реакции}}$  при заданном значении  $P_c$  и известной  $K_c$ , и наоборот, по известному значению  $\Delta G_{\text{реакции}}$  и заданном значении  $P_c$ , можно рассчитать  $K_c$ .

В стандартных состояниях веществ концентрации реагентов и продуктов принимают равными 1 моль/л, следовательно, получаем

$$\Delta G^0 = RT \ln \frac{1}{K_c}, \quad \Delta G^0 = RT \ln K_c \quad K_c = e^{-\Delta G^0 / RT}$$

По величине  $K_c$  можно судить об обратимости процесса. Так, очень большое значение  $K_c$  указывает на практически необратимое протекание реакции. Небольшие значения  $K_c$  свидетельствуют о возможности протекания при данных условиях как прямой, так и обратной реакции.

Пример:

1) для реакции окисления глюкозы

$$K_c = 10^{500} \text{ моль}^5 \cdot \text{л}^{-5}$$

2) для реакции с гемоглобином

$$K_c = 86 \text{ л/моль}$$

Уравнение изотермы химической реакции позволяет определить направление самопроизвольного протекания реакции.

Действительно, условием возможности протекания самопроизвольной реакции является убыль энергии Гиббса:  $\Delta G < 0$

Согласно уравнению изотермы химической реакции

$$\Delta G = RT \ln \frac{P_c}{K_c}$$

Для равновесия:

$$\Delta \Pi = RT \ln P_c - \underbrace{RT \ln K_c}_{\Delta G^0} = 0$$

$$RT \ln P_c = RT \ln K_c$$

$P_c = K_c$  – условие равновесия

$P_c > K_c$ ,  $\Delta G > 0$  – прямая реакция самопроизвольно не идет

$P_c < K_c$ ,  $\Delta G < 0$  – условие самопроизвольного протекания прямой реакции

Уравнение изотермы химической реакции позволяет прогнозировать смещение равновесия при изменении параметров в системе ( $C$ ,  $T$  и т.д.)

Пусть в заданную выше равновесную систему добавили какой-либо из реагентов, например А, тогда  $C_A > [A]$ , следовательно  $П_C < K_C$ ,  $П_C/K_C < 1$ ;  $\Delta G < 0$  равновесие смещается вправо, реакция идет до установления следующего равновесия. При этом  $C_A$  будет уменьшаться и приближаться к  $[A]$ .

Влияние Т на смещение равновесия самостоятельно по Ершову стр. 39.

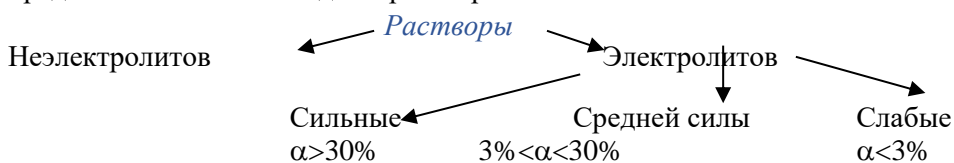
Полученные с помощью уравнения изотермы химической реакции выводы о влиянии температурного, концентрационного и других факторов на равновесие, находятся в полном соответствии с **принципом Ле-Шателье**:

**воздействие какого-либо фактора на равновесную систему стимулирует смещение равновесия в таком направлении, которое способствует восстановлению первоначальных характеристик системы.**

### Вопрос 10. Равновесия в растворах малорастворимых сильных электролитов

**Ответ:** Раствор – равновесная гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более веществ (растворитель и растворенное вещество).

Значение растворов для организма чрезвычайно велико, ведь все биологические жидкости представляют собой водные растворы. Поэтому для медицины наибольший интерес представляют именно водные растворы.



*Равновесия в растворах малорастворимых сильных электролитов.*

Рассмотрим равновесие в системе:

малорастворимый сильный электролит (тв)  $\Leftrightarrow$  раствор данного электролита.



Равновесие над осадком:  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow \Leftrightarrow 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$  (\*)

$$\text{ЗДМ: } K_C = \frac{[\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]}$$

$K_C \cdot \text{const} = K_{\text{пр}} = K_S = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$  – константа произведения растворимости (константа растворимости).

Будет ли выпадать осадок  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  ?

Если  $\Delta G_{\text{реакции}} (*) < 0$ , то равновесие смещено вправо  $\rightarrow$  и осадок не образуется, образуется ненасыщенный раствор  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

Если  $\Delta G_{\text{реакции}} (*) > 0$ , то равновесие смещено влево  $\leftarrow$  и образуется осадок  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

Если  $\Delta G_{\text{реакции}} (*) = 0$ , то имеет место равновесие  $\Leftrightarrow$  и образуется насыщенный раствор  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

$$\Delta G = RT \ln \frac{П_c}{K_c}$$

$$П_C = C_{\text{Ag}^+}^2 \cdot C_{\text{CrO}_4^{2-}}$$

$K_S$  – справочная величина =  $1,1 \cdot 10^{-12}$

### Вопрос 11. Теории кислот и оснований. Теория Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда – Лоури.

**Ответ: Теория Аррениуса**

Базисуется на предложенной Аррениусом теории электролитической диссоциации. Согласно этой теории:

**Кислота** – вещество, диссоциирующее с образованием ионов  $\text{H}^+$ . Все общие свойства кислот – кислый вкус, действие на металлы, индикаторы и т. п. являются свойствами ионов  $\text{H}^+$ .

**Основание** – вещество, диссоциирующее с образованием ионов  $\text{OH}^-$ .

**Амфолит** – вещество, диссоциирующее с образованием ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

**Реакция нейтрализации** – взаимодействие ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  с образованием недиссоциированных молекул воды:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .

Границы применимости теории – водные растворы.

Теория полностью подтверждена современными достижениями науки, но имеет ряд недостатков:

1. Кислоты и основания могут реагировать между собой и не будучи диссоциированы на ионы:  $\text{HCl}(\text{газ}) + \text{NaOH}(\text{тв}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

Недиссоциированные кислоты и основания изменяют окраску индикатора:

$\text{HCl} + \text{бензол} \rightarrow \text{кислая реакция}$ .

2. Известно много реакций образования солей, аналогичных реакции

нейтрализации, но проходящих без участия ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ :

$\text{NH}_3(\text{газ}) + \text{HCl}(\text{газ}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ .  $\text{NH}_3$  – основание, не содержащее  $\text{OH}^-$  – группы.

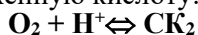
### Протолитическая теория Бренстеда – Лоури

Согласно этой теории:

**Кислота – донор протонов ( $\text{H}^+$ )**. Отдавая протон, кислота превращается в сопряженное основание:



**Основание – акцептор протонов ( $\text{H}^+$ )**. Присоединяя протон, основание превращается в сопряженную кислоту:

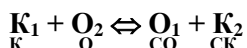


Анионы многоосновных кислот,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , и растворители им подобные являются **амфолитами** – могут быть и основанием и кислотой

Реакция между кислотой и основанием есть перенос протона от кислоты к основанию. При этом кислота, отдавшая протон (К), становится сопряженным основанием (СО), а основание, принявшее протон (О) становится сопряженной кислотой (СК).

Имеем обратимый процесс:

кислотно – основное взаимодействие или кислотно – основное равновесие:

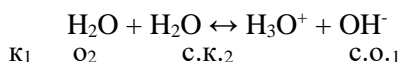


Реакции нейтрализации, ионизации, гидролиза с точки зрения протолитической теории кислот и оснований Бренстеда – Лоури являются частными случаями кислотно – основного взаимодействия или кислотно – основного равновесия.

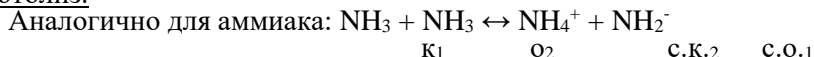
### Вопрос 12. Процессы ионизации (диссоциации) воды и аммиака согласно протолитической теории кислот и оснований.

Ответ:

Рассмотрим реакцию ионизации (диссоциации) воды и аммиака. Эти вещества согласно протолитической теории являются амфолитами:



Одна молекула отдает, а другая присоединяет протон. Это превращение называют автопротолиз.



По закону действующих масс константа диссоциации воды выражается уравнением:

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Для краткости пишут:  $\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

так как  $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const.}$ , то  $K(\text{H}_2\text{O}) = K_d(\text{H}_2\text{O}) [\text{H}_2\text{O}]$  и

$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$  моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup> (при  $T = 298 \text{ K}$ ) называется ионным произведением воды.

Т.к. диссоциация воды – процесс эндотермический ( $\Delta H^\circ = +56,5 \text{ кДж/моль}$ ), то  $K(\text{H}_2\text{O})$  зависит от температуры.  $K(\text{H}_2\text{O})$  растет с ростом температуры.

В чистой воде при  $T = 298 \text{ K}$ :  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} = 10^{-7}$ .

Растворы, в которых  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  называют нейтральными. Если  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  – кислые растворы, если  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  – щелочные растворы.

В качестве характеристики среды удобно использовать отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода или водородный показатель среды:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Гидроксильный показатель среды:  $pOH = -\lg [OH^-]$   
Если  $pH = pOH = 7$  – среда нейтральная,  $pH < 7$  – среда кислая,  $pH > 7$  – среда щелочная

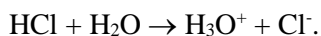
$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$-\lg K_{H_2O} = -\lg[H^+] - \lg[OH^-]$$

$$14 = pH + pOH$$

### Вопрос 13. Определение pH растворов сильных электролитов.

**Ответ:** В растворах сильных электролитов (сильных кислот, щелочей) происходит необратимая диссоциация. Это подтверждено современными физико-химическими методами исследований:  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$  или в протолитической форме:



Однако при определении различных физико-химических величин – характеристик растворов ( $i$ ,  $\Pi$ ,  $T_{зам}$  и т.д.) значения оказываются меньше расчетных, что свидетельствует о том, что концентрация ионов в данном растворе меньше, чем ожидается из предположения о полной диссоциации сильных электролитов на ионы. С чем может быть связано уменьшение концентрации ионов в растворах сильных электролитов? Оказывается, в водных растворах сильных электролитов содержится большое число ионов, расстояния между которыми невелико. Возникают межмолекулярные взаимодействия, в результате которых образуются скопления ионов: ионные пары, триплеты, ионные атмосферы.

Активных одиночных ионов, т.е. ионов, не принимающих в данный момент участие в межмолекулярных взаимодействиях, оказывается меньше, чем этого можно было ожидать (предполагая полную необратимую диссоциацию сильного электролита). Поэтому для оценки концентрационных эффектов в растворах сильных электролитов вводится величина, называемая **активностью  $a$** .

Активность электролита – эффективная концентрация, в соответствии с которой данный электролит участвует в различных процессах.

С истинной концентрацией растворенного вещества активность связана соотношением:  $a(X) = f(X) \cdot C(X)$ , где  **$f$  – коэффициент активности вещества X**.

**$f$  – выражает отклонения свойств раствора с концентрацией  $C$  от поведения раствора при бесконечном разведении, т.е. в отсутствии межмолекулярных взаимодействий.**

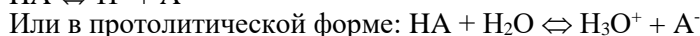
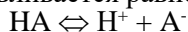
Очевидно, в разбавленных растворах  $f \rightarrow 1$  и  $a = C$ . Поэтому в разбавленных растворах мы можем пользоваться  $C$ , а для концентрированных растворов в расчетные формулы вместо  $C$  должна входить активность:

$$pH = -\lg a(H_3O^+) \quad pOH = -\lg a(OH^-)$$

### Вопрос 14. Расчет pH растворов слабых электролитов

Ответ:

Пример: 0,1 моль/л раствор сильной кислоты (HCl) содержит больше ионов водорода, чем 0,1М раствор слабой кислоты (CH<sub>3</sub>COOH). Это легко можно определить при помощи индикатора. Это объясняется тем, что в растворах слабых электролитов наряду с ионами всегда содержатся недиссоциированные молекулы. В растворах слабых электролитов, в частности кислот, устанавливается равновесие:



В общем виде для кислоты HA выражение для константы диссоциации (константы равновесия) имеет вид:

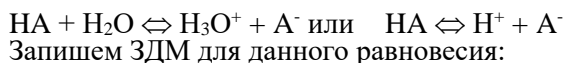
$$K_p(HA) = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

Поскольку  $[H_2O] = \text{const}$ , то  $K_p(HA) \cdot [H_2O] = K_k = K_a$  – константа кислотности. Таким образом выражение для константы кислотности имеет вид:

$$K_a(HA) = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{и} \quad -\lg K_a = pK_a$$

*Расчет pH раствора слабой кислоты (1 способ)*

$$pH = -\lg [H^+]$$



$$K_a(HA) = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (*)$$

Пусть  $C(HA)$  – исходная концентрация слабой кислоты в растворе. К моменту установления равновесия  $x$  моль/л кислоты распалось на ионы. Тогда  $[H_3O^+] = [A^-] = x$  (моль/л), и  $[HA] = C(HA) - x$  (моль/л)

Отсюда ЗДМ (\*) может быть записан как:

$$K_a(HA) = \frac{x^2}{C(HA) - x} \quad (**)$$

$K_a(HA)$  – величина справочная, из (\*\*) находим  $x$ .

*Расчет pH раствора слабой кислоты (2 способ)*

Как было сказано выше, сильные и слабые электролиты отличаются тем, что в разной степени диссоциируют на ионы.

$$\text{Степень ионизации } \alpha = \frac{\text{Число частиц, распавшихся на ионы}}{\text{Общее число частиц, введенных в раствор}}$$

Степень ионизации зависит от природы растворенного вещества, природы растворителя, температуры, концентрации.

С константой равновесия степень диссоциации связана **законом разведения Оствальда**:

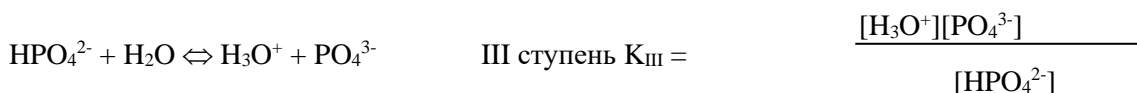
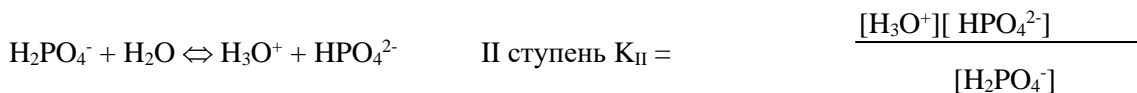
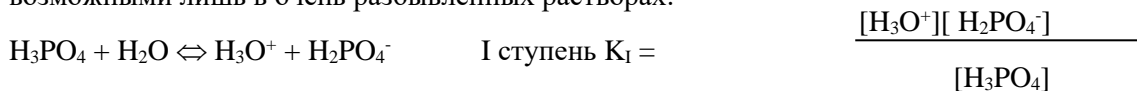
$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}, \quad \text{если } \alpha \ll 1, \text{ то } 1 - \alpha \approx 1, \text{ тогда } K = \alpha^2 C, \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \quad \text{или } \alpha = \sqrt{K \cdot V},$$

где  $V$  – разведение раствора.  $V = 1/C$ .

Очевидно, чем больше разведение (меньше  $C$ ) слабой кислоты, тем больше  $\alpha$ .  $\alpha \leq 1$ .

**Чем больше  $\alpha$ , тем больше  $K$ .** Эту связь легко проследить на примере **последовательной ионизации многоосновной слабой кислоты**:

Многоосновная кислота имеет несколько констант ионизации, соответствующих последовательному отщеплению протонов. Например, для фосфорной кислоты можно записать три уравнения равновесия, причем диссоциация по II и тем более по III ступени становятся возможными лишь в очень разбавленных растворах:



$K_I = 7,5 \cdot 10^{-3}$  – кислота средней силы,  $K_{II} = 6,2 \cdot 10^{-8}$  – слабая кислота,  $K_{III} = 1,0 \cdot 10^{-12}$  – очень слабая кислота.

Для слабой кислоты общего вида имеем в растворе:



$$pH = -\lg [H_3O^+]$$

Если  $C(HA)$  – исходная концентрация слабой кислоты в растворе, то  $[H_3O^+] = C(HA) \cdot \alpha$

**Вопрос 15. Расчетные формулы для pH растворов гидролизующихся солей**

Ответ: Гидролиз по аниону

$$K_{\Gamma} \text{ по аниону} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\kappa}} = \frac{K_w}{K_a} \quad (*)$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w \cdot K_a}{C_0}$$

$C_0$  – исходная концентрация соли

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_w + \text{p}K_a + \lg C_0)$$

$$\alpha_{\Gamma} = \frac{K_{\Gamma}}{C_0} = \frac{K_w}{K_a \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону

$$K_{\Gamma} \text{ по катиону} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\circ}} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w \cdot C_0}{K_{\Gamma} \cdot C_0} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_w - \text{p}K_b - \lg C_0)$$

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_a - \lg C_0)$$

$$\alpha_{\Gamma} = \frac{K_{\Gamma}}{C_0} = \frac{K_w}{K_b \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону и аниону (разложение водой)

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w \cdot K_a}{K_b}$$

$$\text{pH} = 1/2 (\text{p}K_w + \text{p}K_a - \text{p}K_b)$$

$$\alpha_{\Gamma} = \sqrt{K_{\Gamma}} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

**Вопрос 16. Теория жестких и мягких кислот и оснований (ТЖМКО)**

Ответ: Теория жестких и мягких кислот и оснований предложена Пирсоном в 1963 году

Основание – донорная частица  
 Кислота – акцепторная частица

Жесткое основание – донорная частица, обладающая высокой ЭО, низкой поляризуемостью, трудно окисляемая  
 $\text{OH}^-, \text{F}^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{CH}_3\text{-NH}_2$  (метиламин)

Мягкое основание – донорная частица, обладающая низкой ЭО, высокой поляризуемостью, легко окисляемая  
 $\text{I}^-, \text{CSN}^-, \text{C}_6\text{H}_6$

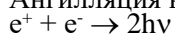
Жесткая кислота – акцепторная частица с низкой поляризуемостью:  
 $\text{H}^+, \text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{BF}_3^+, \text{F}_2$

Мягкая кислота – акцепторная частица с высокой поляризуемостью  
 $\text{Ag}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Au}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{I}_2$

Жесткие кислоты реагируют преимущественно с жесткими основаниями:  $\text{Li}^+ + \text{F}^- \rightarrow \text{LiF}$

мягкие кислоты – с мягкими основаниями:  $\text{Cu}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{CuI}$

Ангилляция вещества – исчезновение жестких и мягких кислот и оснований:



Позитрон  $e^+$  – самая жесткая кислота

Электрон  $e^-$  – самое жесткое основание

**Вопрос 18. Химия d-элементов VI группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Общая характеристика. Свойства простых веществ**

Ответ:

**d-элементы VI группы ПСЭ Д.И.Менделеева:**

<b>Cr</b>	$4s^1 3d^5$	провал
<b>Mo</b>	$5s^1 4d^5$	электрона
<b>W</b>	$6s^2 5d^4$	

Характерные степени окисления

Элемент	+2	+3	+6
Cr	(+)	+	+
Mo			+
W			+

Изменение свойств элементов в подгруппе

Свойство	Элемент		
	Cr	Mo	W
$R_{ат.}, \text{Å}$	1,27	1,37	1,40
$R_{Э+6}, \text{Å}$	0,35	0,65	0,65
$I_1, \text{эВ}$	6,77	7,10	7,98
ОЭО	1,8	1,7	1,7
$E, \text{В}$	-0,70	-0,60	-0,50
$T_{пл.}, ^\circ\text{C}$	1890	2620	3380
$T_{кип.}, ^\circ\text{C}$	3390	4800	5900

Серовато-белые блестящие металлы

**Химические свойства**

I. Взаимодействие с неметаллами. Хром взаимодействует с простыми веществами при **высоких температурах**:

- $\text{Cr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$   
 $\text{Mo} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MoO}_3$   
 $\text{W} + \text{O}_2 \rightarrow \text{WO}_3$
- $\text{Cr} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CrF}_3$   
 $\text{Mo} + \text{F}_2 \rightarrow \text{MoF}_6$   
 $\text{W} + \text{F}_2 \rightarrow \text{WF}_6$
- $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$   
 $\text{Mo} + \text{S} \rightarrow \text{MoS}_2$   
 $\text{W} \rightarrow \text{WS}_3$
- $\text{Cr, Mo, W} + \text{H}_2 \rightarrow$

- II.  $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$   
 $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\uparrow$   
 $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} + [\text{O}] \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + (\text{H}_2\uparrow)$

$\text{Mo, W} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  окс. пленка

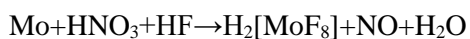
III. Отношение к кислотам

- A)  $\text{Cr} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\uparrow$   
 Mo, W  $\rightarrow$  не взаимодействуют
- B)  $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$  холод  $\rightarrow$   
 Mo  $\text{HNO}_3$   
 W

При нагревании:

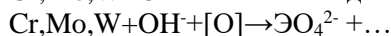
- $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к.}) \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Cr} + \text{HNO}_3(\text{к.}) \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}(\text{NO}_2) + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Mo} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к.}) \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{NO}(\text{NO}_2) + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{W} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к.}) \rightarrow$  не  
 $\text{HNO}_3 \rightarrow$  взаимодействует

Молибден и вольфрам можно растворить в смеси азотной и плавиковой кислоты:



IV. Отношение к щелочам

Cr, Mo, W + OH<sup>-</sup> → не взаимодействуют



### Вопрос 19. Химия d-элементов VI группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Свойства важнейших соединений

Ответ:

#### Важнейшие соединения d-элементов VI группы ПСЭ Д.И.Менделеева

Образование кластеров характерно для Mo и W, например, [Mo<sub>2</sub>Cl<sub>8</sub>]<sup>4-</sup>.

Длина связи в металле Mo-Mo 2,87

В кластере 2,14 А.

Степень окисления +2. Характерна для Cr (CrCl<sub>2</sub>)

CrO черный Основный оксид

Cr(OH)<sub>2</sub> желтый – типичное основание

Степень окисления +3. Характерна для Cr.

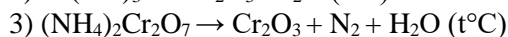
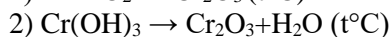
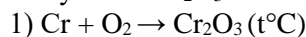
Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> амфотерные

Cr(OH)<sub>3</sub>

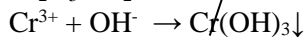
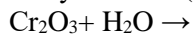
Катионные и анионные комплексы



Получение Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:



Получение Cr(OH)<sub>3</sub>:



Свойства соединений Cr<sup>3+</sup>

1. Характерна окислительно-восстановительная двойственность

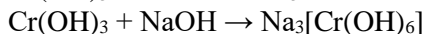
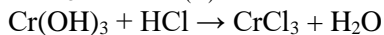
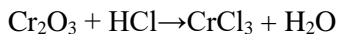
Восстановитель — более характерно:



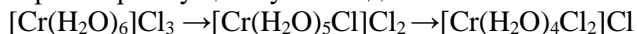
Окислитель:



2. Кислотно-основные свойства



В растворах существует в виде аквакомплексов:

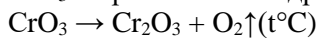


Соли Cr(III) в водных растворах гидролизуются по катиону.

Степень окисления +6. Характерна для Cr, Mo, W.

Cr(VI)

CrO<sub>3</sub> – хромовый ангидрид – темно-красные кристаллы.

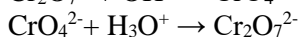


Кислотный оксид

Кислоты:

H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> хромовая

H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> дихромовая



Соли:

CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> хроматы устойчивы в щелочной среде

Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> дихроматы устойчивы в кислой среде

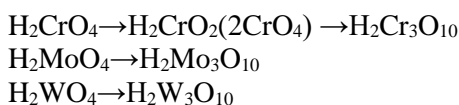
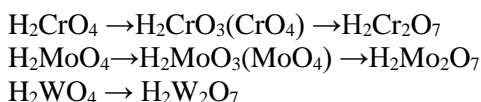
Соединения Cr(VI) – очень сильные окислители

**Сравнение свойств соединений d-элементов VI группы ПСЭ Э(VI)**

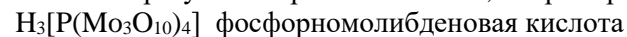
CrO<sub>3</sub> ↓ окислительная функция убывает  
 MoO<sub>3</sub> ↓ термическая устойчивость увеличивается  
 WO<sub>3</sub> ↓ растворимость в H<sub>2</sub>O уменьшается

H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> ↓ сила кислот уменьшается  
 H<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub> ↓  
 H<sub>2</sub>WO<sub>4</sub> ↓

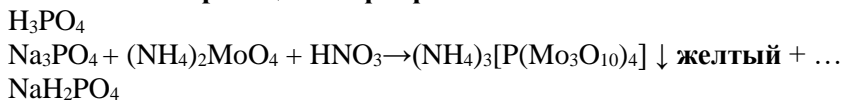
Для Cr, Mo, W характерно образование изополикислот – полиядерных комплексных соединений:



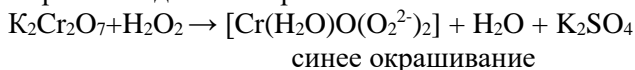
Mo и W образуют гетерополикислоты, например:



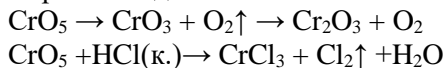
**Качественная реакция на фосфат-ион:**



Пероксосоединения хрома

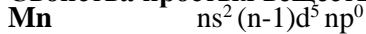


Пероксосоединения – сильные окислители, нестойки:



**Вопрос 20. Химия d-элементов VII группы ПСЭ Д.И. Менделеева. Общая характеристика.**

**Свойства простых веществ**



**Tc**

**Re**



Характерные степени окисления

Элемент	+2	+4	+6	+7
Mn	MnO Mn <sup>2+</sup>	MnO <sub>2</sub>	MnO <sub>3</sub> MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Tc				
Re				

Изменение свойств элементов в подгруппе

Свойство	Элемент		
	Mn	Tc	Re
R <sub>ат.</sub> , А	1,30	1,36	1,37
I <sub>1</sub> , эВ	7,43	7,28	7,87
ОЭО	1,5	1,9	1,9
E, В	-1,18 до H <sub>2</sub>	+0,40 после	+0,30 H <sub>2</sub>

Физические свойства

Свойство	Элемент		
	Mn	Tc	Re
ρ, г/см <sup>3</sup>	7,44	11,49	21,04тяжелее Au
T <sub>пл.</sub> , T <sub>кип.</sub>	рост		3190°C

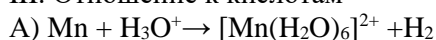
## Химические свойства Mn

I. Взаимодействие с неметаллами (в основном, при нагревании):

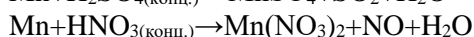
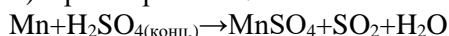
- $Mn + O_2 \rightarrow MnO \rightarrow MnO_2$
- $Mn + \Gamma_2 \rightarrow Mn\Gamma_2$
- $Mn + S \rightarrow MnS$
- $Mn + N_2 \rightarrow Mn_3N_2$
- $Mn + H_2 \rightarrow$  гидридов не образует, но растворяет  $H_2$

II.  $Mn + H_2O \rightarrow Mn(OH)_2 + H_2\uparrow$

III. Отношение к кислотам



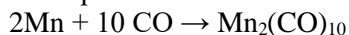
Б) При нагревании:



IV. Отношение к щелочам

$Mn + OH^- \rightarrow$  не взаимодействует

V. Образование комплексных соединений, например, карбониллов:



**Вопрос 21. Химия d-элементов VII группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Свойства важнейших соединений в степенях окисления +2 и +4**

**Ответ:**

**Важнейшие соединения d-элементов VII группы ПСЭ Д.И.Менделеева**

### Соединения Mn с O<sub>2</sub>

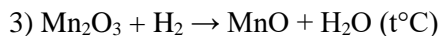
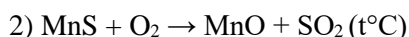
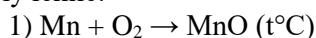
Оксиды

MnO	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> MnMnO <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> MnO <sub>3</sub> )	Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub> Mn <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> (H <sub>4</sub> MnO <sub>4</sub> )	MnO <sub>2</sub>
основный			амфотерный

MnO <sub>3</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Не уст.	Кислотный

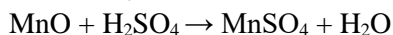
MnO

Получение:



Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, MnO<sub>2</sub>

Свойства:

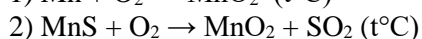
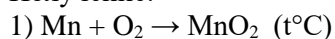


MnO не взаимодействует со щелочами и водой

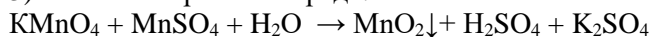
MnO – сильный восстановитель

MnO<sub>2</sub>

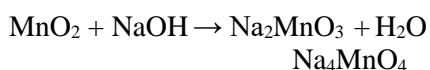
Получение:



3) ОБР в нейтральной среде:



Свойства:



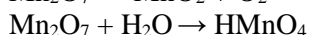
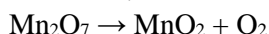
$\text{MnO}_2$  – ОВ двойственность

$\text{Mn}_2\text{O}_7$

Получение:



Свойства:



ангидрид марганцевой кислоты

Сравнение свойств оксидов d-элементов VII группы ПСЭ

$\text{Э}_2\text{O}_2$

$\text{MnO}_2$  устойчивость уменьшается

$\text{TcO}_2$  окислительная функция убывает

$\text{ReO}_2$  восстановительная усиливается

$\text{Э}_2\text{O}_7$

$\text{Э}_2\text{O}_7$	$\Delta G^\circ_f$ , кДж/моль	$\Delta H^\circ_f$ , кДж/моль
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	-543,4	-746
$\text{Tc}_2\text{O}_7$	-936,6	-1117
$\text{Re}_2\text{O}_7$	-1165,9	-1243

**Гидроформы оксидов и их соли**

Степень окисления +2

$\text{Mn}(\text{OH})_2$  – основание

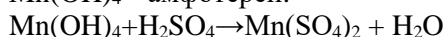
$\text{MnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  не взаимодействует

$\text{Mn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$

Соли  $\text{Mn}^{2+}$  устойчивы в кислой среде (кроме  $\text{MnS}$ ,  $\text{MnCO}_3$ ), восстановители

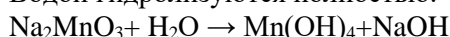
Степень окисления +4

$\text{Mn}(\text{OH})_4$  – амфотерен:

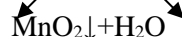


Манганиты устойчивы в щелочной среде

Водой гидролизуются полностью:



$\text{Na}_4\text{MnO}_4$



Сравнение свойств гидроксидов d-элементов VII группы ПСЭ

$\text{Mn}(\text{OH})_4$  кислотн. функц уменьш.

$\text{Tc}(\text{OH})_4$  окислит. функция ум.

$\text{Re}(\text{OH})_4$

**Вопрос 22. Химия d-элементов VII группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Свойства важнейших соединений в степенях окисления +6 и +7**

**Ответ:**

Степень окисления +6

$\text{H}_2\text{MnO}_4$  марганцовистая кислота



Соли манганаты устойчивы в щелочной среде

ОВ двойственность

$\text{H}_2\text{MnO}_4$  кислотная функция убывает

$\text{H}_2\text{TcO}_4$  окислительная функция убывает

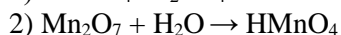
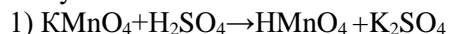
$\text{H}_2\text{ReO}_4$  термическая устойчивость увеличивается ( $\text{H}_2\text{TcO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{ReO}_4$  существуют в растворах)

Степень окисления +7

$\text{HMnO}_4$  – марганцовая кислота

Сильная (в растворах существует до 20%)

Получение:



3) в ОВР

Химические свойства:



Э(VII) – сильные окислители

		$\Delta G^\circ_f$ , кДж/моль
$\text{HMnO}_4$	↓ -426	устойчивость увеличивается
$\text{HTcO}_4$	-631	окислительные свойства убывают
$\text{HReO}_4$	-608	

Оксиды

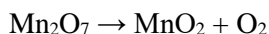
$\text{MnO}_3$	$\text{Mn}_2\text{O}_7$
Не уст.	Кислотный

$\text{Mn}_2\text{O}_7$

Получение:



Свойства:



ангидрид марганцовой кислоты

Сравнение свойств оксидов d-элементов VII группы ПСЭ

$\text{Э}_2\text{O}_2$

$\text{MnO}_2$  устойчивость уменьшается

$\text{TcO}_2$  окислительная функция убывает

$\text{ReO}_2$  восстановительная усиливается

$\text{Э}_2\text{O}_7$

$\text{Э}_2\text{O}_7$	$\Delta G^\circ_f$ , кДж/моль	$\Delta H^\circ_f$ , кДж/моль
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	-543,4	-746
$\text{Tc}_2\text{O}_7$	-936,6	-1117
$\text{Re}_2\text{O}_7$	-1165,9	-1243

**Вопрос 23. Химия d-элементов VIII группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Общая характеристика. Свойства простых веществ**

**Ответ:** Общая характеристика d-элементов VIII группы ПСЭ Д.И. Менделеева

Относят 9 элементов, которые находятся в триадах:

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

По сходству d-элементы иногда делят на семейства (семейство железа и семейство платины). Современная концепция – рассматривать элементы по подгруппам.

	Электронная конфигурация		
Fe:	4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	Co: 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	Ni: 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>
Ru:	5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup>	Rh: 5s <sup>1</sup> 4d <sup>8</sup>	Pd: 5s <sup>0</sup> 4d <sup>10</sup>
Os:	6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup>	Ir: 6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup>	Pt: 6s <sup>1</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup>

Степени окисления: +2, +3, +4, +6

Подгруппа Co:

Co – отличие от подгруппы железа – стабилизация d-орбиталей.

Rh

Ir

Подгруппа Ni:

Ni

Pd

Pt

дальнейшая стабилизация d-орбиталей. Как следствие, в подгруппе Co и в подгруппе Ni высшие степени окисления менее характерны.

Возможные и характерные степени окисления:

Fe: 0, <u>+2</u> , <u>+3</u> , +6	Co: 0, <u>+2</u> , <u>+3</u> , (+4)	Ni: 0, <u>+2</u> , (+3)
Ru: 0, +2, +3, <u>+4</u> , +6, +8	Rh: 0, +2, <u>+3</u> , +4	Pd: 0, <u>+2</u> , +4
Os: 0, +2, +4, <u>+8</u>	Ir: 0, +3, <u>+4</u> , +6	Pt: 0, +2, <u>+4</u>

1. При движении слева направо от d-элементов, примыкающих к VIII группе, к d-элементам, примыкающим к I группе, разнообразие степеней окисления уменьшается
2. При движении сверху вниз по подгруппам значения характерных степеней окисления возрастают
3. Для всех элементов характерными координационными числами являются 4 и 6.

Физические свойства:

Fe, Ni, Ru, Pd – серебристо- белые металлы

Co, Rh, Ir – белые металлы

Pt – мягкий металл, сероватого цвета

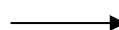
Os – голубовато-белый.

Температура плавления

<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>
<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>
Os	Ir	Pt

↓ **рост**

как правило уменьшается



Положение в ряду напряжений:

	Fe	Co	Ni
$E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}, \text{В}$	-0,44	-0,20	-0,24

Восстановительная активность уменьшается

Все остальные рассматриваемые металлы находятся в ряду напряжений после водорода.

### Биологическая роль.

Fe: ионы железа влияют на ОВП в организме, на перенос кислорода, железо входит в состав ферментов

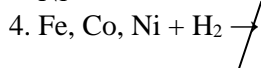
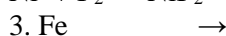
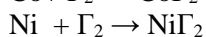
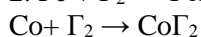
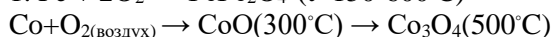
Co: входит в состав витамина B<sub>12</sub>, способствует синтезу гемоглобина. Co<sup>60</sup> – для лечения злокачественных заболеваний (кобальтовая пушка).

Ni: усиливает работу кроветворных органов, входит в состав фермента уреазы, катализатор расщепления мочевины на CO<sub>2</sub> и NH<sub>3</sub>.

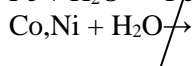
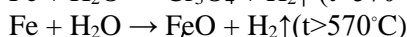
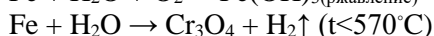
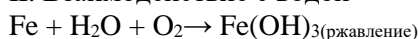
Pt: антираковые препараты.

### Химические свойства

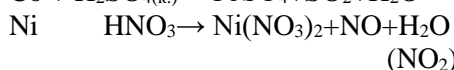
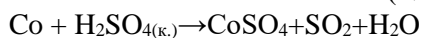
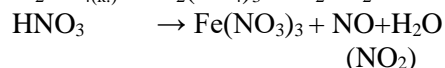
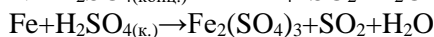
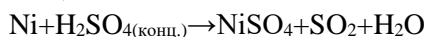
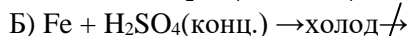
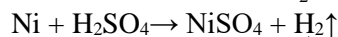
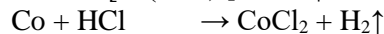
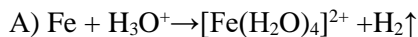
I. Взаимодействие с металлами:



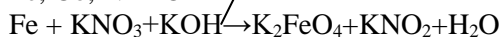
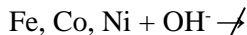
II. Взаимодействие с водой



III. Отношение к кислотам



IV. Отношение к щелочам



**Вопрос 24. Химия d-элементов VIII группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Свойства важнейших соединений**

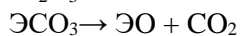
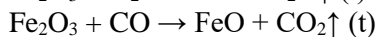
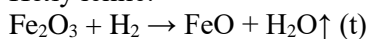
**Ответ: Важнейшие соединения**

Степень окисления +2.

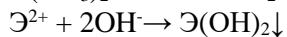
FeO(чёрный)	CoO(тёмно-зелёный, почти чёрный)	NiO (зелёный)	
Fe(OH) <sub>2</sub> (кр.-белый, в раств.- т.-зел.)	Co(OH) <sub>2</sub> (тёмно-фиолет. → розоватый)	Ni(OH) <sub>2</sub> (св.-зелёный)	
Гидроксид	Fe(OH) <sub>2</sub>	Co(OH) <sub>2</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>
K <sub>s</sub>	8·10 <sup>-16</sup>	2·10 <sup>-16</sup>	6·10 <sup>-18</sup>

К <sub>б</sub>	1·10 <sup>-4</sup>	4·10 <sup>-5</sup>	3·10 <sup>-5</sup>
----------------	--------------------	--------------------	--------------------

Получение:



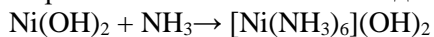
Э = Co, Ni



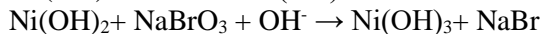
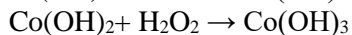
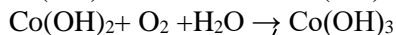
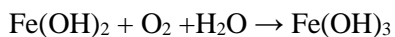
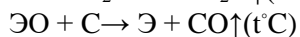
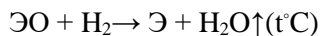
Основные, с небольшой долей амфотерности:



Образование комплексных соединений



ОВ свойства.

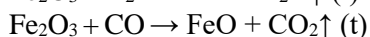
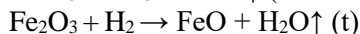
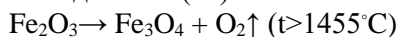


Fe(OH) <sub>2</sub>	↓	восстановительная
Co(OH) <sub>2</sub>		активность
Ni(OH) <sub>2</sub>		уменьшается

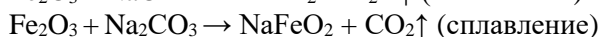
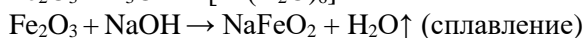
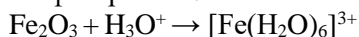
**Степень окисления +3**

Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (красно-коричневый) Гематит α-модификация	(Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) неустойч. (коричневый)	Неустойч.
Fe(OH) <sub>3</sub> (бурый)	Co(OH) <sub>3</sub> (коричневый)	Ni(OH) <sub>3</sub> (черн.) NiOOH

Оксид железа(III)



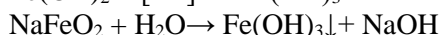
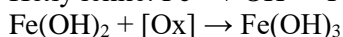
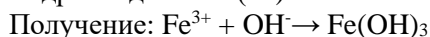
Амфотерность:



Взаимные переходы оксидов железа:



Гидроксид железа(III)



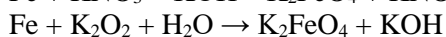
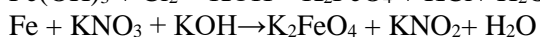
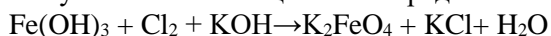
$\text{Fe}(\text{OH})_3$  ( $K_b = 10^{-10}$ ) – амфотерен, с преобладанием основных свойств.

$\text{Co}(\text{OH})_3$  – основной

Образование комплексных соединений.  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$

**Степень окисления +6: ферраты.**

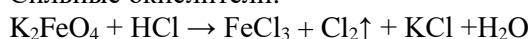
Получение – ОВР в щелочной среде:



Свойства.



Сильные окислители:



### Вопрос 25. Химия d-элементов I группы ПСЭ Д.И.Менделеева. Общая характеристика. Свойства простых веществ. Свойства важнейших соединений

Ответ:

$\text{Cu } ns^1(n-1)d^{10}$  с учетом провала e

$\text{Ag}$

$\text{Au } 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$

$\text{Cu } ) )$

18 1

$\text{Ag } ) )$

18 1

$\text{Au } ) )$

18 1

Сильное поляризующее действие и собственная сильная поляризация.

$\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$

$\text{Ag}^+$  мягкие кислоты

$\text{Au}^{3+}$   $\text{Au}^+$

Возможные и характерные степени окисления +1,+2, +3

	+1	+2	+3
$\text{Cu}$	(+)	+	
$\text{Ag}$	+		
$\text{Au}$	(+)		+

Изменение свойств элементов в подгруппе

Свойство	Элемент		
	$\text{Cu}$	$\text{Ag}$	$\text{Au}$
$R_{\text{ат.}}, \text{ \AA}$	1,28	1,44	1,44
$I_1, \text{ эВ}$	7,73	7,58	9,22

$I_{II}, \text{эВ}$	20,3	21,5	20,5
$I_{III}, \text{эВ}$	36,8	34,8	30,5
$OЭО$	1,75	1,42	1,42
$E^0_{(э^+/э^0)}, \text{В}$	+0,52	+0,80	+1,69

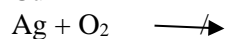
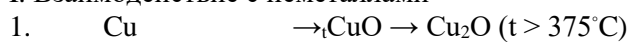
### Физические свойства

Свойство	Элемент		
	Cu	Ag	Au
$\rho, \text{г/см}^3$	8,9	10,5	19,3
$T_{пл}, \text{°C}$	1085	962	1064
$T_{кип.}, \text{°C}$	2540	2210	2947

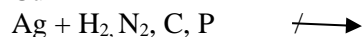
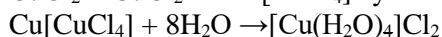
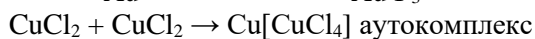
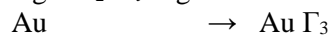
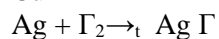
### Вторичная периодичность

#### Химические свойства

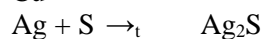
##### I. Взаимодействие с неметаллами



Au



Au



##### II. Отношение к воде

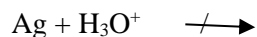
Cu



Au

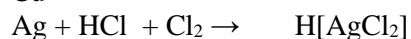
##### III. Отношение к кислотам

A) Cu

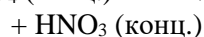
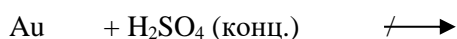
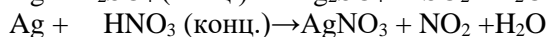
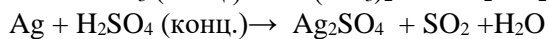
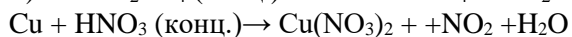
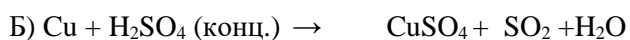


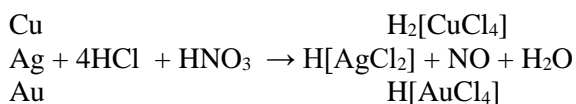
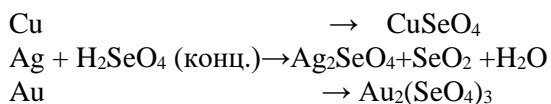
Au

Cu

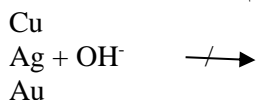


Au

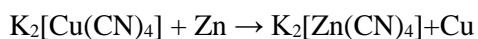
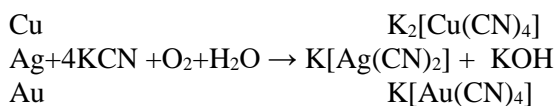




IV. Отношение к щелочам



V. Взаимодействие в растворимыми цианидами.  
Метод Багратиона.

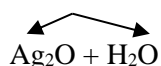
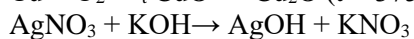
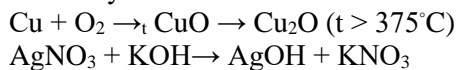


**Важнейшие соединения**

I. Оксиды

Степень окисления		
+1	+2	+3
Cu <sub>2</sub> O красный	CuO черный	
Ag <sub>2</sub> O черно-коричневый		
Au <sub>2</sub> O серо-фиолетовый		Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> коричневый

Получение:



AuOH → Au<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O (осторожное нагревание до 200 °С) II. Гидроксиды

Степень окисления		
+1	+2	+3
Cu(OH) желтый	Cu(OH) <sub>2</sub> синий	
AgOH Белый		
AuOH серо-фиолетовый		Au(OH) <sub>3</sub> H <sub>3</sub> AuO <sub>3</sub> коричневый

Э(ОН)- типичные основания, неустойчивые, нерастворимые в воде.

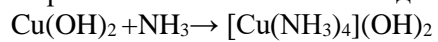
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ -преобладание основных свойств

$$K_{\text{вп}}\text{Cu}(\text{OH})_2 = 10^{-7}$$

$$K_{\text{а1}}\text{Cu}(\text{OH})_2 = 10^{-10}$$

$$K_{\text{а2}}\text{Cu}(\text{OH})_2 = 10^{-13}$$

Образование комплексных соединений.



$\text{Au}(\text{OH})_3$  или  $\text{H}_3\text{AuO}_3$  амфотерен с преобладанием кислотных свойств ( $K_{\text{а1}} = 10^{-12}$ )

Соли:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AgHal}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и т.д.

Окислительно- восстановительные реакции и образование комплексных соединений:

