

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 бакалавриата

19.03.01 БИОТЕХНОЛОГИЯ

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 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 Na_2CO_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 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 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 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 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 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 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 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 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 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 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 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 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 выделяется 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 поглощается 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 ВЫДЕЛЯЕТСЯ в реакции образования:</p> <p>1) $N_2 + 2H_2 = N_2H_4$ $\Delta H^0 = + 50$ кДж/моль 2) $0,5N_2 + 1,5H_2 = NH_3$ $\Delta H^0 = - 46$ кДж/моль 3) $O_2 + H_2 = H_2O_2$ $\Delta H^0 = - 188$ кДж/моль 4) $0,5O_2 + H_2 = H_2O$ $\Delta H^0 = - 286$ кДж/моль</p>	4
004	<p>Наибольшим поглощением энергии сопровождается реакция:</p> <p>1) $0,5 N_2 + 1,5 H_2 = NH_3$ $\Delta H = -46$кДж/моль 2) $N_2 + 2 H_2 = N_2H_4$ $\Delta H = +50$ кДж/моль 3) $0,5 N_2 + O_2 = NO_2$ $\Delta H = +34$ кДж/моль 4) $N_2 + 2 O_2 = N_2O_4$ $\Delta H = +10$ кДж/моль</p>	2
005	<p>Наибольшее количество теплоты поглощается в реакции:</p> <p>1) $HI = 0,5 H_2 + 0,5 I_2$ $\Delta H = -26$ кДж 2) $CS_2 = C + 2S$ $\Delta H = -38$ кДж 3) $HBr = 0,5 H_2 + 0,5 Br_2$ $\Delta H = +36$ кДж 4) $CO_2 = C + O_2$ $\Delta H = +394$ кДж</p>	4
006	<p>ВЫДЕЛЕНИЕ наибольшего количества теплоты происходит в реакции:</p> <p>1) $H_2 + I_2 = 2HI$ $\Delta H = +52$ кДж 2) $H_2 + Br_2 = 2HBr$ $\Delta H = -72$ кДж 3) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $\Delta H = -184$ кДж 4) $H_2 + F_2 = 2HF$ $\Delta H = -538$ кДж</p>	4
007	<p>Наибольшее количество энергии поглощается при протекании реакции</p> <p>1) $CS_2 = C + 2 S$ $\Delta H = -88$ кДж/моль 2) $CO = C + 0,5 O_2$ $\Delta H = +111$ кДж/моль 3) $CO_2 = C + O_2$ $\Delta H = +394$ кДж/моль 4) $HCN = 0,5 H_2 + C + 0,5 N_2$ $\Delta H = -105$кДж/моль</p>	3
008	<p>Наибольшее количество теплоты выделяется в реакции образования</p> <p>1) $C + 2S = CS_2$ $\Delta H = +55$ кДж/моль 2) $C + 0,5 O_2 = CO$ $\Delta H = - 111$ кДж/моль 3) $C + O_2 = CO_2$ $\Delta H = - 394$ кДж/моль 4) $0,5 H_2 + C + 0,5 N_2 = HCN$ $\Delta H = + 105$кДж/моль</p>	3
009	<p>Наибольшее количество энергии ПОГЛОЩАЕТСЯ в реакции образования:</p> <p>1) $N_2 + 2H_2 = N_2H_4$ $\Delta H^0 = + 50$ кДж/моль 2) $0,5N_2 + 1,5H_2 = NH_3$ $\Delta H^0 = - 46$ кДж/моль 3) $O_2 + H_2 = H_2O_2$ $\Delta H^0 = - 188$ кДж/моль 4) $0,5O_2 + H_2 = H_2O$ $\Delta H^0 = - 286$ кДж/моль</p>	1
010	<p>При образовании 1 моль какого вещества поглощается наименьшее количество энергии?</p> <p>1) $0,5 N_2 + 1,5 H_2 = NH_3$ $\Delta H = - 46$кДж/моль 2) $N_2 + 2 H_2 = N_2H_4$ $\Delta H = + 50$ кДж/моль 3) $0,5 N_2 + O_2 = NO_2$ $\Delta H = + 34$ кДж/моль 4) $N_2 + 2 O_2 = N_2O_4$ $\Delta H = + 10$ 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 способствует 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 способствует 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	Критерием 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) HBr	1
008	Для какого из перечисленных веществ стандартная теплота образования принимается равной 0? 1) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ 2) (O) 3) $\text{N}_2_{(\text{газ})}$ 4) $\text{I}_2_{(\text{газ})}$	3
009	Условием самопроизвольного протекания обратной 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 ΔG°	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 ΔG^0 имеет следующее значение: 1) $\Delta G^0 > 0$ 2) $\Delta G^0 < 0$ 3) $\Delta G^0 = 0$ 4) $\Delta G^0 = 1$	3
002	Если $\Delta G^0 = 0$, 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 $\Delta G^0 < 0$, константа равновесия реакции при $T = 298 \text{ К}$, имеет значение:	2

	1) $K_p=0$ 2) $K_p > 1$ 3) $K_p < 1$ 4) $K_p=1$	
005	Какое значение имеет ΔG^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 $K > 1$ ΔG^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 ΔG , если при 298 К $K_c > K_c^0$? 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	2

	реакции	
005	В каком направлении сместится равновесие $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$, если в систему ввести некоторое количество KNO_2 ? 1) влево 2) вправо 3) равновесие не сместится	1
006	В каком направлении сместится равновесие $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$; $\Delta H^0 = -92,2$ 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 KH_2AsO_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 ZnCl_2 4) 0,02 моль/л раствор ZnCl_2	3
002	Первый раствор является гипертоническим по отношению ко второму: 1) 1 моль/л раствор глюкозы и 1 моль/л раствор 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 NaCl	2
003	Осмотическое давление минимально при одинаковой температуре и концентрации в растворе: 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) ZnCl_2 3) K_2SO_4 4) 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 NaNO_3	4

	3) 0,2 моль/л раствор $C_{12}H_{22}O_{11}$ 4) 0,5 моль/л раствор $CuCl_2$	
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 $Zn(NO_3)_2$ 4) 0,02 моль/л раствор $NaNO_3$	2
008	Гемолиз эритроцитов возможен в растворе: 1) 0,9% раствор $NaCl$ 2) 3,0% раствор $NaCl$ 3) 0,09% раствор $NaCl$ 4) 1,0% раствор $NaCl$	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) $Fe_2(SO_4)_3$ 2) $ZnCl_2$ 3) K_2SO_4 4) 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) $H_2PO_4^-$ 2) S^{2-} 3) PO_4^{3-} 4) HCO_3^- 5) CO_3^{2-}	2
002	Наиболее слабым основанием является: 1) аммиак NH_3 2) метиламин CH_3NH_2 3) диметиламин $(CH_3)_2NH^*$ * $K_b((CH_3)_2NH) = 6,0 \cdot 10^{-4}$	1
003	Наиболее слабым основанием является частица: 1) $H_2PO_4^-$ 2) S^{2-} 3) PO_4^{3-} 4) CO_3^{2-}	1
004	Наиболее слабой кислотой является: 1) HF 2) HCN 3) HBr 4) $HClO$	2
005	Какая из частиц относится к амфолитам? 1) NO_2^- 2) CO_3^{2-} 3) HS^- 4) PO_4^{3-}	3
006	Наиболее слабой кислотой является частица: 1) HCN 2) HCl 3) HF 4) $HOCl$	1
007	Из приведенных ниже частиц наиболее СЛАБЫМ основанием является: 1) HO^- 2) S^{2-} 3) NO_2^- 4) HCO_3^-	4
008	Наиболее слабым основанием является частица: 1) SO_4^{2-} 2) NO_2^- 3) PO_4^{3-} 4) S^{2-}	1
009	Наиболее сильным основанием является частица: 1) CH_3COO^- 2) NO_2^- 3) OCl^- 4) PO_4^{3-}	3
010	К амфолитам относится частица: 1) NO_2^- 2) HCO_3^- 3) S^{2-} 4) 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:	4

	1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	
007	Концентрация ионов H_3O^+ 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 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	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

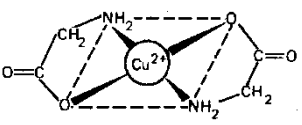
№ ОС	Задание	Ответ
001	Названию хлоропентаминкобальт(III)хлорид соответствует формула: 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$	1
002	Координационное число и степень окисления комплексообразователя 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 гексагидроксоантимонат(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 тетрабромодиаминоплатина(IV) соответствует формула: 1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]^0$ 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_4$ 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]\text{Br}_2$	1
-----	--	---

Тема 14. Химия координационных соединений. Строение, 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) NH_3 (раствор) 2) H_2O 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) NH_3 (раствор) 2) KCl (раствор) 3) Na_2S (раствор)	3
003	Осадок PbCl_2 можно растворить действием реактива: 1) KCl (раствор) 2) H_2O 3) KOH (избыток)	3
004	Действием какого реактива можно растворить осадок AgI ? 1) NaCl (раствор) 2) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (раствор) 3) 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 участвуют 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 не 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)	2

	Ca^{2+} , NO^- , HCO_3^-	
007	Реакция среды в водном растворе соли Be(II) сульфата: 1) кислая 2) щелочная 3) нейтральная	1
008	Какая из следующих солей наименее растворима в воде? 1) Na_2CO_3 2) Li_2CO_3 3) K_2CO_3	2
009	Какая из солей в водном растворе подвергается гидролизу в наибольшей степени? 1) Na_2SO_4 2) BaCl_2 3) BeCl_2 4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	3
010	Какая из солей в водном растворе подвергается гидролизу по катиону? 1) BaSO_4 2) 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) SrSO_4 2) CaSO_4 3) BaSO_4	3
002	Реактивом натрий карбоната наиболее полно можно осадить ион: 1) Mg^{2+} 2) Sr^{2+} 3) Ba^{2+}	2
003	Электронную формулу $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^3$ имеет ион: 1) W^{3+} 2) Tc^{4+} 3) Mn^{2+} 4) Mo^{3+}	1
004	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Kr}] 4d^3$? 1) Cr^{3+} 2) Mo^{+3} 3) Mo^{6+} 4) Fe^{2+}	2
005	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Ar}] 3d^4$? 1) Cr^{3+} 2) Mn^{4+} 3) Mn^{2+} 4) Cr^{2+}	4
006	Какой ион имеет электронную формулу $[\text{Ar}] 3d^5$? 1) Mn^{2+} 2) Mn^{4+} 3) Cr^{3+} 4) Fe^{2+}	1
007	Какая из следующих солей наиболее растворима в воде? 1) BaCO_3 2) CaSO_4 3) CaC_2O_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 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 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 ⁴ имеет ион: 1) Cr ²⁺ 2) Cr ³⁺ 3) Fe ²⁺ 4) Mn ²⁺	1
002	Превращение MnO ₂ → Mn ²⁺ 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) ₆] ³⁻ 2) [Cr(H ₂ O) ₆] ³⁺ 3) [Cr(OH) ₂ (H ₂ O) ₄] ⁺ 4) [Cr(OH) ₃ (H ₂ O) ₃] ⁰	1
004	Что представляет собой превращение Cr ³⁺ → Cr ₂ O ₇ ²⁻ 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) ₆] ³⁻ → [Cr(H ₂ O) ₆] ³⁺ 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 ₂ O) ₅] ²⁺ 2) [Cr(H ₂ O) ₆] ³⁺ 3) [Cr(OH) ₃ (H ₂ O) ₃] ⁰ 4) [Cr(OH) ₂ (H ₂ O) ₄] ⁺	3
007	Какой ион имеет электронную формулу [Ar] 3d ³ ? 1) Te ⁴⁺ 2) Cr ³⁺ 3) Mn ²⁺ 4) Mn ³⁺	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) ₂ → MnO ₄ ⁻ 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

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	- 78,5

	соответственно. Рассчитать энтальпию гидратации безводного стронция(II) хлорида, кДж/моль.	
23.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида $\Delta H_{\text{гидратации}}$ (кДж/моль): $\text{MgCl}_2(\text{к}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}(\text{к})$, если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -85,4$ кДж/моль</p>	- 64,5
24.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида $\Delta H_{\text{гидратации}}$: $\text{MgCl}_2(\text{к}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}(\text{к})$, если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -41,8$ кДж/моль</p>	-108,1
25.	<p>Определить энтальпию гидратации магния хлорида $\Delta H_{\text{гидратации}}$: $\text{MgCl}_2(\text{к}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}(\text{к})$, если известны энтальпии растворения безводной соли $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в})$ и кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -149,9$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -12,31$ кДж/моль</p>	- 137,59

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 ΔH 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 ΔH :

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

$p = \text{const.}$

$\Delta H_{1,3} = H_3 - H_1 < 0$ – процесс экзотермический
 $\Delta H_{1,2} = H_2 - H_1 > 0$ – процесс эндотермический
 ΔH^0 прямой реакции = ΔH^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 ΔE 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 рассуждений различных явлений природы.

По ИЮПАК принята следующая система знаков:

+ ΔE – приращение,	- ΔE – убыль внутренней энергии
+ Q – теплота получена,	- 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 ΔH равно теплоте Q_p , полученной 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 ΔH :

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

$p = \text{const}$.

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

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

ΔH^0 прямой реакции = ΔH^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 3. Направление химических реакций. Цель и задача химической термодинамики.

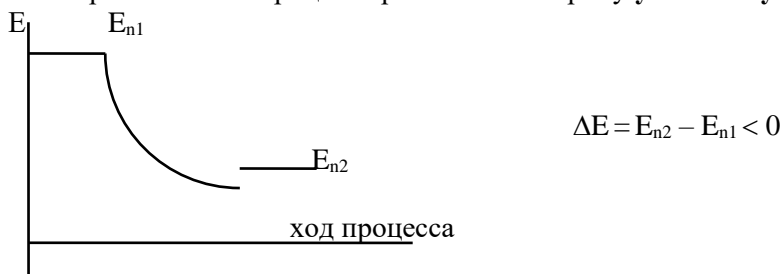
Ответ:

Попытка предсказать самопроизвольное протекание процессов была предпринята Бергго 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 ω или роста S , т.е. S растет с ростом ω .

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 ΔS 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 ΔG .

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

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 ω или роста S , т.е. S растет с ростом ω .

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

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

Формулировка Больцмана – статистическая характеристика энтропии.

Итак, по значению ΔS 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**. $S^\circ \left[\frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \right]$.

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

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

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

ΔG .

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

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.

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:

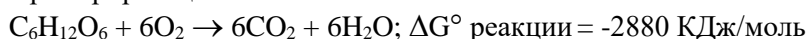
Изменение энергии Гиббса при образовании заданных продуктов из данных реагентов при постоянных давлении и температуре не зависит от числа и вида реакций, в результате которых образуются эти продукты.

Следствие из закона Гесса для энергии Гиббса:

Изменение энергии Гиббса реакции = алгебраической сумме ΔG° образования продуктов за вычетом алгебраической суммы ΔG° 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:



$$\Delta G^\circ \text{ реакции} = \sum (6 \cdot \Delta G^\circ_f(CO_2) + 6 \cdot \Delta G^\circ_f(H_2O)) - (1 \cdot \Delta G^\circ_f(C_6H_{12}O_6) + 6 \cdot 0) = (6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-238)) - (1 \cdot (-911) + 6 \cdot 0) = -3792 + 911 = -2881 \text{ КДж/моль}$$

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

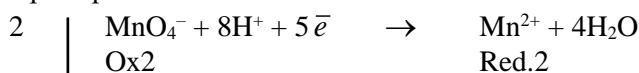
$$-\Delta G^\circ_{\text{ОВР}} = ZF\Delta E^\circ, \text{ где}$$

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

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

$$\Delta E^\circ = \text{ЭДС} = E^\circ_{\text{ox1/red1}} - E^\circ_{\text{ox2/red2}}$$

Пример: $KMnO_4 + H_2SO_4 + KBr \rightarrow$



$$Z = 10\bar{e}$$

$$\Delta E^\circ = E^\circ(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) - E^\circ(2Br^-/Br_2) = +1,51 \text{ В} - 1,065 \text{ В} = 0,445 \text{ В}$$

Для нахождения $E^\circ_{\text{ox1/red1}}$ и $E^\circ_{\text{ox2/red2}}$ воспользуемся таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (справочные данные)

$$-\Delta G^\circ_{\text{ОВР}} = 10 \cdot 96500 \cdot 0,445 = 429425 \text{ Дж/моль}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{ОВР}} = -429425 \text{ Дж/моль}$$

$\Delta G^\circ_{\text{ОВР}} < 0$ – процесс самопроизвольно протекает вправо

Очевидно, $\Delta E^\circ > 0$, т.е. $E^\circ_{\text{ox1/red1}} > E^\circ_{\text{ox2/red2}}$, что необходимо учитывать при подборе окислителя и восстановителя для проведения той или иной окислительно-восстановительной реакции. Важное значение имеет среда (H^+ , OH^- , H_2O).

Вопрос 7. Химическое равновесие гомогенных и гетерогенных процессов. Основные понятия и характеристика

Ответ: С первых дней появления химии экспериментаторы установили, что некоторые реакции идут «до конца», а другие нет.

внешних условиях в равновесии отношение произведений концентраций продуктов к произведению концентраций реагентов с учетом стехиометрии есть величина постоянная, не зависящая от химического состава системы.

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

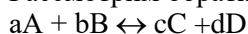
[] – равновесные концентрации продуктов и реагентов, K_c – константа химического равновесия.

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.

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

[] – 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:

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

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

$P_c = K_c$ – 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 (С, Т и т.д.)

Пусть в заданную выше равновесную систему добавили какой-либо из реагентов, например А, тогда $C_A > [A]$, следовательно $P_c < K_c$, $P_c/K_c < 1$; $\Delta G < 0$ 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.

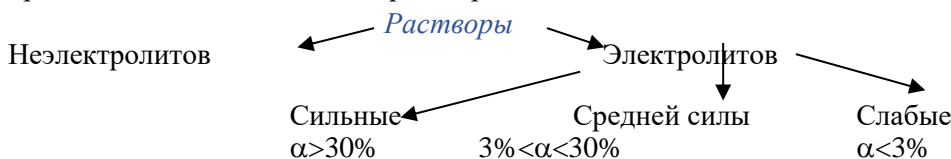
Полученные с помощью уравнения изотермы химической реакции выводы о влиянии температурного, концентрационного и других факторов на равновесие, находятся в полном соответствии с **принципом Ле-Шателье**:

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 Ag_2CrO_4 ?

Если $\Delta G_{\text{реакции}} (*) < 0$, то равновесие смещено вправо \rightarrow и осадок не образуется, образуется ненасыщенный раствор Ag_2CrO_4 .

Если $\Delta G_{\text{реакции}} (*) > 0$, то равновесие смещено влево \leftarrow и образуется осадок Ag_2CrO_4 .

Если $\Delta G_{\text{реакции}} (*) = 0$, то имеет место равновесие \leftrightarrow и образуется насыщенный раствор Ag_2CrO_4 .

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

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

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 H^+ . Все общие свойства кислот – кислый вкус, действие на металлы, индикаторы и т. п. являются свойствами ионов H^+ .

Основание – вещество, диссоциирующее с образованием ионов OH^- .

Амфолит – вещество, диссоциирующее с образованием ионов H^+ и OH^- .

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

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:

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

2. Известно много реакций образования солей, аналогичных реакции нейтрализации, но проходящих без участия ионов H^+ и OH^- :
 $\text{NH}_3(\text{газ}) + \text{HCl}(\text{газ}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$. NH_3 – основание, не содержащее OH^- – группы.

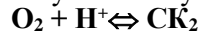
Протолитическая теория Бренстеда – Лоури

Согласно этой теории:

Кислота – донор протонов (H^+). Отдавая протон, кислота превращается в сопряженное основание:



Основание – акцептор протонов (H^+). Присоединяя протон, основание превращается в сопряженную кислоту:



Анионы многоосновных кислот, H_2O , 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, отдавая протон (К), становится сопряженным основанием (СО), а основание, принявшее протон (О) становится сопряженной кислотой (СК).

Имеем обратимый процесс:

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 межионных взаимодействий.

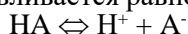
Очевидно, в разбавленных растворах $f \rightarrow 1$ и $a = C$. Поэтому в разбавленных растворах мы можем пользоваться C , а для концентрированных растворов в расчетные формулы вместо C должна входить активность:

$$pH = -\lg a(\text{H}_3\text{O}^+) \quad pOH = -\lg a(\text{OH}^-).$$

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 (CH₃COOH). 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:

$$K_p(\text{HA}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Поскольку $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$, то $K_p(\text{HA}) \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_k = K_a$ – константа кислотности. Таким образом выражение для константы кислотности имеет вид:

$$K_a(\text{HA}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{и} \quad -\lg K_a = pK_a$$

Расчет pH раствора слабой кислоты (1 способ)

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



Запишем ЗДМ для данного равновесия:

$$K_a(\text{HA}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (*)$$

Пусть $C(\text{HA})$ – исходная концентрация слабой кислоты в растворе. К моменту установления равновесия x моль/л кислоты распалось на ионы. Тогда $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = x$ (моль/л), и $[\text{HA}] = C(\text{HA}) - x$ (моль/л)

Отсюда ЗДМ (*) может быть записан как:

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

$K_a(\text{HA})$ – 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**:

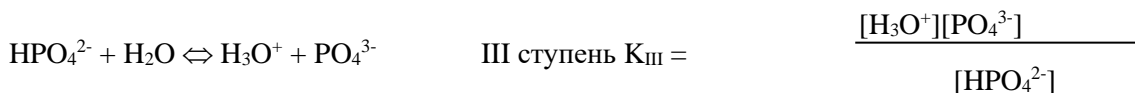
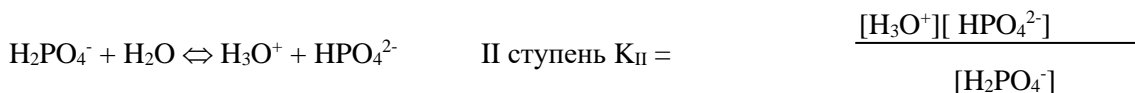
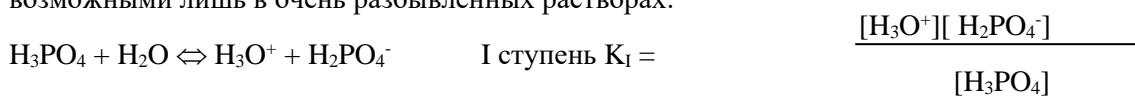
$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}, \text{ если } \alpha \ll 1, \text{ то } 1 - \alpha \approx 1, \text{ тогда } K = \alpha^2 C, \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \text{ или } \alpha = \sqrt{K \cdot V},$$

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

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

Чем больше α , 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:



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

Для слабой кислоты общего вида имеем в растворе:



$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Если $C(\text{HA})$ – исходная концентрация слабой кислоты в растворе, то $[\text{H}_3\text{O}^+] = C(\text{HA}) \cdot \alpha$

Вопрос 15. Расчетные формулы для pH растворов гидролизующихся солей

Ответ: Гидролиз по аниону

$$K_{\text{r}} \text{ по аниону} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к}}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{а}}} \quad (*)$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{w}} \cdot K_{\text{а}}}{C_0}$$

C_0 – исходная концентрация соли

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_{\text{w}} + \text{p}K_{\text{а}} + \lg C_0)$$

$$\alpha_{\text{r}} = \frac{K_{\text{r}}}{C_0} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{а}} \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону

$$K_{\text{r}} \text{ по катиону} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к}}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{к}}}$$

K_o K_b

$$[H^+] = \frac{K_w \cdot C_0}{K_f \cdot C_0} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$pH = 1/2(pK_w - pK_b - \lg C_0)$$

$$pH = 1/2(pK_a - \lg C_0)$$

$$\alpha_f = \frac{K_f}{C_0} = \frac{K_w}{K_b \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону и аниону (разложение водой)

$$K_f = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

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

$$pH = 1/2 (pK_w + pK_a - pK_b)$$

$$\alpha_f = \sqrt{K_f} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

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
 $OH^-, F^-, SO_4^{2-}, CH_3-NH_2$ (метиламин)

Мягкое основание – донорная частица, обладающая низкой ЭО, высокой поляризуемостью, легко окисляемая
 I^-, CSN^-, C_6H_6

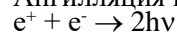
Жесткая кислота – акцепторная частица с низкой поляризуемостью:
 $H^+, Li^+, Na^+, BF_3^+, F_2$

Мягкая кислота – акцепторная частица с высокой поляризуемостью
 $Ag^+, Cu^{2+}, Au^{3+}, Zn^{2+}, I_2$

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

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

Ангилляция вещества – исчезновение жестких и мягких кислот и оснований:



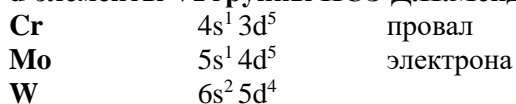
Позитрон e^+ – самая жесткая кислота

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:



Характерные степени окисления

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

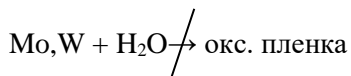
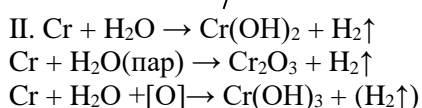
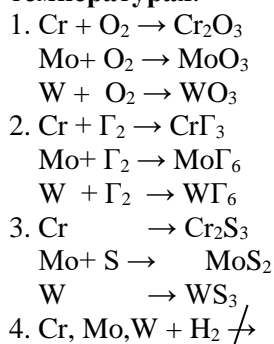
Изменение свойств элементов в подгруппе

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

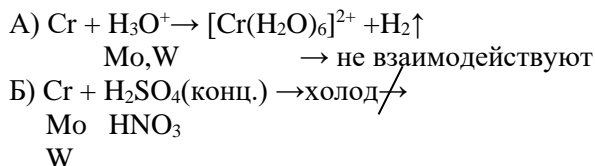
Серовато-белые блестящие металлы

Химические свойства

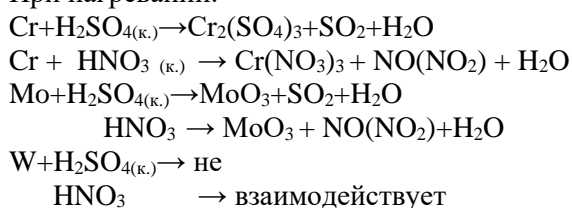
I. Взаимодействие с неметаллами. Хром взаимодействует с простыми веществами при **высоких температурах**:



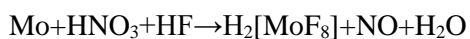
III. Отношение к кислотам



При нагревании:

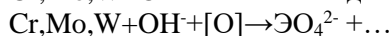


Молибден и вольфрам можно растворить в смеси азотной и плавиковой кислоты:



IV. Отношение к щелочам

Cr, Mo, W + OH⁻ → 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, [Mo₂Cl₈]⁴⁻.

Длина связи в металле Mo-Mo 2,87

В кластере 2,14 А.

Степень окисления +2. Характерна для Cr (CrCl₂)

CrO черный Основный оксид

Cr(OH)₂ желтый – типичное основание

Степень окисления +3. Характерна для Cr.

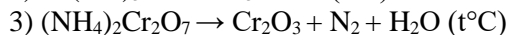
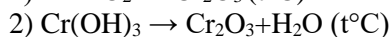
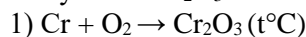
Cr₂O₃ амфотерные

Cr(OH)₃

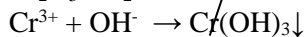
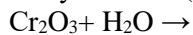
Катионные и анионные комплексы



Получение Cr₂O₃:



Получение Cr(OH)₃:



Свойства соединений Cr³⁺

1. Характерна окислительно-восстановительная двойственность

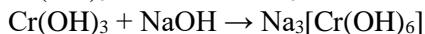
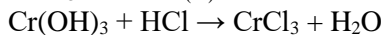
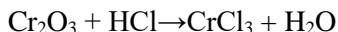
Восстановитель — более характерно:



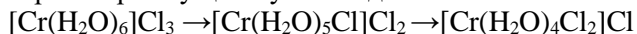
Окислитель:



2. Кислотно-основные свойства



В растворах существует в виде аквакомплексов:

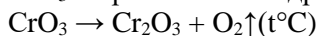


Соли Cr(III) в водных растворах гидролизуются по катиону.

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

Cr(VI)

CrO₃ – хромовый ангидрид – темно-красные кристаллы.

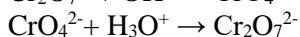


Кислотный оксид

Кислоты:

H₂CrO₄ хромовая

H₂Cr₂O₇ дихромовая



Соли:

CrO₄²⁻ хроматы устойчивы в щелочной среде

Cr₂O₇²⁻ дихроматы устойчивы в кислой среде

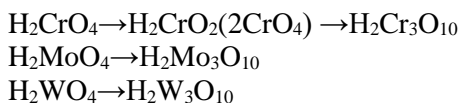
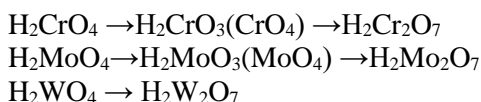
Соединения Cr(VI) – очень сильные окислители

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

CrO₃ ↓ окислительная функция убывает
 MoO₃ термическая устойчивость увеличивается
 WO₃ ↓ растворимость в H₂O уменьшается

H₂CrO₄ ↓ сила кислот уменьшается
 H₂MoO₄
 H₂WO₄

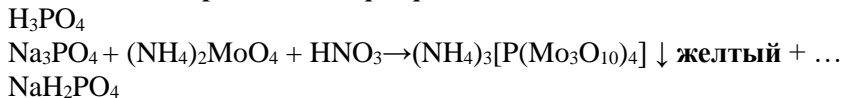
Для Cr, Mo, W характерно образование изополикислот – полиядерных комплексных соединений:



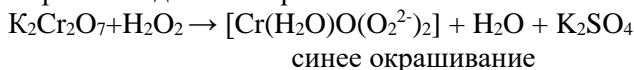
Mo и W образуют гетерополикислоты, например:



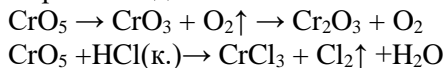
Качественная реакция на фосфат-ион:



Пероксосоединения хрома

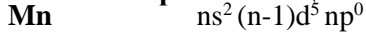


Пероксосоединения – сильные окислители, нестойки:



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 ²⁺	MnO ₂	MnO ₃ MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
Tc				
Re				

Изменение свойств элементов в подгруппе

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

Физические свойства

Свойство	Элемент		
	Mn	Tc	Re
ρ, г/см ³	7,44	11,49	21,04тяжелее Au
T _{пл.} , T _{кип.}	рост		3190°C

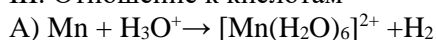
Химические свойства Mn

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

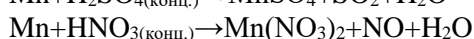
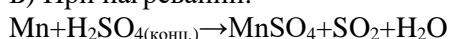
- $Mn + O_2 \rightarrow MnO \rightarrow MnO_2$
- $Mn + \Gamma_2 \rightarrow Mn\Gamma_2$
- $Mn + S \rightarrow MnS$
- $Mn + N_2 \rightarrow Mn_3N_2$
- $Mn + H_2 \rightarrow$ гидридов не образует, но растворяет H_2

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

III. Отношение к кислотам



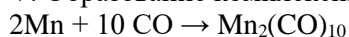
Б) При нагревании:



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 O₂

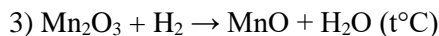
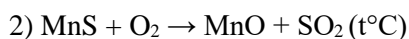
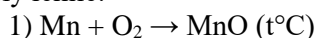
Оксиды

MnO	Mn ₂ O ₃ MnMnO ₃ (H ₂ MnO ₃)	Mn ₃ O ₄ Mn ₂ MnO ₄ (H ₄ MnO ₄)	MnO ₂
основный			амфотерный

MnO ₃	Mn ₂ O ₇
Не уст.	Кислотный

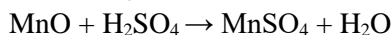
MnO

Получение:



Mn₃O₄, MnO₂

Свойства:

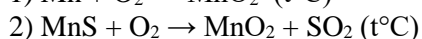
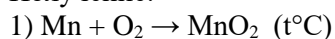


MnO не взаимодействует со щелочами и водой

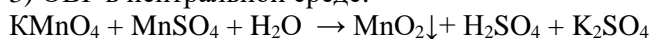
MnO – сильный восстановитель

MnO₂

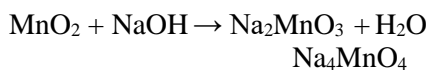
Получение:



3) ОВР в нейтральной среде:



Свойства:



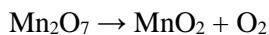
MnO_2 – ОВ двойственность

Mn_2O_7

Получение:



Свойства:



ангидрид марганцевой кислоты

Сравнение свойств оксидов d-элементов VII группы ПСЭ

$\text{Э}_2\text{O}_2$

MnO_2 устойчивость уменьшается

TcO_2 окислительная функция убывает

ReO_2 восстановительная усиливается

$\text{Э}_2\text{O}_7$

$\text{Э}_2\text{O}_7$	ΔG°_f , кДж/моль	ΔH°_f , кДж/моль
Mn_2O_7	-543,4	-746
Tc_2O_7	-936,6	-1117
Re_2O_7	-1165,9	-1243

Гидроформы оксидов и их соли

Степень окисления +2

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ – основание

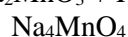
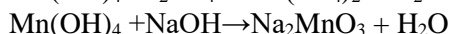
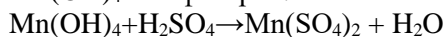
$\text{MnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не взаимодействует

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

Соли Mn^{2+} устойчивы в кислой среде (кроме MnS , MnCO_3), восстановители

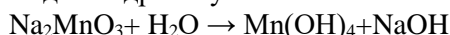
Степень окисления +4

$\text{Mn}(\text{OH})_4$ – амфотерен:

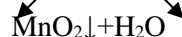


Манганиты устойчивы в щелочной среде

Водой гидролизуются полностью:



Na_4MnO_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

H_2MnO_4 марганцовистая кислота



Соли манганаты устойчивы в щелочной среде

ОВ двойственность

H_2MnO_4 кислотная функция убывает

H_2TcO_4 окислительная функция убывает

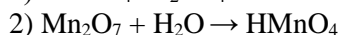
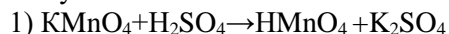
H_2ReO_4 термическая устойчивость увеличивается (H_2TcO_4 , H_2ReO_4 существуют в растворах)

Степень окисления +7

HMnO_4 – марганцовая кислота

Сильная (в растворах существует до 20%)

Получение:



3) в ОВР

Химические свойства:



Э(VII) – сильные окислители

		ΔG°_f , кДж/моль
HMnO_4	↓ -426	устойчивость увеличивается
HTcO_4	-631	окислительные свойства убывают
HReO_4	-608	

Оксиды

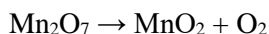
MnO_3	Mn_2O_7
Не уст.	Кислотный

Mn_2O_7

Получение:



Свойства:



ангидрид марганцовой кислоты

Сравнение свойств оксидов d-элементов VII группы ПСЭ

$\text{Э}_2\text{O}_2$

MnO_2 устойчивость уменьшается

TcO_2 окислительная функция убывает

ReO_2 восстановительная усиливается

$\text{Э}_2\text{O}_7$

$\text{Э}_2\text{O}_7$	ΔG°_f , кДж/моль	ΔH°_f , кДж/моль
Mn_2O_7	-543,4	-746
Tc_2O_7	-936,6	-1117
Re_2O_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 ² 3d ⁶	Co: 4s ² 3d ⁷	Ni: 4s ² 3d ⁸
Ru:	5s ¹ 4d ⁷	Rh: 5s ¹ 4d ⁸	Pd: 5s ⁰ 4d ¹⁰
Os:	6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶	Ir: 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷	Pt: 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹

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

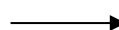
Os – голубовато-белый.

Температура плавления

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
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

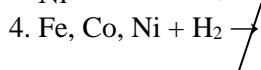
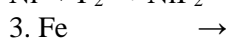
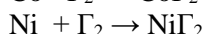
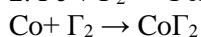
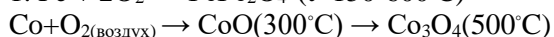
Co: входит в состав витамина B₁₂, способствует синтезу гемоглобина. Co⁶⁰ – для лечения злокачественных заболеваний (кобальтовая пушка).

Ni: усиливает работу кроветворных органов, входит в состав фермента уреазы, катализатор расщепления мочевины на CO₂ и NH₃.

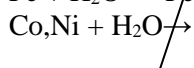
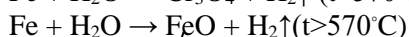
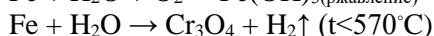
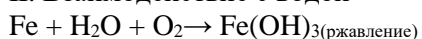
Pt: антираковые препараты.

Химические свойства

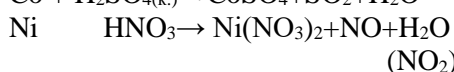
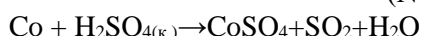
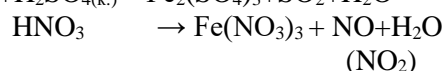
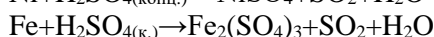
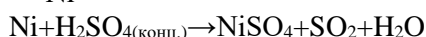
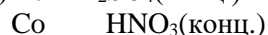
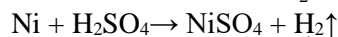
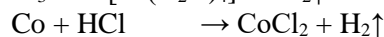
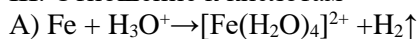
I. Взаимодействие с металлами:



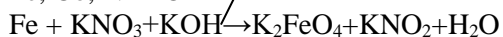
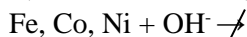
II. Взаимодействие с водой



III. Отношение к кислотам



IV. Отношение к щелочам



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

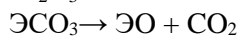
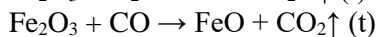
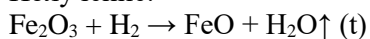
Ответ: Важнейшие соединения

Степень окисления +2.

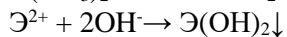
FeO(чёрный)	CoO(тёмно-зелёный, почти чёрный)	NiO (зелёный)	
Fe(OH) ₂ (кр.-белый, в раств.- т.-зел.)	Co(OH) ₂ (тёмно-фиолет. → розоватый)	Ni(OH) ₂ (св.-зелёный)	
Гидроксид	Fe(OH) ₂	Co(OH) ₂	Ni(OH) ₂
K _s	8·10 ⁻¹⁶	2·10 ⁻¹⁶	6·10 ⁻¹⁸

К _b	1·10 ⁻⁴	4·10 ⁻⁵	3·10 ⁻⁵
----------------	--------------------	--------------------	--------------------

Получение:



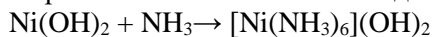
Э = Co, Ni



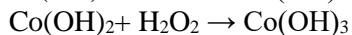
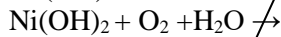
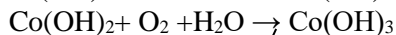
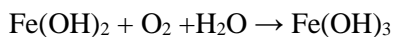
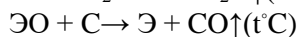
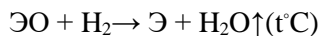
Основные, с небольшой долей амфотерности:



Образование комплексных соединений



ОВ свойства.

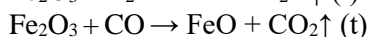
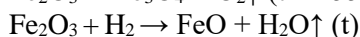
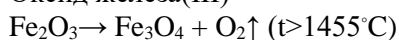


Fe(OH) ₂	↓	восстановительная
Co(OH) ₂		активность
Ni(OH) ₂		уменьшается

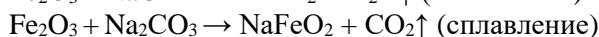
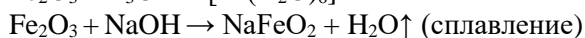
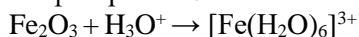
Степень окисления +3

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

Оксид железа(III)



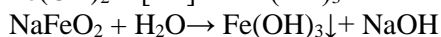
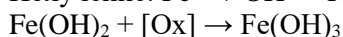
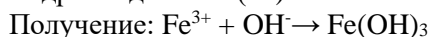
Амфотерность:



Взаимные переходы оксидов железа:



Гидроксид железа(III)



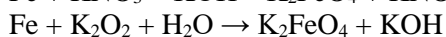
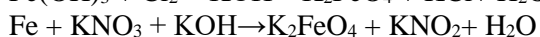
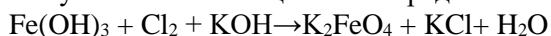
$\text{Fe}(\text{OH})_3 (K_b = 10^{-10})$ – амфотерен, с преобладанием основных свойств.

$\text{Co}(\text{OH})_3$ – основной

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

Степень окисления +6: ферраты.

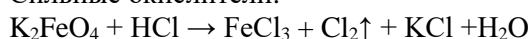
Получение – ОВР в щелочной среде:



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

Ag

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

Cu))

18 1

Ag))

18 1

Au))

18 1

Сильное поляризующее действие и собственная сильная поляризация.

Cu^{2+} , Cu^+

Ag^+ мягкие кислоты

Au^{3+} Au^+

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

	+1	+2	+3
Cu	(+)	+	
Ag	+		
Au	(+)		+

Изменение свойств элементов в подгруппе

Свойство	Элемент		
	Cu	Ag	Au
$R_{\text{ат.}}, \text{Å}$	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

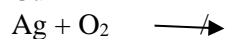
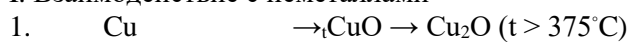
Физические свойства

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

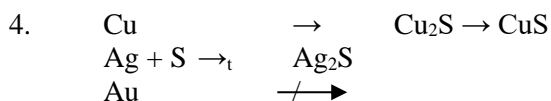
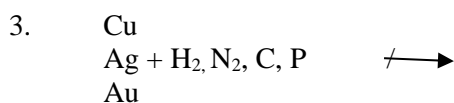
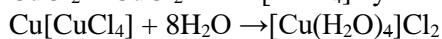
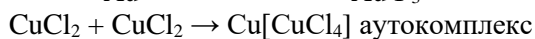
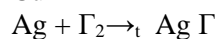
Вторичная периодичность

Химические свойства

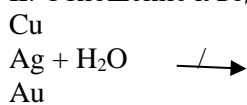
I. Взаимодействие с неметаллами



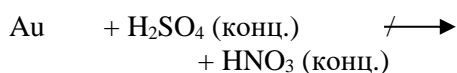
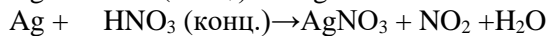
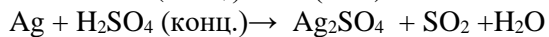
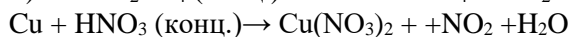
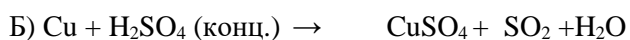
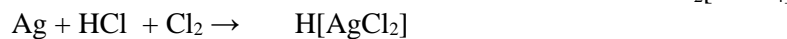
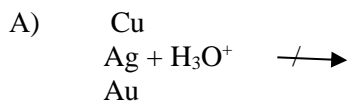
Au

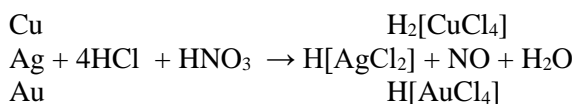
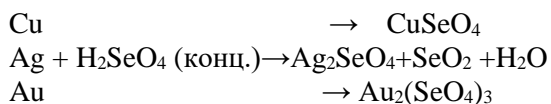


II. Отношение к воде

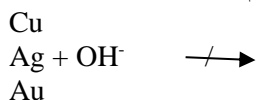


III. Отношение к кислотам

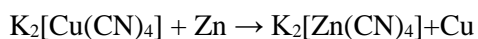
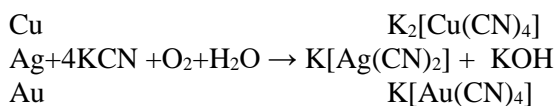




IV. Отношение к щелочам



V. Взаимодействие в растворимыми цианидами.
Метод Багратиона.

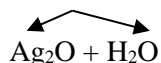
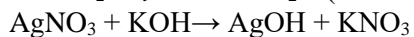
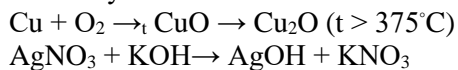


Важнейшие соединения

I. Оксиды

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

Получение:



AuOH → Au₂O + H₂O (осторожное нагревание до 200 °С) II. Гидроксиды

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

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

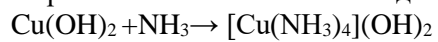
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ -преобладание основных свойств

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

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

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

Образование комплексных соединений.



$\text{Au}(\text{OH})_3$ или H_3AuO_3 амфотерен с преобладанием кислотных свойств ($K_{\text{а1}} = 10^{-12}$)

Соли: AgNO_3 , AgHal , CuSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и т.д.

Окислительно- восстановительные реакции и образование комплексных соединений:

