

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:

Бионеорганическая и физическая химия

основная профессиональная образовательная программа высшего
профессионального образования - программа специалитета

30.05.01 МЕДИЦИНСКАЯ БИОХИМИЯ

Тестовые задания для прохождения промежуточной аттестации (модуль бионеорганическая химия)

Разработчик материалов данного модуля: доцент Слонская Т.К.

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	1

	$\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \leftrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$ равен: 1) 1/2 2) 1/3 3) 1,0 4) 2,0.	
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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 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

	4) $\text{CO}_2 = \text{C} + \text{O}_2$ $\Delta H = +394 \text{ кДж}$	
003	Наибольшее количество энергии ВЫДЕЛЯЕТСЯ в реакции образования: 1) $\text{N}_2 + 2\text{H}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$ $\Delta H^0 = + 50 \text{ кДж/моль}$ 2) $0,5\text{N}_2 + 1,5\text{H}_2 = \text{NH}_3$ $\Delta H^0 = - 46 \text{ кДж/моль}$ 3) $\text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O}_2$ $\Delta H^0 = - 188 \text{ кДж/моль}$ 4) $0,5\text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H^0 = - 286 \text{ кДж/моль}$	4
004	Наибольшим поглощением энергии сопровождается реакция: 1) $0,5 \text{N}_2 + 1,5 \text{H}_2 = \text{NH}_3$ $\Delta H = -46\text{кДж/моль}$ 2) $\text{N}_2 + 2 \text{H}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$ $\Delta H = +50 \text{ кДж/моль}$ 3) $0,5 \text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{NO}_2$ $\Delta H = +34 \text{ кДж/моль}$ 4) $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ $\Delta H = +10 \text{ кДж/моль}$	2
005	Наибольшее количество теплоты поглощается в реакции: 1) $\text{HI} = 0,5 \text{H}_2 + 0,5 \text{I}_2$ $\Delta H = -26 \text{ кДж}$ 2) $\text{CS}_2 = \text{C} + 2\text{S}$ $\Delta H = -38 \text{ кДж}$ 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
006	ВЫДЕЛЕНИЕ наибольшего количества теплоты происходит в реакции: 1) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ $\Delta H = +52 \text{ кДж}$ 2) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ $\Delta H = -72 \text{ кДж}$ 3) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $\Delta H = -184 \text{ кДж}$ 4) $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ $\Delta H = -538 \text{ кДж}$	4
007	Наибольшее количество энергии поглощается 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) $\text{HCN} = 0,5 \text{H}_2 + \text{C} + 0,5\text{N}_2$ $\Delta H = -105\text{кДж/моль}$	3
008	Наибольшее количество теплоты выделяется в реакции образования 1) $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$ $\Delta H = +55 \text{ кДж/моль}$ 2) $\text{C} + 0,5 \text{O}_2 = \text{CO}$ $\Delta H = - 111 \text{ кДж/моль}$ 3) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\Delta H = - 394 \text{ кДж/моль}$ 4) $0,5 \text{H}_2 + \text{C} + 0,5 \text{N}_2 = \text{HCN}$ $\Delta H = + 105\text{кДж/моль}$	3
009	Наибольшее количество энергии ПОГЛОЩАЕТСЯ в реакции образования: 1) $\text{N}_2 + 2\text{H}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$ $\Delta H^0 = + 50 \text{ кДж/моль}$ 2) $0,5\text{N}_2 + 1,5\text{H}_2 = \text{NH}_3$ $\Delta H^0 = - 46 \text{ кДж/моль}$ 3) $\text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O}_2$ $\Delta H^0 = - 188 \text{ кДж/моль}$ 4) $0,5\text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H^0 = - 286 \text{ кДж/моль}$	1
010	При образовании 1 моль какого вещества поглощается наименьшее количество энергии? 1) $0,5 \text{N}_2 + 1,5 \text{H}_2 = \text{NH}_3$ $\Delta H = - 46\text{кДж/моль}$ 2) $\text{N}_2 + 2 \text{H}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$ $\Delta H = + 50 \text{ кДж/моль}$ 3) $0,5 \text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{NO}_2$ $\Delta H = + 34 \text{ кДж/моль}$ 4) $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ $\Delta H = + 10 \text{ кДж/моль}$	4

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

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
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: $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_2_{(\text{газ})}$, если $\Delta G_{\text{ре}}^{\circ} = 0$? 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) Vl_2 (жидк.) 2) Vl_2 (газ) 3) Vl_2 (тв.) 4) HBr	1
008	Для какого из перечисленных веществ стандартная теплота образования принимается равной 0? 1) H_2O (ж) 2) (O) 3) N_2 (газ) 4) I_2 (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

№	Задание	Ответ
---	---------	-------

ОС		
001	При стандартных состояниях веществ реакция $3\text{I}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} = 6\text{I}^- + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+$ протекает: 1) вправо 2) влево 3) система находится в равновесии	2
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: $4\text{KI} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ протекает 1) вправо 2) влево 3) система находится в равновесии	1
005	При стандартных состояниях веществ реакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Cl}^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$ 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 $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ протекает: 1) вправо 2) влево 3) система находится в равновесии	1
009	При стандартных состояниях веществ реакция $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2$ протекает: 1) вправо 2) влево 3) система находится в равновесии	2
010	При стандартных состояниях веществ реакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$ 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° имеет следующее значение: 1) $\Delta G^\circ > 0$ 2) $\Delta G^\circ < 0$ 3) $\Delta G^\circ = 0$ 4) $\Delta G^\circ = 1$	3
002	Если $\Delta G^\circ = 0$, то константа равновесия при 298 К: 1) $K=0$ 2) $K > 1$ 3) $K < 1$ 4) $K = 1$	4
003	Константа равновесия для реакции $2\text{A}_{\text{газ}} + \text{B}_{\text{газ}} = 2\text{C}_{\text{газ}} + \text{D}_{\text{газ}}$ выражается уравнением: 1) $K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$ 2) $K = \frac{[\text{C}]^2[\text{D}]}{[\text{A}]^2[\text{B}]}$ 3) $K = \frac{[2\text{C}][\text{D}]}{[2\text{A}][\text{B}]}$ 4) $K = \frac{[2\text{C}]^2[\text{D}]}{[2\text{A}]^2[\text{B}]}$	2

004	Если $\Delta G^0 < 0$, константа равновесия реакции при $T = 298 \text{ K}$, имеет значение: 1) $K_p = 0$ 2) $K_p > 1$ 3) $K_p < 1$ 4) $K_p = 1$	2
005	Какое значение имеет ΔG^0 , если при 298 K 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 K 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°K , если $\Delta G^0 > 0$? 1) $K = 0$ 2) $K < 1$ 3) $K > 1$ 4) $K = 1$	2
008	Закон действующих масс для равновесия $\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{газ})}$ имеет вид: 1) $K = \frac{[\text{C}][\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$ 2) $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$ 3) $K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$ 4) $K = \frac{[\text{CO}]}{[\text{CO}_2]}$	2
009	Какое значение имеет ΔG , если при 298 K $K_c > K_c^\circ$? 1) $\Delta G > 0$ 2) $\Delta G < 0$ 3) $\Delta G^0 = 0$ 4) $\Delta G = 1$	2
010	Закон действующих масс для равновесия $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{тв.})} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(\text{р-р})} + 2(\text{OH}^-)_{(\text{р-р})}$ имеет вид: 1) $K_c = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]}{1}$ 2) $K_c = \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]}$ 3) $K_c = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2$ 4) $K_c = \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2}$	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 $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightleftharpoons \text{H}_+ + \text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, ввести некоторое количество натрия тетрабората $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ равновесие сместится: 1) вправо 2) влево 3) равновесие не сместится	2
002	При повышении общего давления равновесие $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ 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 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ некоторого количества натрия ацетата (CH_3COONa) равновесие сместится: 1) вправо 2) влево 3) равновесие не сместится	2
004	При повышении давления равновесие $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ сместится: 1) влево 2) вправо 3) равновесие не сместится,	2

	4) для ответа на вопрос необходимо указать тепловой эффект реакции	
005	В каком направлении сместится равновесие $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$, если в систему ввести некоторое количество KNO_2 ? 1) влево 2) вправо 3) равновесие не сместится	1
006	В каком направлении сместится равновесие $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H^0 = -92,2$ 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 $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$, 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: $4\text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 2\text{Cl}_{2(\text{газ})}$? 1) влево 2) вправо 3) равновесие не сместится	2
009	Если в систему $\text{HS}^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ ввести некоторое количество натрия гидроксида равновесие сместится: 1) вправо 2) влево 3) равновесие не сместится	1
010	Если в систему $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$ 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 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	4

	2) 0,5 моль/л раствор NaNO_3 3) 0,2 моль/л раствор $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 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 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 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 молярные доли растворенного вещества, 4) имеющие одинаковую процентную концентрацию.	1
010	В каком из эквимольных растворов осмотическое давление минимально при одинаковой температуре? 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) 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 $(\text{CH}_3)_2\text{NH}^*$ * $K_b((\text{CH}_3)_2\text{NH}) = 6,0 \cdot 10^{-4}$	1
003	Наиболее слабым основанием является частица: 1) 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:	2

1) NO_2^- 2) HCO_3^- 3) S^{2-} 4) PO_4^{3-}

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) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	2
002	рН водного раствора AlCl_3 : 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	2
003	рН водного раствора FeCl_3 : 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	2
004	рН водного раствора K_2SO_3 : 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	1
005	Укажите рН водного раствора $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	1
006	Укажите рН водного раствора KClO 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	1
007	Укажите рН водного раствора NaCN 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	1
008	Укажите рН водного раствора K_3PO_4 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	1
009	Укажите рН водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	2
010	Укажите рН водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 1) $\text{pH} > 7$ 2) $\text{pH} < 7$ 3) $\text{pH} = 7$	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 $\text{pH} = 7$: 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 $\text{pH} = 7$: 1) 10^{-7} моль/л 2) 10^{-14} моль/л 3) 10^{-1} моль/л 4) 7 моль/л	1
005	рН раствора HI с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен: 1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	1

006	рН раствора натрия гидроксида с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен: 1) 2 2) 4 3) 0,01 4) 12	4
007	Концентрация ионов H_3O^+ в растворе с рН = 12: 1) 10^{-2} моль/л 2) 10^{-12} моль/л 3) 12 моль/л 4) 0,12 моль/л	2
008	Если рОН 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	рН 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 рН = 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

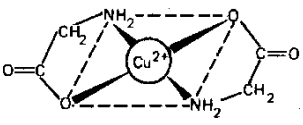
№ ОС	Задание	Ответ
001	Названию хлоропентамминкобальт(III)хлорид соответствует формула: 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$	1
002	Координационное число и степень окисления комплексообразователя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

	$\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)\text{Br}] \text{Br}$	
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. Структура, образование и разрушение комплексных соединений.

Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ

№ ОС	Задание	Ответ
001	Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ можно растворить действием реактива: 1) 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

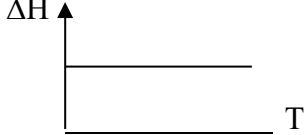
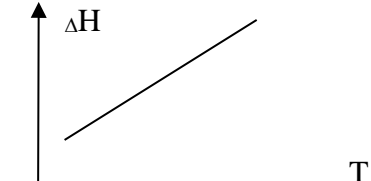
№ ОС	Задание	Ответ
001	Наибольшую энергию гидратации имеет ион: 1) K^+ 2) Li^+ 3) Rb^+ 4) Na^+	2
002	Электронная формула $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ соответствует иону: 1) Ba^{2+} 2) Sr^{2+} 3) Ra^{2+}	1
003	Наиболее слабые основные свойства проявляет оксид: 1) MgO 2) BaO 3) BeO	3
004	Какой из металлов 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

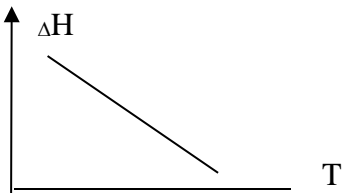
**Тема: «Основные понятия химической термодинамики.
Характеристические функции. Химический потенциал. Термодинамика
химического равновесия»**

№	Задания	Ответ
1	Первому началу термодинамики соответствует уравнение: 1. $\Delta H = \Delta U + W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\ln K = - \Delta G^0 / (RT)$ 5. $\Delta G = RT \ln(\Pi_c) / K_c$	1
2	К какому типу термодинамических систем относится живой организм: 1) Открытая 2) Закрытая 3) Изолированная 4) Гомогенная	1
3	На что расходуется теплота, подведенная к термодинамической системе: 1) На изменение внутренней энергии системы	3

	2) На совершение работы против действия внешних сил 3) На совершение работы и изменение внутренней энергии системы 4) На поддержание постоянства внутреннего состояния системы	
4	Энтропия это: 1) Мера неупорядоченности (беспорядка) системы 2) Вероятность состояния системы 3) Теплосодержание системы 4) Функция процесса системы	1
5	Самопроизвольный процесс протекает в изолированной системе: 1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S \ll 0$, 4) $\Delta S = 0$.	1
6	Какая термодинамическая функция является критерием самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе? 1) Внутренняя энергия 2) Энергия Гиббса 3) Энтальпия 4) Энтропия	2
7	В ходе процессов возгонки, испарения, растворения энтропия 1) Уменьшается 2) Увеличивается 3) Не изменяется 4) Сначала увеличивается, потом уменьшается	2
8	Какие термодинамические характеристики из перечисленных ниже являются функциями состояния: 1) энтальпия, 2) энергия Гиббса, 3) теплота, 4) работа	1, 2
9	При кристаллизации воды с образованием льда в закрытом сосуде: 1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S = 0$, 4) $\Delta S \gg 0$.	2
10	При плавлении льда: 1) $\Delta S > 0$, 2) $\Delta S < 0$, 3) $\Delta S \ll 0$, 4) $\Delta S = 0$.	1
11	Изменение энтропии при изотермическом расширении одного моль идеального газа описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = - R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n \Delta S_{пр} - \sum n \Delta S_{исх}$	4

	4) $\Delta S = R \ln P_1 / P_2$	
12	Примером термодинамической системы можно считать: 1) 100 молекул 2) запаянная пробирка с веществом 3) окружающая среда 4) 10 молекул	2
13	Изолированной называется такая система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U \neq$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m = 0, \Delta U = 0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U = 0$	3
14	Открытой называется система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U = 0$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m = 0, \Delta U \neq 0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U = 0$	2
15	Закройтой называется система, для которой: 1) $\Delta m = 0, \Delta U = 0$ 2) $\Delta m \neq 0, \Delta U \neq 0$ 3) $\Delta m = 0, \Delta U \neq 0$ 4) $\Delta m \neq 0, \Delta U = 0$	3
16	Энтальпия реакции может быть вычислена по энтальпиям сгорания продуктов (P) и реагентов (R): 1) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (R) - \sum n \Delta H^0_c (P)$ 2) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (P) - \sum n \Delta H^0_c (R)$ 3) $\Delta H^0_{рц} = \sum n \Delta H^0_c (R) + \sum n \Delta H^0_c (P)$ 4) $\Delta H^0_{рц} = \sum \Delta H^0_c (R) / \Delta H^0_c (P)$	1
17	Изменение энтропии при фазовом переходе описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = - R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n S_{пр} - \sum n S_{исх}$ 4) $\Delta S = - R \ln P_2 / P_1$	1
18	Термодинамический подход к определению энтропии описывается формулой: 1) $S = k \ln w$ 2) $\Delta S = - R \ln P_2 / P_1$ 3) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 4) $\Delta S = - R \sum x_i \ln x_i$	3
19	Изменение энтропии при нагревании вещества описывается формулой: 1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$ 2) $\Delta S = - R \sum x_i \ln x_i$ 3) $\Delta S_{рц} = \sum n S_{пр} - \sum n S_{исх}$ 4) $\Delta S = C \ln T_2 / T_1$	4

20	<p>Изменение энтропии при проведении химической реакции описывается формулой:</p> <p>1) $\Delta S = \frac{Q}{T}$</p> <p>2) $\Delta S = -R \sum x_i \ln x_i$</p> <p>3) $\Delta S_{\text{рц}} = \sum n S_{\text{пр}} - \sum n S_{\text{исх}}$</p> <p>4) $\Delta S = C \ln T_2 / T_1$</p>	3
21	<p>Приведенное уравнение $\Delta H_{\text{рц}}^{\circ}(T_2) = \Delta H_{\text{рц}}^{\circ}(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$ соответствует:</p> <p>1. Интегральной форме уравнения Клапейрона-Клаузиуса</p> <p>2. Интегральной форме изобары Вант-Гоффа</p> <p>3. Интегральной форме изохоры Вант-Гоффа</p> <p>4. Интегральной форме уравнения Кирхгофа.</p>	4
22	<p>Как соотносятся величины ΔH и ΔU для следующей химической реакции: $4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г})$</p> <p>1) $\Delta H > \Delta U$ 2) $\Delta H < \Delta U$ 3) $\Delta H = \Delta U$ 4) $\Delta H = \Delta U = 0$</p>	1
23	<p>Правильным является утверждение: внутренняя энергия - функция состояния, приращение которой равно теплоте</p> <p>1) изобарного процесса, 2) изохорного процесса</p> <p>3) изотермического процесса, 4) в условиях равновесия</p>	2
24	<p>Правильным является утверждение: энтальпия - функция состояния, приращение которой равно теплоте</p> <p>1) изохорного процесса, 2) изобарного процесса</p> <p>3) изотермического процесса, 4) в условиях равновесия</p>	2
25	<p>Стандартная энтальпия образования нитрата натрия равна энтальпии реакции:</p> <p>1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$</p> <p>2) $\text{Na} + \frac{1}{2}\text{N}_2 + \frac{3}{2}\text{O}_2 = \text{NaNO}_3$</p> <p>3) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{NaNO}_3$</p> <p>4) $\text{Na}^+ + \text{NO}_3^- = \text{NaNO}_3$</p>	2
26	<p>В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:</p>  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$ 3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p \rightarrow \infty$</p>	3
27	<p>В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:</p>  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$</p> <p>3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p = \infty$</p>	2

28	<p>В соответствии с уравнением Кирхгофа и на основании графика можно утверждать, что для исследуемой реакции изменение теплоемкости:</p>  <p>1) $\Delta C_p < 0$ 2) $\Delta C_p > 0$ 3) $\Delta C_p = 0$ 4) $\Delta C_p = \infty$</p>	1
29	<p>Рассчитайте температуру, при которой станет возможным проведение данного процесса: $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2 \text{CO}(\text{г})$, $\Delta H_{\text{рц}}^0 = 173 \text{ кДж/моль}$, $\Delta S_{\text{рц}}^0 = 176 \text{ Дж/моль К}$</p> <p>1) 983 К 2) 1983 К 3) 830 К 4) 1017 К</p>	1
30	<p>Какое утверждение правильно?</p> <p>1) цельная кровь - это гетерогенная система 2) плазма крови - это гетерогенная система 3) кровь и плазма - это гетерогенные системы 4) кровь и плазма - это гомогенные системы.</p>	1
31	<p>Для реакции $\text{A}(\text{тв}) + \text{B}(\text{ж}) = \text{A}(\text{раствор})$. $\Delta H_{\text{рц}} > 0$; $\Delta S_{\text{рц}} > 0$ Какой из факторов способствует самопроизвольному растворению вещества?</p> <p>1) энтальпийный 2) энтропийный 3) оба способствуют 4) оба препятствуют</p>	2
32	<p>Какими термодинамическими функциями характеризуются изобарно-изотермические процессы?</p> <p>1) Свободная энергия Гиббса 2) Свободная энергия Гельмгольца 3) Энтропия 4) Внутренняя энергия</p>	1
33	<p>Какое из данных выражений, определяющих энергию Гиббса, является правильным?</p> <p>1) $\Delta G = \Delta U - T\Delta S$ 2) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3) $\Delta G = \Delta A + P\Delta V$ 4) $\Delta G = U + P\Delta V$</p>	2
34	<p>В состоянии равновесия энергия Гиббса системы:</p> <p>1) $G = \text{const}$, 2) $\Delta G > 0$, 3) $\Delta G < 0$, 4) $\Delta G \ll 0$.</p>	1
35	<p>Энергия Гельмгольца определяется соотношением:</p> <p>1) $A = U + pV$, 2) $A = U - TS$, 3) $A = H - TS$, 4) $A = PV$</p>	2
36	<p>В состоянии равновесия энергия Гельмгольца системы:</p> <p>1) $A = \text{const}$, 2) $A > 0$, 3) $A < 0$, 4) $A \ll 0$.</p>	1
37	<p>В изохорно-изотермических условиях в системе самопроизвольно могут осуществляться только процессы, в результате которых:</p> <p>1) $\Delta A > 0$, 2) $\Delta A < 0$, 3) $\Delta A = 0$</p>	2

38	В закрытой системе протекает самопроизвольный процесс. Как изменяется энергия Гиббса системы? 1) $\Delta G > 0$, 2) $\Delta G < 0$, 3) $\Delta G = 0$, 4) $G = \text{const}$	2
39	В изобарно-изотермических условиях в системе самопроизвольно могут осуществляться только процессы, в результате которых: 1) $\Delta G < 0$, 2) $\Delta G > 0$, 3) $G = \text{const}$	1
40	Энергия Гиббса определяется соотношением: 1) $G = U + pV$ 2) $G = H - TS$ 3) $G = TS$ 4) $G = H + A$	2
41	Энергия Гельмгольца определяется соотношением: 1) $A = U + pV$ 2) $A = H - TS$ 3) $A = U - TS$ 4) $A = PV$	3
42	Уравнению изотермы химической реакции при стандартных условиях соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\ln K = -\Delta G^0 / (RT)$	4
43	Уравнению изотермы химической реакции соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$ 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 3. $\ln K = \Delta H / (RT)$ 4. $\Delta G = RT \ln(\Pi_C) / K_C$	4
44	Уравнению изобары химической реакции соответствует: 1. $\Delta U = Q - W$. 2. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. 3. $\ln K = -\frac{\Delta H}{RT} + \text{const}$ 4. $\ln K = -\Delta G^0 / (RT)$.	3
45	Из уравнения изобары химической реакции следует, что в экзотермическом процессе с ростом температуры константа равновесия: 1) уменьшается 2) увеличивается 3) не изменяется 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	1
46	Из уравнения изобары химической реакции следует, что для эндотермической реакции с ростом температуры константа равновесия: 1) уменьшается 2) растет 3) не изменяется 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	2

47	Уравнение изотермы химической реакции имеет вид: 1) $\Delta G_{\text{рц}} = -RT \ln K_a + RT \ln P_a$, 2) $\Delta H = \Delta U + W$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta H - T \Delta S$ 4) $RT \ln(P_a/K_a) = 0$	1
48	Константа равновесия для реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ имеет следующую оценку измерения: 1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³ 4. моль ⁴ /л ⁴	1
49	К изменению значения термодинамической константы равновесия химической реакции приведет: 1) введение катализатора; 2) изменение температуры; 3) изменение концентрации реагирующих веществ; 4) отвод продуктов реакции	2
50	В соответствии с уравнением изобары химической реакции при $\Delta H_{\text{р,т}} = 0$ с ростом температуры константа равновесия: 1) увеличивается 2) уменьшается 3) остается постоянной 4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	3
51	В соответствии с изотермой химической реакции при $K_a > P_a$: 1) $\Delta G_{\text{рц}} = 0$ 2) $\Delta G_{\text{рц}} > 0$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G_{\text{рц}}^0$ 4) $\Delta G_{\text{рц}} < 0$	4
52	В соответствии с изотермой химической реакции при $K_a < P_a$: 1) $\Delta G_{\text{рц}} > 0$ 2) $\Delta G_{\text{рц}} < 0$ 3) $\Delta G_{\text{рц}} = 0$ 4) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G_{\text{рц}}^0$	1
53	Состояние химического равновесия наблюдается при: 1) $P_c > K_c$ 2) $P_c < K_c$ 3) $P_c = K_c$ 4) K_c не является мерой химического равновесия	3
54	Константа равновесия для реакции $\text{CaCO}_3 (\text{тв.}) \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ имеет следующую оценку измерения: 1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³ 4. моль ⁴ /л ⁴	1
55	Константа равновесия для реакции $(\text{PbI}_4)^{2-} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 4\text{I}^-$ имеет следующую оценку измерения: 1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³	4

	4. моль ⁴ /л ⁴	
56	Согласно уравнению гомогенной химической реакции $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$, $\Delta\text{H}^0_{\text{г}} > 0$. Для смещения равновесия в сторону продуктов реакции необходимо: 1) увеличить концентрацию водорода 2) повысить температуру 3) понизить температуру 4) увеличить концентрацию кислорода	2

Тема: «Равновесия в растворах электролитов. Электропроводность растворов. Буферные растворы»

№	Задание	Ответ
57	К электродам 2-го рода относятся 1) Индикаторные электроды 2) Электроды сравнения 3) Редокс-электроды 4) Ионоселективные	2
58	Как схематически записывают каломельный электрод: 1) $\text{Ag} / \text{AgCl} / \text{Cl}^-$ 2) $\text{Pt} / \text{Hg} / \text{Hg}_2\text{SO}_4 / \text{SO}_4^{2-}$ 3) $\text{Ag} / \text{Ag}_2\text{SO}_4 / \text{SO}_4^{2-}$ 4) $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	4
59	Из каких электродов состоит гальванический элемент Даниэля-Якоби: 1) медного и кадмиевого 2) кадмиевого и цинкового 3) медного и цинкового 4) цинкового и железного	3
60	Кондуктометрия – это метод измерения: 1) сопротивления 2) электропроводности 3) подвижности ионов	2
61	Стеклянный электрод используют как: 1) электрод сравнения 2) индикаторный электрод	2

	<p>3) электрод второго рода</p> <p>4) редокс - электрод</p>	
62	<p>Уравнение Вант-Гоффа $\pi = i \cdot C(x) \cdot R \cdot T$ справедливо:</p> <p>1) для любых растворов и условий</p> <p>2) для растворов электролитов</p> <p>3) для растворов неэлектролитов</p> <p>4) для разбавленных растворов, подчиняющихся закону Рауля</p>	2
63	<p>Электрохимические цепи, в которых электроды отличаются лишь активностями участников электродной реакции, называются:</p> <p>1) концентрационными</p> <p>2) физическими</p> <p>3) химическими</p> <p>4) сдвоенными</p> <p>5) активными</p>	1
64	<p>Самым подвижным ионом в водных растворах является ион:</p> <p>1) Li^+</p> <p>2) Cs^+</p> <p>3) H_3O^+</p> <p>4) OH^-</p>	3
65	<p>Раствором какой соли заполняют солевой мостик при приготовлении гальванического элемента?</p> <p>1) KCl</p> <p>2) K_2SO_4</p> <p>3) Na_3PO_4</p> <p>4) NaNO_3</p>	1
66	<p>Какой из этих электродов можно использовать как индикаторный при определении pH раствора?</p> <p>1) первого рода</p> <p>2) амальгамный</p> <p>3) каломельный</p> <p>4) стеклянный</p>	4
67	<p>Как должен быть составлен элемент, чтобы в нем протекала реакция $\text{Zn} + 2 \text{Fe}^{3+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$?</p> <p>1) $\text{Pt} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Pt}$</p> <p>2) $\text{Pt} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Zn}^{2+} \text{Zn} \text{Pt}$</p>	1

	3) $\text{Cu} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Cu}$ 4) $\text{Pt} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{2+} \text{Fe}^{3+} \text{Pt}$	
68	К электродам II рода относят: 1) медный электрод Cu^{2+}/Cu 2) водородный электрод $2\text{H}^+/\text{H}_2$ (Pt) 3) хлорсеребряный электрод $\text{Ag}/\text{AgCl}/\text{Cl}^-$ 4) цинковый электрод Zn^{2+}/Zn	3
69	Для измерения pH желудочного содержимого можно взять в качестве индикаторного электрода: 1) стеклянный 2) хлорсеребряный 3) каломельный 4) графитовый	1
70	К индикаторным электродам относят: 1) редокси-электрод 2) хлорсеребряный электрод 3) стеклянный электрод 4) каломельный электрод	3
71	К электродам сравнения относят: 1) Водородный электрод 2) Хлорсеребряный электрод 3) Стеклянный электрод 4) Хингидронный электрод	2
72	Из приведенных записей электродов выберите электрод II рода: 1) Zn^{2+}/Zn 2) $\text{Pt}/\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ 3) $(\text{Pt}) \text{H}_2/2\text{H}^+$ 4) $(\text{Pt}) \text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	2
73	Сравните pH водных растворов хлорида аммония(I) и хлорида калия(II) одинаковых концентраций 1) $\text{pH}_I = \text{pH}_{II}$ 2) $\text{pH}_I < \text{pH}_{II}$ 3) $\text{pH}_I \approx \text{pH}_{II}$ 4) $\text{pH}_I > \text{pH}_{II}$	2
74	Сравните pH растворов гидроксида натрия с концентрацией 0,1 моль/л (I) и раствора ацетата натрия такой же концентрации (II): 1) $\text{pH}_I = \text{pH}_{II}$ 2) $\text{pH}_I < \text{pH}_{II}$	4

	3) $pH_I \gg pH_{II}$ 4) $pH_I > pH_{II}$	
75	Зона буферного действия кислотной буферной системы HA/A^- ограничена интервалом: 1) $pK_a(A^-) \pm 1$ 2) $pK_a(HA) \pm 1$ 3) $pOH \pm pK_b$ 4) $pOH + pH$	2
76	Для расчета pH буферной системы HA/A^- используют уравнение, вытекающее из закона действующих масс: 1) $pH = pK_a - \frac{C_k}{C_{c.o.}}$ 2) $pH = pK_a + \lg \frac{C_{c.o.}}{C_k}$ 3) $pH = pK_a \pm 1$ 4) $pH = pK_a - \lg \frac{C_{c.o.}}{C_k}$	2
77	Зона буферного действия может быть рассчитана по формуле: 1) $pH = pK_a - \frac{C_k}{C_{c.o.}}$ 2) $pH = pK_a + \lg \frac{C_{c.o.}}{C_k}$ 3) $pH = pK_a \pm 1$ 4) $pH = pK_a - \lg \frac{C_{c.o.}}{C_k}$	3
78	Ацетатный буфер могут образовывать следующие пары веществ: 1. $CH_3COOH + CH_3COONa$, взяты в эквивалентных количествах 2. $CH_3COOH + NaCl$ 3. $CH_3COOH + NaOH$; $NaOH$ – в избытке 4. $CH_3COOH + HCl$, взяты в эквивалентном количестве	1
79	Можно ли приготовить аммиачно-аммонийный буферный раствор с $pH = 6,5$? ($pK_a(NH_4^+) = 9,25$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении калий хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	2
80	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $HPO_3 + KNO_3$; 2) $NaOH + HNO_3$; 3) $H_2SO_4 + KHSO_4$; 4) $NH_3 + NH_4Cl$	4
81	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $H_3BO_3 - Na_2B_4O_7$ 2) $NH_3 - NH_4Cl$ 3) $KH_2PO_4 - K_2HPO_4$ 4) $CH_3COOH - CH_3COOK$	3

82	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 4) $\text{HH}_\text{B} - \text{HH}_\text{B}\text{O}_2$	4
83	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов? 1) $\text{KNO}_3 + \text{HNO}_3$; 2) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$; 3) $\text{HOH} + \text{HCl}$; 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KHSO}_4$	2
84	Можно ли приготовить аммиачный буферный раствор с $\text{pH} = 3,5$? ($\text{pK}_\text{a}(\text{NH}_4^+) = 9,25$) 1) можно при добавлении натрия хлорида, 2) нельзя, 3) можно, 4) можно при достаточной концентрации компонентов	2
85	Можно ли приготовить пропионатный буферный раствор с $\text{pH} = 4,5$? ($\text{pK}_\text{a}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}) = 5,2$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальция хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
86	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} - \text{C}_2\text{H}_5\text{COONa}$ 4) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$	1
87	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $\text{HNO}_3 + \text{KNO}_3$; 2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$; 3) $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$; 4) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$	4
88	Можно ли приготовить ацетатный буферный раствор с $\text{pH} = 6,8$? ($\text{pK}_\text{a}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальция хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	2
89	Можно ли приготовить фосфатный буферный раствор с $\text{pH} = 8$? ($\text{pK}_\text{a} = 7,12$) 1) можно, 2) можно при добавлении кальция хлорида, 3) нельзя, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
90	Фосфатный буферный раствор могут образовывать следующие пары веществ: 1. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$, взяты в эквивалентных количествах 2. $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4$, взяты в эквивалентных количествах 3. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$, взяты в эквивалентных количествах 4. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$, взяты в эквивалентном количестве	2

91	<p>Можно ли приготовить ацетатный буферный раствор с $\text{pH} = 5,2$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$)</p> <p>1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальция хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.</p>	1
92	<p>Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови:</p> <p>1) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 2) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{KHCO}_3$ 4) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$</p>	3
93	<p>При добавлении к буферной системе небольших количеств сильной кислоты ее значения pH:</p> <p>Сохраняется неизменным</p> <p>Незначительно понижается</p> <p>Незначительно повышается</p> <p>Резко возрастает</p>	2
94	<p>При добавлении к буферной системе небольших количеств сильного основания ее значения pH:</p> <p>Сохраняется неизменным</p> <p>Незначительно понижается</p> <p>Незначительно повышается</p> <p>Резко падает</p>	3
95	<p>Какие из перечисленных веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов:</p> <p>$\text{KOH} + \text{KCl}$</p> <p>$\text{HCl} + \text{KCl}$</p> <p>$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$</p> <p>$\text{KCl} + \text{NaNO}_3$</p>	3
96	<p>С какими значениями pH можно приготовить бикарбонатный буфер, если $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,52$?</p> <p>$\text{pH} = 2$</p> <p>$\text{pH} = 9$</p> <p>$\text{pH} = 7$</p> <p>$\text{pH} = 4$</p>	3
97	<p>С какими значениями pH можно приготовить аммиачный буфер, если $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$?</p>	1

	<p>pH = 10</p> <p>pH = 7</p> <p>pH = 12</p> <p>pH = 6</p>	
98	<p>Аммонийно-аммиачную буферную систему могут образовывать следующие пары веществ:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$; HCl – в недостатке 2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$, взяты в эквивалентном количестве 3. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}$, взяты в эквивалентном количестве 4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3$, взяты в эквивалентном количестве 	4
99	<p>Для расчета pH буферной системы HA / A^- используют уравнение, вытекающее из закона действующих масс:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) $\text{pH} = \text{pK} - \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 2) $\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{C_{\text{с.о.}}}{C_{\text{к}}}$ 3) $\text{pH} = \text{pK}_a$ 4) $\text{pOH} = \text{pK}_b$ 	2

Тема: «Кинетика химических реакций. Интегральные уравнения различных порядков. Зависимость скорости реакции от температуры. Сложные реакции. Катализ»

№ ОС	Задание	ответ
100	<p>Химическая кинетика изучает:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) превращение одних форм энергии в другие; 2) вероятность протекания самопроизвольных и несамопроизвольных химических процессов; 3) скорость и механизм протекания химических реакций в зависимости от различных факторов 	3
101	<p>Молекулярность реакции определяют по:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) начальной стадии 2) конечной стадии 3) элементарной стадии 	3
102	<p>Имеет ли размерность (единицы измерения) константа скорости реакции?</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) не имеет размерности 2) имеет размерность скорости 3) размерность определяется интегральной формой кинетического уравнения для различных порядков реакции 4) зависит от условий протекания реакции 	3
103	<p>Скорость гомогенной каталитической реакции не зависит от:</p>	3

	1) природы катализатора 2) концентрации катализатора 3) площади поверхности катализатора 4) способности катализатора участвовать в реакции 5) температуры	
104	Какая из приведенных реакций мономолекулярна: 1) $2 \text{NO}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + \text{O}_2$ 2) $2 \text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ 4) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	3
105	Какой знак имеет величина скорости реакции: 1) Всегда положительна 2) Положительна, если выражена через изменение концентрации продуктов реакции и отрицательна, если выражена через изменение концентрации исходных веществ 3) Зависит от механизма реакции (в случае обратимой реакции скорость положительна для прямой стадии и отрицательна для обратной) 4) Все ответы неверны	1
106	Могут ли порядок реакции и молекулярность быть дробными величинами? 1) Нет 2) Да 3) Порядок – да, молекулярность – нет 4) Порядок – нет, молекулярность - да	3
107	Зависимость скорости реакции от температуры описывает уравнением: 1) Аррениуса 2) Кирхгофа 3) Штаудингера 4) Гесса	1
108	Скорость элементарной химической реакции с увеличением времени её протекания: 1) увеличивается 2) уменьшается 3) изменяется неоднозначно 4) не изменяется	2
109	Константа скорости химической реакции зависит от следующих факторов: 1) время, температура, концентрация участников реакции;	4

	<p>2) концентрация участников реакции, температура;</p> <p>3) время, механизм реакции, температура;</p> <p>4) механизм реакции, температура</p>	
110	<p>Для определения константы скорости реакции второго порядка графическим методом следует построить график в координатах:</p> <p>1) $\ln C - t$</p> <p>2) $1/C - t$</p> <p>3) $1/C^2 - t$</p> <p>4) $C - 1/t$</p>	2
111	<p>При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «$C - t$». Какой порядок имеет данная реакция?</p> <p>1) нулевой</p> <p>2) первый</p> <p>3) второй</p> <p>4) третий</p>	1
112	<p>При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «$1/C^2 - t$». Какой порядок имеет данная реакция?</p> <p>1) нулевой</p> <p>2) первый</p> <p>3) второй</p> <p>4) третий</p>	4
113	<p>Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Средняя скорость - это (выбрать вариант расчета):</p> <p>1) $-dc/dt$;</p> <p>2) $-\Delta c/\Delta t$;</p> <p>3) k_c;</p> <p>4) подходят все варианты.</p>	2
114	<p>Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Мгновенная скорость - это (выбрать вариант расчета):</p> <p>1) $-dc/dt$;</p> <p>2) $-\Delta c/\Delta t$;</p> <p>3) k_c;</p> <p>4) подходят все варианты.</p>	1
115	<p>С увеличением энергии активации скорость реакции:</p> <p>1) остается неизменной</p>	3

	<p>2) увеличивается</p> <p>3) уменьшается</p> <p>4) проходит через максимум</p>	
116	<p>Какая из реакций с указанными энергиями активации (кДж/моль) протекает с меньшей скоростью:</p> <p>1) 70</p> <p>2) 100</p> <p>3) 40</p> <p>4) 50</p>	2
117	<p>Как называется энергия необходимая для эффективного столкновения молекул при начале химической реакции:</p> <p>1) электродвижущая сила</p> <p>2) кинетическая энергия</p> <p>3) энергия активации</p> <p>4) потенциальная энергия</p>	3
118	<p>Предэкспоненциальный множитель (A) в уравнении Аррениуса определяется с учетом:</p> <p>1) общего числа соударений между молекулами реагирующих веществ;</p> <p>2) пространственной ориентации сталкивающихся молекул;</p> <p>3) числа столкновений между молекулами и вероятности того, что сталкивающиеся молекулы благоприятно ориентированы в пространстве.</p>	3
119	<p>Уравнение Аррениуса $k = A \exp(-E_a/RT)$ – это</p> <p>1) зависимость энергии активации от температуры,</p> <p>2) зависимость константы скорости от энергии активации,</p> <p>3) зависимость константы скорости от температуры,</p> <p>4) зависимость числа соударений от температуры.</p>	3
120	<p>В каких координатах должна быть представлена зависимость для графического определения энергии активации?</p> <p>1) $\ln k - 1/T$;</p> <p>2) $k - T$;</p> <p>3) $\ln k - T$;</p> <p>4) $k - 1/T$.</p>	1
121	<p>Реакция 2-го порядка протекает по механизму 1-го порядка при условии:</p> <p>1) концентрация одного из реагентов значительно больше второго,</p> <p>2) концентрации исходных реагентов равны,</p> <p>3) наличие катализаторов,</p> <p>4) при всех указанных выше условиях.</p>	1

**Тема: «Дисперсные системы. Поверхностные явления. Адсорбция.
Уравнения адсорбции»**

№ ОС	Задание	ответ
122	К поверхностно-инактивным веществам относят: 1) белки 2) минеральные кислоты 3) спирты 4) мыла	2
123	Укажите поверхностно-инактивное вещество по отношению к воде: 1) HNO ₃ 2) C ₂ H ₅ OH 3) C ₆ H ₁₂ O ₆ 4) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	1
124	Поверхностно-активными веществами по отношению к воде являются: 1) Минеральные соли 2) Щелочи 3) Мыла 4) Спирты 5) Органические кислоты	3, 5
125	Какие из перечисленных веществ будут поверхностно-неактивными на границе раздела вода - воздух? 1. Na ₂ CO ₃ 4. CH ₃ COOH 7. Na ₂ SO ₄ 10. KNO ₃ 2. C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ 5. C ₂ H ₅ COOH 8. C ₁₀ H ₂₁ SO ₃ Na 3. C ₃ H ₇ OH 6. C ₆ H ₁₂ O ₆ 9. C ₁₂ H ₂₅ NH ₃ Cl	2, 6
126	Во сколько раз возрастает поверхностная активность при переходе от водного раствора муравьиной кислоты к масляной (коэффициент Траубе = 3)? 1) 9 2) 6 3) 27 4) 12	3
127	Выберите вещества, снижающие поверхностное натяжение воды 1) сахара 2) хлорид калия 3) масляная кислота 4) соляная кислота 5) стеарат калия 6) нитрат натрия	3, 5
128	Укажите поверхностно-активное вещество по отношению к воде: 1) HNO ₃ 2) C ₂ H ₅ OH	2

	3) C ₆ H ₁₂ O ₆ 4) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	
129	Укажите поверхностно-неактивное вещество по отношению к воде: 1) HNO ₃ 2) C ₂ H ₅ OH 3) C ₆ H ₁₂ O ₆ 4) KCl	3
130	Уравнение Шишковского – это: 1) $\Gamma = - \frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}$ 2) $\sigma_0 - \sigma = \Gamma_{\infty} RT \ln(1+A \cdot c)$ 3) $\Gamma = K \cdot c^{1/n}$ 4) $\frac{g_{n+1}}{g_n} = 3 \div 3, 5$	2
131	С возрастанием температуры физическая адсорбция: 1) увеличивается 2) уменьшается 3) не изменяется 4) меняется по разному	2
132	Какой вид приобретает уравнение изотермы Ленгмюра $A = A_{\infty} \cdot \frac{K \cdot c_{равн.}}{1 + K \cdot c_{равн.}}$ при малых значениях c _{равн.} ? 1) A = A _∞ ; 2) A = A _∞ · c; 3) A = c; 4) A = const · c.	4
133	Правило Траубе-Дюкло справедливо: 1) в области больших концентраций ПАВ 2) при любых концентрациях ПАВ 3) в области малых концентраций ПАВ 4) в области средних концентраций ПАВ	3
134	Какой вид приобретает уравнение изотермы Ленгмюра $A = A_{\infty} \cdot \frac{K \cdot c_{равн.}}{1 + K \cdot c_{равн.}}$ при больших значениях c _{равн.} ? 1) A = A _∞ ; 2) A = A _∞ · c; 3) A = c; 4) A = const · c.	1
135	С возрастанием температуры химическая адсорбция: 1) увеличивается; 2) не изменяется; 3) уменьшается.	1
136	В какой системе координат уравнение изотермы адсорбции Фрейндлиха представляет собой прямую линию? 1) a, c; 2) lg a, c; 3) a, lg c; 4) lg a, lg c.	4
137	При переходе от одного гомолога к следующему при их одинаковой концентрации в водном растворе величина адсорбции: 1) уменьшается 2) увеличивается 3) не изменяется.	2
138	При переходе от одного гомолога ПАВ к следующему предельная адсорбция: 1) увеличивается в 3 – 3,5 раза,	3

	2) уменьшается в 3 – 3,5 раза, 3) одинаковая.	
139	В какой системе координат уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра представляет собой прямую линию? 1) 1/Г, 1/с; 2) Г, с; 3) Г _∞ , Т; 4) lg Г, lg с; 5) 1/ Г _∞ , 1/с	1
140	Уравнение Ленгмюра для описания процесса адсорбции имеет вид: 1) $\Gamma = - \frac{c}{RT} \frac{d\sigma}{dc}$ 2) $\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{K \cdot c_{равн.}}{1 + K \cdot c_{равн.}}$ 3) $\Gamma = K \cdot P^{1/n}$ 4) $\sigma_0 = \sigma - B \ln(1+A \cdot c)$	2
141	Уравнение Гиббса для описания процесса адсорбции имеет вид: 1) $\Gamma = - \frac{c}{RT} \frac{d\sigma}{dc}$ 2) $\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{K \cdot c_{равн.}}{1 + K \cdot c_{равн.}}$ 3) $\Gamma = K \cdot P^{1/n}$ 4) $\sigma_0 = \sigma - B \ln(1+A \cdot c)$	1

Тема: «Лиофобные дисперсные системы. Классы дисперсных систем»

№ ОС	Задание	Ответ
142	Переход прямой эмульсии в обратную (или наоборот) называют: 1) коалесценция, 2) коагуляция, 3) эмульгирование, 4) обращение фаз.	4
143	Гидрозо́ль AgI получен по реакции обмена при избытке раствора KI. Какой знак заряда коллоидной частицы? Какие из ионов Na ⁺ , Mg ²⁺ , Al ³⁺ , CN ⁻ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ следует отнести к ионам-коагуляторам данного золя? 1) Заряд отрицательный, ионы коагуляторы: Na ⁺ , Mg ²⁺ , Al ³⁺ 2) Заряд положительный, ионы коагуляторы: Na ⁺ , Mg ²⁺ , Al ³⁺ 3) Заряд отрицательный, ионы коагуляторы: CN ⁻ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ 4) Заряд положительный, ионы коагуляторы: CN ⁻ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ 5) Заряд отрицательный, ионы коагуляторы: Na ⁺ , CN ⁻ , SO ₄ ²⁻ 6) Заряд положительный, ионы-коагуляторы: Al ³⁺ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	1

144	<p>Выберите правильно изображенную формулу мицеллы коллоидной частицы:</p> <p>1) $\{m\text{AgCl } n\text{Na}^+ (n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ 2) $\{m\text{AgCl } n\text{SO}_4^{2-} 2(n-x)\text{Ag}^+\}^{2x-} 2x\text{Ag}^+$ 3) $\{m\text{AgCl } n\text{Cl}^- (n-x)\text{Na}^+\}^{x-} x\text{Na}^+$ 4) $\{m\text{AgCl } n\text{Cl}^- (n-x)\text{Na}^+\}^{x+} x\text{Na}^+$</p>	3
145	<p>Золь AgBr получен смешением 8 мл 0,05М раствора NaBr и 10 мл 0,02М AgNO_3. Какой заряд имеет коллоидная частица этого золя:</p> <p>1) положительный 2) отрицательный 3) не имеет заряда 4) для ответа на вопрос необходимы дополнительные данные</p>	2
146	<p>В мицелле $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ агрегатом является:</p> <p>1) $n\text{FeO}^+$ 2) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	2
147	<p>Ядром мицеллы $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ является:</p> <p>1) $n\text{FeO}^+$ 2) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	3
148	<p>Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ являются:</p> <p>1) $n\text{FeO}^+$ 2) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	1
149	<p>Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ являются:</p> <p>1) $n\text{FeO}^+$ 2) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m n\text{FeO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	4
150	<p>Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[\text{Al}(\text{OH})_3]_m n\text{AlO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ являются:</p> <p>1) $n\text{AlO}^+$ 2) $[\text{Al}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Al}(\text{OH})_3]_m n\text{AlO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	1
151	<p>Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[\text{Al}(\text{OH})_3]_m n\text{AlO}^+(n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} x\text{Cl}^-$ являются:</p> <p>1) $n\text{AlO}^+$ 2) $[\text{Al}(\text{OH})_3]_m$ 3) $[\text{Al}(\text{OH})_3]_m n\text{AlO}^+$ 4) $x\text{Cl}^-$</p>	4

152	В мицелле $\{[Al(OH)_3]_m nAlO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} xCl^-$ коллоидной частицей является: 1) $nAlO^+$ 2) $[Al(OH)_3]_m$ 3) $[Al(OH)_3]_m nAlO^+$ 4) $\{[Al(OH)_3]_m nAlO^+(n-x)Cl^-\}^{x+}$	4
153	В мицелле $\{[SiO_2]_m nHSiO_3^-(n-x)H^+\}^{x-} xH^+$ агрегатом является: 1) $nHSiO_3^-$ 2) $\{[SiO_2]_m$ 3) $[SiO_2]_m nHSiO_3^-$ 4) xH^+	2
154	Ядром мицеллы $\{[SiO_2]_m nHSiO_3^-(n-x)H^+\}^{x-} xH^+$ является: 1) $nHSiO_3^-$ 2) $\{[SiO_2]_m$ 3) $[SiO_2]_m nHSiO_3^-$ 4) xH^+	3
155	Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[SiO_2]_m nHSiO_3^-(n-x)H^+\}^{x-} xH^+$ являются: 1) $nHSiO_3^-$ 2) $\{[SiO_2]_m$ 3) $[SiO_2]_m nHSiO_3^-$ 4) xH^+	1
156	Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[SiO_2]_m nHSiO_3^-(n-x)H^+\}^{x-} xH^+$ являются: 1) $nHSiO_3^-$ 2) $\{[SiO_2]_m$ 3) $[SiO_2]_m nHSiO_3^-$ 4) xH^+	4

Тестовые вопросы с открытым ответом

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

	концентрацией 0,01 моль/л.	
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.	<p>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 $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -24,6$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = +66,6$ кДж/моль</p>	-91,2 кДж/моль
19.	<p>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 $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = 11,3$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = -10,5$ кДж/моль</p>	-21,8
20.	<p>Определить энтальпию реакции: $\text{Li}(\text{г}) + \text{Na}^+(\text{г}) = \text{Li}^+(\text{г}) + \text{Na}(\text{г})$, зная энергии ионизации:</p> $\text{Li}(\text{г}) = \text{Li}^+(\text{г}) + \text{e}^- \quad \Delta H_{\text{обр.}} = 520 \text{ кДж/моль}$ $\text{Na}(\text{г}) = \text{Na}^+(\text{г}) + \text{e}^- \quad \Delta H_{\text{обр.}} = 496 \text{ кДж/моль}$	24
21.	<p>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 $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г})$: $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{б/в}) = -24,6$ кДж/моль; $\Delta H_{\text{раств.}}(\text{к/г}) = + 43,9$ кДж/моль</p>	- 68,8

22.	Стандартные энтальпии растворения стронция(II) хлорида и стронция(II) хлорида гексагидрата составляют - 47,6 и +30,9 кДж/моль соответственно. Рассчитать энтальпию гидратации безводного стронция(II) хлорида, кДж/моль.	- 78,5
23.	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	- 64,5
24.	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	-108,1
25.	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	- 137,59

26	Вычислить энтропию испарения бензола при температуре кипения 353К, если теплота испарения $\Delta H = 30,9$ кДж/моль. Ответ дать (Дж/моль·К) в формате XX,X.	87,5
27	Вычислить энтропию плавления $\text{H}_2\text{O}_{\text{кр.}}$, если при $T_{\text{пл}} = 273$ К, теплота плавления $\Delta H = 6,02$ кДж/моль. Ответ дать (Дж/моль·К) в формате XX.	22
28	Чему равно давление пара бензола над раствором с мольной долей толуола 0,6, если общее давление пара над раствором 31,6 кПа, а давление пара чистого толуола 18,5 кПа? Ответ дать в формате XX,X.	20,5
29	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 20^0 до 50^0 С? Температурный коэффициент равен 3.	27
30	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 25^0 до 55^0 С? Температурный коэффициент равен 4.	64
31	Во сколько раз увеличивается скорость прямой реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ при увеличении общего давления в три раза, если считать, что реакция является простой?	27
32	Вычислите ионную силу водного раствора MgCl_2 с концентрацией 0,1 моль/л.	0,3
33	Вычислите ионную силу водного раствора CuSO_4 с концентрацией 0,02 моль/л.	0,08
34	Во сколько раз ионная сила водного раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ выше ионной силы раствора AgNO_3 той же концентрации? Ответ дать в виде целого числа.	3
35	Вычислите ионную силу водного раствора, содержащего 0,1 моль/л KNO_3 и 0,1 моль/л HNO_3 .	0,2

36	Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить степень диссоциации кислоты в растворе с $C(\text{HNO}_2) = 0,05$ моль/л. Ответ дать в формате X,X.	0,1
37	Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить рН раствора с $C(\text{HNO}_2) = 0,05$ моль/л. Ответ дать в формате X,X	2,3
38	Значение константы диссоциации молочной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ равно $1,38 \cdot 10^{-4}$. Вычислить степень диссоциации кислоты в растворе с $C(\text{кислоты}) = 0,345$ моль/л. Ответ дать в формате X,XX.	0,02
39	Значение константы диссоциации молочной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ равно $1,38 \cdot 10^{-4}$. Чему равен рН, если концентрация анионов кислоты равна $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Ответ дать в формате X.	2
40	Рассчитайте ионную силу раствора, полученного внесением: 0,005 моль NaCl и 0,1 моль Na_2SO_4 в 100 г воды. Ответ дать в формате X,XX	3,05
41	В реакции первого порядка $A \rightarrow B + C$ исходная концентрация $C = 0,2$ моль/л, концентрация A к моменту времени 10 мин равна 0,03 моль/л. Вычислить константу скорости реакции. Ответ не округлять, дать в формате X,XXX	0,189
42	Вычислите ионную силу водного раствора NaCl с концентрацией 0,1 моль/л.	0,1
43	К 100 мл ацетатного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с $C = 0,01$ моль/л. При этом рН изменился от 5,3 до 4,8. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXX.	0,002
44	К 50 мл пропионатного буферного раствора добавили 6 мл соляной кислоты с $C = 0,05$ моль / л. При этом рН изменился от 5,5 до 5,0. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0012
45	Рассчитайте рН буферного раствора, полученного сливанием 200 мл раствора аммиака с $C = 0,02$ моль/л и 400 мл раствора аммония хлорида с $C = 0,01$ моль/л ($\text{pK}_a = 9,25$). Ответ дать в формате X,XX	9,25
46	Рассчитайте рН буферного раствора, составленного из 100 мл раствора натрия гидрокарбоната с $C = 0,02$ моль/л и 200 мл угольной кислоты с $C = 0,01$ моль/л ($\text{pK}_a = 6,52$). Ответ дать в формате X,XX.	6,52
47	К 100 мл фосфатного буферного раствора добавили 20 мл раствора натрия гидроксида с $C = 0,1$ моль/л. При этом рН изменился от 7,2 до 7,4. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,X.	0,1
48	К 200 мл аммиачного буферного раствора добавили 20 мл натрия гидроксида с $C = 0,01$ моль/л. При этом рН изменился от 9,3 до 9,6. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
49	К 100 мл аммиачного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с $C = 0,01$ моль/л. При этом рН изменилось от 9,3 до 9. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
50	Вычислите ионную силу водного раствора MgSO_4 с концентрацией 0,1 моль/л.	0,4

**Вопросы для прохождения промежуточной аттестации.
Модуль бионеорганическая химия.**

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 $T = 298 \text{ K}$.

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

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

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 рассмотрений различных явлений природы.

По ИЮПАК принята следующая система знаков:

+ ΔE – приращение,

+Q – теплота получена,

+W – работа совершена НАД системой,

- ΔE – убыль внутренней энергии

-Q – теплота отдана 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 , 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 :

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Пример:

$$\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{Na}_{\text{тв.}}) = 0$$

$$\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{I}_{\text{тв.}}) = 0$$

$$\Delta H^0_{\text{обр.}} (\text{I}_{2 \text{ газ}}) \neq 0$$

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

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

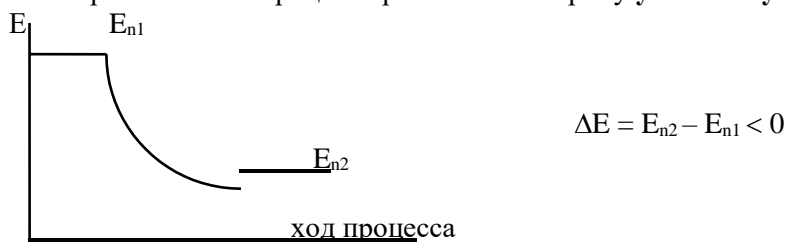
Ответ:

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:

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

Формулировка Больцмана – статистическая характеристика энтропии.

Итак, по значению ΔS можно прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.

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

Энтропия вещества зависит от:

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

2) агрегатного состояния вещества

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

- 3) температуры.
С ростом температуры S растёт.

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.

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

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:

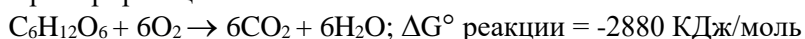
Изменение энергии Гиббса при образовании заданных продуктов из данных реагентов при постоянных давлении и температуре не зависит от числа и вида реакций, в результате которых образуются эти продукты.

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

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

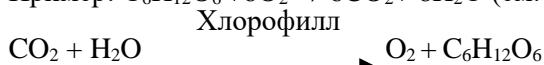
Z – общее число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

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

$$\Delta E^{\circ} = \Delta D C = E^{\circ}_{\text{ox1/red1}} - E^{\circ}_{\text{ox2/red2}}$$

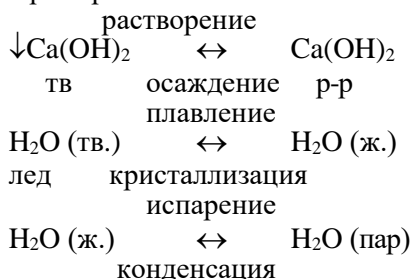
Считают, что если
 $|\Delta G_{\text{реакции}}| \leq 10 \text{ кДж/моль}$ – реакция обратима
 $|\Delta G_{\text{реакции}}| \geq 10 \text{ кДж/моль}$ – необратима в данных условиях

Для примера с гемоглобином $\Delta G_{\text{реакции}} = -11 \text{ кДж/моль}$ – реакция обратима
NB! Изменив условия, можно необратимую реакцию сделать обратимой и наоборот.
 Пример: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (см. ранее) – необратимый процесс



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

Пример



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

Основная характеристика – константа равновесия определяется Законом действующих масс

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

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

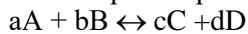
[] – равновесные концентрации продуктов и реагентов, K_c – константа химического равновесия.

Вопрос 8. Основной закон химического равновесия.

Ответ: Закон действующих масс

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

Рассмотрим обратимую по направлению реакцию общего вида.



реагенты продукты

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

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

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

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

Размерность константы химического равновесия определяется стехиометрией процесса.

Для примера с гемоглобином

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

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

Вопрос 9. Уравнение изотермы химической реакции

Ответ:

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

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

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

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

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

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

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:

$$\Delta P = RT \ln P - RT \ln K = 0$$

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

$P_c = K_c$ – 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 T на смещение равновесия самостоятельно по Ершову стр. 39.

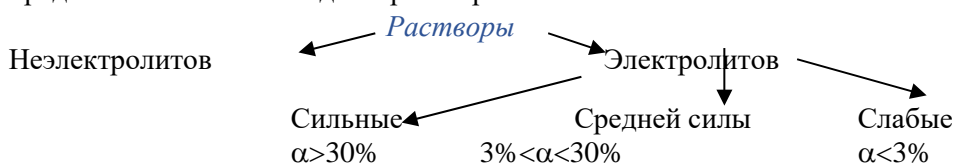
Полученные с помощью уравнения изотермы химической реакции выводы о влиянии температурного, концентрационного и других факторов на равновесие, находятся в полном соответствии с **принципом Ле-Шателье**:

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 .

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

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

$$K_s - \text{справочная величина} = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

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

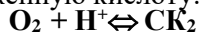
Протолитическая теория Бренстеда – Лоури

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:

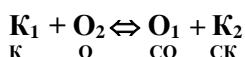


Анионы многоосновных кислот, H_2O , NH_3 , и растворители им подобные являются **амфолитами** – могут быть и основанием и кислотой

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

Имеем обратимый процесс:

кислотно – основное взаимодействие или кислотно – основное равновесие:

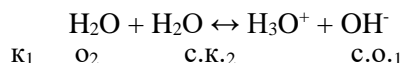


Реакции нейтрализации, ионизации, гидролиза с точки зрения протолитической теории кислот и оснований Бренстеда – Лоури являются частными случаями кислотно – основного взаимодействия или кислотно – основного равновесия.

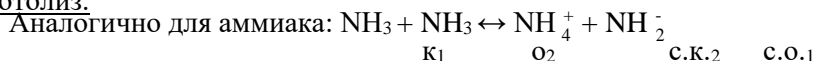
Вопрос 12. Процессы ионизации (диссоциации) воды и аммиака согласно протолитической теории кислот и оснований.

Ответ:

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



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



По закону действующих масс константа диссоциации воды выражается уравнением:

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

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

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

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

$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ моль²/л² (при $T = 298 \text{ K}$) называется ионным произведением воды. Т.к. диссоциация воды – процесс эндотермический ($\Delta H^0 = +56,5 \text{ кДж/моль}$), то $K(\text{H}_2\text{O})$ зависит от температуры. $K(\text{H}_2\text{O})$ растет с ростом температуры.

В чистой воде при $T = 298 \text{ K}$: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-14} = 10^{-7}$.

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

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

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

$$\text{Гидроксильный показатель среды: } \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Если $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ – среда нейтральная, $\text{pH} < 7$ – среда кислая, $\text{pH} > 7$ – среда щелочная

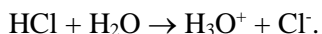
$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-]$$

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

$$14 = pH + pOH$$

Вопрос 13. Определение pH растворов сильных электролитов.

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



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

Активных одиночных ионов, т.е. ионов, не принимающих в данный момент участие в межйонных 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 межйонных взаимодействий.

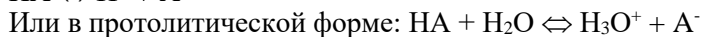
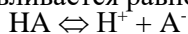
Очевидно, в разбавленных растворах $f \rightarrow 1$ и $a = C$. Поэтому в разбавленных растворах мы можем пользоваться C , а для концентрированных растворов в расчетные формулы вместо C должна входить активность:

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

Вопрос 14. Расчет pH растворов слабых электролитов

Ответ:

Пример: 0,1 моль/л раствор сильной кислоты (HCl) содержит больше ионов водорода, чем 0,1М раствор слабой кислоты (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:

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

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

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

Расчет pH раствора слабой кислоты (1 способ)

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



Запишем ЗДМ для данного равновесия:

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

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

Отсюда ЗДМ (*) может быть записан как:

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

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

Расчет pH раствора слабой кислоты (2 способ)

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

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

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

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

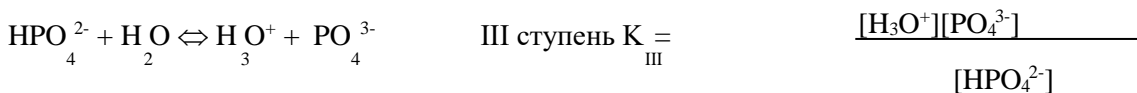
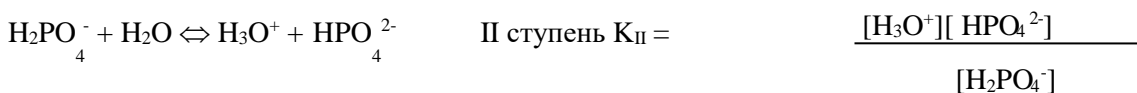
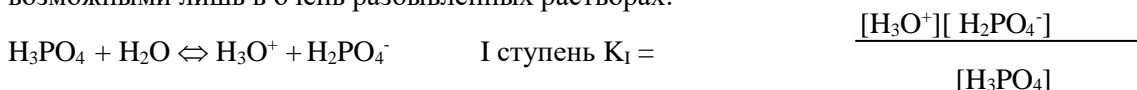
$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}, \text{ если } \alpha \ll 1, \text{ то } 1 - \alpha \approx 1, \text{ тогда } K = \alpha^2 C, \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \text{ или } \alpha = \sqrt{K \cdot V},$$

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:



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

Для слабой кислоты общего вида имеем в растворе:



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

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

Вопрос 15. Расчетные формулы для pH растворов гидролизующихся солей*Ответ:* Гидролиз по аниону

$$K_r \text{ по аниону} = \frac{K_{H_2O}}{K_k} = \frac{K_w}{K_a} \quad (*)$$

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

 C_0 – исходная концентрация соли

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

$$\alpha_r = \frac{K_r}{C_0} = \frac{K_w}{K_a \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону

$$K_r \text{ по катиону} = \frac{K_{H_2O}}{K_o} = \frac{K_w}{K_b}$$

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

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

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

$$\alpha_r = \frac{K_r}{C_0} = \frac{K_w}{K_b \cdot C_0}$$

Гидролиз по катиону и аниону (разложение водой)

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

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

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

$$\alpha_r = \sqrt{K_r} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Вопросы для промежуточной аттестации.**Модуль физическая химия.**

1. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая).

Ответ: Химическая термодинамика (наука о движении тепла) – раздел химии, изучающий энергетику химических и фазовых превращений, направление протекания химических процессов, химические и фазовые равновесия. Термодинамика отвечает на вопрос о возможности протекания процесса и ничего не говорит об его скорости.

В термодинамике объектом рассмотрения всегда является система.

Термодинамическая система — любой объект природы, состоящий из достаточно большого количества частиц (не менее 10^{10} — 10^{13}) и отделенный реальной или воображаемой границей от окружающей среды.

Или совокупность тел, способных обмениваться друг с другом веществом и энергией и по-разному взаимодействующих с окружающей средой.

Различают 3 типа термодинамических систем:

а) Изолированные системы — не могут обмениваться с окружающей средой ни энергией, ни массой. ($U = \text{const}$, $\Delta U = 0$; $m = \text{const}$, $\Delta m = 0$)

Примеры: изолированный термостат, Вселенная в целом.

б) Закрытые системы — могут обмениваться с окружающей средой энергией, но не массой. ($\Delta U \neq 0$; $m = \text{const}$, $\Delta m = 0$)

Пример закрытой системы — совокупность молекул растворенного вещества. Внешней же средой здесь является все остальное, начиная с растворителя (если он не участвует в реакции). Поэтому в химической термодинамике наиболее часто рассматривают именно закрытые системы.

в) Открытые системы — это системы, которые могут обмениваться с окружающей средой и энергией, и массой ($\Delta U \neq 0$, $\Delta m \neq 0$).

Здесь самый важный пример — живые объекты.

2. Основные понятия термодинамики: термодинамические параметры, состояние термодинамической системы, функция состояния, процесс.

Ответ: Состояние системы – совокупность физических и химических свойств системы, характеризующих ее термодинамическое состояние.

Состояние системы: равновесное, неравновесное, переходное, стационарное.

Равновесное состояние системы – все свойства системы остаются постоянными в течение как угодно большого промежутка времени, и в системе отсутствуют потоки вещества и энергии.

Стационарное состояние системы - все свойства системы остаются постоянными в течение как угодно большого промежутка времени, и в системе происходят процессы обмена с окружающей средой веществом и энергией.

Все прочие состояния системы являются, по существу, переходными — либо к равновесному, либо к стационарному состоянию.

Чтобы описать то или иное состояние, используют термодинамические характеристики.

Эти характеристики можно классифицировать двумя способами.

а), Во-первых, их делят на экстенсивные и интенсивные.

I. Экстенсивные параметры зависят от количества вещества и складываются при сложении однородных компонентов.

Примеры — объем (V), масса (m), количество вещества (n), энергия (E), относящиеся ко всей системе или к отдельным ее частям, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса.

II. Интенсивные характеристики не зависят от количества вещества и выравниваются при контакте систем или частей системы. Сюда относятся такие параметры, как температура (T), давление (P), плотность (ρ), концентрация (c).

б) Другая классификация.

I. Одни характеристики можно рассматривать как основные, которые определяют состояние вещества. Их называют параметрами состояния (функции процесса). Обычно в

качестве таковых берут следующие характеристики — T , P и n , т. е. температуру, давление и количество вещества.

II. Остальные характеристики зависят от этих трех параметров, а значит, в целом от состояния системы. Поэтому их называют *функциями состояния*. Более полно описывают состояние системы, нельзя определить их абсолютное значение. Примеры: ΔH (энтальпия), ΔS (энтропия), ΔU (внутренняя энергия), ΔG (энергия Гиббса).

Значение любой из функций состояния не зависит от способа достижения системой данного состояния, а зависит только от самого этого состояния.

Процесс – переход системы из одного состояния в другое (любое изменение одного или нескольких параметров системы).

Процессы: изохорный ($V = \text{const}$), изобарный ($p = \text{const}$), изотермический ($T = \text{const}$), адиабатический ($Q = 0$).

3. Нулевое начало термодинамики. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия.

Ответ: Нулевое начало термодинамики - две системы, находящиеся в термическом равновесии (при одной и той же температуре) с третьей системой, состоят в термическом равновесии друг с другом. (обосновывает введение понятия температуры).

Внутренняя энергия U [Дж, кДж, кДж/моль]

Внутренняя энергия – сумма энергий взаимодействия (U взаимодействия) и движения (U движения) частиц, образующих систему. $U = U$ взаимодействия + U движения

Внутренняя энергия системы – это сумма энергии теплового движения молекул, внутримолекулярной энергии и энергии межмолекулярного взаимодействия.

Абсолютное значение U ни измерить, ни рассчитать нельзя. Внутренняя энергия зависит от свойств системы и является функцией состояния системы.

Изменение внутренней энергии в ходе химического процесса не зависит от пути перехода, а определяется только начальным и конечным состоянием системы

Первое начало термодинамики (I начало термодинамики): $Q = \Delta U + W$,

где ΔU – приращение (увеличение) внутренней энергии

Q – поглощенная системой теплота, Дж

W – работа, совершаемая системой, Дж

• Формулировка первого начала термодинамики

Теплота (Q), полученная системой в некотором процессе, расходуется на приращение внутренней энергии системы (ΔU) и работу (W), совершаемую системой над окружающей средой.

• Q и W - не являются функциями состояния! Зависят от пути протекания процесса.

+ ΔU – увеличение (приращение) внутренней энергии

- ΔU – уменьшение внутренней энергии

+ Q – теплота, поглощенная системой, Дж

+ W – работа, совершаемая системой, Дж

- W – работа, совершенная над системой, Дж

При изохорном процессе $Q_v = \Delta U$ – вся теплота, поглощенная системой, расходуется на увеличение ее внутренней энергии. Отсюда вытекает еще одно определение внутренней энергии: внутренняя энергия – это функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изохорном процессе.

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: $W = p \cdot \Delta V$

4. Стандартное состояние вещества. Стандартные энтальпии (теплоты) образования и сгорания веществ.

Ответ: Стандартная энтальпия образования соединения – тепловой эффект реакции образования 1 моль сложного вещества из простых веществ при условии, что все участники процесса находятся в стандартном состоянии. Стандартные теплоты образования веществ – справочные величины, табулируются, как правило, при 298 К: $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298}$; $\Delta_f H^{\circ}_{298}$

Стандартные условия – давление 101,3 кПа и фиксированная температура, при которой данное вещество устойчиво. Температура, как правило, 298 К.

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

Стандартные теплоты образования простых веществ в устойчивых агрегатных состояниях и аллотропных модификациях приняты равными 0.

Стандартная энтальпия сгорания вещества - теплота, которая выделяется при окислении в избытке кислорода 1 моль вещества, взятого в стандартном состоянии, до высших оксидов, входящих в него элементов (CO_2 , H_2O), или (N_2 , SO_2) для веществ, содержащих азот и серу, обозначается $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}, 298}$; $\Delta_c H^{\circ}_{298}$

Стандартные энтальпии сгорания высших оксидов равны нулю.

$\Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) = 0$ кДж/моль; $\Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{P}_2\text{O}_5) = 0$ кДж/моль; $\Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) = 0$ кДж/моль

5. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

Ответ: Закон Гесса гласит, что тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути процесса (от числа и вида промежуточных стадий, которые проходит процесс).

$\Delta H_{\text{рц}} = H_{\text{конечное}} - H_{\text{начальное}} = \Delta H_{1-2} + \Delta H_{2-3} = \Delta H_{1-3} = H_3 - H_1 = \text{const}$, где 1 – начальное состояние системы, 2 – промежуточное состояние, 3 – конечное состояние системы, ΔH_{1-2} , ΔH_{2-3} – тепловые эффекты промежуточных стадий перехода системы из начального состояния в конечное.

Закон Гесса применим как к химическим, так и к физико-химическим процессам.

Следствия из закона Гесса:

1. Теплота разложения вещества равна теплоте его образования из продуктов разложения, взятая с обратным знаком – закон Лавуазье–Лапласа:

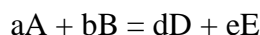
$$\Delta H_{\text{разложения}}(X) = - \Delta H_{\text{образования}}(X)$$

$$\Delta H_{\text{прямой реакции}} = - \Delta H_{\text{обратной реакции}}$$



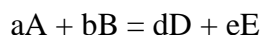
$$\Delta H_1 = - \Delta H_2$$

2. Теплота химической реакции $\Delta H_{рц}$ равна сумме теплот (энтальпий) образования продуктов за вычетом суммы теплот (энтальпий) образования реагентов с учётом стехиометрии.



$$\Delta H^0_{реакции} = (d \cdot \Delta H^0_{обр}(D) + e \cdot \Delta H^0_{обр}(E)) - (a \cdot \Delta H^0_{обр}(A) + b \cdot \Delta H^0_{обр}(B))$$

3. Теплота химической реакции $\Delta H_{рц}$ равна сумме теплот (энтальпий) сгорания реагентов за вычетом суммы теплот (энтальпий) сгорания продуктов реакции с учётом стехиометрии.



$$\Delta H^0_{реакции} = (a \cdot \Delta H^0_c(A) + b \cdot \Delta H^0_c(B)) - (d \cdot \Delta H^0_c(D) + e \cdot \Delta H^0_c(E))$$

Уменьшение энтальпии в ходе химической реакции благоприятствует проведению процесса. Изменение энтальпии не является критерием возможности самопроизвольного протекания процесса.

6. Второе начало термодинамики. Формулировка закона.

Ответ: Второе начало дает критерий того, какие процессы могут проходить самопроизвольно, а какие — нет.

Тепловыделение (поглощение или выделение энергии) не является решающим критерием того, может процесс протекать самопроизвольно или нет.

Второе начало термодинамики вводит в рассмотрение еще один критерий — *энтропию, S*, которая служит мерой энергетического беспорядка в системе.

Энтропия S – функция состояния системы. $\Delta S = S_{конечное} - S_{начальное}$

Энтропия S – мера тепловой неупорядоченности системы.

Характеризует неоднородность расположения и движения её частиц. Критерий возможности самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе: $\Delta S > 0$.

Критерий достижения равновесия: $\Delta S = 0, S = S_{max}$

Формулировки второго начала термодинамики

а) Теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более горячему.

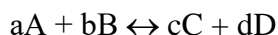
б) Невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу: вечный двигатель второго рода невозможен.

7. Закон действующих масс. Изотерма химической реакции.

Ответ: Химическое равновесие характеризуется важным свойством, которое обозначается как закон действующих масс (для равновесий).

Закон действующих масс (ЗДМ)

Для обратимой реакции общего вида:



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. При $p, T = \text{const}$

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

где $[A], [C]$ – равновесные концентрации продуктов и реагентов, моль/л

K_c – концентрационная константа химического равновесия.

Единицы измерения константы химического равновесия определяются стехиометрией процесса. Так для реакции $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{\text{МОЛЬ}^2 / \text{Л}^2}{\text{МОЛЬ}^2 / \text{Л}^2} = \frac{\text{Л}^2}{\text{МОЛЬ}^2}$$

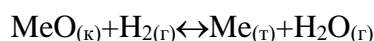
Если в реакции участвуют только газообразные вещества, то константа равновесия может быть выражена через равновесные парциальные давления газообразных веществ.

В случае реакции синтеза аммиака $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

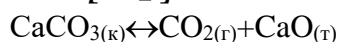
$$K_p = \frac{p_{\text{равнов}}^2(NH_3)}{p_{\text{равнов}}^3(H_2) \cdot p_{\text{равнов}}(N_2)} = \frac{\text{Па}^2}{\text{Па}^3 \cdot \text{Па}} = \frac{1}{\text{Па}^2} = \text{Па}^{-2}$$



$$K_c = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]^2}{[H_2O]^2} = \frac{\text{МОЛЬ}^3 / \text{Л}^3}{\text{МОЛЬ}^2 / \text{Л}^2} = \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$



$$K_c = \frac{[H_2O]}{[H_2]} = \frac{\text{МОЛЬ} / \text{Л}}{\text{МОЛЬ} / \text{Л}}$$



$$K_c = [CO_2] = \text{МОЛЬ} / \text{Л}$$

Взаимосвязь между константой равновесия и энергией Гиббса реакции при данных условиях устанавливает уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).

Для обратимой реакции общего вида:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

$$\Delta G_{\text{рц}, 298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c},$$

где $R = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$, это универсальная газовая постоянная, T – температура, K_c – это стехиометрическое соотношение произведения концентраций веществ в данный момент времени

$$P_c = \frac{C^c(C) \cdot C^d(D)}{C^a(A) \cdot C^b(B)}$$

где C_i – концентрации участников реакции в данный момент, отличные от равновесных, моль/л

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

Уравнение изотермы химической реакции позволяет определить направление самопроизвольного протекания реакции.

Условием возможности протекания самопроизвольной реакции является убыль энергии Гиббса: $\Delta G_{рц} < 0$.

Согласно уравнению изотермы химической реакции:

$$\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c}$$

Для химического равновесия: $\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{K_{qP_c}}{K_c} = 0$

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

Если $P_c = K_c$, то $\Delta G_{рц} = 0$ – в системе устанавливается химическое равновесие

Если $P_c > K_c$, то $\Delta G_{рц} > 0$ – прямая реакция не идет самопроизвольно, самопроизвольно идет обратный процесс

Если $P_c < K_c$, то $\Delta G_{рц} < 0$ – прямая реакция идет самопроизвольно.

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

$$\Delta G^0_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{1}{K_c} = -R \cdot T \cdot \ln K_c$$

Отсюда $K_c = e^{\frac{-\Delta G^0_{рц}}{RT}}$

$$\Delta G_{рц,298} = R \cdot T \cdot \ln \frac{P_c}{K_c}$$

$$\Delta G^0_{рц,298} = -R \cdot T \cdot \ln K_c$$

По величине K_c можно судить об обратимости процесса. Так, очень большое значение K_c ($K_c > 10^8$) указывает на практически необратимое протекание реакции. Небольшие значения K_c свидетельствуют о возможности протекания при данных условиях как прямой, так и обратной реакции.

8. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнение изобары химической реакции).

Ответ: Зависимость константы химического равновесия от температуры выражается изобарой Вант-Гоффа.

Уравнение, связывающее константу равновесия с температурой, называют уравнением изобары химической реакции (или, наряду с уравнением изотермы химической реакции — уравнением Вант-Гоффа). Его можно записать в разных формах. При $p = \text{const}$

$$d \ln K_p / dT = \Delta H / RT^2 \text{ – дифференциальная форма изобары Вант – Гоффа}$$

По аналогии при $V = \text{const}$

$$d \ln K_c / dT = \Delta U / RT^2 \text{ – дифференциальная форма изохоры Вант – Гоффа}$$

Как будет меняться значение константы равновесия при изменении температуры зависит от знака ΔH :

Если $\Delta H > 0$ (реакция эндотермическая), то $\frac{d \ln K_p}{dT} > 0$, то есть при повышении температуры будет возрастать и значение константы равновесия.

Если $\Delta H < 0$ (реакция экзотермическая), то $\frac{d \ln K_p}{dT} < 0$, то есть при повышении температуры значение константы равновесия будет уменьшаться.

Интегральная форма изобары Вант-Гоффа:

$$\bullet d \ln K_p / dT = \Delta H / RT^2$$

При условии, что $\Delta H \neq f(T)$

Неопределенный интеграл:

$$\int d \ln K_p = \frac{\Delta H}{R} \int \frac{dT}{T^2}$$
$$\ln K_p = B - \frac{\Delta H}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Где В – постоянная интегрирования.

Чем полезна эта зависимость? Если экспериментально найти константу равновесия реакции при нескольких температурах и построить график в координатах согласно уравнению, то по тангенсу угла наклона прямой можно найти энтальпию реакции.

При определенном интегрировании мы получаем:

$$\int_{K_{p1}}^{K_{p2}} d \ln K_p = \frac{\Delta H}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2}$$
$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H}{R} \cdot \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

Данная зависимость позволяет рассчитать тепловой эффект реакции при известных температурах и константах равновесия или константу равновесия при другой температуре.

9. Электролиты. Закон разведения Оствальда.

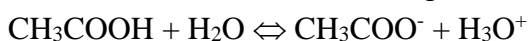
Ответ: Электролиты — это вещества, которые при взаимодействии с растворителем образуют ионы, что придает раствору способность проводить электрический ток (кислоты, соли, основания).

Исходя из степени диссоциации все электролиты делятся на две группы:

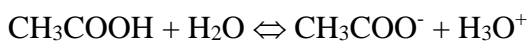
1. Сильные электролиты — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие как HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄).
2. Слабые электролиты — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие как HF), основания p-, d- и f-элементов.

Между этими двумя группами четкой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом — слабого. Для слабых электролитов был разработан закон разведения (разбавления) Оствальда, который позволяет рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации.

Закон разведения (разбавления) Оствальда



C – исходная концентрация кислоты, **C·α** - концентрация ионов, **C - C·α = C (1 - α)** - концентрация кислоты, нераспавшейся на ионы



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha},$$

отсюда получается:

$$K_a = \frac{C \cdot a^2}{1 - a}$$

Если $\alpha \ll 1$ для слабых электролитов, то

$$K_a = \alpha^2 \cdot C(X)$$

$$K_b = \alpha^2 \cdot C(X)$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C(X)}}$$

10. Активность. Ионная сила раствора. «Предельный» закон Дебая–Хюккеля.

Ответ: Сильные электролиты в растворе находятся практически только в виде ионов. При этом происходит взаимодействие частиц вещества друг с другом. Например, ионы K^+ и Cl^- , на которые распадается в растворе KCl , создают друг вокруг друга многочисленные ионные оболочки. Поэтому некоторая доля частиц как бы выключается из взаимодействия с растворителем и другими компонентами раствора.

Из-за этого, эффективная концентрация сильных электролитов (активность) отличается от истинной концентрации:

$$a_N = \gamma \cdot N, \quad a_c = \gamma \cdot C, \quad a_b = \gamma \cdot b$$

Активность - такая величина, которая при подстановке ее вместо концентрации в соотношения, выражающие связь различных термодинамических свойств идеального раствора с его концентрацией, делает эти соотношения применимыми к данному реальному раствору.

Активность вещества в растворе — это концентрация идеального раствора, которая требуется для проявления точно таких же коллигативных, химических и прочих свойств, как у данного реального раствора.

Активность ионов какого-то одного вида зависит от общего содержания ионов в растворе.

В качестве меры этого общего содержания ионов используют ионную силу раствора:

$$I = 0,5 \sum b_i \cdot z_i^2 \quad \text{или} \quad I_c = 0,5 \sum C_i \cdot z_i^2$$

Ионная сила — это величина, характеризующая силу электростатического взаимодействия ионов в растворе электролита. Не зависит от природы электролита.

Правило Льюиса и Рендалла гласит, что в разбавленном растворе с данной ионной силой все ионы с одинаковым числом зарядов имеют один и тот же коэффициент активности.

Справедливо в пределах 0,01-0,02 моль/л

Основные положения теории Дебая-Хюккеля (теория сильных электролитов)

1. Сильные электролиты в растворах практически полностью диссоциированы на ионы.
2. Между ионами в растворе действуют электростатические силы, поэтому распределение ионов в растворе не хаотично, а является средним между упорядоченным и неупорядоченным (тепловое движение и электростатическое взаимодействие).
3. Вокруг каждого иона в растворе формируется ионная атмосфера.

Первое приближение теории Дебая-Хюккеля (предельный закон)

$$\lg \gamma = -A z^2 \sqrt{I_c} \quad \text{- эта формула для}$$

индивидуального иона

A зависит от температуры и диэлектрической проницаемости растворителя

A = 0,512 (0,5117), если растворитель H₂O при T = 298 K

$$\lg \gamma = -0,512 z^2 \sqrt{I_c}$$

Справедливо при I_c ≤ 10⁻³ моль/л

Первое приближение рассматривается при следующих допущениях:

- 1) Ионы — точечные заряды, то есть ионы не имеют размеров
- 2) Диэлектрическая проницаемость раствора принята равной диэлектрической проницаемости растворителя
- 3) Не учитываются взаимодействия ионов с молекулами растворителя

Для средне-ионного коэффициента активности: $\lg \gamma_{\pm} = -A \cdot |z_+ \cdot z_-| \sqrt{I_c}$

11. Электропроводность. Закон независимого движения ионов Кольрауша.

Ответ: Удельная электропроводность (χ) – величина, обратная удельному сопротивлению.

ρ (удельное сопротивление) – сопротивление проводника с длиной $l = 1$ м и площадью

сечения $S = 1 \text{ м}^2$ (объем такого проводника равен 1 м^3): $\rho = \frac{R \cdot S}{l} = [\text{Ом} \cdot \text{м}]$

Поэтому $\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{R \cdot S} = \frac{C_m}{m} \cdot \frac{1}{S} = K_{\text{ячейки}}$, то $\chi = \frac{K_{\text{ячейки}}}{R}$

χ зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации.

Для смеси 2-х электролитов: χ (смеси) = $\chi_1 + \chi_2$

Молярная электропроводность (μ , λ_c) – электропроводность объема, содержащего 1 моль

электролита: $\mu = \frac{\chi}{C} = \frac{C_m \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$

Эквивалентная электропроводность (λ) – электропроводность объема, содержащего 1 моль

эквивалента электролита: $\lambda = \frac{\chi}{C(\frac{1}{z})} = \frac{C_m \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$

Зависит от природы электролита и растворителя, концентрации, температуры (меньше от давления).

Факторы, влияющие на электропроводность растворов

1. природа ионов, природа растворителя, температура,
2. концентрация ионов в растворе.

Закон Кольрауша (закон независимого движения ионов)

В бесконечно разбавленном растворе ионы движутся независимо друг от друга: $\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}^{+} + \lambda_{\infty}^{-}$, где

λ_{∞} – эквивалентная электропроводность раствора при бесконечном разбавлении

λ_{∞}^{+} , λ_{∞}^{-} – предельные подвижности катиона и аниона (указаны в справочнике)

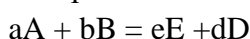
12. Скорость химической реакции.

Ответ: Скорость химической реакции определяется изменением количества вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема (если реакция гомогенная) или на единице поверхности (если реакция гетерогенная).

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau} - \text{истинная, мгновенная скорость [моль/(л·с)]}$$

При определении скорости через концентрации веществ важно указать, по изменению концентрации какого вещества определяется скорость.

Численные значения скорости реакции, определенной с помощью разных веществ, будут различаться, если не все стехиометрические коэффициенты равны единице.



$$v_{\text{рц}} = \frac{1}{a} \cdot \left(-\frac{dC(A)}{d\tau} \right) = \frac{1}{b} \cdot \left(-\frac{dC(B)}{d\tau} \right) = \frac{1}{c} \cdot \left(\frac{dC(C)}{d\tau} \right)$$

$$= \frac{1}{d} \cdot \left(\frac{dC(D)}{d\tau} \right)$$

Под скоростью реакции следовало понимать именно величину $-v_{\text{рц}}$, так как она уже не зависит от выбора участника.

Однако нередко этим пренебрегают и скорость реакции отождествляют со скоростью изменения концентрации какого-либо участника.

Например: $2A \rightarrow B$; $v_{\text{рц}} = -\frac{dC(A)}{d\tau}$

На практике при расчете скорости в формулы, естественно, подставляют не дифференциалы (d), а небольшие конечные приращения:

$$v_{\text{рц}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \text{ — средняя скорость}$$

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и т.д.

13. Понятия: химическая кинетика, простые и сложные реакции. Молекулярность реакции.

Ответ: Кинетика — это учение о скоростях различных процессов и механизме их протекания (имеются в виду те процессы, которые возможны термодинамически, т.е. $\Delta G < 0$).

Скорость — важнейшая характеристика химической реакции. Чтобы выявить механизм реакции исследуют:

1. влияние концентрации исходных веществ
2. влияние концентрации продуктов реакции
3. влияние ингибиторов и катализаторов
4. влияние температуры
5. влияние природы растворителя
6. влияние концентрации электролита и т.п.

В зависимости от того скорость каких процессов изучается, кинетика бывает:

1. физическая кинетика (физико-химические процессы — растворение, адсорбция и т.д.),
2. химическая кинетика (обычные химические реакции),
3. ферментативная кинетика (биохимические реакции, катализируемые ферментами),
4. фармакокинетика (процессы поступления в организм, превращения в организме и выведения из него лекарственных препаратов),
5. токсикокинетика (то же — в отношении токсических веществ).

Любая из этих кинетик включает 2 составные части:

- а) формальную кинетику — дает математические зависимости скорости от концентраций, от времени
- б) молекулярную кинетику — рассматривает механизмы реакций.

Реакции могут быть простыми и сложными. Простые (одностадийные) реакции – это реакции, протекающие в одну стадию. Сложные (многостадийные) реакции – это реакции, протекающие в несколько стадий.

Молекулярность реакции–количество одновременно реагирующих молекул. Во многих случаях молекулярность совпадает с порядком реакции (в основном, речь идет о простых реакциях). По молекулярности реакции бывают моно-, би- и тримолекулярные реакции.

Тримолекулярные реакции очень редки, так как в таких реакциях должно происходить одновременное столкновение трех молекул, вероятность чего весьма невелика.

Понятно, что не бывает четырехмолекулярных реакций. Если же в уравнении реакции фигурируют 4 или больше молекул реагентов, это означает, что на самом деле здесь — не простая, а сложная реакция, идущая в несколько стадий. И на каждой стадии обычно реагируют не больше двух молекул, т.е. и молекулярность, и порядок равны двум.

14. Зависимость скорости процесса от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Частный и общий порядок реакции.

Ответ: Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и т.д.

Кинетические уравнения – уравнения, показывающие зависимость скорости реакции от концентраций исходных веществ и продуктов реакции

Кинетические уравнения бывают двух типов:

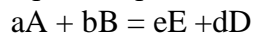
а) Дифференциальные уравнения: дают зависимость *скорости* реакции от концентраций реагентов:

$$v = f(c_1, \dots, c_n).$$

б) Интегральные уравнения: получаются путем решения дифференциальных уравнений и дают зависимость *концентраций* реагентов или продуктов от времени:

$$c_i = \varphi(t).$$

Обобщенное уравнение скорости для простых реакций:



$$v = k \cdot C(A)^{n_a} \cdot C(B)^{n_b}$$

$$K = \frac{[E]^e \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Это - «закон действующих масс для скоростей», «принцип Гульдберга–Вааге», «основной постулат химической кинетики». (установлен экспериментально)

Суть его состоит в том, что скорость реакции пропорциональна произведению концентраций всех реагентов, где каждая концентрация берётся в соответствующей степени n .

Этот показатель n_x – порядок реакции по данному веществу (частный порядок), а сумма частных порядков – это общий порядок реакции или просто порядок реакции.

В простых случаях показатели степени совпадают со стехиометрическими коэффициентами, то есть $n_a = a$, $n_b = b$. Но при сложном механизме реакции эти величины могут различаться.

Реакции бывают нулевого, первого, второго, третьего и дробного порядков.

15. Влияние температуры на скорость реакции

Ответ: Скорость химической реакции зависит от температуры. С повышением температуры скорость реакции, как правило, возрастает.

Оценить возрастание скорости реакции с температурой можно воспользоваться **правилом Вант-Гоффа**: повышение температуры на 10°C увеличивает константу скорости в 2-4 раза.

$$\frac{k_{T+10}}{k_T} = (2 - 4)$$

Это правило не выполняется при высоких температурах, когда константа скорости почти не меняется с температурой.

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = y \frac{T_2 - T_1}{10} = y \frac{\Delta T}{10}$$

Правило Вант-Гоффа позволяет рассчитать срок годности лекарственной формы.

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = y \frac{T_2 - T_1}{10} = y \frac{\Delta T}{10} = \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

Более точная зависимость константы скорости реакции от температуры эмпирически получил Аррениус в 1889 г.

$$k_T = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

A – предэкспоненциальный множитель, E_a – энергия активации

Единицы измерения A и константы скорости одни и те же. Часто A имеет единицы измерения с^{-1} , как и частота, поэтому величину A иногда называют **частотным фактором**.

Уравнение Аррениуса для скорости химической реакции:

$$v = \frac{dC}{d\tau} = -k_1 \cdot C = -C \cdot A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

На основании уравнения Аррениуса можно рассчитать температурный коэффициент:

$$v_{10} = \frac{v_{T+10}}{v_T} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{R(T+10)}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{10 \cdot E_a}{T \cdot (T+10)}}$$

При значениях $E_a = 80 - 100$ кДж/моль, $T \approx 300$ К, коэффициент Вант-Гоффа $\gamma_{10} = 2 - 4$.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 00D9618CDA5DBFCD6062289DA9541BF88C
Владелец: Глыбочко Петр Витальевич
Действителен: с 13.09.2022 до 07.12.2023