

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

Институт Фармации
Кафедра аналитической, физической и коллоидной химии

Методические материалы по дисциплине:

Бионеорганическая и физическая химия

основная профессиональная образовательная программа высшего
профессионального образования - программа специалитета

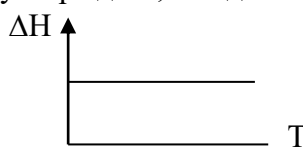
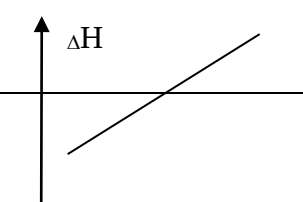
30.00.00 Фундаментальная медицина
30.05.01 Медицинская биохимия

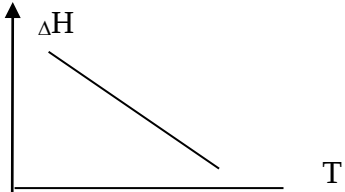
Фонд оценочных средств (ФОС)

**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 2) На совершение работы против действия внешних сил 3) На совершение работы и изменение внутренней энергии системы 4) На поддержание постоянства внутреннего состояния системы	3
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:	4

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

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

	1) $\Delta A > 0$, 2) $\Delta A < 0$, 3) $\Delta A = 0$	
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	2

	4) константа равновесия химической реакции не зависит от теплового эффекта реакции	
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) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G^0_{\text{рц}}$ 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) $\Delta G_{\text{рц}} = \Delta G^0_{\text{рц}}$	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:	4

	1. моль/л 2. моль ² /л ² 3. моль ³ /л ³ 4. моль ⁴ /л ⁴	
56	Согласно уравнению гомогенной химической реакции $2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$, $\Delta H^0_{\text{г}} > 0$. 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 3) электрод второго рода 4) редокс - электрод	2
62	Уравнение Вант-Гоффа $\pi = i \cdot C(x) \cdot R \cdot T$ справедливо: 1) для любых растворов и условий 2) для растворов электролитов 3) для растворов неэлектролитов 4) для разбавленных растворов, подчиняющихся закону Рауля	2
63	Электрохимические цепи, в которых электроды отличаются лишь активностями участников электродной реакции, называются: 1) концентрационными 2) физическими	1

	3) химическими 4) сдвоенными 5) активными	
64	Самым подвижным ионом в водных растворах является ион: 1) Li^+ 2) Cs^+ 3) H_3O^+ 4) OH^-	3
65	Раствором какой соли заполняют солевой мостик при приготовлении гальванического элемента? 1) KCl 2) K_2SO_4 3) Na_3PO_4 4) NaNO_3	1
66	Какой из этих электродов можно использовать как индикаторный при определении pH раствора? 1) первого рода 2) амальгамный 3) каломельный 4) стеклянный	4
67	Как должен быть составлен элемент, чтобы в нем протекала реакция $\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$? 1) $\text{Pt} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Pt}$ 2) $\text{Pt} \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \text{Zn}^{2+} \text{Zn} \text{Pt}$ 3) $\text{Cu} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Cu}$ 4) $\text{Pt} \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{2+} \text{Fe}^{3+} \text{Pt}$	1
68	К электродам II рода относят: 1) медный электрод Cu^{2+}/Cu 2) водородный электрод $2\text{H}^+/\text{H}_2 (\text{Pt})$ 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) $pH_I = pH_{II}$ 2) $pH_I < pH_{II}$ 3) $pH_I \approx pH_{II}$ 4) $pH_I > pH_{II}$	2
74	Сравните pH растворов гидроксида натрия с концентрацией 0,1 моль/л (I) и раствора ацетата натрия такой же концентрации (II): 1) $pH_I = pH_{II}$ 2) $pH_I < pH_{II}$ 3) $pH_I \gg pH_{II}$ 4) $pH_I > pH_{II}$	4
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: $pH = pK_a - \frac{C_K}{C_{c.o.}}$ 1) 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: $pH = pK_a - \frac{C_K}{C_{c.o.}}$ 1) 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,	2

	4) можно при достаточном разбавлении.	
80	Какие пары веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $\text{HPO}_3 + \text{KNO}_3$; 2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$; 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KHSO}_4$; 4) $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$	4
81	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 1) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 2) $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{KH}_2\text{PO}_4 - \text{K}_2\text{HPO}_4$ 4) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COOK}$	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) $\text{HHb} - \text{HHbO}_2$	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 $\text{pH} = 3,5$? ($\text{pK}_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$) 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 $\text{pH} = 4,5$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}) = 5,2$) 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 $\text{pH} = 6,8$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$)	2

	1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальций хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	
89	Можно ли приготовить фосфатный буферный раствор с $\text{pH} = 8$? ($\text{pK}_a = 7,12$) 1) можно, 2) можно при добавлении кальций 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	Можно ли приготовить ацетатный буферный раствор с $\text{pH} = 5,2$? ($\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$) 1) можно, 2) нельзя, 3) можно при добавлении кальций хлорида, 4) можно при достаточном разбавлении.	1
92	Какая кислотно-основная пара является одной из буферных систем крови: 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) $\text{HCOOH} - \text{HCOONa}$	3
93	При добавлении к буферной системе небольших количеств сильной кислоты ее значения pH : 1) Сохраняется неизменным 2) Незначительно понижается 3) Незначительно повышается 4) Резко возрастает	2
94	При добавлении к буферной системе небольших количеств сильного основания ее значения pH : 1) Сохраняется неизменным 2) Незначительно понижается 3) Незначительно повышается 4) Резко падает	3
95	Какие из перечисленных веществ могут быть взяты для приготовления буферных растворов: 1) $\text{KOH} + \text{KCl}$ 2) $\text{HCl} + \text{KCl}$ 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ 4) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3$	3
96	С какими значениями pH можно приготовить бикарбонатный буфер, если $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,52$? 1) $\text{pH} = 2$ 2) $\text{pH} = 9$ 3) $\text{pH} = 7$ 4) $\text{pH} = 4$	3

97	С какими значениями pH можно приготовить аммиачный буфер, если pK_a (NH_4^+) = 9,25? 1) pH = 10 2) pH = 7 3) pH = 12 4) pH = 6	1
98	Аммонийно-аммиачную буферную систему могут образовывать следующие пары веществ: 1. $NH_4Cl + HCl$; HCl – в недостатке 2. $NH_4Cl + HCl$, взяты в эквивалентном количестве 3. $NH_4Cl + NaOH$, взяты в эквивалентном количестве 4. $NH_4Cl + NH_3$, взяты в эквивалентном количестве	4
99	Для расчета pH буферной системы HA / A^- используют уравнение, вытекающее из закона действующих масс: 1) $pH = pK - \lg \frac{C_{с.о.}}{C_K}$ 2) $pH = pK + \lg \frac{C_{с.о.}}{C_K}$ 3) $pH = pK_a$ 4) $pOH = pK_b$	2

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

№ ОС	Задание	ответ
100	Химическая кинетика изучает: 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	Молекулярность реакции определяют по: 1) начальной стадии 2) конечной стадии 3) элементарной стадии	3
102	Имеет ли размерность (единицы измерения) константа скорости реакции? 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	Скорость гомогенной каталитической реакции не зависит от: 1) природы катализатора 2) концентрации катализатора 3) площади поверхности катализатора 4) способности катализатора участвовать в реакции	3

	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; 2) концентрация участников реакции, температура; 3) время, механизм реакции, температура; 4) механизм реакции, температура	4
110	Для определения константы скорости реакции второго порядка графическим методом следует построить график в координатах: 1) $\ln C - t$ 2) $1/C - t$ 3) $1/C^2 - t$ 4) $C - 1/t$	2
111	При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «C – t». Какой порядок имеет данная реакция? 1) нулевой 2) первый 3) второй 4) третий	1
112	При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах « $1/C^2 - t$ ». Какой порядок имеет данная реакция? 1) нулевой	4

	2) первый 3) второй 4) третий	
113	Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Средняя скорость - это (выбрать вариант расчета): 1) $-dc/dt$; 2) $-\Delta c/\Delta t$; 3) k_c ; 4) подходят все варианты.	2
114	Имеется кинетическая кривая изменения концентрации реагента. Реакция 1-го порядка. Мгновенная скорость - это (выбрать вариант расчета): 1) $-dc/dt$; 2) $-\Delta c/\Delta t$; 3) k_c ; 4) подходят все варианты.	1
115	С увеличением энергии активации скорость реакции: 1) остается неизменной 2) увеличивается 3) уменьшается 4) проходит через максимум	3
116	Какая из реакций с указанными энергиями активации (кДж/моль) протекает с меньшей скоростью: 1) 70 2) 100 3) 40 4) 50	2
117	Как называется энергия необходимая для эффективного столкновения молекул при начале химической реакции: 1) электродвижущая сила 2) кинетическая энергия 3) энергия активации 4) потенциальная энергия	3
118	Предэкспоненциальный множитель (A) в уравнении Аррениуса определяется с учетом: 1) общего числа соударений между молекулами реагирующих веществ; 2) пространственной ориентации сталкивающихся молекул; 3) числа столкновений между молекулами и вероятности того, что сталкивающиеся молекулы благоприятно ориентированы в пространстве.	3
119	Уравнение Аррениуса $k = A \exp(-E_a/RT)$ – это 1) зависимость энергии активации от температуры, 2) зависимость константы скорости от энергии активации, 3) зависимость константы скорости от температуры, 4) зависимость числа соударений от температуры.	3
120	В каких координатах должна быть представлена зависимость для графического определения энергии активации? 1) $\ln k - 1/T$; 2) $k - T$; 3) $\ln k - T$; 4) $k - 1/T$.	1
121	Реакция 2-го порядка протекает по механизму 1-го порядка при условии: 1) концентрация одного из реагентов значительно больше второго,	1

	2) концентрации исходных реагентов равны, 3) наличие катализаторов, 4) при всех указанных выше условиях.	
--	--	--

**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) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 3) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 4) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	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_2CO_3 4. CH_3COOH 7. Na_2SO_4 10. KNO_3 2. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 5. $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ 8. $\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{SO}_3\text{Na}$ 3. $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ 6. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 9. $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{NH}_3\text{Cl}$	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) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 3) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	2

	4) $C_{12}H_{22}O_{11}$	
129	Укажите поверхностно-неактивное вещество по отношению к воде: 1) HNO_3 2) C_2H_5OH 3) $C_6H_{12}O_6$ 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) $A = A_{\infty}$; 2) $A = A_{\infty} \cdot c$; 3) $A = c$; 4) $A = const \cdot c$.	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) $A = A_{\infty}$; 2) $A = A_{\infty} \cdot c$; 3) $A = c$; 4) $A = const \cdot c$.	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, 2) уменьшается в 3 – 3,5 раза,	3

	3) одинаковая.	
139	В какой системе координат уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра представляет собой прямую линию? 1) $1/\Gamma, 1/c$; 2) Γ, c ; 3) Γ_∞, T ; 4) $\lg \Gamma, \lg c$; 5) $1/\Gamma_\infty, 1/c$	1
140	Уравнение Ленгмюра для описания процесса адсорбции имеет вид: 1) $\Gamma = - \frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}$ 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) $\Gamma = - \frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}$ 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: «Лифобные 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	Гидрозолю 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	Выберите правильно изображенную формулу мицеллы коллоидной частицы: 1) $\{mAgCl \ nNa^+ \ (n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ 2) $\{mAgCl \ nSO_4^{2-} \ 2(n-x)Ag^+\}^{2x-} \ 2xAg^+$	3

	3) $\{mAgCl \ nCl^- \ (n-x)Na^+\}^{x-} \ xNa^+$ 4) $\{mAgCl \ nCl^- \ (n-x)Na^+\}^{x+} \ xNa^+$	
145	Золь $AgBr$ получен смешением 8 мл 0,05М раствора $NaBr$ и 10 мл 0,02М $AgNO_3$. Какой заряд имеет коллоидная частица этого золя: 1) положительный 2) отрицательный 3) не имеет заряда 4) для ответа на вопрос необходимы дополнительные данные	2
146	В мицелле $\{[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ агрегатом является: 1) $nFeO^+$ 2) $[Fe(OH)_3]_m$ 3) $[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+$ 4) xCl^-	2
147	Ядром мицеллы $\{[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ является: 1) $nFeO^+$ 2) $[Fe(OH)_3]_m$ 3) $[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+$ 4) xCl^-	3
148	Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ являются: 1) $nFeO^+$ 2) $[Fe(OH)_3]_m$ 3) $[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+$ 4) xCl^-	1
149	Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ являются: 1) $nFeO^+$ 2) $[Fe(OH)_3]_m$ 3) $[Fe(OH)_3]_m \ nFeO^+$ 4) xCl^-	4
150	Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[Al(OH)_3]_m \ nAlO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ являются: 1) $nAlO^+$ 2) $[Al(OH)_3]_m$ 3) $[Al(OH)_3]_m \ nAlO^+$ 4) xCl^-	1
151	Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[Al(OH)_3]_m \ nAlO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ являются: 1) $nAlO^+$ 2) $[Al(OH)_3]_m$ 3) $[Al(OH)_3]_m \ nAlO^+$ 4) xCl^-	4
152	В мицелле $\{[Al(OH)_3]_m \ nAlO^+(n-x)Cl^-\}^{x+} \ xCl^-$ коллоидной частицей является: 1) $nAlO^+$ 2) $[Al(OH)_3]_m$	4

	3) $[\text{Al}(\text{OH})_3]_m \text{nAlO}^+$ 4) $\{[\text{Al}(\text{OH})_3]_m \text{nAlO}^+(\text{n-x})\text{Cl}^-\}^{x+}$	
153	В мицелле $\{[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-(\text{n-x})\text{H}^+\}^{x-x} \text{H}^+$ агрегатом является: 1) nHSiO_3^- 2) $\{[\text{SiO}_2]_m$ 3) $[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-$ 4) $x \text{H}^+$	2
154	Ядром мицеллы $\{[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-(\text{n-x})\text{H}^+\}^{x-x} \text{H}^+$ является: 1) nHSiO_3^- 2) $\{[\text{SiO}_2]_m$ 3) $[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-$ 4) $x \text{H}^+$	3
155	Потенциалоопределяющими ионами в мицелле $\{[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-(\text{n-x})\text{H}^+\}^{x-x} \text{H}^+$ являются: 1) nHSiO_3^- 2) $\{[\text{SiO}_2]_m$ 3) $[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-$ 4) $x \text{H}^+$	1
156	Противоионами диффузного слоя в мицелле $\{[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-(\text{n-x})\text{H}^+\}^{x-x} \text{H}^+$ являются: 1) nHSiO_3^- 2) $\{[\text{SiO}_2]_m$ 3) $[\text{SiO}_2]_m \text{nHSiO}_3^-$ 4) $x \text{H}^+$	4
Задания с открытым ответом		
1	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
2	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
3	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
4	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 20° до 50°C ? Температурный коэффициент равен 3.	27
5	Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры от 25° до 55°C ? Температурный коэффициент равен 4.	64
6	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
7	Вычислите ионную силу водного раствора MgCl_2 с концентрацией 0,1 моль/л.	0,3
8	Вычислите ионную силу водного раствора CuSO_4 с концентрацией 0,02 моль/л.	0,08
9	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
10	Вычислите ионную силу водного раствора, содержащего 0,1 моль/л KNO_3 и 0,1 моль/л HNO_3 .	0,2

11	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
12	Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить pH раствора с $C(\text{HNO}_2) = 0,05$ моль/л. Ответ дать в формате X,X	2,3
13	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
14	Значение константы диссоциации молочной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ равно $1,38 \cdot 10^{-4}$. Чему равен pH, если концентрация анионов кислоты равна $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Ответ дать в формате X.	2
15	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
16	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
17	Вычислите ионную силу водного раствора NaCl с концентрацией 0,1 моль/л.	0,1
18	К 100 мл ацетатного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с $C = 0,01$ моль/л. При этом pH изменился от 5,3 до 4,8. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXX.	0,002
19	К 50 мл пропионатного буферного раствора добавили 6 мл соляной кислоты с $C = 0,05$ моль / л. При этом pH изменился от 5,5 до 5,0. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0012
20	Рассчитайте pH 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 ($pK_a = 9,25$). Ответ дать в формате X,XX	9,25
21	Рассчитайте pH 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 ($pK_a = 6,52$). Ответ дать в формате X,XX.	6,52
22	К 100 мл фосфатного буферного раствора добавили 20 мл раствора натрия гидроксида с $C = 0,1$ моль/л. При этом pH изменился от 7,2 до 7,4. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,X.	0,1
23	К 200 мл аммиачного буферного раствора добавили 20 мл натрия гидроксида с $C = 0,01$ моль/л. При этом pH изменился от 9,3 до 9,6. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по щелочи. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
24	К 100 мл аммиачного буферного раствора добавили 10 мл соляной кислоты с $C = 0,01$ моль/л. При этом pH изменилось от 9,3 до 9. Рассчитайте буферную емкость исходного раствора по кислоте. Ответ дать в формате X,XXXX.	0,0033
25	Вычислите ионную силу водного раствора MgSO_4 с концентрацией 0,1 моль/л.	0,4

Вопросы для промежуточной аттестации

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. $U = U \text{ взаимодействия} + U \text{ движения}$

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: $\Delta H^0_{\text{обр, 298}}$; $\Delta_f H^0_{298}$

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 $\Delta H^0_{\text{сгор, 298}}$; $\Delta_c H^0_{298}$

Стандартные энтальпии сгорания высших оксидов равны нулю.

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

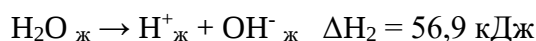
Закон Гесса применим как к химическим, так и к физико-химическим процессам.

Следствия из закона Гесса:

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

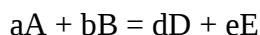
$$\Delta H_{\text{разложения}}(X) = - \Delta H_{\text{образования}}(X)$$

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



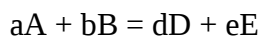
$$\Delta H_1 = - \Delta H_2$$

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



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

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



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

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. $\Delta S = S_{\text{конечное}} - S_{\text{начальное}}$

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: $\Delta S = 0$, $S = S_{\text{max}}$

Формулировки второго начала термодинамики

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

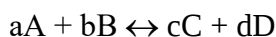
б) Невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу: вечный двигатель второго рода невозможен.

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 $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(r)}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{\text{моль}^2 / \text{л}^2}{\text{моль}^4 / \text{л}^4} = \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2}$$

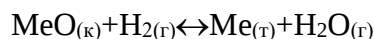
Если в реакции участвуют только газообразные вещества, то константа равновесия может быть выражена через равновесные парциальные давления газообразных веществ.

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

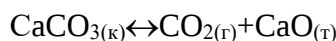
$$K_p = \frac{p_{\text{равнов}}^2(NH_3)}{p_{\text{равнов}}^3(H_2) \cdot p_{\text{равнов}}(N_2)} = \frac{\text{Па}^2}{\text{Па}^3 \cdot \text{Па}} = \frac{1}{\text{Па}^2} = \text{Па}^{-2}$$



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



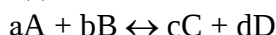
$$K_c = \frac{[H_2O]}{[H_2]} = \frac{\text{моль} / \text{л}}{\text{моль} / \text{л}}$$



$$K_c = [CO_2] = \text{моль} / \text{л}$$

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

Для обратимой реакции общего вида:



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

где $R = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$, это универсальная газовая постоянная, T – температура, K

P_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 $\Delta G_{p,298}$ при заданном значении P_c и известной K_c , и наоборот, по известному значению $\Delta G_{p,298}$ 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: $\Delta G_{\text{рц}} < 0$.

Согласно уравнению изотермы химической реакции:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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 $p = \text{const}$

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

По аналогии при $V = \text{const}$

$d \ln K_c / dT = \Delta U / RT^2$ – 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 B – 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.

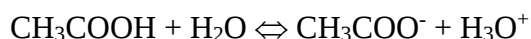
Ответ: Электролиты — это вещества, которые при взаимодействии с растворителем образуют ионы, что придает раствору способность проводить электрический ток (кислоты, соли, основания).

Исходя из степени диссоциации все электролиты делятся на две группы:

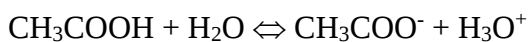
1. Сильные электролиты — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие как HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4).
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, $C \cdot \alpha$ – концентрация ионов, $C - C \cdot \alpha = C(1 - \alpha)$ – концентрация кислоты, не распавшейся 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:

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

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 $I_c \leq 10^{-3}$ 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

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{l}{R \cdot S} = \frac{C_M}{\kappa}, \text{ т.к. } \frac{l}{S} = K_{\text{ячейки}}, \text{ то } \chi = \frac{K_{\text{ячейки}}}{R}$$

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

Для смеси 2-х электролитов: $\chi(\text{смеси}) = \chi_1 + \chi_2$

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:

$$\lambda = \frac{\chi}{C\left(\frac{1}{z}\right)} = \frac{C_M \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$$

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:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{+}^{\infty} + \lambda_{-}^{\infty}, \text{ где}$$

λ_{∞} - эквивалентная электропроводность раствора при бесконечном разбавлении

$\lambda_{+}^{\infty}, \lambda_{-}^{\infty}$ - предельные подвижности катиона и аниона (указаны в справочнике)

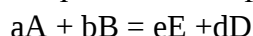
12. Скорость химической реакции.

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.



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

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:

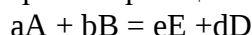
а) Дифференциальные уравнения: дают зависимость *скорости* реакции *от концентраций* реагентов:

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

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.

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

Правило Вант-Гоффа позволяет рассчитать срок годности лекарственной формы.

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

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:

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

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