

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БАШКИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Кафедра общей химии

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ ЗАНЯТИЯМ**

Дисциплина Физическая химия

Специальность (код, название) 30.05.02 Медицинская биофизика

Курс 2

Семестр 3

Уфа

2023

Рецензенты:

1. Главный врач ГБУЗ Республиканский кардиологический центр, к.м.н., Николаева И.Е.
2. Зав. кафедрой общей физики Уфимского университета науки и технологий, д.ф.-м.н., профессор Балапанов М. Х.

Авторы: зав. кафедрой, д. фарм. н., профессор Мещерякова С.А.,
доцент, к.х.н. Гумерова В.К.

Утверждены на заседании №7 кафедры общей химии от 29 марта 2023 г.

ЗАНЯТИЕ № 1

1. Тема и ее актуальность.

Химическая термодинамика.

Определение теплового эффекта химической реакции.

Знание законов химической термодинамики позволит получить представления об энергетическом балансе человеческого организма, установить специфические особенности преобразования одних видов энергии в другие в процессе жизнедеятельности, получить объективные критерии осуществимости реакций в живых организмах как открытых термодинамических системах.

2. Учебные цели. Ознакомиться с тепловыми явлениями, овладеть навыками расчета тепловых эффектов химических реакций, на основе термодинамических характеристик предсказывать направление и предел процессов жизнедеятельности, пользоваться справочной литературой.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- основные законы термохимии, их значение для биологических систем;
- виды теплот реакций и методы расчета тепловых эффектов.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками определения теплот реакций с помощью калориметра.
- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии.
- экспериментально определять и рассчитывать теплоты реакций калориметрическим методом.
- интерпретировать рассчитанные значения тепловых эффектов;
- и овладеть следующими компетенциями:

УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий.

ОПК-1. Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности.

ПК-4. Выполнение фундаментальных научных исследований в области медицины и биологии.

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы.
2. Внутренняя энергия, теплота и работа.
3. Первый закон термодинамики.
4. Стандартные теплоты образования, сгорания, гидратации, растворения, нейтрализации.
5. Закон Гесса и следствия из него.

6. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.

7. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.

6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. К какому типу систем относится человек?

1) открытая 2) закрытая 3) изолированная 4) гомогенная

Задание 2. Для экзотермических реакций

1) $\Delta H^\circ > 0$ 2) $\Delta H^\circ < 0$ 3) $\Delta H^\circ = \Delta S$ 4) $\Delta H^\circ = 0$

Задание 3. Тепло, подведенное к системе идет на изменение внутренней энергии и на совершение работы

1) закон Гесса 2) 1 начало термодинамики
3) 2 закон термодинамики 4) закон Кирхгофа

Задание 4. Теплота образования простых веществ при стандартных условиях принята равной:

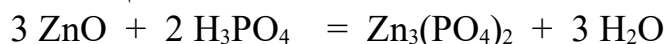
1) 0 2) 100 3) 1000 4) 10 кДж/моль

Задание 5. Единица измерения внутренней энергии (U)

1) моль 2) кг 3) Дж 4) г/л.

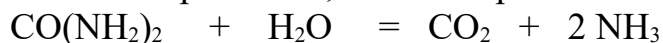
Типовые задачи

1. Вычислить ΔH° реакции получения цинк-фосфатного цемента по ΔH° образования веществ:



ΔH° обр. - 351 -1267 -2900 -286 кДж/моль

2. Определите ΔH° реакции гидролиза мочевины – продукта жизнедеятельности организма, по ΔH° образования веществ:



ΔH° обр. - 319 - 286 - 414 - 80 кДж/моль

3. Вычислите тепловой эффект реакции спиртового брожения глюкозы (ΔH° р-ции) при с.у. по теплотам сгорания веществ:



ΔH° сгор. - 2810 - 1371 0 кДж/моль

4. Определите тепловой эффект реакции синтеза диэтилового эфира, применяемого в медицине для наркоза, по стандартным энтальпиям сгорания веществ:



ΔH° сгор. - 1371 - 2727 0 кДж/моль

5. Рассчитайте энтальпию гидратации сульфата натрия, если энтальпия растворения безводной соли Na_2SO_4 равна $-2,3$ кДж/моль, а энтальпия растворения кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ равна $+78,6$ кДж/моль.

6. Теплоты растворения SrCl_2 и $\text{SrCl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равны соответственно $-47,7$ и 31 кДж/моль. Вычислите теплоту гидратации $\text{SrCl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

7. Теплота растворения CuSO_4 составляет $-66,1$ кДж/моль, а теплота гидратации $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = -78,8$ кДж/моль. Вычислите теплоту растворения $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

8. Теплоты сгорания углеводов и белков в организме человека составляют $4,1$ ккал/г, жиров – $9,3$ ккал/г. Среднесуточная потребность студента в белках, жирах, углеводах составляет соответственно $113, 106$ и 451 г. Рассчитайте суточную энергетическую потребность среднестатистического студента.

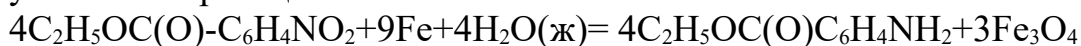
9. Энтальпия сгорания глюкозы равна -2810 кДж/моль при 298 К. Сколько граммов глюкозы нужно израсходовать, чтобы подняться по лестнице на высоту 3 м человеку массой 70 кг? Принять, что в полезную работу можно обратить 25% энтальпии реакции.

10. Определите калорийность пищевого продукта массой 350 г, содержащего 50% воды, 30% белков, 15% жиров и 5% углеводов. Калорийность белков и углеводов составляет $17,1$ кДж/г, калорийность жиров равна 38 кДж/г.

11. Выведите общую формулу расчета теплот образования из теплот сгорания. На основании этой формулы, теплоты сгорания углерода до $\text{CO}_2 = -393$ кДж/моль, теплоты сгорания водорода до $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} = -286$ кДж/моль и теплот сгорания веществ рассчитайте теплоты образования $\Delta H_{\text{обр}}$ этих веществ.

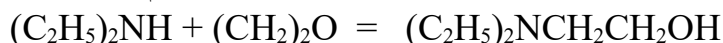
№ варианта	Вещество	$\Delta H_{\text{сг}}$ кДж/моль	№ варианта	Вещество	$\Delta H_{\text{сг}}$ кДж/моль
1	C_2H_6 (г)	-1565	6	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{CH}_3$ (ж)	-2250
2	CH_3COOH (т)	-874	7	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ж)	-1370
3	C_6H_6 (ж)	-3260	8	C_{10}H_8 (ж)	-5150
4	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ (т)	-3230	9	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_3$ (ж)	-1655
5	C_6H_{12} (ж)	-3930	10	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ (ж)	-2240
			11	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (ж)	-5650

12. Рассчитайте ΔH реакции получения этилового эфира аминокислоты (полупродукта при получении анестезина) по теплотам образования участников реакции:



$$\Delta H_{\text{обр}} \text{ (кДж/моль)} \quad -463,2 \quad 0 \quad -273,2 \quad -1759 \quad -1068$$

13. Рассчитайте тепловой эффект реакции получения газообразного диметиламиноэтанола (продукта при синтезе новокаина) по стандартным теплотам образования веществ:



$$\Delta H_{\text{обр}} \text{ (кДж/моль)} \quad -81,6 \quad -48,8 \quad -341,6$$

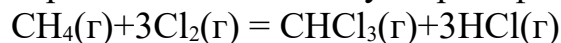
14. Вычислите теплоту образования CaC_2 , исходя из теплового эффекта реакции $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$, $\Delta H_{\text{р}}^\circ = 460$ кДж/моль

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{CaO}) = -635 \text{ кДж/моль};$$

$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{CO}) = -110 \text{ кДж/моль}$.

(Ответ: $-65,0 \text{ кДж/моль}$).

15. Рассчитайте тепловой эффект реакции получения газообразного хлороформа при $T=600\text{K}$ по закону Кирхгофа.



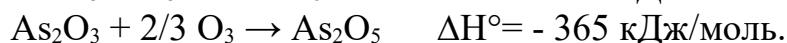
$\Delta H_{\text{обр } 289}$ $-74,9$ 0 $-100,4$ $-92,3 \text{ кДж/моль}$

C_p $17,5$ $36,7$ $81,4$ $26,5 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$

Как изменяется тепловой эффект реакции с повышением температуры?

Почему?

16. Исходя из теплот реакции окисления As_2O_3 кислородом и озоном



Вычислить теплоту образования озона из молекулярного кислорода.

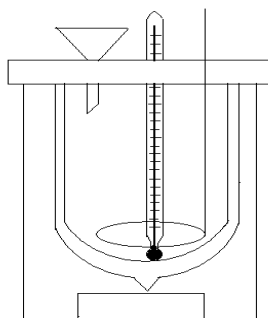
7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия:

1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы.
2. Внутренняя энергия, теплота и работа.
3. Первый закон термодинамики.
4. Стандартные теплоты образования, сгорания, гидратации, растворения, нейтрализации.
5. Закон Гесса и следствия из него.
6. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
7. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгофа.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Определение теплового эффекта химической реакции.



Во взвешенный калориметрический стакан налили 30 мл 1н. раствора щелочи NaOH, измерили термометром температуру раствора до реакции t_1 . В другой цилиндр налили 30 мл 1н. раствора H_2SO_4 . Быстро влили раствор кислоты в калориметр к раствору щелочи, осторожно перемешали раствор и отметили самую высокую температуру раствора t_2 . Приняв теплоемкость раствора $C_p = 4,18$ Дж/г·град, стекла $C_c = 0,75$ Дж/г·град, зная массы раствора ($m_p = 60$ г) и калориметрического стакана, вычислите количество теплоты, выделившейся в результате реакции (ΔH), теплоту нейтрализации ($\Delta H_{\text{нейтр.}}$). Определите абсолютную и относительную ошибки опыта. Справочная $\Delta H_{\text{нейтр.}} = -57,2$ кДж/моль. Результаты занесите в таблицу.

№	Величина	Обозначение, ед. изм.	Значение
1	Масса калориметрического стакана	$m_c, \text{г}$	
2	Начальная температура	$t_1, ^\circ\text{C}$	
3	Конечная температура	$t_2, ^\circ\text{C}$	
4	Теплоемкость системы	$\sum C = C_p m_p + C_c m_c, \text{Дж/г}$	
5	Количество выделившейся теплоты	$\Delta H = -\sum C \cdot (t_2 - t_1), \text{Дж}$	
6	Теплота нейтрализации	$\Delta H_{\text{нейтр.}} = \Delta H / 0,03, \text{кДж/моль}$	
7	Абсолютная погрешность опыта	$\delta = \Delta H_{\text{н. теор}} - \Delta H_{\text{н. эксп}}$	
8	Относительная погрешность опыта	$\Delta = \left \delta : \Delta H_{\text{нейтр.}} \right \cdot 100\%$	

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой тест выходного контроля

1. Тепловой эффект реакции не зависит от пути, а определяется конечным и начальным состояниями, Это закон...

1) Вант-Гоффа 2) Гесса 3) Аррениуса 4) Больцмана

2. Реакция гидролиза АТФ –

1) экзотермическая 2) эндотермическая 3) адиабатическая

3. Человек совершает работу и отдает тепло в окружающую среду за счет убыли 1) энтропии 2) энтальпии

3) внутренней энергии 4) температуры 5) давления

4. Рассчитайте ΔH сгорания этанола, если известно, что при сгорании 4,6г выделяется 137 кДж теплоты.

1) -1370 2) +1370 3) -2740 4) +2740 кДж/моль

5. Рассчитайте энтальпию гидратации сульфата железа (II), если энтальпия растворения безводной соли $FeSO_4$ равна -17,2 кДж/моль, а энтальпия растворения кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$ равна +63,3 кДж/моль.

1) -46,1 2) +46,1 3) -80,5 4) +80,5 кДж/моль

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 2

1. Тема и ее актуальность.

Химическая термодинамика.

Определение теплового эффекта растворения соли.

Знание понятий и законов термодинамики необходимо для изучения законов биоэнергетики, основ функционирования АТФ в энергическом цикле клетки и др.

2. Учебные цели:

овладение навыками расчета основных термодинамических функций и тепловых эффектов химических реакций, на основе термодинамических характеристик предсказывать направление процессов, пользоваться справочной литературой.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- основные понятия термодинамики, следствия из закона Гесса;
- критерии самопроизвольного протекания реакций в различных системах.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками расчета основных термодинамических функций и тепловых эффектов реакций.
- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии.
- рассчитывать основные термодинамические функции и тепловые эффекты химических реакций.
- интерпретировать рассчитанные значения термодинамических функций с целью прогнозирования возможности осуществления и направления протекания химических процессов.
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Второй закон термодинамики.
2. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах.
3. Третье начало термодинамики.
4. Объединенный первый и второй законы термодинамики.
5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
6. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

6	$C_6H_{12}O_6(г) = C_2H_6O(ж) + 2CO_2(г)$
7	$C_2H_6O(ж) = C_2H_4(г) + H_2O(ж)$
8	$H_2O(г) + H_2(г) = H_2O(г) + C_2H_4O(г)$
9	$C_3H_4(г) + H_2O(г) = C_3H_6O(г)$
10	$2C_2H_4O(г) = C_4H_8O_2(ж)$
11	$C_6H_6(ж) + HNO_3(ж) = C_6H_5NO_2(ж) + H_2O(ж)$
12	$6CO_2(г) + 6H_2O(ж) = C_6H_{12}O_{6(p-p)} + O_2(г)$

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия:

1. Второй закон термодинамики.
2. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах.
3. Третье начало термодинамики.
4. Объединенный первый и второй законы термодинамики.
5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
6. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Определение теплового эффекта растворения соли.

Опыт 1. Определение константы калориметра.

Взвесьте на весах 5г. KCl. Налейте в стакан калориметра 300 мл дистиллированной воды. Измерьте температуру воды в течение 5,0 минут, через каждую минуту; не переставая фиксировать температуру, быстро всыпьте навеску KCl, хорошо перемешайте. Измеряйте температуру в течении 10 минут после добавления соли. Результаты занесите в таблицу.

300 г H ₂ O + 5 г KCl		300 г H ₂ O + 5 г CuSO ₄ ·5H ₂ O		300 г H ₂ O + 5 г CuSO ₄	
T, C°	Время, мин	T, C°	t, мин	T, C°	t, мин

Опыт 2. Определение теплоты растворения CuSO₄·5H₂O.

Аналогично проведите измерения температуры во времени, взяв 5г кристаллического CuSO₄·5H₂O. Результаты занесите в таблицу.

Опыт 3. Определение теплоты растворения CuSO₄.

Аналогично проведите эксперимент, взяв 5г безводной соли CuSO₄. Результаты занесите в таблицу.

По результатам трех опытов постройте графики T = f(t), определите ΔT₁, ΔT₂, ΔT₃.

Константу калориметра рассчитайте по формуле:

$$K = \Delta H_m \cdot m(KCl) : (\Delta T_1 \cdot M)$$

где: m- масса соли;

M- молярная масса соли;

ΔH_m- интегральная теплота растворения соли в воде (для 5 г KCl в 300 г H₂O ΔH_m = 17,57 кДж/моль).

Удельную теплоту растворения соли CuSO_4 рассчитайте по формуле:
 $\Delta H_{\text{уд}}(\text{CuSO}_4) = K \cdot \Delta T_2 : m(\text{CuSO}_4)$.

Рассчитайте интегральные теплоты растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:
 $\Delta H_1 = \Delta H_m(\text{CuSO}_4) = K \cdot \Delta T_2 \cdot M(\text{CuSO}_4) : m(\text{CuSO}_4)$.

$\Delta H_2 = \Delta H_m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = K \cdot \Delta T_3 \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) : m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$.

Теплоту гидратации рассчитайте как разницу $\Delta H_{\text{гидр}}(\text{CuSO}_4) = \Delta H_1 - \Delta H_2$.

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой тест выходного контроля

- Самопроизвольно в изолированных системах могут протекать процессы, при которых энтропия системы
 - возрастает
 - убывает
 - не изменяется
 - равна нулю
 - сначала убывает, затем возрастает
- Изменение энергии Гиббса в изобарно – изотермических условиях равно
 - максимальной полезной работе
 - тепловому эффекту
 - изменению энтропии
 - изменению внутренней энергии
- Самопроизвольно, в изобарно – изотермических условиях идут процессы, в которых энергия Гиббса
 - не изменяется
 - равна 0
 - убывает
 - возрастает
 - равна единице
- Мера хаотичности системы
 - энтальпия
 - энергия Гиббса
 - энтропия
 - теплоемкость
 - температура
- Какие из оксидов: CaO , ZnO , SnO_2 , NiO , Al_2O_3 могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 298 К. $\Delta G^\circ_{\text{обр}}$ CaO (-604), ZnO (-321), SnO_2 (-519), NiO (-212), Al_2O_3 (-1528), $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ (-237) кДж/моль?
 - CaO
 - ZnO
 - SnO_2
 - NiO
 - Al_2O_3

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 3

1. Тема и ее актуальность.

Химическое равновесие. Проверка принципа Ле-Шателье.

Регулирование многих биологических процессов основано на компенсирующем смещении того или иного равновесия в соответствии с принципом Ле-Шателье.

2. Учебные цели:

узнать условия существования равновесных систем; факторы, влияющие на смещение химического равновесия; взаимосвязь термодинамических величин с константами равновесия.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- основные понятия и свойства химических равновесий;

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками определения направления смещения равновесия согласно принципу Ле-Шателье;

- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;

- рассчитывать константу равновесия;

- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье.

2. Константа химического равновесия.

3. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой химического равновесия.

4. **Вид занятия:** лабораторное занятие.

5. **Продолжительность занятия:** 3 академических часа.

6. **Оснащение:**

6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.

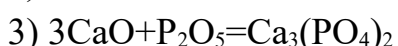
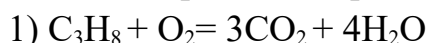
6.2. ТСО: калькуляторы.

7. **Содержание занятия:**

7.1. **Контроль исходного уровня знаний и умений.**

Задания для самоконтроля

Задание 1. Обратимый процесс, происходящий в организме:



Задание 2. Термодинамические условия равновесия:

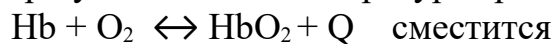
1) $\Delta G^\circ > 0$

2) $\Delta H^\circ = 0$

3) $\Delta S = 0$

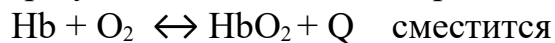
4) $\Delta G^\circ = 0$

Задание 3. При увеличении температуры равновесие в реакции



1) влево 2) вправо 3) не сместится 4) не известно

Задание 4. При увеличении давления равновесие в реакции



1) влево 2) вправо 3) не сместится 4) не известно

Задание 5. В условиях равновесия скорости прямой (v_1) и обратной реакций (v_2)

1) $v_1 > v_2$

2) $v_1 < v_2$

3) $v_1 = v_2$

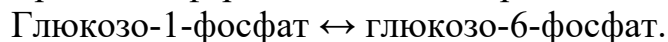
4) любое соотношение

Типовые задачи

1. В системе $A(г)+2B(г)=C(г)$ равновесные концентрации равны: $[A]=0,06$ моль/л; $[B]=0,12$ моль/л; $[C]=0,216$ моль/л. Найти константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В.

2. В системе $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ равновесные концентрации веществ: $[NO] = 0,2$, $[O_2] = 0,3$, $[NO_2] = 0,4$ моль/л. Рассчитайте К равновесия и оцените положение равновесия.

3. В печени протекает ферментативный обратимый процесс:



При 37°C равновесные концентрации $[\text{Г-1-ф}] = 0,001$ моль/л, а $[\text{Г-6-ф}] = 0,019$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия K_c .

4. Для реакции $H_3PO_4 + \text{аденозин} \leftrightarrow \text{АМФ} + H_2O$

энергия Гиббса $\Delta G^\circ = 14$ кДж/моль. В каком направлении реакция идет самопроизвольно при стандартных условиях? Каково значение константы равновесия?

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия:

1. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье.

2. Константа химического равновесия.

3. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой химического равновесия.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Проверка принципа Ле-Шателье.



Раствор роданида железа (III) окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность окраски зависит от концентрации $Fe(CNS)_3$.

Смешайте в пробирке разбавленные растворы хлорида железа и роданида калия. Если раствор очень темный, разбавьте дистиллированной водой.

Разлейте полученный раствор красного цвета в 5 пробирок. Прилейте в первую пробирку немного насыщенного раствора $FeCl_3$, во вторую – немного насыщенного раствора $KCNS$, в третью всыпьте щепотку KCl , четвертую нагрейте. Перемешайте содержимое пробирок, сравните их окраску с пятой пробиркой.

Объясните наблюдения. Выполнился принцип Ле-Шателье? Результаты опыта запишите в таблицу:

№	Увеличили концентрацию	наблюдения	Направление смещения равновесия
1	$FeCl_3$		
2	$KCNS$		
3	KCl		
4	нагрели		

5	-		
---	---	--	--

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой билет выходного контроля

1. Равновесные концентрации веществ в системе: $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ равны: $[\text{CO}] = 2\text{M}$; $[\text{O}_2] = 4\text{M}$; $[\text{CO}_2] = 3\text{M}$; Определить исходные концентрации CO и O_2 и константу равновесия.

2. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению: $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$; $\Delta H = + 129,7 \text{ кДж}$. Как надо изменить: а) температуру, б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?

3. Рассчитайте константу равновесия реакции гидролиза глицилглицина при 310 К, если $\Delta G^\circ = -15,08 \text{ кДж/моль}$. Обратима ли практически эта реакция?

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 4

1. Тема и ее актуальность.

Фазовые равновесия. Экстракция.

В производстве широко используются такие способы очистки, как перегонка, ректификация, перегонка с водяным паром, экстракция, подчиняющиеся законам фазовых переходов и равновесий. Экстракцию широко применяют для извлечения эфирных масел, алкалоидов и др. из растительного сырья, для очистки сточных вод от ядовитых или ценных примесей.

2. Учебные цели.

Узнать условия существования равновесных систем; факторы, влияющие на смещение фазовых равновесий. Научить оценивать эффективность процесса в конкретных условиях.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- основные понятия и законы фазовых равновесий и превращений;

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками построения и анализа диаграмм фазовых состояний,

- экспериментально строить, читать, рассчитывать диаграммы фазовых состояний,

- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.

2. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.

1. Вычислите теплоту испарения лекарственного вещества в интервале температур 88 – 112К, если давления при этих температурах $8 \cdot 10^3$ и $101 \cdot 10^3$ Па.
2. Какова точка кипения воды на горе, если барометр показывает 660 мм рт. ст.? Теплоту испарения воды принять равной 9,72 ккал/моль.
3. Камфора (компонент А) и тимол (компонент В) неограниченно взаимно растворимы в жидком и нерастворимы в твердом состоянии. Постройте диаграмму плавкости системы камфора – тимол по следующим данным:

w (A), %	100	80	60	40	20	0
T _{пл.} , С	170	100	20	35	45	50

Каков состав и температура плавления эвтектики? Что представляет собой система, состоящая из 10% В и 90% А при 180°С. Что произойдет с системой, если ее охладить до 60 °С? Сколько степеней свободы у системы в этом состоянии.

4. Постройте диаграмму плавкости системы вода - аммиак, определите состав молекулярных соединений.

X(NH ₃),% мол.	0	10	20	25	30	35	45	50	55
T _{плав.} К	273	259	241	220	198	152	191	196	191
X(NH ₃),% мол.	58	60	67	74	78	85	90	100	
T _{плав.} К	183	188	194	188	178	185	191	196	

5. Постройте диаграмму AgCl– NaCl, которые неограниченно растворимы в жидком и твердом состоянии по температурам начала (T_{начала}) и конца (T_{конца}) затвердения. Объясните каждую область, укажите фазы в системе.

X(AgCl),%	0	20	40	60	80	100
T _{начала} , К	1073	1004	941	869	788	728
T _{конца} , К	1073	952	848	735	742	728

6. Четыреххлористый углерод и сероуглерод неограниченно растворимы друг в друге. постройте диаграмму кипения по следующим данным:

X(CCl ₄)p-p,%	0	20	40	50	60	80	100
X(CCl ₄)пар,%	0	9	20	26	34	58	100
T _{кип. смеси} , °С	46	50	53	56	59	67	77

Определите состав пара и жидкости для смеси, кипящей при 55°С, укажите, к какому типу систем относится данная смесь.

7. Постройте диаграмму кипения системы А(H₂O)-В(C₅H₁₂O, 2-метилбутанол-2), P=102,46 кПа

8. При

Т,К		378	368	365	364	365	366	369	373
Мол.доля А, %	Х-жидк.	0	19	34	66	95	98	99	100
	У-пар	0	43	55	66	70	76	91	100

смешении 100 г анилина с 100 г воды смесь разделяется на два слоя, из которых один содержит 6%, а другой 88% анилина. Определите массу каждого слоя.

9. При 30°C растворимость фенола в воде 8%, а растворимость воды в феноле 30%. Определить массы равновесных насыщенных растворов, полученных смешением 200г фенола и 300г воды.

10. Давление пара над системой из двух несмешивающихся жидкостей анилин-вода равно 99,99кПа при 371К. Давление пара воды при этой температуре равно 94,26 кПа. Сколько воды надо взять для перегонки 0,5 кг анилина при внешнем давлении 99,99кПа?

11. Вычислить растворимость йода в амиловом спирте, если растворимость йода в воде при 25°C $C_{\text{вод}} = 0,34$ г/л, $K = 230$.

12. В бензоле пикриновая кислота находится в виде одинарных молекул C₆H₃(NO₂)₃ОН и не диссоциирует на ионы. Равновесная концентрация в водном (C_в) и бензольном (C_{орг.}) слое (моль/л):

C _в ·10 ³	2,08	3,27	7,01	10,1
C _{орг.} ·10 ³	0,932	2,25	10,1	19,9

Рассчитайте K и покажите что в воде пикриновая кислота диссоциирует на ионы.

13. Фенол в воде находится в виде мономеров. Показать, что в бензоле он находится в виде димеров

C _в , моль/л	0,1013	0,366	0,53
C _{орг.} моль/л	0,279	2,978	6,487

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия:

1. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.

2. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.

3. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.

4. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.

5. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Экстракция.

В колбах с притертыми пробками на 200 мл приготовьте 4 раствора в соответствии с таблицей:

Номер смеси	Объем раствора йода в CCl ₄ , мл	Объем CCl ₄ , мл	Объем воды, мл
1	5	15	100
2	10	10	100
3	12	8	100
4	15	5	100

Перемешайте содержимое каждой колбы в течении 5-10 минут и оставьте в покое на 15-20 минут до расслоения жидкостей, осторожно перелейте в делительную воронку, через несколько минут отделите водный и неводный слой, поместив их в разные колбы. Концентрации йода в водном и органическом слоях определите титрованием.

Титрование органического слоя. В колбу для титрования поместите 25 мл дистиллированной воды, отберите пипеткой с помощью груши 2 мл пробы, добавьте 5 капель раствора крахмала и титруйте 0,05н раствором тиосульфата натрия (Na₂S₂O₃). В процессе титрования колбочку все время встряхивайте, чтобы йод экстрагировался в водный слой. Титрование продолжайте до момента обесцвечивания водного слоя. При титровании происходит реакция:



Каждый раствор титруйте по три раза и возьмите средний результат.

Титрование водного слоя. В колбу для титрования поместите 25 мл водного слоя, добавьте 5 капель раствора крахмала и титруйте 0,01н раствором Na₂S₂O₃ до исчезновения синей окраски.

Каждый раствор титруйте по три раза и возьмите средний результат.

Концентрации йода в водном и органическом слоях рассчитайте по формуле:

$$C_{\text{пробы}} = C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) / V_{\text{пробы}}$$

Где C(Na₂S₂O₃) – концентрация раствора тиосульфата натрия; V(Na₂S₂O₃) – объем раствора тиосульфата натрия, израсходованного на титрование; V_{пробы}

– объем слоя, взятого на титрование (в случае органического слоя добавленную воду не учитывают).

Рассчитайте коэффициент распределения: $K = C_{\text{орг.}} / C_{\text{вод.}}$.

Результаты запишите в таблицу.

№ смеси	V _{орг.} , мл (0,05н. Na ₂ S ₂ O ₃)				C _{орг.} , М	V _{вод.} , мл (0,01н. Na ₂ S ₂ O ₃)				C _{вод.} , М	K
	1	2	3	ср		1	2	3	ср		
1											
2											
3											
4											

K_{ср.}=

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой билет выходного контроля

1. Какова точка кипения воды на горе, если барометр показывает 660 мм рт. ст.? Теплоту испарения воды принять равной 9,72 ккал/моль.
2. Вычислить растворимость йода в амиловом спирте, если растворимость йода в воде при 25⁰С C_{вод.}= 0,34 г/л, K = 230.
3. Давление пара над системой из двух несмешивающихся жидкостей анилин-вода равно 99,99кПа при 371К. Давление пара воды при этой температуре равно 94,26 кПа. Сколько воды надо взять для перегонки 0,5 кг анилина при внешнем давлении 99,99кПа?

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 5

1. Тема и ее актуальность.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагента.

Знание основных законов химической кинетики необходимо для характеристики пребывания различных веществ в организме.

2. Учебные цели.

Овладение методами решения типовых кинетических задач.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- понятия скорости реакции, катализатора, ферментов; зависимость скорости реакции от концентрации, температуры.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

-навыками решения типовых кинетических задач,

-самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;

- проводить основные кинетические расчеты;
- табулировать экспериментальные данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомым величин,
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
2. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
3. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Размерность скорости реакции

- 1) км/час 2) моль/(л·с) 3) моль/с 4) с⁻¹

Задание 2. Константа скорости не зависит от:

- 1) температуры 2) концентрации 3) природы вещества 4) катализатора

Задание 3. При повышении температуры на 10⁰ скорость реакции возрастает в 2...4 раза. Это правило

- 1) Вант-Гоффа 2) Аррениуса 3) Гунда 4) Больцмана

Задание 4. Реакции, состоящие из нескольких элементарных реакций, называются:

- 1) колебательными 2) простыми 3) сложными

Задание 5. Вещества, которые участвуют в процессе, изменяют его скорость, но к концу его остаются химически неизменными

- 1) ингибиторы 2) катализаторы 3) промоторы
4) хелаты 5) витамины

Типовые задачи

1. Найдите начальную скорость реакции $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, если смешали равные объемы 0,02 моль/л раствора H_2O_2 и 0,05 моль/л раствора HI. Константа скорости 0,05 л/(моль·с), реакция имеет первый порядок по обоим реагентам.

2. Во сколько раз уменьшается скорость окисления глюкозы при гипотермии, если температура тела падает с 36,6 до 27°C, температурный коэффициент данной реакции равен 1,3?

3. Константа скорости распада пенициллина при 36°C равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41°C $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент реакции.
4. Реакция заканчивается за 16 мин. при 10°C, температурный коэффициент $\gamma = 2$. За какое время реакция закончится при 50°C?
5. Для реакции $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при $T_1 = 298,2\text{K}$ константа скорости реакции $k_1 = 0,765 \text{ мин}^{-1}$, при $T_2 = 328,2\text{K}$ константа скорости реакции $k_2 = 35,5 \text{ мин}^{-1}$. Определите: а) энергию активации (E); б) константу скорости k_3 при $T_3 = 313,2\text{K}$; в) температурный коэффициент γ .
6. Появление изотопа иода - 131 имеет место при авариях на АЭС. Его период полураспада 8 суток. За какое время этот изотоп распадается на 99%?
7. Рассчитайте время разложения 10% спазмолитина в растворе при $\text{pH} = 4,9$ и 293K, если энергия активации равна 75,7 кДж/моль, а период полупревращения при 353K составляет 90 мин. Реакция первого порядка.
8. Рассчитайте период полупревращения реакции омыления метилацетата в растворе NaOH при 298K, если константа скорости реакции второго порядка равна 11,5 л/(моль·мин), а начальная концентрация каждого реагента равна 0,03 моль/л.
9. Константа скорости гидролиза новокаина при 313K $= 0,66 \text{ мин}^{-1}$, энергия активации реакции равна 55,2 кДж/моль. Какая массовая доля (%) новокаина разложится за 10 дней хранения при 193K? Реакция первого порядка.
10. При хранении таблеток анальгина установлено, что константа скорости разложения при 20°C составляет $1,5 \cdot 10^{-9} \text{ с}^{-1}$. Определите срок хранения таблеток (время разложения 10% вещества) при 20°C.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия:

1. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
2. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
3. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагента.

Реакция: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ сложная, имеет первый порядок по тиосульфату натрия и нулевой порядок по серной кислоте, т.е. кинетическое уравнение реакции имеет вид: $v = k \cdot [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$.

В пробирку налейте последовательно 0,1М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воду в количествах, указанных в таблице, затем 5 мл H_2SO_4 (как можно быстро). Засеките время с момента приливания кислоты до начала появления мути серы. Так определите время 5 раз, изменяя концентрацию тиосульфата согласно таблице. Результаты запишите в таблицу:

Объем, мл			$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1a/(a+b+v)$, моль/л	t,сек	Условная скорость, $v=100/t$
$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ = a	$V(\text{H}_2\text{O})$ = б	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ = в			
2	3	5			
3	2	5			
4	1	5			
5	0	5			

Постройте график $v = f(C)$, откладывая по оси абсцисс концентрацию тиосульфата в растворе, а на оси ординат – условную скорость реакции. Напишите кинетическое уравнение для данной реакции в выводе.

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой билет выходного контроля

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 К прошло за 10 мин на 75,2%. Вычислите константу скорости реакции.
2. Для химической реакции $A \rightarrow B$ константа скорости $k=0,5$; исходная концентрация вещества А $C_0=1$ моль/л. Вычислите степень превращения вещества А за время $t = 1$ час, если реакция а) нулевого; б) первого; в) второго порядка. Как зависит степень превращения от порядка реакции?

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 6

1. Тема и ее актуальность.

Изучение каталитической реакции.

Знание основных законов химической кинетики необходимо для характеристики пребывания различных веществ в организме

2. Учебные цели.

Овладение методами решения типовых кинетических задач.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- понятия скорости реакции, катализатора, ферментов; зависимость скорости реакции от концентрации, температуры.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками решения типовых кинетических задач,
- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;
- проводить основные кинетические расчеты;
- табулировать экспериментальные данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомым величин,
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3.Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки

1. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
2. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
3. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Вещества, которые участвуют в процессе, изменяют его скорость, но к концу его остаются химически неизменными

- 1) ингибиторы
- 2) катализаторы
- 3) промоторы
- 4) реагенты

Задание 2. Катализаторы белковой природы, которые ускоряют реакции, необходимые для жизнедеятельности организма

- 1) ингибиторы
- 2) ферменты
- 3) промоторы
- 4) витамины

Задание 3. Формула для расчета изменения скорости реакции в присутствии катализатора

- 1) $V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \exp[(E_{\text{без кат.}} - E_{\text{кат.}}) / (R \cdot T)]$
- 2) $V = kC$
- 3) $k = A \cdot \exp(-E/RT)$
- 4) $V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \gamma^{(T_2 - T_1) / 10}$

Задание 4. Простейшая схема ферментативного катализа

- 1) $E + S \leftrightarrow ES$
- 2) $ES \rightarrow E + P$
- 3) $E + S \leftrightarrow ES \rightarrow E + P$
- 4) $E + S \rightarrow E + P$

Задание 5. Уравнение Михаэлиса-Ментен

- 1) $k = A \cdot \exp(-E/RT)$
- 2) $V = d[P]/dt = V_{\text{max}} \cdot [S] / (K_M + [S])$
- 3) $V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \exp[(E_{\text{без кат.}} - E_{\text{кат.}}) / (R \cdot T)]$
- 4) $V = kC^2$

Типовые задачи

1. Рассчитайте энергию активации реакции гидролиза сахарозы, если при 55°C константа скорости реакции $k_2 = 35 \text{ с}^{-1}$, при 25°C константа скорости реакции $k_1 = 0,765 \text{ с}^{-1}$.

2. Вычислите энергию активации спиртового брожения глюкозы в растворе в интервале от 30 до 70°C, если $\gamma = 2$.
3. Энергия активации реакции кислотного гидролиза сахарозы при 37°C равна 102 кДж/моль, а в присутствии фермента сахарозы энергия активации снижается до 35 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?
4. Во сколько раз возрастет скорость реакции разложения угольной кислоты при 310 К в присутствии фермента? Без катализатора $E_a = 86$ кДж/моль, в присутствии карбоангидразы $E_a = 49$ кДж/моль.
5. Для некоторой ферментативной реакции константа Михаэлиса равна 0,035 моль/л. Скорость реакции при концентрации субстрата 0,11 моль/л равна $1,15 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с). Найдите максимальную скорость этой реакции.

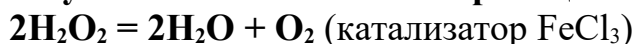
7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия

1. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
2. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
3. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Изучение каталитической реакции.



За ходом реакции следят с помощью газометрической установки:

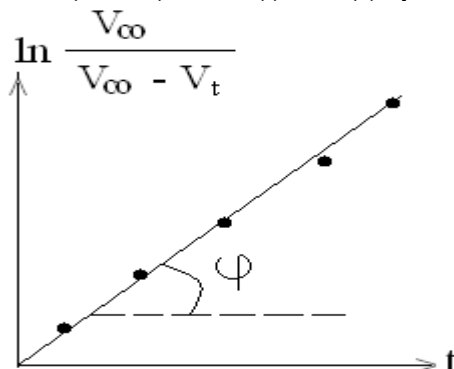


В реактор (1) помещают 1-2 мл 3% раствора H_2O_2 . Проверяют герметичность системы и с помощью уравнивающего сосуда (5) устанавливают уровень воды в бюретке (4) на нулевой отметке. После этого наливают в реактор заданное количество (1-2 мл) раствора FeCl_3 , быстро и плотно соединяют реактор с бюреткой, включают магнитную мешалку, включают секундомер и записывают время, за которое выделился 1 мл O_2 , 2 мл, и так далее до 10 мл. При измерении объема газа уровни воды в бюретке и уравнивательном сосуде

должны быть одинаковыми, чтобы давление в бюретке соответствовало атмосферному. Дожидаются конца реакции (объем газа в бюретке не меняется) и записывают максимальный объем выделившегося кислорода V_{∞} , которое пропорционально исходной концентрации пероксида водорода. Константу скорости рассчитывают по уравнению:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{V_{\infty}}{V_{\infty} - V_t}$$

Постройте график $\ln (V_{\infty} / (V_{\infty} - V_t)) = f(t)$, рассчитайте $k = \text{tg } \varphi$.



7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой билет выходного контроля

1. Вычислите энергию активации спиртового брожения глюкозы в растворе в интервале от 30 до 70°C, если $\gamma = 2$.
2. Для некоторой ферментативной реакции константа Михаэлиса равна 0,035 моль/л. Скорость реакции при концентрации субстрата 0,11 моль/л равна $1,15 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с). Найдите максимальную скорость этой реакции.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 7

1. Тема и ее актуальность.

Контрольная работа.

2. Учебные цели. Закрепить освоение знаний обучающихся: понятий и законов химической термодинамики, химического и фазовых равновесий, химической кинетики.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

основные понятия и законы химической термодинамики, химического и фазовых равновесий, химической кинетики.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- использовать на практике основные понятия и законы химической термодинамики, химического и фазовых равновесий, химической кинетики.
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3.Материалы для самоподготовки к освоению данной темы

Вопросы для самоподготовки

1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы.
2. Внутренняя энергия, теплота и работа.
3. Первый закон термодинамики.
4. Стандартные теплоты образования, сгорания, гидратации, растворения, нейтрализации.
5. Закон Гесса и следствия из него.
6. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
7. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.
8. Второй закон термодинамики.
9. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах.
10. Третье начало термодинамики.
11. Объединенный первый и второй законы термодинамики.
12. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
13. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
14. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье.
15. Константа химического равновесия. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой химического равновесия.
16. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
17. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.
18. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.
19. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.
20. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.
21. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение,

кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).

22. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.

23. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.

24. Уравнение Аррениуса, энергия активации.

25. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.

26. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

6.1. Дидактический материал: билеты с вопросами и типовыми задачами.

6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Типовой вариант контрольной работы.

1. Вычислите ΔH° , ΔS° и ΔG° реакции, протекающей по уравнению
 $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

2. Определить равновесную концентрацию HI в системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$, если при некоторой температуре константа равновесия равна 4, а исходные концентрации H_2 , I_2 и HI равны, соответственно, 1, 2 и 0 моль/л.

3. Вычислите энергию активации спиртового брожения глюкозы в растворе в интервале от 30 до 70°C, если $\gamma = 2$.

4. Коэффициент распределения, зависимость его от различных факторов.

5. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 8

1. Тема и ее актуальность.

Получение и свойства ацетатного буферного раствора.

Буферные растворы применяются в аналитической химии и в анализе для поддержания необходимой кислотности среды. Многие биологические системы (кровь, лимфа, слюна и т.д.) являются буферными растворами.

2. Учебные цели: изучить их свойства буферных систем, рассчитывать их рН и буферную емкость.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- рН, его значения, формулы расчета;
- основные понятия: буферная система, буферная зона, буферная емкость;
- механизм действия кислотных, основных, амфотерных буферных систем.
- роль буферных систем в поддержании кислотно-щелочного равновесия в организме.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- рассчитывать рН буферных растворов и их буферную емкость.
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы:

Вопросы для самоподготовки:

1. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.
2. Буферные растворы: определение, классификация по составу и действию.
3. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха.
4. Буферная емкость: определение и формула расчета. Зона буферного действия: определение, формула расчета.
5. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.
6. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия:

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Буферными системами являются смеси:

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и NH_4Cl | 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ и $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ |
| 3) NH_4Cl и HCl | 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ и HCl |

Задание 2. рН буферной системы при разбавлении в 10 раз:

- | | |
|--------------------------|-----------------------------|
| 1) увеличится в 10 раз | 2) увеличится на единицу |
| 3) уменьшится на единицу | 4) практически не изменится |

Задание 3. При добавлении HCl к буферной системе $\text{CH}_3\text{COO}^- / \text{CH}_3\text{COOH}$:

- 1) концентрация (CH_3COOH) уменьшается, (CH_3COO^-) увеличивается
- 2) концентрация (CH_3COOH) увеличивается, (CH_3COO^-) уменьшается

3) концентрации (CH_3COOH) и (CH_3COO^-) не изменяются

4) концентрации (CH_3COOH) и (CH_3COO^-) уменьшаются

Задание 4. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для буферных систем основного типа

$$1) \text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]} \quad 2) \text{pH} = 14 - \text{pK} - \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]}$$

$$3) \text{pH} = \text{pK} \pm 1 \quad 4) \text{pH} = 14 - \text{pK} + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]}$$

Задание 5. Гемоглобиновая буферная система действует:

1) в плазме крови

2) во внутренней среде эритроцитов

3) в плазме крови и во внутренней среде эритроцитов

Типовые задачи

1. Рассчитать при 25°C pH буферного раствора, содержащего 4,0 мл 0,1М NH_4Cl и 6мл 0,1М NH_4OH . $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

2. В каком соотношении необходимо взять 0,1 моль/л растворы CH_3COONa и CH_3COOH , чтобы получить раствор с $\text{pH} = 5,8$?

3. Вычислите pH фосфатного буфера, состоящего из 100 мл 0,1М NaH_2PO_4 и 100 мл 0,3М Na_2HPO_4 , $\text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$.

4. Вычислите соотношение концентраций [ацетат натрия]:[уксусная кислота] в буферном растворе с $\text{pH} = 5,8$.

5. Рассчитайте емкость буферного раствора по кислоте, если при добавлении к 50 мл этого раствора 2 мл соляной кислоты с концентрацией 0,8М pH изменился от 7,3 до 7,0.

6. К 200 мл крови для изменения pH на 0,36 надо добавить 36 мл 0,05М HCl . Какова буферная емкость крови по кислоте?

7. Вычислите pH раствора, полученного при смешивании 70 мл 0,2 М KH_2Cit и 30 мл 0,1 М K_2HCit , где H_3Cit -лимонная кислота ($\text{pK} = 4,66$).

8. Рассчитайте отношение концентраций компонентов буферного раствора с $\text{pH} = 10,0$, содержащего $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ($\text{pK} = 3,19$) и $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Cl}$.

9. Каким станет pH буферного раствора, содержащего 1 М CH_3COOH и 1М CH_3COONa , если к 100 мл раствора добавить 10 мл 1 М HCl ?
 $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$.

10. Каким станет pH буферного раствора, содержащего 1 М CH_3COOH и 1М CH_3COONa , если к 100 мл раствора добавить 10 мл 1 М NaOH ?
 $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения pH для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.

2. Буферные растворы: определение, классификация по составу и действию.

3. Расчет pH буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха.

4. Буферная емкость: определение и формула расчета. Зона буферного действия: определение, формула расчета.

5. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.
6. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Получение и свойства ацетатного буферного раствора.

1. Для приготовления буферного раствора использовали 0,1М растворы уксусной кислоты и ацетата натрия.

Приготовили три буферных раствора со следующими соотношениями концентраций CH_3COOH и CH_3COONa (и объемами в мл) 9:1, 5:5, 1:9. Во все приготовленные растворы прибавили по 2 капли индикатора метилоранжа.

О чем свидетельствует разная окраска индикатора в приготовленных буферных растворах? Рассчитайте рН приготовленных растворов. Результаты наблюдений и расчетов представьте в таблице. $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH})=4,76$

Номера пробирок	1	2	3
Соотношение $[\text{CH}_3\text{COONa}]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$	1/9	5/5	9/1
Цвет раствора после добавления индикатора.			
$\text{pH} = 4,8 + \lg([\text{CH}_3\text{COONa}]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$			

Содержимое пробирки № 2 разделили поровну на 3 пробирки. В одну из них добавьте 2 капли 0,1М раствора HCl , в другую – 2 капли 0,1М раствора NaOH , в третью – немного воды. Изменилась ли окраска индикатора во всех трех пробирках?

Напишите реакции компонентов буферного раствора с добавленными веществами.

2. Измерение буферной емкости по кислоте.

В коническую колбу перелили раствор № 3 (из опыта 2) желтого цвета, это испытуемый раствор. В другую колбочку перелили раствор № 1 (из опыта 2) розового цвета, это раствор – свидетель. Оттитровали испытуемый буферный раствор 0,1М раствором HCl до получения окраски, одинаковой с окраской раствора свидетеля. Потребовалось 5,3 мл 0,1М раствора HCl .

Вычислите буферную емкость по кислоте: $V_{\text{кисл}} = V(\text{HCl}) \cdot C(\text{HCl}) / (V_{\text{буф}} \cdot \Delta \text{pH})$.

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой билет выходного контроля

1. Вычислить рН ацетатного буферного раствора, содержащего по 1 моль/л кислоты и соли, после добавления к 1л раствора 0,1моль HCl .
2. Вычислить массу NH_4Cl , которую следует добавить к раствору аммиака ($C=0,137$ моль/л). Объемом 2л, чтобы получить буферный раствор с рН 10,34.

3. Буферная емкость раствора по кислоте равна 40 ммоль/л. Какой объем 0,2М раствора HCl нужно добавить к 100мл этого раствора, чтобы сместить на 0,4 единицы.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 9

1. Тема и ее актуальность.

Кондуктометрия. Определение константы диссоциации слабого электролита.

кондуктометрия позволяет определять концентрации растворенного вещества, степень и константу диссоциации, растворимость.

2. Учебные цели: овладение навыками расчетов степени и константы диссоциации слабого электролита, растворимости малорастворимых веществ в водном растворе методом кондуктометрии.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- понятие электропроводность,
- виды электропроводности: удельную, молярную,
- факторы, влияющие на электропроводность,
- прямую кондуктометрию и кондуктометрическое титрование

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;
- табулировать данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомых величин;
- проводить элементарную статистическую обработку экспериментальных данных в физико-химических экспериментах.
- методами расчета концентрации, степени и константы диссоциации, растворимости вещества кондуктометрически.
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Проводники электричества I и II рода.
2. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока (для биологических клеток).
3. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.
4. Закон Кольрауша.
5. Кондуктометрическое титрование.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.

6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Носители электрического тока в проводниках I рода

- 1) ионы 2) электроны 3) протоны 4) радикалы

Задание 2. Проводник электричества II рода

- 1) Cu 2) Al 3) раствор NaCl 4) SiO₂

Задание 3. Наибольшую электропроводность при одинаковой концентрации имеет раствор

1) HCl 2) CH₃COOH 3) NH₄OH 4) C₂H₅OH

Задание 4. Электрическая проводимость наименьшая у

- 1) костной ткани 2) кожи 3) желудочного сока 4) крови

Задание 5. Кондуктометрическим методом определяют

- 1) ЭДС 2) электропроводность 3) плотность 4) температуру

Типовые задачи

1. Рассчитайте удельную электропроводность и pH 0,5 М раствора CH₃COOH, если молярная электропроводность $\lambda = 40 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$ при 25°C.

2. Вычислите молярную электропроводность CH₃COOH при бесконечном разведении при 25°C, если электропроводности HCl (0,0426), CH₃COONa (0,0091), NaCl (0,0126) $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$. (Ответ: 0,0391 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$).

3. Вычислите степень диссоциации и константу диссоциации 0,1М уксусной кислоты, если при 298К молярная электропроводность $\lambda = 5,2 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$, а молярная электропроводность при бесконечном разведении составляет $\lambda_{\infty} = 387,9 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

4. Молярная электропроводность 0,5М раствора K₂SO₄ при 298 К равна 162,7 $\text{Ом} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$. Определите удельную электропроводность раствора.

5. Определите молярную электропроводность 0,005М раствора NH₄OH, если удельное сопротивление раствора $\rho = 100 \text{ Ом} \cdot \text{м}$.

6. Вычислите молярную электропроводность при бесконечном разведении и 25°C для ацетата аммония, если в тех же условиях $\lambda_{\infty}(\text{NaCl}) = 126,4$; $\lambda_{\infty}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 149,8$; $\lambda_{\infty}(\text{CH}_3\text{COONa}) = 91 \text{ Ом} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

7. Удельное сопротивление насыщенного раствора труднорастворимой соли AgCl при 298 К равно $\rho = 0,333 \cdot 10^4 \text{ Ом} \cdot \text{м}$, удельное сопротивление воды $\rho = 10^4 \text{ Ом} \cdot \text{м}$. Вычислите произведение растворимости вещества AgCl, приняв, что коэффициенты активности $f = 1$, $\lambda_{\infty}(\text{Ag}^+) = 61,9$, $\lambda_{\infty}(\text{Cl}^-) = 76,3 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

8. Вычислите константу растворимости хлорида таллия (I) при 298К, считая раствор предельно разбавленным, если удельная электрическая проводимость его насыщенного раствора равна $0,2081 \text{ См} \cdot \text{м}^{-1}$, $\lambda_{\infty}(\text{Cl}^-) = 76,4 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$, $\lambda_{\infty}(\text{Tl}^+) = 74,6 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

9. Удельная электрическая проводимость 0,1М раствора этиламина при 25°C равна 0,15 См·м⁻¹. Предельная молярная проводимость 204·10⁻⁴ См·м²·моль⁻¹. Найдите степень диссоциации и константу диссоциации этиламина.

10. По значению молярной электропроводности λ и концентрации С водного раствора аммиака NH₄OH, вычислите удельную электропроводность κ и константу диссоциации К.

Из справочника: $\lambda_{\infty}(\text{OH}^-) = 198,3 \cdot 10^{-4}$, $\lambda_{\infty}(\text{NH}_4^+) = 73,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2 \cdot \text{Ом}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Постройте и объясните графики $\lambda = f(C)$; $\alpha = f(C)$; $\kappa = f(C)$.

С, моль/л	0,125	0,063	0,031	0,016	0,008	0,004
$\lambda \cdot 10^4$, Ом ⁻¹ ·м ² ·моль ⁻¹	3,4	4,8	6,7	9,5	13,5	18,5

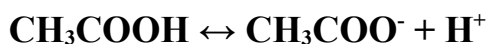
7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Проводники электричества I и II рода.
2. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока (для биологических клеток).
3. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.
4. Закон Кольрауша.
5. Кондуктометрическое титрование.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Кондуктометрия. Определение константы диссоциации слабого электролита.



Измерили удельную электропроводность κ растворов разной концентрации С.

Рассчитайте молярную электропроводность при бесконечном разбавлении:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty+} + \lambda_{\infty-}$$

(из справочника $\lambda_{\infty}(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 40,9 \cdot 10^{-4}$, $\lambda_{\infty}(\text{H}^+) = 349,8 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2 \cdot \text{Ом}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$).

Рассчитайте для всех концентраций:

$$\text{молярные электропроводности } \lambda = \kappa / (C \cdot 10^3),$$

$$\text{степени диссоциации } \alpha = \lambda / \lambda_{\infty};$$

$$\text{константы диссоциации } K_d \approx \alpha^2 \cdot C$$

и их среднее арифметическое $K_{\text{среднее}}$

Результаты запишите в таблицу, постройте 3 графика зависимостей:

1) $\kappa = f(C)$; 2) $\lambda = f(C)$; 3) $\alpha = f(C)$.

С, моль/л	κ , Ом ⁻¹ ·м ⁻¹	λ , м ² /(Ом·моль)	α	$K_{\text{дис}}$
0,1				
0,05				

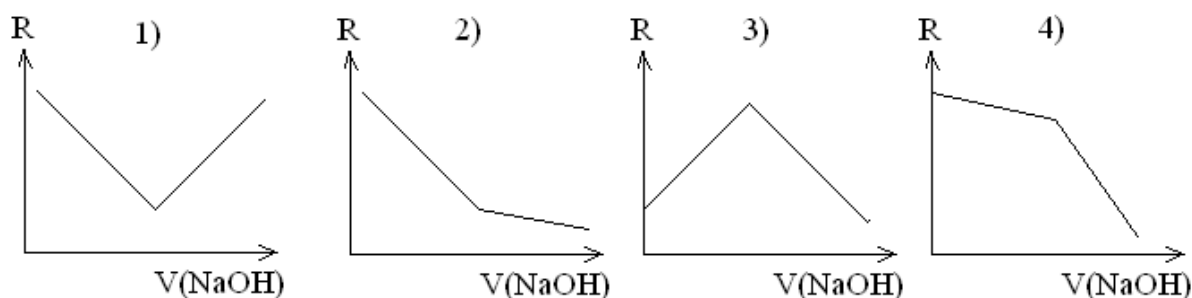
0,025				
0,0125				
0,00625				

$K_{\text{дис. ср.}} = \dots$

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой тест выходного контроля

- Катион, обладающий максимальной подвижностью в электрическом поле
1) H^+ 2) K^+ 3) Ca^{2+} 4) Fe^{3+} 5) Na^+
- Закон Кольрауша:
1) $\alpha = \lambda/\lambda_{\infty}$ 2) $K = \alpha^2 \cdot C$ 3) $\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}^+ + \lambda_{\infty}^-$ 4) $\lambda = \alpha/C \cdot 1000$
- Единица измерения молярной электропроводности:
1) $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ 2) Ом 3) $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$ 4) $\text{Ом} \cdot \text{м}$
- Кривая кондуктометрического титрования CH_3COOH раствором NaOH



- Удельная электропроводность 0,01М раствора KCl , если удельное сопротивление его $\rho = 7,09 \text{ Ом} \cdot \text{м}$
1) $0,141 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ 2) $7,09 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ 3) $141 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ 4) $1410 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 10

1. Тема и ее актуальность.

Потенциометрическое титрование.

Потенциометрический метод самый распространенный из способов контроля рН, металлов и органических веществ. Его отличает простота, возможность непрерывного контроля рН растворов.

2. Учебные цели: знакомство с потенциометрическим методом.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- механизм возникновения электродных потенциалов, классификацию электродов,
- электрохимические цепи,
- потенциометрию, потенциометрическое титрование.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;
- пользоваться основными приемами и методами физико-химических расчетов;
- табулировать экспериментальные данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомых величин;
- методами обработки результатов потенциометрического метода.

- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Механизм возникновения потенциала.
2. Стандартные электродные потенциалы. Измерение. Уравнение Нернста.
3. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный).
4. Индикаторные электроды. Электроды 1 рода. Водородный электрод.
5. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Хингидронный электрод.
6. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
7. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
8. Потенциометрическое титрование для определения рН.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Уравнение Нернста для стекланный электрод:

$$1) \text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad 2) E = E_0 - 0,059 \cdot \text{pH} \quad 3) E = E_k - E_a \quad 4) E = E_0 + (0,059/2) \lg [\text{Cu}^{2+}]$$

Задание 2. Электрод сравнения для определения рН:

- 1) хлорсеребряный
- 2) стекланный
- 3) хингидронный
- 4) водородный

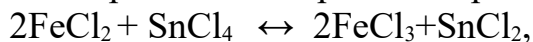
Задание 3. Термодинамическое условие работы гальванического элемента

$$1) \Delta G > 0 \quad 2) \Delta G < 0 \quad 3) E > 0 \quad 4) \Delta G = 0$$

Задание 4. Окислительно-восстановительный электрод

$$1) \text{Pt}, \text{H}_2/\text{H}^+ \quad 2) \text{Cu}/\text{Cu}^{2+} \quad 3) \text{Ag}, \text{AgCl}/\text{KCl} \quad 4) \text{Pt}/\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$$

Задание 5. Определить направление реакции в стандартных условиях:



$$\text{если } E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{В}; \quad E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15\text{В}$$

- 1) влево
- 2) вправо
- 3) не известно
- 4) равновесие

Типовые задачи

1. Вычислите ЭДС ОВР и укажите может ли данная реакция протекать самопроизвольно: $2\text{NaCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$, если $E_o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{В}$; $E_o(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36\text{В}$.

2. Вычислите э.д.с. гальванических элементов, если концентрация солей одинакова:

а) $\text{Mn}|\text{MnSO}_4||\text{NiSO}_4|\text{Ni}$; $E_o(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18\text{В}$; $E_o(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{В}$;

б) $\text{Zn}|\text{Zn}(\text{NO}_3)_2||\text{Pb}(\text{NO}_3)_2|\text{Pb}$; $E_o(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763\text{В}$; $E_o(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126\text{В}$;

в) $\text{Fe}|\text{FeSO}_4||\text{CuSO}_4|\text{Cu}$; $E_o(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{В}$; $E_o(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337\text{В}$.

3. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в раствор ZnSO_4 с активностью $2 \cdot 10^{-2}$ и $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

4. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов, погружённых в растворы HCl с концентрациями 0,5 и 0,02 моль/л. Вычислите ЭДС концентрационного элемента при $T = 298\text{ К}$.

5. Вычислите величину реального редокс-потенциала системы, если стандартный потенциал этой системы $\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}$ равен +1,51В, а концентрации соответственно равны 0,1 моль/л и 0,01 моль/л, рН раствора равен 1, $a(\text{H}_2\text{O}) = 1$.

6. Для измерения рН желчи из пузыря была составлена гальваническая цепь из водородного и хлорсеребряного электродов. Вычислить рН желчи при 25 С, если ЭДС цепи равна 0,557В, а стандартный потенциал хлорсеребряного электрода равен +0,24В.

7. Для измерения рН слезной жидкости была составлена гальваническая цепь из водородного и каломельного электрода (электрод сравнения). ЭДС составила 0,764В. Вычислите рН слезной жидкости, если потенциал каломельного электрода равен +0,337В.

8. Гальванический элемент составили из каломельного ($C(\text{KCl}) = 1\text{ моль/л}$) электрода и водородного электрода, погружённого в желудочный сок. ЭДС элемента равна 340 мВ при 37С. Вычислите рН желудочного сока.

9. Редокс-потенциал системы метгемоглобин/гемоглобин равен при 298К 0,055В. Как изменится потенциал системы, если 10% гемоглобина будет окислено нитритом натрия. Стандартный потенциал системы гемоглобин/метгемоглобин равен +0,17В. Окисление гемоглобина в метгемоглобин протекает по схеме: гемоглобин - e \rightarrow метгемоглобин.

10. Из анализируемого раствора, содержащего ионы трехвалентного металла, в результате электролиза при силе тока 1А за время $t = 35$ мин было выделено 0,3772г металла. Определить металл, если выход составляет 100%.

11. Наиболее технологичным и эффективным способом выделения металлов из растворов является электролиз. Если годовой объем очищаемой воды равен $V\text{ м}^3$, а содержание в нем ионов Me^{z+} составляет $C\text{ мг/л}$, то время, необходимое для выделения всего металла электролизом при силе тока $I\text{ А}$ и выходе по току $\eta\%$ составит _____ суток. $F = 96500\text{ Кл/моль}$.

№ п/п	Me ^{z+}	A _r , г/моль	V, м ³	C, мг/л	I, А	η %
1	Cr ³⁺	52	1000	12,4	19,97	100
2	Pt ⁴⁺	195	1000	1	22,9	80
3	Ir ⁴⁺	192	1000	4,5	8,7	100
4	Zn ²⁺	65	1000	26,5	4	100
5	Cd ²⁺	112	1000	13,2	13,16	100
6	Hg ²⁺	201	1000	5,4	4	100
7	Ni ²⁺	59	1000	17,8	22,46	100
8	Ag ⁺	108	1000	4,5	8,7	100
9	Cu ²⁺	64	1000	26,5	4	90
10	Au ³⁺	197	1000	1	22,9	80
11	Sn ²⁺	119	1000	17,8	22,46	100
12	Pb ²⁺	207	1000	13,2	13,16	100

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Механизм возникновения потенциала.
2. Стандартные электродные потенциалы. Измерение. Уравнение Нернста.
3. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный).
4. Индикаторные электроды. Электроды 1 рода. Водородный электрод.
5. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Хингидронный электрод.
6. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
7. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
8. Потенциометрическое титрование для определения рН.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Потенциометрическое титрование.

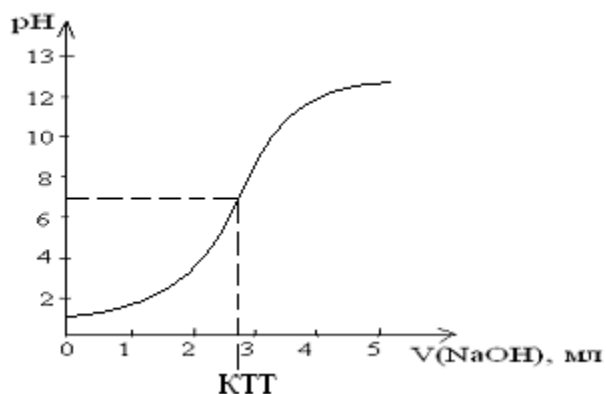
Реакция: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Ход работы: взяли $V(\text{HCl}) = 5$ мл неизвестной концентрации, добавили воды, чтобы электрод был погружен в раствор. Измерили рН с помощью прибора рН-метра (взяли стекланный электрод в качестве индикаторного и хлорсеребряный электрод в качестве электрода сравнения).

Затем прибавляли порциями по 1 мл 0,1 М раствор NaOH, перемешивали и измеряли рН. Результаты запишите в таблицу.

Постройте график зависимости $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$.

V_{NaOH} , мл	pH



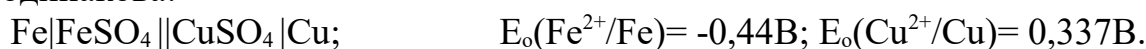
Определите конечную точку титрования $V(\text{КТТ}) =$ объем NaOH при $\text{pH} = 7$.
Рассчитайте концентрацию HCl в исходном растворе:

$$C(\text{HCl}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{КТТ})}{V(\text{HCl})}$$

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой тест выходного контроля

1. Вычислите э.д.с. гальванического элемента, если концентрация солей одинакова:



2. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов, погружённых в растворы HCl с концентрациями 0,1 и 0,2 моль/л. Вычислите ЭДС концентрационного элемента при $T=298\text{ К}$.

3. Гальванический элемент составили из каломельного ($C(\text{KCl})=1\text{ моль/л}$) электрода и водородного электрода, погружённого в желудочный сок. ЭДС элемента равна 340 мВ при 37°C. Вычислите pH желудочного сока.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 11

1. Тема и ее актуальность.

Контрольная работа .

2. **Учебные цели.** закрепить освоение знаний обучающихся по темам:

« Буферные растворы. Электрохимия.»

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:** основные понятия и законы буферных систем и электрохимии.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:** применять на практике основные понятия и законы буферных систем и электрохимии,

- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.
2. Буферные растворы: определение, классификация по составу и действию.
3. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха.
4. Буферная емкость: определение и формула расчета. Зона буферного действия: определение, формула расчета.
5. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.
6. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.
7. Проводники электричества I и II рода.
8. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока (для биологических клеток).
9. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.
10. Закон Кольрауша.
11. Кондуктометрическое титрование.
12. Механизм возникновения потенциала.
13. Стандартные электродные потенциалы. Измерение. Уравнение Нернста.
14. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный).
15. Индикаторные электроды. Электроды I рода. Водородный электрод.
16. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Хингидронный электрод.
17. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
18. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
19. Потенциометрическое титрование для определения рН.

4. Вид занятия: Контрольная работа.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой вариант контрольной работы.

1. Вычислите рН фосфатного буфера, состоящего из 50 мл 0,3М NaH_2PO_4 и 100 мл 0,2М Na_2HPO_4 , $\text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$.
2. Рассчитайте редокс-потенциал системы : пируват + 2H^+ + 2e^- = лактат,

если концентрация пируват-иона в два раза больше концентрации лактат-иона,

$pH = 6,5$; $T = 298 \text{ K}$.

3. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.

4. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.

Место проведения самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 12

1. Тема и ее актуальность.

Адсорбция поверхностно-активного вещества на поверхности воды.

Большинство биологических систем и лекарственных форм являются дисперсными системами с большой удельной поверхностью, для которых большую роль играют такие поверхностные явления, как адсорбция, смачивание, адгезия. Адсорбция используется в для очистки воды, консервирования крови, детоксикации организма при различных отравлениях.

2. Учебные цели: овладение методикой расчета количественных характеристик поверхностных явлений.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- понятия поверхностного натяжения, адсорбции, уравнение Гиббса, максимальную адсорбцию.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками расчета поверхностного натяжения сталагмометрическим методом,

- рассчитывать поверхностное натяжение, адсорбцию и максимальную адсорбцию,

- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.

2. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.

3. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло.

4. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.

6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Поверхностное натяжение жидкостей с ростом температуры

- 1) увеличивается; 2) уменьшается; 3) не изменяется;
4) изменяется неоднозначно.

Задание 2. Поверхностно – активные вещества

- 1) NaCl; 2) C₁₇H₃₃COONa; 3) C₂H₅NH₃Cl; 4) H₂SO₄ 5) O₂

Задание 3. Формула для расчета поверхностного натяжения водного раствора сталагмометрическим методом

$$1) \Gamma = -\frac{\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) \Gamma = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) \sigma_{p-ра} = \sigma_0 \cdot \frac{n_0 \cdot \rho_{p-ра}}{n_{p-ра} \cdot \rho_0} \quad 4) \sigma = \sigma_0 - B \ln(1 + AC)$$

Задание 4. Уравнение Шишковского

$$1) \Gamma = -\frac{\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) \Gamma = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) \sigma_{p-ра} = \sigma_0 \cdot \frac{n_0 \cdot \rho_{p-ра}}{n_{p-ра} \cdot \rho_0} \quad 4) \sigma = \sigma_0 - B \ln(1 + AC)$$

Задание 5. Поверхностная активность бутанола по сравнению с этанолом

- 1) в 9 раз больше 2) в 6 раз больше 3) одинаковая 4) в 9 раз меньше

Типовые задачи

1. Найдите поверхностное натяжение этанола при 25°C, если число капель из сталагмометра для этанола составило 76, а для воды 29. Плотность этанола $\rho = 0,79$ г/мл; $\sigma(\text{H}_2\text{O}) = 71,97 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

2. Во сколько раз поверхностная активность пентанола больше, чем у метанола?

3. Вычислите длину и площадь молекулы изоамилового спирта если $\Gamma_\infty = 7 \cdot 10^{-6}$ моль/м², плотность спирта $0,81 \cdot 10^6$ г/м³.

4. Сравните поверхностную активность пропионовой и масляной кислот. Выполняется ли правило Траубе-Дюкло?

Кислота	C, моль/л	σ , мН/м
Пропионовая	0,0312	69,5
	0,0625	67,7
Масляная	0,0312	65,8
	0,0625	60,4

5. Золь ртути состоит из шариков диаметром $6 \cdot 10^{-6}$ см. Чему равны:

а) суммарная поверхность частиц; б) общее число частиц в растворе при дроблении 1г ртути? Плотность ртути $13,546$ г/см³.

6. При уменьшении концентрации новокаина в растворе с $0,2$ моль/л до $0,15$ моль/л поверхностное натяжение возросло с $6,9 \cdot 10^{-2}$ Дж/м² до $7,1 \cdot 10^{-2}$

Дж/м², а у раствора кокаина с $6,5 \cdot 10^{-2}$ Дж/м² до $7,0 \cdot 10^{-2}$ Дж/м². Сравните величины адсорбции двух веществ в данном интервале концентраций при 293° К. Для какого вещества она больше?

7. Концентрация кетоновых тел, накапливаемых в крови больных сахарным диабетом в течении суток, достигает 0,2 моль/л. Какое количество кетоновых тел адсорбируется из крови при гемосорбции, если емкость адсорбента равна $\Gamma_{\infty} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/г, $\alpha = 6 \cdot 10^{-2}$ моль/л в уравнении Ленгмюра: $\Gamma = \Gamma_{\infty} C / (\alpha + C)$.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
2. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.
3. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло.
4. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Адсорбция поверхностно-активного вещества на поверхности воды.

Методом сталагмометра определите поверхностное натяжение: 0,1 М; 0,2 М; 0,3 М; 0,5 М; 1 М растворов бутилового спирта. Для этого сначала считают число капель дистиллированной воды (n_0), вытекающей из сталагмометра (объем фиксируют по верхней метке). Затем считают капли для растворов (n_p) по мере возрастания концентрации спирта (С). Для каждой концентрации измерения повторяют 2-3 раза и записывают среднее значение. Рассчитайте поверхностное натяжение для всех растворов по формуле:

$$\sigma_{\text{раствора}} = \sigma_0 \frac{n_0}{n_{\text{раствора}}}$$

При 20°С $\sigma_0 = 73 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

Постройте график зависимости поверхностного натяжения от концентрации ПАВ: $\sigma_{\text{раствора}} = f(C)$.

По изотерме поверхностного натяжения графически определите 4 значения Z: $Z = g \cdot C = -(\Delta\sigma/\Delta c) \cdot C$, как отрезки, отсекаемые касательными к точкам и линиями, параллельными оси абсцисс. Вычислите 4 значения адсорбции при этих же концентрациях :

$$\Gamma = Z / (R \cdot T)$$

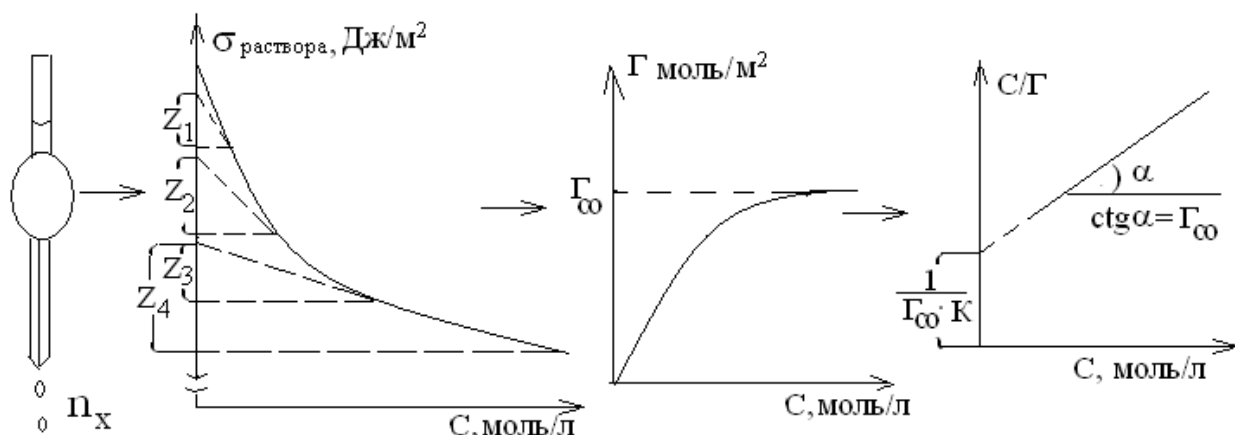
Постройте графики в координатах $\Gamma = f(C)$ и $C/\Gamma = f(C)$. Из последнего, согласно уравнению Ленгмюра в линейном виде: $C/\Gamma = 1/(\Gamma_{\infty} \cdot K) + C / \Gamma_{\infty}$

Найдите максимально возможную адсорбцию $\Gamma_{\infty} = \text{ctg } \alpha$.

Определите длину молекулы бутанола L и площадь, занимаемую одной молекулой спирта на поверхности S_0 :

$$L = \frac{\Gamma_{\infty} \cdot M}{\rho}, \quad S_0 = \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot N_A}$$

где M – молекулярный вес бутанола, $\rho = 0,8 \cdot 10^6 \text{ г/м}^3$ – плотность бутанола, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.



Результаты расчетов запишите в таблицу.

C, M	n	$\sigma, \text{ Дж/м}^2$	Z	$\Gamma, \text{ моль/м}^2$	C/Γ	$\Gamma_{\infty}, \text{ моль/м}^2$	L, m	S_0, m^2
0								
0,1								
0,2								
0,3								
0,4								
0,5								
1,0								

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой билет выходного контроля

1. Найдите поверхностное натяжение этанола при 25°C , если число капель из сталагмометра для этанола составило 76, а для воды 29. Плотность этанола $\rho = 0,79 \text{ г/мл}$; $\sigma(\text{H}_2\text{O}) = 71,97 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$.

2. Во сколько раз поверхностная активность бутиламина больше, поверхностной активности этиламина.

3. По уравнению Ленгмюра вычислите величину предельной адсорбции, если равновесная концентрация составила $0,03 \text{ кмоль/м}^3$, величина адсорбции $6 \cdot 10^3 \text{ кмоль/м}^2$, $K=0,8$.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 13

1. Тема и ее актуальность.

Адсорбция вещества на твердой поверхности. Хроматография.

Адсорбция используется в для очистки воды, консервирования крови , детоксикации организма при различных отравлениях. Ионообменными свойствами обладают ткани растений и животных. Иониты выполняют важные функции в биологических исследованиях: они применяются для изоляции, выделения и частичной очистки вирусов при изготовлении вирусных вакцин.

2. Учебные цели: овладение методикой расчета количественных характеристик поверхностных явлений.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:** сновные понятия и законы поверхностных явлений и хроматографии.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- навыками титрования растворов,
- рассчитывать концентрации, адсорбцию,
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Особенности абсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.
2. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды. Правило Панета-Фаянса.
3. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты. Статическая и полная обменная емкости ионита.
4. Классификация хроматографических методов. Адсорбент, адсорбат, элюент.
5. Качественные характеристики хроматографии (подвижность, время удержания). Количественные характеристики (площадь пятна, пика).

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Формула для расчета адсорбции на твердом адсорбенте

$$1) \Gamma = \frac{-\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) A = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) A = A_{\infty} \frac{KC}{1+KC} \quad 4) A = K \cdot C^{1/n}$$

Задание 2. Уравнение Ленгмюра

$$1) \Gamma = \frac{-\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) A = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) A = A_{\infty} \frac{KC}{1+KC} \quad 4) A = K \cdot C^{1/n}$$

Задание 3. Суть ионообменной адсорбции заключается в обмене:

- 1) ионов адсорбента на ионы такого же знака из раствора
- 2) катионов адсорбента на анионы из раствора
- 3) катионов на молекулы из раствора
- 4) анионов на молекулы из раствора

Задание 4. Поверхностная активность бутанола по сравнению с этанолом

- 1) в 9 раз больше
- 2) в 6 раз больше
- 3) одинаковая
- 4) в 9 раз меньше

Задание 5. В раствор объемом 500 мл некоторого вещества с концентрацией 1,0М поместили твердый адсорбент массой 10г. После достижения адсорбционного равновесия концентрация снизилась до 0,5М. Вычислите величину адсорбции. 1) 100 2) 50 3) 25 4) 10 ммоль/г

Типовые задачи

1. По уравнению Ленгмюра вычислите величину предельной адсорбции, если равновесная концентрация составила 0,03 кмоль/м³, величина адсорбции 6·10³ кмоль/м², K=0,8.

2. Вычислить значение адсорбции для уксусной кислоты на активированном угле при C=0,25 моль/л, если константы уравнения Фрейндлиха имеют значения K=3,4; 1/n = 0,4.

3. В раствор объемом 250 мл некоторого вещества с концентрацией 5,0М поместили твердый адсорбент массой 10г. После достижения адсорбционного равновесия величина адсорбции достигла 50 ммоль/г. Определите концентрацию после установления адсорбционного равновесия.

4. Какая масса никеля останется в растворе, если через колонку, заполненную 4 г катионита, пропустили 300 мл раствора NiCl₂ с концентрацией 0,04 моль/л? Полная динамическая обменная емкость катионита в данных условиях разделения равна 2,1 мэкв/г.

5. В 0,2н. раствор КОН объемом 300 мл ввели 7 г катионита в Н⁺-форме. После установления сорбционного равновесия отфильтровали 100 мл раствора, для нейтрализации которого потребовалось 150 мл 0,1н. раствора HCl. Определите статическую объемную емкость катионита.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Особенности абсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.

2. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды.

Правило Панета-Фаянса.

3. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты. Статическая и полная обменная емкости ионита.

4. Классификация хроматографических методов. Адсорбент, адсорбат, элюент.

5. Качественные характеристики хроматографии (подвижность, время удержания). Количественные характеристики (площадь пятна, пика).

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Адсорбция вещества на твердой поверхности. Хроматография.

1. Изучение адсорбции уксусной кислоты на активированном угле.

В 4 колбы внесли по $m=0,5$ г активированного угля и налили по $V=15$ мл растворов уксусной кислоты с разными концентрациями C_1 . Закрыли колбы пробками, встряхивали время от времени в течение 30 мин. Пока идет адсорбция определили исходные концентрации кислоты C_1 титрованием проб по 10мл 0,1н. раствором NaOH в присутствии 2 капель фенолфталеина до появления розовой устойчивой окраски. Растворы после адсорбции отфильтровали в колбочки, отобрали пипеткой по 10мл в конические колбы и оттитровали 0,1н. раствором NaOH с фенолфталеином. Концентрации уксусной кислоты C_1 и C_2 рассчитайте по формуле:

$$C_k = C_{щ} \cdot V_{щ} / V_k = 0,1 \cdot V_{щ} / 10 = 0,01 \cdot V_{щ},$$

где C_k и V_k - концентрация и объем кислоты, $C_{щ}$ и $V_{щ}$ - концентрация и объем NaOH.

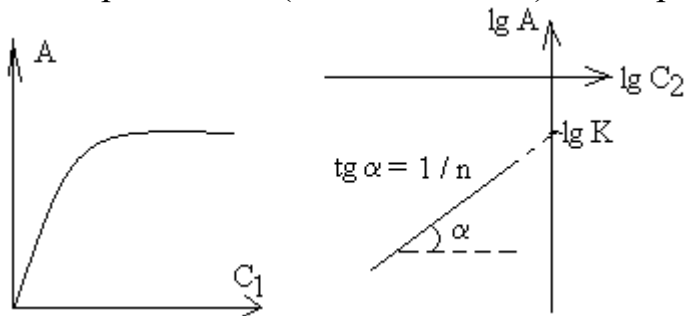
Адсорбцию A рассчитайте по формуле:

$$A = (C_1 - C_2) \cdot V_{0к} / m = (C_1 - C_2) \cdot 0,015 / 0,5 = 0,03 \cdot (C_1 - C_2)$$

Все результаты запишите в таблицу:

№	$V_{1(ш)}, \text{мл}$	$C_1, \text{М}$	$V_{2(ш)}, \text{мл}$	$C_2, \text{М}$	$A, \text{моль/г}$	$\lg C_2$	$\lg A$
1							
2							
3							
4							

Постройте графики в координатах $A = f(C_1)$ и $\lg A = f(\lg C_2)$. Определите константы в уравнении Фрейндлиха ($A = K \cdot C^{1/n}$) по второму графику.



2. Разделение ионов железа и меди.

Через колонку с сухой окисью алюминия Al_2O_3 пропустили 3 мл, раствора, содержащего одновременно по 0,05% $CuSO_4$ и $FeCl_3$. После того,

как весь раствор впитался, смесь разделилась на адсорбенте на 2 слоя: сверху коричневый, внизу голубой.. Какой ион лучше адсорбируется и почему?

3. Определение емкости катионита по Ca^{2+} .

Катионит КУ-2 массой $m = 20$ г перевели в H^+ - форму обработкой 2 мл 5н. HCl . Для удаления избытка HCl смолу многократно промыли водой до нейтральной среды элюата (по индикатору). Ввели в колонку 10 мл CaCl_2 , под колонку поместили колбу для элюата, открыли кран, пропустили раствор CaCl_2 через слой катионита в колбу, затем пропустили через колонку 10 мл воды в ту же колбу.

При пропускании раствора CaCl_2 через катионит произошел обмен ионов H^+ на Ca^{2+} : **Катионит** · 2H^+ + $\text{CaCl}_2 \rightarrow$ **катионит** · Ca^{2+} + 2HCl
Весь собранный в колбе элюат оттитровали 0,1н. NaOH в присутствии фенолфталеина до появления устойчивой розовой окраски.

Количество HCl эквивалентно количеству Ca^{2+} поглощенного катионитом. Рассчитайте концентрацию CaCl_2 в исходном растворе, емкость (A) катионита по Ca^{2+} и массу поглощенных ионов Ca^{2+} :

$$C(\text{CaCl}_2) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{CaCl}_2)}, \text{ моль/л}$$

$$A = \frac{C(\text{CaCl}_2) \cdot V(\text{CaCl}_2)}{m}, \text{ моль/г}; \quad m(\text{Ca}^{2+}) = A \cdot m \cdot M_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}^{2+}), \text{ г}$$

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы:

Типовой тест выходного контроля

1. Поверхностно-активные вещества по отношению к воде
1) NaCl 2) Na_2CO_3 3) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ 4) мел 5) сажа
2. На поверхности костной ткани $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в первую очередь адсорбируются ионы
1) Ca^{2+} 2) Na^+ 3) HPO_4^{2-} 4) Cl^- 5) HCO_3^-
3. Как ориентируются молекулы ПАВ на границе вода – воздух
1) полярной группой к воздуху 2) полярной группой к воде
3) по разному
4. Концентрация холестерина в плазме крови после проведения гемосорбции снизилась с 4,8 до 4,0 мкмоль/мл. Чему равна емкость данного адсорбента по холестерину (Γ_∞ в мкмоль/г), если объем плазмы равен 1 л, а масса сорбента = 10г?
1) 80 2) 8 3) 0,8 4) 0,08 5) 800 мкмоль/г.
5. К 75 мл 0,05 н раствора $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ прибавили 5 г катионита в H^+ – форме. После установления равновесия концентрация раствора уменьшилась до 0,008 н. Масса поглощенных ионов никеля этим катионитом равна
1) 93 2) 18,6 3) 29,5 4) 0,63 мг Ni^{2+}

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 14

1. Тема и ее актуальность.

Получение и свойства дисперсных систем.

К дисперсным системам относятся большинство биологических систем. Дисперсные системы входят в обязательный ассортимент лекарств. Их свойства определяются степенью дисперсности и подчиняются общим закономерностям, характеризующим коллоиды.

2. Учебные цели: знакомство с методами получения, очистки коллоидных систем, их строением и свойствами.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- классификацию дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз;
- строение коллоидных частиц, их свойства,
- методы получения и очистки дисперсных систем.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- пользоваться законами и методами химии дисперсных систем;
- прогнозировать свойства дисперсных систем;
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз.
2. Методы получения и очистки дисперсных систем.
3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
4. Оптические свойства дисперсных систем.
5. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Размер коллоидных частиц:

- 1) менее 10^{-9} м
- 2) $10^{-9} - 10^{-7}$ м
- 3) более 10^{-7} м
- 4) $10^{-5} - 10^{-7}$ м

Задание 2. Дисперсионная среда, состоящая из жидкой дисперсионной среды и твердой дисперсионной фазы

- 1) аэрозоль
- 2) суспензия
- 3) эмульсия
- 4) пена

Задание 3. Что обуславливает электрокинетические явления в дисперсных системах?

- 1) заряд гранул 2) размер 3) диффузия 4) коагуляция

Задание 4. Конденсационный метод получения дисперсных систем относится

- 1) действие ультразвуком 2) электрофорез
3) замена растворителя 4) пептизация

Задание 5. Золь гидроксида меди получен при сливании растворов NaOH и избытка $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Знак заряда коллоидных частиц

- 1) положительный 2) отрицательный 3) нулевой.

Типовые задачи

1. Вычислите удельную поверхность 1 кг угольной пыли с диаметром частиц 10^{-7} м. Плотность угля $\rho = 1,8 \cdot 10^3$ кг/м³.
2. Напишите формулу мицеллы золя AgI, стабилизированного AgNO_3 . Как заряжены частицы этого золя?
3. Напишите формулу мицеллы золя SiO_2 , стабилизированного Na_2SiO_3 . Как заряжены частицы этого золя?
4. Золь AgI получен добавлением 10 мл 0,02М AgNO_3 к 8мл 0,1М KI . Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя. Каков заряд частиц золя?
5. Золь $\text{Al}(\text{OH})_3$ получен при сливании 0,2 л 0,2М NaOH и 0,1л 0,1М AlCl_3 . Дать строение мицеллы. Каков заряд частиц золя?
6. Дать строение мицеллы, образованной при смешении растворов FeCl_3 и NaOH, если частицы перемещаются в электрическом поле к аноду.
7. Сравните интенсивность светорассеяния высокодисперсного полистирола, освещенного монохроматическим светом с длиной волны $\lambda_1 = 680$ нм, а затем с $\lambda_2 = 420$ нм.
8. Определите осмотическое давление гидрозоль золота концентрации $C = 2$ кг/м³ с диаметром частиц $d = 6 \cdot 10^{-9}$ м и плотностью $\rho = 19,3 \cdot 10^3$ кг/м³, $T = 293$ К.
9. Сравните осмотическое давление двух гидрозолей, отличающихся дисперсностью: $r_1 = 30$ нм, $r_2 = 55$ нм.
10. С какой скоростью будут оседать капли водяного тумана с радиусом частиц $r = 10^{-4}$ м. Вязкость воздуха $\eta = 1,8 \cdot 10^{-5}$ н·с/м². Плотностью воздуха пренебречь.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз.
2. Методы получения и очистки дисперсных систем.
3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
4. Оптические свойства дисперсных систем.
5. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Дисперсные системы. Получение и свойства дисперсных систем.

1. Получение гидрозольа методом замены растворителя (физическая конденсация).

В пробирку с водой добавили немного раствора серы в спирте (или канифоли в ацетоне). Получился голубовато-желтый гидрозоль. На пробирку с золем направили узкий луч света под углом 90° к стенкам пробирки и своему взгляду. Объясните возникновение конуса Тиндаля, зарисуйте его.

2. Получение золя гидролизом соли (химическая конденсация).

Налили в пробирку около 1мл 2% раствора FeCl_3 и 5мл воды, нагрели до кипения. Получился красно-коричневый гидрозоль гидроксида железа.

Строение мицеллы золя: $\{m \text{Fe}(\text{OH})_3 \cdot n \text{FeO}^+ \cdot (n-x) \text{Cl}^-\}^{x+} \cdot x \text{Cl}^-$.

Каков заряд частиц золя?

3. Получение золя берлинской лазури

а) К 3мл 0,005н. раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ прибавили 1мл 0,005н. раствора FeCl_3 .

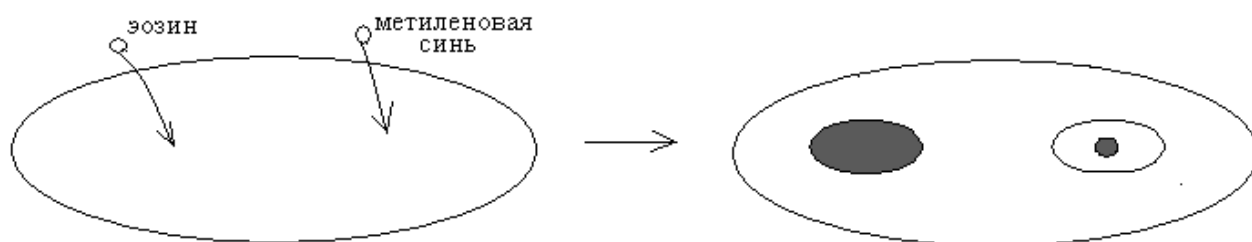
Получился синий золь. Каков заряд частиц.

$\{m \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot n [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \cdot (4n-x) \text{K}^+\}^{x-} \cdot x \text{K}^+$

б) К 3мл раствора FeCl_3 прибавили 1мл раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Получился зеленый золь. Напишите его мицеллу, определите заряд.

4. Определение знака заряда коллоидных частиц.

На фильтровальную бумагу нанесли на расстоянии 2см растворы метиловой сини и эозина. Поверхность бумаги заряжается отрицательно. Определите заряд частиц этих зольей, сравнив степень растекаемости окрашенных зон.



7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы

Типовой билет выходного контроля

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности.
2. Конденсационные способы получения дисперсных систем.
3. Золь $\text{Cu}(\text{OH})_2$ получен смешиванием равных объёмов 0,008М CuCl_2 и 0,009М NaOH . Дать строение мицеллы.
4. Дать строение мицеллы, образованной при смешении растворов AgNO_3 и NaCl , если частицы перемещаются в электрическом поле к аноду.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ №

1. Тема и ее актуальность.

Устойчивость коллоидных растворов. Определение порога коагуляции электролитов.

Коагуляция коллоидных растворов фосфата кальция и холестерина в крови приводят к образованию и отложению осадков в сосудах. Свертывание крови, слипание эритроцитов аналогичны коагуляции. Коагуляцию применяют для очистки питьевых и сточных вод. Коллоидные ПАВ: мыла, соли аммониевых, сульфониевых и фосфониевых оснований, твины, плуроники, жирсахара служат эмульгаторами, солюбилизаторами, стабилизаторами, бактерицидными, фунгицидными, дезинфицирующими средствами, покрытиями на таблетках.

2. Учебные цели: овладение методом расчета порога коагуляции и коагулирующего действия электролитов.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- понятия агрегативной и седиментационной устойчивости;
- понятие коагуляция (скрытая и явная);
- порог коагуляции, правило Шульце – Гарди;
- коллоидная защита;
- понятие коллоидных ПАВ;
- понятие критической концентрации мицеллообразования.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- рассчитывать порог коагуляции электролитов;
- подбирать вещества для коллоидной защиты золей;
- определять графически критическую концентрацию мицеллообразования,
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Устойчивость дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивости.
2. Факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем.
3. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция.
4. Коллоидная защита. Золотое число.
5. Классификация ПАВ. Коллоидные (мицеллообразующие) ПАВ.
6. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Устойчивость дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивости.
2. Факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем.
3. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция.
4. Коллоидная защита. Золотое число.
5. Классификация ПАВ. Коллоидные (мицеллообразующие) ПАВ.
6. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Устойчивость коллоидных растворов. Определение порога коагуляции электролитов.

1. Определение порога коагуляции электролитов. Защитное действие желатина.

Приготовили гидрозоль $\text{Fe}(\text{OH})_3$ методом гидролиза. В 4 конические колбы налили по 10 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, в колбу № 4 ещё добавили 1 мл 0,5% раствора желатина, и оттитровали из бюретки раствором одного из электролитов (4М NaCl; 0,01М Na_2SO_4 ; 0,001М $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) до появления мути. Объемы электролитов $V_э$, пошедшие на титрование запишите в таблицу. Рассчитайте пороги коагуляции и коагулирующие действия для электролитов:

$$\gamma = \frac{C_э \cdot V_э \cdot 1000}{V_{\text{золя}} + V_э}, \text{ ммоль/л}, \quad \text{КД} = \frac{1}{\gamma}$$

где $C_э, V_э$ – концентрация и объем электролита коагулятора,
 $V_{\text{золя}}$ – объем золя.

№	Электролит	$C_э, \text{М}$	$V_э, \text{мл}$	$\gamma, \text{ммоль/л}$	КД, л/ммоль
1	NaCl	4			
2	Na_2SO_4	0,01			
3	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.	0,001			
4	Na_2SO_4 + желатин	0,01			

Сделайте вывод, как зависят эти характеристики от заряда коагулирующего иона. Проверьте, выполнялось ли правило Шульце-Гарди: порог коагуляции обратно пропорционален заряду коагулирующего иона в шестой степени.

Объясните, почему в колбе № 4 с желатином потребовалось больше электролита, чем в колбе № 2 без желатина. Сделайте вывод о защитных действиях желатина.

2. Определение ККМ олеата натрия

Методом разбавления приготовили растворы олеата натрия (0,1; 0,05; 0,025; 0,0125; 0,006; 0,003; 0,0015%). Считали число капель из сталагмометра для воды n_v и растворов n_p . Измерение начинали с воды, далее от меньших к большим концентрациям.

Рассчитайте поверхностные натяжения растворов по формуле:

$$\sigma_p = \sigma_v \cdot n_v / n_p,$$

где σ_p - поверхностное натяжение растворов; и воды $\sigma_v = 73 \cdot 10^{-3}$ Н/м.

C, %	n_p	σ_p , Дж/м ²	ККМ, %
0	$n_v =$	$\sigma_v = 73 \cdot 10^{-3}$	
0,015			
0,03			
0,06			
0,125			
0,25			
0,5			
1,0			

Постройте график зависимости $\sigma = f(C)$, по резкому излому кривой определите ККМ.

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой билет выходного контроля

1. Золь бромида серебра получен смешиванием равных объёмов 0,05M AgNO_3 и 0,075M NaBr . Напишите формулу мицеллы золя. Определите, какой из электролитов обладает наименьшим порогом коагуляции: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; KCl ; AlCl_3 ; CuSO_4 .

2. Для явной коагуляции 50 мл гидрозоля $\text{Fe}(\text{OH})_3$ потребовались следующие объёмы растворов электролитов: 5,3 мл KCl (1н.); 31,5 мл Na_2SO_4 (0,01н.); 18,7 мл Na_3PO_4 (0,001н.). Вычислить пороги коагуляции и определить знак заряда коллоидных частиц.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ №

1. Тема и ее актуальность.

Набухание полимеров. Изoeлектрическая точка белка.

Знание свойств высокомолекулярных соединений необходимо для понимания процессов набухания, микрокапсулирования лекарств, разделения белков, коллоидной защиты и др.

2. Учебные цели: знакомство со свойствами ВМС и их растворов.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **знать:**

- классификацию ВМС;
- свойства ВМС и их растворов.

Для формирования профессиональных компетенций обучающийся должен **владеть и уметь:**

- определять изоэлектрическую точку белков ,
- предсказывать влияние различных факторов на набухание ВМС,
- и овладеть следующими компетенциями: **УК-1. ОПК-1. ПК-4.**

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Классификация ВМС.
2. Свойства ВМС и их растворов. Набухание, осмотическое давление.
3. Защитное действие ВМС.
4. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
5. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.
6. Вязкость растворов. Зависимость вязкости от концентрации, молекулярной массы растворенного вещества.
7. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.

4. Вид занятия: лабораторное занятие.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

- 6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.
- 6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

7.1. Контроль исходного уровня знаний и умений.

Задания для самоконтроля

Задание 1. Синтетический полимер

- 1) целлюлоза 2) крахмал 3) ДНК 4) полиметилметакрилат

Задание 2. При денатурации белков разрываются связи

- 1) ковалентные 2) водородные 3) ионные 4) пептидные

Задание 3. При набухании масса полимера

- 1) не изменяется 2) увеличивается
3) уменьшается 4) зависит от полимера

Задание 4. Часть осмотического давления крови, создаваемая белками (альбумином, глобулинами)

- 1) артериальное 2) систолическое 3) онкотическое 4) капиллярное

Задание 5. К какому электроду будут передвигаться частицы белка при электрофорезе, если его изоэлектрическая точка $pI = 4$, а pH раствора равен

5?

- 1) к аноду 2) к катоду 3) к обоим 4) не будут передвигаться

Типовые задачи

1. В воду поместили 2,5г полимера и взвесили после набухания. Его масса составила 4,5г. Рассчитайте степень набухания полимера.
2. При набухании каучука массой 200 г поглотилось 964 мл хлороформа ($\rho = 1,9$ г/мл). Рассчитайте степень набухания каучука и процентный состав полученного студня.
3. Рассчитайте молекулярную массу нитроцеллюлозы. Характеристическая вязкость в ацетоне $[\eta] = 0,204$. Константы $K = 0,89 \cdot 10^{-5}$, $\alpha = 0,9$.
4. Каков молекулярный вес натурального каучука, если при его растворении в бензоле характеристическая вязкость равна $[\eta] = 0,126$. Константы $K = 5 \cdot 10^{-5}$, $\alpha = 0,67$.
5. Определите осмотическое давление при 293 К водного раствора желатина, имеющего массовую концентрацию 2,5 кг/м³. Молярная масса желатина равна 104,6 кг/моль, коэффициент $\beta = 0,69$ Па · м⁶ · кг⁻².
6. Определите молекулярную массу этилцеллюлозы, растворенной в анилине, используя экспериментальные данные осмометрического метода (T=289,5K):

Концентрация С, кг/м ³	2	4	6	10
Осмотическое давление, Па	92,4	187	287	496

7. Определите молекулярный вес полиметилакрилата по следующим данным вискозиметрического метода (раствор полимера в бензоле).

Концентрация С, кг/м ³	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0
Приведенная вязкость $\eta_{уд}/C$	0,408	0,416	0,430	0,434	0,442	0,452

Константы: $K = 4,7 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0,77$.

8. Определите молекулярный вес полистирола в толуоле, используя экспериментальные данные вискозиметрического метода.

Концентрация С, кг/м ³	0	1,70	2,12	2,52	2,95	3,40
Время истечения, t, сек	97,6	115,1	120,2	124,5	129,8	134,9

Константы: $K = 1,7 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0,69$.

7.2. Разбор с преподавателем узловых вопросов, необходимых для освоения темы занятия.

1. Классификация ВМС.
2. Свойства ВМС и их растворов. Набухание, осмотическое давление.
3. Защитное действие ВМС.
4. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
5. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.
6. Вязкость растворов. Зависимость вязкости от концентрации, молекулярной массы растворенного вещества.
7. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.

7.3. Демонстрация преподавателем методики практических приемов по данной теме.

7.4. Самостоятельная работа обучающихся под контролем преподавателя.

Набухание полимеров. Изoeлектрическая точка белка.

1. Влияние растворителя на набухание ВМС

В две сухие пробирки насыпали одинаковое количество (0,5 см по высоте пробирки) порошкообразного желатина. В пробирку №1 налили 3 мл дистиллированной воды, а в пробирку №2 непосредственно из склянки примерно такой же объем органического растворителя (алкан или толуол). В пробирки №3 и №4 поместили по кусочку резины (колечки шланга). В пробирку №3 налили около 3 мл дистиллированной воды, а в пробирку №4 примерно такой же объем органического растворителя. В каких пробирках набухание будет наибольшим, запишите в таблицу.

№	Исследуемое вещество	Среда	Результат наблюдения
1	Желатин	Вода	
2	Желатин	Орг. растворитель	
3	Резина	Вода	
4	Резина	Орг. растворитель	

2. Влияние pH на набухание желатина. Определение ИЭТ желатина

В 4 сухие пробирки насыпали одинаковое количество (1 см по высоте) порошка желатина (пробирки пронумеровали), измерили высоту слоя сухого желатина. В каждую из пробирок наполнили по 10мл растворов: 1) 0,1н. HCl; 2) ацетатный буфер с pH =4,8; 3) H₂O; 4) 0,1н. NaOH, перемешали содержимое пробирок стеклянной палочкой. Через 30 минут вновь измерили высоту набухшего желатина. Результаты запишите в таблицу:

№	раствор	pH	h ₀	h ₁	$\alpha = \frac{h_1 - h_0}{h_0}$
1	0,1н. HCl		1		
2	ацетатный буфер		1		
3	H ₂ O		1		
4	0,1н. NaOH		1		

Рассчитайте pH растворов, степени набухания, определите изoeлектрическую точку желатина.

7.5. Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой билет выходного контроля

1. Образец полимера объемом 2 см³ поместили в бензин. Через 1 час его объем стал 3 см³. Рассчитать степень набухания.
2. Характеристическая вязкость раствора полистирола в толуоле при 20°C равна 1,84 м³/кг. $K = 1,61 \cdot 10^{-5}$ моль/м³; $\alpha = 0,67$. Рассчитать среднюю молекулярную массу полимера. $[\eta] = K \cdot M^\alpha$
3. Изoeлектрическая точка белка. К какому электроду будут перемещаться молекулы фермента при электрофорезе в 0,001 М растворе HCl, если pI = 5.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 17

1. Тема и ее актуальность.

Контрольная работа.

2. Учебные цели.

обобщить материал занятий 12-16, проверить его усвоение.

3. Материалы для самоподготовки к освоению данной темы.

Вопросы для самоподготовки.

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз.
2. Методы получения и очистки дисперсных систем.
3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
4. Оптические свойства дисперсных систем.
5. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.
6. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
7. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.
8. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.
9. Особенности адсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.
10. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды. Правило Панета-Фаянса.
11. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты. Статическая и полная обменная емкости ионита.
12. Классификация хроматографических методов. Адсорбент, адсорбат, элюент.
13. Качественные характеристики хроматографии (подвижность, время удержания). Количественные характеристики (площадь пика, пика).
14. Устойчивость дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивости. Факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем.
15. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция.
16. Коллоидная защита. Золотое, железное, рубиновое числа.
17. Классификация ПАВ. Коллоидные (мицеллообразующие) ПАВ.
18. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.
19. Эмульсии. Типы эмульсий. Факторы устойчивости. Определение типа эмульсий.
20. Эмульгаторы, механизм действия. Деэмульгаторы. Методы получения и разрушения эмульсий. Обращение фаз.

21. Порошки, суспензии, аэрозоли. Общие свойства. Применение.
22. Классификация ВМС.
23. Свойства ВМС и их растворов. Набухание, осмотическое давление.
24. Защитное действие ВМС.
25. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
26. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.
27. Вязкость растворов. Относительная, удельная, приведенная, характеристическая вязкости. Уравнение Марка-Куна-Хаувинка.
28. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.

4. Вид занятия: контрольная работа.

5. Продолжительность занятия: 3 академических часа.

6. Оснащение:

6.1. Дидактический материал: типовые задачи, методические указания.

6.2. ТСО: калькуляторы.

7. Содержание занятия.

Контроль конечного уровня усвоения темы.

Типовой вариант контрольной работы

1. Адсорбция на границе твердый адсорбент-газ. Физическая и химическая адсорбция. Уравнение и изотерма адсорбции Ленгмюра, физический смысл K в уравнении Ленгмюра. Роль адсорбционных процессов в организме человека.
2. Строение коллоидных частиц. Методы получения и очистки дисперсных систем.
3. Рассчитайте адсорбцию по уравнению Гиббса для 0,1 М раствора валериановой кислоты, если поверхностная активность имеет значение $g = 0,89$. $T = 298\text{K}$.
4. Порог коагуляции золя $\text{Al}(\text{OH})_3$, составляет 0,63 ммоль/л. Какой объем 0,01 М раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ надо добавить к 100 мл золя, чтобы вызвать его коагуляцию?
5. Рассчитайте молекулярный вес нитроцеллюлозы по данным вискозиметрического метода: характеристическая вязкость раствора нитроцеллюлозы в ацетоне $[\eta] = 0,204$, константы в уравнении Штаудингера $K = 0,89 \cdot 10^{-9}$, $\alpha = 0,9$.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Литература: [1] - [5].

ЗАНЯТИЕ № 18

Тема. Зачетное занятие

Учебные цели: формирование у студентов системных знаний и умений выполнять расчёты параметров физико-химических процессов при рассмотрении их физико-химической сущности и механизмов взаимодействия веществ, происходящих в организме человека на клеточном и молекулярном уровнях, а также при взаимодействии на живой организм окружающей среды, обобщить материал занятий № 1-17, проверить его усвоение.

Вопросы для самоподготовки к занятию

1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы. Внутренняя энергия, теплота и работа.
2. Первый закон термодинамики.
3. Закон Гесса и следствия из него. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
4. Второй закон термодинамики.
5. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах. Третье начало термодинамики.
6. Объединенный первый и второй законы термодинамики. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
7. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
8. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиса.
9. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.
10. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.
11. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.
12. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.
13. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
14. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
15. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
16. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
17. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.
18. Закон Рауля. Криометрия и эбулиометрия. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
19. Электролитическая диссоциация. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разведения Освальда.
20. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов. Теория сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила растворов.
21. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.

22. Буферные растворы, классификация. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха. Буферная емкость. Зона буферного действия.
23. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.
24. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.
25. Проводники электричества I и II рода. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока.
26. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры. Закон Кольрауша. Кондуктометрия.
27. Механизм возникновения потенциала. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
28. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный). Индикаторные электроды (электроды I рода, водородный электрод).
20. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
21. Гальванические элементы. Электродвижущая сила. Потенциометрическое титрование для определения рН.
22. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз. Методы получения и очистки дисперсных систем.
23. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
24. Оптические свойства дисперсных систем. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.
25. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
26. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.
27. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.
28. Особенности адсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.
29. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды. Правило Панета-Фаянса. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты.
30. Хроматография. Классификация хроматографических методов. Качественные и количественные характеристики хроматографии.
31. Устойчивость дисперсных систем. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Коллоидная защита.
32. Классификация ПАВ. Коллоидные ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.
33. Эмульсии. Типы эмульсий. Эмульгаторы, механизм действия. Деэмульгаторы. Методы получения и разрушения эмульсий. Обращение фаз.
34. Порошки, суспензии, аэрозоли. Общие свойства. Применение.
35. Классификация ВМС. Набухание, осмотическое давление ВМС.

36. Защитное действие ВМС. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.

37. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.

38. Вязкость растворов. Относительная, удельная, приведенная, характеристическая вязкости. Уравнение Марка-Куна-Хаувинка.

39. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.

Вид занятия: зачетное.

Продолжительность занятия: 4 академических часа.

Оснащение рабочего места: билеты.


Образец билета

1. Идеальные растворы. Закон Рауля. Криометрия и эбулиометрия.
2. Зависимость скорости реакции от температуры, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.
3. Классификация дисперсных систем по размерам частиц, по агрегатному состоянию фаз.

Место проведение самоподготовки: читальный зал и учебная комната для самостоятельной работы обучающихся на кафедре.

Основная литература

1.Беляев, А. П. Физическая и коллоидная химия. Практикум обработки экспериментальных результатов [Электронный ресурс]: учебник / А. П. Беляев; ред. А. П. Беляев. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-МЕДИА, 2015. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970434864.html	Неограниченный доступ
2.Физическая и коллоидная химия : учебник / А. П. Беляев [и др.]; под ред. А. П. Беляева. - М.: Гэотар Медиа, 2010. - 700 с.	179
3.Ершов, Ю. А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем [Электронный ресурс]: учебник / Ю. А. Ершов. - Электрон. текстовые дан. - М.: Гэотар Медиа, 2012. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970421048.html	Неограниченный доступ
Дополнительная литература	
4.Харитонов, Ю. Я. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебник / Ю. Я. Харитонов. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-МЕДИА, 2009. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970409589.html	Неограниченный доступ

<p>5. Физическая и коллоидная химия: руководство к практ. занятиям [Электронный ресурс]: учеб. пособие / [А. П. Беляев и др.]; под ред. А. П. Беляева. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970422076.html </p>	<p>Неограниченный доступ</p>
---	----------------------------------