

РЕЦЕНЗИЯ

на учебно-методический комплекс для 2 курса по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» по специальности 560005 «Фармация»

Учебно-методический комплекс разработан для обучения студентов по специальности 560005 «Фармация» для обеспечения выполнения требований Государственного образовательного стандарта высшего образования.

УМК дисциплины включает: аннотацию дисциплины, syllabus дисциплины, курс лекций, методические разработки практических занятий для студентов; методические указания по выполнению лабораторно- практических работ; по организации самостоятельной работы.

В аннотации дисциплины изложены цели и задачи изучения курса, его актуальность и значимость, перечислены основные компетенции, которыми будут владеть студент в результате изучения данного предмета, а также приведено краткое содержание курса.

Фонд оценочных средств включают тестовые задания (текущего и итогового контроля); задания по проверке освоения практических навыков с критериями оценки; ситуационные задачи и задачи для самостоятельного решения.

Содержание УМК дисциплины обеспечивает использование современных образовательных технологий для реализации основной цели - формирования знаний, умений и навыков общекультурных, общепрофессиональных и профессиональных компетенций, необходимых в деятельности провизора. Материалы лекционного курса и практического раздела соответствуют требованиям учебной программы данной дисциплины и способствуют всестороннему и объективному рассмотрению изучаемых вопросов. Таким образом, учебно-методический комплекс составлен в полном соответствии с требованиями по реализации компетентностного подхода в обучении студентов по специальности 560005 «Фармация».

К.х.н., доцент кафедры фармацевтической химии и технологии лекарственных средств:



Боронова З.С.

РЕЦЕНЗИЯ

**на учебно - методический комплекс по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» для студентов специальности: 560005 «Фармация» кафедры Биохимии и фундаментальной химии лекарственных средств медицинского факультета
Ошского государственного университета**

Рецензируемый УМК составлен на основании государственного образовательного стандарта ООП КР по минимальному содержанию и уровню подготовки выпускников специальности: 560005 «Фармация». УМК по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» подготовлено на кафедре Биохимии и фундаментальной химии лекарственных средств медицинского факультета ОшГУ.

Учебно-методический комплекс состоит: из содержания, анкеты дисциплины и преподавателя, силлабуса, учебно-методического материала, фонда оценочных средств, задания для самостоятельной работы студентов, тестовых заданий для контроля знаний студентов.

Учебно-методические материалы УМК по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» представлены подробным конспектом лекций по темам дисциплины, с указанием вопросов для контроля и рекомендуемой литературы. В практический раздел УМК включены методические разработки лабораторно-практических занятий. Методические разработки по каждой теме позволяют студенту самостоятельно подготовиться к каждому занятию, используя учебную литературу и лекционный материал. Для более полного осмысления и усвоения вопросов темы даны ситуационные задачи для самостоятельного решения, студенты должны научиться применять теоретические положения для решения конкретных задач и тестовые вопросы, с помощью которых контролируется и оценивается уровень познавательной деятельности студента.

Структура рецензируемого учебно-методического комплекса представляется логичной, он нацелен на оказание помощи в освоении дисциплины, развития умений и навыков самостоятельной учебной работы. Рецензируемый УМК может быть рекомендован к использованию в образовательном процессе для подготовки специалистов высшего медицинского образования, по специальности: 560005 «Фармация».

Рецензент: к.х.н., доцент кафедры естественных наук и математики Ошского государственного университета:



Тешебаева У.Т.

Аннотация дисциплины.

Код дисциплины	Блок А, базовая часть
Название дисциплины	Физическая и коллоидная химия
Объем дисциплины в кредитах ECTS	4 кредита
Семестр и год обучения	3 семестр, 2025-2026гг.
Цель дисциплины	Формирование у студентов устойчивых знаний и умений, включающих основные законы, понятия и принципы описания химических веществ и процессов; формирование знаний о поверхностных явлениях и дисперсных системах. Курс направлен на создание прочной основы для дальнейшего изучения в химии и смежных дисциплинах.
Пререквизиты	Общая и неорганическая химия, математика, физика, биология.
Постреквизиты	Фармацевтическая химия; токсикологическая химия; фармакогнозия; технология лекарственных средств; фармакология; судебная химия, физико-химические методы анализа.
Со-реквизиты	Аналитическая химия, органическая химия, физико-химические методы анализа.
РО и компетенции	РО1 (ОК-1, ИК-1, СЛК2) РО4 (ПК-20) РО7 (ПК28)
Средства оценивания	Тестирование, билеты, метод «Домино», метод «Интерактивной таблицы», метод «Четвертый лишний» и др.
Список использованной литературы с указанием 2-3 основных	1) Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высшая школа, 2003. - 527 с. 2) Физическая химия: Учебник: В 2 кн. / Под ред. К. С. Краснова. - М.: Высшая школа, 2001. - Кн. 1. Строение вещества. Термодинамика. - 512 с., Кн. 2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ. - 319 с. 3) Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А. А. Равделя; А. М. Пономаревой. - М.: ТИД "Аз-book", 2010. - 239 с. Общее количество использованной литературы -17.
Краткое содержание дисциплины	1. Коллоидное состояние веществ. Дисперсные системы 2. Молекулярно- кинетические и реологические свойства 3. Оптические свойства дисперсных систем. 4. Электрический зарядколлоидных частиц. Электрокинетические явления 5. Методы получения и очистки коллоидных растворов 6. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем 7. Высокомолекулярные вещества и их растворы.
ФИО преподавателя	Мирзаева Махира Рысбаевна

Форма 5. Окутуучунун анкетасы

Окутуучунун Ф.А.А.	Мирзаева Махира Рысбаевна
Дисциплиналардын аталышы	Физикалык жана коллоиддик химия. Базалык бөлүк
Кызматы жана наамы	Химия илимдеринин кандидаты, Биохимия жана дары каражаттарынын фундаменталдык химиясы кафедрасынын доценти
Базалык билими	1996 - жылы Ош мамлекеттик университетинин “Химия кошумча биология” мугалими адистигин бүтүргөн.
Башка мекемедеги иштери	-
Предметтик же ага жакын илимдин областындагы академиялык тажырыйбасы же өндүрүштүк иштери	02.00.10-Биоорганикалык химия, табигый жана физиологиялык активдүү заттардын химиясы багытындагы адис.
Предмет же ага жакын илимдин тармагындагы илимий изилдөө иш аракети	Биоорганикалык химия жана өсүмдүктөрдүн углеводдук составын изилдөө багытында дипломдук жумуштар аткарылууда.
Илимий жана профессионалдык коомдордо мүчөлүгү	
Сыйлыктары	“КРнын Билим берүү жана илим министрлигинин Ардак грамотасы” 2015-ж, Кыргызстан аялдар кенешинин “Даткайым” медалы, Кыргыз Республикасынын Билим беруу жана илим министрлигинин Билим беруунун мыктысы тош белгиси-2025-ж.
Квалификациясын жогорулатуусу	<ol style="list-style-type: none"> 1. Сертификат №07142520 с 15 января по 2 февраля 2024 г курсы повышение квалификации “Совершенствование педагогического мастерства” (Педагогика в высшей школе, “Психология”, “Критические мышление”, “Этика в педагогике”, “Риторика. Техника речи,” “Интерактивные компьютерные технологии”, “Организация учебного процесса на основе кредитно-модульной системе) 2. Сертификат “ОШМУнун заманбап СӨАИ чебери-2024” конкурсунда I-орунду ээлегендиги үчүн медицина факультетинин доценти Мирзаева Махира Рысбаевна I-даражадагы диплом менен сыйланат. 3. Сертификат “ONLINE UNIVERSITY” тарабынан уюштурулган “Көп эмес, акылдуу окутуу: өзүңдүн жасалма жардамчыңызды түзүңүз” темасындагы 72 саттык квалификацияны жогорулатуу курсун ийгиликтүү аяктады.
Иштин башка түрлөрү	

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ, ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ И ИННОВАЦИЙ КЫРГЫЗСКОЙ
РЕСПУБЛИКИ

ОШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

МЕДИЦИНСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

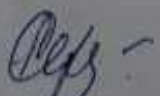
КАФЕДРА БИОХИМИИ И ФУНДАМЕНТАЛЬНОЙ ХИМИИ ЛЕКАРСТВЕННЫХ СРЕДСТВ

ПРОГРАММА ОБУЧЕНИЯ

(Syllabus)

Специальность (направление)	Фармация	Код курса	560005
Язык обучения	Русский язык	Дисциплина	Физическая и коллоидная химия
Академический год	2025-2026 уч.год	Количество кредитов	4
Преподаватель	Мирзаева М.Р.	Семестр	3-семестр (дневное отд.)
E-Mail	mmirzaeva@oshsu.kg	Расписание по приложению "ОшГУ Студент"	https://myedu.oshsu.kg/ #/teacherSchedules
Консультации (время/ауд)	Понедельник 14:40 – 16-30 Мед.фак. 206 ауд.	Место (здание/ауд.)	Медицинский фак. Лек.зал 103 206 ауд.
Форма обучения (дневная/заочная/вечер няя/дистантная)	дневное	Тип курса: (обязательный/электив ный)	обязательный

Руководитель программы :


Ош-2025

Сандыбаева З.Х.

1. Характеристика курса:

Курс физической и коллоидной химии состоит из двух связанных между собой, но самостоятельных разделов: курса физической и курса коллоидной химии. Курс физической химии является более обширным и, в свою очередь, состоит из нескольких частей, таких как химическая термодинамика, химическая кинетика, теории растворов, электрохимия, физико-химический анализ. Физическая химия является теоретической основой многих современных инструментальных методов анализа, исследования и разделения веществ. К этим методам относятся потенциометрия, полярография, хроматография, экстракция, ректификация, осмометрия и многие другие, которые нашли широкое применение в фармации. Кроме того, изучение физической химии дает возможность глубже познать законы физики и химии, а также предсказывать химические процессы и управлять ими.

Коллоидная химия близко связана с физической химией и является физико-химией дисперсных систем и поверхностных явлений. Дисперсные системы широко используются в фармации в качестве различных лекарственных форм, таких как эмульсии, суспензии, коллоидные растворы и др.

Знание физической и коллоидной химии открывает для будущих провизоров большие возможности для решения многих проблем, встречающихся в практической деятельности в аптеках, аналитических лабораториях и в фармацевтической технологии. Кроме того, решение приводимых контрольных заданий должно способствовать успешному освоению курсов таких профильных дисциплин как фармацевтическая химия, фармацевтическая технология и фармакогнозия. Не смотря на свое общеобразовательное теоретическое значение, изучаемый на фармацевтических факультетах курс физической и коллоидной химии связан в основном с практическими вопросами и проблемами фармации и излагается в достаточно упрощенном виде.

2. Цель курса:

Цель: формирование у студентов устойчивых знаний и умений, включающих основные законы, понятия и принципы описания химических веществ и процессов; формирование знаний о поверхностных явлениях и дисперсных системах. Курс направлен на создание прочной основы для дальнейшего изучения в химии и смежных дисциплинах.

Пререквизиты		Медицинская химия
Постреквизиты		Фармацевтическая химия; токсикологическая химия; фармакогнозия; технология лекарственных средств; фармакология; судебная химия, физико-химические методы анализа.
Результаты обучения дисциплины		
К концу курса студент:		
РО (результат обучения) ООП	Компетенции	РО дисциплины
<i>Код РО ООП и его формулировка</i>	<i>Компетенции</i>	<i>РО дисц. и его формулировка</i>

<p>РО1- Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.</p>	<p>ОК-1 - способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;</p> <p>ИК-1- способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;</p> <p>СЛК-2 -способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;</p>	<p>РОд–1 – умеет собирать, систематизировать и анализировать информацию, используя базовые знания по физической химии для фармации, работать с учебной, научной и справочной литературой, фармакопейными и нормативными источниками, а также перерабатывать и грамотно применять информацию из различных ресурсов глобальной сети Интернет и использовать компьютерные программы при подготовке презентаций и выполнении самостоятельной работы студентов (СРС).</p>
<p>РО4 – способен и готов проводить все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа лекарственных средств и фармацевтического сырья в соответствии с нормативными документами и требованиями фармакопей.</p>	<p>ПК-20 - способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций;</p>	<p>РОд–2 – умеет проводить анализ и идентификацию лекарственных веществ и фармацевтических препаратов для контроля качества и оценки их физико-химических свойств.</p>

РО7 – способен и готов применять методы физической химии при проведении химико-токсикологических исследований лекарственных веществ и фармацевтических систем, участвовать в научно-экспериментальных исследованиях и разработках, интерпретировать полученные физико-химические данные для оценки свойств, стабильности и безопасности лекарственных средств.	ПК-28- способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;	РОд-3 – умеет выполнять научные задания и проводить физико-химический анализ лекарственных веществ и фармацевтических систем с целью их научно-экспериментального исследования.
---	--	--

3. Технологическая карта модулей

Дисциплина	Кредит	Ауд. часы	СРС	1 модуль				2 модуль			Экзамен	
				(25 балл)				(25 балл)			(50 балл)	
				Ауд. часы		СРС/СРСП	РК (r)	Аудит. часы		СРС/СРСП	РК (r)	ИК (E)
лек.	пр.	лек.	пр.									
ПЦ	4	48	72	16	16	30/6		4	12	30/6		
ООЦ	4	48	72	16	16	30/6		4	12	30/6		
Карта накопления баллов				4	4	8	9	4	4	8	9	
Результаты модулей и экзамена				(M=tcp.+r+s) до 25 / 25				(M=tcp.+r+s) до 25 / 25				50
								Рдоп. = M1 + M2 (30-50)				
Итоговая оценка				I = Рдоп. + E								100

Модули	Всего			Лекции		Лаборно-прак. занятия		СРС		СРСП		РК	ИК	Баллы
	Ауд. зан.	СРС	СРСП	час	баллы	час	баллы	час	баллы	час	баллы			
I-	24	30	5	16	4	16	4	30	8	5		86		

П	24	30	7	4	4	12	4	30	8	7		86		
ИК													506	50
Всего	48ч	60ч	12ч	20ч	86	28ч	86	60ч	166	12ч		186	506	1006

4.Календарно-тематический план лекционных занятий

№	Неделя	Название темы	Кол-во часов	Баллы
			Лекция	
1	1нед	Коллоидное состояние вещества. Дисперсные системы. Природа и классификация дисперсных систем.	2	4
2	2нед	Молекулярно-кинетические и реологические свойства коллоидных систем.	2	4
3	3нед	Электрический заряд коллоидных частиц. Электрокинетические явления.	2	4
4	4нед	Методы получения коллоидных растворов.	2	4
5	5нед	Методы очистки коллоидных растворов.	2	4
6	6нед	Устойчивость и коагуляция коллоидных систем.	2	4
7	7нед	Отдельные классы коллоидных систем.	2	4
8	8нед	Микрогетерогенные системы. Аэрозоли. Порошки. Суспензии. Эмульсии. Пены.	2	4
		РК1		Сред.арифм=4
9	10нед	Высокомолекулярные вещества и их растворы. Получение свойства ВМВ.	2	
10	11нед	Вязкость растворов ВМВ. Гели и студни..	2	4

		Итого:	20ч.	4
--	--	--------	------	---

Календарно-тематический план лабораторных занятий

№	Неделя	Название темы	Кол-во Часов Лабор. занятия	Баллы
		1-модуль		
1	1-нед.	Коллоидные системы и методы получения лиофобных коллоидов. Методы конденсации.	2	4
2	2-нед.	Дисперсионные методы.	2	4
3	3-нед.	Метод пептизации.	2	4
4	4-нед.	Устойчивость и коагуляция лиофобных коллоидов.	2	4
5	5-нед.	Кинетическая и агрегативная устойчивость.	2	4
6	6-нед.	Коагуляция. Действие электролитов.	2	4
7	7-нед.	Очистка и диффузия золей.	2	4
8	8-нед.	Микрогетерогенные системы. Суспензии . Эмульсии.	2	4
		РК-1		
9	10-нед	Микрогетерогенные системы. Пены. Аэрозоли.	2	4
10	11-нед	Растворы высокомолекулярных растворов.	2	4
11	12-нед	Нарушение устойчивости растворов ВМВ.	2	4
12	13-нед	Гели. Студни. Полуколлоиды.	2	4
13	14-нед	Коагуляция. Коагуляция желатина. Набухание.	2	4
14	15-нед	Влияние электролитов на степень набухания желатина.	2	4
		Итого:	28ч	46

План организации и проведения СРСП по лекционным занятиям.

Количество часов-5

СРСП- аудиторная самостоятельная работа студентов в присутствии преподавателя.

№	Наименование темы	Задание для СРСП	Часы	Оценочные средства	Литер., сайт ссылка	Срок сдачи
		4-семестр				
2	Тема 1.	Оптические свойства дисперсных систем.	3	Обсуждение, отчет	https://www.chem.msu.ru/rus/teaching/semiochin/physchim.pdf?ysclid=mgtnkfxcm200150506	4.03-16.03
		Последний срок сдачи				22.03-24.03
		1 модуль СРСП₁ Средние накопленные баллы	3ч			
2	Тема 2.	Поверхностные явления. Адсорбция. Поверхностное натяжение. Обменная адсорбция.	2	Обсуждение, отчет	https://bio.sfu-kras.ru/files/416_u_course.pdf https://bio.sfu-kras.ru/files/416_u_course.pdf	18.04-24.04
		Последний срок сдачи				23.04-24.04
		2 модуль СРСП₂ Средние накопленные баллы	4ч			
	Итого:		5ч			

План организации и проведения СРСП к практическому занятию.

Количество часов-7

СРСП- аудиторная самостоятельная работа студентов в присутствии преподавателя.

№	Наименование темы	Задание для СРСП	Часы	Оценочные средства	Литер., сайт ссылка	Срок сдачи
		4-семестр				
1	Тема 1.	Электрические свойства коллоидных систем.	4	Обсуждение, отчет	https://www.chem.	5-нед.

					msu.ru/rus/teaching/semiochin/physchim.pdf?ysclid=mgtnkfxeqm200150506	
		1 модуль СРСП₁ Средние накопленные баллы	4ч			
2	Тема 2.	Молекулярно- кинетические свойства коллоидных систем.	3	Обсуждение, отчет	https://bio.sfu-kras.ru/files/416_u_course.pdf https://bio.sfu-kras.ru/files/416_u_course.pdf	7-нед.
		2 модуль СРСП₂ Средние накопленные баллы	3ч			
	Итого:		7ч			

4. Система оценки:

Декларация об академической честности: Студенты, проходящие этот курс, должны подать декларацию, требующую от них соблюдать политику университета в отношении академической честности. Положение «Организация образовательного процесса в ОшГУ» А-2024-0001, 2024.01.03.2024г.

5. План организации СРС

№	Тема	Задание для СРС	Часы	Оценочные средства	Баллы	Литература	Срок сдачи
1 модуль							
1.	Методы-физико химического анализа	1. Изучить принципы работы основных приборов физико-химического анализа.	8	Реферат, Презентация, Решение ситуационных задач	8	[5] стр.101-125 [3] стр.94112	2 нед.
		2. Научиться выбирать метод анализа в зависимости от исследуемого вещества и цели эксперимента.					
2.	Хроматография	Изучить методику проведения	8	Реферат, Презентация,	8	[7]	3 нед.

		хроматографии. Подготовить краткий конспект.		Слайд, Решение ситуационных задач		стр.84-108	
3.	Дисперные системы.	Изучить природу и классификацию дисперсных систем.	8	Реферат, Презентация, Решение ситуационных задач	8	[1] стр.67-110	4 нед.
4.	Оптические свойства дисперсных систем.	Решение экспериментальных задач по оптической анизотропии.	8	Реферат, презентация, Решение типовых задач;	8	[1] стр. 177-199	5 нед.
5.	Электрический заряд коллоидных частиц.	Составить формулы золей.	4	ТК, решение ситуационных задач по анализу	8	[2] стр.204- 226	6 нед.
	Всего:		36ч		86		
2 модуль							
1	Закон действующих масс	1. Ознакомиться с формулировкой закона действующих масс: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам.	9	Решение типовых задач Расчет количества осадителя; расчитать концентрацию стандартных растворов по ГФ.	8	[6] стр. 585- 620	10нед.
2	Вязкость.Вискозиме тр Оствальда.	1. Ознакомиться с вискозиметром. Измерять вязкость растворов и лекарств.	9	Решение задач:	8	[7] стр. 585- 620	11нед.
3	Способы выражения концентрации растворов	1. Уметь провести расчеты по выражению концентрации растворов.	9	Подготовка ТК, решение задач: расчеты, связанные с приготовлением растворов:	8	[6] стр. 585- 620	12нед.
4	Главные классы коллоидных систем.	Охарактеризовать микрогетерогенные системы. Аэрозоли и порошки – в фармации.	9	Привести примеры по применению	8	[4] стр. 585- 620	13нед.
	Всего:		36ч		8		
	Всего:		72ч		86		

6 Политика курса (с учетом специфики предмета некоторые элементы политики курса можно изменить):

1.Посещаемость и участие в занятиях

- Обязательное посещение лекций.
- Обязательное посещение практических занятий.
- Активное участие в учебном процессе (подготовка теоретического материала, решение ситуационных задач и тестов, самостоятельное выполнение практических работ).
- Аккуратное ведение тетрадей: лекционных, для практических занятий.
- Присутствие на лекциях и занятиях в медицинских халатах.
- Последствия пропусков занятий без уважительной причины:

2.Академическая честность и плагиат

- Последствия плагиата и списывания на экзаменах: В случае определения плагиата и обнаружения списывания на экзаменах студент обязан сдать повторную сдачу работы.

3.Дедлайны и штрафы за опоздание со сдачей работ

- Крайние сроки сдачи домашних заданий, проектов и других работ: 2 недели
- Штрафы за нарушение дедлайнов: снятие штрафных баллов с общего количества в зависимости от вида заданий, оцениваемых по технологической карте.

4.Политика пересдач и апелляций

- Условия и процедура пересдачи экзаменов и зачетов: пересдача проводится согласно утвержденному графику руководством.
- Правила подачи апелляций на оценки: согласно утвержденному положению руководством.

5.Использование гаджетов на занятиях

- Разрешение или запрет использования телефонов, ноутбуков и других устройств на лекциях:

А. использование гаджетов на рассмотрении преподавателя

В. При сдаче текущего контроля и рубежного контроля СТРОГО ЗАПРЕЩАЕТСЯ использование гаджетов.

С. В случае нарушения внутреннего порядка дисциплины результаты работы аннулируются

7.Образовательные ресурсы

<i>(используйте полную ссылку и укажите, где можно получить доступ к текстам/материалам)</i>	
Электронные ресурсы	(базы данных, анимация, моделирование, профессиональные блоги, веб-сайты, другие электронные справочные материалы. Например: видео, аудио, ссылки-дайджесты)

	<p>Лекции:</p> <p>https://www.physchem.chimfak.sfedu.ru/Source/PCC/Termodyn_1.htm</p> <p>Презентации:</p> <p>https://studfile.net/preview/16705294/</p> <p>https://infourok.ru/prezentaciya-na-temu-kolloidnaya-himiya-4703756.html</p> <p>Лабораторные занятия</p> <p>https://bspu.by/blog/melnikovagalina/article/publish/laboratornaya-rabota-5/download?path=./uploads/melnikovagalina/publish/laboratornaya-rabota-5/%D0%9B%D0%A06_24-28.pdf</p>
Электронные учебники	<p>Учебное пособие (ссылка);</p> <p>https://bio.sfu-kras.ru/files/416_u_course.pdf</p> <p>https://www.chem.msu.ru/rus/teaching/semiochin/physchim.pdf?ysclid=mgtnkfxcqmqm200150506</p> <p>https://urait.ru/book/fizicheskaya-i-kolloidnaya-himiya-412702</p>
Лабораторные физические ресурсы	<p>Необходимо перечислить модели и инструменты, которые будут использоваться на занятии.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Проблемные ситуации по физической химии, 2. Кейс-метод в интерактивном образовательном процессе. 3. Химические посуды, приборы, оборудования и реактивы.
Специальное программное обеспечение	<p>Компьютерные демонстрации, презентации, слайд-лекции, видео-лекции, автоматизированная система тестирования, текстовые редакторы, графические пакеты, системы баз данных, табличные процессоры, обучающие программы.</p> <p>chemlab program</p> <p>ChemSketch</p> <p>Titration Simulator</p> <p>Virtual Chemistry Lab</p>

СРСР по физической и коллоидной химию

Оптические свойства дисперсных систем.

Поверхностные явления. Адсорбция. Поверхностное натяжение.
Обменная адсорбция.

Электрические свойства коллоидных систем.

Молекулярно- кинетические свойства коллоидных систем.

Методы-физико химического анализа.

Хроматография

Дисперсные системы.

Оптические свойства дисперсных систем.

Электрический заряд коллоидных частиц.

Закон действующих масс

Вязкость. Вискозиметр Оствальда.

Главные классы коллоидных систем.

Дисциплина	Кредит	Ауд. часы	СРС	1 модуль (25 балл)				2 модуль (25 балл)				Экзамен (50 балл)	
				Ауд. часы		СРС/СРСР	РК (г)	Аудит. часы		СРС/СРСР	РК (г)	ИК (Е)	
				лек.	пр.			лек.	пр.				
ПЦ	4	48	72	10	14	30/6		10	14	30/6			
ООЦ	4	48	72	14	10	30/6		14	10	30/6			
Карта накопления баллов				4	4	8	9	4	4	8	9		
Результаты модулей и экзамена				(M=tcp.+r+s) до 25 / 25				(M=tcp.+r+s) до 25 / 25				50	
				Rдоп. = M1 + M2 (30-50)									
Итоговая оценка				I = Rдоп. + E								100	

6	Конспектирование	1. соответствие содержания конспекта теме-1,0 2. краткость и доступность изложения-1,0 3. точность, конкретность определений-1,0 4. эстетичность оформления-1,0	4
7	Тестирование	20. вопросов по 0,2	4

СРС:

№	Вид деятельности	Критерии оценивания	баллы
1	Устный вопрос	1. адекватность и осознанность понимания вопроса-1,5 2.быстрота ответа-1,0 3.точность и полнота ответа-1,5	4
2	Конспектирование	1. соответствие содержания конспекта теме-1,5 2. краткость и доступность изложения-2,0 3. точность, конкретность определений-2,0 4. эстетичность оформления-2,0	8
3	Составление схем и таблиц и диаграмм	1.полное описание схемы-3,0 2.наличие графического изображения-2,0 3.правильность объяснения таблицы или схемы-3,0	8

РК

№	Вид деятельности	Критерии оценивания	баллы
	Тестирование	20 вопросов по 0,25	5

3	Демонстрация практических навыков	Деятельность студентов, выраженная в практическом применении знаний	ТК
4	Выполнение лабораторных работ	Деятельность студентов, выраженная в практическом применении знаний	ТК
5	Просмотр и обсуждение учебных фильмов	Процесс осмысленного восприятия, увиденного и его понимание	ТК
6	Конспектирование	Краткое изложение содержания какой-либо или определенной информации, полученной из различных источников	ТК
7	Тестирование	Метод оценки полученных знаний с использованием стандартизированных вопросов	ТК, РК

Примерный перечень оценочных средств по СРС:

№	Вид деятельности	Определение	Примечание
1	Устный вопрос	Метод получения фактической информации в форме беседы	
2	Конспектирование	Краткое изложение содержания какой-либо или определенной информации, полученной из различных источников	
3	Составление схем, таблиц и диаграмм.	При составлении схем, таблиц и диаграмм студент совершает логические операции: анализ, синтез, сравнение, умение преобразовать и обобщить материал, привести его в систему и графически изобразить.	

Модули	Всего			Лекции		Лаборно- прак. занятия		СРС		СРСП		РК	ИК	Баллы
	Ауд. зан.	СРС	СРСП	час	баллы	час	баллы	час	баллы	час	баллы			
I-	24	30	5	10	4	14	4	30	8	5		96		
II	24	30	7	10	4	14	4	30	8	7		96		
ИК													506	50
Всего	48ч	60ч	12ч	20ч	86	28ч	86	60ч	166	12ч		186	506	1006

Формируемые результаты обучения и компетенции:

Результат обучения ООП	Результат обучения дисциплины	компетенции
Р05-Готов способен использовать фундаментальные знания для решения профессиональных задач, применять основные химические, биохимические и физико-химические, химико-токсикологические методы анализа для исследования веществ и обеспечения контроля качества лекарственных средств, для наркотических и алкогольных опьянений.	Р06 – 1 умеет собирать, систематизировать, анализировать информацию, используя базовые знания с учебной и справочной литературой по разным источникам физической и коллоидной химии, а также перерабатывать и грамотно использовать информацию с различных источников глобальной сети интернета различные компьютерные программы для презентаций СРС.	ОПК-1 Умеет использовать фундаментальные знания для решения профессиональных задач и использование результатов исследований в профессиональной деятельности. ПК-2 Способен использовать основные химические, биохимические, физико-химические, методы анализа исследования веществ обеспечения контроля качества лекарственных средств. ПК-17-Способен к анализу научной информации и публичному представлению результатов научных исследований в сфере обращения ЛС, МИ и в области медицины

Критерии оценивания по видам деятельности:

Лекция:

№	Вид деятельности	Критерии оценивания	баллы
1	Конспектирование	1. адекватность и осознанность понимания вопроса-1 2. быстрота ответа-1 Точность и полнота ответа-2	4
2	Тестирование	20 вопросов по 0.2 (1 вариант)	4

Практические занятия:

№	Вид деятельности	Критерии оценивания	баллы
1	Устный вопрос	1. адекватность и осознанность понимания вопроса-1 2. быстрота ответа-1 Точность и полнота ответа-2	4
2	Решение ситуационных задач	1. осознанность и понимание данной ситуации-1,0 2. правильность выбора метода решения задачи-1,0 3. последовательность решения задачи-1,0 4. точность и аргументированность решения-1,0	4
3	Демонстрация практических навыков	1. правильная последовательность выполнения-2,0 2. аргументированность действий-2,0	4
4	Выполнение лабораторных работ	1. правильная последовательность хода работы-2,0 2. аргументированность действий-2,0	4
5	Просмотр и обсуждение учебных фильмов	1. полнота раскрытия содержания видеофильма-1 2. аргументированность суждений и вывода о фильме-1	4

1-модуль – 25 баллов	2-модуль 25 баллов
Лекция-4б	Лекция-4б
Практические занятия-4б	Практические занятия-4б
СРС практ-8б	СРС практ-8б
№ 1 рубежный контроль-9б (лекция-4б; практ-5б)	№ 2 рубежный контроль-9б (лекция-4б; практ-5б)
Итоговый экзамен-50 баллов	

Примерный перечень оценочных средств по лекционным занятиям:

№	Вид деятельности	Определение	Примечание
1	Конспектирование	Краткое изложение содержания какой-либо или определенной информации, полученной из различных источников	РК
2	Тестирование	Метод оценки полученных знаний с использованием стандартизированных вопросов	РК

Примерный перечень оценочных средств по практическим занятиям:

№	Вид деятельности	Определение	Примечание
1	Устный вопрос	Метод получения фактической информации в форме беседы	ТК
2	Решение ситуационных задач	Процесс выполнения действий или мыслительных операций, направленных на решение проблемы, с формулированием конкретных выводов	ТК

Медицинский факультет

Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии лекарственных средств»

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

Тема занятия «Введение. Предмет и задачи физической и коллоидной химии.»



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$\text{РО}_1 = \text{ОК}_1 + \text{ИК}_1 + \text{СЛК}_2$$

ОК ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Предмет и значение физической и коллоидной химии
- Методы физико-химического исследования
- Основные направления развития физической и коллоидной химии
- Основные разделы физической и коллоидной химии. Их значение для фармации

Предмет и значение физической и коллоидной химии

Химические явления чрезвычайно разнообразны, однако все они подчиняются общим закономерностям, изучение которых составляет предмет физической и коллоидной химии.

Химические явления сопровождаются физическими процессами: теплопередачей, поглощением или излучением электромагнитных колебаний, возникновением электрического тока и др. С другой стороны, физическими процессами вызываются химические явления. Например, при нагревании повышается температура, увеличивается интенсивность колебательного движения внутри молекул, связь между атомами ослабляется и происходит процесс диссоциации, т. е. химическая реакция. Прохождение электрического тока сопровождается электролизом, т.е. протеканием процессов окисления и восстановления. Многие реакции инициируются под действием ультразвука или при облучении светом.

Физическая химия изучает взаимосвязь химических процессов и физических явлений, которые их сопровождают, устанавливает закономерности между химическим составом, строением веществ и их свойствами, исследует механизм и скорость химических реакций в зависимости от условий их протекания.

Физическую химию можно считать пограничной наукой между химией и физикой, поскольку она изучает законы взаимопревращения химических и физических форм движения материи. Пользуясь теоретическими и экспериментальными методами обеих наук, а также собственными методами, физическая химия устанавливает законы протекания химических процессов и условия достижения химического равновесия. В связи с этим физическая химия играет большую роль в развитии химической промышленности (органического синтеза, производства пластических масс и химического волокна, металлургии, производства строительных материалов и т.д.). Постоянно возрастает значение физической химии в развитии медицинской и биологической промышленности.

Коллоидная химия—первоначально была разделом физической химии, а в настоящее время является самостоятельной наукой. Коллоидные растворы, которые изучает коллоидная химия, применяются практически во всех отраслях народного хозяйства.

Коллоидное состояние вещества—это состояние, в котором вещество находится в высокодисперсном (сильно раздробленном) виде, отдельные его частицы являются не молекулами, а агрегатами, состоящими из множества молекул. Таким агрегатам могут быть приписаны все термодинамические свойства фазы. Молекулы среды, в которой диспергированы коллоидные частицы, образуют другую фазу. Следовательно, коллоидный раствор представляет собой гетерогенную систему.

Коллоидные растворы отличаются от истинных растворов специфическими свойствами:

- 1) рассеивают свет, т. е. дают опалесценцию;

2) обнаруживают явление электрофореза, заключающееся в переносе коллоидных частиц в электрическом поле к тому или другому электроду;

3) проявляют способность к диализу, т. е. с помощью мембраны коллоидные частицы могут быть отделены от растворенных в них примесей низкомолекулярных веществ;

4) неустойчивы под влиянием внешних факторов, т. е. коагулируют, и т. д.

Коллоидная химия — это наука, изучающая свойства гетерогенных высокодисперсных систем и протекающих в них процессов.

Наиболее типичный процесс для коллоидных систем — коагуляция, т. е. слипание отдельных агрегатов под действием межмолекулярных (не химических) сил. Такие процессы, как физическая адсорбция, электрофорез и т. д., также являются физическими. При взаимодействии коагулятора (вещества, вызывающего коагуляцию) со стабилизатором (веществом, обеспечивающим агрегатную устойчивость системы), а также при получении коллоидных растворов происходят химические реакции. Таким образом, коллоидная химия, как и физическая химия, строится на основе двух наук — химии и физики — с преобладанием второй. В связи с этим коллоидную химию можно было бы переименовать в физическую химию гетерогенных высокодисперсных систем. Связь между физической и коллоидной химией вполне очевидна. При этом обе дисциплины связаны не только между собой, но и с химией неорганической, аналитической, органической, биологической, фармацевтической, а также со специальными дисциплинами. Все они пользуются физико-химическими закономерностями и физико-химическими методами для решения общих и конкретных задач.

Физическая и коллоидная химия является основой таких специальных дисциплин, как фармацевтическая химия, химия и технология синтетических лекарственных препаратов, технология фито-препаратов, аптечная технология лекарств и др. Из этого следует большое значение физической и коллоидной химии как важной учебной дисциплины, освоению которой уделяется большое внимание в фармацевтических учебных заведениях.

Методы физико-химического исследования

Для теоретического обобщения экспериментального материала и создания стройной системы представлений о свойствах веществ и законах химических процессов в физической химии используются три независимых метода теоретической физики: квантов механический, статистический и термодинамический.

Квантово-механический метод основан на корпускулярно-волновом представлении о строении материи, дискретности энергии и широко используется при изучении строения атомов, молекул, химической связи, реакционной способности веществ. Сведения о строении и свойствах атомов и

молекул получают с помощью специальных методов.

Статистический метод позволяет рассчитывать общие (макроскопические) свойства вещества на основании сведений о свойствах отдельных молекул. Статистический метод рассматривает вещества как скопление большого множества хаотически движущихся молекул, применяя к ним теорию вероятности.

Термодинамический метод позволяет количественно связывать различные общие (макроскопические) свойства веществ в закономерности и на основании последних рассчитывать одни из этих свойств по экспериментальным величинам других свойств без рассмотрения механизма процесса.

Указанные методы теоретической физики и все экспериментальные данные о свойствах веществ, полученные разными физическими и химическими методами, используются физической химией для достижения основной цели — выяснения зависимости направления и предела протекания химических реакций от внешних условий и от строения веществ — участников реакций.

Основные направления развития физической и коллоидной химии

Физическая химия возникла и развивалась первоначально на основе применения физических методов и исследования для изучения химических свойств веществ, а также изучения влияния химического состава веществ и их строения на физические свойства. Впоследствии, на основе обобщенных собственных теоретических и практических выводов, физическая химия продолжала развиваться самостоятельно.

Основание физической химии как самостоятельной науки относится к середине XVIII в. Первый в мире курс физической химии был создан М. В. Ломоносовым (1752 — 1754). На основе своих физико-химических исследований М. В. Ломоносов пришел к принципиально новому определению химии как науки о свойствах тел, исходя из того, что все изменения в природе связаны с движением материи. Он первым обосновал основной закон сохранения массы вещества и пришел к определению принципа сохранения материи и движения, получившего его признание как всеобщий закон природы.

Учение М. В. Ломоносова определялось его материалистическими взглядами. В своих работах он исходил из атомистических представлений, которые привели его к выводу о кинетической природе теплоты. Это позволило М. В. Ломоносову доказать необходимость существования предельно низкой температуры (абсолютного нуля) в ответ на прекращение колебательного движения частиц. В результате, была установлена невозможность самопроизвольного перехода теплоты от холодного тела к более тепловому, что является одной из формулировок второго закона термодинамики.

В конце XVIII века для дальнейшего развития физической химии большое значение имели исследования теплоемкостей и тепловых эффектов реакций, проведенные А. Лавуазье и Ч. Лапласом (1779-1784). В 1800 году было введено понятие о химическом равновесии и значениях концентрации

реагирующих веществ (М. Бертло). В первой половине XIX века атомистические представления М. В. Ломоносова получили развитие в работах Д. Дальтона, Ж. Гей-Люссака, А. Авогадро.

В результате исследований Г. Деви, М. Фарадея, И. Я. Берцелиуса были найдены законы электролиза (законы Фарадея, 1830). К этому времени относится открытие основного закона термохимии, названного в честь русского ученого Г. И. Гесса (1840).

Преподавание курса физической химии впервые после М. В. Ломоносова было введено Н. Н. Бекетовым (1865) в Харьковском университете. С этого времени курс физической химии постоянно преподается в вузах.

Для развития физической химии огромное значение имели работы Д. И. Менделеева, и прежде всего его открытие периодического закона (1869), который установил связь между химической природой веществ и их физическими свойствами. Периодический закон Д. И. Менделеева доказал единство природы различных химических элементов и установил закономерное изменение свойств элементов при возрастании заряда ядра атома. Возрастание заряда ядра атома приводит к качественному изменению - переходу от одного элемента к другому. Переход этот происходит не плавно, а скачкообразно, в чем проявляется диалектический характер зависимости свойств химических элементов от их строения.

Периодический закон Д. И. Менделеева и в настоящее время остается основой систематики свойств химических элементов и их соединений.

Работы Д. И. Менделеева показали роль химических взаимодействий при образовании растворов, а его исследования движения газов привели к выводу уравнения состояния идеального газа.

В 1867 г. после работ Н. Н. Бекетова шведскими учеными К. Гюльдбергом и П. Вааге был сформулирован закон действия масс. В последствии Я-Вант-Гоффом было разработано математическое выражение кинетических закономерностей, Н. А. Меншуткиным (1887) исследована кинетика химических реакций в растворах и выяснена роль растворителя; С. Аррениусом разработана теория электролитической диссоциации (1887) и исследовано влияние температуры на скорость химических реакций (1889).

В развитии термодинамической теории равновесий выдающуюся роль принадлежит Дж. Гиббсу (1873-1878), который разработал общую теорию термодинамических функций, вывел правило фазы и заложил основы статистической термодинамики. В 1881-1885 гг.

А. Ле Шателье сформулировал закон, создана количественная теория электролитической диссоциации.

В начале XX в. сделан ряд открытий в области учения о строении вещества (труды В. Томсона, М. Планка, П. Н. Лебедева, А. Беккереля, П. Кюри и М. Склодовской-Кюри). Таким образом, в начале XX в. определились основные направления физической химии как науки.

В XX в. развитие физической химии ускорилось благодаря возникновению статистической и квантовой механики, созданию новых экспериментальных методов изучения спектров, получению глубокого вакуума, высоких давлений и низких температур; применению электроники, радиотехники и автоматики, использованию методов меченых атомов и др. Крупнейшим достижением этого периода является создание Э. Резерфордом (1911) ядерной модели атома, а Н. Бором (1913) - количественной теории атома водорода. К началу 20-х годов были разработаны основы электронной теории химической связи. Получили развитие учение о дипольной структуре молекул и теория межмолекулярного взаимодействия. В области химической термодинамики В. Нернстом были открыты важнейшие закономерности для низкотемпературных процессов и сформулирована тепловая теорема (1906). Это впервые дало возможность, рассчитывать химические равновесия на основе тепловых данных. Применение квантово-статистических методов привело к развитию статистической термодинамики, позволяющей рассчитывать значения термодинамических функций и химические равновесия на основе данных о строении молекул. Новое направление в исследованиях многокомпонентных систем было создано работами Н.С. Курнакова и привело к развитию физико-химического анализа - учению о зависимости свойств физико-химических систем от состава. К крупным достижениям XX века относятся теория растворов сильных электролитов Г. Дебая и Э. Хюккеля (1923), теория цепных реакций (Н.А. Шилов, Н.Н. Семенов), теории катализа. В последние годы интенсивно развиваются методы исследования строения и свойств молекул, такие как электронный резонанс (ЭМР), масс-спектрометрия и другие.

Большой вклад в развитие физической химии внесли советские ученые: Й. Куркчин, М. Е. Дяткина (метод молекулярных орбиталей), Н. Н. Семенов (теория цепных реакций), А. Н. Фрумкин (фундаментальные исследования в области электрохимии), Н. А. Измайлов (теория электрохимии водных растворов) и др.

Современная физическая химия находит применение во многих областях науки и народного хозяйства. Одной из важных задач является применение катализаторов для "фиксации" азота из воздуха, что имеет большое значение для народного хозяйства. Также физическая химия решает многие практические задачи, связанные с проблемами научно-технического прогресса: энергетическая проблема, интенсификация химических и фармацевтических производств, повышение эффективности превращения реагентов в полезные продукты с уменьшением потерь и отходов производства.

Одной из важных областей применения катализаторов является "фиксация" азота из воздуха. Также катализаторы значительно сокращают продолжительность процесса получения многих синтетических фармацевтических препаратов.

Коллоидная химия возникла в 1861 г., когда английским ученым Т. Грэмом было проведено систематическое изучение коллоидных систем. Важной задачей коллоидной химии стало создание предпосылок для приготовления новых высокоэффективных лекарственных препаратов - зольей, мазей, суппозиторий, а также получение новых высокомолекулярных соединений, применяемых в различных медицинских областях.

Основные разделы физической и коллоидной химии. Их значение для фармации

Физические и химические формы движения материи тесно связаны между собой, поэтому выделение разделов физической и коллоидной химии из физики и химии затруднительно и в некоторой степени условно. Тем не менее принято выделять следующие разделы физической и коллоидной химии.

Строение вещества. В этом разделе изучается строение атомов и молекул, а также агрегатные состояния веществ. В экспериментальных исследованиях строения молекул наибольшее применение получил метод молекулярной спектроскопии. При изучении агрегатных состояний рассматриваются взаимодействия молекул в газах, жидкостях и кристаллах. Этот раздел имеет важное значение для фармации. Подавляющее большинство лекарственных веществ представляет собой сложные органические соединения с несколькими функциональными группами в молекуле. Химическая структура соединений определяет их биологическую активность. Установление химической структуры соединений методами молекулярной спектроскопии и выяснение связи с биологической активностью представляют собой важные проблемы фармации.

Важное значение имеет также учение об агрегатных состояниях, поскольку лекарственные препараты представляют собой кристаллические вещества, жидкости, эмульсии, суспензии и др.

Химическая термодинамика. На основе общих законов термодинамика изучает законы химического равновесия. Частью химической термодинамики является термохимия, в которой рассматриваются тепловые эффекты химических реакций.

Многие лекарственные вещества получают органическим синтезом. Выход конечного продукта зависит от различных факторов.

Знание законов протекания химической реакции дает возможность осуществлять целенаправленный синтез. Физико-химические равновесия в гетерогенных системах, состоящих из любого числа фаз и веществ, устанавливаются правилом фаз Гиббса. Строительство диаграмм состояния на основе правил фаз позволяет наглядно отслеживать состояние системы при различных условиях. В фармации диаграммы состояния используются для определения оптимальных условий приготовления лекарственных форм с заданными свойствами, очистки лекарственных веществ и разделения веществ.

Теория растворов ставит целью объяснение и предсказание свойств растворов на основании свойств растворенных веществ и растворителя. Для фармации важны электролитическая диссоциация, рН, буферное действие и активность электролитов. Электрохимические методы анализа (кондуктометрия, потенциометрия, полярография, амперометрия) имеют

широкое применение в контроле производства лекарственных веществ и анализе фармакопейных препаратов.

Кинетика и катализ изучают скорость химических реакций, зависимость скорости реакции от внешних условий и влияние катализаторов на скорость реакции. Это позволяет повысить эффективность производства лекарственных веществ.

Ферментативный катализ также имеет большое значение в фармации, и его понимание требует знания химической природы фермента и общей теории катализа.

Физикохимия поверхностных явлений изучает процессы, происходящие на границе раздела фаз. Адсорбция, изменяющая концентрацию молекул на поверхности твердой фазы, имеет важное практическое значение, например, в очистке питьевой воды и удалении токсичных продуктов обмена из крови.

Хроматография - метод разделения многокомпонентных смесей с помощью сорбентов - также широко применяется в аналитической и производственной практике для разделения сложных смесей, включая лекарственные вещества и комбинированные лекарственные препараты.

Молекулярно-кинетические, реологические и оптические свойства коллоидных систем. Физическая и коллоидная химия изучают различные явления, связанные с коллоидными системами, такие как седиментация коллоидных частиц, их движение, вязкость коллоидных растворов и рассеяние света. Это позволяет разрабатывать совершенные технологии и методы анализа для мягких лекарственных форм, высокомолекулярных растворов и других коллоидных систем.

Электрофорез - одно из электрокинетических явлений с наибольшим практическим значением. Его используют для ускоренного введения лекарственных веществ в организм, разделения сложных лекарственных смесей и определения заряда коллоидных частиц.

Методы получения и очистки коллоидных растворов включают конденсационные методы и методы диспергирования. Они применяются в технологии для получения лекарственных препаратов.

Устойчивость и коагуляция коллоидных систем - это раздел коллоидной химии, изучающий теорию коагуляции, что является основой для получения стабильных лекарственных препаратов, таких как золи и эмульсии.

Высокомолекулярные вещества (ВМВ) имеют широкое применение в различных областях, включая медицину. Они могут быть использованы в качестве кровезаменителей, основы для мазей, оболочек таблеток, стабилизаторов эмульсий и для протезирования зубов, сосудов, клапанов сердца и т. д. Изучение ВМВ имеет важное научное и практическое значение.

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа, 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.

Товбий М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485 с

Медицинский факультет

Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии лекарственных средств»

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

Тема занятия «Основы химической термодинамики.»



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

РО₁=ОК₁+ИК₁+СЛК₂

ОК ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Основы химической термодинамики
- Термодинамическая система и окружающая среда
- Состояние системы. Термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства
- Внутренняя энергия
- Энтальпия
- Нулевой закон термодинамики
- Формулировки первого и второго закона термодинамики
- Энтропия
- Термодинамические потенциалы

Основы химической термодинамики

Термодинамика возникла в XIX веке как теоретическая основа для теплотехники, и ее первоначальная задача была связана с изучением превращения теплоты в механическую работу в тепловых двигателях и оптимальных условий для таких превращений. Однако со временем термодинамика вышла за пределы этой задачи и стала изучать физические явления, связанные с тепловым движением материи.

Физическая термодинамика изучает закономерности теплового движения материи и применяется к теории тепловых двигателей и холодильных установок.

Химическая термодинамика применяет термодинамику к химическим явлениям и рассматривает тепловые эффекты химических реакций, фазовые переходы веществ и химические равновесия.

Термодинамика оперирует двумя основными законами - первым и вторым началами термодинамики, которые позволяют изучать различные явления, связанные с теплом и энергией. Классическая термодинамика рассматривает макроскопические процессы в телах и не вводит специальных представлений о строении веществ и природе теплоты. Она устанавливает общие закономерности для систем в равновесном состоянии, используя макроскопические свойства систем.

Химическая термодинамика применяет законы классической термодинамики к химическим реакциям и равновесиям. Знание законов химического равновесия позволяет решать различные задачи в производственной практике и научно-исследовательской работе, такие как определение условий химической реакции, выбор оптимального режима и повышение выхода продукта реакции.

Термодинамическая система и окружающая среда

Термодинамическая система — это объект изучения в термодинамике, который представляет собой отдельное тело или группу тел, отделенных от окружающей среды. Система может быть различной природы, например, реакционным сосудом или гальваническим элементом.

Окружающая среда—это среда, находящаяся в прямом или косвенном контакте с термодинамической системой. Обычно считается, что окружающая среда имеет такой большой размер, что ее температура не меняется при обмене теплоты с системой.

В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой, системы делятся на открытые, закрытые и изолированные:

Открытая система—может обмениваться с окружающей средой энергией и веществом. Примером такой системы может быть открытая колба с раствором, которая может испарять растворитель и нагреваться или охлаждаться окружающей средой.

Закрытая система—не может обмениваться веществом с окружающей средой, но может обмениваться с ней энергией и работой. Примером может быть закрытая колба с раствором, из которой не может испариться растворитель, но которая может нагреваться или охлаждаться окружающей средой.

Изолированная система—не имеет обмена ни веществом, ни энергией с внешней средой. Внутри изолированной системы могут происходить различные процессы, но ее общая энергия остается постоянной.

Системы также могут быть гомогенными (состоят из одной фазы) и гетерогенными (состоят из нескольких фаз). *Фаза*—это часть гетерогенной системы, отделенная поверхностями раздела и имеющая одинаковые физические свойства во всех своих точках.

Состояние любой системы характеризуется совокупностью определенных свойств и значениями термодинамических параметров, которые позволяют описать ее термодинамическое состояние.

В термодинамике состояние системы характеризуется совокупностью термодинамических параметров, которые могут быть измерены экспериментально.

Интенсивные свойства системы не зависят от массы и выравниваются при контакте систем (температура, давление, плотность, концентрации, химический потенциал). Экстенсивные свойства зависят от массы и суммируются для составляющих систему частей (например, объем, масса, теплоемкость, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, термодинамические потенциалы).

Основными параметрами состояния системы являются интенсивные свойства, которые поддаются непосредственному измерению. В то же время, параметры состояния, которые не могут быть непосредственно измерены (например, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, термодинамические потенциалы), рассматриваются как функции основных параметров состояния, т.е. функции температуры, давления и других основных параметров.

Термодинамические параметры системы описывают состояние системы в данный момент времени и не предоставляют информации о предыдущих состояниях. Изменение свойств системы при переходе из одного состояния в другое зависит только от начального и конечного состояния системы, а не от пути, по которому она перешла от одного состояния к другому.

Окружающая среда также обладает своими параметрами, которые могут влиять на состояние системы. Из внешних параметров обычно учитывают только давление и температуру. Давление связано с работой, которую совершает система или которая совершается над системой, а температура обуславливает тепловой обмен между системой и окружающей средой.

Любое изменение параметров состояния называется процессом. Характер процесса может быть различным в зависимости от условий внешних воздействий на систему.

Внутренняя энергия

Внутренняя энергия (U) характеризует общий запас энергии термодинамической системы. Она включает все виды энергии, связанные с движением и взаимодействием частиц в системе, такие как кинетическая энергия молекулярного движения, межмолекулярная энергия притяжения и отталкивания, внутримолекулярная (химическая) энергия, энергия электронного возбуждения, внутриядерная и лучистая энергия. Внутренняя энергия зависит от природы вещества, его массы и параметров состояния системы.

Обычно внутреннюю энергию относят к 1 моль вещества и называют молярной внутренней энергией (выражается в Дж/моль). Измерить полный запас внутренней энергии вещества невозможно, поэтому в термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии (ΔU), которое представляет собой разность величин внутренней энергии системы

в конечном и начальном состояниях:

$$\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{нач}}$$

Бесконечно малое изменение внутренней энергии обозначается через dU . Так как внутренняя энергия является функцией состояния, ее изменение не зависит от пути процесса и определяется только начальным и конечным состояниями системы, то dU будет полным дифференциалом:

$$dU = \delta Q - \delta W$$

где δQ - количество тепла, переданного системе, и δW - работа, совершенная системой.

Доказательством того, что внутренняя энергия является функцией состояния, может быть следующий пример. Предположим, что внутренняя энергия не является функцией состояния, и ее величина зависит от пути процесса. Тогда система в начальном состоянии с $U_{\text{нач}}$ приходит в конечное состояние с $U_{\text{кон}}$, и при возвращении в начальное состояние другим путем имеет $U_{\text{возв}}$. Разность $U_{\text{нач}} - U_{\text{кон}}$ и $U_{\text{возв}} - U_{\text{нач}}$ свидетельствует о том, что изменяя состояние системы от $U_{\text{нач}}$ до $U_{\text{кон}}$ и обратно, можно получить выигрыш в энергии, что противоречит первому закону термодинамики.

Величины ΔU и dU считают положительными, если внутренняя энергия при протекании процесса возрастает, и отрицательными - если убывает.

Энтальпия

В термодинамике, помимо внутренней энергии, широко используется энтальпия H .

Энтальпия — это энергия, которой обладает система при постоянном давлении (p); энтальпия численно равна сумме внутренней энергии (U) и произведения давления (p) на объем (V) системы:

$$H = U + pV. \quad (1.2)$$

Как и внутренняя энергия, энтальпия является функцией состояния; U , p и V в правой части уравнения (1.2) являются свойствами системы. Изменение энтальпии не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояний системы. Энтальпия имеет особое значение в химии, так как передача теплоты в химической реакции происходит при постоянном давлении (например, реакция в открытом сосуде). Следовательно, для химических процессов важно знать ΔH , а не ΔU , так как ΔU не учитывает энергию, затраченную на изменение объема системы. Различие между ΔH и ΔU больше для газов, чем для жидкостей и твердых веществ, так как последние мало изменяются в объеме при нагревании.

Так как энтальпия — функция состояния, то dH — полный дифференциал. Как и в случае с внутренней энергией, в термодинамике оперируют величиной ΔH :

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

Величину ΔH выражают, как и ΔU , в Дж/моль и принимают положительной, если при протекании процесса энтальпия увеличивается.

Теплота и работа

Передача энергии от системы к окружающей среде и наоборот осуществляется в виде теплоты (Q) и работы (W).

Чтобы выяснить сущность теплоты, представим себе сосуд, разделенный на две части

теплопроводящей перегородкой. В обеих частях сосуда имеется газ, молекулы которого находятся в неупорядоченном движении. В левой части температура T_1 , а в правой — температура T_2 . При $T_1 > T_2$ молекулы газа левой части сосуда перемещаются с большой скоростью и непрерывно ударяются о перегородку. Теплота, выделяемая при ударах молекул о перегородку, передается молекулам в правой части сосуда, так как эти молекулы движутся медленнее и при ударах о перегородку выделяют меньше теплоты. В результате энергия молекул в левой части сосуда будет уменьшаться, в правой части — увеличиваться, а температуры T_1 и T_2 будут стремиться к выравниванию. Форму передачи энергии от одной части системы к другой вследствие неупорядоченного (хаотического) движения молекул называют теплотой. Количеством теплоты называют меру переданной энергии от одной системы к другой в результате ударов молекул о границу их раздела.

Нулевой закон термодинамики

На нулевом (общем) законе термодинамики основано измерение температуры с помощью термометра. В учении о теплоте температура вводится через понятия теплового или термодинамического равновесия. Эти понятия трудно поддаются логическому определению. К ним приходят в результате рассмотрения конкретных примеров и последующего обобщения.

Если два тела, температуры которых при оценке с помощью наших органов чувств сильно отличаются друг от друга (например, раскаленный металл и холодная вода), привести в соприкосновение друг с другом, то одно тело будет нагреваться, а другое — охлаждаться, пока не прекратятся в системе всякие макроскопические изменения. В этом случае говорят, что два тела находятся в термодинамическом равновесии друг с другом и имеют одинаковую температуру. Термодинамическое равновесие наступает не только в случае соприкосновения двух, но и в случае соприкосновения нескольких тел.

В 1931 г. Р. Фаулер сформулировал закон термодинамического равновесия: если каждая из систем А и В находится в тепловом равновесии с системой D, то можно утверждать, что системы А и В находятся в тепловом равновесии друг с другом. Это утверждение, которое получило название нулевого закона термодинамики, является одним из основных законов природы.

Обозначим объем и давление каждой системы в изолированном состоянии через p' и V' . Если привести эти системы в контакт, то установятся новые равновесные давления и объемы каждого из участников (p_1, V_1). Теперь они связаны условием равновесия, которое можно выразить для вышеназванных систем равенством:

$$f_A(p_A, V_A) = f_B(p_B, V_B) = f_D(p_D, V_D) = f.$$

Другими словами, существует функция $f(p, V)$, значение которой одинаково для всех систем, находящихся в равновесии друг с другом. Такая функция называется эмпирической температурой.

Отсюда видно, что определение температуры возможно лишь для состояния равновесия.

Формулировки первого закона термодинамики

1. Постоянство энергии изолированной системы: Энергия изолированной системы остается постоянной. Это означает, что в изолированной системе энергия не создается и не уничтожается, а лишь переходит из одной формы в другую. Например, энергия может переходить из тепловой формы в механическую форму и наоборот.
2. Невозможность вечного двигателя первого рода: Согласно этой формулировке, невозможно создать машину (вечный двигатель первого рода), которая бы производила работу без затраты энергии. Это противоречит законам сохранения энергии.
3. Закон сохранения энергии: Энергия не исчезает и не возникает из ничего. Взаимные переходы энергии из одной формы в другую происходят в строго эквивалентных количествах. Количество сообщенной системе теплоты (Q) равно приращению внутренней энергии (ΔU) плюс совершенной системой работы (W).

4. Выражение первого закона термодинамики: Уравнение первого закона термодинамики выглядит следующим образом: $Q = \Delta U + W$ где Q - количество теплоты, ΔU - приращение внутренней энергии и W - совершенная системой работа.

Уравнение первого закона термодинамики:

• $\delta Q = \Delta U + W$ (1.7)

где δQ — количество сообщенной системе теплоты, ΔU — приращение внутренней энергии, W — суммарная работа, совершаемая системой.

• Уравнение для бесконечно малых элементарных процессов: $\delta Q = \Delta U + \delta W = \delta W + p\delta V$ (1.9) где δQ — элементарное количество теплоты, ΔU — элементарное изменение внутренней энергии, δW — элементарная работа, p — давление, δV — элементарное изменение объема системы.

• Выражение для элементарной работы δW : $\delta W = p\delta V$ (1.9)

• Выражение для полезной работы $\delta W'$ в химической термодинамике: $\delta W' = 0$

Выражение для изменения количества теплоты δQ и работы $\delta Q = \Delta U + p\delta V$ (1.10)

• Уравнения (1.7) и (1.10) представляют собой математическое выражение первого закона термодинамики, которое описывает распределение теплоты и работы в термодинамических процессах.

При изотермическом процессе, когда температура T постоянна, уравнение (1.7) принимает следующий вид:

$$\delta Q_T = \delta W = p\delta V \quad (1.11)$$

После интегрирования, выражение (1.11) превращается в:

$$Q_T = W = p\Delta V \quad (1.12)$$

Следовательно, при изотермическом процессе сообщенная системе теплота целиком превращается в работу расширения. Для 1 моль идеального газа $p = VRT$. Если подставить это выражение в уравнение (1.13) и проинтегрировать, то получим выражение для изотермического расширения 1 моль идеального газа:

$$Q_T = \int RT \frac{dV}{V} = RT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) = RT \ln \left(\frac{p_f}{p_i} \right) \quad (1.13)$$

Пример. Определите работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от 0.5 атм до 0.2 атм при стационарной ампульной стерилизации ампул с раствором глюкозы при 330 К

Решение. Считая, что водяной пар подчиняется закону идеального газа, рассчитываем работу по уравнению (1.13):

$$W = nRT \ln \left(\frac{p_f}{p_i} \right) = 3 \text{ моль} \times 8.314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} \times 330 \text{ К} \times \ln \left(\frac{0.2 \text{ атм}}{0.5 \text{ атм}} \right) \\ W \approx 7.54 \times 10^3 \text{ Дж}$$

При изохорном процессе объем системы постоянен. При $dV=0$ элементарная работа расширения системы $\delta W = p dV = 0$. При этом условии уравнение (1.10) имеет вид:

$$\delta Q_V = \delta U = \Delta U \quad (1.15)$$

Следовательно, при $V = \text{const}$ все количество теплоты, подведенное к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии. Уравнение (1.15) показывает, что Q_V является функцией состояния.

Для реакций в конденсированной фазе $\Delta V \approx 0$, следовательно, $Q_P = Q_V$. Несмотря на равенство Q_P и Q_V , расчеты тепловых эффектов реакций в конденсированных системах корректнее проводить при $p = \text{const}$.

При изобарном процессе $p = \text{const}$. Тогда уравнение (1.10) преобразуется следующим образом:

$$\delta Q_P = \delta U + \delta(pV) = \delta(U + pV) = \delta H \quad (1.16)$$

Q_P является мерой изменения энтальпии $H = U + pV$. Так как H является функцией состояния, то и Q_P приобретает свойства функции состояния.

Формулировки второго закона термодинамики

1. Первое начало термодинамики не дает никаких указаний относительно направления, в котором могут происходить самопроизвольные процессы в природе. Для изолированной системы, например, первое начало требует только, чтобы при всех процессах энергия системы оставалась постоянной. Вообще, на основании первого начала нельзя выяснить, будут ли в изолированной системе происходить какие-либо процессы.
2. Второе начало термодинамики, наоборот, позволяет судить о направлении самопроизвольных процессов и совместно с первым началом устанавливает множество точных количественных соотношений между различными макроскопическими параметрами систем в состоянии термодинамического равновесия.

Первооткрывателем второго начала термодинамики считается С. Карно, который исследовал условия превращения теплоты в работу (1824) и сделал вывод, что в тепловых машинах количество теплоты, полученное от источника теплоты, не может полностью переходить в работу; часть ее передается холодильнику. Если обозначить Q_1 теплоту, полученную от источника, а Q_2 — теплоту, отданную холодильнику, то разность $Q_1 - Q_2$ представляет собой теплоту, превращенную в работу W . Коэффициент полезного действия η можно выразить равенством:

$$\eta = (Q_1 - Q_2) / Q_1.$$

Коэффициент полезного действия тепловой машины не зависит от природы рабочего тела, а определяется только интервалом температур (теорема Карно-Клаузиуса). Эту теорему связывают с формулировкой второго закона термодинамики и выражают математически:

$$\eta = 1 - (T_2 / T_1),$$

где T_1 — температура источника теплоты; T_2 — температура холодильника.

С выражением (2.2) полностью согласуется формулировка второго начала, предложенная Р. Клаузиусом (1850): теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более горячему.

Формулировка В.Оствальда утверждает: осуществление вечного двигателя второго рода невозможно. Под вечным двигателем второго рода подразумевают тепловую машину, превращающую всю теплоту в работу, т. е. без передачи части ее холодильнику.

Согласованность всех формулировок второго закона указывает на то, что можно выбрать одну из них в качестве постулата, а остальные будут следствиями из него.

Энтропия

Анализ формулировок второго закона термодинамики показывает, что все они характеризуют направленность и пределы происхождения самопроизвольных процессов, которые осуществляются сами собой без затраты энергии, например, расширение газа, охлаждение горячего тела до температуры окружающей среды и т.п. Определение условий, при которых протекают самопроизвольные процессы или наступает равновесие, представляет большой теоретический и практический интерес.

Второй закон утверждает, что теплоту полностью нельзя превратить в работу в круговом процессе. Это утверждение вытекает из природы теплоты и работы. Вероятность того, что хаотическое тепловое движение молекул полностью перейдет в направленное движение, ничтожно мала. Напротив, направленное движение молекул может полностью перейти в хаотическое (работа может полностью перейти в теплоту). Газ самопроизвольно

расширяется, но самопроизвольно не сжимается, так как при сжатии естественное хаотическое движение должно превратиться в направленное движение. Естественность хаотического движения молекул является причиной того, что различные виды энергии стремятся перейти в теплоту, а теплота передается менее нагретым телам. Эти процессы самопроизвольны, естественны и необратимы. Таким образом, можно сделать вывод, что протекание самопроизвольных процессов сопровождается рассеиванием тепловой энергии. Чтобы процесс рассеивания энергии характеризовать количественно, требовалась термодинамическая функция, которая показывала бы, как изменяется рассеивание энергии при переходе системы из одного состояния в другое.

Эту функцию ввел Р. Клаузиус (1865), назвал энтропией и обозначил буквой S . Математическое выражение энтропии было получено им из цикла Карно, на котором основана работа тепловой машины. Графическое изображение циклических процессов представлено на рис. 2.1. Рабочее тело (1 моль идеального газа) получает от нагревателя с температурой T_1 некоторое количество теплоты Q_1 и, расширяясь изотермически (кривая AB), совершает работу W_1 . Далее газ расширяется адиабатно, без подвода теплоты (кривая BC), и его температура падает до T_2 . Совершаемая работа в этом процессе W_2 . Затем совершаются два процесса сжатия газа: изотермическое сжатие (кривая CD) при температуре T_2 , в результате которого газ отдает приемнику теплоту Q_2 , и адиабатное сжатие (кривая DA) с повышением температуры газа до T_1 . В процессах сжатия над газом производится работа W_3 и W_4 соответственно. Все эти процессы обратимы.

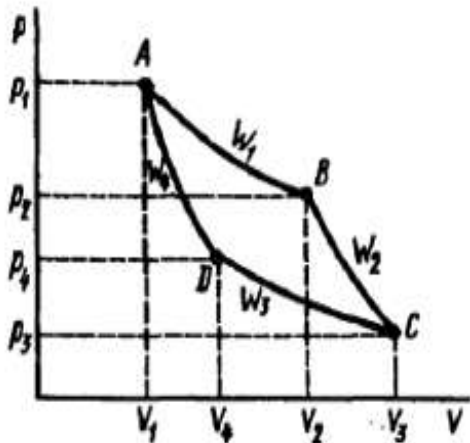


Рис. 2.1. Схема перехода теплоты в работу (цикл Карно)

В цикле Карно, как в любом циклическом процессе, $\Delta Q = 0$. При проведении цикла рабочее тело получило количество теплоты $Q_1 - Q_2$ и произвело работу $W - W_1 - W_3$ (так как $W_2 = W_4$).

Эффективность цикла оценивается значением коэффициента полезного действия

Для обоих адиабатных процессов от V_2 до V_3 и от V_4 до V_1 можно применить уравнение адиабаты:

$$P_2 V_2^\gamma = P_3 V_3^\gamma \text{ и } P_4 V_4^\gamma = P_1 V_1^\gamma.$$

Для обоих изотермических процессов от V_1 до V_2 и от V_3 до V_4 можно применить закон Бойля:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ и } P_3 V_3 = P_4 V_4.$$

Совместное решение этих четырех уравнений дает

$$V_4 / V_3 = V_2 / V_1.$$

Известно, что работа изотермического процесса $W = RT \ln(V_2 / V_1)$.

Тогда

$$W_1 = Q_1 = RT_1 \ln(V_2 / V_1), W_3 = Q_2 = RT_2 \ln(V_4 / V_3).$$

С учетом (2.3) получаем выражение для работы

$$W = W_1 - W_3 = R (T_1 - T_2) \ln (V_2 / V_1)$$

и для коэффициента полезного действия

$$\eta = (Q_1 - Q_2) / Q_1 = (T_1 - T_2) / T_1.$$

Отсюда

$$Q_1 - Q_2 = T_1 - T_2.$$

Учитывая, что Q_2 отдается газом теплоприемнику и ей следует приписать отрицательный знак, получим

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0.$$

Отношение Q/T называют приведенной теплотой процесса. Как видно, сумма приведенных теплот в обратимом цикле Карно равна нулю.

Любой произвольный цикл из обратимых процессов можно представить как сумму бесконечно малых циклов Карно, площадь которых равна площади произвольного цикла. Для каждого бесконечно малого цикла можно написать уравнение типа приведенного выше:

$$\frac{\delta Q_1}{T_1} + \frac{\delta Q_2}{T_2} = 0.$$

Тогда для конечного произвольного цикла общая сумма $\sum \frac{\delta Q}{T} = 0$ в пределе может быть заменена интегралом по замкнутому контуру:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} = 0.$$

Если интеграл, взятый по замкнутому контуру, равен нулю, то существует функция состояния, полный дифференциал которой равен подынтегральной величине. Эта функция состояния является энтропией (S):

$$dS = \frac{\delta Q}{T}.$$

Данное уравнение является аналитическим выражением второго закона термодинамики для любого произвольного обратимого процесса.

Рассмотрим перевод системы из начального состояния в конечное двумя путями: обратимым и необратимым. В обоих процессах изменение внутренней энергии должно быть одинаковым, так как U — функция состояния.

Известно, что при обратимом процессе совершаемая системой работа $\delta W_{\text{обр}} > \delta W_{\text{необр}}$. Следовательно, $\delta Q_{\text{обр}} > \delta Q_{\text{необр}}$ и

$$\frac{\delta Q_{\text{обр}}}{T} > \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T} \quad \text{и} \quad dS > \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T}.$$

Тогда математическое выражение для энтропии в общем виде будет

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}.$$

где знак неравенства относится к необратимым процессам, а знак равенства — к обратимым. Энтропия, несомненно, является функцией состояния, так как рассеивание энергии зависит от состояния системы. Отношение количества теплоты (dQ) к температуре процесса (T), т.е. dQ / T , называют элементарной приведенной теплотой процесса

Правильно, энтропия является функцией состояния системы, а ее изменение ΔS не зависит от пути процесса, а определяется только начальным и конечным состояниями системы:

$$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{нач}} = \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \frac{\delta Q}{T}.$$

Также верно, что энтропия является экстенсивным свойством системы, и если массу системы увеличить в n раз при данной температуре, элементарное количество теплоты, подводимое к системе, увеличится в n раз.

Таким образом, энтропия вещества зависит от его природы и массы, а также от температуры. В литературе приводятся молярные значения энтропии, выражаемые в Дж/(моль·К).

Подставляя значение ΔQ из выражения (2.6) в (1.10), получаем уравнение

$$TdS \geq dU + pdV; \quad TdS \geq dU + \delta W,$$

Это уравнение объединяет математически первый и второй законы термодинамики и является фундаментальным уравнением термодинамики. Из него следует, что S является функцией U и V .

Если в уравнении (2.5) для обратимого процесса заменить значение δQ на $C_p dT$ согласно равенству (1.29), то получим :

$$dS = \frac{C_p dT}{T}.$$

Интегрирование этого выражения от абсолютного нуля до температуры T приводит к выражениям

$$\int_0^T dS = \int_0^T \frac{C_p dT}{T}; \quad S_T = S_0 + \int_0^T \frac{C_p dT}{T}.$$

Где S_0 и S_T — энтропия вещества при абсолютном нуле и температуре T соответственно.

Определяя энтропии вещества при разных температурах, Нернст (1906) пришел к выводу, что изменение энтропии многих процессов при температурах, близких к абсолютному нулю, пренебрежительно мало. Позднее Планк (1912), Льюис и Рендал (1923) выдвинули постулат о том, что при абсолютном нуле энтропия S_0 чистого кристаллического вещества без дефектов в кристаллической решетке равна нулю. Этот постулат Планка настолько важный, что получил название третьего закона термодинамики. Энтропию, найденную относительно $S_0 = 0$, называют абсолютной энтропией. Она, естественно, всегда положительна.

В расчетах используют стандартную энтропию S_{298}^0 . Стандартной называют энтропию при стандартном давлении $p^0 = 1,013 \cdot 10^5$ ПА и температуре $T(K)$. Для удобства

сравнения и табулирования энтропии веществ относят к базисной температуре 298 К. Рассчитывают энтропию для 1 моль вещества при неизменном агрегатном состоянии с учетом уравнения

$$S_T = S_{298}^0 + \int_{298}^T \frac{C_p dT}{T}$$

Изменения энтропии в некоторых процессах

Изменение энтропии как функции состояния не зависит от того, совершается процесс обратимым или необратимым путем. Это положение дает возможность вычислить изменение энтропии при любом реальном процессе.

Изменение энтропии при фазовых превращениях. К фазовым превращениям относят процессы плавления, кристаллизации, испарения, конденсации и т.п. Такие процессы протекают при постоянном давлении и постоянной температуре. Изменение энтропии (ΔS) в этих процессах можно вычислить по уравнению:

$$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{нач}} = \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \frac{\delta Q}{T} = \frac{1}{T} \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \delta Q = \frac{1}{T} \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} d(\Delta H) = \frac{\Delta H}{T},$$

где ΔH - малое количество теплоты, полученное или отданное системой, T - температура процесса.

Изменение энтропии в химических реакциях.

При протекании химической реакции изменение энтропии рассчитывают с использованием значений стандартных энтропий ее участников:

$$\Delta S_{r, 298} = \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{прод}} - \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{исх}},$$

где $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{прод}}$ и $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{исх}}$ — сумма стандартных энтропий продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Термодинамические потенциалы

Термодинамические потенциалы:

Энтропия является функцией, определяющей возможность протекания самопроизвольного процесса в изолированной системе. Для закрытых систем аналогичными функциями являются термодинамические потенциалы: энергия Гельмгольца A (изохорно-изотермический потенциал) и энергия Гиббса G (изобарно-изотермический потенциал). В химии энергия Гиббса имеет более широкое применение, чем энергия Гельмгольца, так как химические процессы протекают чаще при постоянном давлении, а не при постоянном объеме.

Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса выражаются равенствами:

$$A = U - TS, \quad (2.17) \quad G = H - TS. \quad (2.18)$$

Чтобы понять физический смысл энергии Гельмгольца, интегрируют при постоянном объеме и

температуре уравнение:

$$TA(S_{\phi} - S_H) = AU + pAV + bW'. \quad (2.19)$$

которое получают сочетанием уравнений (1.8) и (2.6):

$$W' = T(S_{\phi} - S_H) - (p - p_{\phi})(V - V_{\phi}), \quad T(H_{\phi} - H_H) - (p - p_{\phi})(V - V_{\phi}), \quad W' = AU_H - AU_{\phi} \text{ или } W' = (U_{\text{кон}} - U_H) - p(V_{\text{кон}} - V_H). \quad (2.20)$$

(Знак равенства относится к обратимым, знак неравенства — к необратимым процессам).

Выражение (2.20) показывает, что убыль энергии Гельмгольца больше или равна полезной работе процесса (W). Как видно, энергия Гельмгольца характеризует работоспособность системы, т.е. определяет ту часть энергии, которая в изохорно-изотермическом процессе (при $V = \text{const}$ и $G = \text{const}$) превращается в работу. Энергию Гиббса можно выразить через энергию Гельмгольца.

Для этого в выражение (2.18) подставляют значение H из (1.2). Получают:

$$G = U + pV - TS = A + pV.$$

Отсюда изменение энергии Гиббса выразится равенством:

$$\Delta G = \Delta A - p\Delta V, \text{ или с учетом (2.20):}$$

$$\Delta G > W' - p\Delta V > W^*. \quad (2.21)$$

Убыль энергии Гиббса больше или равна максимальной полезной работе процесса (W^*).

Энергия Гиббса, как и энергия Гельмгольца, характеризует работоспособность системы, т.е. определяет ту часть энергии, которая в изобарно-изотермическом процессе (при $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$) превращается в работу. Энергию Гиббса и энергию Гельмгольца называют также свободной энергией.

Оба рассмотренных термодинамических потенциала являются функциями состояния, зависят от природы веществ — участников реакции, их массы и температуры. Кроме того, энергия Гиббса зависит от давления, а энергия Гельмгольца — от объема системы. Абсолютные значения термодинамических потенциалов неизвестны, а для расчетов используют обычно изменения потенциалов (ΔA и ΔG , к Дж/моль).

Полные и частные дифференциалы термодинамических потенциалов для закрытых систем:

Дифференцирование функции Гельмгольца (2.17) дает выражение:

$$dA = dU - TdS - SdT. \quad (2.22)$$

Согласно уравнению (2.8), $TdS = dU + pdV$, поэтому полный дифференциал функции Гельмгольца приобретает вид:

$$dA = -pdV - SdT. \quad (2.22)$$

Из (2.22) следует, что энергия Гельмгольца зависит от параметров состояния V и T . Выражение для изменения энергии Гельмгольца через частные производные A по V и T :

$$dA = (\partial V \partial A) T dV + (\partial T \partial A) V dT. \quad (2.23)$$

Это дает возможность выяснить, как изменяется A при изменении параметров состояния.

Если $T = \text{const}$, то в (2.22) $dS = -Tp dV$, а в (2.23):

$$(\partial V \partial A) T = -Tp, \text{ или } -pdV = (\partial T \partial A) V dT.$$

Если $V = \text{const}$, то из (2.22) и (2.23) имеем:

$$(\partial T \partial A) V = -S, \text{ или } -SdT = (\partial V \partial A) T dV. \quad (2.25)$$

Равенства (2.23) и (2.25) показывают, что при увеличении объема на единицу, запас энергии Гельмгольца уменьшается на p единиц. Это можно объяснить тем, что с ростом объема при постоянной температуре уменьшается работоспособность системы, так как увеличивается беспорядочное движение молекул. При увеличении температуры на единицу, запас энергии Гельмгольца уменьшается на S единиц. Рост температуры при постоянном объеме также приводит к увеличению хаотического движения молекул и к уменьшению работоспособности системы.

Дифференцирование функции Гиббса $G = U + pV$ дает выражение:

$$dG = dU + pdV + Vdp. \quad (2.26)$$

Подставляя значение dA из (2.22), получаем выражение для полного дифференциала функции

Гиббса:

$$dG = -SdT + Vdp. (2.26)$$

Энергия Гиббса зависит от параметров состояния p и T . Изменение энергии Гиббса выражается через частные производные G по p и T :

$$(\partial p / \partial G)_T = V, \text{ и } (\partial T / \partial G)_p = -S. (2.27)$$

Сочетание (2.27) с (2.26) показывает, что при $T = \text{const}$:

$$\partial p \partial G = Vdp, \text{ или } Vdp = (\partial p / \partial G) T dp. (2.28)$$

А при $p = \text{const}$:

$$\partial T \partial G = -SdT, \text{ или } -SdT = (\partial T / \partial G) p dT. (2.29)$$

Равенства (2.28) и (2.29) показывают, что при увеличении давления на единицу, запас энергии Гиббса увеличивается на V единиц. С увеличением температуры на единицу, запас энергии Гиббса уменьшается на S единиц.

Если процесс изохорно-изотермический, то $G = \text{const}$ и $V = \text{const}$. Уравнение для полного дифференциала (2.22) превращается в:

$$dA = 0. (2.30)$$

Энергия Гельмгольца в изохорно-изотермических условиях не изменяется при обратимом и убывает при необратимом процессах.

При изобарно-изотермическом процессе, когда $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$, уравнение (2.26) превращается в:

$$dG = 0. (2.31)$$

Энергия Гиббса в изобарно-изотермических условиях не изменяется при обратимом процессе и убывает при необратимом. Отсюда следует, что по изменению величин A и G можно судить о направлении самопроизвольных процессов при постоянстве T и p . Термодинамические потенциалы - более выгодные критерии направленности процессов. Если критерием возможности протекания самопроизвольных процессов в закрытых системах являются условия, выражаемые (2.30) и (2.31), то пределом протекания процессов служат соотношения:

$$dVdA = 0 \text{ и } dVdG = 0, (2.32)$$

$$dpdG = 0 \text{ и } G = \min, (2.33)$$

т.е. состояние равновесия характеризуется минимальным и постоянным значением термодинамических потенциалов. Из изложенного выше следует вывод, что если рассчитать изменение термодинамического потенциала процесса, то по знаку ΔA (или ΔG) можно сделать заключение о возможности и направлении его протекания.

Контрольные вопросы:

1. Какие формулировки первого закона термодинамики вам известны?
2. Какие величины являются функциями состояния и каким свойствам они обладают?
3. Работа какого процесса (обратимого или необратимого) больше и почему?
4. Что такое стандартные теплоты образования и сгорания?
5. Как вычислить тепловой эффект реакции по стандартным теплотам образования и сгорания?
6. Как формулируется закон Гесса и где он применяется?
7. Как зависит тепловой эффект химической реакции от температуры?
8. Рассчитайте тепловой эффект реакции получения этилового эфира аминокислоты (полупродукта при получении анестезина) при стандартных условиях по уравнению реакции.

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа. 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.
- Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485с.

Медицинский факультет

Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии лекарственных средств»

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

Тема занятия «Термодинамика химического равновесия.»



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

РО₁=ОК₁+ИК₁+СЛК₂

ОК ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Основы химической термодинамики
- Термодинамическая система и окружающая среда
- Состояние системы. Термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства
- Внутренняя энергия
- Энтальпия
- Нулевой закон термодинамики
- Формулировки первого и второго закона термодинамики
- Энтропия

Основы химической термодинамики

Термодинамика возникла в XIX веке как теоретическая основа для теплотехники, и ее первоначальная задача была связана с изучением превращения теплоты в механическую работу в тепловых двигателях и оптимальных условий для таких превращений. Однако со временем термодинамика вышла за пределы этой задачи и стала изучать физические явления, связанные с тепловым движением материи.

Физическая термодинамика изучает закономерности теплового движения материи и применяется к теории тепловых двигателей и холодильных установок.

Химическая термодинамика применяет термодинамику к химическим явлениям и рассматривает тепловые эффекты химических реакций, фазовые переходы веществ и химические равновесия.

Термодинамика оперирует двумя основными законами - первым и вторым началами термодинамики, которые позволяют изучать различные явления, связанные с теплом и энергией. Классическая термодинамика рассматривает макроскопические процессы в телах и не вводит специальных представлений о строении веществ и природе теплоты. Она устанавливает общие закономерности для систем в равновесном состоянии, используя макроскопические свойства систем.

Химическая термодинамика применяет законы классической термодинамики к химическим реакциям и равновесиям. Знание законов химического равновесия позволяет решать различные задачи в производственной практике и научно-исследовательской работе, такие как определение условий химической реакции, выбор оптимального режима и повышение выхода продукта реакции.

Термодинамическая система и окружающая среда

Термодинамическая система — это объект изучения в термодинамике, который представляет собой отдельное тело или группу тел, отделенных от окружающей среды. Система может быть различной природы, например, реакционным сосудом или гальваническим элементом.

Окружающая среда—это среда, находящаяся в прямом или косвенном контакте с термодинамической системой. Обычно считается, что окружающая среда имеет такой большой размер, что ее температура не меняется при обмене теплоты с системой.

В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой, системы делятся на открытые, закрытые и изолированные:

Открытая система—может обмениваться с окружающей средой энергией и веществом. Примером такой системы может быть открытая колба с раствором, которая может испарять растворитель и нагреваться или охлаждаться окружающей средой.

Закрытая система—не может обмениваться веществом с окружающей средой, но может обмениваться с ней энергией и работой. Примером может быть закрытая колба с раствором, из которой не может испариться растворитель, но которая может нагреваться или охлаждаться окружающей средой.

Изолированная система—не имеет обмена ни веществом, ни энергией с внешней средой. Внутри изолированной системы могут происходить различные процессы, но ее общая энергия остается постоянной.

Системы также могут быть гомогенными (состоят из одной фазы) и гетерогенными (состоят из нескольких фаз). *Фаза*—это часть гетерогенной системы, отделенная поверхностями раздела и имеющая одинаковые физические свойства во всех своих точках.

Состояние любой системы характеризуется совокупностью определенных свойств и значениями термодинамических параметров, которые позволяют описать ее термодинамическое состояние.

В термодинамике состояние системы характеризуется совокупностью термодинамических параметров, которые могут быть измерены экспериментально.

Интенсивные свойства системы не зависят от массы и выравниваются при контакте систем (температура, давление, плотность, концентрации, химический потенциал). Экстенсивные свойства зависят от массы и суммируются для составляющих систему частей (например, объем, масса, теплоемкость, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, термодинамические потенциалы).

Основными параметрами состояния системы являются интенсивные свойства, которые поддаются непосредственному измерению. В то же время, параметры состояния, которые не могут быть непосредственно измерены (например, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, термодинамические потенциалы), рассматриваются как функции основных параметров состояния, т.е. функции температуры, давления и других основных параметров.

Термодинамические параметры системы описывают состояние системы в данный момент времени и не предоставляют информации о предыдущих состояниях. Изменение свойств системы при переходе из одного состояния в другое зависит только от начального и конечного состояния системы, а не от пути, по которому она перешла от одного состояния к другому.

Окружающая среда также обладает своими параметрами, которые могут влиять на состояние системы. Из внешних параметров обычно учитывают только давление и температуру. Давление связано с работой, которую совершает система или которая совершается над системой, а температура обуславливает тепловой обмен между системой и окружающей средой.

Любое изменение параметров состояния называется процессом. Характер процесса может быть различным в зависимости от условий внешних воздействий на систему.

Внутренняя энергия

Внутренняя энергия (U) характеризует общий запас энергии термодинамической системы. Она включает все виды энергии, связанные с движением и взаимодействием частиц в системе, такие как кинетическая энергия молекулярного движения, межмолекулярная энергия притяжения и отталкивания, внутримолекулярная (химическая) энергия, энергия электронного возбуждения, внутриядерная и лучистая энергия. Внутренняя энергия зависит от природы вещества, его массы и параметров состояния системы.

Обычно внутреннюю энергию относят к 1 моль вещества и называют молярной внутренней энергией (выражается в Дж/моль). Измерить полный запас внутренней энергии вещества невозможно, поэтому в термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии (ΔU), которое представляет собой разность величин внутренней энергии системы

в конечном и начальном состояниях:

$$\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{нач}}$$

Бесконечно малое изменение внутренней энергии обозначается через dU . Так как внутренняя энергия является функцией состояния, ее изменение не зависит от пути процесса и определяется только начальным и конечным состояниями системы, то dU будет полным дифференциалом:

$$dU = \delta Q - \delta W$$

где δQ - количество тепла, переданного системе, и δW - работа, совершенная системой.

Доказательством того, что внутренняя энергия является функцией состояния, может быть следующий пример. Предположим, что внутренняя энергия не является функцией состояния, и ее величина зависит от пути процесса. Тогда система в начальном состоянии с $U_{\text{нач}}$ приходит в конечное состояние с $U_{\text{кон}}$, и при возвращении в начальное состояние другим путем имеет $U_{\text{возв}}$. Разность $U_{\text{нач}} - U_{\text{кон}}$ и $U_{\text{возв}} - U_{\text{нач}}$ свидетельствует о том, что изменяя состояние системы от $U_{\text{нач}}$ до $U_{\text{кон}}$ и обратно, можно получить выигрыш в энергии, что противоречит первому закону термодинамики.

Величины ΔU и dU считают положительными, если внутренняя энергия при протекании процесса возрастает, и отрицательными - если убывает.

Энтальпия

В термодинамике, помимо внутренней энергии, широко используется энтальпия H .

Энтальпия — это энергия, которой обладает система при постоянном давлении (p); энтальпия численно равна сумме внутренней энергии (U) и произведения давления (p) на объем (V) системы:

$$H = U + pV. \quad (1.2)$$

Как и внутренняя энергия, энтальпия является функцией состояния; U , p и V в правой части уравнения (1.2) являются свойствами системы. Изменение энтальпии не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояний системы. Энтальпия имеет особое значение в химии, так как передача теплоты в химической реакции происходит при постоянном давлении (например, реакция в открытом сосуде). Следовательно, для химических процессов важно знать ΔH , а не ΔU , так как ΔU не учитывает энергию, затраченную на изменение объема системы. Различие между ΔH и ΔU больше для газов, чем для жидкостей и твердых веществ, так как последние мало изменяются в объеме при нагревании.

Так как энтальпия — функция состояния, то dH — полный дифференциал. Как и в случае с внутренней энергией, в термодинамике оперируют величиной ΔH :

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

Величину ΔH выражают, как и ΔU , в Дж/моль и принимают положительной, если при протекании процесса энтальпия увеличивается.

Теплота и работа

Передача энергии от системы к окружающей среде и наоборот осуществляется в виде теплоты (Q) и работы (W).

Чтобы выяснить сущность теплоты, представим себе сосуд, разделенный на две части

теплопроводящей перегородкой. В обеих частях сосуда имеется газ, молекулы которого находятся в неупорядоченном движении. В левой части температура T_1 , а в правой — температура T_2 . При $T_1 > T_2$ молекулы газа левой части сосуда перемещаются с большой скоростью и непрерывно ударяются о перегородку. Теплота, выделяемая при ударах молекул о перегородку, передается молекулам в правой части сосуда, так как эти молекулы движутся медленнее и при ударах о перегородку выделяют меньше теплоты. В результате энергия молекул в левой части сосуда будет уменьшаться, в правой части — увеличиваться, а температуры T_1 и T_2 будут стремиться к выравниванию. Форму передачи энергии от одной части системы к другой вследствие неупорядоченного (хаотического) движения молекул называют теплотой. Количеством теплоты называют меру переданной энергии от одной системы к другой в результате ударов молекул о границу их раздела.

Нулевой закон термодинамики

На нулевом (общем) законе термодинамики основано измерение температуры с помощью термометра. В учении о теплоте температура вводится через понятия теплового или термодинамического равновесия. Эти понятия трудно поддаются логическому определению. К ним приходят в результате рассмотрения конкретных примеров и последующего обобщения.

Если два тела, температуры которых при оценке с помощью наших органов чувств сильно отличаются друг от друга (например, раскаленный металл и холодная вода), привести в соприкосновение друг с другом, то одно тело будет нагреваться, а другое — охлаждаться, пока не прекратятся в системе всякие макроскопические изменения. В этом случае говорят, что два тела находятся в термодинамическом равновесии друг с другом и имеют одинаковую температуру. Термодинамическое равновесие наступает не только в случае соприкосновения двух, но и в случае соприкосновения нескольких тел.

В 1931 г. Р. Фаулер сформулировал закон термодинамического равновесия: если каждая из систем А и В находится в тепловом равновесии с системой D, то можно утверждать, что системы А и В находятся в тепловом равновесии друг с другом. Это утверждение, которое получило название нулевого закона термодинамики, является одним из основных законов природы.

Обозначим объем и давление каждой системы в изолированном состоянии через p' и V' . Если привести эти системы в контакт, то установятся новые равновесные давления и объемы каждого из участников (p_1, V_1). Теперь они связаны условием равновесия, которое можно выразить для вышеназванных систем равенством:

$$f_A(p_A, V_A) = f_B(p_B, V_B) = f_D(p_D, V_D) = f.$$

Другими словами, существует функция $f(p, V)$, значение которой одинаково для всех систем, находящихся в равновесии друг с другом. Такая функция называется эмпирической температурой.

Отсюда видно, что определение температуры возможно лишь для состояния равновесия.

Формулировки первого закона термодинамики

1. Постоянство энергии изолированной системы: Энергия изолированной системы остается постоянной. Это означает, что в изолированной системе энергия не создается и не уничтожается, а лишь переходит из одной формы в другую. Например, энергия может переходить из тепловой формы в механическую форму и наоборот.
2. Невозможность вечного двигателя первого рода: Согласно этой формулировке, невозможно создать машину (вечный двигатель первого рода), которая бы производила работу без затраты энергии. Это противоречит законам сохранения энергии.
3. Закон сохранения энергии: Энергия не исчезает и не возникает из ничего. Взаимные переходы энергии из одной формы в другую происходят в строго эквивалентных количествах. Количество сообщенной системе теплоты (Q) равно приращению внутренней энергии (ΔU) плюс совершенной системой работы (W).

4. Выражение первого закона термодинамики: Уравнение первого закона термодинамики выглядит следующим образом: $Q = \Delta U + W$ где Q - количество теплоты, ΔU - приращение внутренней энергии и W - совершенная системой работа.

Уравнение первого закона термодинамики:

• $\delta Q = \Delta U + W$ (1.7)

где δQ — количество сообщенной системе теплоты, ΔU — приращение внутренней энергии, W — суммарная работа, совершаемая системой.

• Уравнение для бесконечно малых элементарных процессов: $\delta Q = \Delta U + \delta W = \delta W + p\delta V + \delta W$ (1.9) где δQ — элементарное количество теплоты, ΔU — элементарное изменение внутренней энергии, δW — элементарная работа, p — давление, δV — элементарное изменение объема системы.

• Выражение для элементарной работы δW : $\delta W = p\delta V$ (1.9)

• Выражение для полезной работы $\delta W'$ в химической термодинамике: $\delta W' = 0$

Выражение для изменения количества теплоты δQ и работы $\delta Q = \Delta U + p\delta V$ (1.10)

• Уравнения (1.7) и (1.10) представляют собой математическое выражение первого закона термодинамики, которое описывает распределение теплоты и работы в термодинамических процессах.

При изотермическом процессе, когда температура T постоянна, уравнение (1.7) принимает следующий вид:

$$\delta Q_T = \delta W = p\delta V \quad (1.11)$$

После интегрирования, выражение (1.11) превращается в:

$$Q_T = W = p\Delta V \quad (1.12)$$

Следовательно, при изотермическом процессе сообщенная системе теплота целиком превращается в работу расширения. Для 1 моль идеального газа $p = VRT$. Если подставить это выражение в уравнение (1.13) и проинтегрировать, то получим выражение для изотермического расширения 1 моль идеального газа:

$$Q_T = \int RT \frac{dV}{V} = RT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) = RT \ln \left(\frac{p_f}{p_i} \right) \quad (1.13)$$

Пример. Определите работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от 0.5 атм до 0.2 атм при стационарной ампульной стерилизации ампул с раствором глюкозы при 330 К

Решение. Считая, что водяной пар подчиняется закону идеального газа, рассчитываем работу по уравнению (1.13):

$$W = nRT \ln \left(\frac{p_f}{p_i} \right) = 3 \text{ моль} \times 8.314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} \times 330 \text{ К} \times \ln \left(\frac{0.2 \text{ атм}}{0.5 \text{ атм}} \right) \\ W \approx 7.54 \times 10^3 \text{ Дж}$$

При изохорном процессе объем системы постоянен. При $dV=0$ элементарная работа расширения системы $\delta W = p dV = 0$. При этом условии уравнение (1.10) имеет вид:

$$\delta Q_V = \delta U = \Delta U \quad (1.15)$$

Следовательно, при $V = \text{const}$ все количество теплоты, подведенное к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии. Уравнение (1.15) показывает, что Q_V является функцией состояния.

Для реакций в конденсированной фазе $\Delta V \approx 0$, следовательно, $Q_P = Q_V$. Несмотря на равенство Q_P и Q_V , расчеты тепловых эффектов реакций в конденсированных системах корректнее проводить при $p = \text{const}$.

При изобарном процессе $p = \text{const}$. Тогда уравнение (1.10) преобразуется следующим образом:

$$\delta Q_P = \delta U + \delta(pV) = \delta(U + pV) = \delta H \quad (1.16)$$

Q_P является мерой изменения энтальпии $H = U + pV$. Так как H является функцией состояния, то и Q_P приобретает свойства функции состояния.

Формулировки второго закона термодинамики

1. Первое начало термодинамики не дает никаких указаний относительно направления, в котором могут происходить самопроизвольные процессы в природе. Для изолированной системы, например, первое начало требует только, чтобы при всех процессах энергия системы оставалась постоянной. Вообще, на основании первого начала нельзя выяснить, будут ли в изолированной системе происходить какие-либо процессы.
2. Второе начало термодинамики, наоборот, позволяет судить о направлении самопроизвольных процессов и совместно с первым началом устанавливает множество точных количественных соотношений между различными макроскопическими параметрами систем в состоянии термодинамического равновесия.

Первооткрывателем второго начала термодинамики считается С. Карно, который исследовал условия превращения теплоты в работу (1824) и сделал вывод, что в тепловых машинах количество теплоты, полученное от источника теплоты, не может полностью переходить в работу; часть ее передается холодильнику. Если обозначить Q_1 теплоту, полученную от источника, а Q_2 — теплоту, отданную холодильнику, то разность $Q_1 - Q_2$ представляет собой теплоту, превращенную в работу W . Коэффициент полезного действия η можно выразить равенством:

$$\eta = (Q_1 - Q_2) / Q_1.$$

Коэффициент полезного действия тепловой машины не зависит от природы рабочего тела, а определяется только интервалом температур (теорема Карно-Клаузиуса). Эту теорему связывают с формулировкой второго закона термодинамики и выражают математически:

$$\eta = 1 - (T_2 / T_1),$$

где T_1 — температура источника теплоты; T_2 — температура холодильника.

С выражением (2.2) полностью согласуется формулировка второго начала, предложенная Р. Клаузиусом (1850): теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более горячему.

Формулировка В.Оствальда утверждает: осуществление вечного двигателя второго рода невозможно. Под вечным двигателем второго рода подразумевают тепловую машину, превращающую всю теплоту в работу, т. е. без передачи части ее холодильнику.

Согласованность всех формулировок второго закона указывает на то, что можно выбрать одну из них в качестве постулата, а остальные будут следствиями из него.

Энтропия

Анализ формулировок второго закона термодинамики показывает, что все они характеризуют направленность и пределы происхождения самопроизвольных процессов, которые осуществляются сами собой без затраты энергии, например, расширение газа, охлаждение горячего тела до температуры окружающей среды и т.п. Определение условий, при которых протекают самопроизвольные процессы или наступает равновесие, представляет большой теоретический и практический интерес.

Второй закон утверждает, что теплоту полностью нельзя превратить в работу в круговом процессе. Это утверждение вытекает из природы теплоты и работы. Вероятность того, что хаотическое тепловое движение молекул полностью перейдет в направленное движение, ничтожно мала. Напротив, направленное движение молекул может полностью перейти в хаотическое (работа может полностью перейти в теплоту). Газ самопроизвольно

расширяется, но самопроизвольно не сжимается, так как при сжатии естественное хаотическое движение должно превратиться в направленное движение. Естественность хаотического движения молекул является причиной того, что различные виды энергии стремятся перейти в теплоту, а теплота передается менее нагретым телам. Эти процессы самопроизвольны, естественны и необратимы. Таким образом, можно сделать вывод, что протекание самопроизвольных процессов сопровождается рассеиванием тепловой энергии. Чтобы процесс рассеивания энергии характеризовать количественно, требовалась термодинамическая функция, которая показывала бы, как изменяется рассеивание энергии при переходе системы из одного состояния в другое.

Эту функцию ввел Р. Клаузиус (1865), назвал энтропией и обозначил буквой S . Математическое выражение энтропии было получено им из цикла Карно, на котором основана работа тепловой машины. Графическое изображение циклических процессов представлено на рис. 2.1. Рабочее тело (1 моль идеального газа) получает от нагревателя с температурой T_1 некоторое количество теплоты Q_1 и, расширяясь изотермически (кривая AB), совершает работу W_1 . Далее газ расширяется адиабатно, без подвода теплоты (кривая BC), и его температура падает до T_2 . Совершаемая работа в этом процессе W_2 . Затем совершаются два процесса сжатия газа: изотермическое сжатие (кривая CD) при температуре T_2 , в результате которого газ отдает приемнику теплоту Q_2 , и адиабатное сжатие (кривая DA) с повышением температуры газа до T_1 . В процессах сжатия над газом производится работа W_3 и W_4 соответственно. Все эти процессы обратимы.

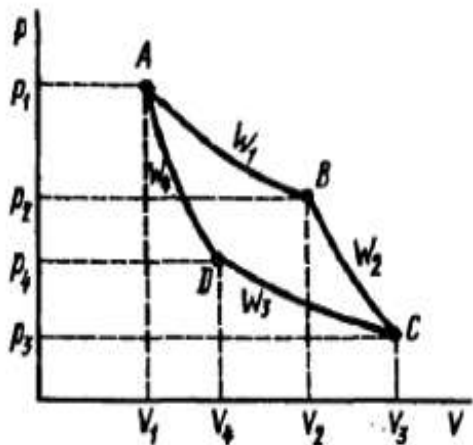


Рис. 2.1. Схема перехода теплоты в работу (цикл Карно)

В цикле Карно, как в любом циклическом процессе, $\Delta Q = 0$. При проведении цикла рабочее тело получило количество теплоты $Q_1 - Q_2$ и произвело работу $W = W_1 - W_3$ (так как $W_2 = W_4$).

Эффективность цикла оценивается значением коэффициента полезного действия

Для обоих адиабатных процессов от V_2 до V_3 и от V_4 до V_1 можно применить уравнение адиабаты:

$$P_2 V_2^\gamma = P_3 V_3^\gamma \text{ и } P_4 V_4^\gamma = P_1 V_1^\gamma.$$

Для обоих изотермических процессов от V_1 до V_2 и от V_3 до V_4 можно применить закон Бойля:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ и } P_3 V_3 = P_4 V_4.$$

Совместное решение этих четырех уравнений дает

$$V_4 / V_3 = V_2 / V_1.$$

Известно, что работа изотермического процесса $W = RT \ln(V_2 / V_1)$.

Тогда

$$W_1 = Q_1 = RT_1 \ln(V_2 / V_1), W_3 = Q_2 = RT_2 \ln(V_4 / V_3).$$

С учетом (2.3) получаем выражение для работы

$$W = W_1 - W_3 = R (T_1 - T_2) \ln (V_2 / V_1)$$

и для коэффициента полезного действия

$$\eta = (Q_1 - Q_2) / Q_1 = (T_1 - T_2) / T_1.$$

Отсюда

$$Q_1 - Q_2 = T_1 - T_2.$$

Учитывая, что Q_2 отдается газом теплоприемнику и ей следует приписать отрицательный знак, получим

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0.$$

Отношение Q/T называют приведенной теплотой процесса. Как видно, сумма приведенных теплот в обратимом цикле Карно равна нулю.

Любой произвольный цикл из обратимых процессов можно представить как сумму бесконечно малых циклов Карно, площадь которых равна площади произвольного цикла. Для каждого бесконечно малого цикла можно написать уравнение типа приведенного выше:

$$\frac{\delta Q_1}{T_1} + \frac{\delta Q_2}{T_2} = 0.$$

Тогда для конечного произвольного цикла общая сумма $\sum \frac{\delta Q}{T} = 0$ в пределе может быть заменена интегралом по замкнутому контуру:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} = 0.$$

Если интеграл, взятый по замкнутому контуру, равен нулю, то существует функция состояния, полный дифференциал которой равен подынтегральной величине. Эта функция состояния является энтропией (S):

$$dS = \frac{\delta Q}{T}.$$

Данное уравнение является аналитическим выражением второго закона термодинамики для любого произвольного обратимого процесса.

Рассмотрим перевод системы из начального состояния в конечное двумя путями: обратимым и необратимым. В обоих процессах изменение внутренней энергии должно быть одинаковым, так как U — функция состояния.

Известно, что при обратимом процессе совершаемая системой работа $\delta W_{обр} > \delta W_{необр}$. Следовательно, $\delta Q_{обр} > \delta Q_{необр}$ и

$$\frac{\delta Q_{обр}}{T} > \frac{\delta Q_{необр}}{T} \quad \text{и} \quad dS > \frac{\delta Q_{необр}}{T}.$$

Тогда математическое выражение для энтропии в общем виде будет

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}.$$

где знак неравенства относится к необратимым процессам, а знак равенства — к обратимым. Энтропия, несомненно, является функцией состояния, так как рассеивание энергии зависит от состояния системы. Отношение количества теплоты (dQ) к температуре процесса (T), т.е. dQ / T , называют элементарной приведенной теплотой процесса

Правильно, энтропия является функцией состояния системы, а ее изменение ΔS не зависит от пути процесса, а определяется только начальным и конечным состояниями системы:

$$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{нач}} = \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \frac{\delta Q}{T}.$$

Также верно, что энтропия является экстенсивным свойством системы, и если массу системы увеличить в n раз при данной температуре, элементарное количество теплоты, подводимое к системе, увеличится в n раз.

Таким образом, энтропия вещества зависит от его природы и массы, а также от температуры. В литературе приводятся молярные значения энтропии, выражаемые в Дж/(моль·К).

Подставляя значение ΔQ из выражения (2.6) в (1.10), получаем уравнение

$$TdS \geq dU + pdV; \quad TdS \geq dU + \delta W,$$

Это уравнение объединяет математически первый и второй законы термодинамики и является фундаментальным уравнением термодинамики. Из него следует, что S является функцией U и V .

Если в уравнении (2.5) для обратимого процесса заменить значение δQ на $C_p dT$ согласно равенству (1.29), то получим

$$dS = \frac{C_p dT}{T}.$$

Интегрирование этого выражения от абсолютного нуля до температуры T приводит к выражениям

$$\int_0^T dS = \int_0^T \frac{C_p dT}{T}; \quad S_T = S_0 + \int_0^T \frac{C_p dT}{T},$$

Где S_0 и S_T — энтропия вещества при абсолютном нуле и температуре T соответственно.

Определяя энтропии вещества при разных температурах, Нернст (1906) пришел к выводу, что изменение энтропии многих процессов при температурах, близких к абсолютному нулю, пренебрежительно мало. Позднее Планк (1912), Льюис и Рендал (1923) выдвинули постулат о том, что при абсолютном нуле энтропия S_0 чистого кристаллического вещества без дефектов в кристаллической решетке равна нулю. Этот постулат Планка настолько важный, что получил название третьего закона термодинамики. Энтропию, найденную относительно $S_0 = 0$, называют абсолютной энтропией. Она, естественно, всегда положительна.

В расчетах используют стандартную энтропию S_{298}^0 . Стандартной называют энтропию при стандартном давлении $p^0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па и температуре $T(K)$. Для удобства

сравнения и табулирования энтропии веществ относят к базисной температуре 298 К. Рассчитывают энтропию для 1 моль вещества при неизменном агрегатном состоянии с учетом уравнения

$$S_T = S_{298}^0 + \int_{298}^T \frac{C_p dT}{T}$$

Изменения энтропии в некоторых процессах

Изменение энтропии как функции состояния не зависит от того, совершается процесс обратимым или необратимым путем. Это положение дает возможность вычислить изменение энтропии при любом реальном процессе.

Изменение энтропии при фазовых превращениях. К фазовым превращениям относят процессы плавления, кристаллизации, испарения, конденсации и т.п. Такие процессы протекают при постоянном давлении и постоянной температуре. Изменение энтропии (ΔS) в этих процессах можно вычислить по уравнению:

$$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{нач}} = \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \frac{\delta Q}{T} = \frac{1}{T} \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} \delta Q = \frac{1}{T} \int_{\text{нач}}^{\text{кон}} d(\Delta H) = \frac{\Delta H}{T},$$

где ΔH - количество теплоты, полученное или отданное системой, T - температура процесса.

Изменение энтропии в химических реакциях.

При протекании химической реакции изменение энтропии рассчитывают с использованием значений стандартных энтропий ее участников:

$$\Delta S_{r, 298} = \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{прод}} - \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{исх}},$$

где $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{прод}}$ и $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{исх}}$ — сумма стандартных энтропий продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Контрольные вопросы:

1. В чем заключается кинетический вывод закона действующих масс?
2. Какие величины входят в уравнение изотермы химической реакции?
3. Что представляет собой энергия Гиббса в стандартных условиях, как ее обозначают и каков ее физический смысл?
4. С помощью каких уравнений можно рассчитать константу равновесия и выход продукта химической реакции?
5. Как влияет давление на глубину протекания химических реакций?

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моск. ун-т, 2021г. 499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа. 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.
- Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485 с

Медицинский факультет

**Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»**

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

**Тема занятия «Фазовые равновесия. Термодинамика
фазовых равновесий. Однокомпонентные системы.»**



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$PO_1=OK_1+ИК_1+СЛК_2$$

OK ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

1. Термодинамика фазовых равновесий. Однокомпонентные системы.
2. Правила фаз Гиббса.
3. Уравнение Клапейрона- Клаузиуса.
4. Диаграмма состояния воды.

Термодинамика фазовых равновесий. Однокомпонентные системы.

Вещества, входящие в термодинамическую систему, могут находиться в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом, образуя одну или несколько фаз. Систему, состоящую из нескольких фаз, называют гетерогенной, а равновесие, устанавливающееся в такой системе, — гетерогенным или фазовым.

Фазовое равновесие в гетерогенной системе характеризуется определенными условиями: равенством температур во всех фазах системы и равенством давлений и химических потенциалов каждого компонента во всех фазах:

$$\begin{array}{llll} T_x = T_p = \dots = T_f & (\text{термическое} & \text{условие} & \text{равновесия}), \\ p_1 = p_2 = \dots = p_f & (\text{механическое} & \text{условие} & \text{равновесия}), \\ \mu_1 = \mu_2 = \dots = \mu_f & (\text{химическое} & \text{условие} & \text{равновесия}). \end{array}$$

Здесь:

- T_x, T_p, \dots, T_f - температуры в каждой из фаз системы;
- p_1, p_2, \dots, p_f - давления в каждой из фаз системы;
- $\mu_1, \mu_2, \dots, \mu_f$ - химические потенциалы каждого компонента в каждой из фаз системы.

При выполнении этих условий система находится в фазовом равновесии.

Основные понятия

Фаза (Φ) — это часть гетерогенной системы, ограниченная поверхностью раздела и характеризующаяся в отсутствие внешнего поля сил одинаковыми химическими, физическими и термодинамическими свойствами во всех своих точках. Каждая фаза является гомогенной, но не обязательно непрерывной, то есть может состоять из отдельных кристаллов.

В зависимости от числа фаз систему делят на однофазные, двухфазные, трехфазные и многофазные.

Система может состоять из одного или нескольких компонентов. *Компонентом* называют индивидуальное химическое вещество, которое является составной частью системы, может быть выделено из нее и существовать самостоятельно.

Числом компонентов (C) называют наименьшее число индивидуальных химических веществ (компонентов), необходимое для образования всех фаз термодинамической системы и математического выражения состава любой фазы. Из определений компонента и числа компонентов следует:

1. Каждый компонент может изменяться и существовать независимо от других компонентов.
2. Не все составные части системы учитываются при расчете числа компонентов. Например, в водном растворе поваренной соли имеется несколько видов частиц (H_2O , $NaCl$, H^+ , Cl^- , OH^-), но два компонента (H_2O и $NaCl$).
3. Если вещества, образующие систему, не взаимодействуют друг с другом, то число компонентов равно числу R веществ в системе. При химических взаимодействиях C меньше R на число связей g . Величина g равна числу независимых уравнений реакции. Например, в системе $CaCO_3 = CaO + CO_2$ $g = 1$, а $C = 3 - 1 = 2$.

По числу компонентов различают однокомпонентные, двухкомпонентные и т.д. системы.

Состояние системы характеризуется числом степеней свободы (вариантностью).

Число степеней свободы (C) — это число термодинамических параметров, определяющих состояние системы, которые можно произвольно изменять (независимо одни от других) без изменения числа фаз в системе.

К таким параметрам относят внешние факторы (температуру, давление) и внутренние (концентрации компонентов). По числу степеней свободы системы подразделяют на инвариантные ($C = 0$), моновариантные ($C = 1$), бивариантные ($C = 2$) и т.д. Например, при постоянном давлении насыщенный раствор соли имеет одну степень свободы. Каждой произвольно выбранной температуре соответствует строго определенная концентрация насыщенного раствора.

Правила фаз Гиббса.

Правило фаз Гиббса описывает изменение числа степеней свободы в системе при изменении внешних параметров (давления и температуры) и нарушении равновесия. Правило фаз Гиббса выражается следующим образом:

$$C = k - \Phi + 2. \quad (4.4)$$

где:

- C - число степеней свободы в системе;
- k - число компонентов в системе;
- Φ - число фаз в системе.

В равновесной системе, на которую из внешних факторов оказывают влияние только температура и давление, число степеней свободы равно числу компонентов минус число фаз плюс два.

Если из внешних параметров на систему оказывает влияние только температура, а давление постоянно (или наоборот), то правило фаз имеет вид:

$$C = k - \Phi + 1. \quad (4.5)$$

Это правило позволяет определить количество независимых термодинамических параметров, которые могут быть произвольно изменены без изменения числа фаз в системе. При определенных значениях числа степеней свободы системы можно предсказать ее состояние и фазовый состав при данных условиях.

Уравнение Клапейрона — Клаузиуса

Большой практический интерес представляют однокомпонентные двухфазные системы. Такие системы образуются при плавлении ($T \rightarrow Ж$), испарении ($Ж \rightarrow П$), возгонке ($T \rightarrow П$), т.е. при фазовых переходах (превращениях).

Фазовые переходы характеризуются зависимостью температуры фазового превращения от внешнего давления или давления насыщенного пара от температуры системы. Уравнение,

характеризующее такие зависимости, было предложено Клапейроном (1834) и позже модифицировано Р. Клаузиусом (1836).

Рассмотрим равновесие в системе вода-пар, т.е. процесс перехода воды в пар и обратно: $\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{п})$. Согласно термодинамическим соотношениям, изменение энергии Гиббса для воды в каждой фазе с изменением температуры и давления выражается уравнениями:

$$dG_{\text{ж}} = -S_{\text{ж}} dT + V_{\text{ж}} dp, \quad (4.6) \quad dG_{\text{п}} = -S_{\text{п}} dT + V_{\text{п}} dp. \quad (4.7)$$

Где $V_{\text{ж}}$ и $V_{\text{п}}$ - молярные объемы вещества в соответствующих фазах; $S_{\text{ж}}$ и $S_{\text{п}}$ - молярные энтропии вещества в соответствующих фазах.

При равновесии $dG_{\text{ж}} = dG_{\text{п}}$. Следовательно,

$$-S_{\text{ж}} dT + V_{\text{ж}} dp = -S_{\text{п}} dT + V_{\text{п}} dp,$$

откуда

$$(S_{\text{п}} - S_{\text{ж}}) dT = (V_{\text{ж}} - V_{\text{п}}) dp, \quad (4.8)$$

Или

$$dp = (S_{\text{п}} - S_{\text{ж}}) dT / (V_{\text{ж}} - V_{\text{п}}). \quad (4.9)$$

Изменение энтропии в ходе фазового перехода 1 моль вещества обозначают ΔS_{tr} и выражают через молярную теплоту фазового перехода ΔH_{tr} и температуру фазового превращения $T_{\text{п}}$.

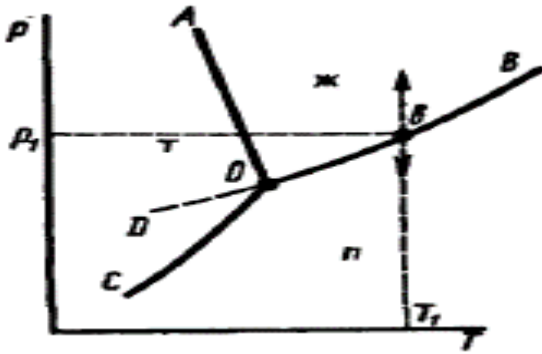
Подставляя ΔS_{tr} в (4.9), получаем уравнение Клапейрона:

$$dp = \Delta H_{\text{tr}} dT / T(V_{\text{п}} - V_{\text{ж}}). \quad (4.10)$$

Это уравнение приложимо ко всем фазовым переходам однокомпонентных двухфазных систем, находящихся в состоянии равновесия. Производная dp/dT для процессов испарения и возгонки показывает, как изменяется давление насыщенного пара при изменении температуры на единицу. Величина dT/dp для процессов плавления, кристаллизации и полиморфных превращений показывает, на сколько градусов меняется температура фазового превращения при изменении давления на единицу.

Чаще всего уравнение (4.10) используется для нахождения температуры фазовых превращений при различных давлениях, что имеет важное практическое значение.

Диаграмма состояния воды.



На рисунке 4.1 приведена диаграмма состояния воды, на которой имеются три поля: льда (твердая), жидкости и пара. В пределах каждого поля можно произвольно менять температуру и давление без изменения числа фаз, так как при $\Phi = 1$ число степеней свободы $C = 1 - 1 + 2 = 2$.

Кривые АО, ВО и СО характеризуют те значения давления и температуры, при которых в системе имеются в равновесии две фазы. Каждая из кривых показывает зависимость температуры фазового перехода от внешнего давления. Наклон кривых определяется по уравнению Клапейрона в форме:

$$dp/dT = (\Delta V/\Delta H)T/V_m,$$

где ΔV - изменение объема вещества при фазовом переходе, ΔH - молярная теплота фазового перехода, V_m - молярный объем вещества.

Для воды $\Delta V > 0$ (объем воды увеличивается при переходе из жидкого состояния в газообразное), поэтому $dp/dT > 0$. Также, $\Delta H > 0$ (теплота подводится к системе при испарении), поэтому $dp/dT > 0$. Это означает, что при росте температуры давление увеличивается, и кривая наклонена вправо.

Линия ОА показывает зависимость температуры замерзания воды от внешнего давления. Для этого случая применимо уравнение (4.9) в форме:

$$dp/dT = (\Delta H/T\Delta V).$$

Для воды $\Delta V > 0$ (объем льда больше объема жидкости), поэтому $dp/dT < 0$. Если $\Delta H/T\Delta V < 0$, то $dp/dT < 0$, поэтому линия ОА наклонена влево.

Система, заданная точкой на любой кривой, является моновариантной, то есть имеет одну степень свободы ($C = 3 - 2 = 1$). Следовательно, произвольно можно изменять или давление, или температуру. Вторым параметр изменяется в зависимости от первого. Например, при выбранной температуре T_1 (рис. 4.1) равновесие льда и жидкости может существовать только при давлении p_1

(точка В). Если при T_1 произвольно изменить давление, то система из двухфазной перейдет в однофазную.

Точка О на диаграмме соответствует системе, в которой существуют три фазы (льда, жидкости, пар). В этом случае $C = 1 - 3 + 2 = 0$ (система инвариантна). В таком состоянии система может находиться при $T = 0.0076\text{ }^{\circ}\text{C}$, давлении $1.033 \cdot 10^5\text{ Па}$. Точку О называют тройной точкой воды. Даже небольшое изменение одного из параметров нарушает равновесие и приводит к исчезновению одной или двух фаз.

Контрольные вопросы:

1. Что называют фазой? компонентом? степенью свободы?
2. Каковы условия фазовых равновесий?
3. Какой вид принимает правило фаз Гиббса для однокомпонентных систем?

План лекции:

- **Основы химической термодинамики**
- **Термодинамическая система и окружающая среда**
- **Состояние системы. Термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства**
- **Внутренняя энергия**
- **Энтальпия**
- **Нулевой закон термодинамики**
- **Формулировки первого и второго закона термодинамики**
- **Энтропия**
- **Термодинамические потенциалы**

Медицинский факультет

Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

Тема занятия «Свойства разбавленных растворов.
Растворы не электролитов.»



РО физическая и коллоидная химия.

РО1-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

РО1=ОК₁+ИК₁+СЛК₂

ОК ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО4-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО7-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Общая характеристика и классификация растворов.
- Способы выражения концентрации растворов.
- Современные представления о природе растворов и механизме растворения.
- Термодинамические и молекулярно-кинетические условия образования раствора.
- Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
- Закон Рауля.
- Коллигативные свойства разбавленных растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия.

Общая характеристика и классификация растворов.

Вещества, входящие в термодинамическую систему, могут находиться в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом, образуя одну или несколько фаз. Систему, состоящую из нескольких фаз, называют гетерогенной, а равновесие, устанавливающееся в такой системе, — гетерогенным или фазовым.

Фазовое равновесие в гетерогенной системе характеризуется определенными условиями: равенством температур во всех фазах системы и равенством давлений и химических потенциалов каждого компонента во всех фазах:

1. Термическое условие равновесия: $T_1=T_2=\dots=T_n$
2. Механическое условие равновесия: $p_1=p_2=\dots=p_n$
3. Химическое условие равновесия: $\mu_{1f}=\mu_{1l}=\mu_{2f}=\mu_{2l}=\dots=\mu_{nf}=\mu_{nl}$

где верхние индексы относятся к фазам, а нижние — к компонентам.

Фаза (Ф) — часть гетерогенной системы, ограниченная поверхностью, раздела и характеризующаяся в отсутствие внешнего поля сил одинаковыми химическими, физическими и термодинамическими свойствами во всех своих точках. Каждая фаза гомогенна, но не непрерывна, т. е. может состоять из отдельных кристаллов.

По числу фаз системы делят на однофазные, двухфазные, трехфазные и многофазные.

Система может состоять из одного или нескольких компонентов.

Компонентом называют индивидуальное химическое вещество, которое является составной частью системы, может быть выделено из нее и существовать самостоятельно.

Числом компонентов (C) называют наименьшее число индивидуальных химических веществ (компонентов), необходимое для образования всех фаз термодинамической системы и математического выражения состава любой фазы. Из определений компонента и числа компонентов следует:

1. Каждый компонент может изменяться и существовать независимо от других компонентов.
2. Не все составные части системы учитываются при расчете числа компонентов. Например, в водном растворе поваренной соли имеется несколько видов частиц (H_2O , $NaCl$, H^+ , Cl^- , OH^-), но два компонента (H_2O и $NaCl$).
3. Если вещества, образующие систему, не взаимодействуют друг с другом, то число компонентов равно числу R веществ в системе. При химических взаимодействиях C меньше R на число связей g . Величина g равна числу независимых уравнений реакции. Например, в системе $CaCO_3=CaO+CO_2$ $g=1$, а $C=3-1=2$.

По числу компонентов различают однокомпонентные, двухкомпонентные и т. д. системы.

Состояние системы характеризуют числом степеней свободы (вариантностью).

Число степеней свободы (S) — это число термодинамических параметров, определяющих состояние системы, которые можно произвольно изменять (независимо одни от другого) без изменения числа фаз в системе. К таким параметрам относят внешние факторы (температуру, давление) и внутренние (концентрации компонентов). По числу степеней свободы системы подразделяют на инвариантные ($S=0$), моновариантные ($S=1$), бивариантные ($S=2$) и т. д. Например, при постоянном давлении насыщенный раствор соли имеет одну степень свободы. Каждой произвольно выбранной температуре соответствует строго определенная концентрация насыщенного раствора.

Правило фаз Гиббса

При изменении внешних параметров (давления и температуры) равновесие в системе нарушается, и происходят изменения в системе, включающие изменения концентраций компонентов и возникновение новых фаз или исчезновение старых фаз. Эти изменения происходят до установления нового равновесия.

Расчет числа степеней свободы в системе зависит от числа компонентов и изменения внешних параметров и выполняется с помощью правила фаз Гиббса (1876):

$$S = C - F + 2. (4.4)$$

В равновесной системе, на которую влияют только температура и давление как внешние факторы, число степеней свободы равно числу компонентов минус число фаз плюс два.

Если из внешних параметров на систему оказывает влияние только температура, а давление постоянно (или наоборот), то правило фаз имеет вид

$$S = C - F + 1. (4.5)$$

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентраций вы знаете?
2. Что называют парциальными молярными величинами и какое значение они имеют?
3. В чем заключается закон Вант-Гоффа и для решения каких вопросов его применяют?
4. Какие формы закона Рауля вам известны?
5. Какие растворы называют идеальными? Предельно разбавленными?
6. Для решения каких вопросов используют коллигативные свойства растворов?
7. Что такое эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные? Чему они равны и что характеризуют?

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа. 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.

Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485 с

Медицинский факультет

**Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»**

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

**Тема занятия «Ионные равновесия в растворах. Растворы
электролитов.»**



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$PO_1=OK_1+ИК_1+СЛК_2$$

OK ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Классификация электролитов. Слабые электролиты. Теория С. Аррениуса.
- Ионное произведение воды.
- Водородный показатель. Расчет РН растворов кислот и оснований.
- Гидролиз. Расчет РН гидролизированных растворов.
- Буферные растворы.
- Сильные электролиты.

Классификация электролитов. Слабые электролиты. Теория С. Аррениуса.

Электролитами называют вещества, которые при взаимодействии с растворителем подвергаются диссоциации на ионы и сообщают раствору способность проводить электрический ток.

Число ионов каждого знака определяется стехиометрическими коэффициентами в формуле электролита. Поскольку молекула электронейтральна, сумма положительных зарядов всегда равна сумме отрицательных. Например, CaCl_2 распадается на ион Ca^{2+} и два иона хлора: $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Раствор остается электронейтральным. Если при диссоциации электролита образуются однозарядные ионы, то электролит называется 1,1-валентным (NaCl , KCl и т.п.), если образуются двухзарядные ионы, то 2,2-валентным (ZnSO_4 , CuSO_4 и т.п.).

В зависимости от степени диссоциации электролиты условно делят на сильные и слабые. К сильным электролитам относят вещества, полностью распадающиеся на ионы. Обычно их решетка построена из ионов (NaCl , KCl , BaCl_2 и т.п.). К слабым электролитам относят вещества, которые распадаются на ионы лишь частично (NH_4OH , CH_3COOH , HCOOH и т.п.). Это в основном вещества с ковалентной связью. Степень диссоциации электролита зависит от растворителя, температуры, концентрации. Так, электролиты, сильные в воде, как правило, диссоциируют в неводных растворителях не полностью.

Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса (1883) явилась первой научно обоснованной теорией растворов. Согласно этой теории, процесс распада веществ в растворе на ионы называют электролитической диссоциацией.

По Аррениусу, кислотами являются вещества, содержащие водород и диссоциирующие на ион водорода и анион, а основаниями — соединения, содержащие гидроксильные группы и дающие при диссоциации гидроксид-ион и катион.

Процессом нейтрализации называют реакцию соединения H^+ и OH^- , дающую молекулы воды.

Солью называют соединения, диссоциирующие с образованием катиона и аниона.

Общим свойством солей является их полная диссоциация в воде. В противоположность солям, кислоты и основания диссоциируют не полностью. В результате диссоциации в растворе устанавливаются равновесные

концентрации ионов и молекул, при постоянных условиях не изменяющиеся во времени.

Значения $K_{сНА}$ и $K_{сОН}$ в уравнениях (8.3) и (8.4) зависят от природы растворителя, природы электролита и температуры, но не зависят от концентрации электролита. $K_{сНА}$ и $K_{сОН}$ могут изменяться в связи с электростатическим взаимодействием ионов в растворе.

Степень диссоциации (α) электролита зависит от концентрации и других параметров, а уравнение закона разведения Оствальда позволяет определить ее при небольших значениях α .

Тем не менее, теория электролитической диссоциации Аррениуса имеет свои недостатки. Она не объясняет причину диссоциации электролитов на ионы, не учитывает роль растворителя при диссоциации, а также не всегда верно определяет кислоты и основания. Кроме того, она не применима для объяснения поведения растворов сильных электролитов. В дальнейшем развитии науки были разработаны более полные и точные теории растворов и диссоциации.

Ионное произведение воды

Водные растворы кислот и оснований проявляют кислотно-основные свойства, которые связаны с автопротолизом воды:



В данном равновесии молекулы воды диссоциируют на ионы гидроксония (H_3O^+) и гидроксидные ионы (OH^-). Этот процесс называется автопротолизом воды.

Активность воды в водных растворах остается практически постоянной, поэтому можно записать следующее равенство:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \approx K_w$$

Где K_w называют ионным произведением воды. При 25 °С его значение равно приблизительно 1×10^{-14} и растет с увеличением температуры.

Ион гидроксония (H_3O^+) представляет собой протон, который связан с молекулой воды ковалентной связью. В воде также могут присутствовать ионы более сильно гидратированных ионов, таких как H_5O_2^+ и H_3O_2^- , но они мало устойчивы.

Аналогично, в неводных растворителях (например, в ледяной уксусной кислоте и жидком аммиаке), имеется аналогичный процесс автопротолиза:



В таких растворителях ионные произведения обозначаются как K_s . В уравнениях автопротолиза неводных растворителей записываются соответствующие равенства:

$$[K_s(\text{CH}_3\text{COOH}_2^+)] [K_s(\text{CH}_3\text{COO}^-)] \approx K_s$$

$$[K_s(\text{NH}_4^+)] [K_s(\text{NH}_2^-)] \approx K_s$$

Положительные ионы, образующиеся при диссоциации в неводных растворителях, называют ионами лиония, а отрицательные — ионами лиата.

Водородный показатель. Шкала кислотности растворителя. Расчет рН растворов кислот и оснований

Водородный показатель (рН) является десятичным логарифмом активности водородных ионов (H^+) в растворе, взятых с отрицательным знаком:

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

Аналогично, рНОН — это десятичный логарифм активности ионов OH^- (гидроксидные ионы), также взятый с отрицательным знаком:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

С учетом уравнения (8.19), можно записать:

$$pH + pOH = 14$$

Уравнение (8.25) позволяет просто рассчитать значение рН или рОН, если известна одна из этих величин.

Примеры: а) Для 0,2 М раствора NaOH: $pH = -\log (0,2) \approx 13,3$ б) Для 0,1 М раствора фенобарбитала: $pH = -\log (0,1) \approx 4,0$

Полезно заметить, что шкала кислотности (рН) воды составляет 14 единиц, и обычно на практике используют значения рН от 0 до 14 для характеристики кислотности растворов. Но в теории рН может быть меньше 0 или больше 14 для очень концентрированных кислот или щелочей. В неводных растворителях каждый растворитель имеет свою собственную шкалу кислотности.

Гидролиз. Расчет рН гидролизированных растворов.

Гидролизом называют реакции обменного разложения, протекающие между водой и соответствующим соединением, в результате которых образуются слабые кислота и основание, а также ионы H_3O^+ (гидроксония) и OH^- (гидроксиды), создающие кислую или щелочную среду. В результате гидролиза могут образовываться двух- и многоядерные комплексы типа $M_2OH_3^+$, $M_2(OH)_2^+$ и др., связывающими мостиками которых могут быть O, OH, NH_2 , SO_2 , SO_4 и другие атомные группировки.

Гидролиз является частным случаем сольволиза - обменного разложения растворенного вещества и растворителя.

Механизм гидролиза для разных типов соединений различен. Гидролиз соединений, распадающихся в растворах на ионы, можно рассматривать как результат поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. Характер и степень распада молекул гидратной оболочки зависят от природы катиона и аниона. Чем сильнее их поляризующее действие, тем в большей степени протекает гидролиз.

В соответствии с акцепторной способностью катионов и электронодонорной способностью анионов, а также с величиной их заряда и размером возможны несколько случаев:

1. Если соединение при диссоциации образует катионы (Na^+ , K^+ , Li^+ , Ba^{2+} и др.) и анионы (Cl^- , Br^- , I^- и др.), которые слабо поляризуют гидратную оболочку, гидролиз практически не протекает и pH среды не изменяется (например, NaCl в воде).
2. Если соединение при диссоциации образует катионы, которые сильно поляризуют молекулы гидратной оболочки, и анионы, слабо поляризующие их, то происходит гидролиз по катиону. Примером такого гидролиза являются лекарственные вещества, представляющие собой гидрохлориды органических оснований. При этом происходит подкисление среды.
3. Если соединение при диссоциации в растворе образует слабо поляризующие катионы и сильно поляризующие анионы, то происходит гидролиз по аниону, в результате которого создается щелочная среда. Например, растворы лекарственных веществ барбитурата натрия, кофеина бензоата натрия и других имеют щелочную реакцию. В общем, гидролизу по аниону подвержены соли сильных оснований и слабых кислот.
4. При гидролизе соли слабого основания и слабой кислоты константу гидролиза и концентрацию ионов водорода рассчитывают по уравнениям.

При гидролизе соли слабого основания и слабой кислоты константу гидролиза и концентрацию ионов водорода рассчитывают по уравнениям:

$$K_r = \frac{K_w}{K_{c\text{HA}} K_{c\text{BOH}}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w K_{c\text{HA}}}{K_{c\text{BOH}}}}$$

В практике приготовления лекарств часто возникает необходимость предотвращения гидролиза лекарственных веществ. С этой целью подкисляют (растворы солей сильных кислот и слабых оснований) или подщелачивают (растворы солей слабых кислот и сильных оснований). Такие операции сводятся к добавлению одного из продуктов реакции, в связи с чем реакция гидролиза смещается влево.

Гидролиз можно уменьшить путем увеличения концентрации раствора, т.е. понижением концентрации воды, а также понижением температуры.

Гидролиз необходимо учитывать во всех случаях, когда в системе необходимо сохранять постоянное значение pH.

Буферные растворы

Буферные растворы играют важную роль в поддержании стабильного pH среды. Они состоят из слабой кислоты (или слабого основания) и её соответствующей соли (или сильного основания). Когда в буферный раствор добавляют кислоту или щелочь, буферная система поглощает эти добавки, чтобы предотвратить резкое изменение pH раствора.

Для расчета pH буферного раствора можно использовать уравнения (8.36) - (8.38):

1. Для буфера с кислотой и её солью: $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$ где pK_a - логарифм диссоциационной константы кислоты ($pK_a = -\log K_a$), $[A^-]$ - концентрация анионов соли, $[HA]$ - концентрация недиссоциированных молекул кислоты.
2. Для буфера с основанием и его солью: $pH = 14 - pK_b - \log([BH^+]/[B])$ где pK_b - логарифм диссоциационной константы основания ($pK_b = -\log K_b$), $[BH^+]$ - концентрация катионов основания, $[B]$ - концентрация недиссоциированных молекул соли.

Величину буферного действия характеризует буферная емкость, которая зависит от концентраций компонентов буферного раствора и их отношения. Чем больше концентрация и ближе отношение компонентов к 1, тем больше буферная емкость.

Для приготовления буферного раствора с нужным pH можно выбрать соответствующую пару кислоты и соли (или основания и соли) или смешать рассчитанные объемы растворов кислоты и соли (основания и соли) с равными концентрациями.

Буферные растворы широко применяются в химических, биологических и медицинских исследованиях, а также в медицине для поддержания стабильного pH в крови и других телесных жидкостях.

Сильные электролиты

Сильные электролиты обладают особыми свойствами, которые не могут быть объяснены теорией Аррениуса. Эта теория не учитывает зависимость константы диссоциации от концентрации раствора, в то время как экспериментальные данные показывают, что увеличение концентрации сильных электролитов приводит к увеличению константы диссоциации в несколько раз, в зависимости от валентности ионов.

В 1906 году Э. Сазерленд и А. Ганч предложили точку зрения, согласно которой отклонения в поведении сильных электролитов объясняются их полной диссоциацией. В настоящее время эта точка зрения признана общепризнанной.

К числу убедительных доказательств полной диссоциации сильных электролитов относятся следующие:

1. Кристаллы многих веществ состоят из ионов, что делает маловероятным их соединение в молекулы при растворении.
2. При прохождении света через окрашенный раствор интенсивность поглощения света пропорциональна концентрации электролита. Теория Аррениуса предполагает увеличение концентрации ионов при разбавлении раствора, что должно привести к увеличению интенсивности поглощения. Однако наблюдаемое изменение интенсивности света не происходит, что говорит о независимости концентрации ионов от степени разбавления раствора.
3. При нейтрализации водных растворов сильных кислот сильными основаниями выделяется одинаковое количество теплоты независимо от природы кислоты и основания. Это объясняется полной диссоциацией реагентов и протеканием одной и той же реакции.

Несмотря на доказательства полной диссоциации, эффективная концентрация растворов сильных электролитов часто оказывается ниже общей концентрации. Для объяснения этого факта был предложен новый теоретический подход, разработанный Дебаем и Хюккелем. Этот подход учитывает взаимодействия между ионами в растворе и позволяет более точно описать поведение сильных электролитов.

Контрольные вопросы:

1. Напишите выражения для константы и степени диссоциации салициловой кислоты? Укажите факторы, от которых зависит степень диссоциации.
2. Напишите уравнение реакции диссоциации триэтиламина в муравьиной кислоте, что называют основанием по теории Бренстеда- Лоури?
3. От каких факторов зависит степень гидролиза соли? Напишите выражение для степени гидролиза.
4. Что называют ионной атмосферой и от каких факторов зависит ее толщина?
5. Как зависит коэффициент активности от концентрации?
6. От каких факторов зависит устойчивость сольватов и как она определяется?

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа. 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г..— 638 с.

Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г..— 485 с

Медицинский факультет

**Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»**

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

**Тема занятия «Электропроводность растворов
электролитов.»**



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$PO_1=OK_1+ИК_1+СЛК_2$$

OK ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

- Движение ионов в электрическом поле и удельная электрическая проводимость электролитов.
- Эквивалентная электрическая проводимость и её зависимость от разных факторов в фармацевтике.
- Теория электрической проводимости растворов Дебая — Онзагера.
- Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила.
- Электрическая проводимость неводных растворов.
- Определение электрической проводимости растворов и кондуктометрическая ячейка.
- Прямая кондуктометрия.
- Кондуктометрическое титрование в анализе фармацевтических препаратов.

Электрохимия.

Электрохимия - это раздел физической химии, в котором изучаются физико-химические свойства ионных систем (растворов, расплавов или твердых электролитов), а также явления, возникающие на границе двух фаз с участием заряженных частиц (ионов и электронов). В двухфазной электрохимической системе одна из фаз, как правило, является металлом или полупроводником, а другая - раствором или расплавом электролита. В этом случае электрохимию определяют как науку, изучающую взаимодействие зарядов металла или полупроводника с ионами и молекулами раствора или расплава. Если система находится в несбалансированном состоянии, такое взаимодействие сопровождается появлением электрического тока в цепи, содержащей фазы. Учитывая это, можно дать еще более узкое определение электрохимии как науки, изучающей физико-химические процессы, сопровождающиеся появлением электрического тока или возникающие под воздействием электрического тока на химические соединения.

Электрохимические процессы имеют большое значение в металлургии, химической промышленности и технологии производства лекарственных препаратов. Они лежат в основе современных методов исследования и анализа химических веществ.

Движение ионов в электрическом поле и удельная электрическая проводимость электролитов.

Электролиты - это вещества, которые в растворе или расплаве образуют ионы, способные проводить электрический ток. Движение ионов в электрическом поле обуславливает удельную электрическую проводимость, которая играет важную роль в многих аспектах, включая фармацевтическую технологию и биологические процессы.

2. Движение ионов в электрическом поле

Ионы - это заряженные частицы, которые могут двигаться под воздействием электрического поля. Под действием такого поля ионы начинают двигаться к противоположно заряженным электродам. Скорость движения ионов зависит от их заряда, массы и фактора, характеризующего сопротивление среды. Этот фактор включает в себя температуру, природу ионов и растворителя.

3. Удельная электрическая проводимость

Удельная электрическая проводимость (символ κ) - это показатель способности электролита проводить электрический ток. Она обратно

пропорциональна удельному сопротивлению (ρ) и зависит от концентрации ионов, их подвижности и других факторов. Удельная проводимость выражается в См/м.

4. Формулы и зависимости

При изучении движения ионов и удельной электрической проводимости электролитов важно учитывать следующие формулы:

- Формула для скорости движения иона: $v = Pez l A$ (10.1)
- Формула для абсолютной скорости движения иона: $\mu = Pez$ (10.2)
- Формула для удельной электрической проводимости: $n = PA$ (10.4)
- Формула для суммарного тока: $I = ca N A e (v_K + v_A)$ (10.9)
- Формула для удельной электрической проводимости, зависящей от концентрации ионов и их подвижности: $n = ca (n_K + n_A)$ (10.10)

5. Практическое применение в фармацевтике

Удельная электрическая проводимость электролитов имеет большое значение в фармацевтике. Она влияет на процессы диссоциации ионов в растворах лекарственных препаратов, а также на их взаимодействие с организмом. Знание этой химической характеристики помогает разрабатывать более эффективные и стабильные фармацевтические продукты.

Исследование движения ионов в электрическом поле и удельной электрической проводимости электролитов играет важную роль в современной науке и промышленности. Этот материал особенно важен для фармацевтов, так как помогает понять и управлять химическими процессами в растворах, что в свою очередь влияет на эффективность и безопасность лекарственных препаратов.

Эквивалентная электрическая проводимость и её зависимость от разных факторов в фармацевтике.

Эквивалентная электрическая проводимость (символ Λ) - это характеристика способности вещества проводить электрический ток в растворе. Она зависит от множества факторов, включая концентрацию вещества, его молекулярную массу и заряд.

2. Определение эквивалентной электрической проводимости

Эквивалентная электрическая проводимость определяется как отношение проводимости раствора к его концентрации: $\Lambda = \kappa c$ (1)

где κ - проводимость раствора, а c - концентрация вещества в растворе.

3. Формула для эквивалентной электрической проводимости

Эквивалентная электрическая проводимость связана с удельной электрической проводимостью (σ) через молекулярную массу вещества (M): $\Lambda = M\sigma$ (2)

4. Зависимость от заряда иона

Эквивалентная электрическая проводимость зависит от заряда иона (z), который участвует в проводимости. Для одно- и двухвалентных ионов формула принимает следующий вид: $\Lambda = Mz \cdot \sigma$ (3)

5. Зависимость от температуры

Температура также влияет на эквивалентную электрическую проводимость. Зависимость может быть описана уравнением Аррениуса: $\Lambda = \Lambda_0 \cdot e^{-E_a/RT}$ (4)

где Λ_0 - эквивалентная электрическая проводимость при стандартных условиях, E_a - энергия активации, R - газовая постоянная, T - абсолютная температура.

6. Практическое применение в фармацевтике

Понимание эквивалентной электрической проводимости важно для фармацевтов, так как она может влиять на взаимодействие лекарственных препаратов с тканями организма. Это связано с электролитным балансом и возможностью воздействия на различные биологические процессы.

Теория электрической проводимости растворов Дебая — Онзагера.

В растворах сильных электролитов изменение молярной электрической проводимости с ростом концентрации обусловлено влиянием электростатического взаимодействия на скорость их движения, а следовательно, на их подвижность. При этом коэффициент электрической проводимости электролита f_λ уменьшается, и уменьшается молярная электропроводность электролита λ_c :

$$\lambda_c = f_\lambda \cdot \lambda_0.$$

Максимальное значение молярной электрической проводимости λ_0 электролит имеет при бесконечном разведении.

На основе электростатической теории сильных электролитов Дебай. Хюккель и Онзагер получили выражение для молярной электрической проводимости

бесконечно разбавленных растворов сильных электролитов. Изменение молярной электрической проводимости растворов сильных электролитов с изменением концентрации Дебай и Хюккель объясняли торможением движения ионов в электрическом поле из-за их электростатического взаимодействия. С увеличением концентрации раствора ионы сближаются, и электростатическое взаимодействие между ними возрастает. При этом усиливаются два эффекта, вызывающие электростатическое взаимное торможение ионов: *электрофоретический* и *релаксационный*.

Все ионы окружены ионными атмосферами, в которых преобладают ионы противоположного знака заряда. **Электрофоретический эффект** заключается в том, что под действием внешнего электрического поля ионы и их ионные атмосферы движутся в противоположных направлениях. Таким образом, движение ионов какого-либо знака будет происходить в среде, перемещающейся в противоположном направлении. Сила трения пропорциональна скорости движения. Уменьшение электрической проводимости должно быть пропорционально электрофоретической силе трения.

Было установлено, что образование и разрушение ионной атмосферы в процессе движения ионов происходит с большой, но конечной скоростью. Характеристикой этой скорости служит время релаксации, которое рассматривают как величину обратную скорости создания или разрушения ионной атмосферы. Время релаксации зависит от ионной силы раствора, его вязкости и диэлектрической проницаемости.

При перемещении центрального иона проходит время, пока старая ионная атмосфера не разрушится и не сформируется новая. Поэтому позади иона будет всегда находиться некоторый избыток заряда противоположного знака, и возникающие электрические силы притяжения будут тормозить его движение. Этот эффект торможения называется **релаксационным**.

Уменьшение электропроводности с ростом концентрации раствора электролита описывается уравнением:

$$\lambda_c = \lambda_0 - \Delta\lambda_{\text{ЭФ}} - \Delta\lambda_{\text{РЕЛ}},$$

где $\Delta\lambda_{\text{ЭФ}}$ – изменение молярной электропроводности связанное с электрофоретическим эффектом торможения;

$\Delta\lambda_{\text{РЕЛ}}$ – изменение молярной электропроводности связанное с релаксационным эффектом торможения.

Для водных растворов 1-1-валентных электролитов при $T = 298\text{K}$ Онзагером было получено уравнение, описывающее зависимость молярной электропроводности от концентрации раствора:

$$\lambda_c = \lambda_0 - (A + B \cdot \lambda_0) \cdot \sqrt{C_M},$$

где A и B – константы, зависящие от температуры, диэлектрической проницаемости и вязкости растворителя.

Это уравнение является теоретическим обоснованием эмпирического уравнения Кольрауша для разбавленных растворов, называемого «законом квадратного корня»:

$$\lambda_c = \lambda_0 - a \sqrt{C_M},$$

где a – эмпирический коэффициент.

Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила.

Подвижность ионов - это способность ионов перемещаться в электрическом поле. В обычных условиях подвижность ионов обычно зависит от их заряда и массы. Однако в некоторых случаях, в частности, в водных растворах, наблюдается аномальное поведение.

2. Ионы гидроксония и гидроксила

Гидроксоний (H_3O^+) и гидроксил (OH^-) - это ионы, играющие важную роль в химических реакциях. Ион гидроксония образуется, когда водный раствор взаимодействует с протоном (H^+), создавая структуру H_3O^+ . Ион гидроксила, напротив, обладает отрицательным зарядом и является ключевым компонентом основных реакций гидролиза и нейтрализации.

3. Аномальная подвижность

В водных растворах, аномальная подвижность обнаруживается именно у ионов гидроксония и гидроксила. Это связано с образованием гидратных оболочек вокруг этих ионов. Гидратные оболочки - это структуры, образующиеся в результате взаимодействия молекул растворителя (воды) с ионами.

4. Формула аномальной подвижности

Аномальную подвижность ионов гидроксония и гидроксила можно описать следующей формулой:

$$\mu = \mu_0 * \exp(-\alpha * c)$$

где: μ - подвижность иона; μ_0 - нулевая подвижность (подвижность в чистой воде); α - коэффициент аномальности; c - концентрация ионов.

5. Зависимость от концентрации

Зависимость аномальной подвижности от концентрации ионов демонстрирует, что с увеличением концентрации аномальная подвижность уменьшается. Это связано с насыщением гидратных оболочек вокруг ионов, что затрудняет их движение.

6. Влияние на реакции

Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила оказывает влияние на различные химические реакции, особенно на скорость реакций гидролиза и нейтрализации. Эти реакции могут идти быстрее или медленнее из-за изменения подвижности ионов.

Таким образом, аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила имеет важное значение в химии и фармацевтике. Это связано с их ролью в химических реакциях, влиянием на скорость реакций и водных растворов в целом. Понимание этой аномалии позволяет более точно прогнозировать и анализировать химические процессы.

Электрическая проводимость неводных растворов.

Электрическая проводимость - это способность вещества проводить электрический ток. Вода является отличным проводником из-за наличия в ней ионов. Однако не всякий растворитель обладает такой же способностью. В неводных растворах механизм проводимости имеет свои особенности.

2. Электролиты в неводных растворах

В неводных растворах электролитами могут быть молекулярные или ионные соединения. Молекулярные электролиты диссоциируют в ионы только при определенных условиях. Ионные же соединения обычно образуют ионы даже в неводных растворителях.

3. Формула для электрической проводимости

Электрическая проводимость (G) в неводных растворах может быть выражена через удельную электрическую проводимость (κ) и концентрацию (c) ионов:

$$G = \kappa * c$$

4. Удельная электрическая проводимость

Удельная электрическая проводимость - это величина, которая характеризует проводящие свойства вещества. Она зависит от концентрации ионов и подвижности ионов в растворе. Формула для удельной электрической проводимости:

$$\kappa = G / c$$

5. Влияние температуры

Температура играет важную роль в электрической проводимости неводных растворов. Под воздействием повышенной температуры ионы приобретают большую подвижность, что влияет на удельную электрическую проводимость.

6. Зависимость от концентрации

Удельная электрическая проводимость также зависит от концентрации ионов в растворе. С увеличением концентрации удельная проводимость может как возрастать, так и убывать в зависимости от особенностей ионной подвижности.

7. Влияние химической структуры

Химическая структура ионных и молекулярных электролитов также влияет на их электрическую проводимость. Например, сложные ионы могут иметь разные значения удельной проводимости.

Электрическая проводимость неводных растворов играет важную роль в химических реакциях и процессах, связанных с фармацевтической наукой. Понимание этой темы позволяет более точно предсказывать и контролировать химические процессы.

Определение электрической проводимости растворов и кондуктометрическая ячейка

1. Определение электрической проводимости растворов

Электрическая проводимость (G) раствора - это способность раствора проводить электрический ток. Она зависит от концентрации ионов в растворе и их подвижности. Метод кондуктометрии позволяет определить электрическую проводимость и, следовательно, концентрацию ионов в растворе.

2. Кондуктометрическая ячейка

Кондуктометрическая ячейка - это устройство, которое позволяет измерять электрическую проводимость раствора. Она состоит из двух электродов и пространства между ними, через которое пропускается раствор. Для точных измерений используют стандартные растворы с известной проводимостью.

3. Принципиальная схема кондуктометра

Принципиальная схема кондуктометра включает в себя источник постоянного тока, кондуктометрическую ячейку и измерительный прибор (амперметр или мультиметр). Электроды помещаются в раствор, и при подаче тока происходит измерение напряжения между ними.

4. Формула для определения электрической проводимости

Электрическая проводимость раствора (G) может быть выражена через удельную электрическую проводимость (κ) и концентрацию (c) ионов:

$$G = \kappa * c$$

5. Удельная электрическая проводимость

Удельная электрическая проводимость (κ) - это величина, характеризующая проводящие свойства раствора. Она зависит от концентрации ионов и их подвижности. Формула для удельной электрической проводимости:

$$\kappa = G / c$$

6. Зависимость от концентрации

Удельная электрическая проводимость раствора может меняться с изменением концентрации ионов. Это важно учитывать при анализе растворов различных концентраций.

7. Практическое применение

Метод кондуктометрии находит широкое применение в анализе фармацевтических растворов, контроле качества препаратов и изучении химических процессов.

Кондуктометрия - это мощный метод анализа, позволяющий определить электрическую проводимость растворов и, таким образом, провести качественный анализ веществ. Благодарю за внимание, и я надеюсь, что вы теперь лучше понимаете принципы этого метода и его применение в фармацевтике.

Прямая кондуктометрия и её применение в фармацевтике.

Прямая кондуктометрия - это метод измерения электрической проводимости растворов на основе измерения проводимости между двумя электродами, погруженными в раствор. Этот метод позволяет определить концентрацию ионов в растворе и оценить его электролитическую активность.

2. Принцип работы прямой кондуктометрии

Принцип работы прямой кондуктометрии основан на том, что при наличии ионов в растворе образуется электрический ток, проходящий между электродами. Электрическая проводимость раствора пропорциональна концентрации и подвижности ионов.

3. Формула для определения электрической проводимости

Электрическая проводимость раствора (G) может быть выражена через удельную электрическую проводимость (κ) и концентрацию (c) ионов:

$$G = \kappa \cdot c$$

4. Формула для удельной электрической проводимости

Удельная электрическая проводимость (κ) рассчитывается по формуле:

$$\kappa = G / c$$

5. Зависимость от концентрации

Удельная электрическая проводимость раствора может меняться с изменением концентрации ионов. Это позволяет анализировать изменения в концентрации раствора и оценивать химические процессы.

6. Применение в фармацевтике

Прямая кондуктометрия находит широкое применение в фармацевтике. С её помощью можно определить концентрацию солей, электролитов и других веществ в фармацевтических растворах. Этот метод также используется для контроля качества препаратов и изучения их стабильности.

Прямая кондуктометрия - это мощный и удобный метод анализа, который позволяет определить концентрацию ионов в растворах. Она находит широкое применение в фармацевтике, помогая проводить качественный анализ и обеспечивать высокое качество фармацевтических продуктов.

Кондуктометрическое титрование в анализе фармацевтических препаратов.

Кондуктометрическое титрование - это метод анализа, основанный на измерении изменения электрической проводимости раствора во время химической реакции между титрантом и титрантом. Этот метод позволяет определить конечную точку реакции на основе изменения проводимости раствора.

2. Принцип работы кондуктометрического титрования

Принцип работы заключается в том, что при добавлении титранта к анализируемому раствору происходят химические реакции, которые изменяют концентрацию ионов в растворе. Это, в свою очередь, приводит к изменению электрической проводимости раствора.

3. Определение конечной точки

Конечная точка титрования определяется изменением проводимости раствора. В начале титрования проводимость может быть высокой, но по мере добавления титранта она будет изменяться. Когда реакция достигнет эквивалентного состояния, изменение проводимости заметно замедлится, и это будет индикатором конечной точки.

4. Формула для расчета концентрации

Концентрация анализируемого вещества может быть рассчитана с использованием удельной электрической проводимости (κ) и формулы:

$$c = G / \kappa$$

5. Применение в анализе фармацевтических препаратов

Кондуктометрическое титрование широко применяется в анализе фармацевтических препаратов. С его помощью можно определить концентрацию электролитов, таких как соли и кислоты, в различных фармацевтических растворах. Этот метод позволяет контролировать качество и стабильность препаратов.

Кондуктометрическое титрование - это эффективный метод анализа, который находит широкое применение в анализе фармацевтических препаратов. Он позволяет определить концентрацию электролитов и контролировать качество препаратов.

Контрольные вопросы:

1. Что подразумевается скоростью движения ионов? Абсолютной скоростью? Подвижностью?
2. Дайте формулировки удельной и эквивалентной электрической проводимости и приведите формулы для их расчета.
3. От каких факторов зависят величины κ и Λ ?
4. Как измеряется электрическое сопротивление растворов?
5. Какие физико-химические величины можно определить на основе электрической проводимости растворов?
6. Какие виды кондуктометрического титрования вы знаете? Объясните вид кондуктограммы.

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
 - В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа. 2019 г.. 455 с.
 - Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
 - Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г..— 638 с.
- Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г..— 485 с

Медицинский факультет

**Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»**

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

**Тема занятия «Химическая кинетика. Кинетика и катализ
химических реакций.»**



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$\text{РО}_1 = \text{ОК}_1 + \text{ИК}_1 + \text{СЛК}_2$$

ОК ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

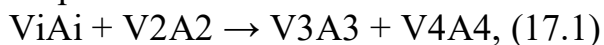
ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

1. Формальная и молекулярная кинетика. Скорость и константа скорости реакции.
2. Кинетическая классификация химических реакций.
3. Молекулярность и порядок химической реакции.
4. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
5. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа.
6. Сложные реакции. Обратимые реакции. Последовательные реакции. Параллельные реакции. Сопряженные реакции. Цепные реакции. Фотохимические реакции.
7. Катализ.

Формальная и молекулярная кинетика. Скорость и константа скорости реакции.

Если реакция протекает в одну стадию, ее называют элементарной химической реакцией. Рассмотрим элементарную реакцию, идущую в закрытой системе:



где v_1, V_2 — стехиометрические коэффициенты исходных веществ; V_3, V_4 — стехиометрические коэффициенты продуктов реакции.

Введем понятие степени протекания реакции (или степени превращения), которая определяется соотношением

$$\alpha_i = \alpha_0 + V_i v_i,$$

где α_0 — начальное количество реагирующего вещества; α_i — количество вещества в какой-то момент времени от начала реакции.

Элементарное количество прореагировавшего вещества $d\alpha_i = V_i dt$,

откуда степень протекания реакции (α_i) будет определяться выражением $d\alpha_i = d\alpha_i / V_i$.

Скорость реакции — это скорость возрастания степени протекания реакции во времени:

$$v = d\alpha_i / dt. (17.2)$$

Определенная таким образом скорость реакции не зависит от выбора реагента и будет практически одинаковой для разных веществ, участвующих в реакции.

На практике скорость реакции часто выражают через скорость изменения концентрации одного из исходных веществ или продуктов реакции.

Скорость реакции определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема.

В общем случае скорость меняется с течением времени, поэтому лучше определять ее как производную от концентрации реагирующего вещества по времени при постоянном объеме системы:

$$v = -d[C_i] / dt, (17.3)$$

где v — скорость, выраженная убылью концентрации C_i реагирующего вещества; t — время.

С течением времени концентрация реагирующих веществ уменьшается, поэтому перед производной стоит знак минус. Если скорость выразить через концентрацию одного из продуктов реакции (концентрация продуктов увеличивается), то

$$v = d[C] / dt.$$

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и других факторов.

Согласно закону действия масс, скорость химической реакции определяется выражением

$$v = k[A]^m[B]^n,$$

где $[A]$ и $[B]$ — концентрации реагирующих веществ; k — константа

скорости реакции.

Выражение (17.4) называют основным постулатом химической кинетики. Физический смысл константы скорости k можно установить, если принять все концентрации равными единице. Тогда

$$v = k. \quad (17.5)$$

Константа скорости химической реакции есть скорость реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице. Константа скорости, как и скорость, зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, но не зависит от концентрации. По известным величинам k сравнивают скорости различных реакций.

Кинетическая классификация химических реакций.

Кинетическая классификация химических реакций основана на скорости их протекания, то есть на скорости образования продуктов и уменьшения концентрации реагентов. В зависимости от скорости реакций, химические реакции могут быть классифицированы как:

1. Быстрые реакции: Эти реакции протекают очень быстро, образуя продукты практически мгновенно. Примером может служить растворение некоторых солей в воде или некоторых реакций газов. Скорость быстрых реакций обычно ограничивается стадией, требующей наименьшего времени, и называется стадией определяющей скоростью.
2. Медленные реакции: Эти реакции протекают очень медленно и могут занимать длительное время для образования продуктов. Многие окислительно-восстановительные реакции, такие как реакции коррозии металлов, являются медленными.
3. Умеренные реакции: Это промежуточная категория между быстрыми и медленными реакциями. Скорость этих реакций лежит между вышеуказанными классами.

Кроме того, реакции могут быть классифицированы на основе их молекулярных механизмов:

1. Элементарные реакции: Это реакции, которые протекают в одну стадию и характеризуются простым стехиометрическим уравнением. Каждый шаг реакции является элементарным. Скорость таких реакций определяется только коэффициентами стехиометрии реакции.
2. Сложные реакции: Это реакции, которые протекают через несколько стадий или параллельных реакций. Их скорость зависит от нескольких промежуточных стадий или образования промежуточных продуктов.
3. Катализируемые реакции: Это реакции, которые протекают с участием катализатора. Катализаторы повышают скорость реакции, не участвуя в конечном продукте.
4. Обратимые реакции: Это реакции, которые могут протекать в обратном направлении. Скорость обратимых реакций зависит от концентрации исходных веществ и продуктов.

5. Необратимые реакции: Это реакции, которые протекают только в одном направлении. Продукты не могут обратно превратиться в исходные реагенты.

Эти классификации помогают понять и описать различные аспекты кинетики химических реакций и их поведение в различных условиях.

Молекулярность и порядок химических реакций.

Молекулярность химической реакции определяется числом молекул (частиц), участвующих в элементарном акте реакции. В зависимости от числа участвующих частиц различают одномолекулярные, двухмолекулярные и трехмолекулярные реакции. Примеры таких реакций:

1. Одномолекулярные реакции типа $A \rightarrow B$ или $A \rightarrow B + C$, где молекула A распадается на более простые составные части: $\text{CH}_3\text{COCH}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 + \text{CO}$
2. Двухмолекулярные реакции типа $A + B \rightarrow C$ или $2A \rightarrow B$, например: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$
3. Трехмолекулярные реакции типа $A + 2B \rightarrow C$ или $3A \rightarrow B$, например: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

Порядок реакции определяется суммой показателей степени при концентрациях, входящих в кинетическое уравнение скорости химической реакции. Кинетическое уравнение имеет общий вид: $v = k[A]^m[B]^n$, где v - скорость реакции, $[A]$ и $[B]$ - концентрации реагентов, k - константа скорости реакции, а m и n - показатели степени реакции по реагентам A и B соответственно.

Реакции могут быть первого порядка ($v = k[A]$), второго порядка ($v \sim k[A]^2$), третьего порядка ($v = k[A]^3$), а также нулевого и дробного порядка. Дробный порядок характерен для сложных реакций, которые протекают через промежуточные стадии. Нулевой порядок наблюдается в таких гетерогенных реакциях, где скорость подвода вещества превышает скорость его расходования. В реакциях нулевого порядка скорость реакции является постоянной величиной ($v = k$).

Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

В фармацевтике, понимание факторов, влияющих на скорость химических реакций, крайне важно для оптимизации процессов синтеза лекарств и контроля их качества. Скорость химических реакций зависит от нескольких ключевых факторов:

1. Концентрация реагентов: Повышение концентрации реагентов увеличивает частоту столкновений молекул и, следовательно, увеличивает вероятность успешной реакции. Высокие концентрации реагентов способствуют более быстрой реакции. Это особенно важно при разработке фармацевтических препаратов, где нужно получать

- продукт с высокой чистотой и выходом.
2. **Температура:** Повышение температуры обычно увеличивает скорость реакции. Это объясняется тем, что при более высокой температуре молекулы обладают большей кинетической энергией, что приводит к увеличению частоты столкновений и активации реакций. Однако необходимо учитывать, что высокие температуры также могут привести к побочным реакциям или разложению продуктов, поэтому выбор оптимальной температуры является компромиссом.
 3. **Катализаторы:** Катализаторы являются веществами, которые повышают скорость химических реакций, не участвуя в конечном продукте. Они понижают энергию активации реакции, делая реакцию более легкой и быстрой. Катализаторы широко используются в синтезе лекарств для ускорения реакций и повышения выхода продукта.
 4. **Поверхность реакции:** Реакции могут протекать на поверхности твердых катализаторов или границы раздела фаз (например, жидкость-газ). Увеличение площади поверхности реакции способствует более интенсивным столкновениям между молекулами и ускоряет реакцию.
 5. **Растворители и pH:** Выбор оптимального растворителя и поддержание оптимального pH может оказать значительное влияние на скорость реакции, особенно в реакциях с участием ионов или кислотно-щелочных условиях.
 6. **Давление:** Для газообразных реакций изменение давления может повлиять на объем газов и, следовательно, на частоту столкновений между молекулами.
 7. **Механизм реакции:** Сам механизм реакции может сильно влиять на скорость. Некоторые реакции имеют сложный многоступенчатый механизм, в то время как другие могут быть простыми и элементарными.

Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа.

Скорость (и константа скорости) химической реакции зависит от температуры. Обычно, при повышении температуры, скорость реакции увеличивается, что описывается правилом Вант-Гоффа. Согласно этому правилу, повышение температуры на 10° приводит к увеличению константы скорости реакции в 2-4 раза. Однако, при высоких температурах температурный коэффициент скорости (γ) может перестать быть постоянным и приближаться к единице.

Используя правило Вант-Гоффа, разработан метод "ускоренного старения лекарственной формы", который позволяет определить срок ее годности. Повышение температуры значительно ускоряет процесс разложения препарата, что помогает определить оптимальную температуру его хранения и срок годности.

Для более точного определения зависимости константы скорости реакции от температуры применяется уравнение Аррениуса. Это уравнение выражает скорость реакции через предэкспоненциальный множитель (Z_0), энергию активации (E_a), универсальную газовую постоянную (R) и абсолютную температуру (T). Величины Z_0 , E_a и R - это константы, характерные для данной реакции, и их значения могут быть найдены экспериментально.

Основные типы химических реакций

1. *Сложные реакции* – это реакции, которые протекают через несколько промежуточных стадий. Они могут быть многоступенчатыми и включать образование промежуточных продуктов. В фармацевтике сложные реакции часто встречаются при синтезе сложных органических соединений, таких как лекарственные вещества.
2. *Обратимые реакции* – это реакции, которые могут протекать в обратном направлении. То есть, продукты реакции могут обратно превратиться в исходные реагенты. Важно контролировать условия реакции, чтобы обеспечить желаемое равновесие между продуктами и реагентами. Обратимые реакции важны для регулирования концентраций лекарственных веществ в организме и повторного использования реагентов в синтезе.
3. *Последовательные реакции* – это реакции, которые протекают последовательно через несколько стадий. Продукты одной реакции становятся реагентами для следующей реакции. В фармацевтике последовательные реакции используются для синтеза сложных препаратов с высокой чистотой.
4. *Параллельные реакции* – это реакции, которые конкурируют друг с другом за одни и те же реагенты. В результате образуются различные продукты. Контроль параллельных реакций важен для обеспечения желаемого выхода продукта и минимизации побочных продуктов.
5. *Сопряженные реакции* – это реакции, которые протекают параллельно или последовательно и взаимодействуют между собой. Одна реакция может способствовать ускорению или замедлению другой реакции. Сопряженные реакции могут влиять на эффективность процессов синтеза и распада лекарственных веществ.
6. *Цепные реакции* – это реакции, которые протекают через несколько стадий с участием реактивных радикалов. Эти реакции важны для синтеза полимеров и некоторых лекарственных веществ.
7. *Фотохимические реакции* – это реакции, которые инициируются светом. Фотохимические реакции используются в фотолечении, производстве фоточувствительных материалов и синтезе определенных

лекарственных веществ.

Значимость химических реакций в фармацевтике

- Синтез лекарственных веществ: Химические реакции играют ключевую роль в синтезе лекарственных веществ. Оптимальный выбор типа реакции, условий и катализаторов позволяет получать высокоэффективные и чистые препараты.
- Контроль качества: Анализ химических реакций помогает контролировать качество лекарственных препаратов. Методы анализа позволяют определить содержание активных веществ, идентифицировать примеси и контролировать стабильность продукта.
- Фармакокинетика: Понимание обратимых реакций и скорости реакций в организме помогает предсказывать фармакокинетические параметры лекарственных веществ, такие как время полувыведения, пиковые концентрации и метаболизм.

Катализ

Катализ - это явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ-катализаторов. Каталитические реакции происходят с участием катализаторов, которые взаимодействуют с молекулами реагирующих веществ, изменяют скорость реакции и выделяются на последующих стадиях в химически неизменном виде.

Катализатор может быть одним из продуктов реакции, и в таком случае реакцию называют автокаталитической. Например, образующиеся ионы Mn^{2+} в процессе окисления Fe^{2+} с помощью MnO_2 катализируют ход реакции.

Каталитические реакции широко распространены в природе и промышленности. Ферменты являются примером ферментативного катализа. Катализаторы также применяются в производстве лекарственных веществ и различных химических соединений.

Закономерности катализа:

- Катализатор активно взаимодействует с молекулами реагирующих веществ и образует промежуточное соединение или активированный комплекс. После каждого химического акта катализатор регенерируется и может вступать во взаимодействие с новыми молекулами реагирующего вещества.

- Участие катализатора в реакции не отражается на ее стехиометрическом уравнении, но скорость реакции прямо пропорциональна количеству катализатора.
- Катализатор обладает избирательностью (специфичностью) действия, что означает, что он может изменять скорость одной реакции, не влияя на скорость другой.
- Действие катализатора сводится к понижению энергии активации и изменению стерического фактора, что приводит к значительному увеличению скорости реакции.
- Катализатор не влияет на положение термодинамического равновесия и только ускоряет наступление равновесия.
- Добавление промоторов увеличивает активность катализатора, а добавление ингибиторов уменьшает скорость реакции.

Катализ можно разделить на гомогенный и гетерогенный. Гомогенный катализ происходит в одной фазе с реагирующими веществами, в то время как гетерогенный катализ происходит на поверхности различных фаз, например, на поверхности твердого катализатора в реакции газовой фазы.

Контрольные вопросы:

1. В чем суть гомогенного и гетерогенного катализа?
2. Какие теории гетерогенного катализа вам известны?
3. В чем состоит роль промоторов?
4. Какой катализ называют специфическим кислотно-основным?
Какова его сущность?
5. Какие вещества называют ингибиторами?

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа, 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.

Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485 с

Медицинский факультет

**Кафедра «Биохимии и фундаментальной химии
лекарственных средств»**

Преподаватель: Мирзаева Махира Рысбаевна

**Тема занятия «Химическая кинетика. Кинетика и катализ
химических реакций.»**



РО физическая и коллоидная химия.

РО₁-Умеет использовать базовые знания гуманитарных, естественно-научных дисциплин в профессиональной работе и самостоятельно приобретать новые знания.

$$PO_1=OK_1+IK_1+CLK_2$$

OK ₁	способен и готов анализировать социально-значимые проблемы и процессы, использовать на практике методы естественнонаучных, математических, гуманитарных наук в различных видах профессиональной и социальной деятельности;
ИК ₂	способен и готов к работе с компьютерной техникой и программным обеспечением системного и прикладного назначения для решения профессиональных задач;
СЛК ₂	способен и готов к овладению приемами профессионального общения; строить межличностные отношения, работать в группе, конструктивно разрешать конфликтные ситуации, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия;

РО₄-Способен и готов выполнять все виды контроля качества и химико-фармацевтического анализа на лекарственные средства и сырье в соответствии с нормативными документами

ПК ₂₀	Способен и готов к обеспечению контроля качества ЛС в условиях фармацевтических организаций.
------------------	--

РО₇-Способен и готов проводить химико-токсикологические исследования и участвовать в научно-экспериментальных разработках

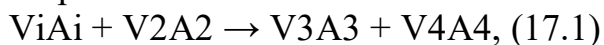
ПК ₂₈	способен и готов к участию в постановке научных задач и их экспериментальной реализации;
------------------	--

План лекции:

1. Формальная и молекулярная кинетика. Скорость и константа скорости реакции.
2. Кинетическая классификация химических реакций.
3. Молекулярность и порядок химической реакции.
4. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
5. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа.
6. Сложные реакции. Обратимые реакции. Последовательные реакции. Параллельные реакции. Сопряженные реакции. Цепные реакции. Фотохимические реакции.
7. Катализ.

Формальная и молекулярная кинетика. Скорость и константа скорости реакции.

Если реакция протекает в одну стадию, ее называют элементарной химической реакцией. Рассмотрим элементарную реакцию, идущую в закрытой системе:



где v_1, V_2 — стехиометрические коэффициенты исходных веществ; V_3, V_4 — стехиометрические коэффициенты продуктов реакции.

Введем понятие степени протекания реакции (или степени превращения), которая определяется соотношением

$$\alpha_i = \alpha_0 + V_i v_i,$$

где α_0 — начальное количество реагирующего вещества; α_i — количество вещества в какой-то момент времени от начала реакции.

Элементарное количество прореагировавшего вещества $d\alpha_i = V_i dt$,

откуда степень протекания реакции (α_i) будет определяться выражением $d\alpha_i = d\alpha_i/V_i$.

Скорость реакции — это скорость возрастания степени протекания реакции во времени:

$$v = d\alpha_i/dt. (17.2)$$

Определенная таким образом скорость реакции не зависит от выбора реагента и будет практически одинаковой для разных веществ, участвующих в реакции.

На практике скорость реакции часто выражают через скорость изменения концентрации одного из исходных веществ или продуктов реакции.

Скорость реакции определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема.

В общем случае скорость меняется с течением времени, поэтому лучше определять ее как производную от концентрации реагирующего вещества по времени при постоянном объеме системы:

$$v = -d[C_i]/dt, (17.3)$$

где v — скорость, выраженная убылью концентрации C_i реагирующего вещества; t — время.

С течением времени концентрация реагирующих веществ уменьшается, поэтому перед производной стоит знак минус. Если скорость выразить через концентрацию одного из продуктов реакции (концентрация продуктов увеличивается), то

$$v = d[C]/dt.$$

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, концентрации и других факторов.

Согласно закону действия масс, скорость химической реакции определяется выражением

$$v = k[A]^m[B]^n,$$

где $[A]$ и $[B]$ — концентрации реагирующих веществ; k — константа

скорости реакции.

Выражение (17.4) называют основным постулатом химической кинетики. Физический смысл константы скорости k можно установить, если принять все концентрации равными единице. Тогда

$$v = k. \quad (17.5)$$

Константа скорости химической реакции есть скорость реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице. Константа скорости, как и скорость, зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, но не зависит от концентрации. По известным величинам k сравнивают скорости различных реакций.

Кинетическая классификация химических реакций.

Кинетическая классификация химических реакций основана на скорости их протекания, то есть на скорости образования продуктов и уменьшения концентрации реагентов. В зависимости от скорости реакций, химические реакции могут быть классифицированы как:

1. Быстрые реакции: Эти реакции протекают очень быстро, образуя продукты практически мгновенно. Примером может служить растворение некоторых солей в воде или некоторых реакций газов. Скорость быстрых реакций обычно ограничивается стадией, требующей наименьшего времени, и называется стадией определяющей скоростью.
2. Медленные реакции: Эти реакции протекают очень медленно и могут занимать длительное время для образования продуктов. Многие окислительно-восстановительные реакции, такие как реакции коррозии металлов, являются медленными.
3. Умеренные реакции: Это промежуточная категория между быстрыми и медленными реакциями. Скорость этих реакций лежит между вышеуказанными классами.

Кроме того, реакции могут быть классифицированы на основе их молекулярных механизмов:

1. Элементарные реакции: Это реакции, которые протекают в одну стадию и характеризуются простым стехиометрическим уравнением. Каждый шаг реакции является элементарным. Скорость таких реакций определяется только коэффициентами стехиометрии реакции.
2. Сложные реакции: Это реакции, которые протекают через несколько стадий или параллельных реакций. Их скорость зависит от нескольких промежуточных стадий или образования промежуточных продуктов.
3. Катализируемые реакции: Это реакции, которые протекают с участием катализатора. Катализаторы повышают скорость реакции, не участвуя в конечном продукте.
4. Обратимые реакции: Это реакции, которые могут протекать в обратном направлении. Скорость обратимых реакций зависит от концентрации исходных веществ и продуктов.

5. Необратимые реакции: Это реакции, которые протекают только в одном направлении. Продукты не могут обратно превратиться в исходные реагенты.

Эти классификации помогают понять и описать различные аспекты кинетики химических реакций и их поведение в различных условиях.

Молекулярность и порядок химических реакций.

Молекулярность химической реакции определяется числом молекул (частиц), участвующих в элементарном акте реакции. В зависимости от числа участвующих частиц различают одномолекулярные, двухмолекулярные и трехмолекулярные реакции. Примеры таких реакций:

1. Одномолекулярные реакции типа $A \rightarrow B$ или $A \rightarrow B + C$, где молекула A распадается на более простые составные части: $CH_3COCH_3 \rightarrow C_2H_4 + H_2 + CO$
2. Двухмолекулярные реакции типа $A + B \rightarrow C$ или $2A \rightarrow B$, например: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
3. Трехмолекулярные реакции типа $A + 2B \rightarrow C$ или $3A \rightarrow B$, например: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

Порядок реакции определяется суммой показателей степени при концентрациях, входящих в кинетическое уравнение скорости химической реакции. Кинетическое уравнение имеет общий вид: $v = k[A]^m[B]^n$, где v - скорость реакции, $[A]$ и $[B]$ - концентрации реагентов, k - константа скорости реакции, а m и n - показатели степени реакции по реагентам A и B соответственно.

Реакции могут быть первого порядка ($v = k[A]$), второго порядка ($v \sim k[A]^2$), третьего порядка ($v = k[A]^3$), а также нулевого и дробного порядка. Дробный порядок характерен для сложных реакций, которые протекают через промежуточные стадии. Нулевой порядок наблюдается в таких гетерогенных реакциях, где скорость подвода вещества превышает скорость его расходования. В реакциях нулевого порядка скорость реакции является постоянной величиной ($v = k$).

Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

В фармацевтике, понимание факторов, влияющих на скорость химических реакций, крайне важно для оптимизации процессов синтеза лекарств и контроля их качества. Скорость химических реакций зависит от нескольких ключевых факторов:

1. Концентрация реагентов: Повышение концентрации реагентов увеличивает частоту столкновений молекул и, следовательно, увеличивает вероятность успешной реакции. Высокие концентрации реагентов способствуют более быстрой реакции. Это особенно важно при разработке фармацевтических препаратов, где нужно получать

- продукт с высокой чистотой и выходом.
2. **Температура:** Повышение температуры обычно увеличивает скорость реакции. Это объясняется тем, что при более высокой температуре молекулы обладают большей кинетической энергией, что приводит к увеличению частоты столкновений и активации реакций. Однако необходимо учитывать, что высокие температуры также могут привести к побочным реакциям или разложению продуктов, поэтому выбор оптимальной температуры является компромиссом.
 3. **Катализаторы:** Катализаторы являются веществами, которые повышают скорость химических реакций, не участвуя в конечном продукте. Они понижают энергию активации реакции, делая реакцию более легкой и быстрой. Катализаторы широко используются в синтезе лекарств для ускорения реакций и повышения выхода продукта.
 4. **Поверхность реакции:** Реакции могут протекать на поверхности твердых катализаторов или границы раздела фаз (например, жидкость-газ). Увеличение площади поверхности реакции способствует более интенсивным столкновениям между молекулами и ускоряет реакцию.
 5. **Растворители и pH:** Выбор оптимального растворителя и поддержание оптимального pH может оказать значительное влияние на скорость реакции, особенно в реакциях с участием ионов или кислотно-щелочных условиях.
 6. **Давление:** Для газообразных реакций изменение давления может повлиять на объем газов и, следовательно, на частоту столкновений между молекулами.
 7. **Механизм реакции:** Сам механизм реакции может сильно влиять на скорость. Некоторые реакции имеют сложный многоступенчатый механизм, в то время как другие могут быть простыми и элементарными.

Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа.

Скорость (и константа скорости) химической реакции зависит от температуры. Обычно, при повышении температуры, скорость реакции увеличивается, что описывается правилом Вант-Гоффа. Согласно этому правилу, повышение температуры на 10° приводит к увеличению константы скорости реакции в 2-4 раза. Однако, при высоких температурах температурный коэффициент скорости (γ) может перестать быть постоянным и приближаться к единице.

Используя правило Вант-Гоффа, разработан метод "ускоренного старения лекарственной формы", который позволяет определить срок ее годности. Повышение температуры значительно ускоряет процесс разложения препарата, что помогает определить оптимальную температуру его хранения и срок годности.

Для более точного определения зависимости константы скорости реакции от температуры применяется уравнение Аррениуса. Это уравнение выражает скорость реакции через предэкспоненциальный множитель (Z_0), энергию активации (E_a), универсальную газовую постоянную (R) и абсолютную температуру (T). Величины Z_0 , E_a и R - это константы, характерные для данной реакции, и их значения могут быть найдены экспериментально.

Основные типы химических реакций

1. *Сложные реакции* – это реакции, которые протекают через несколько промежуточных стадий. Они могут быть многоступенчатыми и включать образование промежуточных продуктов. В фармацевтике сложные реакции часто встречаются при синтезе сложных органических соединений, таких как лекарственные вещества.
2. *Обратимые реакции* – это реакции, которые могут протекать в обратном направлении. То есть, продукты реакции могут обратно превратиться в исходные реагенты. Важно контролировать условия реакции, чтобы обеспечить желаемое равновесие между продуктами и реагентами. Обратимые реакции важны для регулирования концентраций лекарственных веществ в организме и повторного использования реагентов в синтезе.
3. *Последовательные реакции* – это реакции, которые протекают последовательно через несколько стадий. Продукты одной реакции становятся реагентами для следующей реакции. В фармацевтике последовательные реакции используются для синтеза сложных препаратов с высокой чистотой.
4. *Параллельные реакции* – это реакции, которые конкурируют друг с другом за одни и те же реагенты. В результате образуются различные продукты. Контроль параллельных реакций важен для обеспечения желаемого выхода продукта и минимизации побочных продуктов.
5. *Сопряженные реакции* – это реакции, которые протекают параллельно или последовательно и взаимодействуют между собой. Одна реакция может способствовать ускорению или замедлению другой реакции. Сопряженные реакции могут влиять на эффективность процессов синтеза и распада лекарственных веществ.
6. *Цепные реакции* – это реакции, которые протекают через несколько стадий с участием реактивных радикалов. Эти реакции важны для синтеза полимеров и некоторых лекарственных веществ.
7. *Фотохимические реакции* – это реакции, которые инициируются светом. Фотохимические реакции используются в фотолечении, производстве фоточувствительных материалов и синтезе определенных

лекарственных веществ.

Значимость химических реакций в фармацевтике

- Синтез лекарственных веществ: Химические реакции играют ключевую роль в синтезе лекарственных веществ. Оптимальный выбор типа реакции, условий и катализаторов позволяет получать высокоэффективные и чистые препараты.
- Контроль качества: Анализ химических реакций помогает контролировать качество лекарственных препаратов. Методы анализа позволяют определить содержание активных веществ, идентифицировать примеси и контролировать стабильность продукта.
- Фармакокинетика: Понимание обратимых реакций и скорости реакций в организме помогает предсказывать фармакокинетические параметры лекарственных веществ, такие как время полувыведения, пиковые концентрации и метаболизм.

Катализ

Катализ - это явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ-катализаторов. Каталитические реакции происходят с участием катализаторов, которые взаимодействуют с молекулами реагирующих веществ, изменяют скорость реакции и выделяются на последующих стадиях в химически неизменном виде.

Катализатор может быть одним из продуктов реакции, и в таком случае реакцию называют автокаталитической. Например, образующиеся ионы Mn^{2+} в процессе окисления Fe^{2+} с помощью MnO_2 катализируют ход реакции.

Каталитические реакции широко распространены в природе и промышленности. Ферменты являются примером ферментативного катализа. Катализаторы также применяются в производстве лекарственных веществ и различных химических соединений.

Закономерности катализа:

- Катализатор активно взаимодействует с молекулами реагирующих веществ и образует промежуточное соединение или активированный комплекс. После каждого химического акта катализатор регенерируется и может вступать во взаимодействие с новыми молекулами реагирующего вещества.

- Участие катализатора в реакции не отражается на ее стехиометрическом уравнении, но скорость реакции прямо пропорциональна количеству катализатора.
- Катализатор обладает избирательностью (специфичностью) действия, что означает, что он может изменять скорость одной реакции, не влияя на скорость другой.
- Действие катализатора сводится к понижению энергии активации и изменению стерического фактора, что приводит к значительному увеличению скорости реакции.
- Катализатор не влияет на положение термодинамического равновесия и только ускоряет наступление равновесия.
- Добавление промоторов увеличивает активность катализатора, а добавление ингибиторов уменьшает скорость реакции.

Катализ можно разделить на гомогенный и гетерогенный. Гомогенный катализ происходит в одной фазе с реагирующими веществами, в то время как гетерогенный катализ происходит на поверхности различных фаз, например, на поверхности твердого катализатора в реакции газовой фазы.

Контрольные вопросы:

1. В чем суть гомогенного и гетерогенного катализа?
2. Какие теории гетерогенного катализа вам известны?
3. В чем состоит роль промоторов?
4. Какой катализ называют специфическим кислотно-основным?
Какова его сущность?
5. Какие вещества называют ингибиторами?

Список литературы:

- Филиппов Ю. В., Попович М. П. Физическая химия,— М.: Моек, ун-т, 2021г .499 с.
- В. М. Глазов. Основы физической химии.— М.: Высшая школа, 2019 г.. 455 с.
- Физическая химия /Под ред. Я- И. Герасимова.— М.: Химия, 2022г. . Т. I — 591 с.; Т. II — 646 с.
- Даинэльс Ф., Ольбертн Р. Физическая химия.— М.: Мир, 2021г.— 638 с.

Товбии М. В. Физическая химия.— Киев, 2017г.— 485 с

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ, ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ И ИННОВАЦИЙ
КЫРГЫЗСКОЙ РЕСПУБЛИКИ**



ОШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

МЕДИЦИНСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

КАФЕДРА БИОХИМИИ И ФУНДАМЕНТАЛЬНОЙ ХИМИИ ЛЕКАРСТВЕННЫХ СРЕДСТВ

Глоссарий

Мирзаева Махира Рысбаевна



Глоссарий по физической и коллоидной химии

1. **Активационная энергия (E_a)** — минимальная энергия, необходимая для начала реакции.
2. **Химическое равновесие** — состояние, при котором скорость прямой и обратной реакции равны.
3. **Энтальпия (H)** — тепловое содержание системы при постоянном давлении.
4. **Энтропия (S)** — мера беспорядка системы.
5. **Энергия Гиббса (G)** — функция состояния: $G = H - TS$.
6. **Катализатор** — вещество, ускоряющее реакцию, но не расходуемое.
7. **Скорость реакции** — изменение концентрации реагента/продукта во времени.
8. **Молярная масса** — масса одного моля вещества.
9. **Константа равновесия (K)** — отношение произведений концентраций продуктов к реагентам.
10. **Термодинамика** — раздел химии, изучающий тепловые эффекты реакций.
11. **Фазовый переход** — переход вещества из одного агрегатного состояния в другое.
12. **Фазовая диаграмма** — график, показывающий состояния вещества при разных T и P .
13. **Растворимость** — способность вещества растворяться в растворителе.
14. **Диффузия** — самопроизвольное перемешивание веществ.
15. **Окислительно-восстановительная реакция** — процесс, связанный с передачей электронов.
16. **Электродный потенциал** — мера склонности электрода к отдаче или принятию электронов.
17. **Буферный раствор** — раствор, поддерживающий pH при добавлении кислоты или щёлочи.
18. **Титрование** — метод количественного анализа растворов.
19. **Ионная сила** — мера общего влияния ионов в растворе.
20. **Кондуктометрия** — метод измерения электропроводности раствора.
21. **Реакция нейтрализации** — взаимодействие кислот и оснований с образованием соли и воды.
22. **Кривая титрования** — график зависимости pH от объема титранта.
23. **Изотерма адсорбции** — зависимость количества адсорбированного вещества от давления.
24. **Лей-Шателье принцип** — правило сдвига равновесия при изменении условий.

25. **Молекулярная кинетика** — изучение движения и взаимодействия частиц.
26. **Теплоёмкость** — количество тепла, необходимое для нагревания вещества.
27. **Энергия связи** — энергия, необходимая для разрыва химической связи.
28. **Равновесие в гетерогенной системе** — равновесие между фазами.
29. **Ионное произведение воды (K_w)** — равновесная константа диссоциации воды.
30. **Потенциал Гальванического элемента** — разность потенциалов двух электродов
31. **Коллоид** — система с размером частиц 1–100 нм.
32. **Золь** — жидкая коллоидная система.
33. **Гель** — коллоид с пространственно связанной структурой.
34. **Пена** — газ в жидкости или твердом теле.
35. **Аэрозоль** — взвесь жидких или твердых частиц в газе.
36. **Соль** — коллоидные частицы, образующие твердый осадок.
37. **Дисперсная фаза** — коллоидные частицы.
38. **Дисперсионная среда** — вещество, в котором взвешены частицы.
39. **Лиофильные коллоиды** — коллоиды с высоким сродством к растворителю.
40. **Лиофобные коллоиды** — устойчивы только в присутствии стабилизаторов.
41. **Коагуляция** — слипание коллоидных частиц.
42. **Пептизация** — обратный процесс коагуляции.
43. **Электрокинетический потенциал (ζ -потенциал)** — потенциал на границе между частицей и раствором.
44. **Тиндалевское рассеяние** — свет рассеивается на коллоидных частицах.
45. **Электрофорез** — движение коллоидных частиц под действием электрического поля.
46. **Дифракция** — рассеяние волн на мелких частицах.
47. **Седиментация** — осаждение частиц под действием силы тяжести.
48. **Декантация** — отделение жидкости от осадка.
49. **Мицелла** — агрегат коллоидных частиц.
50. **Критическая концентрация коагуляции** — минимальная концентрация электролита, вызывающая коагуляцию.
51. **Ионная проводимость** — способность ионов переносить электрический ток.
52. **Парциальное давление** — давление, создаваемое отдельным компонентом газовой смеси.

53. **Раультов закон** — понижение давления насыщенного пара пропорционально концентрации растворённого вещества.
54. **Осмотическое давление** — давление, необходимое для остановки осмоса.
55. **Идеальный раствор** — раствор, в котором все компоненты подчиняются закону Рауля.
56. **Реальный раствор** — раствор, отклоняющийся от идеального поведения.
57. **Коллигативные свойства** — свойства раствора, зависящие от количества частиц (осмотическое давление, повышение T кипения и т.д.).
58. **Активационный комплекс** — переходное состояние в ходе химической реакции.
59. **Молекулярная масса** — сумма масс атомов в молекуле.
60. **Энергия взаимодействия** — потенциальная энергия между частицами вещества.
61. **Криоскопия** — метод определения молекулярной массы по понижению температуры замерзания.
62. **Эбуллиоскопия** — метод определения молекулярной массы по повышению температуры кипения.
63. **Плотность энергии** — количество энергии на единицу объема.
64. **Диэлектрическая проницаемость** — характеристика способности вещества ослаблять электрическое поле.
65. **Изобара** — линия на графике, отображающая изменение свойств при постоянном давлении.
66. **Изотерма** — линия на графике, отображающая изменение свойств при постоянной температуре.
67. **Изохора** — линия при постоянном объеме.
68. **Уравнение состояния** — математическое выражение зависимости между P , V и T (например, уравнение Клапейрона).
69. **Потенциал Леннарда-Джонса** — модель межмолекулярного взаимодействия.
70. **Принцип Паули** — в одной квантовой системе не может существовать двух одинаковых ферми-частиц.
71. **Адсорбция** — накопление вещества на поверхности другой фазы.
72. **Десорбция** — удаление адсорбированного вещества с поверхности.
73. **Изотерма Фрейндлиха** — эмпирическая модель адсорбции.
74. **Изотерма Лэнгмюра** — теория адсорбции с образованием мономолекулярного слоя.
75. **Стабилизация коллоидов** — предотвращение коагуляции с помощью добавок.
76. **Коагуляционная устойчивость** — способность коллоида сопротивляться коагуляции.

77. **Селективная адсорбция** — избирательное поглощение определённых ионов.
78. **Флотация** — процесс извлечения частиц из раствора путём всплытия.
79. **Капля-мицелла** — капля жидкости, окружённая мицеллярной оболочкой.
80. **Капиллярные явления** — физические процессы, происходящие в узких порах и каналах.
81. **Эмульсия** — смесь несмешивающихся жидкостей, где одна диспергирована в другой.
82. **Обратимая эмульсия** — эмульсия, способная переходить в другую фазу.
83. **Необратимая эмульсия** — после разрушения не восстанавливается.
84. **Микроэмульсия** — устойчивая смесь жидкостей с мицеллярной структурой.
85. **Гидрофильность** — способность веществ взаимодействовать с водой.
86. **Гидрофобность** — склонность отталкивать воду.
87. **Коллоидная чистота** — отсутствие в системе примесей и грубодисперсных частиц.
88. **Опалесценция** — световое явление в коллоидах, создающее радужный эффект.
89. **Ультрафильтрация** — метод отделения коллоидных частиц от раствора.
90. **Диализ** — удаление низкомолекулярных веществ из коллоида через полупроницаемую мембрану.
91. **Дисперсия** — раздробление вещества на мелкие частицы.
92. **Молярная концентрация** — количество вещества на 1 литр раствора.
93. **Моль** — количество вещества, содержащее 6.022×10^{23} частиц.
94. **Стехиометрия** — соотношение количеств реагентов и продуктов.
95. **Раствор** — однородная смесь растворённого вещества и растворителя.
96. **Растворитель** — вещество, в котором растворяется другой компонент.
97. **Массовая доля** — отношение массы вещества к общей массе раствора.
98. **Объёмная доля** — отношение объема компонента к общему объёму.
99. **Ионная реакция** — реакция, происходящая с участием ионов.
100. **Комплексное соединение** — химическое соединение с центральным ионом и лигандами.