

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 1стр из 31	
Лекционный комплекс		

ЛЕКЦИОННЫЙ КОМПЛЕКС

Дисциплина: «Неорганическая и физическая химия»

Код дисциплины: NFH 1203

ОП: 6B07201 «Технология фармацевтического производства»

Объем учебных часов /кредитов: 120 час /4 кредита

Курс: 1 Семестр: II

Объем лекций: 10 часов

Шымкент, 2023

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	2стр из 31	

Лекционный комплекс разработан в соответствии с рабочей программой дисциплины (силлабусом) «Неорганическая и физическая химия» и обсуждены на заседании кафедры

Протокол № 11 от «6» 06 2023 г.

Зав. кафедрой к.х.н., н.о.проф.



Дауренбеков К.Н.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/
Лекционный комплекс	3стр из 31

Лекция №1

- ТЕМА: Основные химические понятия и законы. Эквивалент, закон эквивалентов. Периодический закон и ПСЭ Д.И.Менделеева.**
- Цель:** Химическая наука является важным звеном в подготовке высококвалифицированных специалистов для всех отраслей народного хозяйства, в частности, и для фармации. Общая и неорганическая химия – фундаментальная дисциплина, являющаяся теоретической базой для последующего изучения аналитической, органической, физической химии.
Глубокое усвоение и применение теоретических основ химии, умение использовать закономерности химических процессов и объяснять наблюдаемые явления лежат в процессе изучения курса общей и неорганической химии и специальных дисциплин. Умение характеризовать энергетическое состояние электрона в атоме системой квантовых чисел позволяет объяснить закономерности в изменениях свойств атомов и распределения их свойств атомов и распределения их в периодах и группах ПСЭ.

3.Тезисы лекций: Общая и неорганическая химия – фундаментальная дисциплина, являющаяся теоретической базой для последующего изучения аналитической, органической, физической химии. Успехи современной химии обусловили значительный рост количества лекарственных препаратов, происходит обновление арсенала препаратов, которые следует применять химически грамотно и с максимальной пользой. Будущий провизор должен руководствоваться в работе достижениями химии, используя сложные физико-химические методы при приготовлении, анализе и хранении лекарственных препаратов.

Основные стехиометрические законы и понятия

Количество вещества – особая физическая величина, которая определяется числом структурных частиц (атомов, молекул или других частиц) этого вещества. Количество вещества (т.е. число молей), обозначается латинской буквой **n** или греческой буквой **ν** (ню). Единицей измерения количества вещества является **моль**.

Закон сохранения массы. Закон был открыт Ломоносовым в 1748г. *Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

Любое превращение, в ходе которого выделяется или поглощается энергия, сопровождается изменением массы. Эту взаимосвязь между массой и энергией в 1905 году показал основоположник современной физики А.Эйнштейн.

Где E – количество энергии; $E = \Delta m \cdot c^2$,

Δm – изменение массы;

c – скорость света в вакууме.

Закон Авогадро. Определение молекулярных весов газообразных веществ

Успехи химии газов во второй половине XVIII века привели к установлению газовых законов и созданию молекулярной теории. Впервые реакции между газообразными веществами были изучены Гей-Люссаком. В 1808 году Ж. Гей-Люссак открыл **закон объемных отношений:**

«При неизменной температуре и давлении объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 4стр из 31	
Лекционный комплекс		

как небольшие целые числа».

В 1811 году итальянский физик Авогадро объяснил простые отношения между объемами газов, наблюдающиеся при химических реакциях и установил **закон: «В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул»**. 1 моль любого вещества содержит одно и то же число частиц. Отсюда следует, что при определенной температуре и давлении 1 моль любого газообразного вещества занимает один и тот же объем, равный 22,4 л.

Состояние газа можно охарактеризовать массой **m**, объемом **V**, давлением **P** и температурой **T** ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$). Связь между этими величинами описывается законами идеальных газов.

Идеальный газ – это некоторая модель газа, предполагающая незначительное или полное отсутствие взаимодействия между частицами газа.

Рассмотрим законы идеальных газов:

Закон Бойля-Мариотта: для данной массы газа при постоянной температуре (изотермический процесс, $T = \text{const}$) объем газа обратно пропорционален давлению, при котором он находится.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \quad pV = \text{const}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \quad pV = \text{const}$$

Закон Гей-Люссака: для данной массы газа при постоянном давлении (изобарный процесс, $P = \text{const}$) объем газа прямо пропорционален абсолютной температуре.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \quad \frac{V}{T} = \text{const}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V}{T} = \text{const}$$

Сравнить объемы газов можно лишь при условиях 273 К и 101,3 кПа (1 атм.). Такие условия температуры и давления принято считать **нормальными условиями (н.у.)**

Объединенный газовый закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака. Этот закон показывает взаимосвязь между давлением, объемом и температурой, характеризующими состояние газа данной массы.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

P_0, V_0, T_0

Эквивалент. Закон эквивалентов

Эквивалент – это такое количество вещества, которое показывает, в каких весовых

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	5стр из 31	

количествах химические элементы реагируют между собой. Эквивалент водорода равен 1,008 в.ч., а эквивалент кислорода – 8 в.ч.

Эквивалентной массой называется масса 1 эквивалента вещества.

На современном этапе согласно ИЮПАК **эквивалентом** соединения называется реальная или условная частица вещества **X**, которая может присоединять, высвобождать в данной кислотно-основной реакции эквивалентно одному протону или эквивалентно одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Фактор эквивалентности $f_{\text{ЭКВ}}$ показывает, какую часть от молекулы составляет эквивалент. Аналогично понятию «молярная масса» вводится понятие «**молярная масса эквивалента**». Эта величина связана с молярной массой через фактор эквивалентности:

$$M_{\text{ЭКВ}} = f_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{в-ва}}$$

Основные этапы развития теории строения атома:

1. Планетарная модель Резерфорда – атом состоит из положительно заряженного ядра, очень маленького размера, вокруг которого вращаются электроны – отрицательно заряженные частицы. В ядре сосредоточена почти вся масса ядра. Размер ядра приблизительно 100000 раз меньше размера самого атома. Оно составляет фундаментальную основу и определяет индивидуальность атома. Ядра всех атомов (за исключением атома водорода) состоят из протонов (положительно заряженных частиц) и нейтронов (нейтральных частиц). Атомы с одинаковым числом протонов, но с разным количеством нейтронов, называются изотопами. Поскольку атом в целом электронейтрален, суммарный заряд электронов, вращающихся вокруг ядра, должен быть равен заряду ядра.

2. Постулаты Нильс Бора:

1. Электрон вращается вокруг ядра, не излучая энергии, по строго определенным стационарным орбитам.
2. При переходе с одной орбиты на другую электрон поглощает или излучает квант энергии.

3. Современная теория строения атома – квантовая теория: микрочастицы обладают корпускулярно волновым дуализмом (двойственностью). Согласно квантовой теории свойства электрона определяется набором квантовых чисел:

Главное квантовое число n – обозначает номер уровня. Оно характеризует энергию электронов, занимающих данный энергетический уровень. Наименьшей энергией обладают электроны I-го энергетического уровня. Наибольшей – электроны последнего энергетического уровня. Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент. У атомов элементов I-го периода – один энергетический уровень, у атомов элементов II-го периода – два энергетических уровня и т.д.

I - орбитальное квантовое число – определяет форму электронного облака, оно зависит от главного квантового числа n и принимает значения от **0** до $n-1$.

Для характеристики пространственного расположения орбиталей облаков применяется третье квантовое число m , которое называется **магнитным**. Оно имеет следующее значение: $0; \pm 1; \pm 2; \pm 3$. Число значений магнитного квантового числа зависит от орбитального квантового числа и указывает на число орбиталей с данным значением l : $m = 2l + 1$

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ бстр из 31	
Лекционный комплекс		

Спиновое квантовое число. Спин- это собственное вращение электрона вокруг своей оси. Для характеристики спина вводится 4-е квантовое число m_s , называемое спиновым квантовым числом. Оно может принимать только два значения $+1/2$ и $-1/2$.

Принцип Паули: В атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Или другими словами, данными значениями квантовых чисел: n , l , m_l , m_s может характеризоваться только один электрон. Из принципа Паули вытекает, что на одной орбитали может находиться только два электрона с одинаковым значением первых 3-х квантовых чисел и с противоположным значением спинового квантового числа, равным $+1/2$ и $-1/2$. Следовательно, на s-орбитали в s-состоянии может быть лишь два электрона, на p-орбиталях (в p-состоянии) – 6 электронов, на d-орбиталях (в d-состоянии) – 10 электронов и т.д. Если на орбитали находится один электрон, он называется неспаренным. Если на орбитали находится 2 электрона, они называются спаренными.

Распределение электронов в атоме по различным квантовым энергетическим состояниям называется электронной конфигурацией атома. В атоме каждый электрон располагается так, чтобы энергия была минимальной – в этом состоит **принцип наименьшей энергии**.

Порядок заполнения орбиталей электронами подчиняется правилу Хунда: суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным. Другими словами, орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному неспаренному электрону, а затем по второму. Электроны с противоположными спинами на одной и той же орбитали образуют двухэлектронное облако (спариваются) и их суммарный спин равен 0.

Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит последовательное заполнение одинакового числа электронных слоев. Причем, номер периода совпадает со значением главного квантового числа (n). Различие в последовательности заполнения электронных слоев (внешних и более близких) объясняет причину различной длины периодов. В четных рядах больших периодов с ростом заряда число электронов на внешнем уровне остается постоянным и равным 1 или 2, поэтому пока идет заполнение электронами следующего за внешним уровня, свойства элементов в четных рядах больших периодов изменяются крайне медленно. Лишь при переходе к нечетным рядам, когда с ростом величины заряда ядра увеличивается число электронов на внешнем уровне от 1 до 8, свойства элементов начинают изменяться так же как и в рядах типических элементов. Поэтому у d-элементов и f-элементов одного и того же периода отличия в свойствах проявляются менее отчетливо. d- и f-элементы данного периода объединяются в семейства. Например: семейство 3d-элементов от скандия (Sc) до цинка (Zn); семейство 4d-элементов от иттрия (Y) до кадмия (Cd); семейство 6f-элементов от церия (Ce) до лютеция (Lu) – называется лантаноидами.

Группы и подгруппы. Все элементы периодической системы подразделяются на 8 групп. В каждую группу попадают те элементы, которые при образовании химической связи отдают одинаковое число электронов, равное номеру группы. Например, P ($\dots 3s^2 3p^3$) имеет на внешнем уровне 5 электронов и относится к 5 группе, Ca ($\dots 4s^2$) – на внешнем уровне 2 электрона – относится ко 2 группе.

4. Иллюстративный материал: в виде презентации с использованием мультимедиа и таблиц.

5. Литература:
основная:

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	7стр из 31	

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.

2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.

4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Как определяется эквивалент элемента?
2. Как определяется эквивалент кислоты?
3. Как определяется эквивалент основания?
4. Как определяется эквивалент солей?
5. Что показывает фактор эквивалентности?
6. Как определяется молярная масса эквивалента?
7. Чем определяется количество элементов в периоде, что отличает большие периоды от малых?
8. Почему элементы ПСЭ делятся на s, p, d, семейства?
9. Чем отличается современная формулировка периодического закона от формулировки данной Д.И.Менделеевым.
10. Как изменяется химическая активность элементов в периодах слева направо?
11. Как изменяется химическая активность элементов в группах сверху вниз?

Лекция №2

1. ТЕМА: Строение атома, квантовые числа. Химическая связь и валентность

2.Цель: Физические и химические свойства веществ определяются структурой атома. В ходе химической реакции происходит перестройка электронных оболочек реагирующих частиц атомов. Изучение строения атома позволяет систематизировать свойства веществ, классифицировать химические реакции и их механизмы, понимать многообразие биохимических и фармацевтических процессов.

Учение о химической связи составляет основу теоретической химии. Благодаря химической связи из атомов образуются более сложные частицы: молекулы, радикалы, ионы, кристаллы и др. Понимание этой темы позволяет понять механизмы реакций, протекающих в организме человека при введении лекарственного препарата.

3.Тезисы лекций:

Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Все свойства элементов, определяемые электронной оболочкой атома, закономерно изменяются по периодам и группам. При этом так как в ряду элементов-аналогов электронные структуры сходны, но не тождественны, при переходе от одного элемента к другому в группах и подгруппах наблюдается не простое повторение свойств, а закономерное изменение. Химические свойства элемента обуславливаются способностью его атома терять или приобретать электроны. Эта способность количественно оценивается

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	8стр из 31	

энергией ионизацией (средство к электрону). **Энергией ионизации (J)** называется количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома. Наименьшей энергией ионизации обладают s-элементы I-й группы. **Средство к электрону** – энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому.

Электроотрицательность - это способность атома в молекуле притягивать к себе электроны. В периодах наблюдается тенденция роста величины электроотрицательности, а в подгруппах – ее падение. Наименьшими значениями электроотрицательности, характеризуются s-элементы I группы, а наибольшими – p-элементы VII группы. Это понятие полезно для качественного объяснения свойств химической связи и соединений.

Основные параметры химической связи:

Энергия связи – энергия, которая выделяется при образовании молекулы из одиночных атомов. Энергия связи определяет прочность связи. Чем больше энергия, затрачиваемая на разрыв связи, тем прочнее связь. Энергию связи обычно выражают в джоулях на моль (Дж\моль).

Длина связи определяется расстоянием между центрами атомов, которые образуют данную связь. При увеличении кратности длина связей уменьшается. Длина связи находится в зависимости от размера атомов, образующих молекулу.

Валентные углы это углы между прямыми линиями, соединяющими ядра атомов в молекуле и зависят от пространственной структуры образуемой молекул

Метод валентных связей (ВС). Его основное положение: «Химическая связь образуется за счет двух электронов с антипараллельными спинами двух атомов, т.е. происходит перекрывание электронных облаков и между атомами возникает область с повышенной электронной плотностью, что приводит к уменьшению потенциальной энергии. Такая связь называется ковалентной.

Свойства ковалентной связи:

1. Насыщаемость – каждый атом может осуществлять строго определенное количество химических связей, ограниченное его максимальной валентностью. Например:

а) Водород H имеет 1 неспаренный электрон, свободной ячейки нет.

Максимальная валентность равна 1;

б) углерод $2s^2 2p^2$



В таком нормальном состоянии ковалентность равна 2, Но есть возбужденное состояние атома, т.е. число неспаренных электронов увеличивается за счет свободных орбиталей и распаривания электронов. $2s^1 2p^3$, следовательно максимальная ковалентность углерода равна 4.

Направленность ковалентной связи.

Связь осуществляется за счет перекрывания атомных s, p, d, f-орбиталей и область перекрывания располагается в направлении, соответствующий наибольшей электронной плотности. Если ковалентная связь осуществляется при перекрывании орбиталей вдоль линии, соединяющей ядра атомов, то она называется «δ».

Связь, осуществляемая за счет перекрывания орбиталей по обе стороны от линии, связывающей ядра атомов, называется π-связью: p_y-p_y, p_z – p_z, p-d, dx-dx.

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 9стр из 31	
Лекционный комплекс		

Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь.

Свойства веществ зависят не только от природы химической связи в молекулах, но и от химической связи между молекулами. Связи между молекулами называются **силами Ван-дер-Ваальса** и различают три вида межмолекулярного взаимодействия:

- 1) ориентационное (дипольное), обусловленное притяжением полярных молекул. Чем больше дипольный момент, тем больше это притяжение. В неполярных молекулах этот вид взаимодействия отсутствует;
- 2) индукционное (деформационное) – взаимодействие, когда одна из молекул полярна, а вторая неполярна (например, растворитель – полярен, а растворенное вещество – неполярно), но легко поляризуема. Электрическое поле полярной молекулы вызывает смещение центра тяжести заряда в неполярной молекуле и образуется новый диполь. Между неполярными молекулами не может быть ни ориентационного, ни индукционного взаимодействия;
- 3) дисперсионное взаимодействие – между совершенно неполярными молекулами. Сущность которого заключается в том, что в процессе движения электронов в молекулах и атомах может происходить быстрое смещение центров тяжести положительных и отрицательных зарядов с образованием легковесных диполей, которые соответственно могут индуцировать возникновение диполей у другой и т.д.

Межмолекулярные силы играют большую роль при переходе вещества из одного агрегатного состояния в другое.

Водородная связь – особый вид связи. Она занимает промежуточное положение между чисто химической связью и межмолекулярным взаимодействием. Протон водорода, имея малый размер и сильно поляризованный положительный заряд, легко связывается с электроотрицательным атомом другой молекулы, благодаря чему молекулы притягиваются друг к другу и образуют единой комплекс.

Водородная связь (в.с.) представляет особый тип силового взаимодействия, которое может приводить к образованию связей как межмолекулярных, так и связей между атомами в молекулах.

4. Иллюстративный материал: в виде презентации с использованием мультимедиа и таблиц.

5. Литература:

основная:

- 1.Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.
- 2.Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

- 3.Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.
- 4.Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)
5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz
6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 10стр из 31	
Лекционный комплекс		

6. Контрольные вопросы:

1. Из каких частиц состоит ядро атома?
2. Чем заключается смысл главного квантового числа?
3. Что характеризует спиновое квантовое число?
4. С помощью какого квантового числа определяется форма электронного облака?
5. Какие правила используются при составлении электронно – структурных схем атомов? Что называется группой ПСЭ. Что определяют буквы А и В после номера группы?
6. Какая связь называется ковалентной? Приведите пример.
7. Чем определяется насыщенность ковалентной связи?
8. Почему структура молекул CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 различна? Укажите тип гибридизации углерода в этих молекулах?
9. Какие типы связи известны в зависимости от способа перекрывания электронных облаков?
10. Укажите тип химической связи и кратность связи в молекулах: Cl_2 , O_2 , N_2 , H_2S , KCl , NH_3 .
11. Почему возникает водородная связь?
12. Почему максимальная ковалентность серы равна 6, а у кислорода такое валентное состояние отсутствует?
13. При взаимодействии каких элементов образуется ионная связь?
14. Почему в молекулах возникает полярная связь?

Лекция №3

1. ТЕМА: Растворы. Растворимость и концентрация растворов. Коллигативные свойства растворов. Буферные растворы, произведение растворимости.

2. Цель: Растворы играют огромную роль в природе и технике. Многие технологические процессы протекают в растворах. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Сложные биохимические процессы, происходящие в организме животных и человека, также протекают в растворах. Внутриклеточная жидкость, кровь, лимфа, желудочный сок-это все растворы, каждый из которых содержит определенные количества растворенных веществ. Лекарственные препараты часто применяются в твердом виде, но необходимо знать их способность растворяться, кроме того необходимо уметь готовить их растворы различной концентрации.

3.Тезисы лекций:

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух и более независимых компонентов.

Растворение представляет собой сложный физико-химический процесс, зависящий от природы растворителя и растворенного вещества. Например, процесс растворения кислотного оксида в воде сопровождается химической реакцией:



Но часто растворение ограничивается взаимодействием молекул растворенного вещества с молекулами растворителя, который называется сольватацией.

Растворимость веществ определяется природой растворителя и растворяемого вещества. Полярные вещества и вещества с ионным типом связи лучше растворяются в полярных, а неполярные-в неполярных растворителях.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	11стр из 31	

Осмотические явления играют важную роль в жизнедеятельности животных и растительных организмов. Оболочки растительных клеток, стенки кровеносных сосудов, пищеварительного тракта, эритроцитов и т.д. являются естественными полупроницаемыми мембранами, поэтому осмос регулирует процессы всасывания и выделения влаги, усвоения пищи, обмена веществ, поддержание постоянства осмотического давления плазмы крови и т.д. С явлением осмоса связано действие некоторых лекарственных препаратов. Например, слабительное действие английской соли $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ основано на почти полной непроницаемости стенок кишечника для ионов магния, в результате чего происходит осмотический перенос воды в кишечник через его стенки.

Явление осмоса изучали многие ученые и в 1887 году Вант-Гофф установил закон: Осмотическое давление раствора равно тому давлению,

которое производило бы растворенное вещество, если бы оно при той же температуре в виде идеального газа занимало объем, равный объему раствора, то есть осмотическое давление равно

$$P_{осм} = C_M RT$$

C_M -молярная концентрация, R-газовая постоянная T-абсолютная температура

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} \quad P_{осм} = \frac{m RT}{M \cdot V}$$

Растворы, имеющие одинаковые осмотические давления, называются изотоническими. В медицине и фармации изотоническими называются растворы, характеризующиеся тем же осмотическим давлением как и плазма крови. Растворы, обладающие более высоким осмотическим давлением, чем плазма крови называется гипертоническими, а растворы имеющие более низкое осмотическое давление- гипотоническими.

Существует множество естественных полупроницаемых перегородок животного или растительного происхождения: оболочки растительных клеток, стенки кровеносных сосудов, пищеварительного тракта эритроцитов и др. Поэтому осмос имеет исключительно важное значение в биологических явлениях, регулируя процессы всасывания и выделения влаги, корневого питания растений и т.д.

Осмос, осмотическое явление лежат в основе ряда физиологических процессов, происходящих в организме человека и растительного мира. Живая клетка окружена полупроницаемой мембраной, через которую проходят молекулы воды и не проходят вещества межклеточного пространства. Если клетка находится в состоянии, когда вода всасывается и создается определенная упругость и натяжение – это так называемый **тургор**. Если клетка попадает в среду раствора с повышенной концентрацией раствора солей, это приводит к уменьшению осмоса, при котором вода будет диффундировать из клетки. Клетка теряет упругость (тургор), протоплазма отслаивается от оболочки, клетка сморщивается – это явление называется **плазмолизом**. Для предотвращения плазмолиза необходимо концентрацию внеклеточной жидкости уменьшить, т.е. применить изотонический раствор (растительная клетка помещена в воду).

Если в клетке концентрация растворенного вещества окажется выше, чем во внеклеточной жидкости, то при этом будет происходить осмос воды вовнутрь клетки,

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	12стр из 31	

эритроциты будут набухать, увеличиваться, что может привести к разрыву оболочки. Это явление называется **гемолизом** (полный гемолиз – давление снижается до 0,26-0,3 мПа). Для предупреждения полного гемолиза применяется гипертоничкие растворы, то есть необходимо увеличить концентрацию внеклеточной жидкости.

Моляльная концентрация (см) показывает число молей растворенного вещества в 1000 г (или 1 кг) растворителя

$$C_m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{m_{\text{раст-ля}}} = \frac{m}{M \cdot m_{\text{раст-ля}}}$$

Моляльная доля – отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей раствора:

$$N = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

В аналитической химии и фармацевтической химии при объемном анализе широко используется точный способ выражения концентрации - **титр раствора** (Т), показывающий число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V} \quad \text{далее } T = \frac{M_{\text{Э}} \cdot C_{\text{Н}}}{1000} \text{ г/л}$$

В основе количественного объемного анализа лежит закон эквивалентов и применяемое к нему уравнение имеет вид:

$$C_{\text{Н}}^1 \cdot V_1 = C_{\text{Н}}^2 \cdot V_2,$$

т.е. эквиваленты двух взаимодействующих веществ равны.

Буферными называют растворы, рН которых практически не изменяется от добавления к ним небольших количеств сильной кислоты или основания, а также при разведении.

Типы буферных растворов.

-Растворы, содержащие слабую кислоту и ее соль. Примером кислотного буфера может служить ацетатный буферный раствор, содержащий смесь уксусной кислоты и ацетата натрия ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ - ацетатная буферная смесь)

-Буферный раствор, состоящий из слабого основания и ее соли ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ - аммиачный буферный раствор)

- Смесь кислых и средних солей слабых кислот ($\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ -карбонатная буферная смесь)

Смесь двух кислых солей ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ -фосфатная буферная смесь)

Механизм действия и вычисление рН

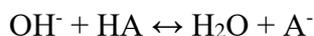
При добавлении к кислому буферному раствору кислоты она взаимодействует с солью, содержащейся в смеси и вытесняет эквивалентное количество слабой кислоты:



В растворе вместо сильной кислоты образуется слабая, и по этому величина рН уменьшается незначительно.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	13стр из 31	

Если к этому буферному раствору добавить щелочь она нейтрализуется слабой кислотой, и в растворе образуется эквивалентное количество соли:



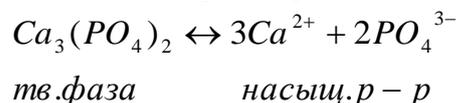
Формула расчета рН кислых буферных растворов:

$$\text{pH} = \text{pKHA} - \lg \frac{\text{СНА (кислота)}}{\text{Ссоль}}$$

Формула расчета рН основных буферных растворов:

$$\text{pH} = 14 - \text{pKосн} + \lg \frac{\text{Сосн}}{\text{Ссоль}}$$

В насыщенном растворе трудно растворимых электролитов в равновесии находятся твердая фаза и насыщенный раствор:



При данной температуре произведение концентраций ионов трудно растворимого электролита в его насыщенном растворе есть величина постоянная и называется произведением растворимости (ПР).

$$\text{ПРCa}_3(\text{PO}_4)_2 = [\text{Ca}^{2+}]^3 * [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Растворимость малорастворимого вещества зависит от присутствия в растворе посторонних примесей. При увеличении концентрации одного из ионов электролита в геo насыщенном растворе произведение концентраций ионов становится больше ПР, равновесие между твердой фазой (осадком) и раствором смещается в сторону образования осадка, т.е. растворимость электролита уменьшается.

Условием выпадения осадка является равенство или превышение произведения концентраций ионов малорастворимого электролита над его ПР.

Если же в насыщенном растворе электролита уменьшить концентрацию одного из ионов (например, связав его каким-либо другим ионом, образовав более слабый электролит), тогда произведение концентрации ионов станет меньше ПР, равновесие между осадком и жидкой фазой сместится в сторону растворения осадка, раствор станет ненасыщенным. Таким образом, если произведение концентраций ионов электролита в растворе меньше значения ПР, то осадок не образуется.

4. Иллюстративный материал: в виде презентации с использованием мультимедиа и таблиц.

5. Литература:

основная:

- 1.Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.
- 2.Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

- 3.Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.
- 4.Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. -

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 14стр из 31	
Лекционный комплекс		

Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что называется концентрацией растворов. Какие вы знаете способы выражения концентрации растворов?
2. Для каких веществ значение молярной и нормальной концентраций совпадают?
3. В чем заключается сущность явления осмоса? От каих факторов зависит осмотическое давление?
4. Какова роль осмоса в биосистемах? Что такое тургор, гемолиз, плазмолиз. Изо-, гипер-, гипо- тонические растворы.
5. Почему растворы электролитов не подчиняется закону Рауля и Вант-Гоффа?
6. Какие температуры называются температурами кипения и замерзания?
7. Почему отличаются осмотические давления одинаковой концентрации растворов натрия хлорида и глюкозы?
8. Какие значение имеет буферные системы для жизнедеятельности организмов?
9. Что такое буферные растворы?
10. По какому принципу подразделяются буферные растворы?
10. От чего зависит рН буферных систем?
11. Что называется буферной емкостью?
12. Чем определяется зона буферного действия?
- 13.Какие типы буферных сиетем содержатся в живом организме?
14. Что показывает произведение растворимости (ПР).
15. При каких условиях происходит осаждение и растворение осадков.

Лекция №4

1.ТЕМА: Комплексные соединения

2. Цель: Комплексные соединения составляют наиболее обширный и разнообразный класс неорганических веществ. К ним принадлежат также многие металлорганические соединения, связывающие воедино ранее разобщенные неорганическую и органическую химию. Многие комплексные соединения: витамин В₂, гемоглобин, хлорофилл и другие играют важную роль в физиологических и биохимических процессах. Комплексные (координационные) соединения чрезвычайно широко распространены в живой и неживой природе, применяются в промышленности, сельском хозяйстве, науке, медицине.

3.Тезисы лекций:

Комплексными соединениями называются сложные вещества при растворении в воде образующие ионы, сложные ионы и молекулы. Наиболее удачно свойства и строение комплксных соединений объясняет **координационная теория**, предложенная в 1893 году А.Вернером – швейцарским химиком, лауреатом Нобелевской премии, одним из создателей учения о комплексных соединениях. Дальнейшее развитие эта теория получила в трудах ученых Чугаева Л.А., Черняева, Гринберга, Косселя и др.

Основные положения координационной теории.

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/
Лекционный комплекс	15стр из 31

Согласно координационной теории, в молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется **комплексообразователем или центральным ионом**.

В качестве комплексообразователя могут быть:

- а) положительно заряженные ионы d-элементов (Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} и т.д.)
- б) положительно заряженные ионы некоторых p-элементов (B^{3+} , Si^{4+} , S^{+6} , S^{4+})
- в) некоторые ионы s-элементов: $-\text{Be}^{2+}$, Mg^{2+} , Li^{+1}

Вокруг центрального иона в непосредственной близости расположено или, как говорят, координировано некоторое количество противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул, называемых **лигандами (или аддендами)** и образующих внутреннюю координационную сферу соединения. Число лигандов, окружающих центральный ион, называется **координационным числом (к.ч.)**. Координационное число зависит от заряда комплексообразователя и чаще всего в 2 раза выше его заряда.

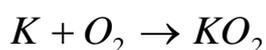
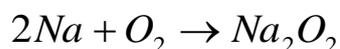
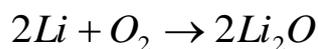
Лигандами могут быть:

- а) нейтральные молекулы неорганических и органических соединений (H_2O , NH_3 , CO , NO_2 аминокислоты, хлорофил, гемоглобин и др).
- б) анионы кислоты (CN^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, PO_4^{3-} , CH_3COO^- , SO_4^{2-} , CNS , J^- и др).
- в) отрицательно заряженные ионы (O^{2-} , OH^- и др).

Остальные ионы, не разместившиеся во внутренней сфере, находятся на более далеком расстоянии от центрального иона, составляя внешнюю координационную сферу.

Биогенными называют элементы, участвующих в биохимических процессах в организме в виде простых веществ или в форме их соединений, а также включаются в обмен, как продукты отравления окружающей среды. Многие s-, p- и d-элементы являются биогенными. Например, катионы Na^+ и K^+ принимают участие в минеральном обмене, обеспечивая гомеостаз осмотического давления клеток. Железо в виде ионов, входит в состав гемоглобина крови и обеспечивает транспортировку O_2 и CO_2 к клеткам и органам. Кобальт формирует структуру витамина B_{12} в виде цианокобаламина. Хром входит в состав ферментов цитохромной системы. В связи с ухудшающейся экологией в организме человека накапливаются метаболиты с включением тяжелых металлов, солей ртути, серы, фосфорных соединений, которые вызывают патологические состояния организма.

К числу s-элементов относят водород, а также элементы главных подгрупп IA и IIA-групп. Для s-элементов подгрупп IA и IIA характерны ярко выраженные металлические свойства: легкость, с которой их атомы теряют внешние электроны. Атомы этих элементов способны окисляться ионами водорода воды и разбавленных минеральных кислот, причем для большинства из них (кроме бериллия и магния) даже с водой реакция протекает довольно бурно. Водород также способен терять электрон и образовывать соединения, в которых его степень окисления +1. Однако наряду с этим известны также соединения (гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов), где водород поляризован отрицательно. При окислении на воздухе щелочные металлы образуют различные кислородные соединения оксид лития Li_2O , пероксид натрия Na_2O_2 , надпероксид калия, рубидия и цезия: KO_2 , RbO_2 , CsO_2 .

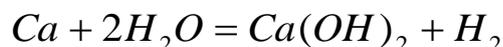


Все эти соединения легко распадаются при нагревании с выделением кислорода, а также подвергаются гидролизу:

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	16стр из 31	



Соли щелочных металлов, за исключением некоторых солей лития, хорошо растворимы в воде. Mg, Ca, Sr, Ba, Ra составляют IIА группу щелочноземельных элементов. Металлические свойства у элементов IIА группы выражены несколько слабее, чем у элементов IA группы. Свободные металлы IIА группы проявляют высокую химическую активность: с кислородом образуют оксиды MgO; CaO; SrO, с водородом гидриды MgH₂; CaH₂, с азотом нитриды M₃N₂, с галогенами – галогениды MГ₂, с серой – сульфиды MS и т.д. Во всех реакциях металлы являются активными восстановителями. Например:



Be и Mg не реагирует с водой на холоду, так как покрыты прочной оксидной пленкой. Оксиды и гидроксиды IIА группы (кроме Be) проявляют основные свойства, причем Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ и Ba(OH)₂ образуют щелочи, сила которых увеличивается в ряду сверху вниз. Оксид и гидроксид бериллия амфотерны.



Карбонаты магния и щелочноземельных металлов малорастворимы в воде, но кислые соли гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде. Именно гидрокарбонаты обуславливают временную жесткость воды. Ее можно устранить, осаждавая малорастворимые карбонаты, либо кипячением:



Либо нейтрализацией:



К числу р-элементов принадлежат представители главных подгрупп IIIА – VIIIА (кроме водорода и гелия). Большинство р-элементов обнаруживает неметаллические свойства, проявляя способность как к окислению, так и к восстановлению. Исключение составляют Al, Ga, In, Tl, Ge, Sn, Sb, Bi, Po для которых более характерны металлические свойства и положительные степени окисления в соединениях. Атомы инертных элементов VIIIА группы трудно окисляются, образуя соединения, где они поляризованы положительно.

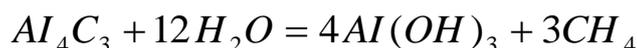
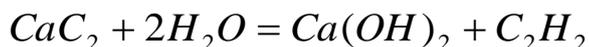
При переходе от IIIА к VIIIА группе усиливается окислительная активность нейтральных атомов, растут величины энергии ионизации, увеличивается электроотрицательность р-элементов. В связи с этим наблюдается постепенное ослабление металлических свойств, усиление неметаллических.

В подгруппе р-элементов с возрастанием порядкового номера элемента радиус атомов увеличивается (возрастает число электронных слоев), а энергия ионизации и электроотрицательность сверху вниз уменьшается. В подгруппе сверху вниз усиливаются основные свойства. Например, среди элементов VA подгруппы (N, P, As, Sb, Bi) азот – типичный неметалл, фосфор – неметалл, мышьяк уже амфотерен, так как проявляет и металлические и неметаллические свойства. У сурьмы преобладают металлические свойства, у висмута типичного металла амфотерность почти не проявляется.

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 17стр из 31
Лекционный комплекс	

P-элементы в своих соединениях имеют как положительные так и отрицательные степени окисления.

Строение атома углерода $2s^2 2p^2$. Химия углерода это в основном химия органических соединений. Из неорганических производных углерода характерны карбиды CaC_2 , Al_4C_3 и т.д. С водой карбиды гидролизуются с образованием углеводов.



С кислородом углерод образует два оксида монооксид CO и диоксид CO_2 . CO-сильный восстановитель, для него характерны реакции присоединения с образованием карбонилкомплексов типа $Fe(CO)_5$: CO_2 является кислотным оксидом:



Угольная кислота – слабая кислота. Растворы Na и K солей угольной кислоты имеет $pH > 7$, вследствие гидролиза.

Азот третий по электроотрицательности неметалл.

Водородное соединение азота – аммиак, в котором степень окисления азота (-3).



$$pH > 7$$

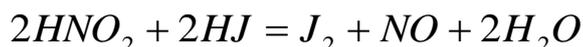
Соли аммония в водном растворе подвергаются гидролизу.



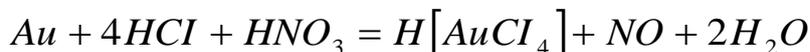
$$pH < 7$$

К водородным соединениям азота относят гидразин N_2H_4 и гидроксилламин NH_2OH , которые являются слабыми основаниями.

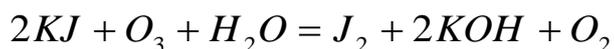
Азотистая кислота и ее соли выполняют роль окислителя и восстановителя



В щелочной среде окислительные и восстановительные свойства нитритов не проявляются. Азотная кислота – сильный окислитель. Смесь $HCl_{конц}$ и $HNO_{3конц}$ окисляют даже благородные металлы.



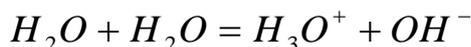
Кислород известен в 3-х аллотропных модификациях – атомный кислород, диоксиген и триоксиген O_3 (озон). Все три аллотропные модификации являются сильными окислителями, причем озон самый сильный.



Озон образуется под действием электрического разряда.



Водородные соединения кислорода: вода и пероксид водорода. Вода является слабым протолитом.



Сера обладает высокой активностью, водородные соединения серы-сульфоны H_2S_n , где n

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 18стр из 31
Лекционный комплекс	

= 1 – 8

Моносульфан H_2S -сероводород. Растворы сероводорода – кислые, вследствие протолиза. Растворы сульфидов щелочных, щелочноземельных металлов, наоборот сильнощелочные. Диоксид серы SO_2 является промежуточным продуктом в производстве серной кислоты.

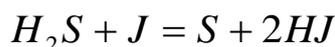


Элементы VIIIA группы-галогены, которые проявляют различные степени окисления от-1 до +7, кроме фтора (-1).

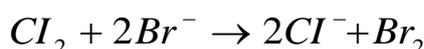
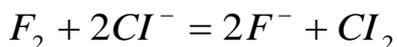
Свободные галогены проявляют высокую химическую активность.



Окислительные свойства галогенов проявляются также при взаимодействии их со сложными веществами.



Химическая активность хлора меньше химической активности фтора, но выше, чем у брома и иода.



К числу d-элементов принадлежат представители трех полных и одной незаконной вставных декад переходных элементов. Переходные элементы, расположенные в периодической системе Д.И.Менделеева друг под другом, обнаруживают большое сходство в свойствах и образует 10 побочных подгрупп I-VIII групп. Все d-элементы – типичные металлы, образуемые ими простые вещества способны выступать в окислительно-восстановительных реакциях только в роли восстановителей.



d-элементы образуют аммиакаты в избытке аммоний гидроксида:



Во всех соединениях d-элементы только положительно заряжены, как все типичные металлы и кроме этого большинство соединений d-элементов имеют разнообразную окраску.

Например: $CoCl_2 \cdot nH_2O$ -голубой;

$CoCl_2 \cdot 2H_2O$ -синефиолетовый; $CoCl_2 \cdot 4H_2O$ -розовый.

4. Иллюстративный материал: в виде презентации с использованием мультимедиа и таблиц.

5. Литература:

основная:

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 19стр из 31
Лекционный комплекс	

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.

2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.

4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что называется координационным числом комплексообразователя и от каких факторов зависит его значение?
2. Какое сходство и различие между двойными солями и комплексными соединениями?
3. Какие частицы могут быть лигандами (аддендами)? Приведите примеры.
4. Какие ионы могут быть комплексообразователями? Приведите примеры.
5. Какие типы связи существуют между внешней и внутренней сферой?
6. Почему лиганды являются донорами?
7. Какую роль осуществляют комплексообразователи?
8. По какой величине определяется устойчивость внутренних сфер комплексных соединений ?

Лекция №5

1. ТЕМА: Окислительно-восстановительные реакции

2. Цель: Окислительно-восстановительные процессы представляют собой обширный класс химических реакций и представляют интерес для изучения. С ними связаны дыхание и обмен веществ, гниение и брожение, нервная деятельность живых организмов. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) лежат в основе многих методов фармацевтического анализа (перманганатометрия, иодометрия и др). Знание ОВР позволяет изучить действия некоторых лекарственных препаратов на живой организм.

3. Тезисы лекций:

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисленности атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисленности – это условный заряд атомов в молекуле, образованный за счет оттягивания электронов от элементов с меньшим зарядом ядра к элементам с большим зарядом ядра. В зависимости от электроотрицательности атома, степень окисления (с.о) может иметь положительный, отрицательный или нулевой заряд.

Для простых веществ с.о. атомов всегда равна нулю. (Zn, Na, S, Cl₂, O₂, H₂, O₃ и т.д.), т.к. в таких молекулах и атомах нет смещения электронной плотности.

В молекулах сложных веществ связующая электронная плотность между атомами располагается неравномерно. Причем общая электронная пара смещается к атому, у которого электроотрицательность выше, соответственно на нем возникает избыточный отрицательный заряд, а на атоме, у которого электроотрицательность ниже, возникает

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 20стр из 31	
Лекционный комплекс		

избыточный положительный заряд.

Химические процессы, при которых молекулы, атомы или ионы приобретают электроны, называются *восстановлением*. Химические процессы, при которых молекулы, атомы или ионы отдают электроны, называются *окислением*. Вещество, присоединяющее электроны, называется *окислителем*. Вещество, отдающее электроны, называется *восстановителем*. В любой окислительно-восстановительной реакции один из атомов отдает электроны и является восстановителем, другой их принимает и является окислителем. Число принятых электронов всегда равно числу отданных.

Существуют понятия *высшая степень окисленности*, т.е. наибольшее положительное значение ее (например, S^{+6} , N^{+5}), и *низшая степень окисленности*, т.е. наименьшее отрицательное значение ее (например, S^{-2} , N^{-3}).

4. Иллюстративный материал: в виде презентации с использованием мультимедиа и таблиц.

5. Литература:

основная:

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.

2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.

4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что называется степенью окисления, окислителем, восстановителем, высшей, низшей степенью окисления ?

2. В чем заключается сущность окислительно- восстановительных реакций ?

3. Как влияет характер среды на окислительную способность калий перманганата ?

4. Какие типы окислительно-восстановительных реакций существуют?

5. Какие существуют сильнейшие окислители и восстановители?

6. Какие вещества обладают окислительно- восстановительной двойственностью?

7. Как рассчитывают эквивалентные массы окислителей и восстановителей?

Лекция № 6

1. Тема: Предмет физической химии. Основные разделы. Первый закон термодинамики. Второе начало термодинамики

2. Цель: Физическая и коллоидная химия является одной из основных дисциплин в области фармацевтического образования, имеющая значительную роль в подготовке высококвалифицированных специалистов-фармацевтов.

Данный предмет формирует химическое мышление, определяет закономерности протекания физико-химических процессов и условия достижения химического равновесия, учит анализировать и делать выводы о влиянии внешних факторов, природы веществ на ход химических реакции.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	21стр из 31	

3. Тезисы лекции:

Термодинамика исследует:

- 1) превращение различных форм энергии друг в друга, в том числе превращение химической энергии в другие формы энергии, т.е. химическую термодинамику;
- 2) энергетические эффекты различных физико-химических процессов, их взаимосвязь с внешними факторами;
- 3) направление, возможность, предел протекания самопроизвольно идущих процессов.

Задача предмета химической термодинамики – применение основных законов термодинамики и термодинамических методов исследования для изучения химических физико-химических явлений.

Системой называют любую избранную совокупность веществ отделенную от внешней среды определенной поверхностью раздела.

Если для системы полностью исключен обмен с внешней средой, веществом и энергией, ее называют *изолированной*. Если же система может обмениваться с окружающей средой только энергией, ее называют *закрытой*. Следует подчеркнуть, что реальные системы могут лишь приближаться к этим понятиям, но никогда полностью с ними не совпадают.

Фазой называют совокупность всех однородных по составу и физико-химическим свойствам частей системы, отделенных четкой и определенной поверхностью раздела, т.е. имеется возможность изоляции данной фазы от остальной части системы.

Функции состояния. Под **внутренней энергией системы U** подразумевают ее общий запас, обусловленный всеми видами движений и взаимодействий составляющих ее молекул, атомов, ионов и элементарных частиц. В эту энергию включается энергия поступательного, колебательного и вращательного движений молекул, атомов, ионов, электронов, протонов, нейтронов и т.д.;

Сумму внутренней энергии системы и произведения объема на давление в термодинамике называют *энтальпией H*: $H=U+pV$

Энтальпия – термодинамическая функция, которая, подобно температуре, давлению, объему и внутренней энергии, характеризует одно из свойств системы. Абсолютное значение энтальпии для рассматриваемой системы определить невозможно, и в термодинамических расчетах фигурируют лишь изменения энтальпии ΔH , происходящее при переходе системы из одного состояния в другое.

1 закон термодинамики: основан на законе сохранения энергии:

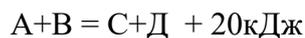
1. Если в каком-нибудь процессе исчезает какой-то вид энергии, то вместо него появляется другой вид энергии в строго эквивалентном количестве.
2. Различные формы энергии переходят друг в друга в строго эквивалентном количестве.
3. В изолированной системе запас энергии системы постоянно.

В математическом виде 1-закон термодинамики пишется в таком виде:

$$Q = \Delta U + A$$

Термохимия – один из основных разделов термодинамики. Она исследует тепловые эффекты химических реакций, теплоемкости систем и величины, связанные с ними.

Термохимические уравнения – уравнения химических реакции, где указаны их тепловые эффекты, например:



Тепловой эффект химической реакции – количество выделенной или

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 22стр из 31	
Лекционный комплекс		

поглощенной теплоты в ходе реакции. В термодинамике за эту величину принимает изменение энтальпии системы (ΔH , кДж/моль).

Второй закон термодинамики, согласно которому всякий самопроизвольный процесс в изолированной системе идет с возрастанием энтропии. Таким образом, если в результате процесса $\Delta S > 0$, процесс термодинамически возможен; если же $\Delta S < 0$, то его самопроизвольное протекание исключается.

Было целесообразно ввести такую функцию состояния, которая учитывает совместное влияние обоих факторов. Такая функция представляет собой разность: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Эта функция состояния называется свободной энергией **Гиббса** и является мерой устойчивости системы при постоянном давлении.

4. Иллюстративный материал:

Представлен в виде презентации в мультимедиа.

5. Литература:

основная:

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.
2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.
4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)
5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz
6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Физическая и коллоидная химия - как теоретическая основа фармацевтических дисциплин.
2. Предмет и задачи физколлоидной химии.
3. Химическая термодинамика - теоретическая основа изучения обмена веществ и энергии.
4. Понятие об энтальпии.
5. Закон Гесса.
6. Изменение энтальпии при различных химических и физико- химических процессах.
7. Второй закон термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса.

Лекция № 7

1. Тема: Термодинамика фазовых равновесий. Правило фаз Гиббса.

Диаграмма состояния однокомпонентных систем

2. **Цель:** Вещества, входящие в термодинамическую систему, могут находиться в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом и образовывать одну или несколько фаз. Систему, состоящую из нескольких фаз, называют гетерогенной, а равновесие, устанавливающееся в такой системе, гетерогенным или фазовым. По температуре кристаллизации вещества или смеси можно судить о чистоте данного вещества, об образовании химического соединения или твердых растворов. Поэтому при

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	23стр из 31	

анализе лекарственных препаратов по температуре кристаллизации вещества судят о его чистоте.

3.Тезисы лекции:

Вещества, входящие в термодинамическую систему находятся в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом состояниях, т.е. они образуют одну или несколько фаз. Систему, состоящую из нескольких фаз называют гетерогенным, а равновесие, устанавливающаяся в такой системе называют **фазовым**. В таком фазовом равновесии между компонентами системы не должны происходить химические взаимодействия.

Условия фазового равновесия:

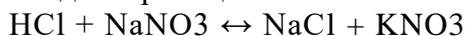
Фазовые равновесия в гетерогенных системах характеризуются определенными условиями; химический потенциал каждого компонента во всех фазах, их температура и давление во всех фазах должны быть одинаковыми, они соответственно называются химическими, температурными и механическими условиями фазового равновесия.

Число компонентов:

Число независимых компонентов (K_T) равно числу химически индивидуальных веществ минус число независимых химических реакций.

$$K_T = K - x$$

Например, в водном растворе системы $KCl-NaNO_3-NaCl-KNO_3-H_2O$ в равновесии находятся пять отдельных химических веществ, четверо из них связаны одной реакцией.



Число независимых компонентов $5-1=4$. В зависимости от числа компонентов системы делятся на однокомпонентные, двухкомпонентные, трехкомпонентные и т.д..

Число степеней свободы:

Число степеней свободы(s)- это число термодинамических параметров, определяющих состояние системы, которые можно произвольно менять (независимо один от другого) без изменения числа фаз в системе.

К таким параметрам относятся внешние факторы (температура, давление) и внутренние факторы (концентрация компонента).

Правило фаз Гиббса:

При изменении внешних параметров (p , T) равновесие в системе нарушается; при этом изменяются концентрации компонентов или исчезают старые и появляются новые фазы. Изменения в системе происходят до установления нового равновесия. Расчет числа степеней свободы в системе в зависимости от числа компонентов и от изменения внешних параметров производят с помощью правила фаз Гиббса (1876г.).

$$C = K - f + 2$$

Диаграмма однокомпонентных систем (вода):

Для однокомпонентных систем правила фаз пишется в следующем виде:

$$C = 1 - f + 2 = 3 - f$$

Если $C_{min}=0$, тогда $f=3$. В однокомпонентной системе, находящейся в равновесии вступают три фазы (t , j , g). Если $f=min$, число степеней свободы $C_{max}=1-1+2=2$, т.е. независимы две переменные величины, это давление (p) и температура (T) или $p-f(\text{состав})$, $T-(\text{состав})$.

Двухкомпонентные системы:

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	24стр из 31	

Применение правила фаз Гиббса: если система состоит из 2 компонентов, тогда на равновесие из внешних факторов влияют температура и давление, а правило фаз Гиббса следующим образом:

$$C = 2 - \phi + 2 = 4 - \phi$$

Если $C_{\min}=0$, число фаз $\phi=4$. Т.е. в двухкомпонентных системах число фаз не больше четырех (ж, пар, тв1, тв2). При $\phi_{\min}=1$ максимальное число степеней свободы $C_{\max}=3$ (давление, температура, концентрация одного из компонентов x_1).

4. Иллюстративный материал:

Представлен в виде презентации в мультимедиа.

5. Литература:

основная:

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.

2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.

4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что такое коэффициент распределения?
2. Что утверждает закон распределения?
3. Что называют фазой? Компонентом? Степенью свободы?
4. Какие условия фазовых равновесий?
5. Какой вид принимает правило фаз Гиббса для однокомпонентных систем?
6. Какие типы неограниченно растворимых и ограниченно растворимых жидкостей вы знаете?
7. Какими свойствами обладают азеотропные смеси?
8. Что такое жидкая и твердая эвтектика?

Лекция № 8

1. Тема: Электропроводность растворов. Кондуктометрия. Применение в фармацевтическом анализе Равновесные электродные процессы.

Электродные потенциалы и ЭДС. Потенциометрия.

2. Цель: Электрохимические процессы имеют большое значение в химической промышленности, в технологии лекарственных препаратов. Они лежат в основе современных методов исследования и анализе химических веществ. Потенциометрическое титрование имеет ряд преимуществ : возможность титрования мутных и окрашенных биологических жидкостей, легкость автоматизации анализа.

3. Тезисы лекции:

Электрохимия – раздел физической химии, в котором изучаются физико-химические свойства ионных систем (растворов, расплавов или твердых электролитов), а

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 25стр из 31
Лекционный комплекс	

также явления, возникающие на границе раздела двух фаз с участием заряженных частиц (ионов и электролитов).

Электрическая проводимость (G)- это способность веществ проводить электрический ток под действием внешнего электрического поля. Ее величина является обратной от сопротивления (R).

Существуют две основные группы проводников электрического тока:

- проводники первого рода, электрическая проводимость которых обусловлена электронами.

- проводники 2-го рода, в них переносчиками электрического тока являются ионы-заряженные частицы.

В электрохимии обычно используют удельную электрическую проводимость (χ), она является обратной величиной от удельного сопротивления (ρ):

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{R} \cdot \frac{\ell}{S};$$

Единица измерения ρ - Ом•см, для χ - Ом⁻¹•см⁻¹ В системе СИ ρ (Ом⁻¹•м⁻¹), χ - См/м (сименс).

χ - это проводимость столбика раствора, помещенного между электродами, расположенными на расстоянии 1 м, и площадью 1 м², т.е. это электропроводность 1 м³ раствора.

Введенный Р.Ленцом величина эквивалентной электропроводности (λ) определяется следующими формулами:

$$\lambda = \frac{\chi}{C} \cdot 1000 \quad (4)$$

$$\lambda = \chi \cdot V \cdot 1000 \quad (5)$$

здесь, C- эквивалентная концентрация г-экв/л,

$V = 1/C$ разведение раствора (л), показывает объем раствора (м³), в котором растворена 1 молярная масса эквивалента.

Эквивалентная электропроводность (λ)- это электропроводность раствора, помещенного между электродами, расположенными на расстоянии 1м, и в объеме раствора, имеющий концентрацию 1 моль-экв/л. Ее единица измерения Ом⁻¹м⁻¹г-экв⁻¹.

Определение различных физико-химических свойств растворов электролитов путем измерения их электропроводности называют методом **кондуктометрии**.

Методом кондуктометрии можно найти концентрацию растворенного вещества, степень диссоциации электролита, произведение растворимости трудно растворимых веществ.

Кондуктометрическим титрованием называют метод определения концентрации растворенного вещества через кривые кондуктометрического титрования.

Экспериментально находя графическую зависимость величин 1/R – объем титранта (V) (кондуктометрические кривые), из области резкого изменения электропроводности находят эквивалентную точку.

Электродные процессы – окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах. Их можно разделить на две основные группы:

1 – равновесные электродные процессы, образование скачка потенциалов на границе раздела твердых и жидких фаз (возникновение электрического тока в гальванических элементах).

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 26стр из 31
Лекционный комплекс	

2 – неравновесные электродные процессы; протекание химической реакции при пропускании постоянного электрического тока через раствор электролита (электролиз).

Электродный потенциал- разность (скачок) потенциалов, образующегося на границе раздела металл - раствор. Его вычисляют уравнением Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} = \varphi^0_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} + \frac{RT}{nF} \ln [\text{Me}^{+n}]$$

Электродный потенциал (φ) зависит от природы металла, концентрации раствора.

В уравнении $\varphi^0_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}$ – стандартный электродный потенциал, показывает электродный потенциал металла, опущенного в раствор собственной соли, с концентрацией 1 моль/л.

$R=8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, $T=298 \text{ К}$, n – степень окисления металла, $[\text{Me}^{+n}]$ - концентрация ионов металла. F -число Фарадея, 96500 Кл/моль . Если подставить числовые значения в уравнение:

$$\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} = \varphi^0_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} + \frac{0,059}{n} \ln [\text{Me}^{+n}]$$

Электродом называют электропроводящую фазу (металл или полупроводник), контактирующую с ионным проводником (электролитом).

Классификация электродов:

1) электроды первого рода; обратимые относительно катионов (металлические электроды); металлоидные, обратимые относительно анионов (селеновый); газовые электроды (водородный); 2) электроды второго рода, обратимые относительно анионов (хлорсеребряный и каломельный); 3) окислительно-восстановительные (редокс-) электроды (хингидронный); 4). Ионообменные электроды (стеклянный).

Гальваническим элементом называют прибор, в котором получают электрический ток в результате прохождения химических реакций на электродах. Иначе, в гальванических элементах химическая энергия превращается в электрическую энергию.

Важнейшей характеристикой гальванических элементов является ее электродвижущая сила (E), она равна разности электродных потенциалов двух полуэлементов:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$$

Простейший гальванический элемент - элемент Даниэля-Якоби. Он состоит из цинкового и медного электродов. Цинковая пластинка опущена в раствор ZnSO_4 , а медная - в раствор CuSO_4 , т.е. каждый металл опущен в раствор собственной соли. На электродах идут следующие реакции:

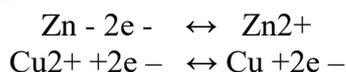


Схема гальванического элемента:



Потенциометрия – один из методов физико-химического исследования растворов, на основе данного метода лежит измерение электродвижущей силы гальванического элемента, построенного из индикаторного электрода и электрода сравнения.

Потенциал индикаторного электрода зависит от активности (концентрации) исследуемого иона в растворе, поэтому путем измерения электродвижущей силы гальванического элемента, мы можем найти количество данного иона, т.е. концентрацию, в растворе.

ONTUSTIK-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 27стр из 31	
Лекционный комплекс		

Потенциметрическое титрование называют метод определения концентрации растворенного вещества по кривым потенциметрического титрования.

Обычно широкое распространение получил метод кислотно-основного потенциметрического титрования. Этот метод используется для определения кислотно-основного равновесия в биологических жидкостях, при определении состава и кислотности почв, для нахождения содержания барбитуратов, фенолов, алкалоидов в фармацевтическом анализе.

В качестве индикаторных электродов используются стеклянный и хингидронный электроды, а электродами сравнения служат каломельные или хлорсеребряные электроды.

4. Иллюстративный материал: представлен в виде презентации в мультимедиа.

5. Литература:

основная:

1.Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.

2.Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3.Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.

4.Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)

5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz

6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что называют скоростью движения ионов? Абсолютной скоростью? Подвижностью?
2. Дайте формулировки удельной и эквивалентной электрической проводимости.
3. От каких факторов зависит величины удельной и эквивалентной электрической проводимости?
4. Как измеряют электрическое сопротивление растворов?
5. Какие физико-химические величины можно определить на основе электрической проводимости растворов?
6. Какие виды кондуктометрического титрования вы знаете?
7. Что называют электродвижущей силой элемента?
8. Охарактеризуйте электроды стеклянный, водородный, хингидронный, хлорсеребряный колломельный. Какие и у них преимущество и недостатки?
9. Какие физико- химические величины можно определять методом ЭДС?
10. Охарактеризуйте кислотно - основное, осадительное и окислительно - восстановительное потенциметрическое титрование?

Лекция № 9

1. Тема: Химическая кинетика и катализ

2. Цель: Химическая кинетика устанавливает законы, определяющие скорость химических процессов, и выясняет роль различных факторов, влияющих на скорость и

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/ 28стр из 31
Лекционный комплекс	

механизм реакции. Практическое значение ее очевидно, ибо только зная законы кинетики и механизм реакции можно управлять химическими процессами. От скорости химической реакции зависит выход продуктов, т.е. производительность труда и аппаратуры.

Большое значение имеет кинетика и для фармации. Действие различных лекарственных веществ обуславливается в значительной степени скоростью реакции, проходящих в организме. При хранении лекарственных препаратов могут протекать различные реакции, скорость которых определяет срок годности лекарств.

3. Тезисы лекции:

Химическая кинетика – наука, изучающая скорость химических реакций, их механизм и влияние различных факторов (концентрация реагирующих веществ, температура, давление, природа веществ, катализатор) на скорость процесса .

Скорость химической реакций (v)- это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени.

Скорость химической реакций (v) вычисляют изменением концентрации реагирующих веществ за определенный промежуток времени. Единица измерения скорости химической реакций: моль/л•мин.

Уравнение средней (v_{cp}) скорости реакций:

$$v_{cp} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Закон действующих масс:

Открыли норвежские ученые Гульдберг и Вааге (1867г.)

Скорость химической реакций прямо пропорционально произведению концен-трации реагирующих веществ.

В общем виде для реакции $A+B=C$ скорость прямой реакции вычисляют по уравнению:

$$v = k[A] \cdot [B]$$

Константа скорости реакции (k) – фундаментальный кинетический параметр, не зависящий от концентрации реагентов, а потому остающийся неизменным в течение реакции. Константа скорости химической реакции численно равна скорости химической реакции при концентрациях всех реагирующих веществ, равных 1 моль/л. Константа скорости химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры и наличия в реакционной среде катализатора.

$$V = \frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \cdot [C]^\gamma \cdot \dots$$

Величины α , β и γ находятся специальными методами и называются порядками реакции по веществу А, В и С, соответственно. Сумма показателей степеней в кинетическом уравнении называется общим порядком реакции $n=\alpha+\beta+\gamma$. Порядок реакции определяет характер зависимости скорости от концентрации. Наблюдаемые концентрационные кинетические зависимости тех или иных реакции определяются из механизмом. Лишь немногие химические превращения осуществляются в одну стадию. Большинство же процессов проходит через несколько элементарных стадий, в которых могут принимать участие одна, две или три молекулы. В соответствии с этим существуют моно – би – или тримолекулярные стадии. Число молекул, участвующих в отдельных стадиях, называют молекулярностью.

4. Иллюстративный материал: представлен в виде презентации в мультимедиа.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ	 SKMA -1979-	SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	Лекционный комплекс	044-52/ 29стр из 31

5. Литература:

основная:

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.
2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.
4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)
5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz
6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что называют кинетическими химическими реакциями?
2. Что такое скорость химических реакций и какие виды ее существуют?
3. Какие факторы влияют на скорость химических реакций?
4. Что такое константа скорости реакции и какие факторы влияют на ее значение?
5. Что такое порядок и молекулярность химических реакций? В каких случаях они не совпадают?
6. Какие типы сложных реакций вы знаете?
7. Что такое энергии активации? Как зависит скорость реакции от энергии активации?
8. Какие вещества относятся к катализаторам?
9. В чем отличие гомогенного катализа от гетерогенного?
10. Какие теории гетерогенного катализа вам известны?
11. Какой катализ называют специфическим кислотно - основым? Какова его сущность?
12. Какое значение имеют реакции с участием ферментов для живого организма.

Лекция №10

1. Тема: Термодинамика поверхностных явлений. Адсорбция на границе раздела фаз. Дисперсные системы.

2. Цель: Важное значение поверхностных явлений для фармации определяется тем, что большинство лекарственных форм являются дисперсными системами с большой удельной поверхностью: порошки, таблетки эмульсии, суспензии мази и т.д. В производстве лекарств большую роль играют такие поверхностные явления, как адсорбция, смачивание, адгезия.

3. Тезисы лекции:

Граница раздела фаз, поверхность раздела отличается по термодинамическим параметрам от обеих фаз. Поэтому на поверхности раздела фаз имеют место **поверхностные явления** – поверхностное натяжение, адсорбция и др.

Так как многие физиологические процессы (дыхание, пищеварение, экскреция и др.) протекают на поверхности биомембран для их понимания требуется знание основных закономерностей поверхностных явлений.

ОҢТҮСТІК-ҚАЗАҚСТАН MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	30стр из 31	

Поверхностное натяжение

$$\sigma = \left(\frac{dG}{dS} \right)_{P, T}$$

Поверхностное натяжение есть величина, измеряемая энергией Гиббса, приходящейся на единицу площади поверхностного слоя. Оно численно равно работе, которую необходимо совершить в данной системе для образования в ней единицы поверхности раздела фаз при постоянной температуре.

Поверхностное натяжение различных жидкостей (таблица 1) на границе жидкость – газ возрастает с увеличением взаимодействия между молекулами жидкости, являясь максимальным для воды.

Поверхностное натяжение жидкостей уменьшается с ростом температуры и при критической температуре приобретает нулевое значение, так как поверхность раздела фаз исчезает.

С ростом давления поверхностное натяжение на границе жидкость – газ уменьшается, так как концентрация молекул в газовой фазе возрастает, а следовательно, увеличивается взаимодействие с ними молекул поверхностного слоя, и сила F уменьшается.

Способность растворенных веществ изменять поверхностное натяжение растворителя называется **поверхностной активностью**. Растворенные вещества могут повышать, понижать или вообще не влиять на поверхностное натяжение жидкостей.

Поверхностное натяжение биологических жидкостей используют в диагностических целях. Так, поверхностное натяжение плазмы крови варьируется в зависимости от заболевания (травма, шок, рана, рак и др.). С возрастом поверхностное натяжение сыворотки крови уменьшается. Поверхностное натяжение играет значительную роль в таких явлениях, как деление клеток и движение бактерий, фагоцитоз, влияет на проницаемость клеточных мембран и др. Существует много несложных методов измерения поверхностного натяжения, которые используют в медико-биологической практике.

Самопроизвольное изменение концентрации растворенного вещества на границе раздела фаз называется **адсорбцией**. Поглотитель принято называть **адсорбентом**, а поглощаемое вещество – **адсорбтивом** или **адсорбатом**. Величину адсорбции измеряют количеством молей адсорбтива, приходящихся на единицу площади поверхности адсорбента (Γ , моль/см²).

Адсорбция обусловлена вандерваальсовыми силами.

В зависимости от характера действующих сил различают **физическую и химическую** адсорбцию. Для физической адсорбции характерна небольшая энтальпия, а потому процесс обычно обратим. Адсорбционное равновесие устанавливается очень быстро.

Если поглощение адсорбтива происходит вследствие его химического взаимодействия с адсорбентом, тогда имеет место хемосорбция. Теплоты химической адсорбции находятся в пределах от -40 до -400 кДж/моль, потому процесс имеет тенденцию к необратимости.

Адсорбция зависит от температуры, давления и природы адсорбтива, удельной поверхности и природы адсорбента.

Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых многочисленные мельчайших частицы распределены в газообразном, жидком и твердом средах.

Дисперсная фаза – измельченные мелкие вещества

Дисперсная среда – среда, газообразная, жидкая или твердая, равномерно

ОҢТҮСТІК-QAZAQSTAN MEDISINA AKADEMIASY «Оңтүстік Қазақстан медицина академиясы» АҚ		SOUTH KAZAKHSTAN MEDICAL ACADEMY АО «Южно-Казахстанская медицинская академия»
Кафедра химических дисциплин	044-52/	
Лекционный комплекс	31стр из 31	

распределяющая равномерно частицы дисперсные фазы.

Все дисперсные характеризуются двумя основными свойствами: высокая дисперсность (измельченность) и гетерогенность.

Гетерогенность дисперсных систем означает: они состоят из взаимно нерастворимых двух фаз (дисперсной фазы и дисперсной среды).

4. Иллюстративный материал:

Представлен в виде презентации в мультимедиа.

5. Литература:

основная:

1. Веренцова Л.Г., Нечепуренко Е.В. Неорганическая, физическая и коллоидная химия. – Алматы: издательство «Эверо», 2014.
2. Патсаев А.К., Мамытова В.К., Серимбетова К.М., Бухарбаева А.Е. Практикум по неорганической химии - учебно-метод. пособие, Шымкент, 2012г.

дополнительная:

3. Беляев А. П. Физическая и коллоидная химия. Учебник - М. : ГЭОТАР - Медиа, 2014.
4. Практикум по неорганической химии : учебно-методическое пособие. - Электрон.текстовые дан. (47.2Мб). - М., 2017. - эл. опт.диск (CD-ROM)
5. Патсаев А. К. Неорганическая химия / Патсаев А. К., Мамытова В. К., 2020. - 349 с. www.elib.kz
6. Веренцова Л. Г. Неорганическая, физическая и коллоидная химия: сборник задач и упражнений / Веренцова Л. Г., Нечепуренко А., 2018. - 237с. www.elib.kz

6. Контрольные вопросы:

1. Что такое поверхностное натяжение?
2. Что такое адсорбция?
3. Дайте понятие адсорбент, адсорбтив.
4. Дайте математическое уравнение Гиббса.
5. Дайте математическое уравнение адсорбции Ленгмюра.
6. Какие вещества называются ПАВ?
7. Какие вещества называются ПИВ?
8. Дайте определение правилу Дюкле- Траубе.
9. Какая адсорбция называется молекулярной?
10. Укажите виды адсорбции сильных электролитов.
11. Дайте понятие ионообменной адсорбции.
12. Дисперсные системы.