Лекционный комплекс

Дисциплина: Неорганическая химия

Код дисциплины: NH 1201

ОП: 6B10106 - Фармация

Объем учебных часов/кредитов: 120/4 кредита

Курс: 1 **Семестр:** 2

Объем лекций: 10

Шымкент, 2023

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

Протокол № 11 от «6» 6 2023 г.

Зав. кафедрой к.х.н., и.о.проф. Дауренбеков К.Н.

Лекция №1

Тема : Основные химические понятия и законы. Строение атома, квантовые числа.

2.Цель: химическая наука является важным звеном в подготовке высококвалифицированных специалистов для всех отраслей народного хозяйства, в частности, и для фармации. Неорганическая химия – фундаментальная дисциплина, являющаяся теоретической базой для последующего изучения аналитической, органической, физической, токсикологической, фармацевтической химии.

Глубокое усвоение и применение теоретических основ химии, умение использовать закономерности химических процессов и объяснять наблюдаемые явления лежит в процессе изучения курса общей и неорганической химии и специальных дисциплин.

3.Тезисы лекции

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

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.

Эквивалент **–** это такое количество вещества, которое показывает, в каких весовых 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 $f_{экв.}$ 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:

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

Электронное облако **–** это квантово-механическая модель, описывающая состояние электрона в атоме. Плотность электронного облака неравномерна. Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется *орбиталью.* 90% своего времени электрон находится в этой части пространства. Орбиталь можно описать или охарактеризовать с помощью набора целых чисел, называемых *квантовыми*.

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).

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.

Номер группы соответствуют количеству валентных электронов на внешнем энергетическом уровне

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6. Контрольные вопросы:

1. Как определяется эквивалент элемента, кислоты, основания, солей?
2. Из каких частиц состоит ядро атома?
3. Чем заключается смысл главного квантового числа?
4. Что характеризует спиновое квантовое число?
5. С помощью какого квантового числа определяется форма электронного облака?
6. Что называется группой ПСЭ. Что определяют буквы А и В после номера группы?
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
10. закона от формулировки данной Д.И.Менделеевым.

Лекция №2

Тема: Теория химической связи. Свойства ковалентной связи. Метод молекулярных орбиталей.

2. Цель: 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 лекции

Причины образования и природа химической связи занимала ученых на протяжении всей истории развития химии. Было немало различных теорий: виталистическая теория Берцелиуса, теория химического строения Бутлерова и т.д. Но лишь после установления электронного строения атома, т.е. открытия квантовой теории, стало научно обоснованным объяснение природы сил химической связи атомов в молекуле. Образование связи это – перестройка электронами внешних оболочек взаимодействующих атомов. Взаимодействие атомов многообразно, поэтому многообразны и химические связи. Современная теория химической связи, также как и теория строения атомов, базируется на квантовой теории и должна учитывать корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. При разработке теории строения молекул вначале XX века возникли и затем развились два основных метода: метод валентных связей (ВС), разработанный Полингом, Гейлером, Лондоном, Слейтером и др. учеными; метод молекулярных орбиталей (МО) – развивался Малликеном, Гундом и др. Каждый из методов имеет свои недостатки и достоинства.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6. Контрольные вопросы:

1. Какая связь называется ковалентной? Приведите пример.
2. Чем определяется насыщаемость ковалентной связи?
3. Почему структура молекул CH_4, C_2H_4, C_2H_2 различна? Укажите тип гибридизации углерода в этих молекулах?
4. Какие типы связи известны в зависимости от способа перекрывания электронных облаков?
5. Назовите основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Связывающие и разрыхляющие орбитали.
6. Укажите тип химической связи и кратность связи в молекулах: CI_2, 0_2, N_2, H_2S, KCI,

НВг.

7. Почему возникает водородная связь?
8. Почему максимальная ковалентность серы равна 6, а у кислорода такое валентное состояние отсутствует?
9. При взаимодействии каких элементов образуется ионная связь?
10. Почему в молекулах возникает полярная связь?
11. Чем определяется кратность связи по методу ВС?
12. Как определяется кратность связи по методу МО?

I3.Почему молекула N_2 диамагнитна, а молекула 0_2 парамагнитна. 14.Как и почему возникает донорно-акцепторная связь?

Лекция №3

Тема: Энергетика химических реакций.

2. Цель: знания основных положений термодинамики позволяют судить об энергетических превращениях, которыми сопровождаются химические и физические процессы. Данная тема является теоретической базой современной биоэнергетики, она дает представления об энергетическом балансе живых организмов, позволяет установить специфические особенности преобразования одних видов энергии в другие, получить возможность судить об осуществении тех или иных реакций в организмах при использовании лекарственных препаратов.

3.Тезисы лекции

С открытием М.В. Ломоносовым основного закона сохранения и превращения материи и энергии начинает свое развитие раздел химии и физики-термодинамика. ***Термодинамика – наука о превращении внутренней энергии в различные виды энергии.*** Тесная взаимосвязь между превращениями одних видов материи в другие (или между переходами их из одного состояния в другое) и энергетическими эффектами этих превращений, характерна практически для всех процессов живого и неживого мира.

Все химические и биохимические процессы протекают с выделением или поглощением энергии. Реакции, протекающие с выделением энергии, называются ***экзотермическими***, а реакции, протекающие с поглощением энергии, называются ***эндотермическими***.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:
1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

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

6. Контрольные вопросы:
1. Что называется тепловым эффектом химической реакции?
2. Что изучает термодинамика?
3. Какие термодинамические функции относятся к функциям состояния?
4. В чем суть I закона термодинамики?
5. Как изменяется энтальпия и внутренняя энергия в экзотермических реакциях?
6. Как изменяется энтропия при нагревании, кипении, растворении, кристализации?
7. Что характеризует изобарно-изотермический потенциал и от каких факторов он зависит?

Лекция №4

Тема: Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

2. Цель: химическая кинетика устанавливает законы, определяющие скорость химических процессов, и выясняет роль различных факторов, влияющих на скорость и механизм реакции. Практическое значение ее очевидно, так как 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 обусловливается 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 (υ)- это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени.

Скорость химической реакций (υ) вычисляют изменением концентрации реагирующих веществ за определенный промежуток времени. Единица измерения скорости химической реакций: моль⁄л•мин. Уравнение средней ($\upsilon_{ср}$) скорости реакций:

$$\upsilon_{орт} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Закон действующих масс: открыли норвежские ученые Гульдберг и Вааге (1867г.)

Скорость химической реакций прямо пропорционально произведению концентрации реагирующих веществ. В общем виде для реакции A+B=C скорость прямой реакции вычисляют по уравнению:

$$\upsilon = k[A] \bullet [B]$$

Константа скорости реакции (к) – 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.

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

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=α+β+γ. 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: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

4. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
5.Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие - Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6. Контрольные вопросы:

1. Что называют кинетикой химических реакций?
2. Что такое скорость химических реакций и какие виды ее существуют?
3. Какие факторы влияют на скорость химических реакций?
4. Что такое порядок и молекулярность химических реакций? В каких случаях они не совпадают?
5. Какие типы сложных реакций вы знаете?

6. Что такое энергия активации? Как зависит скорость реакции от энергии активации?
7. Какие вещества относятся к катализаторам?
8. В чем отличие гомогенного катализа от гетерогенного?
9. Какой катализ называют специфическим кислотно - основным? Какова его сущность?
10. Какие значения имеют реакции с участием ферментов для живого организма.

Лекция №5

Тема: Учение о растворах. Коллигативные свойства растворов.

2. Цель: электролиты играют колоссальную роль в жизнедеятельности организмов. Они отвечают за величину ионной среды биосред и осмотического давления, влияют на растворимость белков, аминокислот, катализируют процессы обмена веществ, препятствуют обезвоживанию организмов.

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 лекции:

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух и более независимых компонентов.Таким образом, растворение представляет собой сложный физико-химический процесс, зависящий от природы растворителя и растворенного вещества. Например, процесс растворения кислотного оксида в воде сопровождается химической реакцией:

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

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

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.

При нормальном состоянии организма содержания эквивалентов катионов в плазме крови составляет в среднем 154 ммоль\л и приходится в основном на долю ионов Na^+, K^+, Ca^{2+}, Mg^{2+}.

В конце Х1Х века открытые Вант-Гоффом и Раулем коллигативные свойства растворов неэлектролитов (это осмотическое давление, относительное понижение

давления насыщенного пара, повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации) не зависят от природы растворенного вещества, а определяются его концентрацией в данном растворителе. Законам Рауля и Вант-Гоффа подчиняются, в основном, растворы таких веществ, как глюкоза, сахароза, глицерин и т.п. Растворы же кислот, щелочей и солей показывали рассчетные значения осмотического давления, температур кипения и кристаллизации, ΔР значительно выше. Чем же это объясняется? Было выдвинуто предположение, что молекулы веществ, растворы которых обнаруживают аномальное поведение, распадаются в среде растворителя на более мелкие частицы. Такое предположение было впервые выдвинуто шведским ученым Аррениусом - основоположником теории электролитической диссоциации.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6. Контрольные вопросы:

1. Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам? Приведите примеры.
2. Что характеризует константа диссоциации?От каких факторов зависят значения константы?
3. Что показывает степень диссоциации и ее зависимость от различных факторов?
4. 4.Что называется концентрацией растворов. Какие вы знаете способы выражения концентрации растворов?
5. Для каких веществ значение молярной и нормальной концентраций совпадают?
6. В чем заключается сущность явления осмоса? От каких факторов зависит осмотическое давление?
7. Какова роль осмоса в биосистемах? Что такое тургор, гемолиз, плазмолиз. Изо-, гипер-, гипо- тонические растворы.

8. Почему растворы электролитов не подчиняется закону Рауля и Вант-Гоффа?

Лекция №6

Тема: Основные положения теории электролитической диссоциации. Водородный показатель pH - как основная характеристика сред организма. Произведение растворимости.

2. Цель: в живых организмах гидролитические процессы играют огромную роль в обмене веществ, в поддержании кислотности крови на должном уровне. В связи с кислотно-щелочными свойствами лекарственных препаратов, необходимо учитывать их подверженность гидролизу при растворении. С этим явлением необходимо считаться и при решении одновременного назначения лекарств пациенту и допустимости совместного их хранения. Водородный показатель (pH) широко используется при биохимических исследованиях, а также в клинической и фармакологической практике для характеристики кислотно-основных свойств различных физиологических жидкостей и фармпрепаратов.

3.Тезисы лекции:

Водные растворы большинства нормальных солей имеют кислую или щелочную реакцию, хотя при их диссоциации водородные и гидроксильные ионы не образуются. Так, раствор $FeCl_3$ имеет кислую реакцию, раствор Na_2CO_3 – щелочную. Эти явления объясняются тем, что ионы соли взаимодействуют с ионами воды. Как известно, вода в незначительной степени диссоциирует на ионы H^+ и OH^-. Реакция взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды называется ***гидролизом.*** Гидролизу подвергаются как неорганические (соли, карбиды, нитриды металлов), так и органические вещества (эфиры, жиры, углеводы, белки). В первой половине XX века было предложено много других теорий, из которых наиболее признанной оказалось протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури (1923г).

Согласно этой теории кислотой называется вещество, которое в данной реакции способно отдавать протон (выступает в роли донора протона), а основание-вещество, способное в данной реакции присоединять протон (выступает в роли акцептора протона).

pH – водородный показатель – это десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком. **$pH = - lg[H^+]$.** Зная , что $[H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}$ и логарифмируя это выражение получают **$pH + pOH = 14$**. В нейтральной среде $[H^+] = 10^{-7}$, отсюда **$pH = 7$;** В кислой среде $[H^+] > 10^{-7}$, т.е. **$pH < 7$.**В щелочной среде $[H^+] < 10^{-7}$, 10^{-8}, 10^{-9}, **$pH > 7$**

ПР характеризует растворимость труднорастворимого электролита при данной температуре и чем меньше значение ПР, тем труднее растворяется вещество. В насыщенном растворе малорастворимого соединения при T=const произведение молярных концентраций его ионов в степени стехиометрических коэффициентов есть величина постоянная и называется ***произведением растворимости ПР.*** ПР характеризует растворимость труднорастворимого электролита при данной температуре и чем меньше значение ПР, тем труднее растворяется вещество.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6.Контрольные вопросы:

1. Что называется ионным произведением воды? Что показывает водородный показатель?
2. Что показывает произведение растворимости (ПР).
3. При каких условиях происходит осаждение и растворение осадков.
4. Что собой представляет процесс гидролиза солей? Указать причины гидролиза.
5. Обьясните, почему не подвергаются гидролизу соли сильного основания и сильной кислоты.
6. Какие соли подвергаются обратимому гидролизу?
7. Какие соли подвергаются необратимому гидролизу?
8. Как зависит константа гидролиза от концентрации и температуры?
9. Какие факторы влияют на смещение равновесия гидролиза?
10. Какие теории кислот и оснований вы знаете?

Лекция №7

Тема: Гидролитические процессы. Протолитическая теория кислот и оснований

2. Цель: в живых организмах гидролитические процессы играют огромную роль в обмене веществ, в поддержании кислотности крови на должном уровне. В связи с кислотно-щелочными свойствами лекарственных препаратов, необходимо учитывать их подверженность гидролизу при растворении. С этим явлением необходимо считаться и при решении одновременного назначения лекарств пациенту и допустимости совместного их хранения.

3.Тезисы лекции:

Водные растворы большинства нормальных солей имеют кислую или щелочную реакцию, хотя при их диссоциации водородные и гидроксильные ионы не образуются. Так, раствор $FeCl_3$ имеет кислую реакцию, раствор Na_2CO_3 – щелочную. Эти явления объясняются тем, что ионы соли взаимодействуют с ионами воды. Как известно, вода в незначительной степени диссоциирует на ионы H^+ и OH^-. Реакция взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды называется ***гидролизом.*** Гидролизу

подвергаются как неорганические (соли, карбиды, нитриды металлов), так и органические вещества (эфиры, жиры, углеводы, белки). В первой половине XX века было предложено много других теорий, из которых наиболее признанной оказалось протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури (1923г).

Согласно этой теории кислотой называется вещество, которое в данной реакции способно отдавать протон (выступает в роли донора протона), а основание-вещество, способное в данной реакции присоединять протон (выступает в роли акцептора протона).

Процесс гидролиза обратимый, поэтому состояние его равновесия можно количественно оценить с помощью константы и степени гидролиза. Величина константы гидролиза зависит от природы растворенной соли и температуры.

Константа гидролиза вычисляется по формулам:

А) $K_Г = \frac{K_W}{K_{осн}}$ для гидролиза по катиону

Б) $K_Г = \frac{K_W}{K_{кисл}}$ для гидролиза по аниону

В) $K_Г = \frac{K_W}{K_{осн} * K_{кисл}}$ для гидролиза по катиону и аниону

Степенью гидролиза называется доля вещества, подвергающаяся гидролизу, и определяется по формуле:

$$h = K_Г / C_M$$

На процесс гидролиза значительное влияние оказывают температура и концентрация. Разбавление раствора равноценно увеличению концентрации воды, что приводит к усилению гидролиза. При повышении температуры усиливается степень диссоциации воды, что приводит к смещению равновесия вправо, в сторону усиления гидролиза. Данный вывод согласуется и с принципом Ле – Шателье, т.к. гидролиз – эндотермический процесс.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6.Контрольные вопросы:

1.Что собой представляет процесс гидролиза солей? Указать причины гидролиза.
2. Обьясните, почему не подвергаются гидролизу соли сильного основания и сильной кислоты.
3. Какие соли подвергаются обратимому гидролизу?
4. Какие соли подвергаются необратимому гидролизу?
5. Как зависит константа гидролиза от концентрации и температуры?
6.Какие факторы влияют на смещение равновесия гидролиза?

Лекция №8

Тема: Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

2. Цель: окислительно-востановительные 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 лекции:

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, CI_2, O_2, H_2, O_3 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 избыточный положительный заряд.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

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 №9

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 B]$_2$, 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 лекции:

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.

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 колеплексообразователя 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: -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^-, $S_2O_3^{2-}$, 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.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

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?

Лекция №10
Тема: Химия s-, p-, d- элементов

2. Цель: знание закономерностей химических свойств s-, p-, d- элементов в соответствии со строением атома, положением в ПСЭ и характером образующихся связей в соединениях необходимо для прогнозирования физиологических, фармакологических, токсикологических воздействий на организм.

Некоторые 3d-элементы (медь, цинк, марганец, железо, кобальт) и 4d-элементы - молибден - называют "металлами жизни", благодаря их огромной роли в живой природе. Биолигандами служат белки, аминокислоты, ферменты, гормоны, витамины (аскорбиновая кислота, рибофлавин, биотин и др.).

3.Тезисы лекции:

В организме животных на сегодняшний день обнаружены боле 80 элементов из 110 химических элементов. В состав живой клетки входят шесть основных элементов: углерод, водород, кислород, азот, фосфор, сера. Из атомов этих элементов состоят основные органические соединения живых организмов: белки, углеводы, липиды, нуклеиновые аминокислоты, их называют ***органогенами.*** Кроме того есть элементы, создающие ***электролитный*** фон организма, к ним относятся: кальций, калий, натрий, хлор, магний, фтор, железо. Эти группы элементов составляют 99% массы человеческого организма и их называют макроэлементами.

К s-элементам относятся элементы IA и IIA групп периодической системы. Значение s-элементов для организма огромно. Они участвуют в создании буферных систем организма, в обеспечении необходимого астматического давления, возникновении мембранных потенциалов, в передаче нервных импульсов (Na^+, K^+), структурообразования (Mg, Ca).

Функции калия и натрия в организме довольно разнообразны. Ионы калия и натрия участвуют в передаче нервных импульсов, а также вместе с ионами других металлов способствуют поддержанию осмотического давления в клетках. Ионы натрия в организме главным образом входят в состав межклеточных жидкостей, тогда как калий содержится преимущественно внутри клеток. Ионы натрия играют важную роль в водном обмене, избыток их способствует удержанию воды в организме. Калий необходим для нормальной работы мышц и нервной системы, в частности нормальная работа сердца связана с определенным количеством ионов калия и натрия. Суточная норма хлорида натрия для взрослого человека составляет 5г, а хлорида калия около 3г, повышенное содержание хлорида натрия в организме ведет к развитию гипертонии, к атеросклерозу. Избыток ионов калия также вреден для организма.

Литий накапливается в печени и в легких, но физиологическая роль его еще до конца не выяснена. Большое содержание соединений лития в организме опасно для жизни человека.

Магний содержится в живых организмах (в хлорофилле находится около 2,7% магния). С помощью хлорофилла совершается процесс фотосинтеза, протекающий в зеленых растениях.

Многие p-элементы необходимы для нормальной жизнедеятельности животных организмов и растений,например бор, углерод, азот, фосфор, кислород, сера, фтор, хлор, иод, и др.

Углерод благодаря своей электронной структуре формирует скелет биомолекул,

образуя стабильные ковалентные связи углерод-углерод, а также с другими элементами (O, H, N, S, и т.д.).

Азот относится к важнейшим элементам жизни. Живые организмы содержат около 0,3% азота в виде соединений (белки, аминокислоты, некоторые витамины, гормоны, красящее вещество крови, хлорофилл и т.д.). азотофиксирующие бактерии почвы переводят азот воздуха в минеральные соли.

Железо необходимо почти всем животным и растениям, без этого элемента не смогла бы существовать жизнь на Земле. В организме человека железо содержится в гемоглобине (большая часть), печени, селезенке, костном мозге, почках, плазме крови. В различных тканях человека содержится 4-5 г железа.

Марганец содержится во всех растительных и животных организмах. Комплексное соединение марганца (неизвестного строения) принимает участие на первых стадиях процесса фотосинтеза. Марганец влияет на углеводный обмен, ускоряет созревание эритроцитов.

4. Иллюстративный материал: презентация, таблица.

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.
3. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия :уч.пособие.-М. : ГЭОТАР-Медиа,2013.

дополнительная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Т1-4.: учебное пособие для вузов-Алматы: Эверо, 2014.
2. Алмабекова А.А. и.др. Практикум по неорганической химии:учеб.-метод.пособие -Алматы :Эверо,2012.

на английском языке:

1. Glinka,N.L. General chemistry. Volum 1-4.: manual for graduate students /N.L. Glinka, S.S. Babkina. -27th ed.-Almaty: «Evero», 2017.

электронный ресурс:

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

6.Контрольные вопросы:

1. Кислород, его аллотропические видоизменения.
2. Что называется пергидролем и бывает ли он безводным?
3. Как изменяются свойства щелочных и щелочно-земельных металлов в группах сверху вниз и почему?
4. Особенности строения атомов элементов главных подгрупп. Как изменяются свойства р-элементов в периодах, в группах?
5. В чем проявляются сходство химических свойств бора и кремния?
6. При отравленных для вывода свинца из организма применяется 10%-ный раствор сульфата натрия. В чем принцип действия этого раствора?
7. Какие свойства проявляют азотистая кислота и ее соли в окислительно-

восстановительных реакциях? Привести примеры реакций.

8. Почему академик Ферсман назвал фосфор «элементом жизни и мысли»?
9. Как изменяются кислотно-основные свойства соединений d-элементов? Показать на примере соединений хрома в ряду Cr(II)→ Cr(III) →Cr(VI).
10. Как изменяются окислительно-восстановительные способности соединений d-элементов? Показать на примере соединений марганца Mn(П)→ Mn(IV) →Mn(VI) →Mn(VII).