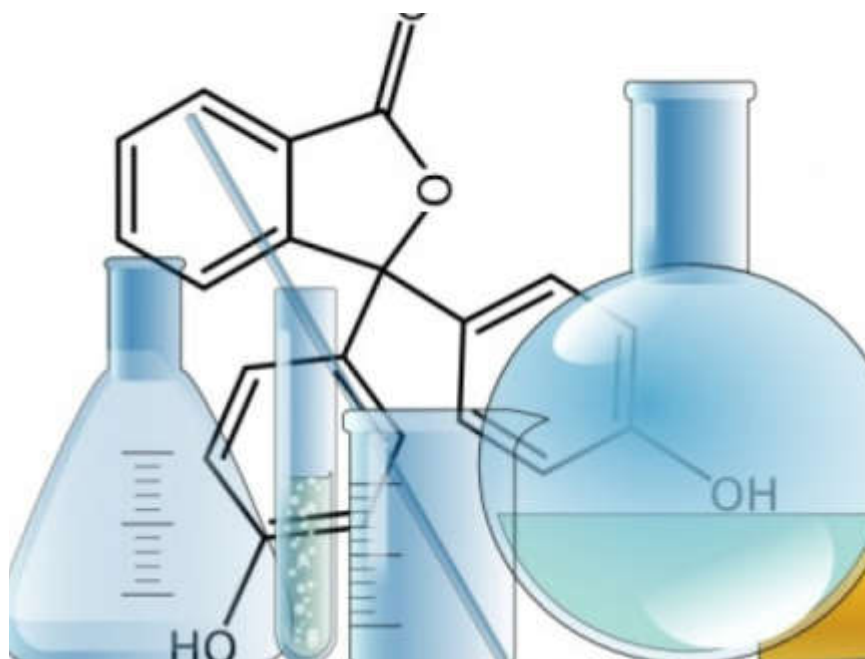


МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ – ФИЛИАЛ ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО
БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«УЛЬЯНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ П.А.СТОЛЫПИНА»

Ю.Р. Гирфанова

Химия

Краткий курс лекция



Димитровград -2023

УДК 54
ББК 24.1
Г-51

Гирфанова Ю.Р. Химия: краткий курс лекций / Ю.Р. Гирфанова -
Димитровград: Технологический институт – филиал УлГАУ, 2023.- 51 с.

Рецензенты: Ермаков Г.П., кандидат технических наук,
доцент кафедры «ЭММ и СГД» ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ

Химия: краткий курс лекций предназначен для подготовки бакалавров очной и заочной форм обучения по направлению подготовки 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов».

В учебно-практическом пособии в кратком и систематическом виде изложено содержание курса химия. Особое внимание уделено взаимосвязи химических свойств элементов и их соединений с положением элемента в ПСЭ Д.И. Менделеева, общим закономерностям протекания химических процессов, вкратце рассмотрены наиболее используемые в практике химических лабораторий пищевых предприятий методы идентификации веществ. После каждой темы даны тренировочные задания и тесты, позволяющие студенту выделить наиболее важные вопросы темы и самостоятельно дать на них ответы. Правильные ответы на вопросы тренировочных заданий приведены в конце пособия. Имеется словарь основных понятий.

Утверждено
на заседании кафедры «Эксплуатация мобильных машин и
социально - гуманитарных дисциплин»

Технологического института – филиала
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ,
протокол № 1 от 2 сентября 2023г.

Рекомендовано
к изданию методическим советом Технологического института
– филиала

ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ
Протокол № 2 от 10 октября 2023г.

© Гирфанова Ю.Р., 2023

©Технологический институт – филиал ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ, 2023

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	
1.Реакционная способность веществ.....	
1.1.Химия и ПСЭ.....	
1.2.Кислотно-основные свойства веществ.....	
1.3.Окислительно-восстановительные свойства веществ.....	
Тренировочные задания и тесты	
2.Химическая связь.....	
Тренировочные задания и тесты	
3.Химические системы.....	
3.1.Растворы.....	
3.2. Дисперсные системы.....	
3.3. Электрохимические системы.....	
Тренировочные задания и тесты	
4.Химическая термодинамика и кинетика.....	
4.1.Химическая термодинамика. Энергетика химических процессов.....	
4.2.Химическая кинетика.....	
4.3.Химическое равновесие.....	
4.4.Фазовое равновесие.....	
4.5.Катализаторы и каталитические системы.....	
Тренировочные задания и тесты	
5.Химическая идентификация веществ.....	
5.1.Классификация методов анализа.....	
5.2.Химические методы анализа.....	
5.3.Физико-химические методы анализа.....	
Тренировочные задания и тесты.....	
6.Органическая химия.....	
Тренировочные задания и тесты	
7. Полимеры, олигомеры	
7.1.Полимеры.....	
7.2.Олигомеры.....	
Тренировочные задания и тесты.....	
8.Основные биохимические процессы.....	
9. Теоретические основы мембранных технологий.....	
10. Получение веществ высокой степени чистоты.....	
11.Дисперсные системы	
12.Методы получения коллоидных растворов.....	
13. Электрокинетические свойства	
Тесты по курсу «Химия».....	
Ответы на тренировочные задания.....	
Вопросы для повторения.....	
Словарь основных понятий.....	

Введение

Химия – наука о веществах и законах, которым подчиняются их превращения. Основной из этих законов – Периодический закон

Д.И. Менделеева, отраженный его знаменитой таблицей. Задача студента, изучающего химию, научиться пользоваться этой гениальной шпаргалкой, позволяющей по положению элемента в таблице предсказать свойства элемента и его соединений. В пособии отражены общие закономерности протекания химических процессов и весь курс химии в целом во взаимосвязи всех ее разделов..

1. Реакционная способность веществ

Реакционная способность – способность вещества вступать в те или иные химические реакции. Она связана с химическими свойствами вещества, которые определяются положением элемента, образующего вещество, в периодической системе элементов (ПСЭ).

1.1. Химия и ПСЭ

Периодический закон Д.И. Менделеева (современная формулировка): Свойства простых веществ, а также свойства и форма их химических соединений, находятся в периодической зависимости от заряда ядра..

Заряд ядра – количество протонов в ядре атома, равное количеству электронов в атоме. Заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в ПСЭ. Свойства элементов и их химических соединений связаны с электронным строением атома. Упрощенно можно сказать, что электроны находятся на атомных орбиталях, которые занимают строго определенные энергетические уровни в пространстве вокруг положительно заряженного ядра атома. Атомная орбиталь – это область пространства, в которой вероятность нахождения электрона максимальна.

Для понимания зависимости свойств элемента и его химических соединений от положения элемента в ПСЭ рассмотрим устройство периодической таблицы. Как и любая таблица, она состоит из строк, соответствующих периодам ПСЭ, и столбцов, соответствующих группам элементов ПСЭ.

В ПСЭ – 7 периодов. Период объединяет элементы с одинаковым количеством энергетических уровней - ЭУ, на которых находятся электроны в атоме. Номер периода, в котором находится элемент в ПСЭ, численно равен количеству ЭУ в атоме и номеру внешнего (последнего от ядра) ЭУ. Так элементы I периода имеют 1 ЭУ, II периода – 2 ЭУ, III – 3 ЭУ и т.д. Начиная с II периода, ЭУ (по энергии) расщепляются на подуровни: II – на два, III – на три, IV - VII – на четыре ЭУ. На ЭУ, как и на подуровне, находятся электроны с «равной» энергией.

В ПСЭ – 8 групп. Каждая из них разделена на основную и побочную подгруппы. Группы (подгруппы) объединяют элементы с подобным электронным строением последних ЭУ, что и объясняет сходные химические свойства элементов группы (подгруппы).

Свойства элементов зависят от количества электронов на внешнем ЭУ. У элементов *основных подгрупп* (H – Fr, Be – Ra, B - Tl, C - Pb, N - Bi, O – Po, F – At, He - Rn) 1-8 групп количество электронов на внешнем ЭУ численно равно номеру группы. Эти электроны могут быть валентными, т.е. образовывать химические связи и вступать в химические реакции.

Максимальное количество электронов на ЭУ элементов основных подгрупп равно 8. Восемь электронов внешнего ЭУ объясняет химическую инертность элементов 8 группы – благородных газов (Ne – Rn).

У элементов *побочных подгрупп* (Cu – Au, Zn – Hg, Sc- Ac-Lr, Ti- Ku, V - Ns, Cr - W, Mn – Re) 1-7 групп номер группы ПСЭ численно равен сумме электронов на внешнем и предвнешнем ЭУ. Электроны этих уровней могут быть валентными.

В группах (подгруппах) сверху вниз увеличивается количество ЭУ и, следовательно, увеличивается расстояние между положительно заряженным ядром и валентными электронами элементов и их ионов. Это расстояние далее условно будем называть радиусом.

В периодах (с одинаковым « радиусом») слева направо увеличивается положительный заряд ядра (количество протонов).

Как же влияют «радиус» и заряд ядра на химические свойства элементов и их соединений?

Металлические и неметаллические свойства.

Металлические свойства обусловлены способностью отдавать электроны, неметаллические – их принимать. Чем легче отдать электрон, тем сильнее выражены металлические свойства. Чем дальше электрон от положительно заряженного ядра (больше его «радиус») и меньше заряд этого ядра, тем легче отдать электрон и наоборот. Следовательно, сверху вниз ПСЭ в группах (подгруппах) усиливаются металлические свойства, а неметаллические уменьшаются.

Наибольший «радиус» при наименьшем заряде - у франция (нижний левый угол ПСЭ). Это самый активный металл ПСЭ. Наименьший «радиус» при наибольшем заряде - у фтора (правый верхний угол ПСЭ). Это самый активный неметалл ПСЭ.

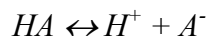
Неметаллов значительно меньше, чем металлов. Все они расположены в верхнем правом углу ПСЭ.

Обратите внимание, что в большинстве таблиц ПСЭ символы металлов, неметаллов и элементов (металлов), чьи оксиды и гидроксиды могут проявлять амфотерные свойства (см. ниже), окрашены в разные цвета.

1.2. Кислотно-основные свойства веществ.

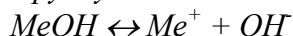
Для ответа на вопрос о кислотно-основных свойствах веществ надо вспомнить о классах неорганических соединений и некоторых их свойствах.

Кислоты (по Аррениусу) – неорганические соединения, диссоциирующие в водном растворе на катион водорода и анионный остаток кислоты



Чем легче отдать катион водорода, тем сильнее кислота, тем активнее она проявляет свои кислотные свойства при взаимодействии с основаниями, основными оксидами.

Основания (по Аррениусу) – неорганические соединения, диссоциирующие в водном растворе на катион металла и гидроксо-группу

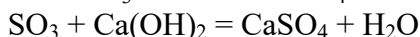


Чем легче отдать гидроксо-анион, тем сильнее основание, тем активнее оно проявляет свои основные свойства при взаимодействии с кислотами, кислотными оксидами.

Оксиды – соединения элемента с кислородом.

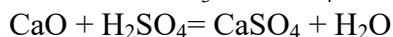
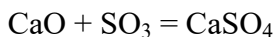
Кислотные оксиды – оксиды, образованные типичными неметаллами (SO₃, CO₂, P₂O₅ и др.).

Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, например:



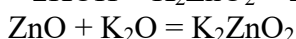
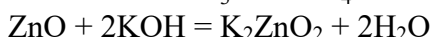
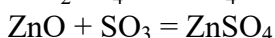
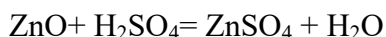
Основные оксиды – оксиды, образованные типичными металлами – элементами 1 (Li – Fr) и 2 (Ca – Ra) главных групп и остальными металлами в более низкой из возможных степенях окисления (FeO, MnO и др.).

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами и с кислотными оксидами, например



Амфотерные оксиды – оксиды металлов, проявляющих металлические и неметаллические свойства (ZnO, Al₂O₃, SnO, PbO и др.)

Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, с основаниями и основными оксидами, например:



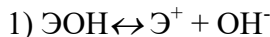
Свойства безкислородных кислот.

Исходя из определения кислоты, вытекает, что чем больше «радиус» аниона, образующего кислоту, и меньше его заряд, тем легче отдать катион водорода, тем сильнее выражены кислотные

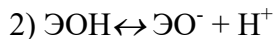
свойства. Например, в ряду безкислородных кислот HF, HCl, HBr, HI кислотные свойства усиливаются от фтороводородной к иодоводородной кислоте. Наиболее слабая из приведенных кислот – HF.

Свойства кислородосодержащих кислот и оснований.

Кислородосодержащие кислоты и основания относятся к классу гидроксидов, так как и те и другие содержат гидроксо-группу. Поэтому будем рассматривать их как неорганические соединения с общей формулой ЭОН, которое может диссоциировать в водном растворе как кислота (1) и как основание (2):



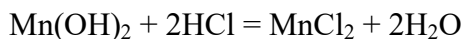
Диссоциация по основному типу возможна тогда, когда связь Э-О – слабая: «радиус» элемента большой, заряд мал.



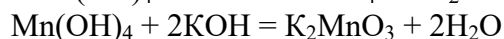
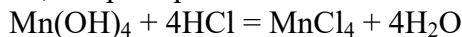
Диссоциация по кислотному типу возможна тогда, когда связь Э-О – сильная: «радиус» элемента мал, заряд большой.

Исходя из вышесказанного, рассмотрим изменение свойств гидроксидов в ряду $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, $\text{Mn}(\text{OH})_7$:

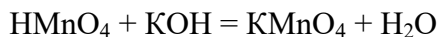
- $\text{Mn}(\text{OH})_2$ проявляет основные свойства, взаимодействуют с кислотами (кислотными оксидами), например:



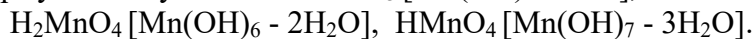
- $\text{Mn}(\text{OH})_4$, – амфотерен, взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, основаниями и основными оксидами, например:



- $\text{Mn}(\text{OH})_7$ проявляет только кислотные свойства, взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, например:



Гидроксиды, проявляющие кислотные свойства, следует записывать в виде соответствующих гидоксидам кислот, которые получают путем отнимания из соответствующих формул молекул воды: H_2MnO_3 [$\text{Mn}(\text{OH})_4 - \text{H}_2\text{O}$],



Из вышесказанного следует, что с ростом заряда и уменьшением радиуса элемента, образующего гидроксид, увеличиваются его кислотные и уменьшаются основные свойства.

Кислотно-основные свойства кислот и оснований можно оценить по значению их константы диссоциации (K_d), приведенной в справочниках. Чем меньше K_d , тем слабее выражены кислотные (основные) свойства кислот (оснований).

1.3. Окислительно-восстановительные свойства веществ.

Для понимания зависимости окислительно-восстановительных свойств веществ от положения элемента, их образующего, в ПСЭ, надо вспомнить о понятиях «окислительно-восстановительные реакции», «окислитель» и «восстановитель».

Окислительно-восстановительные (о/в) реакции – реакции, идущие с переносом электронов.

Степень окисления (СО) – условный заряд, который приобрел бы атом, если все связи в нем были ионные. Вычисляется исходя из постулатов:

- молекула нейтральна, ее СО равна нулю;
- СО водорода (в большинстве соединений) и щелочных металлов (Li – Fr) равна +1, металлов основной подгруппы 2 группы (Be – Mg) равна +2;
- СО кислорода (в большинстве соединений) равна –2.

К качестве примера определим СО марганца в перманганате калия (KMnO_4). Сумма отрицательных зарядов на кислороде равна +8 [(+2) · 4]. Так как СО молекулы равна 0; сумма положительных зарядов должна быть равна -8; из них СО K^+ равна +1. Следовательно, СО марганца равна +7.

Окислитель – элемент, принимающий электроны. При этом он восстанавливается. Его СО понижается. Например, $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+}$

Восстановитель отдает электроны. При этом он окисляется. Его СО повышается. Например, $Mn^{2+} - 2e = Mn^{4+}$.

Чем больше заряд и меньше «радиус» элемента, тем легче принять электрон, тем активнее окислитель. **Способность элементов притягивать к себе электроны отражает понятие «электроотрицательность» (ЭО).** Поэтому в периодах ПСЭ ЭО элементов увеличивается слева направо; в группах ЭО увеличивается снизу вверх. Наиболее активные окислители – фтор, хлор, кислород, азот имеют наибольшие значения ЭО. Самый активный из них – фтор имеет самое высокое значение ЭО. Фтор окисляет даже кислород и благородные (ранее назывались инертными) газы.

Чем меньше заряд и больше «радиус» элемента, тем легче отдать электрон, тем сильнее выражены восстановительные свойства. Самый активный восстановитель ПСЭ – франций

В периоде ПСЭ с ростом заряда и незначительным уменьшением «радиуса» окислительные свойства усиливаются слева направо за счет усиления притяжения валентных электронов наиболее положительно заряженным ядром. Это необходимо учитывать, определяя окислитель и восстановитель в реакциях между элементами одного периода. Так в реакции между серой и хлором окислитель – хлор, восстановитель – сера.

В группах ПСЭ сверху вниз усиливаются восстановительные свойства.

Для понимания связи о/в свойств элемента и его соединений с положением элемента в ПСЭ, рассмотрим следующие понятия:

высшая степень окисления (больше которой не может быть) численно равна номеру группы, в которой находится элемент в ПСЭ. В высшей СО все элементы – только окислители, могут только принимать электроны.

Например, высшая СО серы равна + 6;

низшая степень окисления (меньше которой не может быть) для металлов равна нулю; для неметаллов численно равна номеру группы, в которой находится элемент в ПСЭ, минус восемь. Например, низшая СО серы равна –2 (H_2S), магния равна 0;

промежуточная степень окисления – СО, находящаяся между низшей и высшей СО элемента. В промежуточной СО элементы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, в зависимости от партнера по реакции. Например, промежуточная СО на сере в сернистой кислоте (H_2SO_3) и SO_2 - оксиде серы (IV), равна +4, поэтому сернистая кислота в реакции с H_2S – окислитель, а в реакции с $KMnO_4$ – восстановитель.

Типы о/в реакций

Для понимания процесса протекания о/в реакций рассмотрим различные типы о/в реакций.

межмолекулярные реакции – реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах, например, $KMnO_4 + H_2S$;

внутримолекулярные – реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся внутри одной и той же молекулы. Например, в молекуле

$(NH_4)_2Cr_2O_7$: N^{3-} – восстановитель, Cr^{6+} - окислитель;

самоокисления – **самовосстановления (диспропорционирования)** – окислитель и восстановитель один и тот же элемент, находящийся в промежуточной СО. Он сам себя окисляет и восстанавливает. Например, Cl_2 в реакции с водой сам себя окисляет и восстанавливает.

Определение продуктов о/в реакций.

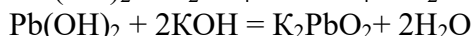
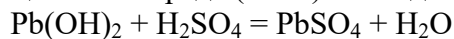
В межмолекулярных и внутримолекулярных о/в реакциях сначала определяют окислитель и восстановитель. Затем, исходя из их возможных СО, определяют возможные продукты реакции, помня о том, что окислитель понижает СО, а восстановитель ее повышает. Например, в реакции между оксидом свинца (IV) и иодидом калия (в сернокислой среде): PbO_2 – окислитель (свинец находится в 4 группе ПСЭ, Pb^{+4} – высшая СО свинца). Понижая свою СО, свинец может превратиться в Pb^{+2} ; KI - восстановитель (йод – элемент 7 группы ПСЭ, I^{-1} - низшая СО йода). Повышая свою СО, йод может превратиться в I_2^0 . Напомним, что молекула йода, как и других галогенов, состоит из двух атомов.

Схема реакции:



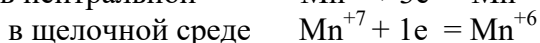
где $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ – продукты реакции обмена.

Следует помнить, что для амфотерных элементов (оксиды и гидроксиды которых – амфотерны), вид получаемого продукта зависит также и от реакции среды: Pb^{2+} в сернокислой среде существует в виде PbSO_4 , в щелочной среде (KOH) – в виде K_2PbO_2 , т.к.

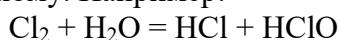


Для амфотерных элементов, имеющих много различных СО, например,

для марганца, в зависимости от среды получают продукты с различными СО. Больше всего СО изменяется в кислой среде, меньше всего – в щелочной. Например, в кислой среде $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+}$,



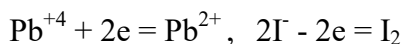
В реакциях диспропорционирования элемент, находящийся в промежуточной СО, может сам себя окислять и сам себя восстанавливать, вступая в реакции самоокисления – самовосстановления. При этом (если реакция проводится без нагревания) получают продукты реакции со СО, ближайшими к исходному. Например:



Коэффициенты в уравнениях о/в реакций.

Чтобы правильно расставить коэффициенты в уравнении о/в реакции, нужно составить электронный баланс, помня, что количество отданных и принятых электронов в реакции равны между собой.

Составим такой баланс для выше написанной реакции между оксидом свинца (IV) и иодидом калия (в сернокислой среде) и расставим коэффициенты в ее уравнении $\text{PbO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + \text{I}_2^0 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$



Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
<p>1.О «силе» кислоты можно судить по значению ее константы диссоциации; чем она больше, тем сильнее кислота. Исходя из сравнения «радиуса» (r) и «заряда» (z) элемента, образующего кислоту, предскажите значение константы диссоциации какой кислоты должно быть больше: HNO_3 или HNO_2, HClO_2 или HClO.</p> <p>2.Исходя из сравнения «радиуса» (r) и заряда (z) элемента, образующего основание, определите, какое из оснований будет реагировать с концентрированным раствором KOH: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ или $\text{Mn}(\text{OH})_4$.</p> <p>3.Реакции с водой - (гидролизу) подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием. Определите, какая из указанных солей будет подвергаться гидролизу: KClO_2 или KClO.</p> <p>4.Исходя из сравнения «радиуса» и заряда элемента, укажите, какой из оксидов олова и свинца – SnO, SnO_2, PbO, PbO_2 – наиболее сильный окислитель, наиболее сильный восстановитель.</p> <p>5.Расставьте коэффициенты в о/в реакциях, составив электронный баланс реакции.</p> <p>а) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mn}(\text{OH})_4$</p> <p>б) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>6.Напишите уравнения реакций PbO с кислотой и основанием.</p>	

Тесты по теме

1. На каком энергетическом уровне находятся валентные электроны у атомов:

а) мышьяка; б) олова? а) 1 – на 2, 2 – на 5, 3 – на 4; б) 1 – на 5; 2 – на 4, 3 – на 2.

2. Назовите наиболее активный металл среди элементов 2 группы ПСЭ:

а) кальций; б) кадмий; в) радий.

3. Назовите наиболее активный неметалл среди элементов 6 группы:

а) сера; б) теллур; в) кислород.

4. В какой из перечисленных групп приведены формулы только кислотных оксидов? а) SO_3 , BaO , ZnO ; б) CO_2 , SO_3 , N_2O_5 ; в) MnO , CaO , BaO .

5. В какой из перечисленных групп приведены формулы веществ, проявляющих только восстановительные свойства?

а) H_2S , Zn , NH_3 ; б) H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 ; в) H_2SO_4 , KClO_3 , Mg .

2. Химическая связь

Под химической связью (ХС) понимают взаимодействия различных типов, в результате которых образуются двух или многоатомные соединения – молекулы, ионы, радикалы, кристаллы. В результате этого взаимодействия понижается энергия многоатомной системы по сравнению с энергией изолированных атомов.

По наиболее простой теории ХС - теории валентности - каждой связи между атомами соответствует одна электронная пара. В зависимости от способа ее образования из электронов связываемых атомов выделяют ионную, ковалентную и координационную связь.

Если электронная пара полностью принадлежит одному из атомов (который становится анионом), образуется ионная связь. *Ионная связь – связь, обусловленная кулоновскими силами притяжения противоположно заряженных ионов (катиона и аниона).* Ионная связь наиболее ярко проявляется в склонности соединений с этой связью к образованию кристаллических решеток, в узлах которых каждый ион окружен максимально возможным числом ионов противоположного заряда.

Соединения с ионной связью образуют элементы основных подгрупп 1 и 7 групп ПСЭ (NaCl , KF и др.)

Наиболее важное отличие соединений с ионной связью от соединений с ковалентными связями – способность к диссоциации на ионы в растворах полярных растворителей, например в воде.

Если электронная пара принадлежит обоим атомам, образуется ковалентная связь. *Ковалентная связь – связь за счет пары электронов, принадлежащих вступающим в связь атомам.* Если эта пара равно удалена от обоих атомных центров – связь ковалентная неполярная, если пара электронов смещена в сторону более электроотрицательного элемента – ХС полярная. Полярную связь можно рассматривать как промежуточную между неполярной и ионной ХС. Чем больше разность электроотрицательностей ($\nabla\text{ЭО}$) элементов, участвующих в связи, тем связь более ионная. $\nabla\text{ЭО} = 0$ связь – ковалентная неполярная.

Координационная связь по донорно-акцепторному механизму образуется за счет пары электронов донора электронов и свободной атомной орбитали акцептора электронов. Такая ХС существует в комплексных соединениях. Простейшее комплексное соединение – катион аммония NH_4^+ . Донорами электронов могут быть не участвующие в образовании ХС электронные пары анионов или молекул. Так в молекуле воды есть две электронные пары, не участвующие в образовании ковалентной неполярной связи внутри молекулы. Поэтому вода участвует в образовании аквакомплексов типа $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

По числу образующих ХС электронных пар, ковалентную и координационную связь подразделяют на *простую* (ХС за счет одной пары электронов) и *кратную* – двойную, тройную, четверную.

Связь, в которой электронная пара распределена между двумя атомами, называют двухцентровой. Однако существуют многоцентровая ХС, в которой электронная пара распределена в пространстве трех и большего числа атомных центров молекул, ионов, радикалов. К такому типу связи относится водородная и металлическая связи.

Водородная связь – связь между водородом и наиболее электроотрицательными элементами – фтором, хлором, кислородом, азотом. Водородную связь можно рассматривать как частный случай слабой ковалентной связи.

В неорганических соединениях водородная связь существует между молекулами, которые за счет нее объединяются в ассоциаты из множества молекул. Наличие водородной связи отражается на физико-химических свойствах материалов.

В органических соединениях водородные связи, существующие внутри одной молекулы, играют исключительно важную роль при формировании структур белков, полисахаридов и др. Водородные связи между соответствующими парами пуриновых и пиримидиновых оснований ДНК (за счет **комплементарности** - структурного соответствия двух цепей нуклеиновых кислот) определяют образование двойной спирали ДНК, и следовательно, природу генетического кода.

Наличие дополнительной водородной связи в молекулах усиливает их прочность, несмотря на то, что водородная связь менее слабая по сравнению с обычной ковалентной связью.

Однако и при отсутствии водородной связи между молекулами существуют силы притяжения, определяющие межмолекулярную связь. К ним относятся вандерваальсовы взаимодействия и донорно-акцепторные связи между молекулами (см. координационную связь).

В основе **вандерваальсовых сил** лежит взаимодействие между диполями. Взаимодействие между постоянными диполями, называют **ориентационными** или **диполь-дипольными**. Они обусловлены ориентацией полярных молекул за счет притяжения разно зарядных по знаку полюсов. **Индукционные взаимодействия** – взаимодействие полярных и неполярных молекул за счет притяжения разно зарядных полюсов полярной и индуцированного (наведенного от воздействия полярной молекулы) заряда неполярной молекулы. **Дисперсионное притяжение** – взаимодействие неполярных молекул за счет возникающих в них мгновенных диполей. Суммарная энергия вандерваальсового взаимодействия на 1-2 порядка ниже энергии химической связи и обратно пропорциональна расстоянию между центрами молекул в шестой степени.

Металлическая связь – связь, обусловленная перемещением валентных электронов металла во всем пространстве кристаллической решетки, образуемой его положительными ионами. Она играет главную роль во всем многообразии физико-химических свойств металлов.

В металлах, как и других кристаллических твердых телах, существуют зоны разрешенных и запрещенных энергий. Деление веществ на металлы, полупроводники и диэлектрики основано на разной ширине запрещенной зоны. Валентная зона заполнена электронами, зона проводимости свободна от них, а запрещенная зона находится между ними. У металлов валентная зона и зона проводимости перекрываются, у полупроводников ширина запрещенной зоны меньше 4эВ, у диэлектриков она больше 4 эВ.

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
1. Вычислив $\nabla\text{ЭО}$ для связей К-Сl, Са-Сl, Fe-Сl, Рb-Сl, определите, какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности. Относительная ЭО: 3,5 (Сl); 1,9 (Рb); 1,8 (Fe); 1,0 (Са); 0,9 (К). 2. Как изменяется прочность связи в ряду: HF-НСl- HBr-HI? 3. Определите тип связи в молекулах F ₂ , HF, NaF. 4. Известно, что в сходных веществах с ростом молекулярной массы увеличивается их температура плавления и кипения. Сравнивая свойства водородных соединений, из этой зависимости выпадают H ₂ O и HF. Почему?	

Тесты по теме

- Какой тип связи имеет место в молекуле NH₃? Относительная ЭО: 3,0 (N); 2,1 (H) .А) ковалентная полярная; б) ковалентная неполярная; в) ионная.
- Какая из связей наиболее полярная? а) H-J; б) H-F; в) H-Cl.
- В какой из молекул связь - ионная? а) AsH₃; б) CaBr₂; в) H₂S.

4. Какой тип связи имеет место между элементами с одинаковыми значениями ЭО? а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная
5. Какие связи имеют место в комплексном ионе BF_4^- ? а) ковалентные полярные и координационная; б) ковалентные полярные; в) ковалентные неполярные и координационная.

3. Химические системы

Химические системы - системы, состоящие из нескольких химических соединений, взаимодействие которых друг на друга определяют свойства всей системы в целом. К ним относятся растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, каталитические системы.

3.1. Растворы

Растворы (истинные) - гомогенные смеси переменного состава. Они могут быть газовыми (воздух), жидкими (морская вода) и твердыми (однородные металлические сплавы). Обычно термин «растворы», не содержащий уточнений, относят к жидкой молекулярно-дисперсной системе. Растворителем называется компонент, концентрация которого значительно выше концентраций остальных компонентов. Наибольшее значение имеют растворы, в котором растворителем является вода.

Важной характеристикой растворов является их концентрация.

3.1.1. Различные способы выражения концентраций

Процентная концентрация (С%) - число граммов растворенного вещества в 100 граммах раствора. Например, 5% раствор поваренной соли содержит 5г соли в 100г раствора. Рассчитать С% можно по формуле:

$$C\% = \frac{m_{B-BA} \cdot 100}{m_{P-PA}} = \frac{m_{B-BA} \cdot 100}{V \cdot d}, \text{ где } m_{B-BA}, m_{P-PA} - \text{масса растворенного вещества и масса}$$

раствора (г); V - объем раствора, мл;

d - плотность раствора г/мл.

Молярная концентрация (С_м, моль/л) - число молей растворенного вещества в 1 литре раствора. Например, 0,1м раствор поваренной соли содержит 5,85г соли в 1 л раствора. Рассчитать С_м можно по формуле:

$$C_M = \frac{m_{B-BA} \cdot 1000}{M \cdot V}, \text{ где } M - \text{молекулярная массы растворенного г/моль;}$$

V - объем раствора, мл.

Нормальная концентрация (N, г-экв/л) - число грамм-эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора. Например, 0,1н раствор серной кислоты содержит 4,9г кислоты в 1 литре раствора. Нормальная концентрация широко используется при расчетах в титриметрических методах анализа растворов.

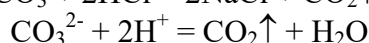
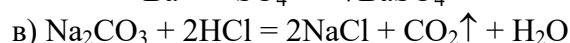
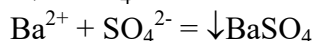
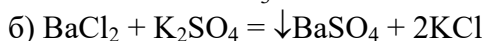
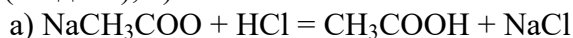
$$N = \frac{m_{B-BA} \cdot 1000}{\text{Э} \cdot V}, \text{ где } \text{Э} - \text{эквивалентная масса вещества, г/ моль;}$$

V - объем раствора, мл

Ионные реакции в водных растворах

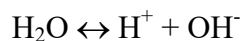
Химические процессы в растворах протекают быстрее тогда, когда взаимодействующие вещества находятся в одной фазе. Особенно быстро протекают реакции между ионами. Равновесие этих реакций сдвинуто в сторону образования а) слабых электролитов (H_2O , CH_3COOH и др.),

б) нерастворимых веществ (осадков), в) газа.



Ионное произведение воды

Вода является слабым электролитом. Установлено, что на ионы диссоциирует одна молекула из 10 млн.



Константа равновесия этого процесса при 20⁰С

$$K_p = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 10^{-16}$$

[H₂O] – концентрация воды, моль/л – величина постоянная, равная 55,5 моль/л (1000/18). Подставив это значение в выражение константы равновесия, получают выражение, которое называется **ионное произведение воды**

$$K_{\text{воды}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Это произведение остается постоянной величиной при добавлении к воде кислот, оснований, солей.

В нейтральной среде: [H⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ (моль/л)

В кислой среде: [H⁺] > [OH⁻], [H⁺] > 10⁻⁷ (моль/л)

В щелочной среде: [H⁺] < [OH⁻], [H⁺] < 10⁻⁷ (моль/л)

Проще характеризовать среду с помощью **водородного показателя рН** – отрицательного десятичного логарифма концентрации водородных ионов:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Среда: кислая	нейтральная	щелочная
pH < 7	pH = 7	pH > 14

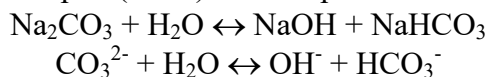
Например, если pH = 11, [H⁺] = 10⁻¹¹ моль/л, среда – щелочная.

Гидролиз солей.

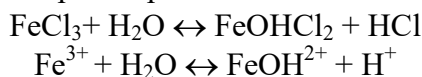
При растворении солей в воде происходит *взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются молекулы слабых электролитов и изменяется рН среды называют гидролизом.*

Гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят ионы слабых кислот или оснований.

При растворении карбоната натрия (соды) в воде среда становится щелочной (pH > 7)



При растворении хлорида железа раствор становится кислым (pH < 7)



3.2. Дисперсные системы

Ранее мы рассматривали истинные растворы как гомогенные смеси веществ, размеры частиц которых не превышали 1 нанометра (1 нм = 10⁻⁹ м). Укрупнение размера частиц в растворе свыше 1 нм приводит к образованию дисперсной системы.

Дисперсная система – система, состоящая из частиц одной фазы, распределенной в другой (от латинского «disperses» – рассеянный, рассыпанный).

Дисперсная система гетерогенна и состоит из 2 фаз: непрерывной – дисперсной среды и прерывной – дисперсной фазы, состоящей либо из твердых частиц, либо из капель, либо из пузырьков газа.

Грубодисперсная система с размерами частиц более 100 нм называется взвесью, при размере частиц 1-100 нм система называется коллоидным раствором или коллоидом. Дисперсные системы с частицами коллоидных размеров принято называть золями. Например, дым и туман – это дисперсная система типа аэрозоля, в которой дисперсной средой является газ, а дисперсной фазой – твердые частицы. Многие продукты питания (пасты, порошки, суспензии, эмульсии) также являются коллоидами.

Важную роль в коллоидных растворах играют поверхностные свойства коллоидных частиц (поверхностное натяжение, адсорбция). Коллоидные частицы, обладающие сродством к воде, называются гидрофильными, а не имеющие такого сродства – гидрофобными.

Агрегативная устойчивость гидрофобных коллоидных растворов обусловлена наличием электрического заряда и поверхности раздела фаз. При добавлении электролита этот заряд может стать равным нулю и тогда может произойти слипание (укрупнение) частиц золя, и коллоидный раствор превратится в гель, а затем выпадет в осадок в виде взвеси. Такой процесс называется коагуляцией.

Коагуляция - процесс укрупнения частиц с потерей агрегативной устойчивости золя.

Процесс обратный коагуляции, а именно *распад агрегатов частиц в дисперсной системе называется пептизацией.*

Коллоидные растворы получают из истинных растворов путем укрупнения частиц молекулярной дисперсности (максимум до 100 нм) методом конденсации, либо путем дробления взвеси до частиц коллоидных размеров (минимум до 1 нм) методом диспергирования.

При пропускании через коллоидный раствор постоянного электрического тока могут наблюдаться **электрофорез** – движение частиц дисперсной фазы к противоположно заряженному электроду или **электроосмос** – движение частиц дисперсной среды к противоположно заряженному электроду.

3.3. Электрохимические системы

Электрохимические системы – системы, состоящие из окислителя и восстановителя, обменивающиеся между собой электронами. К ним относятся окислительно-восстановительные реакции (см. раздел 1), химические источники тока, электролиз и другие.

Гальванические элементы.

Гальванический элемент (ГЭ) – химический источник ток - устройство (гальваническая ячейка), в котором энергия химической о/в реакции превращается в электрическую. Основа ГЭ – электроды; один содержит окислитель, другой – восстановитель. Электроды контактируют с ионопроводящим материалом – электролитом. Электрод, на котором в ходе реакции происходит процесс окисления, называется *анодом*; электрод, на котором осуществляется восстановление – *катодом*. Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в ней реакции, называется электродвижущей силой (**ЭДС**) элемента.

$$ЭДС_{298}^0 = E_{\text{катода}}^0 - E_{\text{анода}}^0$$

где E^0 , $ЭДС_{298}^0$ – значения стандартного потенциала электрода и ЭДС ГЭ, измеренные в стандартных условиях (25⁰С, 101 кПа, концентрация раствора собственных солей 1 моль/л)

Катодом будет являться электрод с наиболее положительным значением E^0 . Например, ЭДС ГЭ, составленного из медного (катод) и цинкового (анод) электродов, равна

$$ЭДС_{298}^0 = E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1.1 \text{ (В)}$$

Электролиз

Электролиз – химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, помещенных в раствор, расплав или твердый электролит.

В электрическом поле положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, отрицательно заряженные (анионы) - к аноду. На катоде (электроду, подключенному к отрицательному полюсу источника тока) происходит

восстановление, на аноде – окисление ионов или молекул, входящих в состав электролита. Количество образовавшихся на электродах веществ и количество пропущенного электричества связаны законами Фарадея.

Обычно электролиз осуществляется в электролитических ячейках – электролизерах В результате электролиза электрическая энергия превращается в химическую.

Коррозия металлов

Коррозия – это разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой. При этом металл окисляется и образуются продукты, состав которых зависит от условий коррозии.

По механизму протекания коррозионного процесса, зависящего от характера внешней среды, с которой взаимодействует металл, различают химическую, биохимическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия обусловлена воздействием на металлы неэлектролитов в отсутствии воды. При этом происходит прямое гетерогенное взаимодействие металла с окислителем среды, например, окисление металла кислородом воздуха при высоких температурах или в агрессивных жидкостях –

неэлектролитах, таких как нефть и др.

Биохимическая коррозия вызывается жизнедеятельностью различных микроорганизмов, использующих металл как питательную среду или выделяющих продукты, разрушающие действующие на металл.

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. При этом происходит анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Она происходит в растворах электролитов – водных растворах солей, кислот и щелочей, в морской воде, в атмосфере любого влажного газа, в почве. Особый вид электрохимической коррозии – коррозия за счет внешнего электрического тока, например коррозия подземных металлических сооружений. Процессы электрохимической коррозии подобны процессам, протекающим в ГЭ при отсутствии внешней цепи. При этом анодом является металл с наименьшим значением E^0 и он окисляется (разрушается). Катодом является среда – электролит или металл с наибольшим значением E^0 , находящиеся в контакте с анодом. На катоде происходит процесс восстановления.

Для пищевых производств наиболее характерна электрохимическая коррозия.

Защита от коррозии

Выбор способа защиты определяется его эффективностью и экономической целесообразностью. Для защиты могут быть использованы способы легирования (введения веществ, вызывающих пассивность металлов), нанесения защитных покрытий из эмалей или красок, электрохимической защиты. Последняя осуществляется присоединением к защищаемой конструкции протектора (более активного металла). Важным методом борьбы с коррозией металлов является снижение агрессивности сред за счет деаэрации растворов или применения *ингибиторов коррозии* – специально добавляемых органических веществ, замедляющих процесс коррозии.

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
1. Сколько граммов воды и хлорида натрия надо взять для приготовления 500 г 5% раствора? 2. Определите pH 0,001 м растворов HCl и KOH. 3. Какая среда (нейтральная, кислая, щелочная) в растворах а) KCl; б) ZnCl ₂ ; в) K ₂ CO ₃ ? 4. Напишите молекулярные и сокращенно-ионные уравнения между карбонатом калия и уксусной кислотой, между хлоридом меди (II) и гидроксидом калия. 5. Что является окислителем и восстановителем в ГЭ, составленном из олова и серебра, которые погружены в нормальные растворы их солей? Какие процессы происходят на катоде и аноде? Рассчитайте ЭДС ГЭ в стандартных условиях. 6. Какой процесс можно использовать для очистки: а) природных вод от коллоидных примесей; б) для очистки дымовых газов предприятий?	

Тесты по теме

1. Чему равна процентная концентрация раствора серной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды?

а) 5% ; б) 6%; в) 8%.

2. Какая среда соответствует раствору, рН которого равна 2?

а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.

3. Какие размеры частиц характерны для коллоидных растворов?

а) менее 1 нм; б) 1 – 100 нм; в) более 100 нм.

4. Чем обусловлена агрегативная устойчивость коллоидных растворов?

а) малым размером частиц дисперсной фазы; б) наличием поверхности раздела фаз;
в) наличием электрического заряда и поверхности раздела фаз.

5. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии оцинкованного железа? $E^0_{Zn} = -0.76$ В, $E^0_{Fe} = -0.44$ В.

а) цинк; б) цинк и железо; в) железо.

4. Химическая термодинамика и кинетика

4.1. Химическая термодинамика. Энергетика химических процессов

Термодинамика – наука, изучающая общие законы взаимного превращения энергии из одной формы в другую. В химической термодинамике эти законы применяются к рассмотрению химических и физико-химических процессов.

Выгодно ли энергетически протекание той или иной химической реакции, т.е. может ли она протекать самопроизвольно без подвода энергии извне?

На этот вопрос дает ответ термодинамическая функция - **энергия Гиббса (потенциал Гиббса) ΔG**

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$\Delta G < 0$ – реакция протекает самопроизвольно;

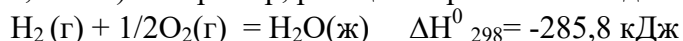
$\Delta G = 0$ – реакция может протекать как в прямом, так и в обратном направлении, т.е. реакция обратима и находится в состоянии химического равновесия;

$\Delta G > 0$ – реакция не может протекать самопроизвольно.

Первая составляющая этого уравнения ΔH – изменение энтальпии реакции, численно равно изменению энергии при протекании химической реакции при постоянном давлении.

Изменение энергии системы при протекании в ней химической реакции при условии, что система не совершает никакой другой работы, кроме работы расширения, называется **тепловым эффектом реакции**.

Реакции, идущие с выделением теплоты и понижением энтальпии называются **экзотермическими**. ($Q > 0$, $\Delta H < 0$). Например, реакция образования воды – экзотермическая.



Реакции, идущие с поглощением теплоты и повышением энтальпии называются **эндотермическими** ($Q < 0$, $\Delta H > 0$). Например, реакция образования оксида азота – эндотермическая.



Изменение энтальпии химической реакции (ΔH_p) равно сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_{\text{прод. р.}} - \sum \Delta H_{\text{исх. в}}$$

ΔH – функция состояния системы и ее изменение не зависит от пути процесса, а определяется только начальным и конечным состоянием систем.

Энтальпию образования простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении 100 кПа (стандартные условия) принимают равной нулю. Тепловые эффекты реакций образования сложных веществ при стандартных условиях (ΔH^0_{298} , кДж/моль) сведены в справочники в таблицы термодинамических характеристик.

Во многих случаях расчет теплового эффекта химической реакции с помощью данных таблиц термодинамических характеристик веществ невозможен, поэтому его определяют экспериментально на приборах – калориметрах.

В технических расчетах часто используют удельную теплоту, отнесенную к 1 кг жидкого или твердого вещества и 1 м³ газа. Например, определяя калорийность пищи, рассчитывают удельную теплоту сгорания пищи до образования высших оксидов (углекислого газа и воды).

Вторая составляющая энергии Гиббса $T\Delta S$ – произведение температуры T (в градусах Кельвина) на ΔS – энтропию реакции.

Энтропия химической реакции – термодинамическая функция, мера неупорядоченности состояния системы.

Допустим, что система, содержит 1 моль вещества – $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, двигающихся в различных направлениях. Их движение описывается мгновенными координатами и скоростями, т.е. микросостояниями системы. Число микросостояний системы называется термодинамической вероятностью системы, функцией которой является энтропия.

По мере увеличения температуры растет скорость движения частиц, увеличивается число микросостояний, результатом которого является увеличение энтропии. Поэтому при переходе из кристаллического состояния в жидкое (плавление) и далее к газообразному (кипение) энтропия увеличивается.

Стандартные энтропии веществ S_{298}^0 , Дж/(моль·К) приведены в таблицах термодинамических величин. Стандартные энтропии простых веществ, в отличие от энтальпии, не равны нулю.

Изменение энтропии химической реакции (ΔS_p) равно сумме энтропий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтропий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta S_p = \sum S_{\text{прод. р.}} - \sum S_{\text{исх. в}}$$

Химические реакции обычно сопровождаются изменениями, как энтропии, так и энтальпии.

Как и в случае ΔH и ΔS , **изменение энергии Гиббса ΔG в результате химической реакции** равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ. Суммирование производят с учетом числа молей участвующих в реакции веществ.

$$\Delta G_p = \sum \Delta G_{\text{прод. р.}} - \sum \Delta G_{\text{исх. в}}$$

ΔG^0 образования простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении

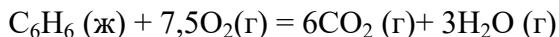
100 кПа (стандартные условия) принимают равной нулю.

Рассмотрим, при каких значениях температуры, энтальпии и энтропии, потенциал Гиббса будет принимать отрицательные значения, т.е. реакция будет протекать самопроизвольно, $\Delta G_{298}^0 < 0$

1. При любых значениях T , если

$\Delta H < 0$ - реакция экзотермическая,

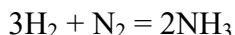
$\Delta S > 0$ – для реакции, идущей с увеличением числа молей газообразных веществ. Например, реакция горения бензола:



2. При достаточно низких температурах, если

$\Delta H < 0$ - реакция экзотермическая.

$\Delta S < 0$ - для реакции, идущей с уменьшением числа молей газообразных веществ. Например, реакция образования аммиака:



3. При достаточно высоких температурах, если

$\Delta H > 0$ – реакция эндотермическая,

$\Delta S > 0$ – в результате реакции возрастает число молей газообразных веществ. Например: $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$

4.2. Химическая кинетика. Скорость химической реакции и методы ее регулирования

Раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, называется **химической кинетикой**. Существуют термодинамически выгодные химические реакции ($\Delta G < 0$), но протекающие очень медленно кинетически. Примером такой реакции может быть реакция горения графита в кислороде с образованием углекислого газа.

Это происходит потому, что в реакцию вступают не все частицы исходных веществ, а только активные, обладающие достаточной энергией для разрыва связей в исходных частицах и создания новых связей в продуктах реакции. Поэтому каждая реакция характеризуется энергетическим барьером, для преодоления которого нужна избыточная энергия – энергия активации. **Энергия активации** – избыточная (по сравнению со средней энергией молекул при данной температуре) энергия, которой должна обладать молекула для того, чтобы их столкновения были эффективны и приводили бы к образованию нового вещества.

Скорость химической реакции – это изменение количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства.

Реакционным пространством гомогенной реакции, (все вещества находятся в одной фазе) является заполненный реагентами объем. Так как отношение количества вещества к единице объема называется концентрацией C , то **скорость гомогенной реакции равна изменению концентрации (ΔC) исходных веществ или продуктов реакции во времени (Δt)**.

Средняя скорость гомогенной реакции (V_{cp}) равна:
$$V_{cp} = \frac{\Delta C \cdot V}{\Delta t}$$

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$ от концентрации описывается кинетическим уравнением реакции.

$$V = k[A]^{n_a} \cdot [B]^{n_b},$$

где n_a, n_b – порядки реакции по веществам А и В (сумма показателей степеней концентраций в кинетическом уравнении),

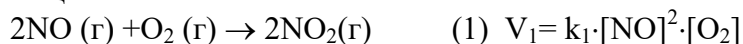
$[A], [B]$ – концентрации веществ, моль/л.

Если такая реакция протекает в одну стадию, то порядок реакции равен сумме стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции и $n_a = a, n_b = b$ и кинетическое уравнение принимает вид:

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

и называется **законом действующих масс**.

Например, для реакции:



Зависимость скорости реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры выражена в **правиле**

Вант-Гоффа: «При повышении температуры на каждые 10^0C скорость большинства реакций

увеличивается в 2-4 раза»:
$$\frac{V_{T+10}}{V_T} = \gamma$$

где V_T, V_{T+10} – соответственно скорости реакции при температуре T и $T+10$

γ – температурный коэффициент скорости реакции, $\gamma = 2 \div 4$.

В общем случае, если температура изменилась на ΔT^0C , уравнение принимает вид:
$$\frac{V_{T+\Delta T}}{V_T} = \gamma^{\Delta T/10}$$

Зависимость скорости реакции от катализатора.

Альтернативным способом повышения скорости реакции является снижение энергии активации с помощью катализатора – вещества, ускоряющего скорость реакции, но не изменяющегося количественно. Катализаторы снижают энергию активации реакции, увеличивая число активных молекул.

Колебательные реакции

Колебательные реакции - реакции, характеризующиеся колебаниями концентраций некоторых промежуточных соединений и соответственно скоростей превращения. Чаще всего это – окислительно-восстановительные реакции или реакции с появлением новой фазы вещества. Причина возникновения колебаний концентраций – наличие обратных связей между отдельными стадиями сложной реакции: положительных, когда продукт реакции ускоряет ее, и отрицательных, когда в ходе реакции вырабатывается ингибитор ее начальной стадии. Каталитические реакции лежат в основе важнейших биологических процессов: генерации нервных импульсов, мышечного сокращения, генерации биоритмов.

4.3. Химическое равновесие

Многие химические реакции *обратимы*, т.е. могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении. По мере протекания таких реакций концентрации исходных веществ уменьшаются, а продуктов реакции растут. При некоторых (равновесных) концентрациях исходных веществ и продуктов реакции скорости прямой и обратной реакции становятся равны, и наступает **химическое равновесие**.

Для обратимой реакции $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$, подчиняющейся закону действующих масс, $V_{\text{пр.}} = \kappa_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$, $V_{\text{обр.}} = \kappa_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

При химическом равновесии $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$ и $\kappa_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = \kappa_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Отсюда легко выводится выражение **константы химического равновесия (K_p)**

$$K = \frac{\kappa_1}{\kappa_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Например, для реакции синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Процесс перехода от одного равновесного состояния к новому равновесному состоянию при изменении условий протекания реакции называется **смещением химического равновесия**. Направление этого смещения подчиняется **принципу Ле-Шателье**:

"Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать воздействие извне (изменить C , t° или p), то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабляет производимое воздействие".

Из этого принципа следует, что

- при увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением числа молей газообразных веществ, а при уменьшении давления - в сторону реакции, сопровождающейся увеличением числа молей газообразных веществ;
- при увеличении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с поглощением теплоты (эндотермической), при уменьшении температуры – в сторону реакции, идущей с выделением теплоты (экзотермической).

4.4. Фазовое равновесие

Под **фазой** понимают однородную часть системы, обладающую одинаковым составом, физическими и химическими свойствами и отделенную от других частей системы поверхностью раздела. Системы, состоящие из нескольких фаз, называют **гетерогенными**, из одной фазы – **гомогенной**. Переходы, при которых вещества без изменения химического состава переходят от одного агрегатного состояния к другому, называются **фазовыми переходами**.

Между фазами гетерогенной системы может устанавливаться равновесие, которое называется **фазовым равновесием**. Например, в насыщенном растворе соли в равновесии находятся 2 составляющие ее фазы - жидкий раствор и кристаллы, скорость растворения

которых равна скорости их кристаллизации. **Фазовое равновесие** – сосуществование термодинамически равновесных фаз, образующих равновесную систему.

4.5. Катализаторы и каталитические системы.

Катализаторы – веществ, изменяющие скорость или возбуждающие химические реакции. Системы, в которых работает катализатор, относятся к каталитическим системам. Как правило, катализаторы не смещают химическое равновесие, а в одинаковой степени изменяют скорость прямой и обратной реакции. Катализаторы могут ускорять или замедлять наступление равновесия, но не изменяют константу равновесия.

Основные характеристики катализатора – каталитическая активность и селективность.

Каталитическая активность характеризует изменение скорости данной реакции при введении в реакцию систему катализатора, ее мера – константа скорости реакции.

Селективность – избирательное действие катализатора на определенный вид реакции. Так, при пропускании паров этанола над медным или никелевым катализатором образуется этаналь (альдегид); если катализатор – оксид алюминия, образуется этилен.

Иногда катализатор образуется в ходе реакций, которые получили название автокаталитическими.

Катализаторы могут не только ускорять, но и замедлять скорость реакции. Такие катализаторы называют **ингибиторами**. Ингибиторы, тормозящие процесс окисления, называют антиокислителями или **антиоксидантами**. Их применяют для стабилизации бензинов и смазочных масел, предохранения от старения полимерных материалов, предотвращения процессов окисления продуктов питания и увеличения сроков их хранения (например, витамин Е). Некоторые смеси антиоксидантов оказываются более активными, чем каждый антиокислитель в отдельности. Такое явление называется **синергизмом**. Синергетическим действием обладают и некоторые вещества, не относящиеся к антиокислителям. Например, лимонная и аскорбиновая кислоты в значительной степени повышают активность антиоксидантов, т.е. являются синергистами.

Химические системы, в процессах которых участвуют катализаторы, называют каталитическими.

Катализаторы, находящиеся в системе в том же фазовом состоянии, что и реагенты, называются гомогенными. Механизм гомогенного катализа объясняют на основе теории промежуточных соединений.

Если катализаторы и реагенты находятся в разных фазах и имеют границы раздела, то катализ называется гетерогенным. Механизм гетерогенного катализа сложен. Предполагается, что реакция идет не на всей поверхности, а на активных центрах. Поэтому большое значение имеет способ приготовления катализатора и обработка его поверхности.

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
1. Вычислите тепловой эффект реакции. Экзотермическая или эндотермическая эта реакция? $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$	
2. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях? $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$	
3. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ если объем системы уменьшить в 3 раза?	
4. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры с 30 ⁰ С до 70 ⁰ С, если температурный коэффициент равен 2?	
5. Равновесие системы устанавливается $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при: (моль/л) [N ₂] = 0,01, [H ₂] = 3,00, [NH ₃] = 0,40. Вычислите K _p	

6. Как надо изменить а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?



$$\Delta H^0_{298} = +92,59 \text{ кДж}$$

Тесты по теме

1. Какая из систем является гомогенной?

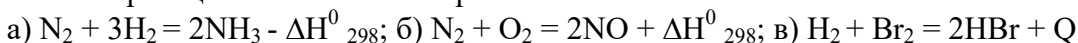


2. В какую сторону сместится равновесие реакции $\text{NO}_2 + \text{NO} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ при повышении давления?

а) сместится вправо; б) сместится влево; в) не сместится.

3. При каком значении ΔG возможно самопроизвольное протекание реакции? а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$.

4. Какая реакция является экзотермической?



5. Химическая идентификация веществ

(для специальностей 080401, 080502, 190601, 260303, 110305)

Химическая идентификация – определение качественного и количественного химического состава вещества с помощью какого-либо метода анализа.

5.1. Классификация методов анализа.

В зависимости от анализируемого компонента различают элементный, молекулярный, функциональный, фазовый, изотопный анализ.

В зависимости от количества (массы, г) анализируемого вещества методы анализа делят на макрометоды ($m \geq 0,1$), полумикрометоды ($0,01 < m < 0,1$), микрометоды ($0,001 < m < 0,01$), ультромикрометоды (≈ 1 мкг), субмикрометоды ($\approx 0,001$ мкг).

В зависимости от природы претерпеваемого с анализируемым веществом превращения и природы аналитического сигнала (сигнала, полученного в результате этого превращения) методы анализа делят на химические, физико-химические и физические методы.

В химических методах анализа между анализируемым веществом и химическим реагентом происходит химическая (аналитическая) реакция. Аналитический сигнал - изменение цвета, образование осадка или газа. В качественных методах анализа этот сигнал наблюдают визуально и по нему устанавливают наличие определяемого вещества, в количественных измеряют:

- массу продуктов реакции (гравиметрия);
- объем раствора вещества, количественно прореагировавшего с определяемым компонентом (титриметрия);
- объем газа, образовавшегося в результате реакции (волюмометрия).

В физико-химических методах анализа анализируемое вещество претерпевает химическое превращение, а аналитический сигнал - физическая величина, связанная известным законом с концентрацией анализируемого вещества. Исходя из аналитического сигнала, эти методы подразделяют на

- кинетические – измеряют скорость реакции;
- потенциометрические – измеряют потенциал;
- амперометрические – измеряют силу тока;
- спектральные – измеряют интенсивность спектральных линий и др.

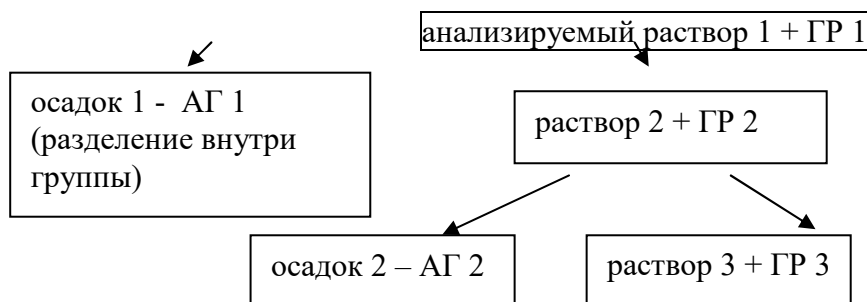
В физических методах анализа измеряют физические характеристики, зависящие от индивидуальности определяемых компонентов (ядерные, атомные, молекулярные спектры испускания и поглощения электромагнитного излучения и др.).

5.2. Химические методы анализа

Качественный анализ.

Допустим, что анализируемый раствор содержит смесь катионов. Как определить какие это катионы и открыть каждый из них отдельно? Классический качественный анализ предлагает 2 пути решения этой задачи.

Систематический анализ – разделение смеси на аналитические группы (АГ) с помощью групповых реагентов (ГР), дающих сходные реакции с катионами всей группы. После разделения смеси на составные части внутри каждой группы проводят разделение катионов, используя различия в химических свойствах этих соединений. Такое разделение отображает следующая схема:



Дробный анализ – выделение небольшого количества ионов (2-5) с помощью селективного реагента и последующего их разделения за счет:

- а) применения приемов маскирования мешающих определению ионов;
- б) повышения избирательности селективного реагента путем создания определенного значения рН.

Например, общую жесткость воды (содержание катионов кальция и магния) комплексонометрическим методом определяют с помощью реактива – ЭДТА, который дает подобные реакции со многими катионами. Для повышения избирательности реактива к определяемым ионам анализ проводят при рН=9. Мешающее действие катионов меди и цинка маскируют добавлением в раствор сульфида натрия.

*Наименьшее количество вещества, которое можно обнаружить с помощью реакции с данным реагентом в качественном анализе называют **пределом обнаружения**.* Предел обнаружения зависит от концентрации реагентов, присутствия посторонних ионов электролитов или мешающих веществ, среды и температуры растворов. Его можно повысить с помощью приемов концентрирования и понижения растворимости осадка.

Понятие предел обнаружения представляет собой количественную меру качественного анализа.

Количественный анализ.

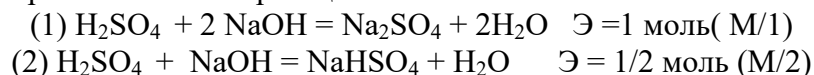
Химические методы количественного анализа базируются на законе постоянства состава, сохранения массы вещества, законе эквивалентов. Последний важен для расчетов результатов количественного анализа.

***Закон эквивалентов:** химические элементы и их соединения вступают в химические реакции друг с другом в строго определенных массовых количествах, соответствующих их химическим эквивалентам.*

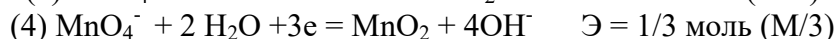
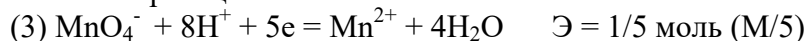
***Эквивалент (Э)** - часть моля вещества, которая может присоединять, высвобождают или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Эту часть моля вещества в некоторых учебниках называют фактором эквивалентности. Эквивалент, выраженный в единицах массы (г/моль), называют также эквивалентной массой.*

При использовании термина эквивалент всегда нужно указывать, к какой конкретной реакции он относится.

Например, для серной кислоты в реакциях



Для перманганата калия в реакциях



Фактор эквивалентности серной кислоты в реакциях 1 и 2 соответственно равен 1 и 1/2 моля, а эквивалент (эквивалентная масса) кислоты соответственно 98 и 49 г/моль. Фактор эквивалентности перманганата калия в реакции 3 и 4 равен 1/5 и 1/3 моля, эквивалент (эквивалентная масса) этой соли соответственно 30,2 и 50,3 г/моль ($M_{\text{соли}}=151$).

Наиболее простой и часто применяемый в лабораториях пищевых предприятий количественный метод анализа растворов – *титриметрия*.

Титриметрические методы анализа основаны на регистрации массы реагента, расходуемого на реакцию с определяемым веществом. К анализируемому раствору добавляют реагент (титрант) в виде раствора с точно известной концентрацией (стандартный раствор) и измеряют объем титранта, пошедший на титрование.

Титрование – основной прием титриметрического анализа, заключающийся в постепенном прибавлении раствора реагента известной концентрации из бюретки к анализируемому раствору до достижения точки эквивалентности.

В точке эквивалентности количество титранта, пошедшего на титрование, эквивалентно количеству титруемого вещества.

Массу (m , г) титранта выражают через его объем по формулам :

$$m = T \cdot V \quad \text{и} \quad m = \frac{N \cdot V \cdot \text{Э}}{1000},$$

где T – титр раствора титранта, г/мл;

V – объем раствора титранта, пошедшего на титрование, мл

Э – эквивалент титранта, г/моль;

N – нормальная концентрация раствора титранта, г/моль · л

На практике фиксируют точку конца реакции, с какой-то степенью точности приближающуюся к точке эквивалентности. В химических методах анализа ее фиксируют визуально по заметному аналитическому эффекту (изменению окраски раствора, выпадению осадка), вызываемому каким-либо из исходных веществ, продуктов реакции или специально введенного в систему вещества – индикатора.

В титриметрии различают прямое, косвенное и обратное титрование.

В прямом титровании определяемый компонент «А» непосредственно реагирует со стандартным раствором «В».

По закону эквивалентов $n_A = n_B$, где $n = NV/1000$,

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

Примером применения метода прямого титрования является определение общей жесткости воды комплексонометрическим методом: титрование воды стандартным раствором комплексона – (трилоном Б – двуназатривой солью ЭДТА) в присутствии индикатора хромогена черного при $\text{pH}=10$.

По количеству трилона Б, пошедшего на титрование известного объема анализируемой воды, определяют нормальность воды в моль/л. Так как жесткость (J) определяется количеством ммоль/л катионов кальция и магния, то от нормальности легко перейти к жесткости:

$$N_{\text{ИОДЫ}} = \frac{N \cdot V_{\text{ТРИЛОНА}}}{V_{\text{ИОДЫ}}}, \text{ моль/л}$$

$$J = N_{\text{воды}} \cdot 1000, \text{ ммоль/л}$$

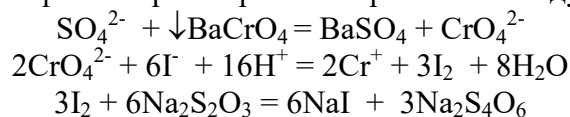
Если прямая реакция анализируемого раствора со стандартным раствором по каким-либо причинам невозможна, проводят обратное или косвенное титрование. Для этого к анализируемому раствору добавляют вспомогательный компонент – вторичный стандарт, вступающий в реакцию с определяемым компонентом.

В обратном титровании первичный стандарт «В» берут в избытке, а не прореагировавший остаток оттитровывают вторичным стандартом. Например, определение содержания сероводорода в воде проводят методом обратного титрования. К известному объему анализируемой воды

добавляют избыток раствора йода известной концентрации. Остаток йода, не прореагировавший с сероводородом, титруют раствором тиосульфата натрия до полного обесцвечивания раствора.

Расчеты проводят по формуле $n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{I}_2)_{\text{изб.}} - n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$

В косвенном титровании со стандартным раствором реагирует продукт реакции. Например, при определении сульфат-ионов в воде к известному объему анализируемой воды добавляют хромат бария, иодид калия и серную кислоту. Далее титруют образовавшийся йод стандартным раствором тиосульфата натрия. При этом протекают следующие реакции:



Расчеты проводят по формуле $n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$

$$N \cdot V(\text{SO}_4^{2-}) = N \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

5.3. Физико-химические методы анализа.

Молекулярно-абсорбционный фотометрический анализ - метод анализа, основанный на избирательном поглощении электромагнитного излучения молекулами определенного компонента (или его соединений с соответствующими реагентами) в ИК, видимой и УФ областях.

Эта способность зависит от строения молекул, их концентрации и температуры, толщины слоя, длины волны, поляризации падающего света и других факторов.

Основной закон поглощения такого излучения, на котором основано применение метода для количественного анализа вещества - **закон Бугера –Ламберта - Беера** :в случае монохроматического излучения и разбавленных растворов (концентрация ≤ 0.01 моль/л) оптическая плотность прямо пропорциональна концентрации вещества.

$$\lg I_0 / I = A = \epsilon \cdot c \cdot l$$

где I_0, I – интенсивность светового потока до и после прохождения через анализируемый раствор, в котором происходит поглощение света;

$\lg I_0 / I = A$ – абсорбция (поглощение) или оптическая плотность раствора;

c – концентрация, моль/л, $c \leq 0.01$ моль/л;

ϵ - молярный коэффициент светопоглощения, связанный с природой вещества, л / моль · см ;

Молекулярный абсорбционный фотометрический анализ включает спектрофотометрию, фотоколориметрию и визуальную фотометрию- колориметрию. Спектрофотометрия и фотоколориметрия основаны на измерении оптической плотности веществ с помощью спектрофотометров и фотоэлектроколориметров. Эти приборы можно увидеть в любой лаборатории, анализирующей продукты питания и воду.

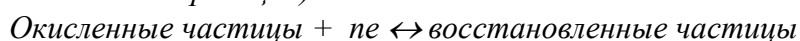
Светопоглощение анализируемого раствора измеряют относительно раствора сравнения, содержащего определяемый компонент известной концентрации, близкой к концентрации этого компонента в анализируемом растворе, и имеющего оптическую плотность $\geq 0,43$. Это позволяет определять относительно большие концентрации веществ с относительной погрешностью 0,2 – 1%.

На практике сначала с помощью прибора измеряют оптическую плотность растворов сравнения с известной концентрацией определяемого компонента и строят график зависимости абсорбции от концентрации (градуировочный график). Далее, измерив абсорбцию в анализируемом растворе, находят неизвестную концентрацию.

Молекулярно-абсорбционный фотометрический анализ применяют для определения большинства химических элементов (при их содержании от 10^{-4} – 10^{-5} % до нескольких десятков %) , идентификации органических веществ и др.

Потенциометрия – электрохимический метод исследования и анализа, основанный на определении зависимости между равновесным электродным потенциалом E и концентрацией (термодинамической активностью - a)

компонентов, участвующих в электродном процессе (окисленных и восстановленных частиц, участвующих в электрохимической реакции):



n - число участвующих в реакции электронов, e - заряд электрона.

Эта зависимость описывается **уравнением Нернста**

$$E = E^0 + RT/nF \ln (a_{ок.}/a_{восст.})$$

где R – газовая постоянная; T- абсолютная температура,

n – число электронов, присоединяемых к окисленным частицам при образовании восстановленных частиц; F- число Фарадея;

ln- натуральный логарифм;

E^0 – табличное значение стандартного электродного потенциала процесса восстановления окислителя. Например, при восстановлении MnO_4^- до Mn^{2+} в кислой среде $E^0 = 1,51V$, MnO_4^- до MnO_2 в водной среде $E^0 = 0,60 V$.

Стандартный электродный потенциал (В) - потенциал электрода, измеренный в стандартных условиях: концентрации (активности) всех участников электродного процесса равны единице, $T=298 K$, $p = 1.01 \cdot 10^5 Pa$

Подставляя в уравнение Нернста значения постоянных R, F, $T= 298 K$ и заменяя натуральный логарифм на десятичный, уравнение Нернста принимает вид:

$$E = E^0 + 0,058/n \cdot \lg (a_{ок.}/a_{восст.})$$

Если какой-нибудь компонент участвует в реакции в виде твердой (например, материал электрода или малорастворимая соль) или газообразной фазы (например, H_2 , Cl_2), насыщающей раствор при атмосферном давлении, или какие-либо молекулы присутствуют в растворе электролита в несоизмеримо большей концентрации, их активности принимают за единицу.

Ниже представлены уравнения Нернста для некоторых электродных процессов (с подставленными числовыми значениями их электродных потенциалов).

Электрод	Электродный процесс	Уравнение Нернста
H_2/H^+	$2H^+ + 2e = H_2$	$E = 0 + 0,058 \lg [H^+]$
Zn/Zn^{2+}	$Zn^{2+} + 2e \leftrightarrow Zn$	$E = 0,74 + 0,058/2 \lg [Zn^{2+}]$
$Pt/Fe^{3+}, Fe^{2+}$	$Fe^{3+} + 1e \leftrightarrow Fe^{2+}$	$E = 0,77 + 0,058 \lg ([Fe^{3+}]/[Fe^{2+}])$
$Pt/MnO_4^-, Mn^{2+}, H^+$	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	$E = 1,51 + 0,058/5 \times \lg ([MnO_4^-] [H^+]^8 / [Mn^{2+}])$

При потенциометрических измерениях составляют гальванический элемент с индикаторным электродом и электродом сравнения и измеряют ЭДС этого элемента. В качестве электрода сравнения, стандартный потенциал которого равен нулю, принят стандартный водородный электрод, на котором осуществляется процесс $2H^+ + 2e = H_2$

Из уравнения Нернста для водородного электрода (1) следует, что при изменении концентрации (активности) водородных ионов в растворе потенциал водородного электрода не будет равен нулю. При 25^0C (298 K) его величина определяется выражением

$$E = - 0,058 pH$$

Например, в нейтральных растворах ($pH = 7$), $E \approx 0,058 \cdot 7 = -0,41 V$

Следовательно, измеряя потенциал водородного электрода, можно определить pH раствора.

pH-метрия – потенциометрический метод определения концентрации катионов водорода в анализируемом растворе.

На практике вместо водородного электрода для определения pH используют стеклянный электрод. Электродный потенциал стеклянного электрода пропорционален концентрации ионов водорода. Стеклянный электрод используется в комбинации с каким-либо электродом сравнения.

Собирая прибор, состоящий из пары электродов – стеклянного и электрода сравнения, и подключая их к высокоомному вольтметру со шкалой, отградуированной на значения pH, получают прибор, называемый pH-метром.

Сначала, для настройки прибора на нужные значения pH, электроды погружают в буферный раствор с известным значением pH, а затем в раствор с определяемым значением pH.

pH-метр – прибор, необходимый в любой химической лаборатории.

Подобно pH-метру может быть собран любой потенциометр, измеряющий потенциал какого-либо электрода, обратимого к соответствующему иону, например, потенциал цинкового электрода (см. электрод 2), обратимого к ионам Zn^{2+} . По значению потенциала, используя уравнение Нернста,

легко определить концентрацию этих ионов в анализируемом растворе. На этом принципе работает ионометрия.

Ионометрия – потенциометрический метод анализа растворов с помощью ионоселективных электродов, обратимых по отношению к соответствующим ионам

Хроматография (Х) – метод разделения, анализа и физико-химического исследования свойств веществ, основанный на различии в скоростях движения концентрационных зон исследуемых компонентов, которые перемещаются в потоке подвижной фазы (элюэнта) вдоль слоя неподвижной.

Исследуемое соединение распределяется между обеими фазами. Обычно неподвижная фаза - сорбент с развитой поверхностью, подвижная – поток газа или жидкости, фильтрующийся через слой сорбента. Необходимое условие разделения – различие в равновесном или кинетическом распределении компонентов смеси между фазами.

Приборы, с помощью которых осуществляется процесс в колоночной хроматографии, называются хроматографами. Они состоят из хроматографической колонки и детектора.

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
<p>1. Анализируемый раствор содержит катионы Ag^+, Cu^{2+}. Используя таблицу растворимости солей предложите схему их разделения, используя принцип систематического анализа.</p> <p>2. Определите эквивалент PbO_2 в реакции $\text{PbO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + \text{I}_2^0 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>3. Рассчитайте значение электродного потенциала цинкового электрода в 0,01 м растворе соли цинка.</p> <p>4. Укажите, какой метод титрования используют при определении окисляемости воды, если к пробе воды добавляют сернокислый раствор дихромата калия, избыток которого оттитровывают солью Fe^{2+}.</p> <p>5. Рассчитайте общую жесткость воды, если на титрование 20 мл анализируемой воды израсходовано 8 мл 0,01 н раствора трилона Б.</p> <p>6. Почему, измеряя абсорбцию анализируемого раствора, можно определить его концентрацию? Зачем предварительно перед этим измеряют абсорбцию растворов сравнения?</p>	

Тесты по теме

1. К какому методу анализа относится комплексонометрический метод определения жесткости воды?

а) физико-химическому; б) физическому; в) химическому.

2. Какая физическая величина связана по закону Бугера – Ламберта – Беера с концентрацией раствора?

а) адсорбция; б) потенциал; в) абсорбция.

3. Какие условия проведения какого-либо процесса или химической реакции относят к стандартным условиям?

а) $T=298 \text{ K}$, $p = 1.01 \cdot 10^5 \text{ Па}$, концентрации участников реакции 1 моль/л;

б) $T=273 \text{ K}$, $p = 1.01 \cdot 10^5 \text{ Па}$, концентрации участников реакции 1 моль/л;

в) $T=298 \text{ K}$, $p = 1.01 \cdot 10^3 \text{ Па}$, концентрации участников реакции 1 моль/л.

4. Титруемую кислотность в винах определяют титрованием 10 мл вина 0,1 н раствором щелочи. К какому способу титрования относится этот процесс?

а) обратное титрование; б) косвенное титрование; в) прямое титрование.

5. Уравнение Нернста для реакции $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e \leftrightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ следует записать как: а) $E = 1,51 + 0,058/5 \times \lg ([\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8 / [\text{Mn}^{2+}]);$

б) $E = 1,51 + 0,058/3 \times \lg ([\text{MnO}_4^-] / [\text{MnO}_2] \cdot [\text{OH}^-]^4);$

в) $E = 0,60 + 0,058/3 \times \lg ([\text{MnO}_4^-] / [\text{MnO}_2] \cdot [\text{OH}^-]^4).$

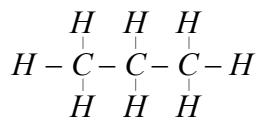
6. Органическая химия (для специальностей 080401, 260303, 19601)

6.1. Теория химического строения органических соединений

А.М. Бутлерова

1. Атомы и молекулы реально существуют. Атомы в молекулах располагаются не беспорядочно, они соединены друг с другом в определенной последовательности.

2. Атомы в молекулах соединяются в соответствии с их валентностью. Углерод в органических соединениях четырехвалентен; его атомы обладают свойством соединяться с другом в цепи.



а - структурная формула

б - сокращенная формула

3. Свойства веществ зависят не только от того, атомы каких элементов и в каком количестве входят в состав молекул, но и от последовательности соединения атомов в молекулах, от взаимного влияния их друг на друга.

4. Различное строение при одном и том же составе и относительной молекулярной массе вещества обуславливает явление изомерии.

Изомеры – вещества, имеющие одинаковый состав молекул (одну и ту же молекулярную формулу), но различное химическое строение и различные свойства.

Таблица 6.1. **Изомеры**

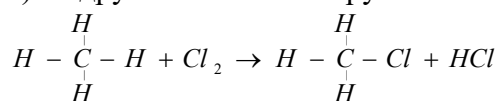
Состав	М _г	Строение	T _{кип} °C
C ₅ H ₁₂	72	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₃	+36,07
C ₅ H ₁₂	72	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	+9,5

5. Химическое строение молекул познаваемо. Оно может быть установлено путем синтеза из веществ известного состава и строения, при изучении свойств полученного вещества и продуктов его превращений.

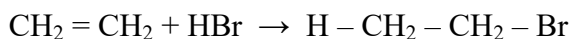
6.2. Классификация химических реакций, типичных для органических соединений.

По типу химического превращения:

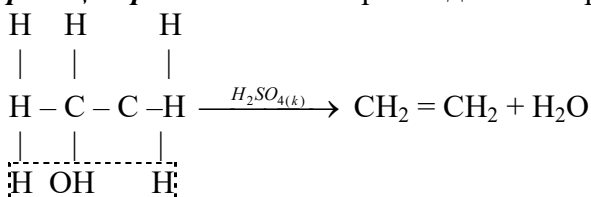
реакции замещения сопровождаются образованием новых ковалентных связей при замещении одного атома (или группы атомов) на другие атомы или группы.



реакции присоединения (синтеза) сопровождаются образованием новых σ (сигма) – связей за счет разрыва π (пи) – связей.

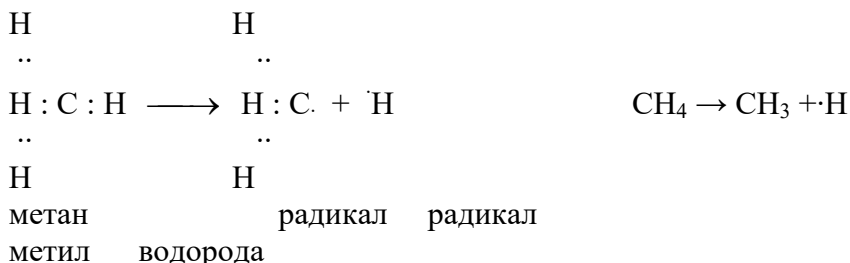


реакции разложения сопровождаются образованием новых более простых по составу молекул.

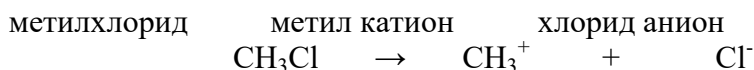
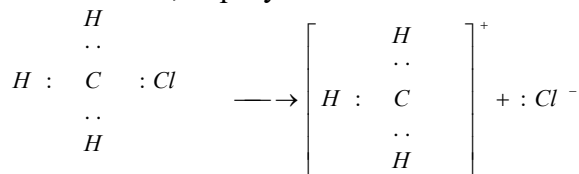


По способу разрыва связи:

реакции с образованием радикалов сопровождаются симметричным разрывом связи. Общая электронная пара делится между атомами, образуя радикалы.



реакции с образованием ионов сопровождаются несимметричным разрывом связи. Общая электронная пара остается у одного атома, образуя ионы.



6.3. Классы органических соединений.

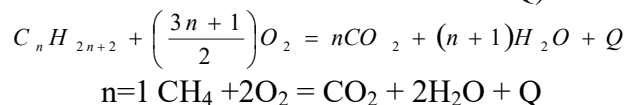
В этом разделе кратко будут рассмотрены отдельные классы органических соединений, их общие формулы, номенклатура и наиболее характерные химические свойства.

Углеводороды:

Алканы $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Химические свойства.

I. Окисление (с выделением большого количества теплоты – Q)



2. Реакции замещения

a) с галогенами $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, где $h\nu$ – свет
хлористый метил

Таблица 6.2. Алканы и их радикалы

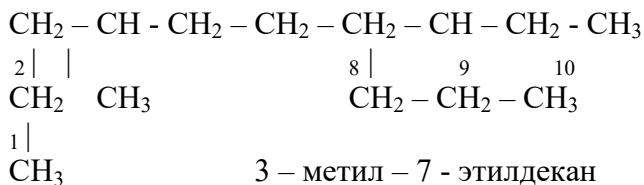
Молекулярная формула	Название	Радикал	Название радикала
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	-ан	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	ан → ил
CH_4	Метан	CH_3	метил
C_2H_6	Этан	C_2H_5	этил
C_3H_8	Пропан	C_3H_7	пропил
C_4H_{10}	Бутан	C_4H_9	бутил
C_5H_{12}	Пентан	C_5H_{11}	пентил
C_6H_{14}	Гексан	C_6H_{13}	гексил
C_7H_{16}	Гептан	C_7H_{15}	гептил
C_8H_{18}	Октан	C_8H_{17}	октил
C_9H_{20}	Нонан	C_9H_{19}	нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}$	декил

Химическая номенклатура – это система формул и названий химических веществ. Она включает правила составления формул и названий. Далее названия органических соединений будут приведены в соответствии с правилами Женевской (систематической) номенклатуры.

Номенклатура алканов.

1. Выбирают наиболее длинную (главную) цепь;

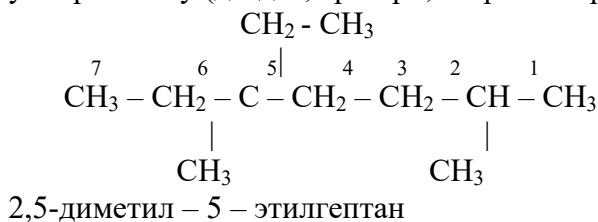
3 4 5 6 7



2. Нумеруют атомы углерода в главной цепи, начиная с того конца, к которому ближе радикал (если заместители на равных расстояниях, то нумеровать с более разветвленного конца);

3. Название строится в следующей последовательности: сначала указывается цифра, означающая номер атома углерода главной цепи, у которого имеется радикал (начиная с простейшего), затем – название радикала и название главной цепи;

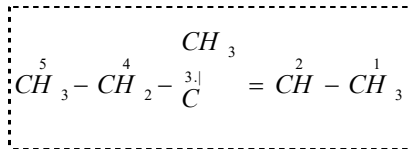
4. Если содержится несколько одинаковых радикалов, то перед их названием указывают числовую приставку (ди-два, три-три, тетра-четыре), а номера радикалов разделяют запятыми.



Алкены: C_nH_{2n} -углеводороды, в молекулах которых имеется **одна двойная связь** между атомами углерода. Первый представитель – этен (этилен) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

Номенклатура ан → ен

1. В качестве главной выбирают цепь, включающую двойную связь, даже если она не самая длинная.
2. Нумерация с того конца, где ближе двойная связь.
3. Положение = связи указывают в конце номером атома углерода, после которого она находится.
4. В начале названия – положение боковых цепей.



радикалы
 $\text{CH}_2 = \text{CH} \cdot$ винил
 $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 \cdot$ аллил

3 - метилпентен – 2

Химические свойства: активны из-за наличия непрочной π -связи.

Таблица 6.3. **Характерные реакции присоединения алкенов**

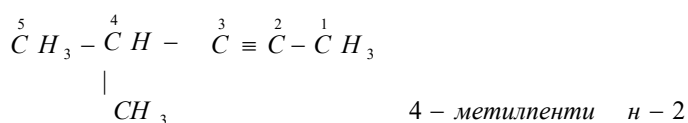
Свойства	Примеры
I. Реакции присоединения	$ \begin{array}{ccc} \backslash \sigma / & & \sigma \\ \text{C} = \text{C} + \text{H} - \text{X} \rightarrow & & -\text{C} - \text{C}- \\ / \pi \backslash & & \quad \\ \text{H} \quad \text{X} & & \end{array} $
1. гидрирование (присоединение водорода)	$ \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt, Ni}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 $ <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{cc} & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ (CH₃-CH₂-CH₃) – пропан </p>
2. галогенирование (присоединение галогенов) обесцвечивание	$ \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{Br}) - \text{CH}_2(\text{Br}) $ <p style="text-align: center;"> качественная реакция $\begin{array}{cc} & \\ \text{Br} & \text{Br} \end{array}$ (CH₃-CHBr-CH₂Br) </p>

бромной воды	1,2-дибромпропан
3. гидратация (присоединение воды) согласно правилу Марковникова	$CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{t.p., kat} CH_3-CH_2OH$ этиловый спирт
4. полимеризация $t^o, p, kat Al(C_3H_7)_3$	$n \begin{array}{c} C H \\ \\ C H_3 \end{array} = CH_2 \xrightarrow{t.p., kat} (- \begin{array}{c} C H \\ \\ C H_3 \end{array} - CH_2 -)_n$ пропилен полипропилен

Алкины: C_nH_{2n-2} - непредельные углеводороды, в молекуле которых имеется одна **тройная связь** между атомами углерода. Главный представитель – ацетилен $HC\equiv CH$

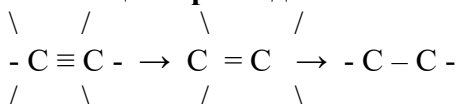
Номенклатура ан → ин

Выбор главной цепи и начало нумерации определяется тройной связью.

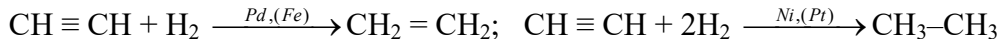


Химические свойства

1. Реакции присоединения

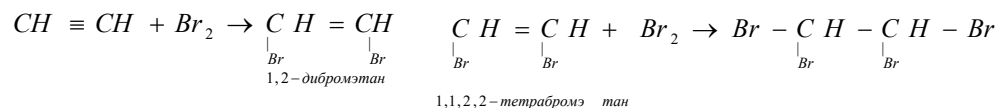


а) гидрирование



б) галогенирование

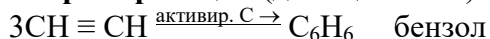
с бромной водой – обесцвечивание - качественная реакция



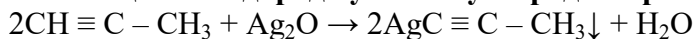
г) гидратация kat $HgSO_4$ ($Hg(NO_3)_2$)

реакция Кучерова

2. Тримеризация (для ацетилена)



3. Замещение водорода у атома углерода с тройной связью



(аммиачный р-р) белый

Бензол

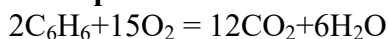
Бензол C_6H_6 – ароматический сильно ненасыщенный углеводород.

Устойчив к действию окислителей, не обесцвечивает раствор $KMnO_4$ и Br_2 - воду.

Развитие квантовой механики доказало, что в молекуле бензола нет одинарных (C-C) и двойных (C=C) связей. Все углерод-углерод связи равноценны, длины связей равны. Существует особый вид связи – круговое – π -сопряжение.

Химические свойства

1. Горение – сильно коптящее пламя (несгоревшие частицы C).



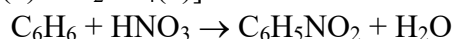
2. Устойчив к действию окислителей

При обычных условиях не обесцвечивает раствор KMnO_4 и Br_2 - воду.

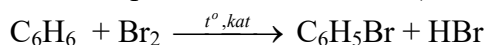
3. Реакции замещения (электрофильное)

катализатор поляризует молекулу

1) Нитрование [смесь $\text{HNO}_3(\text{к})$ и $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$]



2) Галогенирование t° , kat FeCl_3 (FeBr_3), AlCl_3



Предельные одноатомные спирты



Органические вещества, молекулы которых содержат функциональную гидроксильную группу – OH , соединенную с углеводородным радикалом.

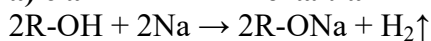
Номенклатура название алкана + ол

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ этанол (этиловый спирт)

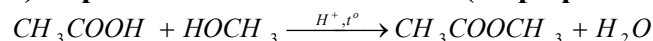
Химические свойства

1. Реакции с участием водородного атома OH - группы

а) с активными металлами



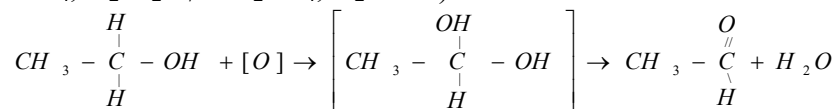
б) с органическими кислотами (этерификации)



сложный эфир

2. Реакции с участием OH -группы и H -атома соседнего или ближайшего углерода

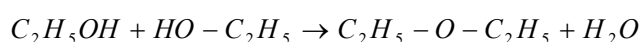
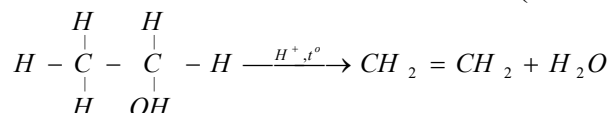
а) окисление (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$, $\text{O}_2 + \text{kat}$)



б) дегидратация

($T^\circ > 140^\circ\text{C}$)

($T^\circ < 140^\circ\text{C}$)



диэтиловый эфир

Предельные многоатомные спирты содержат в молекуле несколько гидроксильных групп.

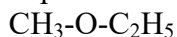
Таблица 6.5. Предельные многоатомные спирты

Простейшие	двух	Трехатомных
Представители	Спиртов	
	$\text{C} \underset{\text{OH}}{\text{H}_2} - \underset{\text{OH}}{\text{C}} \text{H}_2$ <p style="text-align: center; font-size: small;">этандиол -1,2 этиленглик оль</p>	$\text{C} \underset{\text{OH}}{\text{H}_2} - \underset{\text{OH}}{\text{C}} \text{H} - \underset{\text{OH}}{\text{C}} \text{H}_2$ <p style="text-align: center; font-size: small;">пропантрио л-1,2,3 пропиленг иколь глицерин</p>

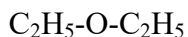
Простые эфиры

Простые эфиры – органические соединения состава $\text{R-O-R}'$, где R и R' – одинаковые или различные углеводородные радикалы.

Номенклатура: Углеводородные радикалы + «эфир». Если R одинаковы, то приставка ди-, если разные – начинать название с простейшего.



метилэтиловый эфир

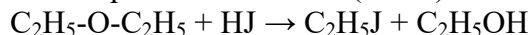


диэтиловый эфир

Химические свойства - менее реакционноспособны, чем спирты.

Не разлагаются ни водой, ни щелочами.

Характерная реакция – с йодоводородной кислотой (конц.)



Фенолы

Фенолы – гидроксильные производные ароматических углеводородов, в молекулах которых функциональные группы связаны с бензольным ядром.

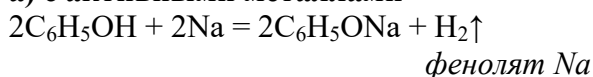
C₆H₅OH фенол

C₆H₅· – радикал «фенил»

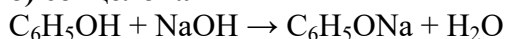
Химические свойства

1. По гидроксигруппе –ОН . *Возрастает кислотность ОН-группы. Фенол – более слабая кислота, чем H₂CO₃, но более сильная, чем R-ОН.*

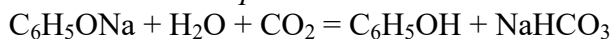
а) с активными металлами



б) со щелочами

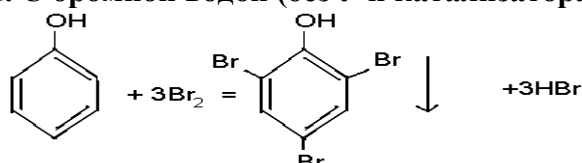


Феноляты легко разлагаются слабыми кислотами.

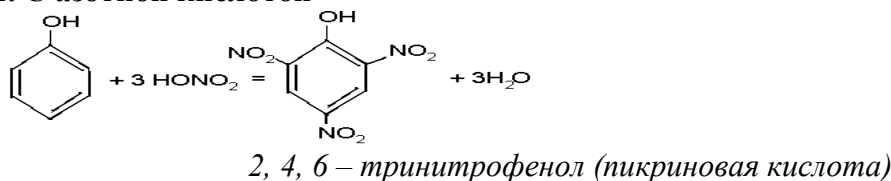


Под действием электронной пары атома кислорода возрастает электронная плотность в кольце в положении 2, 4, 6. Эти положения занимают заместители.

1. С бромной водой (без t⁰ и катализатора)



2. С азотной кислотой



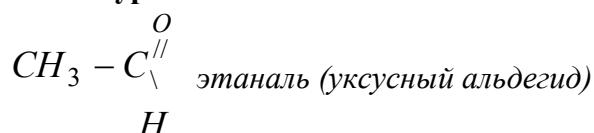
Альдегиды

O
R – C_\^{//}
H

Альдегиды – органические вещества, молекулы которых содержат

карбонильную группу (–C_\^{//}), соединенную с углеводородным радикалом и атомом водорода.

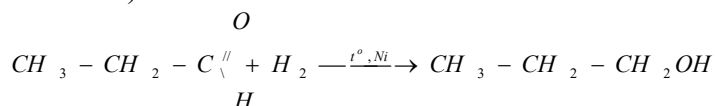
Номенклатура алкан + аль



Химические свойства

Чем больше δ^+ на атоме C, тем выше активность.

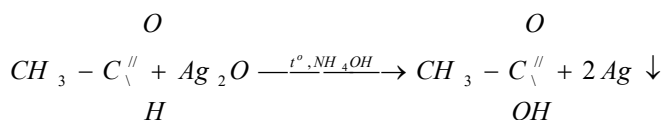
1. Реакции присоединения с водородом (t° , kat Ni или Pt)



пропанол-1

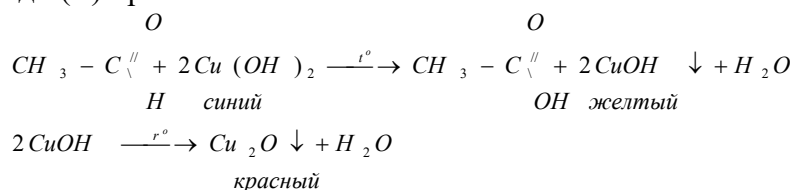
II. Реакции окисления – качественные реакции

1. реакция «серебряного зеркала» (взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра при t°)



уксусная кислота

2. с гидроксидом меди (II) при t°



Карбоновые кислоты $C_nH_{2n+1}COOH$

$R - \begin{array}{c} O \\ C \parallel \\ OH \end{array}$ Карбоновые кислоты – органические соединения, содержащие одну или несколько карбоксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.

$-\begin{array}{c} O \\ C \parallel \\ OH \end{array}$ - карбоксильная группа

$C_nH_{2n}O_2$ предельные одноосновные кислоты

Номенклатура алкан + овая кислота

$\overset{3}{C}H_3 - \overset{2}{C}H_2 - \overset{1}{C}OOH$ Нумерацию атомов углерода в цепи начинают с карбоксильной группы.

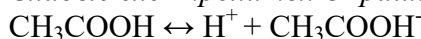
Таблица 6.4. Предельные одноосновные кислоты

Формула	Название	
	Тривиальное	по систематической номенклатуре
$HCOOH$	Муравьиная	Метановая
CH_3COOH	Уксусная	Этановая
C_2H_5COOH	Пропионовая	Пропановая
C_3H_7COOH	Масляная	Бутановая
C_4H_9COOH	Валерьяновая	Пentanовая
$C_5H_{11}COOH$	Капроновая	Гексановая
$C_6H_{13}COOH$	Энантовая	Гептановая
$C_{15}H_{31}COOH$	Пальмитиновая	Пентадекановая
$C_{16}H_{33}COOH$	Маргариновая	Гексадекановая
$C_{17}H_{35}COOH$	Стеариновая	Гептадекановая

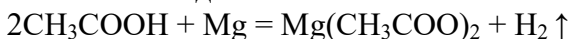
Химические свойства предельных одноосновных карбоновых кислот

1. Диссоциация в водном растворе

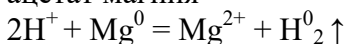
Слабые электролиты. Окрашивают индикатор.



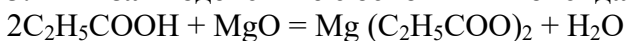
2. Взаимодействие с металлами



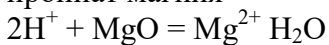
ацетат магния



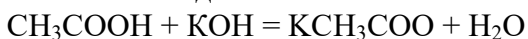
3. Взаимодействие с основными оксидами



пропиат магния



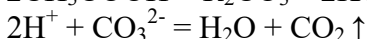
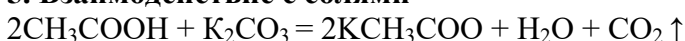
4. Взаимодействие с основаниями



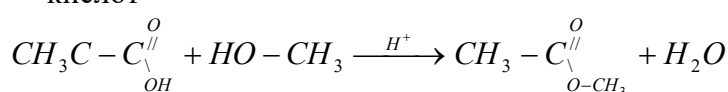
ацетат калия



5. Взаимодействие с солями



6. Реакция этерификации – в присутствии сильных неорганических кислот



метилвый эфир уксусной к-ты

Сложные эфиры

Сложные эфиры – это вещества, имеющие общую формулу $\text{R} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{R}'}{\parallel}}$, где R и R' –

углеводородные радикалы.

(Производные кислот, у которых атом H гидроксогруппы замещен на радикал).

Номенклатура

1) кислота + спирт «эфир»

2) название радикала (от спирта) + корень метилацетат

латинского названия кислоты + ат

3) спирт «эфир» + кислота

Физические свойства

Летучие жидкости (нет «Н» связей), мало растворимы в H_2O , хорошие растворители, обладают приятным запахом.

Эфир	Запах
Муравьиноэтиловый	Роза
Пропионовобутиловый	Ананаса
Уксусноизоамиловый	Груши
Муравьиноамиловый	Вишни
Уксусноамиловый	Бананов
Масляноэтиловый	Абрикосов
Изовалерьяновоэтиловый	Яблок

*Аромат
цветов, ягод,
фруктов –
наличие в них
сложных
эфиров*

Химические свойства

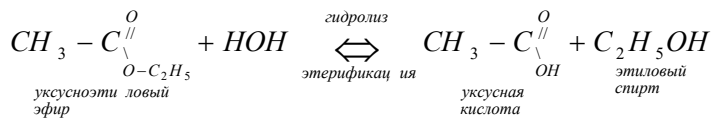
$\text{R} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{R}'}{\parallel}}$ Наличие поляризованного атома кислорода активизирует связь C–O–R' и она легко

разрывается даже под действием воды.

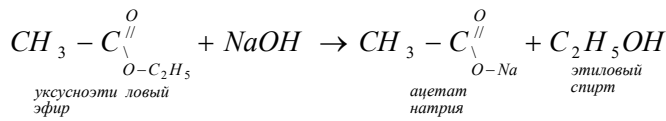
1. Гидролиз

Расщепление сложных эфиров при действии воды называется гидролизом (омылением).

Эта реакция обратна реакции этерификации.

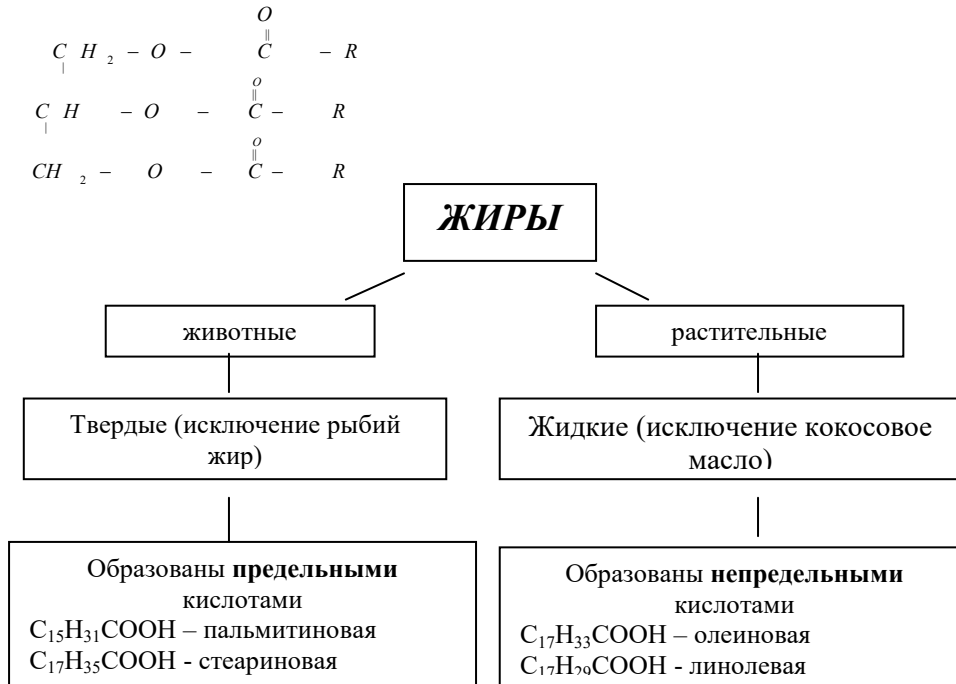


В присутствии щелочи реакция необратима и идет с образованием соли карбоновой кислоты



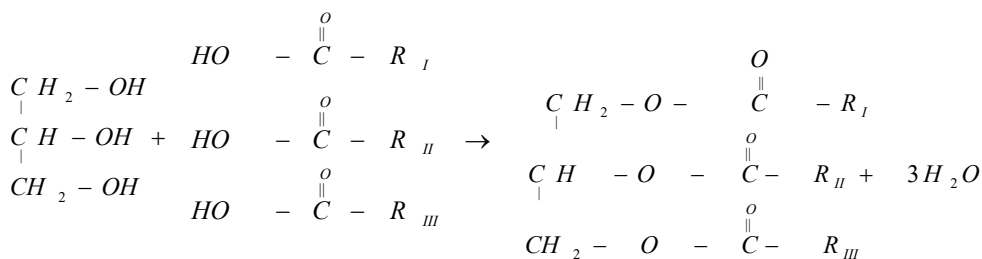
Жиры

Жиры – сложные эфиры, образованные глицерином и высшими (жирными) карбоновыми кислотами.



Все жиры легче воды, в воде нерастворимы, хорошо растворимы в органических растворителях (дихлорэтане, бензине).

Получение

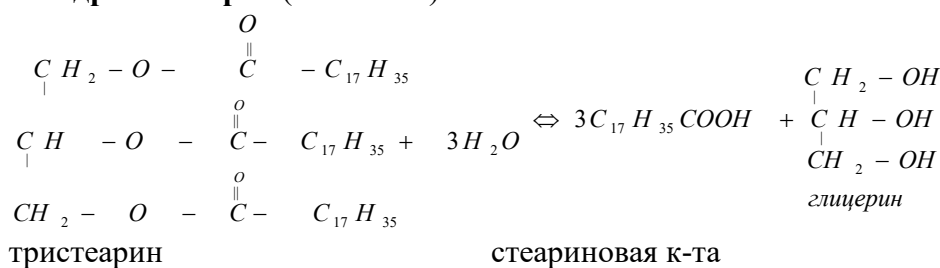


Глицерин карбоновые кислоты

жир

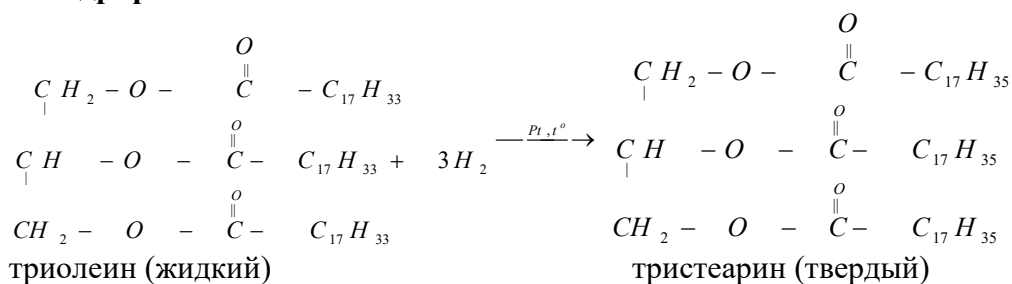
Химические свойства

1. гидролиз жиров (омыление)



Омыление происходит необратимо в присутствии щелочей (образуется глицерин и соль кислоты)

2. Гидрирование



Используется в производстве маргарина.

Жиры являются важной составной частью пищи человека и животных.

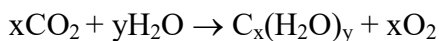
Роль жира в организме – энергетическая.

Углеводы

Углеводы или сахара – вещества, состав которых обычно выражается формулой $C_x(H_2O)_y$, где x и $y \geq 3$.

Формально можно рассматривать как соединения углерода с водой => исторически сложившееся название – углеводы.

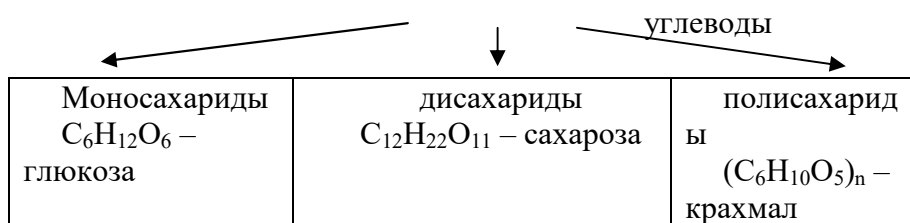
Фотосинтез



В растениях – до 80% сухого вещества.

В организме человека и животных – до 2%.

В пище человека ~ 70%.

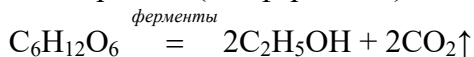


Химические свойства

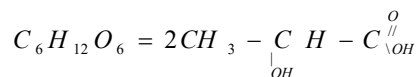
Глюкоза:

1. Брожение глюкозы

1. Спиртовое (kat-ферменты)

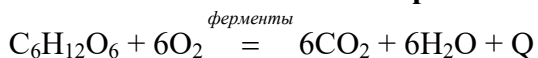


2. Молочнокислое



молочная кислота

2. Полное окисление в организме



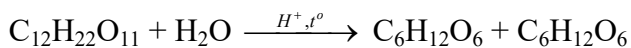
В пищевой промышленности входит в состав напитков, кондитерских изделий. Сорбит – заменитель сахара для диабетиков, патока. Получение C_2H_5OH ; изготовление кисломолочных продуктов (молочная кислота).

Сахароза

$C_{12}H_{22}O_{11}$ Кристаллическое вещество, более сладкое, чем глюкоза.
Свекловичный или тростниковый сахар (обыкновенный сахар)

Молекула сахарозы состоит из соединенных друг с другом остатков глюкозы и фруктозы.

Основное свойство – гидролиз



сахароза глюкоза фруктоза

Применение → получение сахара.

Полисахариды $(C_6H_{10}O_5)_n$. – природные полисахариды

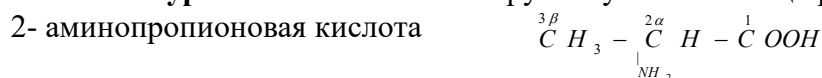
Таблица 6.5. Химические свойства полисахаридов

Крахмал	Целлюлоза
гидролиз	
1. $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t^\circ, H^+} nC_6H_{12}O_6$	
глюкоза образуется α-глюкоза крахмал → декстрины → мальтоза → глюкоза ↔	образуется β-глюкоза 2. Образование сложных эфиров с органическими и неорган. кислотами.
2. Качественная реакция с раствором йода ↔	С азотной кислотой $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3nHONO_2 \rightarrow [C_6H_7O_2(ONO_2)_3]_n + 3nH_2O$ тринитроцеллюлоза (пироксилин, бездымный порох)
↔ крахмал + $J_2 \rightarrow$ синее окрашивание Крахмал – важный продукт питания человека, целлюлоза – нет. Ферменты человека, способствующие гидролизу крахмала, не действуют на связь между остатками β-глюкозы. Целлюлоза не переваривается.	С уксусной кислотой $[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n$ триацетат целлюлоза ⇒ для получения искусственного ацетатного волокна. 3. Горение ↔ $(C_6H_{10}O_5)_n + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + Q$ 4. без доступа воздуха – термическое разложение. Образуется CH_3OH , CH_3COOH , $(CH_3)_2CO$ и др.

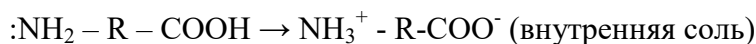
Аминокислоты

$H_2N-R-COOH$ Органические бифункциональные соединения, в состав которых входят две функциональные группы – карбоксильная $-C \begin{matrix} O \\ // \\ OH \end{matrix}$ и амино $-NH_2$.

Номенклатура положение amino-группы указывается цифрой



Химические свойства:

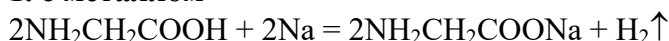


действие на индикаторы $[H^+] = [OH^-]$ среда нейтральная.

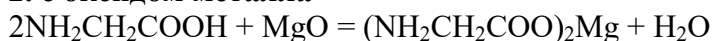
Аминокислоты – амфотерные органические соединения.

I. Свойства кислоты

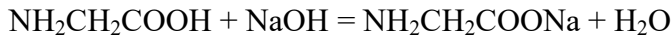
1. с металлом



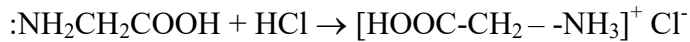
2. с оксидом металла



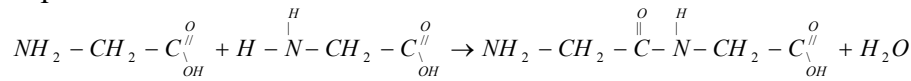
3. с основанием



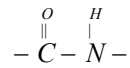
II. Свойства основания



III. Взаимодействие молекул друг с другом (поликонденсация) – образование пептидов



дипептид

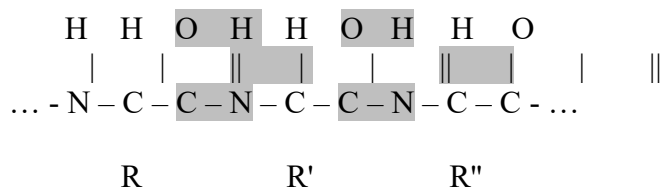


пептидная группа / амидная связь

Белки

Белки – сложные, высокомолекулярные природные соединения, построенные из α – аминокислот.

Аминокислоты в белках связаны пептидными связями $\left(-\overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \overset{\text{H}}{\parallel} \text{N} - \right)$



R, R', R'', - боковые радикалы одинаковых или различных аминокислот.

Около 20 видов аминокислот входят в состав белков.

Находятся в протоплазме и ядре всех растительных и животных клеток, являются **ГЛАВНЫМИ НОСИТЕЛЯМИ ЖИЗНИ.**

альбумин (в курином яйце)

гемоглобин (в крови человека)

белковая молекула гемоглобина – (C₇₃₈H₁₁₆₆O₂₀₈S₂Fe)₄

казеин (в коровьем молоке)

миоглобин и миозин (в мышцах).

Структура белка

Белок - полипептид

1. первичная структура – последовательность аминокислот

2. вторичная структура – спираль за счет водородных связей $\text{C}=\text{O}$ и $:\text{N}-\text{H}$

3. третичная структура – конфигурация спирали (взаимодействие – NH₂, -OH, -COOH групп, не участвующих в пептидной связи).

Действие химических веществ (кислот, щелочей, спиртов, ацетона), нагрев до высоких t°, действие радиации, солей тяжелых металлов => разрушение 2 и 3 структур – **денатурация.**

Белок имеет много функциональных групп, отнести к определенному классу нельзя – высшая форма развития органических веществ.

Под действием кислот или ферментов подвергается **гидролизу**, распадаясь на отдельные аминокислоты, входящие в состав белка.

5. 4. Качественный анализ органических соединений

Элементный анализ

Таблица 6.6. Современный метод определения углерода и водорода:

Д О К А З А Т Е Л Ь С Т В О :	
Органические вещества окисляют оксидом меди (II).	
$C_xH_y + CuO \xrightarrow{t^\circ} Cu + CO_2 \uparrow + H_2O$	
$C \rightarrow CO_2$	$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$
известковая вода	белый
$H \rightarrow H_2O$	$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O$
белый	синий
Hal (хлор, бром) – проба Бейльштейна (1872 г.)	
Нагревание вещества с оксидом меди (II) в пламени горелки	
а) вещество сгорает	
$2C_2H_4Cl_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O + 4HCl$	
б) хлороводород реагирует с оксидом меди (II)	
$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$	
в) образовавшаяся соль окрашивает пламя в зеленый цвет	

Молекулярный анализ

Таблица 6.7. Молекулярный анализ органических соединений

Соединение	Реактив	наблюдаемая реакция
Алканы	1. р-р $KMnO_4$ 2. пламя	1. не обесцвечивает р-р $KMnO_4$ 2. горят голубоватым пламенем
Алкены $\begin{matrix} \diagup & C & \diagdown \\ & = & \\ \diagdown & C & \diagup \end{matrix}$	1. Бромная вода (Br_2) 2. р-р $KMnO_4$	1. обесцвечивание раствора 2. обесцвечивание раствора
Фенол	1. Бромная вода (Br_2) 2. р-р $FeCl_3$	1. обесцвечивание, выпадение осадка трибромфенола 2. коричнево – фиолетовый р-р с запахом туши (краски)
Спирты	1. Na 2. р-р NaOH 3. горение	1. выделение водорода (\uparrow) 2. не реагирует 3. горят светлым, голубоватым пламенем
Глицерин	$Cu(OH)_2$	Васильковый р-р – образование глицератов
Альдегиды	1. Ag_2O аммиачный р-р, t° 2. $Cu(OH)_2$, t°	1. реакция "серебряного зеркала" ($Ag\downarrow$) 2. изменение окраски $Cu(OH)_2 \rightarrow CuOH \rightarrow Cu_2O$ синий желтый красный
Карбоновые кислоты	Индикаторы: 1. м-о (метилоранж) 2. лакмус	В растворе – кислая среда 1. розовый 2. красный ! муравьиная – р-ция "серебряного зеркала" ! олеиновая – обесцвечивание Br_2 воды и р-ра $KMnO_4$
Глюкоза	1. $Cu(OH)_2$ без t° 2. $Cu(OH)_2$ при t°	1. васильковый р-р 2. изменение окраски $Cu(OH)_2 \rightarrow CuOH \rightarrow Cu_2O$ синий желтый красный
Крахмал	Р-р иода J_2	Синее окрашивание
Белок	1. HNO_3 (конц.) 2. $Cu(OH)_2$ без t°	1. желтое окрашивание 2. красно-фиолетовое окрашивание

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
<p>В заданиях 1-3 осуществите следующие превращения в указанной последовательности:</p> <p>1. Уксусный альдегид → этиловый спирт → этиловый эфир уксусной кислоты</p> <p>2. Этиловый спирт → этилен → полиэтилен</p> <p>3. Сахароза → глюкоза → этиловый спирт</p>	

Тесты по теме

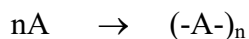
1. К какому веществу можно присоединить хлор? а) метан; б) этен; в) этин.
2. С каким веществом спирт может образовывать сложный эфир?
 - а) этиловый спирт; б) уксусный альдегид; в) уксусная кислота.
3. Что образуется при горении метана?
 - а) метиловый спирт; б) вода; в) углекислый газ.
4. Что получается при действии металлического натрия на хлористый метил?
 - а) метан; б) этан; в) пропан.
5. К каким веществам можно присоединить водород?
 - а) метан; б) этан; в) бензол.

7. Полимеры, олигомеры

7.1. Полимеры

Полимеры – высокомолекулярные соединения с молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов.

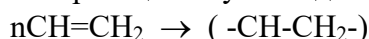
Известны природные (крахмал, белок) и синтетические (полиэтилен, капрон) полимеры. Молекулы полимеров построены из большого числа повторяющихся звеньев мономеров



мономер → полимер

Для получения полимеров используют реакции полимеризации, сополимеризации и поликонденсации. В эти реакции вступают соединения, содержащие кратные связи.

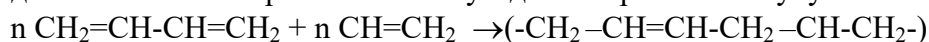
Исходным сырьем в реакции полимеризации служит один мономер.



пропилен полипропилен

В сополимеризации участвуют два мономера

бутадиен стирол бутадиенстирольный каучук



При поликонденсации происходит реакция между различными функциональными группами, сопровождающаяся выделением низкомолекулярных продуктов, например, воды



аминокапроновая капрон
кислота

Природные полимеры характеризуются многообразием по составу и свойствам. Например, крахмал состоит из мономерных молекул глюкозы, а мономерными единицами нуклеиновых кислот являются нуклеотиды, которые состоят из фосфорного остатка, углеводного компонента (рибозы) и какого-либо пуринового или пиримидинового основания.

7.2. Олигомеры

Олигомеры – полимеры с низкой молекулярной массой (не более нескольких тысяч).

Приставка «олиго» указывает на то, что молекула полимера построена из небольшого числа мономеров. Например, олигосахариды построены из небольшого числа (2-10) остатков моносахаридов: дисахариды (лактоза, сахароза), трисахариды и т.д. Но полимеры с большим, чем 10, остатков моносахаридов, относят к полисахаридам (амилаза, клетчатка). Примером олигомеров могут служить также олигопротеиды (8-10 остатков нуклеотидов), фенолформальдегидные и эпоксидные смолы.

Тренировочные задания

Вопрос	Ответ
1. Осуществите превращения: ацетилен → хлорвинил ($\text{CH}_2=\text{CHCl}$) → полихлорвинил 2. Получите из этилена полиэтилен. 3. Получите из бутадиена полибутадиен (каучук). 4. Методом полимеризации получите полимер из акриловой (пропеновой $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$) кислоты. 5. Из каких моносахаридов состоит сахароза?	

Тесты по теме

1. Какие из приведенных веществ относятся к олигомерам: сахароза, уксусная кислота, полиэтилен?

а) полиэтилен; б) сахароза; в) уксусная кислота.

2. Из каких веществ - этана, этена, пропана - можно получить полимер?

а) из этана; б) из этена; в) из пропана.

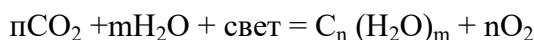
3. К какому типу реакции следует отнести реакцию получения полистирола из мономеров стирола?

а) поликонденсации; б) сополимеризации; в) полимеризации.

8. Основные биохимические процессы

Биохимические процессы – химические процессы, происходящие с веществами, содержащимися в живых организмах: микробах, вирусах, растениях, животных, человеке. К ним относятся :

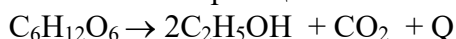
1) фотосинтез – синтез органического вещества из неорганического под воздействием энергии солнца. Процесс фотосинтеза происходит в зеленых растениях и организмах, в клетках которых присутствует хлорофилл. При этом из углекислого газа и воды образуются углеводы и кислород по реакции:



Содержание углеводов в растениях составляет до 80% массы сухого вещества. Пища человека состоит примерно на 70% из углеводов;

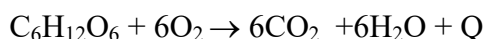
2) хемосинтез – образование организмами разных компонентов клеток благодаря энергии, получаемой при окислении органических или неорганических соединений;

3) диссимиляция – окислительно-восстановительный процесс распада клеточных белков, углеводов и жиров с освобождением энергии под действием живых организмов. Например, под действием анаэробных микроорганизмов (без участия кислорода) – дрожжей – происходит распад углевода (глюкозы) на спирт и углекислый газ по реакции:



Подобный процесс происходит и в присутствии анаэробных бактерий, осуществляющих молочнокислое, маслянокислое и уксуснокислое брожение.

Диссимиляция под действием аэробных микроорганизмов происходит с участием кислорода, например по реакции:



Промежуточными продуктами этого процесса являются пировиноградная, а затем лимонная кислоты.

Многие биохимические процессы происходят при участии биологических катализаторов – ферментов. Ускоряя только одну химическую реакцию, фермент препятствует всем побочным реакциям и тем самым определяет направление биохимического процесса. Например, фермент липаза катализирует реакцию гидролиза жиров на глицерин и жирные кислоты.

Биохимические процессы играют существенную роль в производстве, переработке и хранении пищевых продуктов и компонентов сырья.

9. Теоретические основы мембранных технологий

Мембранные технологии – это применение полупроницаемых мембран для разделения растворов методами обратного осмоса, ультрафильтрации, диализа, электродиализа, испарения через мембрану, коллоидных растворов методами ультрафильтрации и микрофильтрации. Мембраны – это пористые пленки с различным диаметром пор, которые избирательно пропускают отдельные компоненты смеси. Их изготавливают в виде пленок, полых нитей, пластин из полимеров, стекла, металлов. Мембранные технологии используют в различных производствах, в том числе и в пищевой промышленности для фильтрования и осветления мутных растворов (сиропов, вин, соков), разделения газовых и жидких смесей, выделения белков с определенной молекулярной массой и т.д. Рассмотрим мембранные методы разделения, используемые в пищевых технологиях.

Обратный осмос заключается в том, что раствор под давлением P подается на полупроницаемую мембрану, пропускающую растворитель и задерживающую полностью молекулы или ионы растворенного вещества. Движущая сила процесса – перепад давлений $\Delta P = P - (\pi_1 - \pi_2)$, где π_1 и π_2 – соответствующие осмотические давления раствора и фильтрата. Применяется для опреснения соленых и очистки сточных вод и концентрирования разбавленных растворов веществ.

Ультрафильтрация – метод разделения растворов и коллоидных систем, в которых молекулярная масса растворенного вещества намного больше молекулярной массы растворителя. Применяют при очистке молока, фруктовых соков, биоактивных веществ, крови, сточных вод от высокомолекулярных соединений.

Электродиализ – метод разделения ионизированных соединений под действием электродвижущей силы, создаваемой в растворе по обе стороны разделяющей его мембраны. Электродиализ используют для обессоливания воды, сахаристых растворов, молочной сыворотки и др., а также для извлечения минерального сырья из соленых вод.

10. Получение веществ высокой степени чистоты

Свойства веществ зависят от содержания в них примесей. В зависимости от суммарной атомной доли примесей (от 10^{-1} до $10^{-10}\%$) различают 10 классов чистоты веществ.

Существуют химические и физико-химические методы очистки. Последние включают в себя электрохимические, дистилляционные и кристаллизационные способы. Кристаллизационные методы основаны на различном содержании примесей в твердом и расплавленном состоянии, что широко используют в зонной плавке. При зонной плавке вдоль стержня вещества медленно перемещается зона нагрева. Примеси концентрируются в конце слитка.

11. Дисперсные системы

Дисперсная система – системы, состоящие из частиц одной фазы, распределенной в другой (от лат. dispersus- рассеянный, рассыпанный).

Дисперсная система гетерогенна и состоит из 2 фаз: непрерывной – дисперсной среды и прерывной – дисперсной фазы, состоящей либо из твердых частиц, либо из капель, либо из пузырьков газа.

Грубодисперсная система с размерами частиц более 100 нм называется взвесью, при размере частиц 1-100 нм система называется коллоидным раствором или коллоидом. Дисперсные системы с частицами коллоидных размеров принято называть золями. Например, дым и туман – это дисперсная система типа аэрозоля, в которой дисперсной средой является газ, а дисперсной фазой

– твердые частицы. Многие продукты питания (пасты, порошки, суспензии, эмульсии) также являются коллоидами.

Для дисперсной системы коллоидных размеров характерны следующие признаки: гетерогенность и наличие границы раздела фаз; большая удельная поверхность, агрегативная устойчивость за счет наличия на поверхности дисперсной фазы электрического заряда.

12. Методы получения коллоидных растворов

Для получения коллоидных растворов необходимо получить частицы – дисперсную фазу размером 1-500 нм, подобрать дисперсную среду, в которой не растворяется дисперсная фаза, обеспечит устойчивость частиц. В качестве вещества коллоидных частиц в водных растворах служат металлы, гидроксиды, оксиды, сульфиды и другие малорастворимые вещества. Частицы соответствующих размеров получают : а) **диспергированием** – измельчением крупных частиц (больше 500 нм) на различных диспергаторах, например, на коллоидных мельницах; б) **конденсацией** – объединением частиц размером менее 1 нм, используя методы осаждения (гидролиз, окисление, восстановление и др. Для повышения устойчивости коллоидов в раствор вводят стабилизатор, например, ПАВ.

13. Электрокинетические явления, характерные для коллоидных частиц

Дисперсная фаза и дисперсная среда коллоидных растворов разноименно заряжены. Поэтому, если на коллоидный раствор воздействовать постоянным электрическим током, будет происходить направленное движение частиц либо дисперсной фазы, либо дисперсной среды к противоположно заряженному электроду. Движение заряженных микрочастиц дисперсной фазы (например, частиц глины, латексных глобул, белковых макромолекул) к одному из электродов при пропускании через коллоидный раствор постоянного электрического тока называется **электрофорезом**, движение частиц дисперсной среды вдоль стенок капиллярной трубки или поверхности каналов-пор в пористом теле (например, в перегородке из тонко измельченного материала) - **электроосмосом**. Электрофорез используют для нанесения покрытий, аналитического разделения сложных белковых систем на компоненты (например, при диализе крови в медицине), для очистки сточных вод от загрязнителей коллоидных размеров. Электроосмос используют для удаления избыточной влаги из различных материалов (например, при ультрафильтрации).

Тесты по курсу «Химия»:

1. Каким веществом может быть окислен магний: а) H_2S , б) KMnO_4 , NH_3 ?
2. Какой тип связи имеет место между элементами с одинаковыми значениями ЭО? а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная
3. Чему равна процентная концентрация раствора серной кислоты, полученного при растворении 20 г кислоты в 180 мл воды?
а) 10%; б) 6%; в) 8%.
4. Какая среда соответствует раствору, pH которого равна 2?
а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.
5. Какие размеры частиц характерны для коллоидных растворов?
а) менее 1 нм; б) 1 – 100 нм; в) более 100 нм.
6. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии оцинкованного железа? $E^0_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ В}$, $E^0_{\text{Fe}} = -0.44 \text{ В}$.
а) цинк; б) цинк и железо; в) железо.
7. К какому веществу можно присоединить хлор: а) метану; б) этену; в) этину ?
8. Какие из приведенных веществ относятся к олигомерам: а) полиэтилен; б) сахароза; в) уксусная кислота?
9. Из каких веществ можно получить полимер: а) этана; б) этена; в) пропана?
10. К какому типу реакции следует отнести реакцию получения полистирола из мономеров стирола?
а) поликонденсации; б) сополимеризации; в) полимеризации.

11. Во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры от 100°C до 70°C , если температурный коэффициент равен 2: а) в 16; б) в 8; в) в 4?
12. При каком значении ΔG возможно самопроизвольное протекание реакции? а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$?
13. С помощью какого уравнения можно определить концентрацию раствора соли цинка, измерив потенциал погруженного в нее цинкового электрода?
а) уравнение Бугера - Ламберта - Беера ; б) уравнение Нернста.

№ 2

1. Каким веществом может быть окислено железо: а) H_2S , б) Cl_2 , NH_3 ?
2. Какой тип связи имеет место между элементами с одинаковыми значениями ЭО? а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная
3. Чему равна процентная концентрация раствора хлорида натрия, полученного при растворении 50 г кислоты в 450 мл воды?
а) 10%; б) 6%; в) 8%.
4. Какая среда соответствует раствору, рН которого равна 12?
а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.
5. Какие размеры частиц характерны для коллоидных растворов?
а) менее 1 нм; б) 1 – 100 нм; в) более 100 нм.
6. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии оцинкованного железа? $E^{\circ}_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ В}$, $E^{\circ}_{\text{Fe}} = -0.44 \text{ В}$.
а) цинк; б) цинк и железо; в) железо.
7. Какие из приведенных веществ относятся к олигомерам:
а) полипропилен; б) сахара; в) этиловый спирт?
8. Из каких веществ можно получить полимер: а) этана; б) этена; в) пропана?
9. К какому типу реакции следует отнести реакцию получения полистирола из мономеров стирола?
а) поликонденсации; б) сополимеризации; в) полимеризации.
10. Во сколько раз возрастет скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры с 60°C до 100°C , если температурный коэффициент равен 3: а) в 9; б) в 27; в) в 81?
11. При каком значении ΔG возможно самопроизвольное протекание реакции? а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$?

№ 3

1. На каком энергетическом уровне находятся валентные электроны у атомов:
а) мышьяка; б) олова? а) 1 – на 2, 2 – на 5, 3 – на 4; б) 1 – на 5; 2 – на 4, 3 – на 2.
2. Определите тип химической связи в молекулах F_2 , CCl_4 ?
а) F_2 – ковалентная полярная, CCl_4 – ковалентная неполярная ; б) F_2 ковалентная неполярная, CCl_4 – ковалентная полярная; в) F_2 , CCl_4 – ковалентные неполярные.
3. Во сколько раз изменится скорость реакции образования оксида азота (VI) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?
а) возрастет в 8 раз; б) уменьшится в 8 раз; в) возрастет в 4 раза..
4. Как надо изменить давление в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ для увеличения выхода SO_3 ? а) увеличить; б) уменьшить; в) не изменять.
5. Какая реакция является экзотермической?
а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 - \Delta H^{\circ}_{298}$; б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} + \Delta H^{\circ}_{298}$; в) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{Q}$
6. Какой металл – хром или медь, находящиеся в контакте друг с другом, будет окисляться в кислой среде при электрохимической коррозии ?
 $E^{\circ}_{\text{Cr}} = -0.744 \text{ В}$, $E^{\circ}_{\text{Cu}} = +0.34 \text{ В}$ а) медь; б) хром.
7. Какова ширина запрещенной зоны у полупроводников?
а) больше 4 эВ; б) меньше 4 эВ; в) равна 4 эВ.
8. Какая среда соответствует раствору, рН которого равна 10?

- а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая

№ 4

1. Какие из элементов ПСЭ - наиболее сильные окислители являются виновниками разрушения озонового слоя Земли? а) хлор, азот; б) фтор, хлор; в) фтор, азот.
2. Определите тип химической связи в молекуле озона: а) ковалентная полярная; б) ионная; в) ковалентная неполярная.
3. Во сколько раз изменится скорость реакции образования диоксида азота $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда уменьшить в 3 раза? а) возрастет в 27 раз; б) уменьшится в 27 раз; в) возрастет в 9 раз.
4. Какова молярная концентрация раствора хлорида натрия, получаемая при растворении 5,85 г соли в 100 мл раствора? а) 1м; б) 0,1м; в) 0,01м.
5. $\Delta G_{\text{NO}} = + 86,71$ кДж/моль. Может ли при стандартных условиях образовываться NO из азота и кислорода воздуха? а) может; б) не может.
6. Образующиеся в пещерах сталактиты и сталагмиты являются примером осаждения CaCO_3 . В какую сторону сместиться равновесие в системе $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ при увеличении концентрации CO_2 ? а) вправо; б) влево.
7. Метилхлорид CH_3Cl – наиболее распространенный в атмосфере галогеноводород, получается в результате реакции замещения водорода в молекуле а) этана; б) этена; в) этина?
8. Назовите способ титрования при определении общей жесткости воды раствором трилона Б: а) косвенное; б) обратное; в) прямое.

№ 5

1. За счет окисления H_2S , возникающего в результате загрязнения окружающей среды, увеличивается содержание SO_4 . Сколько электронов присоединяет S^{2-} при протекании этой реакции? а) 2; б) 6; в) 8.
2. Определите тип химической связи в молекуле хлорида натрия: а) ковалентная полярная; б) ионная; в) ковалентная неполярная.
3. Во сколько раз изменится скорость реакции образования диоксида азота $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда уменьшить в 3 раза? а) возрастет в 27 раз; б) уменьшится в 27 раз; в) возрастет в 9 раз.
4. Какова молярная концентрация раствора хлорида натрия, получаемая при растворении 5,85 г соли в 100 мл раствора? а) 1м; б) 0,1м; в) 0,01м.
5. $\Delta G_{\text{NO}} = + 86,71$ кДж/моль. Может ли при стандартных условиях образовываться NO из азота и кислорода воздуха? а) может; б) не может.
6. Образующиеся в пещерах сталактиты и сталагмиты являются примером осаждения CaCO_3 . В какую сторону сместиться равновесие в системе $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ при увеличении концентрации CO_2 ? а) вправо; б) влево.
7. Назовите способ титрования при определении общей жесткости воды раствором трилона Б: а) косвенное; б) обратное; в) прямое.
8. Какова реакция среды большинства почвенных вод, питающих реки и грунтовые воды, приблизительно равная 8? а) кислая; б) щелочная; в) близка к нейтральной.

№ 6

1. Самым активным элементом - окислителем ПСЭ является: а) кислород; б) фтор; в) хлор.
2. Какой тип связи имеет место между элементами с одинаковыми значениями ЭО? а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная
3. Чему равна процентная концентрация раствора поваренной соли, полученного при растворении 40 г соли в 160 мл воды? а) 20%; б) 40 %; в) 25%.

4. Какая среда соответствует раствору, рН которого равна 1?
 а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.
5. Какие размеры частиц характерны для коллоидных растворов?
 а) менее 1 нм; б) 1 – 100 нм; в) более 100 нм.
6. При действии на какое органическое вещество – а) белок; б) крахмал; в) глюкозу - раствор иода дает синее окрашивание?
7. Какие из приведенных веществ относятся к олигомерам: а) полиэтилен; б) сахароза; в) клетчатка?
8. Из каких веществ можно получить полимер: а) этана; б) этена; в) пропана?
9. К какому типу реакции следует отнести реакцию получения полипропилена из мономеров пропилена?
 а) поликонденсации; б) сополимеризации; в) полимеризации.
10. Во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры от 100°C до 70°C , если температурный коэффициент равен 2: а) в 16; б) в 8; в) в 4?
11. При каком значении ΔG возможно самопроизвольное протекание реакции? а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$?
12. Назовите способ титрования при определении титруемой кислотности в винах: а) косвенное; б) обратное; в) прямое.

№ 7

1. Как изменяются металлические свойства элементов в подгруппах и периодах ПСЭ: а) в периодах возрастают справа налево, в подгруппах уменьшаются сверху вниз; б) в периодах возрастают слева направо, в подгруппах возрастают сверху вниз; в) в периодах уменьшаются слева направо, в подгруппах возрастают сверху вниз.
2. Какой тип связи имеет место между элементами с одинаковыми значениями ЭО? а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная
3. Чему равна процентная концентрация раствора хлорида натрия, полученного при растворении 50 г кислоты в 450 мл воды?
 а) 10%; б) 6%; в) 8%.
4. Какая среда соответствует раствору, рН которого равна 4?
 а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.
5. Какие размеры частиц характерны для коллоидных растворов?
 а) менее 1 нм; б) 1 – 100 нм; в) более 100 нм.
6. Какие из приведенных веществ относятся к олигомерам:
 а) полипропилен; б) сахароза; в) этиловый спирт?
7. Во сколько раз возрастет скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры с 60°C до 100°C , если температурный коэффициент равен 3: а) в 9; б) в 27; в) в 81?
8. При каком значении ΔG возможно самопроизвольное протекание реакции? а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$?
9. К какому биохимическому процессу относится реакция расщепления глюкозы на спирт и углекислый газ под действием дрожжей? А) хемосинтезу; б) фотосинтезу; в) диссимиляции.

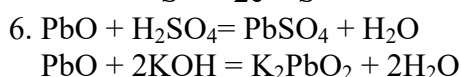
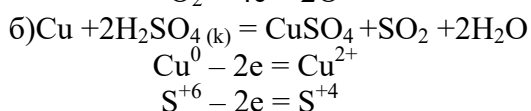
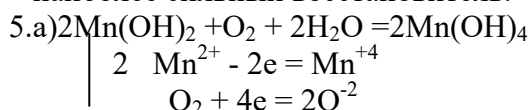
Ответы на тренировочные задания

Ответы на задания к главе 1.

1. $r(\text{N}^{3+}) > r(\text{N}^{5+})$, $z(\text{N}^{3+}) < z(\text{N}^{5+})$. С ростом заряда и уменьшением радиуса элемента, образующего гидроксид, увеличиваются его кислотные свойства. Следовательно азотная кислота сильнее азотистой и $K_{\text{д}}(\text{HNO}_3) > K_{\text{д}}(\text{HNO}_2)$, Хлористая кислота сильнее хлорноватистой и $K_{\text{д}}(\text{HClO}_2) > K_{\text{д}}(\text{HClO})$.
2. $r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$, $z(\text{Fe}^{2+}) < z(\text{Fe}^{3+})$. С ростом заряда и уменьшением радиуса элемента, образующего гидроксид, происходит изменение их свойств от кислотных через амфотерные к основным. Поэтому $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и $\text{Mn}(\text{OH})_4$

проявляют амфотерные свойства и будут реагировать с концентрированным раствором КОН:

- Исходя из сравнения «зарядов» и «радиусов» Cl^{+1} и Cl^{+3} , можно предположить, что HClO более слабая кислота, чем HClO_2 . Гидролизу будет подвергаться соль слабой кислоты KClO .
- Окислительные свойства проявляют SnO_2 и PbO_2 . При равных зарядах $r(\text{Pb}^{4+}) > r(\text{Sn}^{4+}) \rightarrow \text{PbO}_2$ – наиболее сильный окислитель. Восстановительные свойства проявляют SnO , PbO . При равных зарядах $r(\text{Sn}^{2+}) < r(\text{Pb}^{2+}) \rightarrow \text{SnO}$ – наиболее сильный восстановитель.



Ответы на задания к главе 2

- Чем больше $\nabla \text{ЭО}$ элементов, участвующих в связи, тем связь более ионная. Наибольшая степень ионности в связи K-Cl .
- У элементов одной группы (и подгруппы) сверху вниз увеличивается радиус иона, растет расстояние между водородом и галогеном, уменьшается прочность связи. От HF к HI прочность связи уменьшается.
- F_2 – связь ковалентная неполярная; HF – связи ковалентная полярная и межмолекулярная водородная связь; NaF – ионная связь.
- В H_2O и HF есть дополнительные межмолекулярные водородные связи.

Ответы на задания к главе 3

- 25 г соли и 475 г (мл) воды.
- HCl : $\text{pH} = 3$; KOH : $\text{pH} = 14 - 3 = 11$
- а) нейтральная; б) кислая, в) щелочная.
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = 2\text{KCH}_3\text{COO} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \downarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- $E^0_{\text{Ag}} = +0,8 \text{ В}$, $E^0_{\text{Sn}} = -0,15 \text{ В}$. Серебро – катод и окислитель: $\text{Ag}^+ + 1e = \text{Ag}^0$.
Олово – анод и восстановитель: $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}^{2+}$
 $\text{ЭДС}^0_{298} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}}$, $\text{ЭДС}^0_{298} = 0,8 - (-0,15) = 0,95 \text{ В}$

6. а) процесс коагуляции с введением в воду коагулянтов, осаждающих примеси в виде осадка; б) электрогазоочистку методом электрофореза.

Ответы на задания к главе 4

- $\Delta H^0_{298} = +2,85 \text{ кДж}$. Реакция эндотермическая, идет с поглощением теплоты.
- $\Delta G^0_{298} = +170,63 \text{ кДж}$. $\Delta G > 0$ – реакция не может протекать самопроизвольно.
- При уменьшении объема в 3 раза, концентрации газов в системе возрастут в 3 раза. Скорость прямой реакции увеличится в 27 раз.
 $V_{\text{пр}} = [3\text{SO}_2]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 27[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]$
- $\Delta T / 10 = 70 - 30 / 10 = 4$. По правилу Вант-Гоффа $V_{T+\Delta T} / V_T = \gamma^{\Delta T / 10} = 2^4 = 16$
- $K_p = (0,40)^2 / (0,01) \cdot (3,00)^3 = 0,593$
- $\Delta H^0_{298} = +92,59 \text{ кДж}$ – реакция эндотермическая. По принципу Ле Шателье надо а) повысить температуру; б) понизить давление; в) повысить концентрацию PCl_5 , понизить концентрации PCl_3 , Cl_2 , (выводя их из сферы реакции).

Ответы на задания к главе 5

- Для разделения используем разную растворимость хлоридов Ag^+ , Cu^{2+} . К раствору, содержащему катионы Ag^+ , Cu^{2+} можно добавить соляную кислоту (или соль, содержащую Cl^-). В осадке – хлорид серебра, в растворе – хлорид

меди.

$$2. \Delta(PbO_2) = M/2 = 239 / 2 = 119.5 \text{ г/моль, т.к. } Pb^{+4} + 2e = Pb^{2+}$$

$$3. E = 0,74 + 0,058/2 \lg [Zn^{2+}]$$

$$E = 0,74 + 0,058/2 \lg [0,01]$$

$$E = 0,74 + 0,058/2 \cdot (-2) = 0,682 \text{ (В)}$$

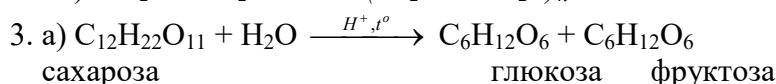
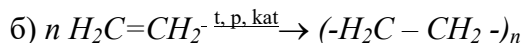
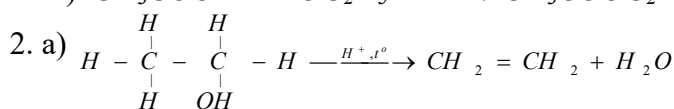
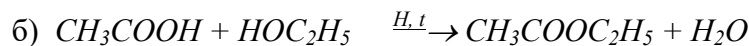
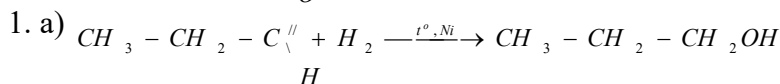
4. Метод обратного титрования.

$$5. \cdot Ж = (NV)_{\text{трилона Б}} / V_{\text{воды}} \cdot 1000 \text{ ммоль/л ; } Ж = 0,01 \cdot 8 \cdot 1000 / 20 = 4 \text{ ммоль/л}$$

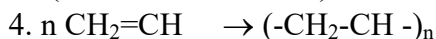
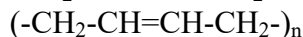
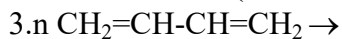
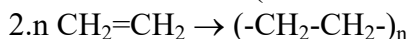
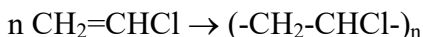
6 Абсорбция раствора по закону Бугера – Ламберта – Беера является функцией концентрации раствора: $A = \epsilon \cdot v \cdot c$. Концентрацию анализируемого раствора находят с помощью градуировочного графика, построенного по результатам измерения абсорбции стандартных растворов известной концентрации.

Ответы на задания к главе 6

О



Ответы на задания к главе 7



5. Из глюкозы и фруктозы.

Вопросы для повторения.

В приведенном кратком курсе лекций не освещены те вопросы общей химии, которые Вы изучали в школе, но входящие в зачетные и экзаменационные билеты. Поэтому их следует повторить самостоятельно.

1. Классы неорганических соединений и их свойства
2. Щелочные металлы. Сода.
3. Щелочноземельные металлы. Жесткость воды.
4. Алюминий: свойства, применение.
5. Азотная кислота. Нитраты.
6. Железо. Сплавы.
7. Кремний. Понятие о полупроводниках.
8. Свинец: свойства элемента и его соединений, токсичность
9. Законы постоянства состава и сохранения массы веществ.
10. Взаимодействие металлов с кислотами (см. лабораторные занятия).

Вопросы для контроля знаний

1. ПСЭ. Изменение свойств элементов в периодах и группах.

2. Кислотно-основные свойства элементов.
3. Окислительно-восстановительные свойства элементов.
4. Взаимодействие металлов с кислотами.
5. Ионные реакции обмена.
6. Окислительно-восстановительные реакции.
7. Типы химических связей.
8. Растворы. Различные способы выражения концентраций растворов.
9. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН.
10. Гидролиз солей.
11. Дисперсные системы.
12. Электрохимические системы: гальванический элемент, электролиз.
13. Общая характеристика химических методов анализа.
14. Общая характеристика физико-химических и физических методов анализа.
15. Базовые законы химических методов анализа: закон постоянства состава, закон сохранения массы веществ, закон эквивалентов.
16. Титрометрические методы анализа.
17. Энергетика химических процессов. Потенциал Гиббса как критерий самопроизвольного протекания химических процессов.
17. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.
18. Фазовое равновесие.
19. Каталитические системы и катализаторы.
20. Коррозия металлов и способы защиты от нее.
21. Потенциометрические методы анализа, рН-метрия
22. Молекулярно-абсорбционные методы анализа.
23. Понятие о хроматографических методах анализа.
24. Предельные углеводороды и их свойства.
25. Непредельные углеводороды и их свойства.
25. Спирты, их свойства.
26. Карбоновые кислоты, их свойства.
27. Сложные эфиры. Жиры.
28. Углеводы. Олигомеры и полимеры на их основе.
29. Способы получения полимеров.
30. Щелочные металлы. Сода.
31. Щелочноземельные металлы. Жесткость воды.
32. Алюминий: свойства, применение.
33. Азотная кислота. Нитраты.
34. Железо. Сплавы.
35. Кремний. Понятие о полупроводниках.
36. Свинец: свойства элемента и его соединений, токсичность.
37. Аминокислоты и их свойства.
38. Белки: пептидная связь, структура.

Словарь основных понятий

Антиоксиданты (антиокислители) – ингибиторами, тормозящие процесс окисления.

Водородный показатель pH: $pH = -\lg [H^+]$.

Водородная связь – связь между водородом и наиболее электроотрицательными элементами – фтором, хлором, кислородом, азотом.

Восстановитель – элемент, отдающий электроны. При этом он окисляется.

Гальванический элемент (ГЭ)– химический источник тока- устройство (гальваническая ячейка), в котором энергия химической о/в реакции превращается в электрическую.

Гидролиз солей - взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются молекулы слабых электролитов и изменяется pH среды .

Дисперсная система – системы, состоящие из частиц одной фазы, распределенной в другой: прерывной – дисперсной фазы и непрерывной – дисперсной среды с существующей между ними границей раздела фаз.

Закон Бугера – Ламберта – Беера : в случае монохроматического излучения и разбавленных растворов (концентрация ≤ 0.01 моль/л) оптическая плотность прямо пропорциональна концентрации вещества.

Закон эквивалентов: химические элементы и их соединения вступают в химические реакции друг с другом в строго определенных массовых количествах, соответствующих их химическим эквивалентам.

Ионная связь – связь, обусловленная кулоновскими силами притяжения противоположно заряженных ионов (катиона и аниона).

Ионометрия – потенциометрический метод анализа растворов с помощью ионоселективных электродов, обратимых по отношению к соответствующим ионам.

Ингибиторы – катализаторы, замедляющие скорость реакции..

Катализаторы – веществ, изменяющие скорость или возбуждающие химические реакции.

Коагуляция - процесс укрупнения частиц с потерей агрегативной устойчивости золя.

Ковалентная связь – связь за счет пары электронов, принадлежащих вступающим в связь атомам.

Коллоидный раствор – дисперсная система с размером частиц дисперсной фазы 1–100нм.

Комплементарность - структурное соответствие двух цепей нуклеиновых кислот. за счет образования водородных связей между пуриновыми и пиримидиновыми основаниями, входящими в их состав.

Коррозия – разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой.

Молекулярно- абсорбционный фотометрический анализ - метод анализа, основанный на избирательном поглощении электромагнитного излучения молекулами определенного компонента (или его соединений с соответствующими реагентами) в ИК, видимой и УФ областях.

Металлическая связь – связь, обусловленная перемещением валентных электронов металла во всем пространстве кристаллической решетки, образуемой его положительными ионами

Молярная концентрация (C_m , моль/л,)- число молей растворенного вещества в 1 литре раствора

Нормальная концентрация (N , г-экв/л) – число г-эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора

Окислительно-восстановительные (о/в) реакции – реакции, идущие с переносом электронов.

Окислитель – элемент, принимающий электроны, при этом восстанавливается.

Олигомеры – полимеры с низкой молекулярной массой (не более нескольких тысяч).

Пептизация - распад агрегатов частиц в дисперсной системе

Периодический закон Д.И. Менделеева Свойства простых веществ, а также свойства и форма их химических соединений, находятся в периодической зависимости от заряда ядра

Полимеры – высокомолекулярные соединения с молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов

Предел обнаружения - Наименьшее количество вещества, которое можно обнаружить с помощью реакции с данным реагентом в качественном анализе.

Принцип Ле-Шателье: "Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать воздействие извне (изменить C , t° или p), то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабляет производимое воздействие".

Процентная концентрация ($C\%$) - число граммов растворенного вещества в 100 граммах раствора .

Скорость химической реакции – изменение количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства.

Стандартный электродный потенциал - потенциал электрода, измеренный в стандартных условиях: концентрации (активности) всех участников электродного процесса равны единице, $T=298$ К, $p = 1.01 \cdot 10^5$ Па

Тепловой эффект реакции - изменение энергии системы при протекании в ней химической реакции при условии, что система не совершает никакой другой работы, кроме работы расширения

Титрование.- основной прием титриметрического анализа, заключающийся в постепенном прибавлении раствора реагента известной концентрации из бюретки к анализируемому раствору до достижения точки эквивалентности.

Фазовое равновесие – сосуществование термодинамически равновесных фаз, образующих равновесную систему.

Хроматография (X) – метод разделения, анализа и физико-химического исследования свойств веществ, основанный на различии в скоростях движения концентрационных зон исследуемых компонентов, которые перемещаются в потоке подвижной фазы (элюэнта) вдоль слоя неподвижной.

Эквивалент (Э) - часть моля вещества, которая может присоединять, высвобождают или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Экзотермические реакции - реакции, идущие с выделением теплоты

Электродвижущая сила ГЭ – ЭДС, измеренная в стандартных условиях: 25⁰С, давление 1атм(101 кПа), концентрация растворов собственных солей 1 моль/л

$$ЭДС^0_{298} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}}$$

Электролиз – химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, помещенных в раствор, расплав или твердый электролит. Электроосмос – движение частиц дисперсной среды к противоположно заряженному электроду.

Электрофорез – движение частиц дисперсной фазы к противоположно заряженному электроду.

Эндотермические реакции - реакции, идущие с поглощением теплоты

Гирфанова Юлия Рамилевна

ХИМИЯ:

краткий курс лекций

для подготовки бакалавров очной и заочной форм обучения по направлению подготовки 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов» - Димитровград: Технологический институт – филиал УлГАУ, 2023.- 51 с.