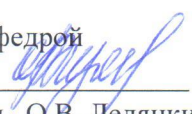
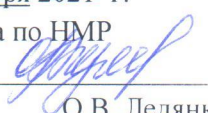


**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ СВЕРДЛОВСКОЙ ОБЛАСТИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«СВЕРДЛОВСКИЙ ОБЛАСТНОЙ МЕДИЦИНСКИЙ КОЛЛЕДЖ»**

специальность 31.02.03 Лабораторная диагностика
Форма обучения – очная

Рассмотрено на заседании кафедры «Лабораторная диагностика» Протокол № 1 от «01» сентября 2021 г. и.о. зав.кафедрой  к.фарм.н., О.В. Ледянкина	Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену комбинированному ОП.05 Химия ОП.06 Физико – химические методы исследования и техника лабораторных работ 2 курс, IV семестр на базе 9 классов 1 курс, II семестр на базе 11 классов	Согласовано зам. директора по УР  Утверждено на ЦМС Протокол № 2 от «08» сентября 2021 г. зам. директора по НМР  к.фарм.н., О.В. Ледянкина
---	--	---

1. Современная формулировка периодического закона Д.И.Менделеева. Строение периодической системы. Взаимосвязь периодической системы элементов и строения атома.
2. Современное представление о строении атома. Модель строения атома. Характеристика элементарных частиц, входящих в состав атома.
3. Строение электронных оболочек, электронная емкость уровней, подуровней, орбиталей.
4. Понятие о квантовых числах, их характеристика и физический смысл.
5. Принципы заполнения электронных оболочек.
6. Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в группах и периодах периодической системы.
7. Ковалентная связь, ее виды. Свойства химических соединений с ковалентной связью.
8. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
9. Понятие об ионной связи. Механизм образования ионной связи. Энергия ионизации и сродство к электрону. Свойства соединений с ионной связью.
10. Металлическая связь, механизм ее образования. Физические свойства металлов и металлическая связь.
11. Оксиды, их классификация, номенклатура, свойства.
12. Основания, их классификация, номенклатура, свойства.
13. Кислоты, их классификация, номенклатура, свойства.
14. Соли, их классификация, номенклатура, свойств
15. Классификация неорганических соединений, их генетическая взаимосвязь.
16. Состав и строение и свойства комплексных соединений.
17. Понятие о дисперсных системах, виды дисперсных систем.
18. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
19. Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с ионной и ковалентной связью.
20. Электролиты и неэлектролиты. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Составление реакций ионного обмена.
21. Диссоциация кислот, оснований, солей в водных растворах.
22. Протолитическая теория кислот и оснований.

23. Понятие о буферных растворах. Виды буферных растворов. Механизм буферного действия. Буферная емкость.
24. Понятие о гидролизе солей. Обратимый гидролиз солей по катиону и по аниону.
25. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой (обратимый и необратимый).
26. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.
27. Алгоритм составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.
28. Алгоритм составления окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом.
29. Понятие об электроотрицательности, степени окисления и валентности.
30. Высшая, низшая и промежуточная степень окисления. Характеристика окислительно-восстановительных свойств элементов с разной степенью окисления.
31. Понятие об органических соединениях, особенности органических соединений.
32. Классификация органических соединений по строению углеродной цепи.
33. Классификация органических соединений по наличию в них функциональных групп.
34. sp^3 – гибридизация атома углерода. Пространственное расположение гибридных орбиталей. Связи, образуемые атомами углерода в sp^3 – гибридизации.
35. sp^2 – гибридизация атома углерода. Пространственное расположение гибридных и негибридизованных орбиталей. Связи, образуемые атомами углерода в sp^2 – гибридизации.
36. sp – гибридизация атома углерода. Пространственное расположение гибридных и негибридизованных орбиталей. Связи, образуемые атомами углерода в sp – гибридизации.
37. Понятие о σ -связи и π -связи. Механизм их образования. Особенности свойств органических соединений, обусловленные присутствием в них σ - и π -связей
38. Гибридизация атомов углерода в бензольном кольце. Особенности π -связи в бензольном кольце. Химические реакции, идущие по бензольному кольцу.
39. Международная номенклатура органических соединений.
40. Структурная изомерия органических соединений.
41. Пространственная изомерия органических соединений.
42. Предельные углеводороды, их классификация, гомология, изомерия, свойства.
43. Непредельные углеводороды, их классификация, гомология, изомерия, свойства.
44. Понятие о гидроксилсодержащих органических соединениях, их классификация. Качественные реакции на них.
45. Понятие о карбонилсодержащих органических соединениях. Качественные реакции на них.
46. Карбоновые кислоты, их классификация, качественные реакции на них. Диссоциация карбоновых кислот.
47. Состав и строение жиров. Состав и строение жиров.
48. Химические свойства жиров: гидролиз и гидрогенизация, их практическое значение.
49. Понятие об углеводах. Моносахариды, их классификация и строение.
50. Понятие об асимметрическом атоме углерода, об оптической изомерии углеводов.
51. Глюкоза – бифункциональное органическое соединение. Качественные реакции на глюкозу.
52. Окислительно-восстановительные свойства глюкозы.
53. Биохимически активные формы глюкозы. Образование глюкозаминов и глюкозофосфатов.
54. Олигосахариды. Состав, строение, свойства.
55. Понятие о полисахаридах, их классификация, состав, свойства.
56. Сходство и отличие в строении и свойствах амилозы, амилопектина, гликогена.
57. Понятие об аминокислотах, их классификация.

58. Свойства аминокислот.
59. Белки. Их состав, строение, свойства.
60. Понятие о структуре белков, денатурация белков.

Примерные практические задания к экзамену комбинированному

Периодический закон Д.И.Менделеева, строение атома, химическая связь.

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы следующих химических элементов: Al, P, Cr.
2. Составьте электронные и электронно-графические формулы валентных электронных уровней элементов с порядковыми номерами 15, 25, 35.
3. Определите, какой тип связи в следующих соединениях: CH₄, KF, Br₂. Схематично изобразите образование связей.

Основные классы неорганических соединений. Комплексные соединения.

4. Назовите следующие соединения, определите степень окисления элементов в них: K₃PO₄, Cl₂O₇, H₂, H₂CO₃, SO₂, NH₄NO₃, Fe(OH)₃.
5. Напишите формулы следующих соединений, определите, к какому классу неорганических соединений они относятся: оксид фосфора (V), гидросульфат калия, гидроксохлорид алюминия, нитрат свинца, гексанитрокобальтат(III) натрия, сернистая кислота, оксид кальция.
6. Назовите следующие вещества, определите, к какому классу неорганических соединений они относятся: MgO, FeOHCO₃, HBr, Na₂CO₃, Ca(OH)₂, KH₂PO₄, SO₃.
7. Назовите следующие комплексные соединения:
K₄[Fe(CN)₆], Na[Al(OH)₄(H₂O)₂], [Cu(NH₃)₄]SO₄, [Pt(NH₃)₂Cl₂], Na₃[Co(NO₂)₆].

Гидролиз солей

8. Напишите уравнения гидролиза следующих солей в молекулярном и ионном виде: K₂CO₃, Fe(NO₃)₃, NaCl, Al₂S₃.
9. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей в молекулярном и ионном виде: FeCl₃, Na₂SiO₃, K₂SO₄, Al₂(CO₃)₃.

Буферные растворы

10. Объясните, почему при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи к аммиачному буферному раствору (NH₄OH + NH₄Cl) его pH не меняется.

Окислительно-восстановительные реакции

11. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция Na₂SO₃ → Na₂S + Na₂SO₄? Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель
12. Допишите уравнение следующей окислительно-восстановительной реакции и расставьте в ней коэффициенты ионно-электронным методом:
K₂Cr₂O₇ + C₂H₅OH + H₂SO₄ → Cr₂(SO₄)₃ + CH₃-COH + ...
13. Допишите уравнение следующей реакции, расставьте коэффициенты ионно-электронным методом. Укажите окислитель и восстановитель.
MnSO₄ + Cl₂ + KOH → MnO₂ + KCl + ...

Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена.

14. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих веществ: H₂S, KAl(SO₄)₂, FeOHCO₃, K₃PO₄, Ba(OH)₂.
15. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций между хлоридом аммония и нитратом серебра, между хлоридом аммония и гидроксидом натрия.

16. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций между следующими веществами:

1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ; 2) BaCl_2 и K_3PO_4 ; 3) Na_2CO_3 и CH_3COOH .

Приготовление растворов различной концентрации

Решите задачи:

17. Как приготовить 200 г 3%-ного раствора сульфата цинка из кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$? ($M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 287 \text{ г/моль}$; $M(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ г/моль}$)

18. Как приготовить 250 мл раствора хлорида железа (III) с молярной концентрацией вещества 1 моль/л из кристаллогидрата $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$? ($M(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ г/моль}$, $S_{20}(\text{FeCl}_3) = 91,9$)

19. Как приготовить 1 л раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией вещества 2 моль/л из ледяной (100%-ной) уксусной кислоты? ($\rho_{100\%} = 1,05 \text{ г/мл}$; $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}$)

20. Как приготовить 0,5 л раствора нитрата серебра с массовой концентрацией ионов серебра в растворе 0,1 г/мл из безводного реактива? ($M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}$; $M(\text{Ag}^+) = 108 \text{ г/моль}$; $S_{20}(\text{AgNO}_3) = 218$)

Классификация и номенклатура органических соединений

21. Назовите следующие органические соединения, определите, к какому классу они относятся:

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{OH}$, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$, $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$.

22. Назовите по международной номенклатуре следующие органические вещества:

а) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{H}}{\text{CH}_2} - \text{C} = \text{O}$; б) $\text{CH}_3 - \underset{\text{O}}{\text{C}} - \underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}_2} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$; в) $\text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

г) $\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3$

$\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3$

д) $\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

23. Назовите следующие органические соединения по международной номенклатуре:

а) $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ б) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{COOH}$ в) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$

г) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$

24. Напишите структурные формулы всех изомеров вещества $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. Назовите вещества.

25. Напишите в структурном виде формулы следующих веществ:

а) 2,2-диметилпентанол-1; б) 3-пропилбензойная кислота; в) 3-метилбутин-1;

г) 3-фенилпентандиаль; д) 2,2,4-триметилгексан.

Химические свойства органических соединений

26. Напишите уравнения реакций, назовите органические вещества:

а) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ б) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ в) $\text{CH}_3 - \text{COH} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$

27. Допишите уравнения следующих химических реакций, назовите органические вещества:

1) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ 2) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{OH} + \text{HO} - \text{NO}_2 \rightarrow$ 3) $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$

28. Как распознать глицерин и формалин одним реактивом? Напишите уравнения соответствующих реакций.

29. Как распознать растворы глицерина и глюкозы? Напишите уравнения соответствующих реакций.

30. Напишите уравнения реакций между следующими веществами:

1) уксусный альдегид и гидроксид меди (II); 2) уксусная кислота и карбонат натрия.

Эталоны на теоретические вопросы

1. Современная формулировка периодического закона Д.И.Менделеева. Строение периодической системы. Взаимосвязь периодической системы элементов и строения атома.

Датой открытия периодического закона считается 1 марта 1869 года, когда профессор Петербургского университета Д.И. Менделеев предложил первый вариант периодической системы. В это время еще не было известно строение атома. За основу классификации Д.И.Менделеев взял атомные массы, сейчас – за основу взяты заряды атомных ядер. Современная формулировка периодического закона: **«Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов».**

На основе периодического закона была создана периодическая система химических элементов. Графическим изображением периодической системы является периодическая таблица. Как любая таблица, она имеет горизонтальные и вертикальные ряды. Горизонтальные ряды элементов называют периодами, а вертикальные - группами.

Период – совокупность элементов, атомы которых имеют *одинаковое число электронных уровней*. Физический смысл номера периода – это число электронных уровней, номер внешнего электронного уровня, он совпадает со значением главного квантового числа n . Каждый период в периодической системе начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Различают периоды малые (I-III) и большие (IV и следующие). Малые периоды образованы только s - и p -элементами, а большие - s -, p -, d - и f -элементами. (f -элементы вынесены из периодической системы, это лантаноиды и актиноиды)

Группа – это совокупность элементов, *имеющих одинаковое число валентных электронов*. Физический смысл номера группы – число валентных электронов. Валентными называют электроны, находящиеся на незавершенном уровне. Группа элементов делится на подгруппы: главную (A) и побочную (B). Элементы главной и побочной подгрупп одной группы имеют одинаковое число валентных электронов (оно совпадает с номером группы), но различное их расположение. У элементов главных подгрупп валентные электроны находятся только на *последнем* уровне (s - или p -подуровне), а у элементов побочных подгрупп - на *последнем* s - и *предпоследнем* d -подуровне. Поэтому в главных подгруппах находятся s - и p -элементы, а в побочных - d -элементы (f -элементы вынесены из периодической системы).

2. Современное представление о строении атома. Модель строения атома. Характеристика элементарных частиц, входящих в состав атома.

До конца XIX века атом считали неделимым. Открытие радиоактивности французским физиком Анри Беккерелем в 1896 г. положило начало изучению строения атома. В течение десяти лет XX века было предложено 7 разных моделей строения атома, из которых только одна получила дальнейшее развитие.

По современным представлениям модель строения атома следующая:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро.
2. Ядро атома состоит из протонов и нейтронов (общее название частиц, входящих в состав ядра, нуклоны)
3. В ядре сосредоточен весь положительный заряд и практически вся масса атома.
4. Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу.
5. Вокруг ядра вращаются отрицательно заряженные электроны.
6. Атом электронейтрален, т.к. число отрицательно заряженных электронов в атоме равно числу положительно заряженных протонов.

Частицы, входящие в состав атома, называются элементарными.

Характеристика элементарных частиц

частица	заряд	масса (в а.е.м.)	место нахождения
протон	+1	1 (1,007825)	в ядре
нейтрон	0	1 (1,008665)	в ядре
электрон	-1	0 (0,00055)	вне ядра

Все атомы одного и того же элемента имеют в ядре одинаковое число протонов. Число нейтронов может быть различным. Соответственно будет разная атомная масса. Например, кислород ^{16}O имеет 8 нейтронов; ^{17}O - 9 нейтронов; ^{18}O - 10 нейтронов. *Разновидности одного и того же элемента, имеющие разные атомные массы, называются изотопами.* Изотопы отличаются числом нейтронов в ядре атома. Практически все элементы имеют несколько изотопов. В периодической системе даны средние атомные массы всех изотопов с учетом их распространенности в природе. Округляя атомную массу, данную в периодической системе, мы находим атомную массу самого распространенного изотопа.

Исходя из положения элемента в периодической системе, можно определить количество элементарных частиц, входящих в состав атома. Например, фосфор имеет порядковый номер 15, атомная масса 31. Это значит, в ядре атома фосфора находится 15 протонов, 16 нейтронов, заряд ядра равен +15, вокруг ядра вращается 15 электронов.

3. Строение электронных оболочек, электронная емкость уровней, подуровней, орбиталей

По современным представлениям электроны в атоме распределены по стационарным (основным) энергетическим уровням. Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент в периодической системе.

Энергетические уровни подразделяются на подуровни: s, p, d, f. Число подуровней на уровне равно номеру уровня, или главному квантовому числу, т.е. на первом уровне только один s – подуровень, на втором – два подуровня (s и p), на третьем – три (s, p, d), на четвертом – четыре (s, p, d, f).

Электронная емкость уровня рассчитывается по формуле $2n^2$, где n – главное квантовое число.

N (номер уровня)	1	2	3	4
максимальное количество электронов	2	8	18	32

Электронная емкость подуровня рассчитывается по формуле $2(2\ell + 1)$, где ℓ - орбитальное квантовое число.

ℓ (номер подуровня)	0 (s)	1 (p)	2 (d)	3 (f)
максимальное количество электронов	2	6	10	14

На подуровне электроны распределены по орбиталям. Количество орбиталей на подуровне рассчитывается по формуле $2\ell + 1$, где ℓ - орбитальное квантовое число. На s-подуровне 1 орбиталь, на p – 3, на d – 5, на f – 7 орбиталей.

На каждой орбитали может располагаться не более двух электронов с противоположно направленными спинами.

Для отображения электронного строения атомов элементов принято пользоваться электронными и электронно-графическими формулами. В электронных формулах указывается распределение электронов по уровням и подуровням, а в электронно-графических – еще и по орбиталям.

Например,

элемент	электронная формула	электронно-графическая формула
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	

Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	

Часто при написании этих формул указывают не все электроны, а только электроны валентного уровня, т.к. все внутренние уровни полностью заполнены и не принимают участия в образовании новых связей.

Например.

элемент	электронная формула валентного уровня	электронно-графическая формула валентного уровня
Al	$3s^2 3p^1$	
Br	$4s^2 4p^5$	
Nb	$4d^3 5s^2$	

4. Понятие о квантовых числах, их характеристика и физический смысл.

Чтобы охарактеризовать положение электрона в атоме, следует указать номер уровня, подуровня и орбитали, где он находится. Состояние электрона в атоме определяется четырьмя параметрами – квантовыми числами.

Положение электрона в атоме	уровень	подуровень	орбиталь	электрон
Определяется квантовым числом	главным	орбитальным	магнитным	спиновым

Главное квантовое число n определяет энергию электрона и степень его удаления от ядра, номер его энергетического уровня; оно принимает любые целочисленные значения $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$. Число энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода, в котором он находится.

Орбитальное квантовое число ℓ определяет форму атомной орбитали. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$ ($\ell = 0, 1, 2, \dots, n - 1$). Каждому значению ℓ соответствует определенный подуровень. Для обозначения подуровней применяются буквенные обозначения.

значение ℓ	0	1	2	3
подуровень	s	p	d	f

s – орбиталь имеет в пространстве форму шара (сферы), p – орбиталь имеет форму гантели (восьмерки, песочных часов), d – орбиталь похожа на лист клевера.

Подуровни имеют двойное обозначение: главное квантовое число цифрой и орбитальное – буквой.

Магнитное квантовое число m_ℓ указывает на ориентацию электронного облака относительно направления магнитного поля. Оно может принимать целые положительные и отрицательные значения, включая ноль, в пределах от $-\ell$ до $+\ell$. Значения магнитного квантового числа вычисляются по формуле $m = 2\ell + 1$.

значения ℓ	значения m_ℓ	орбитали					
0 (s)	0	<table><tr><td></td></tr></table>					
1 (p)	-1 0 +1	<table><tr><td></td><td></td><td></td></tr></table>					
2 (d)	-2 -1 0 +1 +2	<table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>					

3 (f)	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3												
-------	----	----	----	---	----	----	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

s – орбиталь имеет в пространстве форму шара (сферы), поэтому у s – орбитали ориентация однозначна, т. к. при любых поворотах в пространстве сфера совпадает сама с собой, и s – подуровень состоит из одной орбитали.

p – орбиталь имеет форму гантели (восьмерки, песочных часов), она может ориентироваться в пространстве вдоль трех взаимно перпендикулярных направлений: p_x , p_y , p_z , и имеет три орбитали.

При $\ell = 2$ (d – подуровень) имеется 5 орбиталей, т.к. возможно 5 значений магнитного квантового числа. А при $\ell = 3$ (f – подуровень) – 7 орбиталей.

Спиновое квантовое число s характеризует вращение электрона вокруг собственной оси (спин). Спин может быть положительным или отрицательным, поэтому спиновое квантовое число может иметь только два значения $+1/2$ и $-1/2$, что обозначается стрелками $\uparrow\downarrow$.

5. Принципы заполнения электронных оболочек

Последовательность заполнения электронных оболочек атома определяется тремя основными принципами.

Согласно **принципу Паули** в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

Так два электрона, для которых n, ℓ и m_ℓ одинаковы, различаются по значению спина m_s . Поэтому на каждой атомной орбитали не может быть больше двух электронов.

Правило Хунда гласит: на данном подуровне электроны в атоме размещаются так, чтобы их суммарное спиновое число было максимальным.

Например, при размещении трех электронов на p-подуровне электроны размещаются по одному на каждой орбитали:

$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
------------	------------	------------

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	
----------------------	------------	--

Т.к. в первом случае суммарное спиновое число равно $\sum m_s = +1/2 + 1/2 + 1/2 = +3/4$, а во втором $\sum m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 = +1/2$.

Принцип наименьшей энергии: последовательность размещения электронов в атоме должна соответствовать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией.

Чем дальше электрон удален от ядра, тем больше его энергия. Электрон не должен занимать вышележащий энергетический уровень, если в нижележащем есть места. Энергия электрона главным образом определяется значением квантовых чисел n и ℓ , что отражено в **правиле Клечковского**.

При заполнении электронами уровней и подуровней в атоме первым заполняется тот, у которого меньше сумма n + ℓ , а при равных значениях сумм, первым заполняется подуровень с меньшим значением n.

Например

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
n + ℓ	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	6	7	8	9
№ п/п	1	2	3	4	5	7	6	8	10	13	9	11	14	16	12	15	17	...

Исключение: 5d¹ заполняется одним электроном раньше, чем 4f; 6d раньше, чем 5f.

Последовательность заполнения:

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 5d¹ → 4f → 5d → 6p ...

При составлении электронных формул можно воспользоваться матрицей:

					6s	6p	6d	6f	Матрица показывает последовательность заполнения
				5s	5p	5d	5f		

			4s	4p	4d	4f			подуровней электронами. Для этого надо двигаться снизу вверх по порядку в каждом вертикальном столбике.
		3s	3p	3d					
	2s	2p							
1s									

6. Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в группах и периодах периодической системы.

1. В периодах слева направо происходит уменьшение радиуса атомов, т.к. увеличивается положительный заряд ядра атома. Поэтому валентные электроны сильнее притягиваются к ядру, происходит сжатие атома.

Вследствие уменьшения радиуса происходит ослабление металлических и возрастание неметаллических свойств элементов в периодах.

Рассмотрим в качестве примера III период:

Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl

Элемент: _____ металлы | _____ неметаллы _____ →

- *активность металлов* уменьшается
- *активность неметаллов* увеличивается
- *ослабляются восстановительные свойства* (способность отдавать e^-)
- *усиливаются окислительные свойства* (способность принимать e^-)

Гидроксиды: NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4
 сильное слабое амфотерное | слабая средней силы сильная очень сильная
 основание кислота

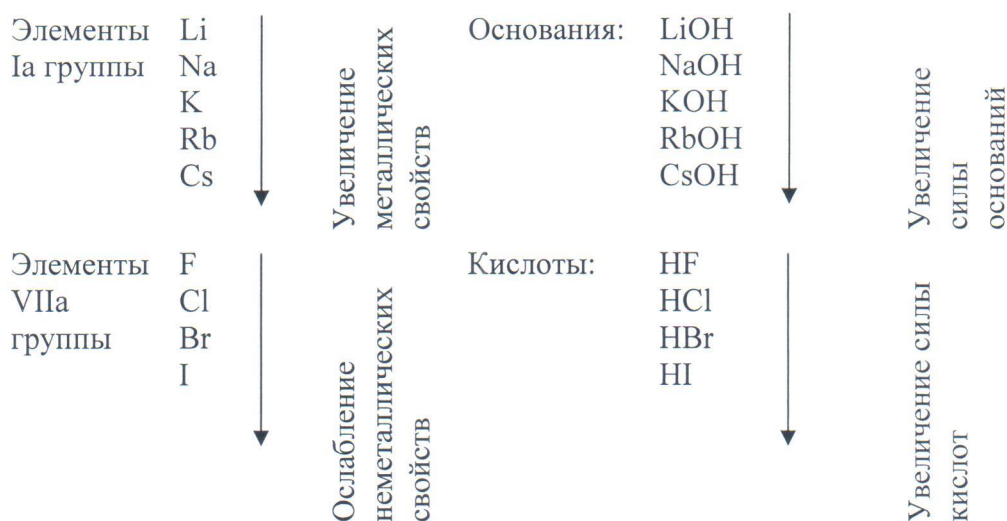
основание

кислота

основные свойства гидроксидов уменьшаются, а кислотные усиливаются.

2. В группах сверху вниз увеличивается радиус атомов элементов, т.к. увеличивается количество электронных уровней. Ослабевают связи валентных электронов с ядром. Чем больше радиус, тем легче атом отдает валентные электроны, т.е. проявляет свойства металлов (восстановительные свойства). В группах сверху вниз усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические.

Например, в 1 группе главной подгруппе наиболее активным металлом является цезий Cs, наименее активным – литий Li. У галогенов (VII группа главная подгруппа) наиболее активным неметаллов будет фтор F.



По периодической системе можно проследить изменение и других характеристик элементов.

Чтобы определить является элемент металлом, или неметаллом, достаточно провести диагональ от бора к астату. В нижнем левом углу будут находиться металлы, а в правом верхнем – неметаллы (в главных подгруппах) и металлы (в побочных подгруппах).

Электроотрицательность элементов увеличивается в периодах слева направо, а в группах – снизу вверх (самый электроотрицательный элемент – фтор)

7. Ковалентная связь, ее виды. Свойства химических соединений с ковалентной связью.

Ковалентная связь – это связь между атомами двух химических элементов за счет образования общей пары электронов. Общая электронная пара в одинаковой степени принадлежит обоим атомам, образующим эту связь. За счет общей пары электронов каждый из атомов, участвовавших в образовании связи, приобретает устойчивую электронную конфигурацию ближайшего инертного газа.

Ковалентная связь может быть неполярной и полярной. неполярная связь образуется между атомами двух неметаллов с одинаковой электроотрицательностью, при этом общая электронная пара не смещена ни к одному из атомов. Например, H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др.

Например: Cl_2 Cl $3s^2 3p^5$

до октета каждому атому не хватает одного электрона



Cl Cl

Ковалентная полярная связь образуется между атомами двух элементов, имеющих разную электроотрицательность. Такая связь образуется между двумя разными неметаллами, или между нетипичным металлом и неметаллом. Например, HCl , NH_3 , CH_4 , $ZnCl_2$ и др. При этом общая пара электронов смещена к более электроотрицательному элементу, связь становится полярной. Чем больше разница электроотрицательностей элементов, образующих связь, тем больше ее полярность.

Например: NH_3

N $2s^2 2p^3$

H $1s^1$



Более электроотрицательным является азот, поэтому общая электронная пара смещена к нему. Связь становится полярной: на азоте частично отрицательный заряд, а на водороде – частично положительный.

Свойства веществ зависят от типа связи в них. Так, соединения, имеющие ковалентную неполярную связь, газообразные, нерастворимые в воде, неэлектролиты. Свойства соединений с полярной ковалентной связью зависят от степени полярности связи. Чем более полярна связь, тем ближе соединения по свойствам к соединениям с ионной связью. Они могут быть жидкими или даже твердыми, растворимы в воде. Будут электролитами, может даже сильными. Если связь малополярна, свойства соединения будут близки к свойствам соединений с неполярной ковалентной связью.

Например, летучие водородные соединения элементов V, VI, VII групп PH_3 , H_2S и HCl , имеющие полярную ковалентную связь в своих молекулах, газообразны. Растворяясь в воде, они образуют соединения PH_3 – не обладает кислотными свойствами, H_2S – слабая кислота и HCl – сильная кислота. Т.к. в данном ряду увеличивается полярность ковалентной связи.

8. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Связь в комплексном ионе.

Образование молекулы вещества с ковалентной неполярной связью: $A\cdot + \cdot A \rightarrow A\cdot\cdot A$.

$$\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}\cdot\cdot\text{H}$$

Образование молекулы вещества с ковалентной полярной связью: $A\cdot + \cdot B \rightarrow A \quad \cdot \cdot B$

↑ ↓	↑	↑
-----	---	---

Например: в ионе аммония NH_4^+ образуется донорно-акцепторная связь за счет пары электронов атома азота и свободной орбитали катиона водорода:

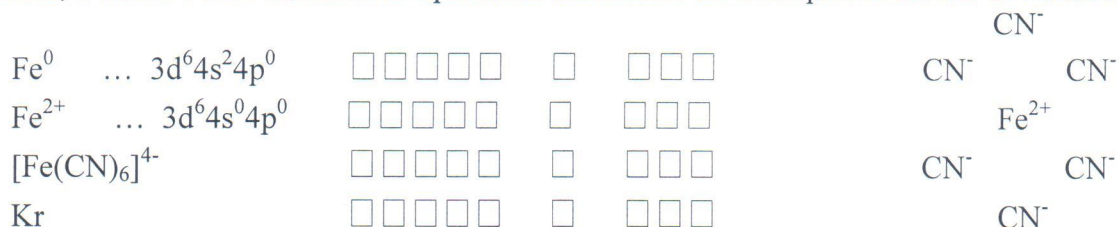


O 2s 2p C 2s 2p

Например, образование иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

В этом комплексном ионе донором будет цианид - ион, его структура $\text{C} \equiv \text{N}^{\bullet\bullet}$, акцептором будет Fe^{2+} , у которого при взаимодействии с CN^- сначала спариваются 3d-электроны, а затем освободившиеся орбитали занимают 12 электронов шести CN^- ионов.



9. Понятие об ионной связи. Механизм образования ионной связи. Энергия ионизации и сродство к электрону. Свойства соединений с ионной связью.

Ионная связь – это связь за счет электростатического притяжения катионов и анионов, в которые превращаются атомы, отдавая и присоединяя валентные электроны. Эта связь возникает между типичными металлами и неметаллами. Разница электроотрицательностей элементов, образующих ионную связь, должна быть больше 1,7.

В образовании ионной связи можно выделить три этапа.

1. Образование катиона металла за счет отдачи валентных электронов.
2. Образование аниона неметалла за счет присоединения электронов.
3. Электростатическое притяжение положительно заряженного катиона и отрицательно заряженного аниона и образование молекулы.

Рассмотрим образование молекулы хлорида натрия.



Для количественной оценки способности атомов отдавать или присоединять электроны введены понятия «энергия ионизации» и «сродство к электрону».

Энергией ионизации (I) называется количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома. Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон. Энергия ионизации увеличивается слева направо в периодах периодической системы, и снизу вверх – в группах. Таким образом, самую низкую энергию ионизации имеют щелочные металлы, а самую высокую – азот, кислород, галогены и инертные газы.

Сродством к электрону называется количество энергии (E), которое выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому. Наибольшим сродством к электрону обладают галогены, а наименьшей – щелочные и щелочноземельные металлы.

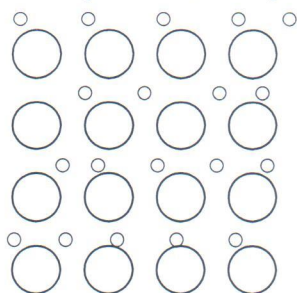
Таким образом, энергия ионизации служит количественной мерой металличности элемента, а сродство к электрону – неметалличности.

Соединения с ионной связью (соли, оксиды) при комнатной температуре твердые вещества. Они имеют высокую температуру плавления ($500 - 1000^\circ\text{C}$), хорошо растворимы в воде, и их растворы в воде и расплавы проводят электрический ток (являются сильными электролитами). Такие вещества имеют ионную кристаллическую решетку.

10. Металлическая связь, механизм ее образования. Физические свойства металлов и металлическая связь.

Металлическая связь образуется в металлах.

Металлической называется такая химическая связь, в которой частично ионизированные атомы металла связаны между собой и с нейтральными атомами металла, обобществленными электронами, которые принадлежат не отдельным атомам, а всему кристаллу в целом.



- атомы металла
- катионы металла
- валентные электроны

В узлах кристаллической решетки металла находятся атомы металла, которые, отдавая валентные электроны, превращаются в катионы. Валентные электроны, обобществляясь, непрерывно и хаотично движутся во всем объеме металла, за что эта

совокупность электронов получила название «электронный газ». Металлическая связь образуется за счет взаимодействия положительно заряженных катионов металла и отрицательно заряженного «электронного газа», в который погружены катионы. Это равновесие динамическое, т.е. в металле непрерывно движущиеся электроны присоединяются к ионам и образуют нейтральные атомы, в это же время другие атомы ионизируются и т.д.

Количество валентных электронов увеличивается в периодах периодической системы слева направо. Чем больше валентных электронов, тем больше плотность «электронного газа», тем прочнее металлическая связь. Наибольшую температуру плавления и кипения имеют переходные металлы IV-VI групп (Ti, Nb, Mo, W).

Металлическая связь в металлах обуславливает их особые свойства: теплопроводность, электропроводность, пластичность, металлический блеск, магнитные свойства. Тепло- и электропроводность металлов обусловлена наличием в них свободных обобществленных электронов, которые являются переносчиками тепла и электрических зарядов. Пластичность – это способность металлов менять форму без разрушения кристаллической решетки. Пластичность сводится к сдвигу атомно-ионных слоев в решетке металла относительно друг друга. Поскольку слои связаны между собой не направленными связями, а «электронным газом», то при сдвиге слоев металлическая связь не рвется, кристалл не разрушается. Наибольшей пластичностью обладает золото, из 1 г золота можно вытянуть проволоку длиной 3 км. Металлический блеск объясняется хорошим отражением видимого света поверхностью металла.

11. Оксиды, их классификация, номенклатура, свойства.

Оксиды – это бинарные соединения элементов с кислородом, в которых кислород проявляет степень окисления, равную -2.

Оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие. Все солеобразующие делят на основные, кислотные и амфотерные.

Основными оксидами называют оксиды металлов, гидроксиды которых проявляют только основные свойства. К основным оксидам относятся оксиды щелочных, щелочноземельных и некоторых других металлов. Например, Li_2O , K_2O , Na_2O , Rb_2O , CaO , BaO . Все основные оксиды – твердые вещества.

Кислотные оксиды – это оксиды, гидроксиды которых проявляют только кислотные свойства. К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов, а также металлов с высокой степенью окисления. Кислотные оксиды могут быть газообразными (SO_2 , CO_2), жидкими (Mn_2O_7), или твердыми (SeO_3 , P_2O_5).

Амфотерные оксиды – это оксиды, гидроксиды которых проявляют и основные, и кислотные свойства. К амфотерным относятся оксиды алюминия, цинка, свинца, хрома и других элементов. Амфотерные оксиды – твердые вещества.

Несолеобразующие оксиды (NO , CO) не образуют гидроксидов, и следовательно солей.

Названия оксидов состоят из слова «оксид» и русского названия элемента, образующего оксид в родительном падеже. Если степень окисления элемента переменна, она указывается в круглых скобках римской цифрой без знака. Например, Na_2O – оксид натрия, CaO – оксид кальция, CO_2 – оксид углерода (IV), CO – оксид углерода (II), P_2O_5 – оксид фосфора (V), ZnO – оксид цинка, Al_2O_3 – оксид алюминия.

Химические свойства оксидов.

1. Взаимодействие оксидов с водой.

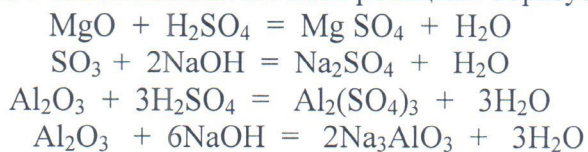
Основные оксиды щелочных и щелочноземельных металлов активно взаимодействуют с водой, образуя щелочи: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$.

Кислотные оксиды типичных неметаллов серы, азота, фосфора, хлора – также реагируют с водой, давая соответствующие кислоты:



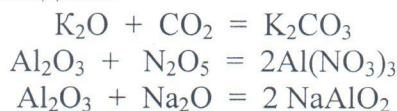
2. Взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями.

Кислотные оксиды реагируют с основаниями, основные – с кислотами, а амфотерные и с кислотами, и с основаниями. Во всех реакциях образуется соль и вода.



3. взаимодействие оксидов между собой.

Кислотные оксиды реагируют с основными. Амфотерные оксиды реагируют как с основными, так и с кислотными оксидами.

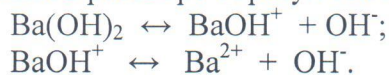


12. Основания, их классификация, номенклатура, свойства.

Основания – это сложные химические соединения, молекулы которых состоят из атомов металлов и гидроксогрупп. По растворимости в воде основания делят на растворимые (щелочи) и **нерастворимые**. Большинство оснований в воде нерастворимы $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Растворимыми являются основания щелочных и щелочноземельных металлов NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. По количеству OH – групп в молекуле основания делят на **однокислотные**, двухкислотные, трехкислотные ... **многокислотные**. По агрегатному состоянию основания – это твердые вещества.

Названия оснований состоят из слова «гидроксид» и русского названия металла, образующего основание в родительном падеже. Если степень окисления металла переменна, она указывается в круглых скобках римской цифрой без знака. Например, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Основания являются **электролитами**. Растворимые в воде (щелочи) – сильные электролиты, мало- или нерастворимые – слабые электролиты. При диссоциации любого основания в растворе образуются гидроксид - ионы OH^- . Например:



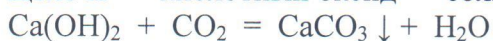
Образующиеся при диссоциации OH^- - ионы обуславливают щелочную реакцию среды и меняют окраску индикаторов: метилоранж – желтый, фенолфталеин – малиновый, лакмус – синий.

По **физиологическому действию** щелочи относятся к едким веществам. Они вызывают химические ожоги кожи и слизистых в результате некроза тканей, особенно опасно попадание щелочи в глаза.

Химические свойства оснований.

1. Реакция с кислотными оксидами:

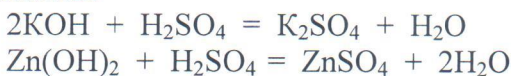
щелочь + кислотный оксид = соль + вода.



2. Реакция с кислотами:

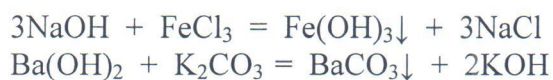
основание + кислота = соль + вода.

Реакция кислоты и основания с образованием соли и воды называется реакцией нейтрализации. Реакция нейтрализации идет как с растворимыми, так и с нерастворимыми основаниями.



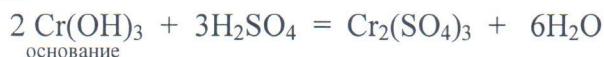
3. Реакция с солями:

щелочь + растворимая соль = новая соль + новое основание
(реакция идет, если в результате выпадает осадок)



Амфотерные гидроксиды.

Гидроксиды, обладающие как кислотными, так и основными свойствами, называются амфотерными. К ним относятся гидроксиды цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$, алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, свинца и др. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами. В одной реакции амфолит выступает как основание, в другой – как кислота.



13. Кислоты, их классификация, номенклатура, свойства.

Кислоты - это сложные вещества, содержащие один или несколько атомов водорода, способных замещаться металлом с образованием соли.

По количеству атомов водорода в молекуле кислоты их делят на одноосновные (HNO_3 , HCl , CH_3COOH), двухосновные (H_2S , H_2SiO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), трехосновные (H_3PO_4 , H_3BO_3). По наличию или отсутствию кислорода в кислотном остатке кислоты – на кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SiO_3) и бескислородные (HCl , H_2S). По степени диссоциации кислоты бывают сильные (HNO_3 , HCl , H_2SO_4), слабые (H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3) и средней силы (H_3PO_4 , HF , H_2SO_3).

Названия кислот происходят от названия элемента, входящего в ее состав.

Кислородсодержащие кислоты		
Элемент	Состав названия	Примеры
с высшей положительной степенью окисления	элемент + «ная» или «овая», «евая»	H_2SO_4 – серная HNO_3 – азотная H_2SiO_3 – кремниевая H_2CrO_4 – хромовая
с низшей положительной степенью окисления	элемент + «истая»	H_2SO_3 – сернистая HNO_2 – азотистая
Бескислородные кислоты		
	Элемент + «водородная»	HCl – хлороводородная H_2S – сероводородная HCN – циановодородная

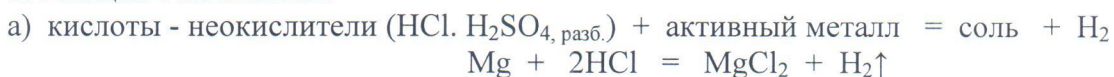
Кислоты, являясь электролитами, диссоциируют с образованием катионов водорода H^+ . Одноосновные кислоты диссоциируют в I ступень, а многоосновные – в несколько. $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 1. $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ 2. $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Ион водорода, образующийся при диссоциации кислот, обуславливает кислую реакцию среды в водных растворах кислот, поэтому кислотно-основные индикаторы в них окрашены: метилоранж - рубиново-красный, фенолфталеин – бесцветный, лакмус – красный.

В чистом виде некоторые кислоты – это твердые вещества (HPO_3 метафосфорная, H_3PO_4 – ортофосфорная, H_3BO_3 – борная). Чистая серная кислота – жидкость. Такие газы, как HCl , HBr , H_2S образуют кислоты только в водном растворе.

Химические свойства кислот.

1. Реакция с металлами.



б) кислоты – окислители (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4, \text{конц.}}$) + металл = соль + продукт

восстановления кислоты (не H₂)

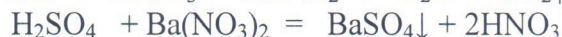


2. Реакция с основными или амфотерными оксидами или гидроксидами:



3. Реакция с солями: $\text{кислота} + \text{соль} = \text{новая кислота} + \text{новая соль}$

(реакция идет, если образуется нерастворимое или газообразное вещество)



14. Соли, их классификация, номенклатура, свойства.

Соли - сложные химические соединения, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка (продукты взаимодействия кислоты и основания).

По составу соли делят на средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные. Например,

соли					
средние	кислые	основные	двойные	смешанные	комплексные
Na ₂ CO ₃ , K ₂ S, Fe 2(SO ₄) ₃	NaHCO ₃ , KHS, Fe(HSO ₄) ₃	Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ , FeOHCO ₃	KAl(SO ₄) ₂ , NH ₄ Fe(SO ₄) ₂	CaBrCl	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆] K ₄ [Fe(CN) ₆]

Номенклатура солей.

Названия средних солей состоят из названия кислотного остатка и русского названия металла в родительном падеже. Если степень окисления металла переменная, она без знака указывается в круглых скобках римской цифрой. Например, Na₂CO₃ – карбонат натрия, K₂S – сульфид калия, Fe₂(SO₄)₃ – сульфат железа (III). Названия кислых солей образованы так же, как средних с приставкой «гидро». Например, NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, KHS – гидросульфид калия, Fe(HSO₄)₃ – гидросульфат железа (III). Названия основных солей образуются от названий средних солей с добавлением приставки «гидроксо». Cu₂(OH)₂CO₃ – дигидросокарбонат меди (II), FeOHCO₃ – гидроксокарбонат железа (III). Двойные и смешанные соли называются так же, как средние с перечислением двух металлов или двух кислотных остатков. Например, KAl(SO₄)₂ – сульфат калия-алюминия, NH₄Fe(SO₄)₂ – сульфат железа (III) – аммония, CaBrCl – хлорид - бромид кальция. Комплексные соли – это сложные соединения, комплексным может быть катион, анион, или вся молекула. Их названия образуются по-разному. Например, Na₃[Co(NO₂)₆] – гексанитрокобальтат (III) натрия, K₄[Fe(CN)₆] – гексацианоферрат (II) калия, [Zn(NH₃)₂Cl₂] – дихлордиамминцинк.

По агрегатному состоянию все соли – твердые вещества. Растворимость солей в воде разная, окраска тоже разная.

Химические свойства солей.

1. Реакция с металлами. $\text{Раствор соли} + \text{Me} = \text{новая соль} + \text{новый металл.}$

Реакция возможна, если Me, вступающий в реакцию, стоит в ряду напряжений металлов левее, чем Me, входящий в состав соли.



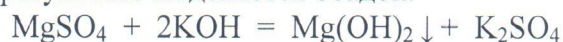
2. Реакция с кислотами. $\text{Соль} + \text{раствор кислоты} = \text{новая соль} + \text{новая кислота}$

Реакция возможна, если в результате выделяется газ, или осадок.



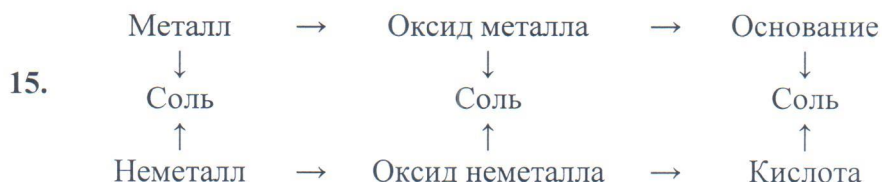
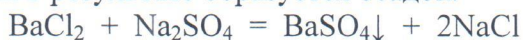
3. Реакция со щелочами. $\text{Растворимая соль} + \text{щелочь} = \text{новая соль} + \text{новое основание}$

Реакция идет, если в результате выделяется осадок.



4. Реакция с солями. Раствор соли + раствор соли = два новых раствора соли

Реакция возможна, если в результате образуется осадок.



Классификация неорганических соединений, их генетическая взаимосвязь.

Неорганические соединения делят на простые и сложные. Простые вещества состоят из одного вида элементов, сложные – из разных элементов.

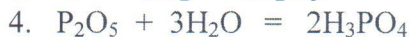
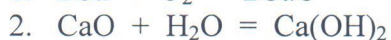
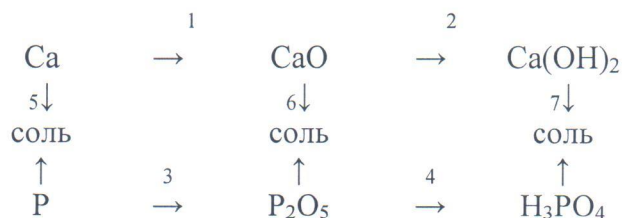
Простые вещества делятся на металлы и неметаллы.

Основными классами сложных неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли.

Генетическую взаимосвязь основных классов неорганических соединений можно представить следующей схемой:

Например:

Например:



16. Состав, строение и свойства комплексных соединений.

Комплексными называют соединения, в состав которых входит комплексный ион. В комплексном соединении выделяют внутреннюю сферу и внешнюю сферу. Внутренняя сфера – это сам комплексный ион. В формуле он выделяется квадратными скобками. Все, что находится вне его – это внешняя сфера.

Комплексным может быть катион, анион и нейтральная молекула.

Комплексный ион – это сложный ион, состоящий из комплексообразователя и координированных вокруг него лигандов.

Комплексообразователем могут быть металлы середины больших периодов, которые имеют большое число пустых орбиталей. Типичные комплексообразователи: Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} и др.

Лиганды – это анионы, или полярные нейтральные молекулы. Например: NO_2^- , CN^- , Cl^- , Br^- , SCN^- , NH_3^0 , H_2O^0 и др. Лиганды должны иметь свободную пару электронов.

Число лигандов, которое удерживает вокруг себя комплексообразователь, называется координационным числом. Координационное число обычно равно 2, 4, 6, и чаще всего равно удвоенной валентности металла-комплексообразователя.

Например:

Комплексное соединение	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$
Комплексным является	анион	катион	молекула
Внутренняя сфера	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]^0$
Внешняя сфера	K^+	SO_4^{2-}	нет
Комплексообразователь	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Pt^{4+}
Лиганд	CN^-	NH_3^0	Cl^- и NH_3^0
Координационное число	6	4	6

Комплексообразователь и лиганды удерживаются в комплексном ионе за счет ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму. При этом лиганд будет донором, он предоставляет пару электронов. Комплексообразователь будет акцептором, он предоставляет свободные орбитали.

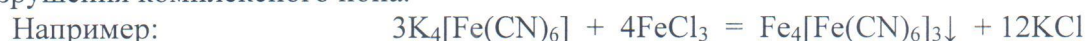
Комплексные соединения являются электролитами и в водных растворах диссоциируют на внутреннюю и внешнюю сферы:



Если в комплексном соединении нет внешней сферы, такое соединение не диссоциирует на ионы, т.е. не является электролитом.

Комплексные соединения менее устойчивы, чем обычные, некомплексные, соединения. Мерой их стойкости является константа устойчивости комплексных соединений. Чем она больше, тем устойчивее комплексный ион.

Реакции обмена, в которые вступают комплексные соединения, обычно протекают без разрушения комплексного иона.



17. Понятие о дисперсных системах, виды дисперсных систем.

Дисперсной называется **система**, состоящая из двух и более веществ, причем одно из них равномерно распределено в объеме другого.

Вещество, которое равномерно распределено, называется **дисперсной фазой**, а то, в чем оно распределено - **дисперсионной средой**.

В зависимости от размеров частиц вещества (степени дисперсности) различают следующие дисперсные системы:

Дисперсная система	Грубая дисперсия (суспензия, эмульсия)	Коллоидный раствор	Истинный раствор
Размер частиц	> 100нм	от 1 до 100нм	< 1нм
Характеристика частиц:	- частицы состоят из $>10^9$ (млрд) атомов	- частицы состоят из $10^3 - 10^9$ атомов	частицы содержат от 10^3 до 1 атома
	- видны в обычный микроскоп	- видны только в электронный микроскоп	- не видны даже в электронный микроскоп

	- не проходят через бумажный фильтр	- проходят через бумажный фильтр, но не через ультрафильтр	- проходят через бумажный и ультрафильтр
	- быстро оседают, или всплывают (дисперсия расслаивается)	- не оседают, или оседают очень медленно	- не оседают, и не всплывают
	- не пропускают свет	- рассеивают свет в виде конуса (эффект Тиндаля)	- не рассеивают свет
Характеристика системы	Гетерогенные системы – системы из двух и более фаз		Гомогенная система (однофазная)

Суспензии – это дисперсные системы, в которых дисперсной фазой является твердое вещество, а дисперсионной средой – жидкость. Причем, твердое вещество нерастворимо в жидкости (суспензия глины в воде, мела в воде). Чем мельче частицы твердого вещества, тем дольше сохраняется суспензия.

Эмульсия – это дисперсная система, в которой дисперсная фаза и дисперсионная среда – жидкости, несмешивающиеся между собой (эмульсия масла в воде, молоко)

Коллоидные растворы иначе называют золями. Коллоидные частицы имеют сложное строение. Они состоят из ядра, адсорбционного слоя и диффузного слоя. Осаждение золя под действием силы тяжести называется седиментацией, а за счет соединения коллоидных частиц в более крупные агрегаты – коагуляцией. Обычно коагуляция происходит при добавлении к золю 1) электролита; 2) другого золя, частицы которого имеют противоположный заряд; 3) при нагревании.

Истинные растворы - это гомогенные системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Например, раствор H_2SO_4 состоит из молекул воды, серной кислоты и продуктов их взаимодействия – гидратированных ионов H^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} .

18. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

Раствор – это гомогенная (однородная) система, состоящая из растворенного вещества и растворителя (чаще воды).

По способу приготовления растворы бывают точные и приблизительные. В приблизительных растворах содержание вещества в растворе выражают техническими концентрациями, а в точных – аналитическими.

Технические концентрации	Аналитические концентрации		
Массовая доля	молярная		массовая
	Молярная концентрация вещества	Молярная концентрация эквивалента вещества	Массовая концентрация элемента или иона X
$\omega(\epsilon)$	$C(\epsilon)$	$C(\frac{1}{z}\epsilon)$	$\rho(x)$
%	моль/дм ³	моль/дм ³	г/дм ³ или г/см ³
$\omega(\epsilon) = \frac{m(\epsilon)}{m(p)} 100\%$	$C(\epsilon) = \frac{m(\epsilon)}{M(\epsilon) \cdot V(p)}$	$C(\frac{1}{z}\epsilon) = \frac{m(\epsilon) \cdot z}{M(\epsilon) \cdot V(p)}$	$\rho(x) = \frac{m(\epsilon) \cdot M(x) \cdot n}{M(\epsilon) \cdot V(p)}$

Содержание растворенного вещества в приблизительных растворах чаще выражается массовой долей. **Массовая доля** растворенного вещества (ω) – это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора. Чаще выражается в %.

$$\omega = \frac{m(в)}{m(р)} 100\% ;$$

Содержание растворенного вещества в точном растворе выражается концентрацией. В лабораторной практике чаще всего используется молярная и массовая концентрации.

Молярная концентрация вещества – это величина, показывающая какое количество вещества (в молях) растворено в 1 дм³ раствора. Рассчитывается по формуле

$$C(в) = \frac{m(в)}{M(в) \cdot V(р)}$$

Молярная концентрация эквивалента вещества (нормальная концентрация) – это величина, показывающая, какое количество эквивалентов вещества растворено в 1 дм³ раствора.

Эквивалент – это $\frac{1}{Z}$ часть вещества.

Z кислоты равно основности кислоты (числу атомов Н)

Z основания равно его кислотности (числу ОН – групп)

Z соли равно общему числу единиц валентности металла, т.е. произведению валентности металла на число его атомов.

Например, $z(\text{H}_2\text{SO}_4)=2$, $z(\text{NaOH})=1$, $z(\text{AlCl}_3)=3$, $z(\text{H}_3\text{PO}_4)=3$, $z(\text{Ca}(\text{OH})_2)=2$, $z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)=6$.

Формула для расчета массовой концентрации атомов или ионов x в растворе имеет вид:

$$\rho(x) = \frac{m(b) \cdot M(x) \cdot n}{M(b) \cdot V(p)} ;$$

$\rho(x)$ – массовая концентрация атома x или иона x в растворе, г/дм³

$M(x)$ – молярная масса иона, г/моль

19. Теория электролитической диссоциации.

Механизм диссоциации веществ с ионной и ковалентной связью.

Теория электролитической диссоциации (ТЭД) была сформулирована шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 г.

Основные положения ТЭД:

1. Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные ионы.
2. Под действием электрического тока положительные ионы движутся к катоду, отрицательные – к аноду, поэтому первые называют катионами, вторые – анионами.
3. Диссоциация – обратимый процесс. Обратный диссоциации процесс называется ассоциацией. Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации надо ставить знак обратимости $\leftrightarrow$.

Необходимыми условиями диссоциации веществ являются:

1. Наличие в веществе ионной или сильно полярной ковалентной связи.
2. Наличие полярных молекул воды (диполей). Диссоциация идет только в водных растворах (или в расплавах).

Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью, т.к. молекулы этих веществ уже состоят из ионов. В этом процессе можно выделить 3 этапа:

1. Ориентация диполей воды около ионов кристаллов;
2. Взаимодействие диполей воды с ионами поверхностного слоя кристалла;

3. Диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Аналогично диссоциируют электролиты, молекулы которых образованы по типу ковалентной полярной связи:

1. Ориентация диполей воды вокруг полюсов молекулы электролита.
2. Взаимодействие молекул воды с молекулами электролита.
3. Ионизация молекул электролита.
4. Диссоциация молекул электролита на гидратированные ионы.

20. Электролиты и неэлектролиты. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Составление реакций ионного обмена.

Электролитическая диссоциация – это процесс распада электролита на положительно и отрицательно заряженные ионы, катионы и анионы. Электролиты - это вещества, молекулы которых распадаются на ионы, а потому проводят электрический ток. Неэлектролиты не распадаются на ионы и не проводят электрический ток. Диссоциация электролитов происходит в водном растворе или расплаве. В молекулах электролитов связи ионные или сильнополярные ковалентные, у неэлектролитов - связь ковалентная неполярная или ковалентная слабо полярная. К электролитам относятся соли, кислоты основания, к неэлектролитам – органические вещества.

Электролиты делят на сильные и слабые. Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы, а слабые - диссоциируют на ионы лишь частично. Количественной характеристикой силы электролита является степень электролитической диссоциации.

Степень диссоциации – это отношение числа молекул распавшихся на ионы, к общему числу молекул. Обычно выражается в %.

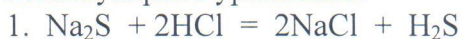
$$\alpha = \frac{n}{N} 100\%$$

Электролит		сильный	средней силы	слабый
Степень диссоциации *		> 30%	от 3% до 30%	< 3%
Например:	соли	почти все растворимые соли		плохо растворимые соли
	кислоты	H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl, HBr, HI	HF, H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HNO ₂ , H ₂ SiO ₃ , + почти все органические кислоты
	основания	щелочных и щелочноземельных металлов: KOH, NaOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	LiOH, Mg(OH) ₂	Нерастворимые основания, NH ₄ OH, H ₂ O, фенолы, амины

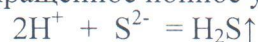
* Эти границы указаны для 0,1 Н (0,1 моль/дм³) растворов электролитов. Степень диссоциации электролитов зависит от концентрации: чем сильнее разбавлен раствор, тем сильнее диссоциация.

Согласно ТЭД все реакции в водных растворах электролитов происходят между ионами и отображаются в виде РИО (реакций ионного обмена). При составлении этих реакций следует сильные электролиты писать в виде ионов, а слабые электролиты и неэлектролиты в виде молекул. РИО являются необратимыми (идут до конца), если в результате реакции образуется газ, вода, осадок, либо дугой слабый электролит.

Молекулярное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:





21. Диссоциация кислот, оснований, солей в водных растворах.

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода (протоны). Одноосновные кислоты диссоциируют в одну степень, многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

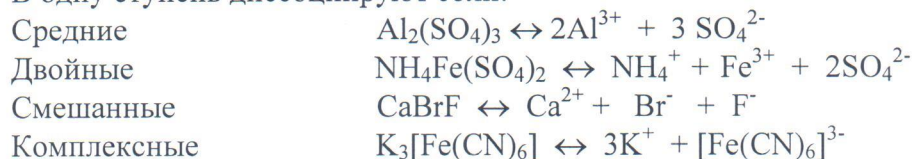


Основания – это электролиты, при диссоциации которых образуются гидроксид – анионы. Однокислотные основания диссоциируют в одну степень, а многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

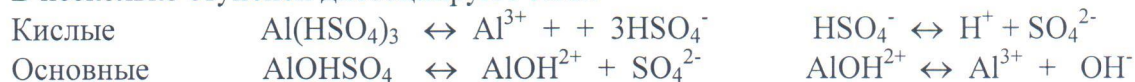


Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов (в том числе ион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков. Соли бывают средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные. Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато, остальные – в одну степень.

В одну степень диссоциируют соли:



В несколько ступеней диссоциируют соли:



Важно отметить, что при ступенчатой диссоциации любых электролитов диссоциация идет, в основном, только по первой ступени. По второй ступени и далее диссоциация идет очень незначительно. Так, серная кислота по I ступени сильная, а по второй – слабая кислота.

22. Протолитическая теория кислот и оснований.

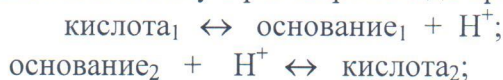
Представление о кислотах и основаниях, основанные на теории электролитической диссоциации, применимы лишь для их водных растворов. Эти представления не объясняют процессов, протекающих в неводных растворах. Например, хлорид аммония NH_4Cl в водном растворе ведет себя как соль, а в жидком аммиаке он проявляет свойства кислоты – растворяет металлы с выделением водорода. Мочевина $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ в жидком аммиаке проявляет свойства кислоты, в безводной уксусной кислоте – свойства оснований, а воде она нейтральна. С точки зрения ТЭД нельзя объяснить, почему амины – это органические основания. Ведь основания – это вещества, содержащие OH – группы, но в аминах нет OH – групп. Было предложено несколько теорий для объяснения этих явлений. Наибольшее распространение получила протолитическая теория Бренстеда-Лоури (1923г.)

Согласно протолитической теории кислотой называют вещество или ион, которые в химической реакции отдают ион водорода H^+ (протон), а основанием – принимающие протон. Общее их название протолиты. При этом кислота превращается в основание, а

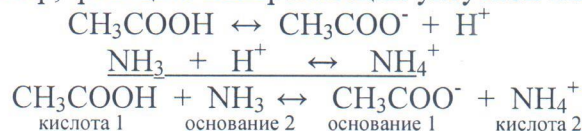
основание в кислоту. Кислота и основание, превращающиеся друг в друга при отдаче и присоединении протона, называются сопряженными.

Например: $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$; NH_4^+ - это кислота, NH_3 - это основание. Они превращаются друг в друга, значит, это сопряженные кислота и основание.

Свободные протоны в растворах самостоятельно не существуют, они переходят от кислоты к какому-нибудь основанию. Поэтому в растворе всегда протекают два процесса:



Например, реакцию нейтрализации уксусной кислоты аммиаком можно представить так:



Протолитическая теория расширила круг кислот и оснований по сравнению с представлениями ТЭД. Одно и то же вещество может быть или кислотой, или основанием, в зависимости от того, с чем оно реагирует.

Кислоты и основания могут быть катионными, анионными и нейтральными.

	кислоты		основания	
катионные	NH_4^+	$\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$	ZnOH^+	$\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
анионные	HSO_4^-	$\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{SO}_4^{-2} + \text{H}^+$	HSO_4^-	$\text{HSO}_4^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
нейтральные	HCl	$\text{HCl} \leftrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$	NH_3	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$

Как видно из таблицы, некоторые вещества или ионы могут быть и кислотами и основаниями, это – амфолиты.

23. Понятие о буферных растворах. Виды буферных растворов. Механизм буферного действия. Буферная емкость.

Буферные растворы – это растворы, поддерживающие постоянное значение pH, даже при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи, а также при разбавлении водой и концентрировании раствора. Буферные растворы бывают кислотные, основные и солевые.

Тип раствора	Кислотные	Основные	Солевые
Состав	слабая кислота и соль этой кислоты и сильного основания	слабое основание и соль этого основания и сильной кислоты	смесь солей: средней и кислой; кислых разной степени замещения
Пример	Ацетатный (pH=4,7) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ Бензоатный (pH=4,2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ Формиатный (pH=3,8) $\text{HCOOH} + \text{HCOONa}$	Аммиачный (pH=9,3) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$	Карбонатный $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ Фосфатный (pH=6,8) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$

Механизм буферного действия заключается в связывании добавленных из вне ионов H^+ или OH^- компонентами буферной смеси в слабый электролит.

Например, аммиачный буферный раствор состоит из слабого электролита NH_4OH , который практически не диссоциирует на ионы и в растворе находится в виде молекул, и сильного электролита NH_4Cl , который в растворе будет находиться в основном виде ионов NH_4^+ и Cl^- .

Т.е. в этом растворе три компонента: NH_4OH , NH_4^+ и Cl^- .