

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«УФИМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НЕФТЯНОЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Е.А. Буйлова, А.К. Мазитова, А.Р. Маскова

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ХИМИИ

Учебное пособие

Уфа

2021

Учебное пособие содержит контрольные задания по химии. В нём приводятся основные законы химии, формулы для расчётов, а также необходимые справочные данные для решения заданий.

Пособие предназначено для проведения практических занятий, выполнению домашних заданий (расчетно-графических работ) и для самостоятельной работы обучающихся.

Материал может быть использован в качестве дополнительного учебного пособия, предназначенного для использования при подготовке к практическим и семинарским занятиям обучающимися всех специальностей, профилей подготовки и магистерских программ Архитектурно-строительного института и Горно-нефтяного факультета всех форм обучения, а также при подготовке к промежуточной и итоговой аттестации по дисциплинам «Химия», «Избранные главы общей химии», «Химия нефти и газа», «Органическая химия», «Химия в строительстве», «Физическая химия силикатов», «Химия полимеров», «Модификация строительных материалов».

Публикуется в авторской редакции.

Авторы: Е.А. Буйлова
А.К. Мазитова
А.Р. Маскова

Рецензенты: Р.Г. Рахматулина, к.ф.-м.н., доц. каф. физики и математики ФГБОУ ВО «Казанский государственный аграрный университет»
А.С. Салов, к.т.н., доц. каф. автомобильных дорог и технологии строительного производства ФГБОУ ВО «Уфимский государственный нефтяной технический университет»

СОДЕРЖАНИЕ

I	Моль. Эквивалентные массы и эквиваленты простых и сложных веществ. Закон эквивалентов.....	5
II	Стехиометрические законы химии.....	7
III	Строение атома. Химическая связь. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	9
IV	Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения и расчёты.....	14
V	Химическая кинетика и химическое равновесие.....	17
VI	Растворы. Способы выражения концентрации растворов.....	21
	Свойства растворов.....	25
VII	Электролитическая диссоциация. Степень электролитической диссоциации. Ионное произведение воды. Произведение растворимости.....	28
VIII	Ионные уравнения реакций.....	31
XI	Гидролиз.....	34
X	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).....	37
XI	Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов.....	43
XII	Неметаллы.....	48
	Углерод. Кремний.....	48
	Азот. Фосфор.....	50
	Кислород. Сера.....	51
	Галогены.....	52
XIII	Металлы.....	53
	Металлы главных подгрупп.....	53
	Металлы побочных подгрупп.....	55
XIV	Осуществите следующие превращения.....	57
XV	Органические соединения.....	58
	Формулы для расчётов в химии.....	61
	Варианты контрольных заданий.....	63
	Список использованных источников.....	69
	Приложение.....	70

I Моль. Эквивалентные массы и эквиваленты простых и сложных веществ. Закон эквивалентов

Атом - мельчайшая электронейтральная частица химического элемента, сохраняющая его свойства.

Атомная единица массы (а. е. м.) - $1/12$ часть абсолютной массы атома углерода.

Молекула - наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства.

Относительная атомная масса элемента - число, показывающее, во сколько раз масса атома данного элемента больше $1/12$ массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса вещества - число, показывающее, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода.

Моль - количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул или других), сколько содержится атомов углерода в $0,012$ кг (12 г) углерода.

Моль - количество вещества, содержащее $6,02 \times 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц.

Число N_A — $6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называется постоянной Авогадро.

Абсолютную массу молекулы вещества B можно рассчитать по уравнению: $m_e = M_e / N_A$, где M_e - молярная масса вещества B .

Эквивалентом элемента (Э) называют такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Эквивалент элемента Э можно вычислить, исходя из его атомной массы A и валентности B по формуле $\mathcal{E} = A/B$. Например, эквивалент кислорода равен 8, так как валентность кислорода всегда равна двум: $\mathcal{E}_O = 16/2 = 8$.

Масса 1 эквивалента элемента называется его **эквивалентной массой**.

Эквиваленты выражаются в *молях*, а эквивалентные массы — в *г/моль*.

Эквивалент не является постоянной величиной, а зависит от валентности элемента в том или ином соединении. Например, в соединениях NH_3 , H_2S и HCl эквивалент (Э) и эквивалентная масса ($m_{\mathcal{E}}$) азота, серы и хлора равны $\mathcal{E}(\text{N}) - 1/3 \text{ моль}$; $\mathcal{E}(\text{S}) - 1/2 \text{ моль}$; $\mathcal{E}(\text{Cl}) = 1 \text{ моль}$ и $m_{\mathcal{E}(\text{N})} = 1/3 \times 14 = 4,67 \text{ г/моль}$; $m_{\mathcal{E}(\text{S})} = 1/2 \times 32 = 16 \text{ г/моль}$; $m_{\mathcal{E}(\text{Cl})} = 1 \times 35,5 = 35,5 \text{ г/моль}$. В соединении SO_2 сера четырёхвалентна и её эквивалентная масса равна $m_{\mathcal{E}(\text{S})} = 64/4 = 16 \text{ г/моль}$.

Эквивалент оксида, основания, кислоты и соли:

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = M_{\text{оксида}} / (\text{число атомов элемента} \times \text{валентность элемента});$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{кислотность основания};$$

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{основность кислоты};$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / (\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}), \text{ где } M - \text{молярная масса соединений.}$$

Например, $\mathcal{E}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102/(2 \times 3) = 17$; $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78/3 = 26$;
 $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$; $\mathcal{E}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/(2 \times 3) = 57$.

Эквивалентный объём вещества - объём, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентом вещества.

Закон эквивалентов. *Массы (объёмы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объёмам), т. е.*

$$m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2$$

1. Выразите в молях: а) $6,02 \times 10^{21}$ молекул CO_2 ; б) $1,20 \times 10^{24}$ атомов кислорода. Чему равна молярная масса указанных веществ?
2. Сколько примерно атомов содержится в 0,5 моль углерода?
3. Какое число атомов соответствует 0,25 моль железа?
4. Определите число молекул воды, которое соответствует количеству вещества 10 моль.
5. Вычислите массу вещества, соответствующую 4 моль атомов углерода.
6. Какова масса 0,5 моль молекул воды?
7. Сколько примерно атомов содержит 1 моль молекул углекислого газа?
8. Относительная атомная масса золота 197, плотность его $19,3 \text{ г/см}^3$. Определите, какой объём приходится на один атом золота.
9. Какова масса $1,5 \times 10^{20}$ молекул кислорода?
10. В каком количестве хлорида натрия содержится столько же натрия, сколько его находится в пяти молях сульфата натрия?
11. При полном осуществлении реакции 5 г элемента А с 15 г элемента В образуется соединение АВ. При реакции 3 г элемента А с 18 г элемента С образуется соединение АС₂. Атомная масса элемента В равна 60. Вычислите атомную массу элемента С.
12. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н. у.). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?
13. В какой массе NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г КОН?
14. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
15. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
16. Чему равен при н.у. эквивалентный объём водорода? Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н. у.).
17. Определите эквивалент металла, 7 г гидроксида которого образуют 20,75 г йодида.
18. Эквивалент двухвалентного элемента равен 12. Вычислите массовую долю (в %) кислорода в оксиде элемента.
19. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
20. Вычислите эквивалентную массу серы в соединении, содержащем 5,92% водорода и 94,08% серы.

21. В каком количестве $\text{Cr}(\text{OH})_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
22. При сгорании магния массой 6 г образовалось 9,945 г оксида. Чему равна эквивалентная масса магния?
23. На нейтрализацию кислоты массой 10 г израсходован гидроксид бария массой 23,4 г. Какова молярная масса эквивалента кислоты?
24. Вычислите молярную массу эквивалента соли меди (II), если он массой 8 г взаимодействует без остатка с гидроксидом натрия массой 4 г.
25. При разложении оксида металла массой 0,92 г выделился металл массой 0,86 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

II Стехиометрические законы химии

Стехиометрия - раздел химии, в котором изучаются массовые и объёмные отношения между реагирующими веществами.

Известны три основных стехиометрических закона.

Закон сохранения массы веществ (1748 г.). *Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.*

Закон постоянства состава веществ (1799 г.). *Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения.*

Закон Авогадро (1811 г.). *В равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится равное число молекул.*

Первое следствие из закона Авогадро

При одинаковых условиях равные количества различных газов занимают, равные объёмы.

При нормальных условиях (н. у.) при температуре $T = 273 \text{ K}$ (0°C) и давлении $P = 101,325 \text{ кПа}$ (1 атм, 760 мм рт.ст.) 1 моль любого газа занимает объём 22,4 л.

Второе следствие из закона Авогадро

Молярная масса вещества B в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду, т.е. $M_B - M(\text{H}_2) \times D(\text{H}_2) = 2 \times D(\text{H}_2)$.

Аналогично, с учётом средней молярной массы воздуха $M_{\text{воз}}^\wedge = 29 \text{ г/моль}$:

$$M_B = M_{\text{воз}} \times D_{\text{воз}} = 29 \times D_{\text{воз}}$$

26. Рассчитайте молярную массу газа, плотность которого по аммиаку равна двум.
27. Какой объём (н. у.) займёт газ, образовавшийся при пропускании 112 л водорода над углеродом при 500°C в присутствии никелевого катализатора? Полученный газ полностью сжигают, а продукты горения пропускают через 2 л 10%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$). Какая соль и в каком количестве образуется в растворе?
28. Какая масса соляной кислоты при действии на мрамор вытесняет 22,4 л

(н. у.) оксида углерода (IV)?

29. В лаборатории потребовалось нейтрализовать раствор, содержащий 36,5 г соляной кислоты. Для этого добавили 20 г едкого натра, а дальнейшую нейтрализацию провели с помощью едкого кали. Какая масса едкого кали была израсходована?

30. В состав воздуха входит 78% азота, 21% кислорода, 1% аргона (по объёму). Рассчитайте, сколько молей каждого из них содержится в 1 м³ воздуха и какова масса 1 м³ воздуха (при н. у.)?

31. Сколько кубических метров воздуха расходуется (при н. у.) на получение 1 т серной кислоты из серного колчедана? Кислорода в воздухе содержится 21% (по объёму).

32. При прокаливании 7,15 г кристаллогидрата получится 2,65 г карбоната натрия. Выведите формулу кристаллогидрата и укажите число молекул кристаллизационной воды.

33. Определите формулу химического соединения, если массовые доли (%) составляющих его элементов равны: H - 1,59%; N - 22,22%; O - 76,19%.

34. Молекулярная масса вещества 34. Состав вещества: 5,9% H, 94,1% O. Установите его молекулярную формулу.

35. К 140 г концентрированной азотной кислоты прибавлено 32 г медных стружек. Сколько граммов азотнокислой меди при этом получится?

36. Для получения кальциевой селитры одну тонну мела обработали разбавленной азотной кислотой. При этом выход кальциевой селитры составил 85% по отношению к теоретическому. Сколько килограммов селитры было получено?

37. Найти эмпирическую формулу вещества, содержащего 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода.

38. При сжигании 5,05 г образца стали в токе кислорода образовалось 0,1 г углекислого газа. Рассчитайте, сколько процентов углерода содержалось в образце?

39. Рассчитайте, сколько граммов аммиака можно получить при нагревании смеси 20 г хлорида аммония с 20 г оксида кальция, приняв, что выход составляет 95% от теоретически возможного?

40. Какой объём газа (н. у.) выделится, если к раствору, содержащему 53 г карбоната натрия, прилить 400 г раствора азотной кислоты с массовой долей кислоты 20%?

41. К раствору, содержащему 16 г сульфата меди (II), прибавили 12 г железных опилок. Какая масса меди выделится при этом?

42. При обжиге известняка массой 500 г с массовой долей CaCO₃ 92% выделился оксид углерода (IV). Какой объём он займёт при н.у.?

43. Найти эмпирическую формулу оксида марганца, содержащего 63,2% марганца.

44. Какова массовая доля хлороводорода в растворе, если раствор массой 50 г взаимодействует с карбонатом натрия массой 5,3 г?

45. При сплавлении гидроксида натрия массой 20 кг с оксидом кремния (IV) получен силикат натрия массой 24,4 кг. Вычислите выход (% масс.) силиката натрия от теоретически возможного.

46. Оксид магния массой 10 г обработали раствором, содержащим 49 г серной кислоты. Сколько граммов соли образовалось?
47. К раствору, содержащему 10,4 г хлорида бария, прибавили раствор, содержащий 9,8 г серной кислоты. Какая масса осадка получилась?
48. Определите эмпирическую формулу соединения, в состав которого входят калий (массовая доля 24,7%), марганец (массовая доля 34,8%) и кислород (массовая доля 40,5%).
49. При переработке плавикового шпата массой 500 кг, содержащего 95% фторида кальция, получен фтороводород массой 240 кг. Какова массовая доля (%) выхода продукта?
50. Газообразное вещество содержит 85,7% углерода и 14,3% водорода. Плотность этого вещества по водороду равна 14. Какова молекулярная формула вещества?

III Строение атома. Химическая связь. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Ядро - составная часть атома. Частицы, входящие в состав ядра атома - **протоны и нейтроны (нуклоны)**.

Протон - положительно заряженная стабильная элементарная частица с массой в $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, являющаяся ядром лёгкого изотопа водорода (протия) и входящая в состав всех атомных ядер.

Нейтрон - нейтральная частица, заряд которой равен 0.

Энергия ионизации атома (кДж/моль) - минимальная энергия, необходимая для отрыва одного наиболее слабо связанного электрона от нейтрального атома.

Энергия, выделяющаяся при присоединении к атому одного электрона, называется **сродством к электрону**.

Электроотрицательность - способность атома в соединении притягивать к себе электроны.

Валентность элемента — способность атома данного элемента присоединять определённое число других атомов с образованием химических связей.

Самопроизвольный распад атомов элементов, сопровождающийся испусканием излучения, называется **радиоактивностью**.

Атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются **изотопами**.

Периодический закон Д.И. Менделеева (1869 г.). *Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.*

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется **орбиталью**. Орбитали, имеющие форму шара - **s-орбитали**; форму гантели (объёмной восьмёрки) - **p-орбитали**; сложную форму — **d- и f-орбитали**.

Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются **спаренными (или неподелённой электронной парой)**.

Каждый электрон в атоме занимает определённую орбиталь и образует **электронное облако**, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Квантовые числа - числа, описывающие состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- *главное n* - характеризует энергию энергетического уровня и определяет размер электронного облака в зависимости от расстояния электрона от атомного ядра. Главное квантовое число принимает значения целых чисел от 1 до ∞ . $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$;

- *орбитальное (побочное, азимутальное) l* - характеризует форму орбиталей. Принимает значения целых чисел от 0 до $(n - 1)$;

- *магнитное m_l* - характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве. Принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$;

- *спиновое m_s* - характеризует вращение электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

Совокупность орбиталей, имеющие одинаковое значение главного квантового числа, - **энергетический уровень**. Общее число электронов на энергетическом уровне $N = 2n^2$.

Энергетические уровни состоят из энергетических подуровней.

Энергетический подуровень - совокупность орбиталей, находящихся на одном энергетическом уровне и имеющих одинаковую форму.

Совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне, - **электронный слой**.

s-Элементы (элементы s-семейства) — элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на s-орбитали.

Элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на p-орбиталях, называются **p-элементами**.

Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется *тремя основными положениями*:

1) принципом Паули, который устанавливает, что *в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырёх квантовых чисел*;

2) принципом наименьшей энергии (принципом минимума энергии). *Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т. е. электрон должен обладать наименьшей энергией*;

3) правилом Хунда, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. *Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны*.

Последовательность заполнения атомных электронных орбиталей в зависимости от значений главного n и орбитального l квантовых чисел определяется **первым правилом Клечковского**: *при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$) к орбиталям с большим значением этой суммы.*

Порядок заполнения электронами энергетических подуровней определяется **вторым правилом Клечковского**: *при одинаковых значениях суммы ($n+l$) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа n .*

Валентные электроны - электроны (в атоме), которые могут участвовать в образовании химических связей.

Ковалентная связь - химическая связь между двумя атомами, осуществляемая за счёт общей электронной пары. Если ковалентная связь образуется между двумя атомами элементов с *одинаковой электроотрицательностью*, то такая связь называется **неполярной (H_2)**; с *разной электроотрицательностью* - **полярной (HCl)**.

Характерные свойства ковалентной связи - её длина, энергия, насыщаемость и направленность.

Длина связи - это межъядерное расстояние. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина.

Мерой прочности связи является энергия связи. **Энергия связи** определяется количеством энергии, которое необходимо для разрыва связи.

Насыщаемость ковалентной связи объясняется наличием у атома того или иного элемента определённого числа неспаренных электронов.

Направленность ковалентной связи обуславливает пространственную структуру молекул, т. е. их геометрию (форму).

Гибридизация атомных орбиталей - смешение атомных орбиталей (электронных облаков) различного типа, в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.

Связь, образованная электронными облаками по линии, соединяющей ядра атомов, называется **сигма-связью (σ)**. Одинарные связи всегда являются σ -связями.

Связь, образованная перекрыванием электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов, называется **пи-связью (π)**.

Дельта-связь (σ) возникает при перекрывании d-облаков.

Ковалентная связь, возникшая между двумя атомами за счёт неподелённой пары электронов одного атома (донора) и свободной орбиталью другого (акцептор), называется донорно-акцепторной или координационной.

Ионная связь образуется между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности (как правило, между атомами типичных металлов и типичных неметаллов).

Металлическая связь характерна для металлов. В узлах металлической решётки находятся свободные атомы и положительно заряженные ионы

металлов. Связь осуществляется валентными электронами атомов металлов («электронным газом»), свободно перемещающимися в объёме решётки, обеспечивая связь.

Водородная связь - вид химической связи, в основе которой лежит взаимодействие атома водорода, соединённого ковалентной связью с электроотрицательным атомом (S, O, N и др.), и неподелённой парой электронов другого атома (обычно O, N). Такая связь может быть *межмолекулярной и внутримолекулярной*.

51. У какого атома, строение энергетических уровней которых:

- 1) ... $3s^23p^2$;
- 2) ... $3s^23p^4$;
- 3) ... $3s^23p^6$;
- 4) ... $3s^2$ сильнее выражены *неметаллические свойства*?

Ответьте, исходя из полных электронных формул атомов элементов.

52. В каком ряду расположены только изотопы:

- 1) ^{39}K , ^{40}K , ^{40}Ca ;
- 2) ^{41}K , ^{41}Ca , ^{41}Ar ;
- 3) ^{40}Ar , ^{40}K , ^{40}Ca ;
- 4) ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K ?

53. Строение внешнего уровня атома выражается формулой ... $3d^14s^2$. Укажите номер группы, в которой расположен этот элемент в периодической системе.

54. В каком ряду расположены только d-элементы:

- 1) Al, Sc, La;
- 2) Ti, Ge, Sn;
- 3) Ti, V, Cr;
- 4) La, Ce, Hf?

55. В каком атоме заполняется p-подуровень:

- 1) Mg;
- 2) Zn;
- 3) Al;
- 4) Fe?

56. Сколько электронных пар в электронной оболочке атома титана в нормальном состоянии?

57. Сколько электронов имеется на внешнем уровне частицы As^{+3} ?

58. Укажите число нейтронов в ядре атома элемента с порядковым номером 35.

59. Какова молярная масса высшего оксида элемента, ядро атома которого содержит 25 протонов?

60. Сколько p-электронов имеется в электронной оболочке атома одновалентного металла, 7,8 г которого взаимодействует с водой с выделением 0,2 г водорода?

61. У какого атома сильнее выражены *металлические свойства*? Строение энергетических уровней:

- 1) ... $3s^23p^2$;

- 2)...4s²;
- 3)...3s²3p⁶;
- 4)...3d¹⁰4s¹.

Ответьте, исходя из полных электронных формул атомов элементов.

62. У какого атома большее число неспаренных электронов в нормальном состоянии:

- 1) Na;
- 2) Si;
- 3) P;
- 4) S;
- 5) Cl?

63. Какой из приведённых атомов может образовывать ионную связь:

- 1) C
- 2) O;
- 3) As;
- 4) K?

64. Электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня 4s²4p⁵ имеет атом:

- 1) As;
- 2) Mn;
- 3) Cl;
- 4) Br.

65. Ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму образуется в соединении:

- 1) NaCl;
- 2) CCl₄;
- 3) NH₄Cl;
- 4) H₂O.

66. В какой из приведённых молекул преимущественно ионная связь:

- 1) BeCl₂;
- 2) ZnCl₂;
- 3) NaCl;
- 4) CCl₄?

67. Водородные соединения какого элемента склонны к образованию водородных связей:

- 1) I;
- 2) C;
- 3) Si;
- 4) P;
- 5) N?

68. Какой тип связи в молекуле NF₃:

- 1) ионная;
- 2) неполярная;
- 3) полярная;
- 4) водородная;

5) донорно-акцепторная?

69. В какой паре веществ электронная плотность смещена в сторону атома кислорода:

1) OF_2 и CO ;

2) Cl_2O и NO ;

3) H_2O и OF_2 ?

Ответ поясните.

70. В какой молекуле полярность связи выше:

1) NH_3 ;

2) AsH_3 ;

3) PH_3 ;

4) SbH_3 ?

71. Металл II группы образует единственный оксид, который содержит 40% кислорода. Определите порядковый номер металла.

72. При взаимодействии 4,44 г соли MeCl_2 с избытком раствора соды образовалось 4,00 г осадка. Определите атомную массу металла.

73. Элемент, оксид которого отвечает формуле ЭO , образует водородное соединение, содержащее 18,2% водорода. Вычислите относительную атомную массу элемента и определите его порядковый номер.

74. В какой группе периодической системы находится элемент, если для восстановления 31,92 г его оксида ЭO_2 потребовалось 0,4 моль водорода?

75. Определите относительную атомную массу элемента Э в гидроксиде Э(OH)_x , если известно, что 6,84 г этого гидроксида при реакции с хлоридом меди (II) образует 8,32 г хлорида элемента ЭCl_x .

IV Тепловые эффекты химических реакций.

Термохимические уравнения и расчёты

Раздел химии, изучающий тепловые эффекты реакций и переходы из одного агрегатного состояния в другое, называется **термохимией**.

Тепловым эффектом (Q) называют количество теплоты, которая выделяется или поглощается в ходе протекания реакции.

Химические реакции, сопровождающиеся выделением тепла, называются **экзотермическими (+Q)**, поглощением тепла - **эндотермическим (-Q)**.

Уравнения реакций с указанием агрегатного состояния веществ и теплового эффекта называются **термохимическими уравнениями**.

Теплота, которая соответствует образованию одного моля вещества из простых веществ (устойчивых в стандартных условиях), называется **теплотой образования** данного вещества и измеряется в кДж/моль.

Теплотой сгорания называется тепловой эффект реакции взаимодействия одного моля вещества с кислородом с образованием высших стабильных оксидов (H_2O , CO_2 и т.д.).

Теплотворной способностью топлива называют тепловой эффект реакции сгорания единицы массы (1 кг) для твёрдых и жидких видов топлива

или единицы объёма (1 м^3) для газообразного топлива.

Внутренняя энергия вещества - полная энергия частиц, составляющих данное вещество. Она складывается из кинетической и потенциальной энергий частиц.

Кинетическая энергия — энергия поступательного, колебательного и вращательного движения частиц.

Потенциальная энергия обусловлена силами притяжения и отталкивания, действующими между частицами.

Закон Гесса (1840 г.). *Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.*

Энтальпия — мера энергии, накапливаемая веществом при его образовании.

Энтальпия растворения вещества - изменение энтальпии при растворении 1 моля этого вещества в данном растворителе.

Энтальпийный (энергетический) фактор - стремление системы к понижению потенциальной энергии.

Энтропия - количественная мера беспорядка.

Энтропийный фактор - стремление системы к возрастанию энтропии.

Энтальпия $\Delta H = \sum(\Delta H_{обр})_{кон} - \sum(\Delta H_{обр})_{исх}$.

Энтропия $S = \sum(\Delta S_{обр})_{prod} - \sum(\Delta S_{обр})_{исх}$.

Энергия Гиббса $\Delta G = \sum(\Delta G_{обр})_{кон} - \sum(\Delta G_{обр})_{исх}$; $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$.

Стандартное изменение энергии Гиббса реакции связано с константой равновесия реакции уравнением: $\Delta G^\circ = -2,3 RT \lg K_p$.

Отрицательное значение ΔG реакции указывает на возможность её протекания.

76. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа?

77. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена?

78. При взаимодействии 2,8 г железа с серой выделяется 82 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования сульфида железа.

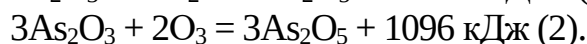
79. При образовании одного моля диоксида серы выделяется 300 кДж тепла. Рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при горении 8 г серы.

80. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л NO в пересчёте на нормальные условия?

81. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Вычислите тепловой

эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота образования $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ равна $-238,6$ кДж.

82. Вычислите теплоту образования озона из молекулярного кислорода, используя следующие данные:



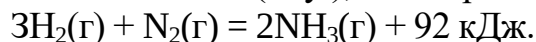
83. Вычислите теплотворную способность (в кДж/кг) серы, содержащей 4% негорючих примесей, если теплота образования SO_2 составляет 297 кДж/моль.

84. Составьте термохимическое уравнение реакции сгорания серы, если известно, что при сгорании серы получили 16 г диоксида серы и при этом выделилось 73,15 кДж тепла.

85. Вычислите, сколько выделится теплоты при сгорании серы массой 12 г, если термохимическое уравнение реакции горения серы имеет вид $\text{S}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г}) + 296,9 \text{ кДж}$?

86. Восстановление диоксида свинца водородом протекает по уравнению $\text{PbO}_2(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{PbO}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 182,8 \text{ кДж}$. Какое количество теплоты выделится или поглотится, если в реакцию вступило 3,36 л водорода при нормальных условиях?

87. Рассчитайте количество теплоты, выделившееся при образовании аммиака объёмом 448 л (н. у.), если протекает реакция:

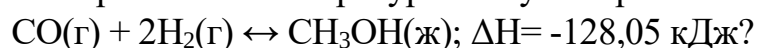


88. Составьте термохимическое уравнение, если при сгорании алюминия массой 28 г в избытке кислорода выделяется 869 кДж теплоты.

89. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0_{T} реакции, протекающей по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}$. Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000K?

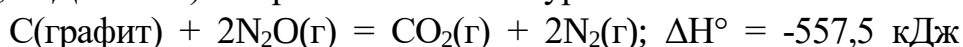
90. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ, вычислите ΔG_{298} реакции, протекающей по уравнению $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

91. При какой температуре наступает равновесие системы



92. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3,5\text{O}_2 = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \Delta H_{\text{х.р.}} = -1559,87 \text{ кДж}$. Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

93. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}$) и термохимического уравнения



вычислите теплоту образования $\text{N}_2\text{O}(\text{г})$.

94. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

95. При какой температуре наступит равновесие системы $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$; $\Delta\text{H} = -114,42 \text{ кДж}$?
96. Укажите, какие из двух реакций будет протекать самопроизвольно:
1) $\text{Fe}(\text{к}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) = \text{Al}(\text{к}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$;
2) $\text{Al}(\text{к}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) = \text{Fe}(\text{к}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$?
97. Определите тепловой эффект реакции $1/2\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}$, используя значения $\Delta G^\circ_{\text{NO}}$ и S°_{298} реагирующих веществ.
98. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$; $\Delta\text{H} = -2,85 \text{ кДж}$? Зная тепловой эффект реакции, определите ΔG°_{298} этой реакции.
99. Вычислите ΔH° , ΔS° и $\Delta G^\circ_{\text{T}}$ реакции, протекающей по уравнению $\text{TiO}_2(\text{к}) + 2\text{C}(\text{к}) = \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{г})$. Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000K?
100. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению $\text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

V Химическая кинетика и химическое равновесие

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и её зависимость от различных факторов, называется **химической кинетикой**.

Система в химии — рассматриваемое вещество или совокупность веществ.

Фаза - часть системы, которая отделена от других частей поверхностью раздела.

Системы, состоящие из одной фазы, называются **гомогенными, или однородными** (газовые смеси, растворы).

Системы, состоящие из двух или нескольких фаз, называются **гетерогенными, или неоднородными** (газ + твёрдое вещество, жидкость + твёрдое вещество).

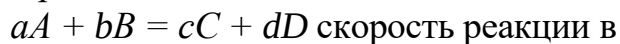
Скоростью химической реакции называется число элементарных актов, происходящих в единицу времени в единице объёма (гомогенные реакции) или на единице поверхности (гетерогенные реакции).

Количественно скорость реакции обычно характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени.

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации, температуры, присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (от давления - для газовых реакций, от измельчения - для твёрдых веществ, от радиоактивного облучения).

Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается **законом действия (действующих) масс**

(1867 г.): *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в их стехиометрических коэффициентах.* Например, для реакции



соответствии с законом действующих масс равна

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

где $[A]$ и $[B]$ - концентрации исходных веществ; k - константа скорости реакции, которая зависит от природы реагирующих веществ, температуры и от присутствия катализаторов, но не зависит от концентраций веществ.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается **правилом Вант-Гоффа**: *при повышении температуры на 10 °C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2 - 4 раза:*

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$$

где v_{t_1} , v_{t_2} - скорости реакции соответственно при t_1 - начальная температура и t_2 - конечная температура; γ - температурный коэффициент скорости реакции.

Избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества, называется **энергией активации**.

Зависимость константы скорости реакции от энергии активации выражается **уравнением Аррениуса**:

$$k = A \cdot e^{(-E_{акт}/RT)}$$

где A — постоянная, не зависящая от температуры; $E_{акт}$ — энергия активации; R - универсальная газовая постоянная; e - основание натуральных логарифмов ($e=2,718...$); T - абсолютная температура, К.

Катализаторы - вещества, увеличивающие скорость реакции, но сами при этом не расходуемые. **Ингибиторы** — вещества, замедляющие скорость реакции, но сами при этом не расходуемые.

Явление изменения скорости реакции в присутствии катализаторов называется **катализом**.

Реакции, протекающие с участием катализаторов, называются **каталитическими реакциями**.

Гомогенные катализаторы находятся в одном и том же агрегатном состоянии, что и реагенты. **Гетерогенные катализаторы** находятся в ином агрегатном состоянии, чем реагенты.

Химические реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях, называют **обратимыми**.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

Принцип Ле Шателье. При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

На смещение равновесия оказывают влияние различные факторы.

Влияние температуры: при повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

Влияние давления: при повышении давления химическое равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газов.

Влияние концентрации: при увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, химическое равновесие смещается в сторону расхода этого вещества.

101. Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, если объём газовой смеси увеличить в три раза?

102. Скорость реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при повышении температуры на 10 градусов увеличивается в 3 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 50°C?

103. При повышении температуры на 10 градусов скорость некоторой реакции увеличивается в 4 раза. При какой температуре следует проводить эту реакцию, чтобы скорость реакции, идущей при 100 градусах, уменьшить в 16 раз?

104. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2?

105. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастёт скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75°C?

106. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции
 $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$,

зная, что равновесные концентрации равны: $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л;
 $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л.

107. Равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{H}_2] = 0,05$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,09$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,15$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.

108. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при 850°C равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[\text{CO}]_{\text{исх.}} = 3$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх.}} = 2$ моль/л.

109. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, если уменьшить объём реакционного сосуда в 3 раза?

110. В системе $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) = \text{C}(\text{г})$ равновесные концентрации равны: $[\text{A}] = 0,06$ моль/л; $[\text{B}] = 0,12$ моль/л; $[\text{C}] = 0,216$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

111. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 74,24 кДж/моль, а с катализатором - 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастёт

скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25°C?

112. Реакция протекает по уравнению $3A + B \leftrightarrow C$. Концентрация вещества А уменьшилась на 0,3 моль/л. Каково при этом изменение концентрации вещества В?

113. В закрытом сосуде смешано 8 моль SO_2 и 4 моль O_2 . Реакция протекает при постоянной температуре. К моменту наступления равновесия в реакцию вступает 80% первоначального количества. Определите давление газовой смеси при равновесии, если исходное давление составляет 300 кПа.

114. При некоторой температуре константа диссоциации йодоводорода на простые вещества равна $6,25 \times 10^{-2}$. Какой процент HI диссоциирует при этой температуре?

115. Исходная концентрация каждого из веществ в смеси составляет 2,5 моль/л. После установления равновесия $[C]=3$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы $A + B \leftrightarrow 5C + D$.

116. Определите, как изменится скорость реакции синтеза аммиака:

$N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$ при: а) увеличении концентрации исходных веществ в 3 раза; б) при уменьшении давления в реакционной смеси в 2 раза?

117. Реакция идёт по уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[N_2] = 0,049$ моль/л; $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[NO] = 0,005$ моль/л.

118. Реакция идёт по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[N_2] = 0,80$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[NH_3] = 0,70$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2] = 0,5$ моль/л.

119. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[COCl] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и СО.

120. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$, равна 5×10^{-4} . Начальная концентрация $[N_2O] = 6$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и её скорость, когда разложится 50% N_2O .

121. Равновесие гомогенной системы $4HCl(г) + O_2 \leftrightarrow 2H_2O(г) + 2Cl_2(г)$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:

$[H_2O]_p = 0,14$ моль/л; $[Cl_2]_p = 0,14$ моль/л; $[HCl]_p = 0,20$ моль/л; $[O_2]_p = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

122. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$, если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO]_p = 0,004$ моль/л; $[H_2O]_p = 0,064$ моль/л; $[CO_2]_p = 0,016$ моль/л; $[H_2]_p = 0,016$ моль/л. Чему равны исходные концентрации воды и СО?

123. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и

аммиака соответственно равны 0,2 и 0,8 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.

124. Исходные концентрации $[\text{NO}]$ и $[\text{Cl}_2]$ в гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

125. В гомогенной газовой системе $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равновесие установилось при концентрациях: $[\text{B}] = 0,05$ моль/л и $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.

VI Растворы. Способы выражения концентрации

Раствором называют гомогенную систему, состоящую из двух или более компонентов, содержание которых может изменяться в широких пределах без нарушения однородности.

По агрегатному состоянию растворы бывают жидкие (раствор NaCl в воде), твёрдые (сплавы металлов) и газообразные (смеси газов).

Наиболее распространены жидкие растворы. Они состоят из **растворителя** (жидкости) и **растворённых веществ** (жидких, твёрдых, газообразных). Жидкость + жидкое вещество (раствор H_2SO_4 в воде), жидкость + твёрдое вещество (раствор сахара в воде), жидкость + газообразное вещество (раствор O_2 в воде).

При смешивании некоторых веществ с водой образуются не растворы, а **мутные смеси (взвеси)**.

Взвеси, в которых мелкие частицы твёрдого вещества равномерно распределены между молекулами воды, называются **суспензиями** (смесь глины с водой).

Взвеси, в которых мелкие капельки какой-либо жидкости равномерно распределены между молекулами другой жидкости, называют **эмульсиями** (растительное масло с водой).

Растворение — сложный физико-химический процесс. Разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя - это физический процесс. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворённого вещества, т. е. химический процесс. В результате этого взаимодействия образуются сольваты.

Сольваты - продукты переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворённого вещества с молекулами растворителя. Если растворителем является вода, то образующиеся сольваты называются **гидратами**.

Процесс образования сольватов (гидратов) называется **сольватацией (гидратацией)**.

Насыщенный раствор - раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, а раствор, в котором ещё может раствориться данное вещество - **ненасыщенный**.

Процесс выделения вещества путём испарения или охлаждения его насыщенного раствора называется **перекристаллизацией**.

Для качественной характеристики растворов используют понятия «**разбавленный раствор**» (содержит мало растворённого вещества) и «**концентрированный раствор**» (содержит много растворённого вещества).

Плотность раствора (ρ) - отношение массы раствора к объёму.

Количественный состав растворов выражается различными способами:

1. Массовая доля (w) растворённого вещества (%) - отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора:

$$w = (m(\text{в-ва}) \cdot 100\%) / m(\text{р-ра}).$$

2. Молярные доли - отношение числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, находящихся в растворе:

$$N_2 = n_2 / (n_1 + n_2),$$

где N_2 — молярная доля растворённого вещества; n_1 и n_2 — число молей растворителя и растворённого вещества.

3. Молярная концентрация (или молярность, M) - число молей растворённого вещества, содержащееся в 1 л раствора. Например, 2 М H_2SO_4 означает раствор H_2SO_4 , в каждом литре которого содержится 2 моля, т.е. $2 \times 98 = 196$ г H_2SO_4 .

4. Эквивалентная концентрация (или нормальность, n) — число эквивалентов растворённого вещества, содержащееся в 1 л раствора. Например, 2н. H_2SO_4 означает раствор H_2SO_4 , в каждом литре которого содержится 2 эквивалента, т.е. 98 г H_2SO_4 .

5. Моляльная концентрация (или моляльность, m) - число молей растворённого вещества, приходящегося на 1000 г растворителя. Например, 2 м H_2SO_4 означает раствор H_2SO_4 , в котором на 1000 г воды приходится 2 моля H_2SO_4 .

6. Титр раствора (T , г/мл) - число граммов растворённого вещества в 1 мл раствора.

126. Сколько граммов хлорида натрия и воды следует взять для приготовления 240 г 10%-ного раствора?

127. Сколько граммов HCl содержится в 250 мл 10%-ного раствора плотностью 1,05 г/см³?

128. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 250 г воды для получения раствора с массовой долей безводной соли, равной 5%?
129. Какие массы нитрата калия и воды необходимо взять для приготовления 2 кг раствора с массовой долей KNO_3 , равной 0,05?
130. Какие массы кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды надо взять, чтобы получить раствор массой 71 г с массовой долей Na_2SO_4 20%?
131. При выпаривании 500 г 10%-ного раствора сульфата лития получили раствор массой 200 г. Какова процентная концентрация полученного раствора?
132. Вычислите массу хлорида натрия, содержащегося в растворе объёмом 200 мл, если его молярная концентрация 2 моль/л.
133. Вычислите молярную концентрацию раствора серной кислоты, если массовая доля H_2SO_4 в этом растворе 12%. Плотность раствора 1,08 г/мл при 20°C.
134. Молярность раствора едкого калия равна 3,8 моль/л, его плотность 1,17 г/мл. Вычислите массовую долю (%) KOH в этом растворе.
135. Найти массы воды и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимые для приготовления одного литра раствора, содержащего 8% (масс.) безводной соли. Плотность 8%-ного раствора CuSO_4 равна 1,084 г/мл.
136. Сколько литров 0,8 М KOH следует добавить к 5 л 0,32 М KOH, чтобы получить 0,4 М раствор KOH?
137. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.
138. Какой объём 96%-ной (по массе) серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл)?
139. Какую массу воды нужно прибавить к 200 мл 30%-ного (по массе) раствора NaOH ($\rho = 1,33$ г/мл) для получения 10%-ного раствора щелочи?
140. Найти моляльность и мольную долю растворённого вещества в 67%-ном (по массе) растворе сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
141. Найти моляльность, нормальность и молярность 15%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).
142. Какие объёмы 2 и 6 М растворов HCl нужно смешать для приготовления 500 мл 3 М раствора? Изменением объёма при смешивании пренебречь.
143. Вычислите: а) процентную ($C\%$); б) молярную (C_M); в) эквивалентную (C_N); г) моляльную (C_m) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³. Чему равен титр этого раствора?
144. На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н. раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты?
145. К 1 л 10%-ного раствора KOH ($\rho = 1,092$ г/см³) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора KOH ($\rho = 1,045$ г/см³). Объём смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
146. Какой объём 96%-ной кислоты плотностью 1,84 г/см³ потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора?

147. Для нейтрализации 42 мл H_2SO_4 потребовалось добавить 14 мл 0,3 н. щелочи. Определить молярность раствора H_2SO_4 .
148. При охлаждении 300 г 15%-ного (по массе) раствора часть растворённого вещества выпала в осадок, и концентрация раствора стала равной 8%. Чему равна масса выпавшего в осадок вещества?
149. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н. раствора H_2SO_4 прибавить 125 см³ 0,2 н. раствора KOH ?
150. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?
151. Имеется раствор гидроксида натрия с массовой долей растворённого вещества 40% и плотностью 1,43 г/см³. Определить, какой объём этого раствора нужно взять для приготовления 10 л раствора с массовой долей едкого натра 15% и плотностью 1,16 г/см³?
152. Смешаны 200 и 300 кг растворов с массовой долей растворённого вещества соответственно 50 и 20%. Определить массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.
153. Найти массовую долю глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.
154. 1 мл 25%-ного (по массе) раствора содержит 0,458 г растворённого вещества. Какова плотность этого раствора?
155. Из 400 г 50%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?
156. Сколько граммов 30%-ного (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-ный раствор соли?
157. В какой массе воды надо растворить 67,2 л HCl (объём измерен при нормальных условиях), чтобы получить 9%-ный (по массе) раствор HCl ?
158. Какую массу 20%-ного (по массе) раствора KOH надо добавить к 1 кг 50%-ного (по массе) раствора, чтобы получить 25%-ный раствор?
159. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г 25%-ного и 400 г 40%-ного (по массе) растворов этого вещества.
160. Из 400 г 20%-ного (по массе) раствора при охлаждении выделилось 50 г растворённого вещества. Чему равна массовая доля этого вещества в оставшемся растворе?
161. Какой объём воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
162. К 500 мл 32%-ной (по массе) HNO_3 ($\rho = 1,20$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?
163. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора щелочи потребовалось 12 мл раствора кислоты. Определить нормальность кислоты.
164. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
165. В каком объёме 1 М раствора и в каком объёме 1 н. раствора содержится 114 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
166. Сколько миллилитров 96%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?

167. Сколько миллилитров 0,5 М раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?
168. Какой объём 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н. раствора?
169. Вычислить массовую долю гидроксида натрия в 9,28 н. растворе NaOH ($\rho = 1,310$ г/мл).
170. Какой объём 2 М раствора Na_2CO_3 надо взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?

Свойства растворов

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворённого вещества (закон Рауля, 1887 г.):

$$N_2 = (\rho_0 - \rho) / \rho_0,$$

где N_2 - мольная доля растворённого вещества; ρ_0 - давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем, ρ - давление насыщенного пара растворителя над раствором.

Растворы, подчиняющиеся закону Рауля, называют **идеальными**.

Осмотическое давление разбавленного раствора равно тому давлению, которое производило бы растворённое вещество, если бы оно в виде газа при той же температуре занимало тот же объём, что и раствор (закон Вант-Гоффа).

Диффузия - самопроизвольный перенос вещества из области с большей концентрацией в область с меньшей концентрацией.

Односторонняя диффузия растворителя в раствор через полупроницаемую перегородку называется **осмосом**. Объём раствора в результате осмоса увеличивается, при этом возникает давление на стенки сосуда, в котором находится раствор. Это давление называется **осмотическим**.

Величина осмотического давления зависит от концентрации раствора и от его температуры, но не зависит ни от природы растворённого вещества, ни от природы растворителя.

Растворы, имеющие одинаковое осмотическое давление, называются **изотоническими**.

Изотонический коэффициент i (коэффициент Вант-Гоффа) - поправочный коэффициент, отражающий увеличение числа частиц в растворах электролитов по сравнению с растворами неэлектролитов той же концентрации.

Криоскопия - физико-химический метод исследования жидких растворов нелетучих веществ, основанный на измерении понижения температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.

Криоскопическая постоянная (константа) растворителя - величина понижения температуры замерзания раствора, в котором содержится 1 моль растворённого вещества в 1 кг растворителя.

Температурой кристаллизации (замерзания) раствора считают температуру, при которой начинается образование кристаллов.

Эбуллиоскопия - метод изучения жидких растворов нелетучих веществ, основанный на измерении повышения температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя.

Эбуллиоскопическая постоянная (константа) растворителя — величина повышения температуры кипения раствора, в котором содержится 1 моль растворённого вещества в 1 кг растворителя.

Понижение температуры замерзания $\Delta t_{зам}$ и повышение температуры кипения $\Delta t_{кип}$ раствора электролита находят по формулам:

$$\Delta t_{зам} = i \cdot K \cdot C_m;$$

$$\Delta t_{кип} = i \cdot E \cdot C_m,$$

где i - изотонический коэффициент; C_m - моляльная концентрация электролита; K и E - соответственно криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные растворителя.

Для вычисления осмотического давления ($P_{осм}$, кПа) раствора электролита используют формулу

$$P_{осм} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T,$$

где i - изотонический коэффициент; C_M - молярная концентрация электролита, моль/л; R - универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К); T — абсолютная температура, К.

Изотонический коэффициент связан со степенью диссоциации электролита соотношением

$$\alpha = (i - 1) / (k - 1)$$

где k — число ионов, на которые распадается при диссоциации молекула электролита (для KCl $k=2$, для $BaCl_2$ и Na_2SO_4 $k = 3$ и т. д.).

171. Определите осмотическое давление водного раствора, содержащего 25 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 6 л раствора. Температура 25°C.

172. Определите, сколько карбамида $CO(NH_2)_2$ растворено в 100 см³ воды, если осмотическое давление раствора при 25°C равно $1,28 \times 10^5$ Па?

173. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 3 г сахара, при 12°C равно 83,14 кПа. Определите относительную молекулярную массу сахара.

174. В 100 г воды растворено 68,4 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$. Определите давление пара растворителя над раствором при 20°C, если давление пара воды при этой температуре равно $p_A^\circ = 2,32$ кПа.

175. Водный раствор замерзает при 271,5 К. Определите температуру кипения этого раствора, если криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные для воды равны 1,86 и 0,513, соответственно.

176. В 100 г бензола растворено 0,853 г нафталина. Температура замерзания

- бензола $5,42^{\circ}\text{C}$, раствора нафталина в бензоле $5,08^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая постоянная бензола $5,10$. Определите молярную массу нафталина.
- 177.** Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора - $0,93^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86$.
- 178.** Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды $1,86$.
- 179.** Раствор, содержащий $3,04$ г камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола, кипит при $80,714^{\circ}\text{C}$. Температура кипения бензола $80,2^{\circ}\text{C}$. Вычислите буллиоскопическую константу бензола.
- 180.** Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, зная, что этот раствор кипит при $100,39^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$.
- 181.** Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий $2,25$ г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при $-0,279^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86$.
- 182.** Определите, сколько глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ надо прибавить к $0,5$ л воды, чтобы температура замерзания полученного раствора составила -6°C ?
- 183.** При растворении $2,76$ г глицерина в 200 г воды температура замерзания понизилась на $0,279$ градусов. Определить молекулярную массу глицерина.
- 184.** При 25°C давление насыщенного пара воды составляет $3,166$ кПа ($23,75$ мм рт. ст.). Найти при той же температуре давление насыщенного пара над 5% -ным водным раствором карбамида (мочевины) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.
- 185.** Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^{\circ}\text{C}$, тогда как чистый эфир кипит при $35,60^{\circ}\text{C}$. Определите молекулярную массу растворённого вещества.
- 186.** Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2% -ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- 187.** Вычислите температуру кипения 5% -ного раствора нафталина C_{10}H_8 в бензоле. Температура кипения бензола $80,2^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа его $2,57$.
- 188.** Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий $4,25$ г антрацена $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при $15,718^{\circ}\text{C}$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,65^{\circ}\text{C}$.
- 189.** Температура кристаллизации раствора, содержащего $66,3$ г некоторого неэлектролита в 500 г воды, равна $-0,558^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу растворённого вещества. Криоскопическая константа воды $1,86$.
- 190.** Сколько граммов мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ следует растворить в 250 г воды, чтобы температура кипения повысилась на $0,26^{\circ}\text{C}$? Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$.
- 191.** Вычислите температуру кипения 15% -ного водного раствора пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$.
- 192.** Вычислите температуру кристаллизации 25% -ного раствора этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Криоскопическая константа воды $1,86$.

193. Раствор, содержащий 25,65 г некоторого неэлектролита в 300 г воды, кристаллизуется при $-0,465^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу растворённого вещества. Криоскопическая константа воды 1,86.
194. Вычислите процентную концентрацию водного раствора метанола CH_3OH , температура кристаллизации которого $-2,79^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды 1,86.
195. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 100 г сероуглерода, кипит при $46,529^{\circ}\text{C}$. Температура кипения сероуглерода $46,3^{\circ}\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу сероуглерода.
196. Раствор, содержащий 0,85 хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при $-0,23^{\circ}\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации хлорида цинка.
197. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при $-0,13^{\circ}\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации этой соли.
198. Определить изотонический коэффициент раствора, содержащего 2,1 г КОН в 250 г воды и замерзающего при $-0,519^{\circ}\text{C}$.
199. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в растворе с концентрацией 0,1 моль/л равна 0,80. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 17°C ?
200. При 0°C осмотическое давление 0,1 н. раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 в растворе.
201. Найти изотонический коэффициент для 0,2 М раствора электролита, если известно, что в 1 л этого раствора содержится $2,18 \times 10^{23}$ частиц (молекул и ионов) растворенного вещества.
202. Вычислите при 100°C давление насыщенного пара воды над раствором, содержащим 5 г гидроксида натрия в 180 г воды. Кажущаяся степень диссоциации NaOH равна 0,8.

VII Электролитическая диссоциация. Степень электролитической диссоциации. Ионное произведение воды. Произведение растворимости

Электролиты - вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или в расплаве называется **электролитической диссоциацией, или ионизацией**.

Электролиты, практически полностью диссоциирующие в водных растворах, называются **сильными электролитами**.

Степень диссоциации α — отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе. Степень диссоциации зависит от природы и концентрации электролита, а также от температуры раствора.

Константа диссоциации равна отношению произведения концентрации ионов электролита к концентрации недиссоциированных его молекул.

В случае электролита АХ, диссоциирующего на ионы A^+ и X^- , константа и степень диссоциации связаны соотношением (**закон разбавления Оствальда**):

$$K_d = (\alpha^2 \cdot C_M) / (1 - \alpha)$$

где C_M - молярная концентрация электролита, моль/л.

Если степень диссоциации значительно меньше единицы, то при приближенных вычислениях можно принять, что $1 - \alpha \approx 1$. Тогда выражение закона разбавления упрощается:

$$K_d = \alpha^2 C_M$$

Последнее соотношение показывает, что при разбавлении раствора (т.е. при уменьшении концентрации электролита C_M) степень диссоциации электролита возрастает.

Для расчетов, связанных с диссоциацией кислот, часто удобно пользоваться не константой K_d , а так называемым **показателем константы диссоциации pK** , который определяется соотношением $pK = - \lg K$.

Очевидно, что с возрастанием K_d , т.е. с увеличением силы кислоты, значение pK уменьшается; следовательно, чем *больше* pK , тем слабее кислота.

Под активностью иона понимают ту эффективную, условную концентрацию его, соответственно которой он действует при химических реакциях. Активность иона a равна его концентрации C_m , умноженной на коэффициент активности f : $a = f \cdot C_m$.

Важной характеристикой раствора сильного электролита, учитывающей межионное взаимодействие, является **ионная сила**.

Ионная сила I сильных электролитов определяется как полусумма произведений концентраций C_i всех находящихся в растворе ионов на квадрат их заряда z_i ,

$$I = 0,5(C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2).$$

Растворимость вещества показывает, какая масса его может раствориться в определённом объёме воды при данной температуре, чтобы раствор стал насыщенным (кг/м³, г/л).

По растворимости в воде вещества делят на три группы:

- 1) хорошо растворимые (>10г вещества в 1 л H₂O);
- 2) малорастворимые (от 0,01 до 10 г вещества в 1 л H₂O);
- 3) практически нерастворимые (<0,01 г вещества в 1 л H₂O).

Растворимость веществ зависит от природы растворителя, от природы растворённого вещества, температуры, давления (для газов). Растворимость **газов** при повышении температуры уменьшается, при повышении давления — увеличивается.

Коэффициент растворимости показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

В насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Эта величина количественно характеризует способность электролита растворяться, её называют **произведением растворимости PP** .

Для вещества $A_mB_n \leftrightarrow mA^{n+} + nB^{m-}$; $PP(A_mB_n) = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$.

Для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная $K_e = [H^+] \cdot [OH^-]$. Эта постоянная величина называется **ионным произведением воды**.

При 25°C $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л; $K_e = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$.

Водородный показатель $pH = -\lg [H^+]$; $pH = 14 - pOH$.

- 203.** Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна $1,32 \times 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение рК.
- 204.** Константа диссоциации циановодорода (синильной кислоты) равна $7,9 \times 10^{-10}$. Найти степень диссоциации HCN в 0,001 М растворе.
- 205.** Вычислите концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты HClO (K = $5,0 \times 10^{-8}$).
- 206.** Образуется ли осадок хлорида свинца, если к 0,1 н. раствору $Pb(NO_3)_2$ добавить равный объём 0,4 н. раствора NaCl?
- 207.** Вычислите ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л $MgSO_4$ и 0,01 моль/л $MgCl_2$.
- 208.** Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору $AgNO_3$ добавить равный объём 1 н. раствора H_2SO_4 ?
- 209.** Растворимость гидроксида магния $Mg(OH)_2$ при 18°C равна $1,7 \times 10^{-4}$ моль/л. Найти произведение растворимости $Mg(OH)_2$ при этой температуре.
- 210.** Произведение растворимости йодида свинца при 20°C равно $8,0 \times 10^{-9}$. Вычислите растворимость соли (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.
- 211.** Во сколько раз растворимость оксалата кальция CaC_2O_4 в 0,1 М растворе оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ меньше, чем в воде? Диссоциацию оксалата аммония считать полной.
- 212.** Смешаны равные объёмы 0,02 н. растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция?
- 213.** Определите, сколько отдельных частиц растворённого вещества содержит 1 л раствора, если степень диссоциации уксусной кислоты в 0,01 М растворе равна 20%?
- 214.** Вычислите pH раствора, полученного растворением 2,24 л аммиака в 1 л воды. Константа диссоциации аммиака $1,77 \times 10^{-5}$.
- 215.** Определите степень электролитической диссоциации уксусной кислоты в 1 М растворе, если константа диссоциации её $1,754 \times 10^{-5}$.
- 216.** Определите pH раствора, полученного растворением 0,22 г оксида углерода (IV) в 500 мл воды, учитывая лишь первую стадию диссоциации угольной кислоты (K = $4,5 \times 10^{-7}$).
- 217.** Найти молярную концентрацию ионов H^+ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет 10^{-4} ; $3,2 \times 10^{-6}$; $7,4 \times 10^{-11}$.

218. В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0166 г хромата серебра. Чему равно произведение растворимости этой соли?
219. Для растворения 1,16 г йодида свинца (II) потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.
220. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найти массу карбоната кальция, содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора. Произведение растворимости карбоната кальция равно 5×10^{-9} .
221. Найти массу серебра, находящегося в виде ионов в 1л насыщенного раствора бромида серебра. Произведение растворимости бромида серебра равно 6×10^{-13} .
222. Вычислите объём воды, необходимый для растворения при 25°C 1 г сульфата бария. Произведение растворимости сульфата бария равно $1,1 \times 10^{-10}$.
223. Вычислите активность ионов алюминия и хлора в 0,01 М растворе хлорида алюминия, содержащем, кроме того, 0,04 моль/л HCl.
224. Насыщенный при комнатной температуре раствор сульфата свинца (II) объёмом 3 л содержит 0,132 г соли. Вычислите произведение растворимости соли.
225. Вычислите pH раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 0,05%; плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
226. Произведение растворимости ортофосфата бария равно $6,0 \times 10^{-39}$. Вычислите растворимость ортофосфата бария в молях на литр и в граммах на литр.

VIII Ионные уравнения реакций

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

Реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца или практически необратимы, когда ионы соединяются друг с другом и образуют:

- 1) *малорастворимые вещества*;
- 2) *малодиссоциирующие вещества* — слабые электролиты;
- 3) *газообразные или летучие вещества*.

Реакции обмена в растворах принято изображать тремя уравнениями: *молекулярным, полным ионным и сокращённым ионным*. В ионных уравнениях слабые электролиты, осадки, газы изображают в виде молекул, сильные электролиты — в виде ионов. Например:

$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ - *молекулярное уравнение*;

$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ - *полное ионное уравнение*;

$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ — *сокращённое ионное уравнение*.

227. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) серной кислоты и хлорида бария;
- б) гидроксида калия и фосфорной кислоты;
- в) карбоната натрия и нитрата свинца (II).

228. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) соляной кислоты и нитрата серебра;
- б) хлорида бария и сульфата меди (II);
- в) гидроксида кальция и азотной кислоты.

229. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) карбоната натрия и хлорида кальция;
- б) гидроксида бария и соляной кислоты;
- в) серной кислоты и нитрата бария.

230. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) карбоната натрия и серной кислоты;
- б) нитрата меди (II) и гидроксида натрия;
- в) нитратом серебра и хлоридом железа (III).

231. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида железа (III) и гидроксида калия;
- б) нитрата бария и карбоната натрия;
- в) сульфата алюминия и хлорида бария.

232. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) ортофосфата калия и сульфата алюминия;
- б) соляной кислоты и сульфида натрия;
- в) карбоната калия и ортофосфорной кислоты.

233. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) сульфитом натрия и серной кислотой;
- б) нитрата свинца (II) и иодида калия;
- в) хлоридом аммония и гидроксидом кальция.

234. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) сульфида натрия и сульфата железа (II);
- б) серной кислоты и гидроксида лития;
- в) нитрата кальция и карбоната калия.

235. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) азотной кислоты и гидроксида бария;
- б) карбоната калия и соляной кислоты;
- в) нитрата свинца (II) и сульфата калия.

236. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) нитрата бария и сульфата натрия;
- б) гидроксида калия и нитрата железа (II);
- в) карбоната натрия и серной кислоты.

237. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) силиката натрия и гидроксида бария;
- б) хлорида железа (III) и гидроксида цезия;
- в) сульфата железа (II) и ортофосфата натрия.

238. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) гидроксида железа (II) и азотной кислоты;
- б) карбоната магния и хлорида натрия;
- в) сульфата натрия и нитрата серебра.

239. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида алюминия и нитрата серебра;
- б) гидроксида железа (III) и серной кислоты;
- в) сульфида калия и соляной кислоты.

240. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) гидроксида меди (II) и соляной кислоты;
- б) нитрата бария и сульфата алюминия;
- в) хлорида кальция и нитрата серебра.

241. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) сульфата железа (II) и сульфида аммония;
- б) хлорида бария и сульфата калия;
- в) карбоната бария и азотной кислоты.

242. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида железа (III) и гидроксида калия;
- б) силиката натрия и серной кислоты;
- в) нитрата серебра и хромата калия.

243. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) ортофосфата натрия и хлорида кальция;
- б) гидроксида аммония и нитрата железа (III);
- в) сульфата никеля и гидроксида калия.

244. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида аммония и гидроксида кальция;
- б) сульфата алюминия и сульфида натрия;
- в) нитрата кальция и силиката натрия.

245. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида бария и силиката калия;
- б) сульфита натрия и серной кислоты;
- в) гидроксида магния и азотной кислоты.

246. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) ортофосфорной кислоты и хлорида алюминия;
- б) нитрата свинца (II) и гидроксида калия;
- в) сульфата цинка и ортофосфата калия.

247. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) хлорида кальция и сульфита натрия;
- б) карбоната аммония и нитрата магния;
- в) сульфата алюминия и гидроксида лития.

248. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) гидроксида цинка и серной кислоты;
- б) нитрата серебра и бромида алюминия;
- в) сульфида бария и хлорида кальция.

249. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) ортофосфорной кислоты и сульфата магния;
- б) хлорида цинка и гидроксида бария;
- в) азотной кислоты и карбоната аммония.

250. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) нитрата хрома (III) и гидроксида натрия;
- б) силиката калия и серной кислоты;
- в) гидроксида лития и хлорида меди (II).

251. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

- а) гидроксида алюминия и серной кислоты;
- б) хлорида железа (II) и нитрата серебра;
- в) сульфата железа (III) и гидроксида натрия.

IX Гидролиз

Взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабых электролитов, называют **гидролизом**.

Степень гидролиза - отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворённых молекул.

Степень гидролиза зависит от природы соли, концентрации раствора, температуры. При разбавлении раствора, повышении его температуры степень гидролиза увеличивается.

Константа гидролиза характеризует способность данной соли подвергаться гидролизу.

Различают две формы гидролиза: **ступенчатый** (частичный) и **полный** гидролиз.

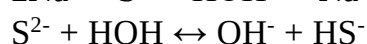
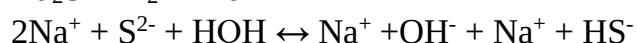
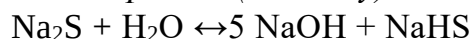
Любая соль может быть рассмотрена как продукт взаимодействия основания с кислотой. Основания и кислоты бывают сильными или слабыми. С этой точки зрения все соли можно разделить на 4 группы.

1. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

Такие соли гидролизу не подвергаются. Растворы их нейтральны ($pH = 7,0$), так как катионы и анионы этих солей не связываются с ионами H^+ или OH^- воды, т. е. не образуют с ними молекул слабых электролитов.

2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

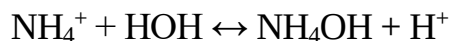
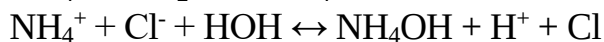
Подвергаются гидролизу по аниону, растворы имеют щелочную реакцию ($pH > 7$). Эти соли образованы катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, который связывает катион водорода H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).



$K_{гидр} = K_s / K_K$, где $K_{гидр}$ - константа гидролиза соли; K_s - ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_K - константа диссоциации кислоты.

$$h_{гидр} = (K_в / (K_к C_c))^{1/2}$$
 , где $h_{гидр}$ - степень гидролиза соли;
 C_c - концентрация соли, моль/л.

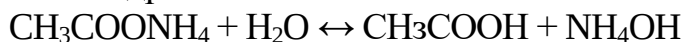
3. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой
 Подвергаются гидролизу по катиону, растворы имеют кислую реакцию ($pH < 7$). Эти соли образованы катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Катион соли связывает гидроксид-ион OH^- воды, образуя *слабый электролит (основание)*.



$K_{гидр} = K_в / K_0$, где $K_{гидр}$ - константа гидролиза; $K_в$ - ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_0 - константа диссоциации основания.

$$h_{гидр} = (K_в / (K_0 C_c))$$
 , где $h_{гидр}$ - степень гидролиза соли; C_c - концентрация соли, моль/л.

4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой
 Подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону (подвергаются полному гидролизу). Эти соли разлагаются водой с образованием слабых электролитов (слабого основания и слабой кислоты). Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания, которые образуются в результате гидролиза.



$K_{гидр} = K_в / (K_0 K_к)$, где $K_{гидр}$ - константа гидролиза; $K_в$ - ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_0 - константа диссоциации основания; $K_к$ - константа диссоциации кислоты.

$$h_{гидр} = (K_в / (K_0 K_к))^{1/2}$$
 , где $h_{гидр}$ - степень гидролиза соли.

252. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

а) бромида цинка;

б) ортофосфата натрия.

253. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

а) сульфата меди (II);

б) карбоната натрия.

254. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

а) сульфата железа (III);

б) хлорида меди (II).

255. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

а) нитрата свинца (II);

б) хлорида алюминия.

256. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) сульфата никеля;
- б) нитрита калия.

257. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) нитрата меди (II);
- б) сульфата алюминия.

258. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) сульфида кальция;
- б) сульфата аммония.

259. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) сульфита калия.
- б) нитрата алюминия.

260. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) йодида аммония.
- б) сульфата цинка.

261. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) карбоната лития;
- б) нитрата хрома (II).

262. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) нитрата никеля;
- б) ортофосфата калия.

263. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) сульфата хрома (III);
- б) нитрита калия.

264. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) хлорида алюминия;
- б) сульфата никеля.

265. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) хлорида железа (III);
- б) нитрата марганца (II).

266. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) нитрата цинка;
- б) ацетата бария.

267. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:

- а) сульфида алюминия;
- б) силиката калия.

268. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: карбонат натрия или сульфит натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

269. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: хлорид железа (II) или хлорид железа (III)? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

270. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: хлорид магния или хлорид цинка? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

271. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: цианид натрия или гипохлорит натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

272. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов хлорида хрома (III) и карбоната калия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.

273. При добавлении к раствору силиката калия раствора сульфата аммония образуется осадок. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

274. При смешивании растворов сульфата хрома (III) и сульфида натрия образуется осадок гидроксида хрома (III). Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

275. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов нитрата железа (III) и сульфида калия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.

276. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов сульфата алюминия и карбоната натрия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.

277. Вычислить константу и степень гидролиза соли хлорида цинка по первой ступени в растворе концентрации 0,5 моль/л.

278. Вычислить степень гидролиза ацетата натрия в 0,2 М растворе.

279. Вычислить константу и степень гидролиза хлорида аммония в 0,01 М растворе.

Х Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Степень окисления (окислительное число, состояние окисления) - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный согласно предположению, что молекула состоит только из ионов.

Для определения степени окисления атомов в химических соединениях руководствуются следующими правилами:

1. Кислороду в химических соединениях всегда приписывают степень окисления —2 (исключение составляют *фторид кислорода* OF_2 и *пероксиды типа* H_2O_2 , где кислород имеет степень окисления соответственно +2 и -1).
2. Степень окисления водорода в соединениях считают равной +1 (исключение: в гидридах, например, в $Ca^{+2}H_2^{-1}$).
3. Металлы во всех соединениях имеют положительные значения степени окисления.
4. Степень окисления нейтральных молекул и атомов (например, H_2 , C и др.) равна нулю, так же как и металлов в свободном состоянии.
5. Для элементов, входящих в состав сложных веществ, степень окисления находят алгебраическим путём. Молекула нейтральна, следовательно, сумма всех зарядов равна нулю. Например, в случае $H_2^{+1}SO_4^{-2}$ составляем уравнение с одним неизвестным для определения степени окисления серы:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0, x - 6 = 0, x = 6.$$

Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются **окислительно-восстановительными**.

Основные положения теории ОВР

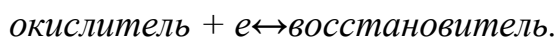
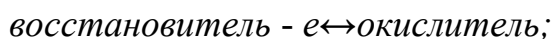
1) **Окислением** называют процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом повышается. Например, $Al - 3e - Al^{+3}$.

2) **Восстановлением** называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом понижается. Например,

$$S + 2e = S^{-2}.$$

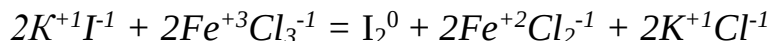
3) Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**.

4) *Окисление* всегда сопровождается *восстановлением* и, наоборот, *восстановление* всегда связано с *окислением*, что можно выразить уравнениями:



Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов - окисления и восстановления.

Процессы окисления и восстановления выражают *электронными уравнениями*. В них указываются изменение степени окисления атомов и число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем. Так, для реакции



электронные уравнения имеют вид



Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: *метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций)*.

Метод электронного баланса является универсальным. В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: *число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединённых окислителем*. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путём, либо на основании известных свойств элементов.

Ионно-электронный метод (метод полуреакций) использует представления *об электролитической диссоциации*. Метод применяют только при составлении уравнений ОВР, протекающих *в растворе*. В отличие от метода электронного баланса данный метод даёт более правильное представление о процессах окисления — восстановления в растворах, так как рассматривает ионы и молекулы в том виде, в котором они существуют в растворе. Слабые электролиты или малорастворимые вещества записывают в виде молекул, а сильные - в виде ионов. При этом учитывают, что в водной

среде в реакции могут участвовать ионы H^+ , OH^- и молекулы H_2O . Правила нахождения коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в кислой, щелочной и нейтральной средах, неодинаковы.

Если реакция среды **кислая**

Правило. Каждая *освобождающаяся частица кислорода* связывается с двумя ионами водорода с образованием одной молекулы воды:



Каждая *недостающая частица кислорода* берётся из молекулы воды, при этом освобождается два иона водорода: $\text{H}_2\text{O} - [\text{O}^{2-}] = 2\text{H}^+$.

Если реакция среды **щелочная**

Правило. Каждая *освобождающаяся частица кислорода* реагирует с одной молекулой воды, образуя два гидроксид-иона: $[\text{O}^{2-}] + \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$.

Каждая *недостающая частица кислорода* берётся из двух гидроксид-ионов с образованием одной молекулы воды: $2\text{OH}^- - [\text{O}^{2-}] = \text{H}_2\text{O}$.

Если реакция среды **нейтральная**

Правило. Каждая *освобождающаяся частица кислорода* взаимодействует с одной молекулой воды, образуя два гидроксид-иона: $[\text{O}^{2-}] + \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$.

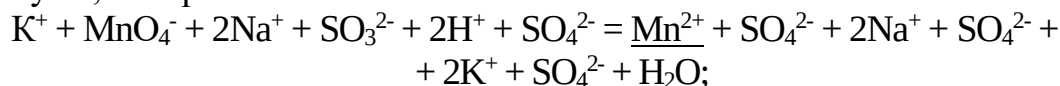
Каждая *недостающая частица кислорода* берётся из молекулы воды с образованием двух ионов водорода: $\text{H}_2\text{O} - [\text{O}^{2-}] = 2\text{H}^+$.

Подбор коэффициентов ОВР ионно-электронным методом проводится в несколько этапов:

1) записать схему реакции (реакция среды кислая) в молекулярной форме, например:



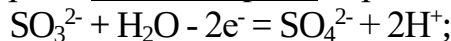
2) записать схему реакции в ионной форме и определить ионы и молекулы, которые изменяют степень окисления:



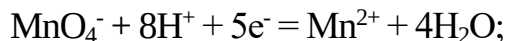
3) составить ионно-электронные уравнения с участием выделенных ионов и молекул, учитывая, что *количество атомов кислорода уравнивают, используя молекулы воды или ионы водорода*.

Для данной реакции:

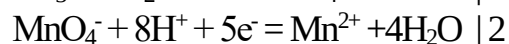
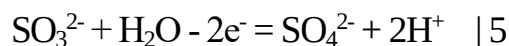
- недостаток атомов кислорода в кислой среде берётся из молекулы воды:

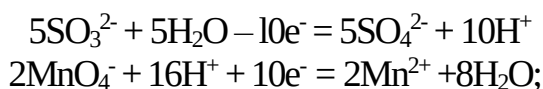


- избыток атомов кислорода в кислой среде связывается ионами водорода в молекулы воды:

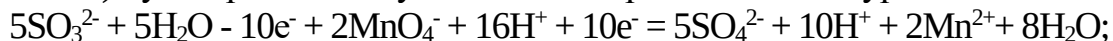


4) умножить полученные уравнения на наименьшие множители для баланса по электронам:

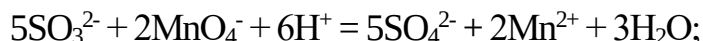




5) суммировать полученные электронно-ионные уравнения:



6) сократить подобные члены и получить ионно-молекулярное уравнение ОВР:

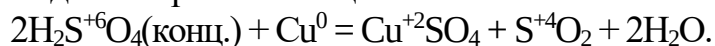


7) по полученному ионно-молекулярному уравнению составить молекулярное уравнение реакции:

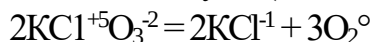


Окислительно-восстановительные реакции разделяют на три типа:

1) *Межмолекулярные* - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:

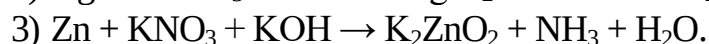
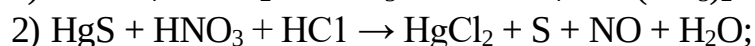


2) *Внутримолекулярные* — это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов):

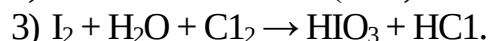
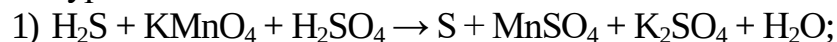


3) *Диспропорционирование (реакции самоокисления-самовосстановления)* - это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента:

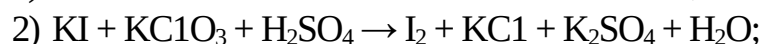
280. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



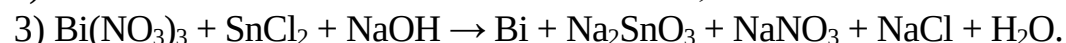
281. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



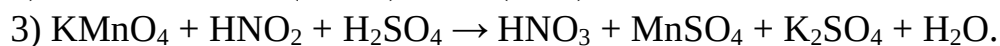
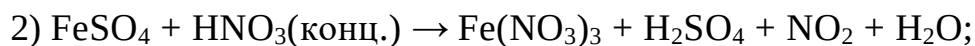
282. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



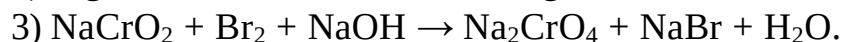
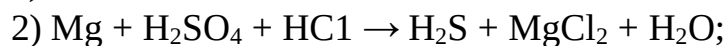
283. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



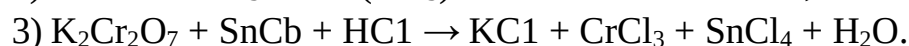
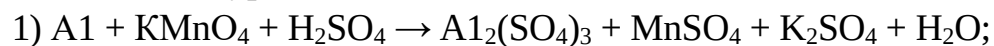
- 284.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HClO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$.
- 285.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - 2) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaIO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$.
- 286.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{CoBr}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{KBr}$.
- 287.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{SbCl}_3 + \text{HgCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaSbO}_3 + \text{NaCl} + \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{Co} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CoSO}_4 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- 288.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{AgNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{Ag} + \text{NaNO}_3$;
 - 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- 289.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 - 3) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
- 290.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 - 2) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$;
 - 3) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- 291.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH}$;
 - 2) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 292.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:
- 1) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;



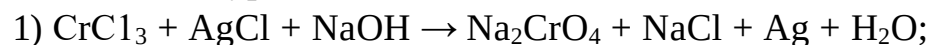
293. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



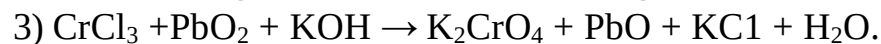
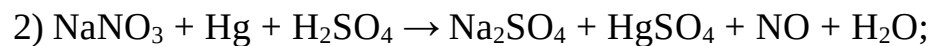
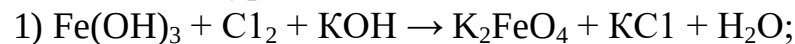
294. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



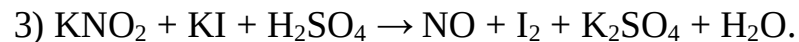
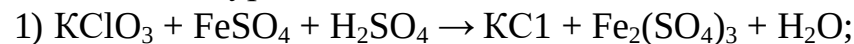
295. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



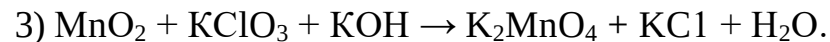
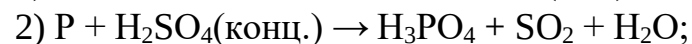
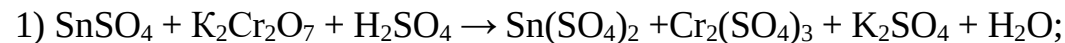
296. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



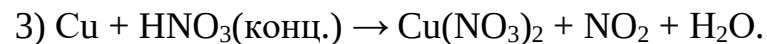
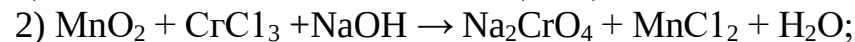
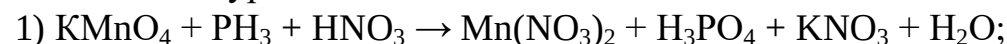
297. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



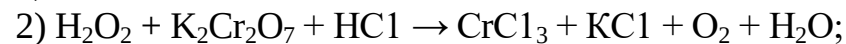
298. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

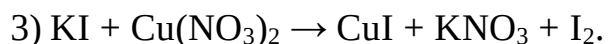


299. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

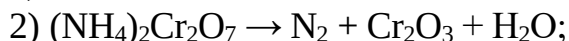
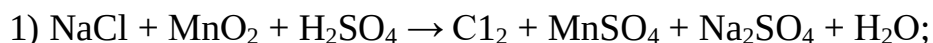


300. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

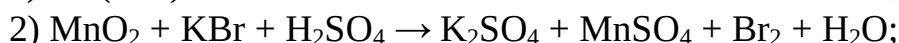
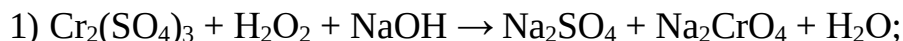




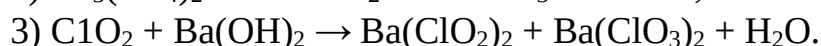
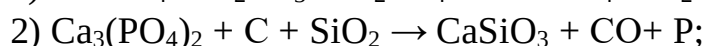
301. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



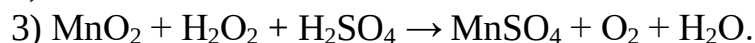
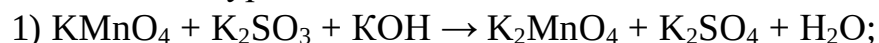
302. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



303. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



304. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



XI Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов

Электрохимическими называются процессы, протекающие на электродах с участием электрического тока. Они подразделяются на две группы:

1) процессы, происходящие в гальванических элементах и сопровождающиеся возникновением электрической энергии за счёт химических процессов;

2) процессы, протекающие в электролизёрах под действием электрической энергии от внешнего источника тока, вызывающей химические реакции на электродах.

Гальванический элемент (химический источник электрической энергии ХИЭЭ) — это устройство, в котором энергия химической реакции преобразуется в электрическую. Состоит из двух электродов - металлов, погружённых в растворы электролитов.

Электродным потенциалом называют скачок потенциала, возникающий на границе металл-раствор электролита. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры и др.). Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях - так называемые стандартные электродные потенциалы.

Стандартным электродным потенциалом называется потенциал данного электрода при концентрациях (активностях) всех веществ, участвующих в электродном процессе, равных единице.

Основная характеристика гальванического элемента - электродвижущая сила (ЭДС) - равна разности его электродных потенциалов:

$$E = \varphi_2 - \varphi_1$$

где φ_2 и φ_1 — соответственно потенциал более отрицательного и более положительного электрода.

Если металлы расположить в порядке возрастания стандартных электродных потенциалов, то можно получить ряд **стандартных электродных потенциалов, или электрохимический ряд напряжений металлов.**

Зная стандартный электродный потенциал металла, можно рассчитать по уравнению Нернста его электродный потенциал при любой концентрации ионов в растворе.

Уравнение Нернста $\varphi = \varphi^0 + (RT/nF) \cdot \ln a,$

где φ - электродный потенциал, В; φ^0 - стандартный электродный потенциал - потенциал электрода при активности ионов, равной единице 1; R - универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К); T — абсолютная температура, К; n - заряд иона; F - постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль; a - активность ионов в растворе.

Для температуры 298 К уравнение Нернста при переходе от натурального логарифма к десятичному принимает более простой вид:

$$\varphi = \varphi^0 + (0,059/n) \cdot \lg C_m,$$

где C_m - моляльность, моль/кг.

Зависимость электродного потенциала от концентраций веществ, участвующих в электродных процессах, и от температуры

$$\varphi = \varphi^0 + (2,3RT/zF) \cdot \lg ([Ox]/[Red]),$$

где z - число электронов, участвующих в электродном процессе; $[Ox]$ и $[Red]$ - произведения концентраций (активностей) веществ, принимающих участие в процессе в окисленной (Ox) и в восстановленной (Red) формах.

Электролиз - окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток.

Катод — отрицательно заряженный электрод, на поверхности которого избыток электронов. На катоде протекает *восстановление*.

Анод — положительно заряженный электрод. У анода недостаток электронов. На аноде протекает *окисление*.

Количественно процесс электролиза характеризуется **законами Фарадея.**

1-й закон — *масса вещества, образующегося на электродах, прямо пропорциональна количеству пропущенного электричества.*

11-й закон — *для разряда одного моля ионов на электроде необходимо пропустить через электролит количество электричества, равное заряду иона, умноженному на постоянную Фарадея.*

Объединённый закон (общая формулировка): *масса электролита, подвергаясь превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих ей веществ*

$$m = (\sum x I x \tau) / F,$$

где m - масса вещества, выделившегося на электроде, г; $\sum$ - его эквивалентная масса; I - сила тока, А; τ - время электролиза, с; F - постоянная Фарадея (96500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Коррозия — это химическое и электрохимическое разрушение металлов и их сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

Классификация коррозионных процессов

1. По характеру изменения поверхности металла либо по степени изменения физико-механических свойств:

- а) сплошная коррозия - разрушению подвергается вся поверхность металла;
- б) местная (локальная) коррозия - на поверхности металла обнаруживаются поражения в виде отдельных пятен;
- в) подповерхностная коррозия — разрушение идёт преимущественно под защитным покрытием;
- г) избирательная коррозия - разрушается один из компонентов сплава;
- д) межкристаллитная коррозия - разрушение металла по границе кристаллитов (зёрен) с потерей его механической прочности;
- е) щелевая коррозия — разрушение металла под прокладками, в зазорах, резьбовых креплениях и др. соединениях.

2. По виду коррозионной среды:

- а) газовая;
- б) в жидкостях неэлектролитах;
- в) в жидкостях электролитах;
- г) атмосферная;
- д) подземная (почвенная);
- е) блуждающими токами (электрокоррозия).

3. По механизму взаимодействия металла со средой:

- а) химическая коррозия - взаимодействие металлов с сухими газами или жидкостями, которые не проводят электрический ток (бензин, керосин и др.);
- б) электрохимическая коррозия - разрушение металла, который находится в контакте с другим металлом в присутствии воды или раствора электролита;
- в) биохимическая коррозия - разрушение металла под влиянием жизнедеятельности микроорганизмов;
- г) радиационная коррозия — разрушение металла под действием радиоактивного излучения.

4. По характеру дополнительных воздействий, которым подвергаются металлы одновременно с воздействием агрессивной среды:

- а) коррозия под напряжением - растягивающие напряжения приводят к коррозионному растрескиванию;
- б) коррозия при трении - возникает при перемещении двух поверхностей относительно друг друга в условиях воздействия коррозионной среды;
- в) кавитационная коррозия - разрушение поверхности металла, вызываемое одновременным коррозионным и механическим воздействием агрессивной среды.

305. Составьте схему электролиза расплава хлорида калия и рассчитайте объём хлора, выделившегося в процессе, если было взято вещество массой 149 г.

306. Составьте схему электролиза раствора хлорида калия и вычислите объём водорода, выделившегося при нормальных условиях в случае, когда растворено вещество количеством 2 моль.

307. Вычислите массу газа, выделившегося у анода при электролизе раствора серной кислоты, проводившегося 5 мин при силе тока равной 2 А.

308. Вычислите объём газа, выделившийся при электролизе раствора сульфата меди (II), если при этом образовалось 16 г меди на катоде.

309. При пропускании постоянного тока силой 6,4 А в течение 30 мин через расплав хлорида трёхвалентного металла на катоде выделилось 1,07 г металла. Определите состав соли, подвергшийся электролизу.

310. Напишите схему электролиза расплава хлорида натрия. Сколько молей хлора получится на аноде, если подвергнуть электролизу 1 моль хлорида натрия?

311. Вычислите время, необходимое для выделения железа массой 2,8 г из раствора сульфата железа (II) силой тока в 10 А.

312. Раствор хлорида никеля (II), содержащий соль массой 130 г, подвергался электролизу силой тока 5 А в течение 5,36 ч. Вычислите массу соли, оставшейся в растворе после электролиза.

313. Какое количество электричества надо пропустить через раствор сульфата меди (II), чтобы на аноде выделилось 22,4 л кислорода (н. у.)?

314. Вычислите массу серебра, выделившуюся при пропускании через раствор нитрата серебра тока в 8 А в течение 15 мин.

315. Определите силу тока, если за 40 мин электролиза раствора серной кислоты выделился водород (н. у.) объёмом 0,48 л.

316. При электролизе раствора хлорида натрия массой 200 г выделился хлор объёмом 6,72 л (н. у.). Вычислите массовую долю соли в исходном растворе.

317. Вычислите массу меди, выделившуюся при пропускании тока силой 5 А через раствор хлорида меди (II) в течение 25 с.

318. Какова сила тока при электролизе, если за 50 мин выделилась вся медь из 120 мл раствора сульфата меди (II) эквивалентной концентрации 0,4 моль/л?

319. Какая масса йода выделяется при электролизе раствора, содержащего 166 г йодида калия?

320. Какая масса металла выделяется при электролизе 56 г расплава гидроксида калия?

321. При электролизе водного раствора хлорида натрия на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько водорода выделилось на катоде?

322. Следующие пары металлов, находящиеся в тесном соприкосновении, погружены в раствор поваренной соли: Cr/Mg, Cr/Fe, Cr/Al. Укажите пару, где будет корродировать хром.

323. Следующие пары металлов, находящиеся в тесном контакте, погружены в раствор серной кислоты. Укажите пару, где цинк не будет разрушаться: Zn/Ag, Zn/Cu, Zn/Al, Zn/Fe.

324. Какой из предложенных металлов: 1) Pb; 2) Cu; 3) Ni; 4) Na; 5) Li первым осадится на катоде при электролизе раствора смеси солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; NaNO_3 ; LiNO_3 ?

325. Следующие пары металлов, находящиеся в тесном соприкосновении, погружены в раствор поваренной соли: Fe/Cu, Fe/Zn, Fe/Al, Fe/Mg. Укажите пару, где не будет разрушаться железо.

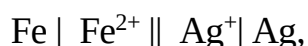
326. В каком случае при электролизе раствора соли не происходит выделения металла: 1) AgNO_3 ; 2) CuSO_4 ; 3) FeSO_4 ; 4) NaNO_3 ? Составьте схемы электролиза.

327. Следующие пары металлов, находящиеся в тесном контакте, погружены в раствор серной кислоты. Укажите пару, где железо не будет разрушаться: Fe/Cu, Fe/Ag, Fe/Zn, Fe/Au.

328. Имеются пары металлов (Fe/Cu, Fe/Ag, Fe/Sn, Fe/Al), погружённые в раствор соляной кислоты. В каком случае не будет протекать коррозия железа?

329. При электролизе водного раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы выделились и каков их объём (н. у.)?

330. Вычислите ЭДС и определите направление тока во внешней цепи данного гальванического элемента

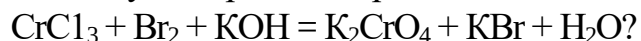


учитывая, что концентрация ионов Fe^{2+} и Ag^+ соответственно равна 0,1 моль/л и 0,01 моль/л.

331. Установить, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции



332. В каком направлении будет протекать реакция



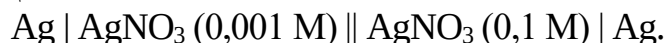
333. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы



концентрации ионов MnO_4^- и Mn^{2+} принять равными 1 моль/л.

334. Определить направление возможного самопроизвольного протекания реакции $2\text{Hg} + 2\text{Ag}^+ = 2\text{Ag} + \text{Hg}_2^{2+}$ при следующих концентрациях (в моль/л) участвующих в реакции ионов: а) $[\text{Ag}^+] = 10^{-4}$, $[\text{Hg}_2^{2+}] = 10^{-1}$; б) $[\text{Ag}^+] = 10^{-1}$, $[\text{Hg}_2^{2+}] = 10^{-4}$.

335. Определить ЭДС гальванического элемента



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

336. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погружённого в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погружённого в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента.

337. При 298 К и активности ионов 0,005 потенциал электрода $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ равен +0,2712 В. Вычислите стандартный потенциал медного электрода.

338. При электролизе водного раствора SnCl_2 на аноде выделилось 4,48 л хлора (условия нормальные). Найти массу выделившегося на катоде олова.

339. Вычислите эквивалентную массу металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

340. Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода (н.у.)?

XII Неметаллы

Неметаллических элементов по сравнению с металлическими элементами относительно немного.

В периодах слева направо у атомов неметаллов увеличиваются заряды ядер и уменьшаются атомные радиусы, а в группах сверху вниз атомные радиусы также возрастают. Поэтому атомы неметаллов сильнее, чем атомы металлов, притягивают наружные электроны. В связи с этим у неметаллов преобладают окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны. Самым сильным окислителем является фтор F.

Самые типичные неметаллы имеют молекулярное строение (F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , N_2 , I_2), а менее типичные - немолекулярное (C, B, Si). Этим объясняется резкое отличие их свойств.

С металлами типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью: NaCl, KI, BaO, Na_2S и др. Реагируя между собой, неметаллы образуют соединения с ковалентной полярной (H_2O , HCl, MH_3 , HF и др.) и неполярной (CO_2 , CH_4 , CS_2) химической связью.

С водородом неметаллы образуют летучие соединения общей формулы RH_x : HF, HCl, HBr, HI, H_2S , NH_3 , CH_4 и др.

С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды (SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , CO_2 , H_2O_3 , N_2O_5 и др.), которым соответствуют кислоты (H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , HNO_2 , HNO_3), из них наиболее сильные те, в которых неметалл имеет более высокую степень окисления.

Углерод. Кремний

341. Сколько m^3 оксида углерода (IV) (н. у.) можно получить из известняка массой 1 т, содержащего 95% карбоната кальция? Какой объём раствора

- NH_4OH (пл. 0,9) с массовой долей NH_4OH 25% потребуется для поглощения всего оксида углерода (IV) (в расчёте на среднюю соль)?
- 342.** При нагреве 10%-ного раствора карбоната калия плотностью 1,089 г/мл выделилось 8,84 л газа. Какой объём (в литрах) раствора соли нагревали?
- 343.** На карбонат кальция массой 60 г действовали раствором хлороводородной кислоты объёмом 50 мл с массовой долей HCl 20%. Плотность раствора 1,1 г/см³. Рассчитайте объём выделившегося газа.
- 344.** Вычислите массу раствора HCl с массовой долей 10%, затраченную на растворение образца мрамора массой 5 г, содержащего 20% примесей.
- 345.** Вычислите массовую долю (в %) карбоната кальция, если на растворение известняка массой 6 г был израсходован 1 М раствор соляной кислоты объёмом 50 мл.
- 346.** При разложении смеси карбонатов кальция и магния массой 14,2 г выделился диоксид углерода объёмом 3,36 л. Определите массовую долю карбонатов в смеси.
- 347.** Какая масса известняка с массовой долей карбоната кальция 95% расходуется на производство гашёной извести массой 60 кг с массовой долей гидроксида кальция 86%?
- 348.** Какой объём оксида углерода (IV) при н. у. потребуется для получения гидрокарбоната кальция из 7,4 г гидроксида кальция?
- 349.** Какой объём кислорода (н. у.) необходим для полного сгорания 20 л оксида углерода (II), содержащего 5% азота?
- 350.** Какой объём (н. у.) оксида углерода (IV) можно получить при взаимодействии 60 г мрамора, содержащего 8% некарбонатных примесей, с избытком азотной кислоты?
- 351.** Какой объём оксида углерода (IV) (н. у.) выделится при сжигании 400 г угля, содержащего 6% негорючих примесей?
- 352.** Сколько карбоната кальция прореагировало с соляной кислотой, если при этом выделилось 43,2 кг оксида углерода (IV)?
- 353.** Сколько водорода при н. у. выделяет 1 кг кремния при растворении его в растворе щелочи?
- 354.** Сколько килограммов оксида кремния (IV) и кокса (содержащего 95% углерода) потребуется для получения 80 кг карбида кремния?
- 355.** Кремний в промышленности получают восстановлением кремнезема коксом в дуговых электрических печах: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$. Какую массу кремнезема можно восстановить с помощью кокса массой 80 кг, если массовая доля углерода в коксе составляет 92%?
- 356.** При сплавлении песка массой 18 кг с известняком образовалось силиката кальция массой 29 кг. Вычислите массовую долю (в %) оксида кремния (IV) в песке.
- 357.** При сжигании кремневодорода массой 6,2 г получено оксида кремния (IV) массой 12 г. Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14. Выведите молекулярную формулу кремневодорода.
- 358.** Сколько граммов силицида магния требуется для получения газа силана объёмом 5,6 л (н. у.) и какой объём серной кислоты (пл. 1,3) с массовой долей

H_2SO_4 40% при этом израсходуется?

359. При нагревании 20 г гидрокарбоната натрия выделилось 2,24 л оксида углерода (IV) при н. у. Какая массовая доля (в %) гидрокарбоната разложилась?

360. 62,5 г мрамора, содержащего 20% примесей, обработали избытком соляной кислоты. Образовавшийся газ пропустили через раскалённый уголь. Какой газ и в каком объёме при этом образуется?

Азот. Фосфор

361. Сколько литров и молей аммиака требуется для получения 6,3 кг азотной кислоты, считая потери в производстве равными 5%?

362. В раствор дигидроортофосфата аммония массой 200 г с массовой долей 4,6% пропущен газ, полученный при взаимодействии хлорида аммония массой 5,35 г с гидроксидом калия массой 10 г (н. у.). Вычислите массу образовавшейся соли.

363. Какой объём оксида азота (I) (н. у.) можно получить при разложении 40 г нитрата аммония, если объёмная доля его выхода составляет 96%?

364. При разложении дихромата аммония массой 25,2 г выделился азот объёмом 1,792 л (н. у.). При этом образовался также оксид хрома (III). Вычислите массовую долю (в %) выхода азота.

365. Аммиак объёмом 44,8 л растворили в воде массой 200 г. Определите массовую долю (в %) аммиака в растворе.

366. При сгорании гидразина массой 12 г выделяется вода массой 13,5 г и азот объёмом 8,4 л при н. у. Выведите формулу гидразина, если его плотность по водороду равна 16. Сколько атомов водорода приходится на один атом азота?

367. При взаимодействии магния массой 3,648 г с азотом получается нитрид магния массой 5,048 г. Найдите его формулу.

368. Какая масса азотной кислоты получится при действии серной кислоты на селитру массой 1 т, содержащей 95% нитрата натрия, если производственные потери составляют 2%?

369. Сколько литров азотной кислоты с массовой долей HNO_3 48% можно получить из аммиака объёмом 44,8 л (н. у.)?

370. Определите массу нитрата натрия, требуемую для получения раствора азотной кислоты массой 200 кг с массовой долей HNO_3 20%.

371. На нейтрализацию раствора, содержащего 10,5 г азотной кислоты, израсходовано 6,17 г гидроксида двухвалентного металла. Определите эквивалент гидроксида, напишите его формулу.

372. Сколько 60%-ной ортофосфорной кислоты можно приготовить из 400 кг фосфорита, содержащего 75% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

373. Сколько граммов гидроксида натрия потребуется для того, чтобы 100 г дигидроортофосфата натрия превратить в гидроортофосфат натрия?

374. Сколько килограммов 80%-ного раствора серной кислоты требуется для получения ортофосфорной кислоты из 200 кг фосфорита, содержащего 78% ортофосфата кальция?

375. Какую массу оксида фосфора (V) содержит фосфорит массой 10 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 60%?

376. Вычислите массовую долю (в %) выхода фосфора по отношению к теоретическому, если получено фосфора массой 24,8 кг из ортофосфата кальция массой 155 кг.

Кислород. Сера

377. Оксид серы (IV) получен при сжигании сероводорода объёмом 179,2 л (н.у.) в избытке кислорода и пропущен через раствор объёмом 2 л с массовой долей NaOH 25% ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$). Какая соль получена при этом и чему равна её масса?

378. Сероводород объёмом 5,6 л был окислен при н. у. избытком кислорода. Выделившийся при этом газ растворён в воде массой 60 г. Какова массовая доля (в %) раствора полученной кислоты?

379. Серную кислоту долгое время получали исключительно нитрозным методом, сущность которого заключается в окислении оксида серы (IV) оксидом азота (IV) в присутствии воды: $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$. Концентрация кислоты, получаемой этим методом, 75-76%, что вместе с содержанием в ней оксидов азота ограничивает её применение. Какая масса оксида серы (IV) и воды прореагировала, если было получено 100 л серной кислоты с массовой долей 74% ($\rho = 1,66 \text{ кг/л}$)?

380. На реакцию с образцом технического сульфита натрия массой 9 г затратили раствор массой 40 г с массовой долей перманганата калия 7,9%. Определите массовую долю сульфита натрия в техническом сульфите. Реакция между перманганатом калия и сульфитом натрия протекает в присутствии серной кислоты.

381. Рассчитайте массу сульфата бария, образующегося при взаимодействии 200 г 7%-ного раствора серной кислоты с раствором хлорида бария, содержащим 2 моль этой соли.

382. Вычислите количество (моль) хлората калия, из которого получен кислород объёмом 448 л (н. у.) при выходе продукта 80%.

383. Сколько граммов сульфида алюминия образуется в результате взаимодействия 10,8 г алюминия с 9,6 г серы?

384. При окислении металла (II) массой 12 г получен продукт массой 16,8 г. Вычислите объём кислорода, затраченного на реакцию при н. у.

385. Вычислите количество (моль) хлората калия, из которого получен кислород объёмом 448 л (н. у.) при выходе продукта 80%.

386. Хлорат калия подвергли термическому разложению в присутствии MnO_2 . Полученный остаток растворили в воде и добавили к нему избыток раствора нитрата серебра, получив осадок 43,05 г. Определите объём (н. у.) выделившегося при разложении хлората калия кислорода.

- 387.** Вычислите объём оксида углерода (IV), получившегося при сгорании углерода массой 24 г в кислороде объёмом 36 л при и. у.
- 388.** Вычислите массу раствора (массовая доля H_2S составляет 25%), затраченную на реакцию с раствором хлорида меди (II), если в осадок выпало вещество массой 4,8 г.
- 389.** Через раствор щелочи массой 300 г с массовой долей NaOH 20% пропущен сероводород объёмом 40 л. Какая соль образовалась? Вычислите её массу.
- 390.** Цинковую обманку массой 48,5 г обожгли, полученный газ окислили, и продукт растворили в воде массой 180 г. Вычислите массовую долю полученного раствора (ответ округлите до целого числа).
- 391.** Какое количество (моль) серной кислоты можно получить из элементной серы массой 192 г, если массовая доля выхода последней стадии 95%?
- 392.** Массовая доля FeS_2 в пирите составляет 90%. Вычислите массу пирита, затраченного на производство SO_2 массой 2 кг. Выход продукта составлял 92%.
- 393.** Вычислите массу серы, прореагировавшей с водородом, полученным взаимодействием цинка массой 13 г с избытком разбавленной серной кислоты. Массовая доля выхода продукта 75%.

Галогены

- 394.** Хлороводород, полученный действием серной кислоты на хлорид натрия, окислен MnO_2 . Образовавшийся при этом хлор вытеснил 25,4 г йода из раствора йодида натрия. Вычислите массу хлорида натрия, вступившего в реакцию.
- 395.** Хлор, полученный при электролизе раствора NaCl с массовой долей 50%, пропустили через раствор йодида калия. В результате реакции образовалось бурое вещество массой 25,4 г. Вычислите массу взятого раствора хлорида натрия.
- 396.** К раствору массой 60 г с массовой долей KCl 15% прилили раствор массой 200 г с массовой долей AgNO_3 10%. Вычислите массу выпавшего осадка (ответ округлите до целого числа).
- 397.** Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1190 \text{ кг/м}^3$) потребуется в реакции с KMnO_4 для получения 56 л хлора (н. у.)?
- 398.** При взаимодействии бромиды калия с хлором получено 160 г брома. Сколько литров хлора вступило в реакцию?
- 399.** Вычислите массу хлора, прореагировавшую с йодидом калия, если масса полученного йода равна 25,4 г при выходе продукта 90%.
- 400.** При переработке плавленого шпата массой 500 кг, содержащего 95% фторида кальция, получен фтороводород массой 242 кг. Какова массовая доля (%) выхода продукта?
- 401.** Хлороводород, полученный при действии серной кислоты на NaCl массой 58,5 г, растворили в воде массой 146 г. Вычислите массовую долю (%) HCl в растворе.

402. Через раствор, содержащий 33,6 г гидроксида калия, при 90°C пропустили хлор массой 30 г. Вычислите массу образовавшейся соли кислородсодержащей кислоты.

403. Смешали хлороводород массой 7,3 г и аммиак массой 4 г. Вычислите массу образовавшегося вещества.

404. Сколько граммов флюорита CaF_2 потребуется для получения 20 л фтороводорода?

405. Какой объём хлора может быть получен при взаимодействии 2 моль хлороводорода и 3 моль оксида марганца (IV)?

XIII Металлы

Металлические элементы в основном расположены в левой и нижней частях периодической системы.

Атомы металлических элементов в отличие от неметаллических обладают значительно большими размерами атомных радиусов. Поэтому атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны. Вследствие этого они обладают способностью образовывать положительно заряженные ионы, а в соединениях проявляют только положительную степень окисления. Многие металлы, например медь Cu , железо Fe , хром Cr , титан Ti , проявляют в соединениях разную степень окисления.

Так как атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны, то в свободном состоянии они являются восстановителями. Восстановительная способность разных металлов неодинакова. В электрохимическом ряду напряжений металлов она возрастает от золота Au до калия K .

Общность физических свойств металлов (высокая электрическая проводимость, теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняется общностью строения их кристаллических решёток. По некоторым характерным физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга, например по плотности, твёрдости, температурам плавления.

Самый лёгкий из металлов - литий Li , а самый тяжёлый - осмий Os . Самые мягкие - щелочные металлы. Они легко режутся ножом.

Самый легкоплавкий металл - ртуть Hg , самый тугоплавкий металл - вольфрам W .

Металлы главных подгрупп

406. При взаимодействии щелочного металла массой 1,95 г с водой выделился водород, занимающий при н. у. объём 560 мл. Какова относительная атомная масса взятого металла?

407. Смесь металлов натрия и кальция массой 6,3 г растворили в воде, при этом выделился газ объёмом 3,36 л (н. у.). Сколько граммов каждого из металлов содержалось в смеси?

- 408.** Определите массовую долю (в %) карбоната калия и гидроксида калия в смеси, если при действии избытка серной кислоты на эту смесь выделилось 13,4 л газа (н. у.) и образовалось 32,4 г воды.
- 409.** В 500 мл воды бросили кусочек натрия массой 46 г. Вычислите массовую долю раствора щелочи.
- 410.** При взаимодействии щелочного металла массой 1,95 г с водой выделился водород, занимающий при н. у. объём 560 мл. Какова относительная атомная масса взятого металла?
- 411.** Какой объём водорода (н. у.) выделится при действии избытка воды на сплав, содержащий 9,2 г натрия и 7,8 г калия?
- 412.** Сколько килограммов гидроксида калия можно получить путём добавления гашёной извести к 100 кг поташа, если практический выход гидроксида калия составил 95%?
- 413.** Калий массой 3,9 г растворили в воде объёмом 206,2 мл. Определите массовую долю полученного раствора.
- 414.** Через раствор, содержащий 120 г гидроксида натрия, пропустили оксид углерода (IV), полученный при действии избытка соляной кислоты на 400 г карбоната кальция. Какая соль при этом образовалась? Определите её количество.
- 415.** Сколько граммов 10%-ного раствора гидроксида натрия потребуется для нейтрализации 196 г 10%-ного раствора серной кислоты?
- 416.** При разложении 14,2 г смеси карбонатов кальция и магния выделилось 6,6 г оксида углерода (IV). Определите массовую долю (в %) карбонатов кальция и магния в смеси.
- 417.** Сколько граммов гидроксида кальция следует прибавить к раствору гидрокарбоната кальция с массовой долей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 5% массой 162 г для образования средней соли?
- 418.** Сколько граммов гидрокарбоната кальция содержалось в растворе, если на реакцию затрачено раствора кислоты (пл. 1,024) с массовой долей 5% объёмом 10 мл?
- 419.** Какая масса гидрокарбоната кальция должна прореагировать с гашёной известью, чтобы получилось CaCO_3 массой 350 г?
- 420.** Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если в результате реакции получили 36 г гидроксида кальция?
- 421.** Какую массу (г) соды требуется прибавить к воде, содержащей 50 г хлорида магния для её умягчения?
- 422.** Сколько литров водорода образовалось при взаимодействии 108 г алюминия с раствором гидроксида натрия (н. у.)?
- 423.** 10 г смеси меди и алюминия обработали соляной кислотой, при этом выделилось 6,72 л водорода. Определите состав смеси.
- 424.** К раствору, содержащему хлорид алюминия массой 32 г, прилили раствор, содержащий сульфид калия массой 33 г. Какой осадок образуется? Определите массу осадка.

- 425.** Выведите формулу вещества с относительной молекулярной массой 213, в котором массовые доли алюминия, азота и кислорода составляют соответственно 12,67; 19,72 и 67,6%.
- 426.** При обработке смеси алюминия и магния раствором гидроксида натрия выделилось 11,2 л водорода, а при обработке такого же количества этой же смеси соляной кислотой выделился водород объёмом 33,6 л (н. у.). Определите состав смеси.
- 427.** Составьте термохимическое уравнение, если при сгорании алюминия массой 28 г в кислороде выделяется 860 кДж теплоты.
- 428.** 10 г смеси железа и алюминия обработали щелочью, при этом выделилось 6,72 л водорода. Определите состав смеси.
- 429.** Сколько алюминия требуется для получения водорода, необходимого для восстановления оксида меди (II), получающегося при разложении малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ массой 6,66 г?
- 430.** Смесь алюминия и меди обработали раствором щелочи. Выделившийся газ после сжигания на воздухе привёл к образованию воды массой 27 г. Вычислите массу алюминия в смеси.
- 431.** Какой объём водорода выделится при взаимодействии алюминия массой 27 г с раствором гидроксида натрия (массовая доля NaOH 20%) объёмом 140 мл?
- 432.** Сколько требуется хлорида алюминия для приготовления 0,2 М раствора объёмом 0,5 л?
- 433.** Вычислите объём водорода, образующегося при действии избытка водного раствора щелочи на сплав массой 100 г, если содержание алюминия в сплаве составляет 81% (масс.). Другие компоненты сплава с водным раствором щелочи не реагируют.

Металлы побочных подгрупп

- 434.** При растворении в соляной кислоте 1,82 г смеси алюминия с неизвестным металлом, стоящим в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода, выделилось 0,672 л водорода. Чтобы окислить эту смесь, потребовалось 0,56 л кислорода (н. у.). Какой металл был взят? Определите массовую долю металла в смеси.
- 435.** Рассчитайте, какая масса меди потребуется для реакции с избытком концентрированной азотной кислоты для получения 4 л (н. у.) оксида азота (IV), если объёмная доля выхода оксида азота (IV) составляет 96%?
- 436.** Смесь меди и оксида меди (II) массой 61,95 г обработали серной кислотой (конц.). При этом выделился газ объёмом 8,673 л (н. у.). Определите массовую долю оксида меди в смеси.
- 437.** При растворении куска меди массой 10 г в избытке серной кислоты (конц.) выделился оксид серы (IV) количеством 0,125 моль. Вычислите массовую долю меди во взятом образце.

- 438.** Вычислите массу меди, растворённой в серной кислоте объёмом 1 л с массовой долей H_2SO_4 40% ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$).
- 439.** При сжигании меди массой 6,4 г в хлоре объёмом 33,6 л (н. у.) получили соль, которую растворили в воде массой 256,5 г. Вычислите массовую долю раствора соли.
- 440.** Какой объём водорода (н. у.) потребуется для восстановления оксида меди (II), полученного при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?
- 441.** Вычислите массовую долю (в %) меди в смеси с железом и алюминием, если при действии на смесь массой 26 г раствора гидроксида натрия выделился водород объёмом 13,44 л (н. у.), а при действии соляной кислоты без доступа воздуха - водород объёмом 17,92 л.
- 442.** Какой объём раствора серной кислоты (конц.) плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$, массовая доля H_2SO_4 в котором составляет 98%, необходим для растворения серебра массой 5,4 г?
- 443.** При обработке смеси порошков цинка и меди массой 20 г раствором соляной кислоты выделился водород объёмом 3,36 л при н. у. Вычислите массовую долю цинка в смеси.
- 444.** Вычислите массу раствора технической кислоты с массовой долей HCl 30%, затраченной на растворение цинка массой 200 г с массовой долей примесей 35% (ответ округлите до целого числа).
- 445.** При растворении ртути массой 50 г в избытке серной кислоты (конц.) выделился газ объёмом 1,4 л (н. у.). Вычислите массовую долю примесей в ртути.
- 446.** Один из сплавов содержит алюминий (массовая доля 10%), цинк (массовая доля 4%), магний (массовая доля 86%). Какой объём водорода выделится при н.у. при растворении в соляной кислоте такого сплава массой 75 г?
- 447.** При обработке сплава цинка с медью массой 20 г соляной кислотой выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю (в %) меди в сплаве.
- 448.** Сколько граммов цинка нужно растворить в кислоте для получения 10 л водорода?
- 449.** Минерал содержит 72,36% железа и 27,64% кислорода. Определите формулу минерала.
- 450.** При реакции железа массой 8 г с хлором получили хлорид железа (III), который растворили в воде массой 200 г. Какова массовая доля полученного раствора? (Ответ округлите до второго знака после запятой).
- 451.** Железо массой 14 г сплавляли с серой массой 6,4 г. Вычислите массу непрореагировавшего вещества.
- 452.** Вычислите массу карбида железа, образовавшуюся при восстановлении оксида железа (III) массой 320 г оксидом углерода (II). Восстановление протекает с массовой долей выхода 80%, а образование карбида - 2%.
- 453.** При обработке образца смеси железа и цинка хлороводородной кислотой выделилось 0,896 л водорода, а при действии раствора щелочи на такой же образец смеси - 0,448 л водорода. Определите массовые доли (в %) компонентов смеси.

454. Сколько железа (кг) можно получить из 500 кг красного железняка (Fe_2O_3), содержащего 10% примесей?
455. На техническое железо массой 3 г подействовали избытком раствора соляной кислоты, в результате чего выделился газ объёмом 1,12 л (н. у.). Определите массовую долю (%) чистого железа в техническом.
456. Каков состав (в % по массе) алюминиево-медного сплава, если при обработке 1 г его избытком кислоты выделилось 1,18 л водорода?

XIV Осуществите следующие превращения

457. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
458. $\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
459. $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$
460. $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
461. $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$
462. $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$
463. $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$
464. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{AgCl}$
465. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}$
466. $\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$
467. $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3$
468. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$
469. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
470. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$
471. $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$
472. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
473. $\text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
474. $\text{CaCb} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$
475. $\text{Si} \rightarrow \text{Ca}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
476. $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Si}$
477. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{KCl}$
478. $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
479. $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$
480. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
481. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$
482. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$
483. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
484. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
485. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow (\text{CuOH})\text{Cl} \rightarrow \text{CuCl}_2$
486. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
487. $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
488. $\text{C} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$

489. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{CO}_2$
 490. $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 491. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH}$
 492. $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$
 493. $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$
 494. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{HCOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 495. $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
 496. $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2-)_n$
 497. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$
 498. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{HCOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$
 499. $\text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$
 500. $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{11}\text{OK}$
 501. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH}$
 502. $\text{H-C}_6\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
 503. $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 504. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} \rightarrow \text{Ag}$
 505. $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$
 506. $\text{CH}_3\text{COH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{ClCH}_2\text{COOH} \rightarrow \text{ClCH}_2\text{COOCH}_3$
 507. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
 508. $\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOH}$
 509. $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{OH}$
 510. $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
 511. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
 512. $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$
 513. $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
 514. $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$
 515. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2$
 516. $\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$
 517. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}$
 518. $\text{C}_6\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
 519. $\text{C}_6\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2$

XV Органические соединения

520. Какой объём воздуха потребуется, чтобы сжечь 50 м^3 газа, содержащего 90% метана, 5% этана, 3% оксида углерода (IV) и 2% азота?
 521. Газ, полученный при взаимодействии 19,2 г. бензола с избытком брома в присутствии катализатора до бромбензола, растворили в воде. Определите объём раствора гидроксида калия с массовой долей 0,08 и плотностью 1,092 г/мл, необходимый для нейтрализации полученного раствора.
 522. При сжигании 8,6 г углеводорода получили 26,4 г оксида углерода (IV) и 12,6 г воды. Найдите молекулярную формулу этого углеводорода, если его плотность по отношению к воздуху равна 2,966. Напишите структурные

формулы всех изомеров углеводорода и назовите их.

523. Какой объём (н. у.) займёт газ, образовавшийся при пропускании 112 л водорода над углеродом при 500°C в присутствии никелевого катализатора? Полученный газ полностью сжигают, а продукты горения пропускают через 2 л 10%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$). Какая соль и в каком количестве образуется в растворе?

524. Продукты полного сгорания 6,72 л (н. у.) смеси этана и пропана обработали избытком известковой воды, при этом образовалось 80 г осадка. Каков количественный состав исходной смеси?

525. Газ ставропольского месторождения состоит (% объёмн.) из: метана - 97,7; этана - 0,2; пропана - 0,1. Сколько воды и диоксида углерода образуется при сгорании 1 м³ ставропольского газа?

526. Сколько кубических метров природного газа (н. у), содержащего 4,48% этана (по объёму), необходимо взять для получения 20 кг 90%-ного раствора уксусной кислоты?

527. При сгорании одного моля предельного углеводорода образовалось три моля воды и 88 г оксида углерода (IV). Какова молярная масса сгоревшего соединения?

528. В реакцию вступил бензол массой 156 г и азотная кислота массой 140 г. Вычислите непрореагировавшую массу вещества, взятого в избытке.

529. Определите молекулярную формулу предельного углеводорода, если известно, что при полном сгорании 8,6 г его образовалось 13,44 л (н. у.) оксида углерода (IV). Рассчитайте молекулярную массу углеводорода.

530. 100 мл метана, содержащего примесь азота, сожгли в избытке кислорода и затем из полученной смеси газов поглотили оксид углерода (IV) при помощи щёлочи. При этом объём газа уменьшился на 95 мл. Какова объёмная доля примеси азота во взятом метане?

531. При сжигании газа количеством 1 моль образовался диоксид углерода объёмом 22,4 л (н. у.) и вода массой 36 г. Выведите формулу соединения и вычислите объём кислорода, затраченный на полное сгорание газа объёмом 1 л (н. у.).

532. При пропускании этилена через бромную воду масса раствора увеличилась на 7 г. Сколько литров газа вступило в реакцию и сколько граммов 1,2-дибромэтана образовалось (н. у.)?

533. Смесь этана и этилена объёмом 200 мл (н. у.) обесцветила бромную воду массой 25 г. Рассчитайте объёмную долю этилена в смеси, если массовая доля брома в бромной воде равна 3,2%.

534. Смесь бутана и 2-бутена массой 5,28 г обесцветили 32 г 10%-ного раствора брома в CCl_4 . Найдите массу бутана, содержащегося в смеси.

535. Какой объём этилена (н. у.) необходимо пропустить через 600 г 1,2%-ного раствора бромной воды для её обесцвечивания?

536. После завершения гидрирования смеси пропана с этиленом массой 6,4 г получили газ массой 6,6 г. Определите объёмную долю пропана в исходной смеси газов.

537. Сколько по объёму ацетилен и водорода можно получить из 1042 м³

природного газа, который содержит в объёмных долях 0,96, или 96% (по объёму) метана?

538. Сколько по объёму ацетилена (н. у.) можно получить при взаимодействии 51,2 кг карбида кальция с водой, если выход ацетилена составляет в массовых долях 0,84, или 84%, по сравнению с теоретическим?

539. При пропускании смеси этилена и ацетилена в раствор брома образовалось 12,56 г смеси дибромэтана и тетрабромэтана, а при пропускании такого же количества этой смеси в аммиачный раствор оксида серебра образовалось 4,80 г осадка. Определите массовую долю этилена в его смеси с ацетиленом.

540. Определите молекулярную формулу и молекулярную массу диенового углеводорода, если при сгорании его массой 2 г образовалась вода массой 2,12 г и диоксид углерода массой 6,47 г.

541. Для нейтрализации 11,40 г столового уксуса понадобилось 18,24 мл водного раствора гидроксида натрия, содержащего в литре 0,5 моль этого основания. Вычислите массовую долю (%) уксусной кислоты в этом образце столового уксуса.

542. При гидрировании 3,9 г ацетилена образовалась смесь этана и этилена. При пропускании этой смеси через раствор брома образовалось 9,4 г дибромэтана. Определите массовую долю этана в его смеси с этиленом.

543. Сколько литров раствора, содержащего в массовых долях 0,96, или 96% этанола ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$) можно получить из 1000 м³ этилена (н. у.)?

544. Сколько по объёму воздуха потребуется для окисления метанола, если нужно получить 1 т раствора, содержащего в массовых долях 0,4, или 40%, метанола?

545. При сжигании парафинового углеводорода массой 51 г образовалась вода массой 73,6 г. Выведите формулу углеводорода и вычислите его молярную массу.

546. Определите объём воздуха (н. у.) с объёмной долей кислорода 0,21, необходимый для сжигания 80 л (н. у.) смеси пропана и бутана, содержащей 60% бутана и 40% пропана по объёму.

547. При сжигании газа количеством 1 моль образовался диоксид углерода объёмом 22,4 л (н. у.) и вода массой 36 г. Выведите формулу соединения и вычислите объём кислорода, затраченный на полное сгорание газа объёмом 1 л (н. у.).

548. Из природного газа объёмом 300 л (н. у.) получили ацетилен. Объёмная доля метана в газе 96%. Определите объём образовавшегося ацетилена, если его выход 65%.

549. На нейтрализацию смеси фенола с этанолом затратили раствор объёмом 50 мл с массовой долей гидроксида натрия 18% и плотностью 1,2 г/мл. Такая же масса смеси прореагировала с металлическим натрием массой 9,2 г. Определите массовые доли фенола и этанола в смеси.

550. Сколько граммов ацетальдегида образовалось при окислении этилового спирта (массовая доля выхода ацетальдегида - 75% от теоретического), если известно, что при взаимодействии такого же количества спирта с металлическим натрием выделилось 5,6 л водорода (н. у.)?

ФОРМУЛЫ ДЛЯ РАСЧЁТОВ В ХИМИИ

$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = M_{\text{оксида}} / (\text{число атомов элемента} \times \text{валентность элемента})$	Эквивалент оксида
$\mathcal{E}_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{кислотность основания}$	Эквивалент основания
$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{основность кислоты}$	Эквивалент кислоты
$\mathcal{E}_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / (\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла})$	Эквивалент соли
$m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2$	Закон эквивалентов
$pV = (m/M) \cdot RT$	Уравнение Клапейрона-Менделеева
$p_1 V_1 = p_2 V_2$	Закон Бойля-Мариотта
$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$	Закон Гей-Люссака
$(p_1 V_1) / T_1 = (p_2 V_2) / T_2$	Объединённый газовый закон
$M_B = M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2) = 2 \cdot D(\text{H}_2)$	Следствие из закона Авогадро
$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - A$	Первый закон термодинамики
$H = U + pV$	Энтальпия системы
$\Delta H = \sum (\Delta H_{\text{обр}})_{\text{кон}} - \sum (\Delta H_{\text{обр}})_{\text{исх}}$	Изменение энтальпии
$S = \sum (S_{\text{обр}})_{\text{прод}} - \sum (S_{\text{обр}})_{\text{исх}}$	Энтропия
$\sum G = \sum (\Delta G_{\text{обр}})_{\text{кон}} - \sum (\Delta G_{\text{обр}})_{\text{исх}};$ $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$	Изменение энергии Гиббса
$\Delta G^\circ = -2,3RT \lg K_p$	Стандартное изменение энергии Гиббса
$aA + bB = cC + dD;$ $v = k[A]^a \cdot [B]^b$	Закон действующих масс
$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$	Правило Вант-Гоффа
$k = A \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT}$	Уравнение Аррениуса
$aA + bB = cC + dD;$ $K_p = ([C]^c \cdot [D]^d) / ([A]^a \cdot [B]^b)$	Константа равновесия
$w = (m(\text{в-ва}) \cdot 100\%) / m(\text{р-ра})$	Массовая доля растворённого вещества
$N_2 = n_2 / (n_1 + n_2)$	Мольные доли
$HA \leftrightarrow H^+ + A^-;$ $K_d = ([H^+] \cdot [A^-]) / [HA]$	Константа диссоциации
$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m$	Понижение температуры замерзания
$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m$	Повышение температуры кипения
$P_{\text{осм}} = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$	Осмотическое давление

$N_2 = (p_o - p) / p_o$	Закон Рауля
$\alpha = (i - 1) / (k - 1)$	Степень диссоциации
$C_m = (m(\text{в-ва}) \cdot 1000) / (M \cdot m(\text{р-ля}))$	Моляльная концентрация
$M = (K \cdot m(\text{в-ва}) \cdot 1000) / (\Delta t \cdot m(\text{р-ля}))$	Молекулярная масса растворённого вещества
$I = 0,5(C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2)$	Ионная сила раствора
$a = f \cdot C_m$	Активность иона
$A_m B_n \leftrightarrow m A^{n+} + n B^{m-};$ $PP(A_m B_n) = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$	Произведение растворимости
$K_s = [H^+] \cdot [OH^-]$	Ионное произведение воды
$pH = -\lg [H^+]; pOH = 14 - pH$	Водородный показатель
$K_{гидр} = K_s / K_K$	Константа гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой
$h_{гидр} = (K_s / (K_K \cdot C_c))^{1/2}$	Степень гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой
$K_{гидр} = K_s / K_0$	Константа гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой
$h_{гидр} = (K_s / (K_0 \cdot C_c))^{1/2}$	Степень гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой
$K_{гидр} = K_s / (K_0 \cdot K_K)$	Константа гидролиза соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой
$h_{гидр} = (K_s / (K_0 - K_K))^{1/2}$	Степень гидролиза соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой
$\varphi = \varphi^\circ + (RT/nF) \cdot \ln a$	Уравнение Нернста
$\varphi = \varphi^\circ + (2,3RT/zF) \cdot \lg([Ox] / [Red])$	Уравнение Нернста с учётом концентраций окисленной и восстановленной форм
$m = (\Sigma \cdot I \cdot \tau) / F$	Объединённый закон Фарадея

Варианты контрольных заданий

Таблица 2

Номер варианта	Номер контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
1	2	3
01	1	1, 26, 51, 76, 101, 126, 133, 171, 189, 203, 227, 252
	2	280, 305, 330, 341, 361, 377, 394, 406, 434, 457, 488, 520
02	1	2, 27, 52, 77, 102, 127, 134, 172, 190, 204, 228, 253
	2	281, 306, 331, 342, 362, 378, 395, 407, 435, 458, 489, 521
03	1	3, 28, 53, 78, 103, 128, 135, 173, 191, 205, 229, 254
	2	282, 307, 332, 343, 363, 379, 396, 408, 436, 459, 490, 522
04	1	4, 29, 54, 79, 104, 129, 136, 174, 192, 206, 230, 255
	2	283, 308, 333, 344, 364, 380, 397, 409, 437, 460, 491, 523
05	1	5, 30, 55, 80, 105, 130, 137, 175, 193, 207, 231, 256
	2	284, 309, 334, 345, 365, 381, 398, 410, 438, 461, 492, 524
06	1	6, 31, 56, 81, 106, 131, 138, 176, 194, 208, 232, 257
	2	285, 310, 335, 346, 366, 382, 399, 411, 439, 462, 493, 525
07	1	7, 32, 57, 82, 107, 132, 139, 177, 195, 209, 233, 258
	2	286, 311, 336, 347, 367, 383, 400, 412, 440, 463, 494, 526
08	1	8, 33, 58, 83, 108, 133, 140, 178, 196, 210, 234, 259
	2	287, 312, 337, 348, 368, 384, 401, 413, 441, 464, 495, 527
09	1	9, 34, 59, 84, 109, 134, 141, 179, 197, 211, 235, 260
	2	288, 313, 338, 349, 369, 385, 402, 414, 442, 465, 496, 528
10	1	10, 35, 60, 85, 110, 135, 142, 180, 198, 212, 236, 261
	2	289, 314, 339, 350, 370, 386, 403, 415, 443, 466, 497, 529
11	1	11, 36, 61, 86, 111, 136, 143, 181, 199, 213, 237, 262
	2	290, 315, 340, 351, 371, 387, 404, 416, 444, 467, 498, 530
12	1	12, 37, 62, 87, 112, 137, 144, 182, 200, 214, 238, 263
	2	291, 316, 320, 352, 372, 388, 405, 417, 445, 468, 499, 531
13	1	13, 38, 63, 88, 113, 138, 145, 183, 201, 215, 239, 264
	2	292. 317. 321. 353. 373. 389. 394. 418. 446. 469. 500. 532
14	1	14, 39, 64, 89, 114, 139, 146, 184, 202, 216, 240, 265
	2	293, 318, 322, 354, 374, 390, 395, 419, 447, 470, 501, 533
15	1	15, 40, 65, 90, 115, 140, 147, 173, 185, 217, 241, 266
	2	294, 319, 323, 355, 375, 391, 396, 420, 448, 471, 502, 534
16	1	16, 41, 66, 91, 116, 141, 148, 174, 186, 218, 242, 267
	2	295, 320, 324, 356, 376, 392, 397, 421, 449, 472, 503, 535

1	2	3
17	1	17, 42, 67 , 92, 117, 142, 149, 175, 187, 219, 243, 268
	2	296, 321, 325, 357, 361, 393, 398, 422, 450, 473, 504, 536
18	1	18, 43, 68, 93, 118, 143, 150, 176, 188, 220, 244, 269
	2	297, 322, 326, 358, 362, 377, 399, 423, 451, 474, 505, 537
19	1	19, 44, 69, 94, 119, 144, 151, 177, 189, 221, 245, 270
	2	298, 323, 327, 359, 363, 378, 400, 424, 452, 475, 506, 538
20	1	20, 45, 70, 95, 120, 145, 152, 178, 190, 222, 246, 271
	2	299, 324, 328, 360, 364, 379, 401, 425, 453, 476, 507, 539
21	1	21, 46, 71, 96, 121, 146, 153, 179, 191, 223, 247, 272
	2	300, 325, 329, 341, 365, 380, 402, 426, 454, 477, 508, 540
22	1	22, 47, 72, 97, 122, 147, 154, 180, 192, 224, 248, 273
	2	301, 326, 330, 342, 366, 381, 403, 427, 455, 478, 509, 541
23	1	23, 48, 73, 98, 123, 148, 155, 181, 193, 225, 249, 274
	2	302, 327, 331, 343, 367, 382, 404, 428, 456, 479, 510, 542
24	1	24, 49, 74, 99, 124, 149, 156, 182, 194, 226, 250, 275
	2	303, 328, 332, 344, 368, 383, 405, 429, 434, 480, 511, 543
25	1	25, 50, 75, 100, 125, 150, 157, 183, 195, 206, 251, 252
	2	304, 329, 333, 345, 369, 384, 394, 430, 435, 481, 512, 544
26	1	2, 28, 54, 79, 105, 151, 158, 189, 196, 207, 230, 277
	2	281, 307, 334, 346, 370, 385, 396, 431, 437, 482, 513, 545
27	1	3, 29, 55, 80, 106, 152, 159, 190, 197, 208, 231, 278
	2	282. 308. 335. 347. 371. 386. 399. 432. 438. 483. 514. 546
28	1	4, 30, 56, 81, 107, 153, 160, 191, 198, 209, 232, 279
	2	283, 309, 336, 348, 372, 387, 400, 433, 439, 484, 515. 547
29	1	5, 31, 57, 82, 108, 154, 161, 192, 199, 210, 233 256
	2	284, 310, 337, 349, 373, 388, 401, 406, 440, 485, 516, 548
30	1	6, 32, 58, 83, 109, 155, 162, 193, 200, 211, 234, 257
	2	285, 311, 338, 350, 374, 389, 402, 407, 441, 486, 517, 549
31	1	7, 33, 59, 84, 110, 156, 163, 194, 201, 212, 235, 258
	2	286, 312, 339, 351, 375, 390, 403, 408, 442, 487, 518, 550
32	1	8, 34, 60, 85, 111, 157, 164, 195, 202, 213, 236, 259
	2	287, 313, 340, 352, 376, 391, 404, 409, 443, 458, 519, 520
33	1	9, 35, 61, 86, 112, 158, 165, 171, 196, 214, 237, 260
	2	288, 314, 323, 348, 371, 392, 405, 410, 444, 459, 488, 521
34	1	10, 36, 62, 87, 113, 159, 166, 172, 197, 215, 238, 261
	2	289, 315, 324, 349, 372, 393, 394, 411, 445, 460, 489, 522

1	2	3
35	1	11, 37, 63, 88, 114, 160, 167, 173, 198, 216, 239, 262
	2	290, 316, 325, 350, 373, 389, 395, 412, 446, 461, 490, 523
36	1	12, 38, 64, 89, 115, 161, 168, 174, 199, 217, 240, 263
	2	291, 317, 326, 351, 374, 390, 396, 413, 447, 462, 491, 524
37	1	13, 39, 65, 90, 116, 162, 169, 175, 200, 218, 241, 264
	2	292, 318, 327, 352, 375, 391, 397, 414, 448, 463, 492, 525
38	1	14, 40, 66, 91, 117, 163, 170, 176, 201, 219, 242, 265
	2	293, 319, 328, 353, 376, 392, 398, 415, 449, 464, 493, 526
39	1	15, 41, 67, 92, 118, 126, 164, 177, 202, 220, 243, 266
	2	294, 320, 329, 354, 364, 393, 399, 416, 450, 465, 494, 527
40	1	16, 42, 68, 93, 119, 127, 165, 174, 178, 221, 244, 267
	2	295, 321, 330, 355, 365, 377, 400, 417, 451, 466, 495, 528
41	1	17, 43, 69, 94, 120, 128, 166, 175, 179, 222, 245, 268
	2	296, 322, 331, 356, 366, 378, 401, 418, 452, 467, 496, 529
42	1	18, 44, 70, 95, 121, 129, 167, 176, 180, 223, 246, 269
	2	297, 323, 332, 357, 367, 379, 402, 419, 453, 468, 497, 530
43	1	19, 45, 71, 96, 122, 130, 168, 177, 181, 224, 247, 270
	2	298, 324, 333, 358, 368, 380, 403, 420, 454, 469, 498, 531
44	1	20, 46, 72, 97, 123, 131, 169, 178, 182, 225, 248, 271
	2	299, 325, 334, 359, 369, 381, 404, 421, 455, 470, 499, 532
45	1	21, 47, 73, 98, 124, 132, 170, 179, 183, 226, 249, 272
	2	300, 326, 335, 360, 370, 382, 405, 422, 456, 471, 500, 533
46	1	22, 48, 74, 99, 125, 127, 133, 180, 184, 209, 250, 273
	2	301, 327, 336, 343, 371, 383, 394, 423, 435, 472, 511, 534
47	1	23, 49, 75, 100, 120, 150, 159, 196, 199, 203, 248, 274
	2	302, 328, 337, 344, 372, 384, 395, 424, 436, 473, 512, 535
48	1	24, 50, 51, 77, 121, 151, 160, 197, 200, 204, 249, 275
	2	303, 329, 338, 345, 373, 385, 396, 425, 437, 474, 513, 536
49	1	25, 27, 52, 78, 122, 152, 161, 198, 201, 205, 250, 276
	2	304, 330, 339, 346, 374, 386, 397, 426, 438, 475, 514, 537
50	1	20, 28, 54, 79, 123, 127, 162, 199, 202, 206, 251, 277
	2	280, 331, 340, 347, 375, 387, 398, 427, 439, 476, 515, 538
51	1	1, 31, 55, 80, 104, 128, 134, 175, 178, 203, 229, 278
	2	284, 307, 330, 349, 364, 377, 399, 428, 440, 477, 516, 539
52	1	2, 32, 56, 81, 105, 129, 135, 176, 179, 204, 230, 279
	2	285, 308, 332, 344, 365, 378, 400, 429, 441, 478, 517, 540
53	1	3, 33, 57, 82, 106, 130, 136, 177, 180, 205, 231, 256
	2	286, 309, 333, 345, 366, 379, 401, 430, 442, 479, 518, 541

1	2	3
54	1	4, 34, 58, 83, 107, 131, 137, 178, 181, 206, 232, 257
	2	287, 310, 334, 346, 367, 380, 402, 431, 443, 480, 519, 542
55	1	5, 35, 59, 84, 108, 132, 138, 179, 182, 207, 233, 258
	2	288, 311, 335, 347, 368, 381, 403, 432, 444, 481, 490, 543
56	1	6, 36, 60, 85, 109, 133, 139, 180, 183, 208, 234, 259
	2	289, 312, 336, 348, 369, 382, 404, 433, 445, 482, 491, 544
57	1	7, 37, 61, 86, 110, 134, 140, 181, 184, 209, 235, 260
	2	290, 313, 337, 349, 370, 383, 405, 406, 446, 483, 492, 545
58	1	8, 38, 62, 87, 111, 135, 141, 182, 185, 210, 236, 261
	2	291, 314, 338, 350, 371, 384, 394, 407, 447, 484, 493, 546
59	1	9, 39, 63, 88, 112, 136, 142, 183, 186, 211, 237, 262
	2	292, 315, 339, 351, 372, 385, 395, 408, 448, 485, 494, 547
60	1	10, 40, 64, 89, 113, 137, 143, 184, 187, 212, 238, 263
	2	293, 316, 340, 352, 373, 386, 396, 409, 449, 486, 495, 548
61	1	11, 41, 65, 90, 114, 138, 144, 185, 188, 213, 239, 264
	2	294, 317, 323, 353, 374, 387, 397, 410, 450, 487, 496, 549
62	1	12, 42, 66, 91, 115, 139, 145, 186, 189, 214, 240, 265
	2	295, 318, 324, 354, 375, 388, 398, 411, 451, 458, 497, 550
63	1	13, 43, 67, 92, 116, 140, 146, 187, 190, 215, 241, 266
	2	296, 319, 325, 355, 376, 389, 399, 412, 452, 459, 498, 522
64	1	14, 44, 68, 93, 117, 141, 147, 188, 191, 216, 242, 267
	2	297, 320, 326, 356, 363, 390, 400, 413, 453, 460, 499, 523
65	1	15, 45, 69, 94, 118, 142, 148, 189, 192, 217, 243, 268
	2	298, 321, 327, 357, 364, 391, 401, 414, 454, 461, 500, 524
66	1	16, 46, 70, 95, 119, 143, 149, 190, 193, 218, 244, 269
	2	299, 322, 328, 358, 365, 393, 402, 415, 455, 462, 501, 525
67	1	17, 47, 71, 96, 120, 144, 150, 191, 194, 219, 245, 270
	2	300, 323, 329, 359, 366, 394, 403, 416, 456, 463, 502, 526
68	1	18, 48, 72, 97, 121, 145, 151, 192, 195, 220, 246, 271
	2	301, 324, 330, 360, 367, 378, 404, 417, 434, 464, 503, 527
69	1	19, 49, 73, 98, 122, 146, 152, 193, 196, 221, 247, 272
	2	302, 325, 331, 341, 368, 379, 405, 418, 435, 465, 504, 528
70	1	20, 50, 74, 99, 123, 147, 153, 194, 197, 222, 248, 273
	2	303, 326, 332, 342, 369, 380, 394, 419, 436, 466, 505, 529
71	1	21, 26, 75, 100, 124, 148, 154, 195, 198, 223, 249, 274
	2	304, 327, 333, 343, 370, 381, 395, 420, 437, 467, 506, 530
72	1	22, 27, 51, 78, 125, 149, 155, 196, 199, 224, 250, 275
	2	280, 328, 334, 344, 371, 382, 396, 468, 438, 468, 507, 531
73	1	23, 28, 52, 79, 103, 150, 156, 197, 200, 225, 251, 276
	2	281, 329, 335, 345, 372, 383, 397, 406, 439, 469, 508, 532

Продолжение табл. 2

1	2	3
74	1	24, 29, 53, 80, 104, 151, 157, 198, 201, 226, 227, 277
	2	282, 330, 336, 346, 373, 384, 398, 407, 440, 470, 509, 533
75	1	25, 30, 54, 81, 105, 152, 158, 199, 202, 205, 230, 270
	2	283, 335, 337, 341, 362, 385, 399, 408, 441, 471, 510, 534
76	1	1, 33, 55, 82, 106, 153, 159, 173, 200, 206, 231, 271
	2	284, 310, 336, 342, 363, 386, 400, 409, 442, 472, 511, 535
77	1	2, 34, 56, 83, 107, 154, 160, 174, 201, 207, 232, 272
	2	285, 311, 337, 343, 364, 387, 401, 410, 443, 473, 512, 536
78	1	3, 35, 57, 84, 108, 155, 161, 175, 202, 208, 233, 273
	2	286, 312, 338, 344, 365, 388, 402, 411, 444, 474, 513, 537
79	1	4, 36, 58, 85, 109, 156, 162, 176, 180, 209, 234, 274
	2	287, 313, 339, 345, 366, 389, 403, 412, 445, 475, 514, 538
80	1	5, 37, 59, 86, 110, 157, 163, 177, 182, 210, 235, 275
	2	288, 314, 340, 346, 367, 390, 404, 413, 446, 476, 515, 539
81	1	6, 38, 60, 87, 111, 158, 164, 178, 183, 211, 236, 276
	2	289, 305, 315, 347, 368, 391, 405, 414, 447, 477, 516, 540
82	1	7, 39, 61, 88, 112, 159, 165, 179, 184, 212, 237, 277
	2	290, 306, 316, 348, 369, 392, 394, 415, 448, 478, 517, 541
83	1	8, 40, 62, 89, 113, 160, 166, 180, 185, 213, 238, 278
	2	291, 307, 317, 349, 370, 393, 395, 416, 449, 479, 518, 542
84	1	9, 41, 63, 90, 114, 161, 167, 181, 186, 214, 239, 279
	2	292, 308, 318, 350, 371, 377, 396, 417, 450, 480, 519, 543
85	1	10, 42, 64, 91, 115, 162, 168, 182, 187, 215, 240, 260
	2	293, 309, 319, 351, 372, 378, 397, 418, 451, 481, 488, 544
86	1	11, 43, 65, 92, 116, 163, 169, 183, 188, 216, 241, 261
	2	294, 310, 320, 352, 373, 379, 398, 419, 452, 482, 489, 545
87	1	12, 44, 66, 93, 117, 164, 170, 184, 189, 217, 242, 262
	2	295, 311, 321, 353, 374, 380, 399, 420, 453, 483, 490, 546
88	1	13, 45, 67, 94, 118, 165, 166, 185, 190, 218, 243, 263
	2	296, 312, 322, 354, 375, 381, 400, 421, 454, 484, 491, 547
89	1	14, 46, 68, 95, 119, 166, 167, 186, 191, 219, 244, 264
	2	297, 313, 323, 355, 376, 382, 401, 422, 455, 485, 492, 548
90	1	15, 47, 69, 96, 120, 167, 168, 187, 192, 220, 245, 265
	2	298, 314, 324, 356, 372, 383, 402, 423, 456, 486, 493, 549
91	1	16, 48, 70, 97, 121, 168, 169, 188, 193, 221, 246, 266
	2	299, 315, 325, 357, 373, 384, 403, 424, 434, 487, 494, 550
92	1	17, 49, 71, 98, 122, 169, 170, 189, 194, 222, 247, 267
	2	300, 316, 326, 358, 374, 385, 404, 425, 435, 457, 495, 524
93	1	18, 50, 72, 99, 123, 170, 135, 190, 195, 223, 248, 268
	2	301, 317, 327, 359, 375, 386, 405, 426, 436, 458, 496, 525
94	1	19, 30, 73, 100, 124, 127, 136, 191, 196, 224, 249, 269
	2	302, 318, 328, 360, 376, 387, 394, 427, 437, 459, 497, 526

Продолжение табл. 2

1	2	3
95	1	20, 31, 74, 77, 125, 128, 137, 192, 197, 225, 250, 270
	2	303, 319, 329, 346, 361, 388, 395, 428, 438, 460, 498, 527
96	1	21, 32, 75, 78, 103, 129, 138, 193, 198, 226, 251, 271
	2	304, 320, 330, 347, 362, 389, 396, 429, 439, 461, 499, 528
97	1	22, 33, 54, 79, 104, 130, 139, 194, 199, 203, 252, 272
	2	283, 321, 331, 348, 363, 390, 397, 430, 440, 462, 500, 529
98	1	23, 34, 55, 80, 105, 131, 140, 195, 200, 204, 253, 273
	2	284, 322, 332, 349, 364, 391, 398, 431, 441, 463, 501, 530
99	1	24, 35, 56, 81, 106, 132, 141, 196, 201, 205, 254, 274
	2	285, 323, 333, 350, 365, 392, 399, 432, 442, 464, 502, 531
100	1	25, 36, 57, 82, 107, 133, 142, 197, 202, 206, 255, 275
	2	286, 324, 334, 351, 366, 393, 400, 433, 443, 465, 503, 532

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия. - М.: Интеграл-Пресс, 2000.
2. Коровин, Н.В. Общая химия. - М.: Высшая школа, 1998.
3. Коржуков, Н.Г. Общая и неорганическая химия. - М.: МИСИС; ИНФРА - М, 2004.
4. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1997.
5. Фролов, В.В. Химия. - М.: Высшая школа, 1986.
6. Новиков, Г.И. Основы общей химии. - М.: Высшая школа, 1988.
7. Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1978.
8. Зайцев, О.С. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. Строение вещества. - М.: Высшая школа, 1983.
9. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции. - М.: Просвещение, 1989.
10. Молявко М.А., Чалова О.Б. Коррозия металлов. - Уфа: УГНТУ, 1997.
11. Артеменко, А.И. Органическая химия. - М.: Высшая школа, 1980.
12. Антонова А.М., Сыркин А.М., Рахманкулов Д.Л. Решение расчётных задач по химии. - Уфа: УГНТУ, 1979.
13. Михайлюк Ю.И., Мазитова А.К., Кудаярова Р.Р. Ориентировочная основа действий при изучении химии элементов в курсе общей химии. — Уфа: УГНТУ, 2004.
14. Химия: пособие-репетитор для поступающих в вузы / под ред. А.С. Егорова. - Ростов н/Д.: Изд-во «Феникс», 2003.
15. Врублевский, А.И. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов. - Минск: ЧУП «Изд-во Юнипресс», 2004.
16. Гаршин, А.П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях. - СПб.: Изд-во «Лань», 2003.

1. Относительные электроотрицательности элементов

Периоды	Группы									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1									He
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,1			Ne
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83			Ar
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,2	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,6	Fe 1,64	Co 1,7	Ni 1,75
	Cu	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,2	Se 2,48	Br 2,74			Kr
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,3	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
	Ag	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe
6	Cs 0,89	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,4	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,9			Rn
7	Fr 0,89	Ra 0,97	Ac** 1,0	*Лантанонды 1,08 - 1,14 **Актиноиды 1,11 - 1,2						

2. Основные физические постоянные

Постоянная	Обозначение	Численное обозначение
Атомная единица массы	а.е.м.	$1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,49 \cdot 10^{-10} \text{ Дж}$
Скорость света в вакууме	c	$2,9979246 \cdot 10^8 \text{ м/с}$
Постоянная Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Больцмана	k	$1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Постоянная Планка	h	$6,62618 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Постоянная Фарадея	F	$9,64846 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}$
Универсальная газовая постоянная	R	$8,3144 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$
Гравитационная постоянная	G	$6,67 \cdot 10^{-11} \text{ м}^3/(\text{кг} \cdot \text{с}^2)$
Элементарный электрический заряд	e	$1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Удельный заряд электрона	e/m	$1,76 \cdot 10^{11} \text{ Кл/кг}$

3. Стандартные энтальпии образования ΔH°_{298} , энтропии S°_{298} и энергии Гиббса образования ΔG°_{298} некоторых веществ при 298 К (25°C)

Вещество	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} , кДж/моль
Al(к)	0	28,35	0
Al ₂ O ₃ (к)	-1676	50,92	-1582
C (графит)	0	5,74	0
CH ₄ (г)	-74,86	186,19	-50,79
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
CO (г)	-110,52	197,54	-137,14
CO ₂ (г)	-393,51	213,68	-394,38
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Fe(к)	0	27,15	0
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
H ₂ (г)	0	130,52	0
HCl (г)	-91,8	186,8	-94,79
H ₂ O (г)	-241,82	188,72	-228,61
H ₂ O (ж)	-285,83	70,08	-237,24
N ₂ (г)	0	199,9	0
NH ₃ (г)	-46,19	192,6	-16,71
NH ₄ Cl (к)	-314,2	95,8	-203,2
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,25	210,6	86,58
O ₂ (г)	0	205,04	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
Ti(к)	0	30,6	0
TiO ₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6

4. Групповые названия химических элементов

Актиноиды - Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Благородные (инертные) газы - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Галогены - F, Cl, Br, I, At

Лантаноиды - La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Халькогены - O, S, Se, Te, Po

Семейство железа - Fe, Co, Ni

Семейство платины - Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt

Щелочные металлы — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Щелочно-земельные металлы - Ca, Sr, Ba, Ra

5. Названия некоторых кислот и их солей

Кислота	Названия	
		соли
HAlO_2	метаалюминиевая	метаалюминаты
H_3AlO_3	ортоалюминиевая	ортоалюминаты
H_2ZnO_2	цинковая	цинкаты
H_3BO_3	ортоборная	ортобораты
HBr	бромоводородная	бромиды
HCOOH	муравьиная	формиаты
CH_3COOH	уксусная	ацетаты
HCN	циановодородная (синильная)	цианиды
H_2CO_3	угольная	карбонаты
HCl	хлороводородная (соляная)	хлориды
HClO	хлорноватистая	гипохлориты
HClO_2	хлористая	хлориты
HClO_3	хлорноватая	хлораты
HClO_4	хлорная	перхлораты
HCrO_2	метахромистая	метахромиты
H_2CrO_4	хромовая	хроматы
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	дихроматы
HI	йодоводородная	йодиды
HMnO_4	марганцевая	перманганаты
H_2MnO_4	марганцоватая	манганаты
HNO_2	азотистая	нитриты
HNO_3	азотная	нитраты
HF	фтороводородная (плавиковая)	фториды
HPO_3	метафосфорная	метафосфаты
H_3PO_2	фосфорноватистая	гипофосфиты
H_3PO_3	фосфористая	фосфиты
H_3PO_4	ортофосфорная	ортофосфаты
H_2S	сероводородная	сульфиды
HSCN	роданистая	роданиды
H_2SO_3	сернистая	сульфиты
H_2SO_4	серная	сульфаты
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	тиосерная	тиосульфаты
H_2SiO_3	метакремниевая	метасиликаты

**6. Названия некоторых средних,
кислых и основных солей**

Формула	Название
Средние соли	<i>Содержат в своём составе катионы металлов и кислотные остатки</i>
NaCl	хлорид натрия
K ₂ SO ₄	сульфат калия
K ₂ CrO ₄	хромат калия
Fe ₂ (SO ₄) ₃	сульфат железа (III)
(NH ₄) ₃ PO ₄	ортофосфат аммония
Al(NO ₃) ₃	нитрат алюминия
Кислые соли	<i>Содержат кислотные остатки с незамещёнными атомами водорода</i>
NaHCO ₃	гидрокарбонат натрия
K ₂ HPO ₄	гидроортофосфат калия
KH ₂ PO ₄	дигидроортофосфат калия
Ca(HS) ₂	гидросульфид кальция
Fe(HCO ₃) ₂	гидрокарбонат железа (II)
Ba(H ₂ PO ₄) ₂	дигидроортофосфат бария
Основные соли	<i>Содержат в своём составе гидроксогруппы</i>
(CaOH) ₂ SO ₄	гидроксосульфат кальция (сульфат гидроксокальция)
(CoOH)NO ₃	гидроксонитрат кобальта (II)
FeOHCl	гидроксохлорид железа (II) (хлорид гидроксожелеза (II))
FeOHCl ₂	гидроксохлорид железа (III) (дихлорид гидроксожелеза (III))
Fe(OH) ₂ Cl	дигидроксохлорид железа (III)
Fe(OH) ₂ NO ₃	дигидроксонитрат железа (III)
[Fe(OH) ₂] ₂ SO ₄	дигидроксосульфат железа (III)
(AlOH) ₂ SiO ₄	ортосиликат гидроксиалюминия

7. Электрохимический ряд напряжений металлов

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt
Au

Анионы по способности окисляться располагаются в следующем порядке:
 I⁻; Br⁻; S²⁻; Cl⁻; **OH⁻**; SO₄²⁻; NO₃⁻; CO₃²⁻; PO₄³⁻; F⁻ восстановительная
 активность уменьшается

Li ⁺ Rb ⁺ K ⁺ Ba ²⁺ Sr ²⁺ Ca ²⁺ Na ⁺ Mg ²⁺ Al ³⁺	Mn ²⁺ Zn ²⁺ Cr ³⁺ Fe ²⁺ Fe ³⁺ Cd ²⁺ Co ²⁺ Ni ²⁺ Sn ²⁺ Pb ²⁺	Sb ³⁺ Bi ³⁺ Cu ²⁺ Hg ²⁺ Ag ⁺ Pd ²⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺
На катоде		
При электролизе водных растворов <u>не восстанавливаются</u> . На катоде восстанавливаются ионы водорода: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$ или $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	При электролизе растворов <u>восстанавливаются</u> на катоде одновременно с молекулами воды: $2\text{H}_2\text{O} + 1\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	При электролизе растворов практически полностью <u>восстанавливаются</u> на катоде.
На аноде		
В случае <i>растворимого анода</i> (Cu, Ag, Zn, Cd, Hg, Ni и др.) при электролизе водного раствора окисляется анод, и металл переходит в раствор в виде ионов: $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$		
В случае с <i>инертным (нерастворимым) анодом</i> : 1) при электролизе водных растворов солей бескислородных кислот (Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , S ²⁻ и др.) окисляются анионы бескислородных кислот: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$; 2) при электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот окисляются молекулы воды или гидроксид-ионы: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ или $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.		

8. Металлы

Благородные - Ag, Au, Pt, Ru, Rh, Os, Ir

Лёгкие ($\rho < 5 \text{ г/см}^3$) - Li, Na, K, Rb, Cs, Be, Mg, Ca, Al, Ti

Легкоплавкие ($t_{\text{пл.}} < 1000^\circ\text{C}$) - Li, Na, K, Cs, Rb, Ca, Mg и др.

Радиоактивные - Fr, Ra, U, Tc, актиноиды

Рассеянные - Ga, In, Tl, Ge, Hf, Re

Редкоземельные — Sc, Y, La, лантаноиды

Тугоплавкие ($t_{\text{пл.}} > 1000^\circ\text{C}$) - Ti, Ir, Hf, W, Nb, Ta, Cr, Mo, V, Re

Тяжёлые ($\rho > 5 \text{ г/см}^3$) - Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Cd, Hg, Sn, Pb и др.

Цветные - Ag, Au, Cu, Mn, Co, Ni, Cr и др.

Чёрные - Fe и его сплавы

9. Взаимодействие серной и азотной кислот с некоторыми металлами

Металл	Кислота (окислитель)			
	H ₂ SO ₄		HNO ₃	
	разб.	конц.	разб.	конц.
K, Ba, Ca, Na, Mg	соль + H ₂	соль + H ₂ S + H ₂ O	соль + NH ₃ (NH ₄ NO ₃) + H ₂ O	соль + N ₂ O + H ₂ O
Al, Cr, Fe	СОЛЬ + H ₂	пассивация (на холоде); при нагревании с Al (соль + H ₂ S + H ₂ O), с Cr, Fe (соль + SO ₂ + H ₂ O)	соль + NO + H ₂ O	пассивация
Zn, Sn	СОЛЬ + H ₂	соль + SO ₂ + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O	соль + NO ₂ + H ₂ O
Ni, Pb, Cu, Hg, Ag	-	соль + SO ₂ + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O	соль + NO ₂ + H ₂ O

10. Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
ОН	18,0	35,0	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	124,9	241,2
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М
	36,5	53,5	58,4	74,6	208,2	111,0	95,2	133,3	158,4	126,8	162,2	125,8	136,3	134,4	143,3	278,1
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	223,4	Н	М
	80,9	97,9	102,9	119,0	297,2	199,9	184,1	266,7	271,7	215,7	295,6	214,8	225,2		187,8	367,0
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	317,4	Н	М
	127,9	144,9	149,9	166,0	391,1	293,9	276,1	407,7	432,7	310,1	436,9	308,8	319,2		234,8	461,0
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	63,0	80,0	85,0	101,1	261,4	164,1	148,3	213,0	239,0	179,9	241,9	179,0	189,4	187,4	169,9	331,2
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р			Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	34,1	68,1	78,0	110,3	169,4	72,1	56,1	150,2	200,2	87,9	207,9	87,0	97,4	95,6	247,8	239,2
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М			М			М		М	Н
	82,1	116,1	126,0	158,3	217,4	120,1	104,4	294,1	344,2	135,9	351,9	135,0	145,4	143,6	259,8	287,2
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н
	98,1	132,3	142,0	174,3	233,4	136,1	12,4	342,2	392,2	151,9	399,9	151,0	161,4	159,6	311,8	303,2
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н			Н		М	Н	Н	Н	Н
	62,0	96,1	105,9	138,2	197,4	100,1	84,3	234,0	284,0	115,9	291,7	115,0	125,3	123,6	275,8	267,2
SiO ₃ ²⁻	Н		Р	Р	Н	М				Н			Н		Н	Н
	78,1	112,2	122,1	154,3	213,4	116,2	100,4	282,2	332,2	131,9	339,9	131,0	141,4	139,6	291,8	283,3
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н		Н	Н		Н	Н	Н	Н
	98,0	149,1	163,9	212,3	602,0	310,2	262,8	122,0	147,0	357,5	150,8	354,8	386,1	380,6	418,6	811,5

Растворимость соединения (Р) - Растворимое (больше 10 г на 100 г воды); (М) - Малорастворимое (меньше 10 г до 0,01 г на 100 г воды);
Молекулярная масса соединения (Н) - Нерастворимое (меньше 0,01 г на 100 г воды); (-) - Вещество разлагается водой или не существует

11. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА																VIII		b									
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА																(H)		a		VII		b					
a		II		a		III		a		IV		a		V		a		VI		b		a		VII		b	
1		2		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14	
1	H	2	He	3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne	11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si
2	Li	2	Be	3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne	11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si
3	Na	2	Mg	3	Al	4	Si	5	P	6	S	7	Cl	8	Ar	9	K	10	Ca	11	Sc	12	Ti	13	V	14	Cr
4	K	2	Ca	3	Sc	4	Ti	5	V	6	Cr	7	Mn	8	Fe	9	Co	10	Ni	11	Cu	12	Zn	13	Ga	14	Ge
5	Rb	2	Sr	3	Y	4	Zr	5	Nb	6	Mo	7	Tc	8	Ru	9	Rh	10	Pd	11	Ag	12	Cd	13	In	14	Sn
6	Cs	2	Ba	3	La	4	Hf	5	Ta	6	W	7	Re	8	Os	9	Ir	10	Pt	11	Au	12	Hg	13	Tl	14	Pb
7	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
8	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
9	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
10	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
11	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
12	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
13	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
14	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
15	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
16	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
17	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
18	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
19	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
20	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
21	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
22	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
23	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
24	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
25	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
26	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
27	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
28	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
29	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
30	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
31	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
32	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
33	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
34	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
35	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
36	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
37	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
38	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
39	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
40	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
41	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
42	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
43	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
44	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
45	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
46	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
47	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
48	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
49	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
50	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
51	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
52	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
53	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
54	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
55	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
56	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
57	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
58	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
59	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
60	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
61	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
62	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
63	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
64	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
65	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
66	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
67	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9	Am	10	Cm	11	Bk	12	Cf	13	Es	14	Fm
68	Fr	2	Ra	3	Ac	4	Th	5	Pa	6	U	7	Np	8	Pu	9											