

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

Санкт-Петербургский горный университет

Кафедра общей химии

ХИМИЯ

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов всех направлений*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2017**

УДК 541.1.076 (075.83)

Химия: Методические указания для самостоятельной работы / Н.В. Джевага. Санкт-Петербургский горный университет. СПб, 2017. 39 с.

Настоящие методические указания предназначены для самостоятельной работы студентов при их подготовке к выполнению практических занятий, решению домашних и контрольных работ по общей химии.

Целью данных указаний является развитие навыков систематической самостоятельной работы студентов с учебниками, монографиями и другими литературными источниками в процессе обучения. В каждом разделе приведены основные термины и определения, которые необходимо знать для успешного усвоения материала.

Методические указания предназначены для самостоятельной работы студентов всех технических специальностей.

Научный редактор: *проф. Коган В.Е.*

© Санкт-Петербургский горный университет, 2017 г

ВВЕДЕНИЕ

В настоящее время при стремительном росте уровня образования перед высшей школой стоит задача повышения качества подготовки специалистов по химическим наукам.

Знание основных химических положений, законов и других сведений необходимо будущему специалисту для применения в конкретной предметной области при изготовлении художественной продукции.

Методические указания содержат программный материал и перечень заданий для самостоятельного решения и проведения текущего контроля знаний студентов по темам:

1. Классы неорганических соединений
2. Атом. Строение многоэлектронного атома
3. Основные понятия и законы химии (уравнение Менделеева-Клапейрона, относительная плотность газов, эквивалент, закон эквивалентов, «избыток-недостаток»)
4. Растворы. Способы выражения концентрации растворов и их взаимные пересчеты
5. Растворы электролитов
6. Гидролиз солей
7. Окислительно-восстановительные реакции

Простейшие вычисления имеют большое значение для усвоения основных понятий химии, служат средством закрепления химических законов и теорий. Выполнение заданий является одним из способов учета знаний и проверки умений, полученных в процессе изучения данной темы. Решение задач расширяет кругозор, позволяет установить связь химии с другими фундаментальными предметами и позволяет подготовиться к сдаче экзамена по химии.

1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Классификация неорганических веществ. Простые и сложные вещества. Простые вещества - металлы, неметаллы, вещества с амфотерными свойствами, благородные газы. Сложные вещества - оксиды, гидроксиды, кислоты, соли.

Оксиды. Группы оксидов - основные, кислотные, амфотерные. Номенклатура, химические свойства, получение.

Гидроксиды. Группы гидроксидов - основные (основания) и амфотерные. Номенклатура оснований. Химические свойства и получение.

Кислоты. Группы кислот – одноосновные, двухосновные, трехосновные. Номенклатура кислот. Химические свойства и получение.

Соли. Группы солей - средние, кислые, основные, двойные, смешанные. Номенклатура солей, их химические свойства и получение.

Пример 1. Назовите и напишите графические формулы молекул следующих оксидов: CaO, SeO₂, Sb₂O₃.

Решение:

CaO – оксид кальция;

Графическая формула: Ca=O;

SeO₂ – оксид селена (IV);

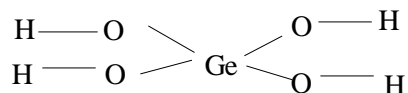
Графическая формула: O=Se=O;

Sb₂O₃ – оксид сурьмы (III);

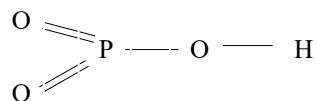
Графическая формула: O= Sb-O- Sb=O.

Пример 2. Назовите кислоты H₄GeO₄, HPO₃, H₂S₂O₇ и напишите их графические формулы

H₄GeO₄ содержит центральный атом Ge в высшей степени окисления, в ней число атомов водорода равно числу атомов кислорода (т.е. H₄GeO₄ отвечает общей формуле ортокислот состава H₄ЭО₄). Следовательно, H₄GeO₄ называют ортогерманиевой кислотой



HPO_3 имеет в своем составе атом фосфора в высшей степени окисления (+5), её молекула содержит на одну молекулу воды меньше, чем в ортокислоте (H_3PO_4).



Поэтому HPO_3 называют метафосфорной кислотой.

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ содержит два центральных атома серы, поэтому в названии должна присутствовать приставка ди-. Степень окисления атомов серы в молекуле максимальна (+6), поэтому $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ называют дисерной кислотой.

1.1 Определите, к какому классу неорганических соединений относятся указанные ниже в таблице вещества. Назовите их, укажите степень окисления атомов элементов, образующих эти соединения.

№	Вещества				
1	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	H_2Se	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	PbO_2	NaHCO_3
2	HClO	SO_2	Al_2S_3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	ZnOHCl
3	HF	K_3PO_4	SeO_3	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
4	SiO_2	H_2SeO_3	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	Na_2HPO_4	BaSO_4
5	H_2S	CO_2	LiNO_3	RbOH	K_2HPO_4
6	Na_2S	H_2SO_4	Al_2O_3	FeOHCl_2	$\text{Cd}(\text{OH})_2$
7	NaHSO_3	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	CuO	HClO_3
8	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	SO_3	Na_3PO_4	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	AlOHSO_4
9	CrCl_3	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	H_3AsO_4	Fe_2O_3	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
10	NaHSO_4	CuI_2	P_2O_3	H_2TeO_3	$\text{Ni}(\text{OH})_2$
11	SrO	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{Be}(\text{OH})_2$	H_3BO_3
12	H_2ClO_4	Na_2O	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	NH_4Cl
13	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	HClO_4	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$	N_2O_3	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
14	NaNO_2	As_2S_3	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$	H_2SeO_4

15	HMnO_4	PbSO_4	Ca(OH)_2	SnO_2	$\text{Mg(HCO}_3)_2$
----	-----------------	-----------------	-------------------	----------------	----------------------

1.2 Напишите эмпирические и графические формулы соединений. Приведите примеры реакций, в результате которых может быть получено данное вещество.

№	Вещества	
1	Фосфат кальция	Гидрокосульфат цинка
2	Дигидроксохлорид алюминия	Карбонат кальция
3	Алюминат натрия	Гидрокарбонат магния
4	Сульфат висмута(III)	Гидрокарбонат магния
5	Нитрат меди(II)	Гидрокосульфат железа(II)
6	Дихромат калия	Дигидрофосфат кальция
7	Сульфит магния	Гидроксонитрат меди(II)
8	Арсенат натрия	Гидрофосфат кальция
9	Хромат серебра(I)	Гидросульфат алюминия
10	Нитрат бария	Гидроксохлорид железа(II)
11	Силикат натрия	Гидрокарбонат меди
12	Сульфат хрома(III)	Перхлорат бария
13	Селенат натрия	Гидрокосульфат
14	Хлорат калия	Гидрокосульфат цинка
15	Цинкат натрия	Гидросульфит бария

1.3 Напишите уравнения реакций образования солей (средних, кислых и основных), которые могли бы получиться при взаимодействии указанных кислот и оснований. Назовите полученные соли.

№	Вещества	
1	Угольная кислота	Гидроксид бария
2	Азотная кислота	Гидроксид алюминия
3	Фосфорная кислота	Гидроксид кальция
4	Соляная кислота	Гидроксид железа(III)

5	Селеновая кислота	Гидроксид бария
6	Серная кислота	Гидроксид стронция
7	Сернистая кислота	Гидроксид натрия
8	Фосфорная кислота	Гидроксид калия
9	Серная кислота	Гидроксид алюминия
10	Сероводородная кислота	Гидроксид калия
11	Хлорная кислота	Гидроксид магния
12	Соляная кислота	Гидроксид хрома(III)
13	Азотная кислота	Гидроксид железа(III)
14	Угльная кислота	Гидроксид меди(II)
15	Сернистая кислота	Гидроксид кальция

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом. Строение многоэлектронного атома. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Электронный уровень. Электронный подуровень. Орбиталь.

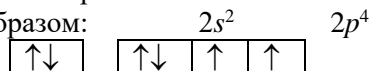
Пример 1. Укажите численные значения главного и орбитального квантовых чисел данных подуровней, рассчитайте последовательность их заполнения: $5p$, $7p$, $7s$.

Решение:	$5p$	$7p$	$7s$
Значение n	5	7	7
Значение l	1	1	0
Сумма $(n + l)$	6	8	7

Последовательность заполнения (на основании правил Клечковского): $1 - 5p$; $2 - 7s$; $3 - 7p$.

Пример 2. Распределите по квантовым ячейкам валентные электроны $2s^2 2p^4$, определите химический элемент и его положение в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа).

Решение: Валентные электроны по квантовым ячейкам распределены следующим образом:



Предложенный элемент кислород расположен во втором периоде, шестой группе, главной подгруппе Периодической системы Д.И. Менделеева.

Пример 3. Напишите электронные формулы атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа): К, Zn^{2+} .

Решение: Электронная формула химического элемента калия следующая: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Он расположен в четвертом периоде, первой группе, главной подгруппе Периодической системы Д.И. Менделеева.

Электронная формула катиона Zn^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$. Химический элемент цинк расположен в четвертом периоде, второй группе, побочной подгруппе.

2.1 Укажите численные значения главного и орбитального квантовых чисел данных подуровней, рассчитайте последовательность их заполнения

№	Подуровень	№	Подуровень
1	$3p; 4s; 2p$	11	$5d; 3s; 6s$
2	$3d; 4p; 3p$	12	$6d; 4f; 5p$
3	$5d; 4p; 4d$	13	$5d; 3p; 4d$
4	$3d; 4f; 5s$	14	$7s; 6p; 4d$
5	$4d; 4s; 5s$	15	$5d; 4p; 3d$
6	$6s; 4p; 4f$	16	$5s; 6s; 4p$
7	$3d; 5s; 7p$	17	$6p; 5f; 6d$
8	$4d; 6s; 5d$	18	$5d; 5s; 4f$
9	$4p; 5p; 4f$	19	$3s; 4d; 3p$
10	$3d; 3p; 2s$	20	$5f; 4d; 4s$

2.2 Распределите по квантовым ячейкам валентные электроны, определите химический элемент и его положение в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, под-группа)

№	Валентный уровень	№	Валентный уровень

1	$3d^1 4s^2$	11	$4s^2 4p^1$
2	$3d^2 4s^2$	12	$4s^2 4p^2$
3	$3d^3 4s^2$	13	$4s^2 4p^3$
4	$3d^5 4s^1$	14	$4s^2 4p^4$
5	$4d^5 5s^2$	15	$4s^2 4p^5$
6	$3d^6 4s^2$	16	$4s^2 4p^6$
7	$3d^7 4s^2$	17	$5d^7 6s^2$
8	$3d^8 4s^2$	18	$5d^{10} 6s^2$
9	$3d^{10} 4s^1$	19	$5d^3 6s^2$
10	$3d^{10} 4s^2$	20	$5d^5 6s^2$

2.3 Напишите электронные и графические формулы предложенных атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа)

№	Атом/ион	№	Атом/ион
1	Fe, Na ⁺	11	Pb, Au ³⁺
2	Co, Cl ⁻	12	Ge, Ag ⁺
3	Ni, Ba ²⁺	13	Ga, Sb ³⁺
4	Zn, Ca ²⁺	14	N, Bi ³⁺
5	Sn, S ²⁻	15	Cl, Pb ²⁺
6	W, In ³⁺	16	Y, Hf ⁴⁺
7	S, La ³⁺	17	Zr, At ⁻
8	F, Tl ³⁺	18	Ta, Ga ³⁺
9	Br, Zr ⁴⁺	19	Cr, Se ²⁻
10	Al, Hg ²⁺	20	Mo, Cu ²⁺

3. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Абсолютные массы атомов и молекул. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса и её расчет. Количество вещества и его расчет. Моль - единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса и её расчет. Молярный объем. Эквивалент. Эквивалентная масса. Эквивалентный объем. Стехиометрические законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него, закон эквивалентов. Газовые законы.

Пример 1. Массовые доли меди и кислорода в оксиде равны соответственно 88,8 % и 11,2 %. Вывести формулу оксида и вычислить его молярную массу.

Решение: Допустим, что в 100 г оксида содержится 88,8 г меди и 11,2 г кислорода. Находим количества вещества меди и кислорода:

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{m}{M} = \frac{88,8}{64} = 1,38 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{11,2}{16} = 0,7 \text{ моль}$$

Выводим формулу: $n(\text{Cu}) : n(\text{O}) = 1,38:0,7 = 2:1$

Следовательно, формула имеет вид Cu_2O – оксид меди (I).

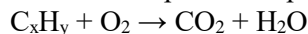
Рассчитываем молярную массу Cu_2O

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 2A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 64 + 16 = 124 \text{ г/моль}$$

Ответ: формула оксида Cu_2O ; молярная масса 124 г/моль.

Пример 2. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO_2 . Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.

Решение: Уравнение реакции имеет следующий вид:



Необходимо рассчитать, сколько углерода было в углеводороде, исходя из состава CO_2 .

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль}$$

$$44 \text{ г CO}_2 \quad \text{содержит} \quad 12 \text{ г C}$$

$$13,2 \text{ г CO}_2 \quad \text{содержит} \quad x \text{ г C}$$

$$x = \frac{13,2 \cdot 12}{44} = 3,6 \text{ г (C)}$$

Следовательно, водорода в углеводороде содержится $(4,3 - 3,6) = 0,7 \text{ г}$.

Вычисляем отношение числа атомов углерода (X) и водорода (Y) в молекуле сгоревшего вещества:

$$X:Y = 3,6 : 0,7 = 0,3:0,7 = 3:7 \Rightarrow \text{простейшая формула } \text{C}_3\text{H}_7.$$

Этой формуле отвечает молекулярная масса равная 43 г/моль.

По условию задачи плотность пара (D) углеводорода по водороду равна 43. Определяем молярную массу M_1 углеводорода по формуле $M_1 = D \cdot M_2$, где M_2 – молярная масса водорода

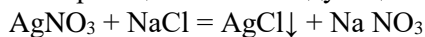
$$M_1 = 43 \cdot 2 = 86 \text{ г/моль}$$

Следовательно, истинная формула C_6H_{14} .

Ответ: молекулярная формула C_6H_{14}

Пример 3. Раствор, содержащий 34,0 г $AgNO_3$ смешивают с раствором, содержащим такую же массу $NaCl$. Определить, весь ли нитрат серебра вступит в реакцию? Сколько граммов $AgCl$ получилось в результате реакции?

Решение: Уравнение реакции имеет следующий вид:



Из уравнения видно, что 1 моль $AgNO_3$ взаимодействует с 1 моль $NaCl$. Рассчитаем, сколько моль содержится в 34 г $AgNO_3$ и 34 г

$NaCl$ по формуле: $n = \frac{m}{M}$

$$M_r(AgNO_3) = Ar(Ag) + Ar(N) + 3Ar(O) = 108 + 14 + 48 = 170 \text{ г/моль}$$

$$M_r(NaCl) = Ar(Na) + Ar(Cl) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$n(AgNO_3) = \frac{34}{170} = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(NaCl) = \frac{34}{58,5} = 0,58 \text{ моль}$$

Можно сделать вывод, что 0,2 моль $AgNO_3$ прореагирует полностью и в ходе реакции образуется также 0,2 моль $AgCl$.

$$M_r(AgCl) = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ г/моль}$$

Находим массу 0,2 моль $AgCl$ по формуле: $m = n \cdot M$

$$m(AgCl) = 0,2 \cdot 143,5 = 28,7 \text{ г}$$

Ответ: в реакцию вступит весь нитрат серебра. В результате реакции получилось 28,7 г $AgCl$.

Пример 4. При сжигании 3,00 г антрацита получилось 5,30 л CO_2 , измеренного при нормальных условиях. Рассчитать, сколько процентов углерода (по массе) содержит антрацит?

Решение: 1 моль газообразного вещества занимает при н.у. объём 22,4 л. Рассчитаем число моль газа по формуле: $n = V/V_M$

$$n(\text{CO}_2) = 5,3/22,4 = 0,237 \text{ моль} \approx 0,24 \text{ моль}$$

Найдем массу углерода в 0,24 моль CO_2 по формуле: $m = n \cdot M$
 $m(\text{C}) = 0,24 \cdot 12 = 2,84 \text{ г}$

Определяем процентное содержание углерода в антраците:

3,00 г антрацита составляет 100 %

2,84 г углерода в антраците составляет x %

$$x = \frac{2,84 \cdot 100}{3,00} = 94,6 \% (\text{C})$$

Ответ: антрацит содержит 94,6 % углерода.

3.1 Какому количеству вещества соответствует порция газа X, состоящая из N молекул данного газа? Какой объём будет занимать этот газ при нормальных условиях? Какова его масса?

№	Газ X	Число молекул N(X)
1	Оксид серы(IV)	$1,2 \cdot 10^{24}$
2	Бутан (C_4H_{10})	$9,03 \cdot 10^{23}$
3	Оксид азота(II)	$5,4 \cdot 10^{24}$
4	Сероводород	$3,6 \cdot 10^{24}$
5	Этан (C_2H_6)	$1,2 \cdot 10^{23}$
6	Оксид углерода(II)	$1,8 \cdot 10^{24}$
7	Аммиак	$6,02 \cdot 10^{22}$
8	Оксид углерода(IV)	$42 \cdot 10^{24}$
9	Пропан	$1,8 \cdot 10^{23}$
10	Неон	$6,02 \cdot 10^{25}$
11	Озон	$1,5 \cdot 10^{25}$
12	Метан	$2,4 \cdot 10^{24}$
13	Оксид азота(IV)	$3,01 \cdot 10^{22}$
14	Азот	$6,02 \cdot 10^{24}$

15	Ацетилен	$4,8 \cdot 10^{24}$
----	----------	---------------------

УРАВНЕНИЕ МЕНДЕЛЕЕВА-КЛАПЕЙРОНА

3.2 Какова масса газа X, находящегося в баллоне вместимостью V дм³ при температуре t °С и давлении P кПа? Сколько молекул газа содержится в этом баллоне?

№	Газ X	Объем V(X), дм ³	Температура t, °С	Давление P, кПа
1	Аммиак	20	27	303,9
2	Кислород	13	17	150,6
3	Водород	100	18	202,6
4	Хлор	15	20	253,6
5	Азот	60	25	405,2
6	Метан	50	19	145,6
7	Ацетилен	25	30	506,5
8	Этилен	30	26	202,6
9	Этан	70	16	456,3
10	Сероводород	20	21	303,4
11	Гелий	50	23	354,5
12	Оксид углерода(IV)	100	19	182,3
13	Оксид серы(IV)	10	17	253,5
14	Оксид азота(II)	40	27	303,9
15	Хлороводород	35	25	258,8

3.3 Какое давление надо приложить для того, чтобы газ X массой m грамм занимал объем равный V при температуре t °С?

№	Газ X	Масса газа m (X), г	Объем газа V(X), л	Температура t, °C
1	Ацетилен	520	5	17
2	Хлор	315	2	20
3	Водород	100	3	16
4	Кислород	960	10	18
5	Метан	54	2	19
6	Этан	420	5	17
7	Аммиак	1700	10	21
8	Этан	45	2	22
9	Оксид углерода(IV)	1100	50	15
10	Азот	294	10	17
11	Гелий	420	50	19
12	Пропан	880	15	20
13	Хлороводород	730	5	23
14	Оксид азота(II)	660	3	16
15	Бутан	290	10	22

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗОВ

3.4 При нормальных условиях газ X занимает объем, равный V, и имеет массу m грамм. Какова молярная масса газа X и плотность этого газа по газу Y? Какой газ может соответствовать газу X?

№	Объем газа X V(X)	Масса газа X m(X), г	Газ Y
1	1л	1,25	Водород
2	200 мл	0,23	Азот
3	600 мл	1,714	Воздух

4	1 л	2,1	Водород
5	500 мл	0,76	Кислород
6	1 л	2,86	Азот
7	300 мл	0,348	Водород
8	400 мл	0,652	Ацетилен
9	1 л	2,14	Воздух
10	500 мл	0,76	Кислород
11	300 мл	0,59	Метан
12	2 л	1,43	Водород
13	400 мл	0,57	Азот
14	1,5 л	2,01	Ацетилен
15	600 мл	2,17	Метан
16	700 мл	1,44	Воздух

3.5 Определите относительную плотность газовой смеси, состоящей из газа X объемом, равным V_1 , и газа Y объемом, равным V_2 :

а) по водороду; б) по воздуху.

Объемы газов приведены к нормальным условиям.

№	Газ X	Объем $V_1(X)$, л	Газ Y	Объем $V_2(Y)$, л
1	Аргон	56	Азот	28
2	Водород	20	Оксид углерода(IV)	46
3	Азот	62	Водород	24
4	Оксид углерода(II)	48	Оксид углерода(IV)	36
5	Азот	15	Оксид углерода(II)	64
6	Метан	36	Водород	44
7	Гелий	16	Азот	68
8	Неон	76	Оксид углерода(IV)	20
9	Азот	38	Кислород	26

10	Водород	26	Этан	43
11	Оксид углерода(IV)	44	Водород	30
12	Гелий	52	Аргон	44
13	Метан	18	Оксид углерода(II)	62
14	Оксид азота(IV)	24	Азот	58
15	Азот	42	Кислород	46

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

3.6 При окислении металла массой m_1 грамм образовался оксид металла массой, равной m_2 грамм. Валентность металла в оксиде равна n . Чему равна эквивалентная масса металла и его оксида? Какой это металл?

№	Масса металла m_1, г	Масса оксида m_2, г	Валентность ме- талла (n)
1	2,25	6,25	2
2	4,30	8,12	3
3	1,96	2,74	2
4	4,45	9,54	1
5	5,48	6,82	2
6	4,46	6,52	3
7	5,51	7,88	3
8	6,75	8,45	2
9	3,82	7,22	3
10	2,46	3,44	2
11	3,48	9,67	2
12	6,75	9,64	3
13	2,93	3,67	2
14	4,68	7,76	2

15	4,25	6,21	3
----	------	------	---

3.7 Массовая доля металла X в его хлориде равна $\omega(X)$. Определите эквивалентную массу металла. Какой это металл, если его валентность равна n? Запишите реакцию образования этого хлорида.

№	Массовая доля (ω), %	Валентность металла X n	№	Массовая доля $\omega(X)$, %	Валентность металла X n
1	44,1	2	9	25,5	2
2	36,1	2	10	48,0	2
3	64,9	3	11	61,3	2
4	20,2	3	12	66,2	3
5	25,3	2	13	75,26	1
6	39,3	1	14	25,3	4
7	32,8	3	15	73,9	2
8	11,27	2	16	45,28	2

ТЕКСТОВЫЕ ЗАДАЧИ НА «ИЗБЫТОК-НЕДОСТАТОК»

3.8 Какую массу кислоты X, необходимо взять для нейтрализации гидроксида Y массой m грамм?

№	Кислота X	Гидроксид Y	Масса гидроксида Y m(Y), г
1	H ₂ SO ₄	Al(OH) ₃	56
2	H ₂ SeO ₄	Fe(OH) ₃	82
3	H ₂ PO ₄	Ca(OH) ₂	111
4	HCl	Mg(OH) ₂	87
5	HI	Ni(OH) ₂	138
6	HNO ₃	Mg(OH) ₂	174
7	H ₂ SO ₄	Zn(OH) ₂	297

8	CH ₃ COOH	Pb(OH) ₂	121
9	HBr	Cd(OH) ₂	48
10	H ₂ SO ₄	Sr(OH) ₂	96
11	H ₃ PO ₄	KOH	112
12	HNO ₃	Co(OH) ₂	36
13	H ₂ SO ₄	Be(OH) ₂	86
14	HClO ₄	Ca(OH) ₂	185
15	H ₃ PO ₄	Ba(OH) ₂	342

3.9 Определите массовую долю примесей в техническом сульфиде железа(II), если при взаимодействии *m* грамм сульфида с разбавленной серной кислотой выделилось *V* литров сероводорода при *t*°C и давлении *P* кПа?

№	Масса (FeS + примесь) <i>m</i> , г	Объем H ₂ S V(H ₂ S), л	Температура <i>t</i> , °C	Давление <i>P</i> , кПа
1	10	1,6	27	168,6
2	12	1,85	21	125,5
3	8,4	1,3	17	143,7
4	15	2,5	23	104,8
5	7,6	0,85	20	107,5
6	20	3,4	18	102,8
7	16	2,8	25	143,6
8	25	4,2	22	108,7
9	5,6	0,95	27	176,3
10	14	2,2	19	156,2
11	6,5	1,1	20	145,9
12	16	2,4	30	186,5
13	22	3,2	26	123,4

14	10	1,9	16	101,7
15	7,5	1,2	18	124,6

4. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Раствор. Растворитель. Растворенное вещество. Типы растворов. Способы выражения концентрации растворов и их взаимные пересчеты. Приготовление растворов с заданной концентрацией.

Пример 1. Какой объем 95%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) надо взять для приготовления 400 г 10%-ного раствора кислоты?

Приготовление раствора означает, что концентрированный раствор разбавляют водой. При этом остается неизменной масса растворенного вещества.

Кратко запишем условия задачи, обозначив параметры исходного раствора с индексом 1, приготовляемого раствора с индексом 2.

Дано:

$$C_{\%1} = 95 \%$$

$$\rho_1 = 1,84 \text{ г/мл}$$

$$m_{2\text{ р-ра}} = 400 \text{ г}$$

$$\omega_2 = 10\%$$

Найти: $V_1 = ?$

Решение: Из выражения для процентной концентрации приготовляемого раствора выразим необходимую массу растворенного вещества (серной кислоты):

$$m_{2\text{ в-ва}} = \frac{\omega_2 \cdot m_{2\text{ р-ра}}}{100 \%}$$

Определяем массу серной кислоты ($m_{1\text{ в-ва}}$) в исходном растворе:

$$\omega_1 = \frac{m_{1\text{ в-ва}}}{m_{1\text{ р-ра}}} \cdot 100 \%, \quad \text{т. к.} \quad m_{1\text{ р-ра}} = V_1 \cdot \rho_1, \quad \text{то}$$

$$\omega_1 = \frac{m_{1\text{ в-ва}}}{\rho_{1\text{ р-ра}} \cdot V_{1\text{ р-ра}}} \cdot 100 \% \Rightarrow m_{1\text{ в-ва}} = \frac{\omega \cdot \rho_{1\text{ р-ра}} \cdot V_{1\text{ р-ра}}}{100 \%}$$

Поскольку $m_{1\text{ в-ва}} = m_{2\text{ в-ва}}$, получаем:

$$\frac{\omega_2 \cdot m_{2p-pa}}{100\%} = \frac{\omega_1 \cdot \rho_{1p-pa} \cdot V_{1p-pa}}{100\%};$$

$$V_{1p-pa} = \frac{\omega_2 \cdot m_{2p-pa}}{\omega_1 \cdot \rho_{1p-pa}} = \frac{10\% \cdot 400 \text{ г}}{95\% \cdot 1,84 \text{ г/мл}} = 22,9 \text{ мл}$$

Ответ: объем 95%-ного раствора серной кислоты равен 22,9 мл.

Пример 2. Какая масса 25%-ного раствора гидроксида калия израсходуется на нейтрализацию 75 г 15%-ного раствора уксусной кислоты?

Обозначим параметры, относящиеся к уксусной кислоте, индексом 1, гидроксиду калия – индексом 2.

Дано:

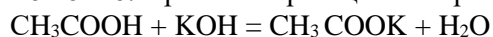
$$\omega_1 = 15\%$$

$$m_{1p-pa} = 75 \text{ г}$$

$$\omega_2 = 25\%$$

Найти: $m_{2p-pa} = ?$

Решение: Уравнение реакции нейтрализации:



Рассчитаем массу растворенного вещества, содержащегося в растворе уксусной кислоты:

$$\omega_1 = \frac{m_{1в-ва}}{m_{1p-pa}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{1в-ва} = \frac{\omega_1 \cdot m_{1p-pa}}{100\%}$$

Определим количество вещества (уксусной кислоты), содержащееся в растворе:

$$n_1 = \frac{m_{1в-ва}}{M_{1в-ва}} = \frac{\omega_1 \cdot m_{1p-pa}}{100\% \cdot M_{1в-ва}} = \frac{15\% \cdot 75 \text{ г}}{100\% \cdot 50 \text{ г/моль}} = 0,188 \text{ моль}$$

По уравнению реакции $n_1 = n_2 = 0,188$ моль.

Найдем массу растворенного вещества, содержащегося в растворе гидроксида калия:

$$M_{2в-ва} = M_2 \cdot n_2 = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,188 \text{ моль} = 10,5 \text{ г}$$

Определяем массу раствора гидроксида калия, содержащего данное количество растворенного вещества – гидроксида калия:

$$m_{2\text{p-ра}} = \frac{m_{2\text{с-ва}} \cdot 100\%}{\omega_{2\text{p-ра}}} = \frac{10,5\text{ г} \cdot 100\%}{25\%} = 42\text{ г}$$

Ответ: 42 г – масса раствора гидроксида калия, которая расходуется на реакцию с уксусной кислотой.

Пример 3. В 450 г воды растворили 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислить процентное содержание кристаллогидрата ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и безводной соли (CuSO_4) в растворе.

Обозначим параметры раствора кристаллогидрата с индексом 1, раствора безводной соли с индексом 2.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 450\text{ г}$$

$$m_{1\text{в-ва}} = 50\text{ г}$$

Найти: $\omega_1, \omega_2 = ?$

Решение: Найдем общую массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{1\text{р-ра}} = m_{2\text{р-ра}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{1\text{в-ва}} = 450\text{ г} + 50\text{ г} = 500\text{ г}.$$

Рассчитаем процентное содержание кристаллогидрата в растворе:

$$\omega_1 = \frac{m_{1\text{с-ва}}}{m_{1\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{50\text{ г} \cdot 100\%}{500\text{ г}} = 10\%$$

Определим массу безводной соли в растворе:

$$n_1 = n_2 \Rightarrow \frac{m_{1\text{с-ва}}}{M_{1\text{с-ва}}} = \frac{m_{2\text{с-ва}}}{M_{2\text{с-ва}}} \Rightarrow m_{2\text{с-ва}} = \frac{m_{1\text{с-ва}} \cdot M_{2\text{с-ва}}}{M_{1\text{с-ва}}}$$

$$m_{2\text{с-ва}} = \frac{50\text{ г} \cdot 159,5\text{ г} / \text{моль}}{249,5\text{ г} / \text{моль}} = 31,96\text{ г}$$

Процентное содержание безводной соли в растворе:

$$\omega_2 = \frac{m_{2\text{с-ва}}}{m_{2\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{31,96 \cdot 100\%}{500\text{ г}} = 6,39\%$$

Ответ: 10% – содержание кристаллогидрата в растворе, 6,39% – содержание безводной соли в растворе.

Пример 4. Определить молярную концентрацию 36,2 % - го (по массе) раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,18 г/мл.

Дано:

$$\omega = 36,2 \%$$

$$\rho = 1,18 \text{ г/мл}$$

Найти: $C_M = ?$

Решение: Из выражения для процентной концентрации данного раствора выразим необходимую массу растворенного вещества (соляной кислоты):

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%}$$

Подставляем массу соляной кислоты ($m_{\text{в-ва}}$) в формулу, выражающую молярную концентрацию раствора и, учитывая, что $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho$, записываем формулу перехода от процентной концентрации к молярной:

$$C_M = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{M \cdot V \cdot 100\%} = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{M \cdot V \cdot 100\%}$$

Для приведения размерности применяемых величин в соответствие выразим плотность раствора в г/л $\rho = 1,18 \cdot 10^3$ г/л, тогда объем раствора получится в литрах и сокращается, формула приобретает следующий вид:

$$C_M = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{M \cdot V \cdot 100\%} = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho \cdot 10^3}{M \cdot V \cdot 100\%} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M \cdot 1\%}$$

Производим расчет:

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M \cdot 1\%} = \frac{36,2\% \cdot 1,18 \text{ г/л} \cdot 10}{36,5 \text{ г} \cdot 1\%} = 11,7 \text{ М}$$

Ответ: 11,7 М

4.1 Какую массу раствора сульфата металла X с массовой долей сульфата, равной ω [$\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y$], можно приготовить из m грамм кристаллогидрата данного металла $\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y \cdot n\text{H}_2\text{O}$?

№	Массовая доля ω [$\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y$], %	Масса ω [$\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y n \text{H}_2\text{O}$], г	Вещество $\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y n \text{H}_2\text{O}$
1	15	300	$\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
2	3	500	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
3	10	450	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
4	20	280	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
5	7	350	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
6	25	400	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
7	8	550	$\text{CdSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
8	16	600	$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
9	12	750	$\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
10	6	800	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$
11	14	200	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
12	10	650	$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
13	22	700	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
14	18	480	$\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
15	20	900	$\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

4.2 Имеется раствор вещества X с массовой долей, равной $\omega(X)$, и плотностью ρ . Определите какова молярная концентрация, нормальная концентрация и моляльность данного раствора?

№	Вещество X	Массовая доля (ω), %	Плотность раствора ρ , г/см ³
1	Уксусная кислота	18	1,024
2	Фосфорная кислота	60	1,426
3	Гидроксид калия	22	1,206
4	Серная кислота	35	1,260
5	Нитрат натрия	45	1,368

6	Карбонат натрия	12	1,120
7	Хлорид кальция	14	1,120
8	Иодид калия	50	1,220
9	Хлорид железа(III)	48	1,549
10	Хлорид бария	20	1,203
11	Фосфорная кислота	26	1,153
12	Азотная кислота	40	1,246
13	Карбонат калия	40	1,414
14	Сульфат аммония	50	1,282
15	Хлорная кислота	20	1,130

4.3 В лаборатории находится раствор вещества X с молярной концентрацией, равной $C_M(X)$ моль/л, и плотностью раствора, равной ρ . Вычислите нормальную концентрацию, моляльность и массовую долю вещества данного раствора.

№	Вещество X	Молярная концентрация $C_M(X)$, моль/л	Плотность раствора ρ , г/см ³
1	Карбонат калия	2,58	1,276
2	Нитрат аммония	2,70	1,083
3	Фосфорная кислота	1,41	1,070
4	Гидроксид калия	5,60	1,240
5	Сульфат аммония	4,85	1,282
6	Нитрат натрия	6,20	1,317
7	Хлорид натрия	3,05	1,116
8	Азотная кислота	4,0	1,130
9	Карбонат натрия	1,45	1,140
10	Серная кислота	2,86	1,202
11	Гидроксид натрия	8,75	1,380

12	Уксусная кислота	6,67	1,049
13	Хлорная кислота	4,0	1,230
14	Нитрат калия	2,0	1,118
15	Хлорид калия	2,7	1,118

4.4 Сколько грамм раствора вещества X с массовой долей $\omega_1(X)$ следует добавить к раствору этого же вещества массой m_2 грамм с массовой долей $\omega_2(X)$ для того, чтобы получить раствор с массовой долей равной $\omega_3(X)$?

№	Вещество X	Масса раствора m_2 , г	Массовая доля вещества X		
			$\omega_1(X)$, %	$\omega_2(X)$, %	$\omega_3(X)$, %
1	HNO ₃	600	32	80	64
2	H ₂ SO ₄	700	40	10	19
3	H ₃ PO ₄	250	50	15	30
4	NaCl	400	16	40	25
5	HCl	150	36	5	10
6	KOH	300	15	38	25
7	H ₂ SO ₄	500	84	18	40
8	K ₂ SO ₄	350	22	42	30
9	NaNO ₃	450	5	36	15
10	H ₃ PO ₄	200	10	45	20
11	HCl	800	32	10	18
12	NaOH	1000	12	30	20
13	CuSO ₄	750	45	8	15
14	Na ₂ CO ₃	250	6	40	20
15	H ₂ SO ₄	500	94	10	50

4.5 К раствору вещества X объемом V_1 с молярной концентрацией $C_{M1}(X)$ или с нормальной концентрацией C_{N1}

прибавили раствор этого же вещества X объемом V_2 с массовой долей $\omega_2(X)$ и плотностью ρ_2 . Определите молярную концентрацию и нормальную концентрацию полученного раствора.

№	Вещество X	Объем V_1	Концентрация		Объем V_2	$\omega_2(X)$, %	ρ_2 , г/см ³
			$C_{M1}(X)$ моль/л	$C_{N1}(X)$ экв/л			
1	H ₃ PO ₄	2 л		0,5	0,5 л	9	1,05
2	KOH	600 мл	2,2		1,4 л	12	1,10
3	(NH ₄) ₂ SO ₄	800 мл		2,0	1,2 л	43	1,25
4	HCl	1,4 л	0,6		500 мл	20	1,10
5	Na ₂ CO ₃	1,5 л		0,5	1,0 л	18	1,19
6	H ₂ SO ₄	500 мл	2,5		500 мл	6	1,04
7	CH ₃ COOH	200 мл		1,0	300 мл	60	1,07
8	HNO ₃	2,5 л	3,0		1,5 л	36	1,33
9	NH ₄ Cl	800 мл		0,5	700 мл	27	1,075
10	AgNO ₃	300 мл	0,25		200 мл	68	1,56
11	NaOH	1,2 л		2,0	300 мл	40	1,43
12	Ba(OH) ₂	600 мл	0,5		1,4 л	7	1,04
13	Na ₂ B ₄ O ₇	400 мл		1,5	400 мл	3	1,02
14	HBr	1,5 л	3,5		1,0 л	10	1,073
15	BaCl ₂	200 мл		1,0	200 мл	8	1,061

4.6 Какой объем кислоты (серной или фосфорной) с нормальной концентрацией, равной C_{N1} (кислоты), необходим для нейтрализации раствора гидроксида Me(OH)_x объемом V_2 и молярной концентрацией, равной C_2 [Me(OH)_x]?

№	Нормальная концентрация кислоты		Гидроксид $Me(OH)_x$	Объем раствора гидроксида V_2 , л	Молярная концентрация гидроксида $C_{M2}[Me(OH)_x]$, моль/л
	H_2SO_4	H_3PO_4			
	экв/л				
1	2,0		Гидроксид бария	0,4	1,5
2		2,0	Гидроксид калия	1,5	0,4
3	1,5		Гидроксид кальция	2,5	0,6
4		2,5	Гидроксид натрия	0,6	2,0
5	3,6		Гидроксид стронция	4,5	2,5
6		4,5	Гидроксид натрия	1,8	3,8
7	2,8		Гидроксид кальция	0,8	1,3
8		3,4	Гидроксид бария	1,4	2,0
9	4,3		Гидроксид стронция	3,5	2,4
10		1,6	Гидроксид калия	4,2	0,8
11	1,8		Гидроксид натрия	2,8	1,6
12		9,0	Гидроксид бария	2,5	2,0
13	5,6		Гидроксид калия	1,4	0,5
14		6,3	Гидроксид стронция	0,3	1,5
15	4,8		Гидроксид натрия	0,2	2,5

4.7 Выразить в граммах на 100 г воды концентрацию 26,5%-ного раствора хлористого натрия.

Ответ: 36,05 г.

4.8 Смешали 800 кг 30%-ного раствора H_2SO_4 с 200 кг 20% ного раствора HNO_3 . Вычислите процентную концентрацию серной и азотной кислот в смеси.

Ответ: 4 % HNO_3 ; 24 % H_2SO_4 .

4.9 Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 100 мл 60%-ного раствора H_3PO_4 (плотность 1,43 г/мл), чтобы получить 40%-ный раствор?

Ответ: 75,1 г.

4.10 Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 10%-ного раствора NaOH (плотность 1,1 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?

Ответ: 220 г.

4.11 Сколько литров HF (при н.у.) нужно растворить в 1 л воды для получения 2,44%-ного раствора фтористоводородной кислоты?

Ответ: 28 л.

4.12 Имеется 80%-ный раствор серной кислоты. Как из этого раствора приготовить 2 л 6 М раствора H_2SO_4 ?

Ответ: 850 мл H_2SO_4 и 1150 мл H_2O .

4.13 Чему равна молярность концентрированной соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл), содержащей 35 % по массе HCl ?

Ответ: 12,4 М.

4.14 3,5 г технического гидроксида калия растворили в воде и получили 500 мл 0,1 М раствора KOH . Каково процентное содержание KOH в образце?

Ответ: 80 %.

4.15 Вычислите молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 0,02 л которого содержится 2,74 г растворенного вещества.

Ответ: 0,73 М.

4.16 Смешали 2 л 0,6 М раствора вещества А с 3 л 1,0 М раствора В. Определите концентрацию каждого из этих веществ в полученном растворе.

Ответ: $C_A = 0,24$ и $C_B = 0,60$ моль/л.

4.17 Рассчитайте объем SO_2 (приведенный к н.у.), который можно получить при действии на раствор K_2SO_3 0,05 л 0,85 н. H_2SO_4 .

Ответ: 0,475 л.

4.18 Сколько миллилитров 20%-ного раствора HCl (плотность 1,1 г/мл) следует добавить к 4 л 0,6 н. HCl для получения 1 н раствора?

Ответ: 318 мл.

4.19 Плотность 15%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 равна 1,105 г/мл. Вычислить: нормальность, молярность, моляльность раствора.

Ответ: 3,38 н.; 1,69 моль/л; 1,80 моль/кг.

4.20 Найти массу воды, необходимую для приготовления 1,5 моляльного раствора хлорида натрия, если имеется 10 г NaCl .

Ответ: 144 г.

2.15. Вычислите моляльность и массовую долю раствора (плотность 1,107 г/мл), содержащего 50 г CuSO_4 в 450 мл воды.

Ответ: 0,694 моль/кг; 10 %.

5. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролит. Виды электролитов. Водородный показатель. Константа диссоциации. Степень диссоциации.

Пример 1. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты HClO ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$).

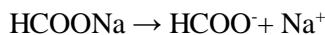
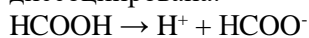
Решение: Найдем степень диссоциации HClO :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}. \text{ Отсюда } [\text{H}^+] = \alpha \cdot C_M = 7 \cdot 10^{-5}$$

моль/л

Задачу можно решить и другим способом, используя соотношение: $[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7 \cdot 10^{-5}$ моль / л

Пример 2. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода в 0,2 М растворе HCOOH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$), если к 1 л этого раствора добавить 0,1 моль HCOONa . Считать, что соль полностью диссоциирована.



Решение: Исходная концентрация ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,2} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

Концентрацию ионов водорода в растворе после добавления соли обозначим x . Тогда концентрация недиссоциированных молекул кислоты равна $(0,2-x)$. Концентрация же ионов HCOO^- складывается из двух величин: из концентрации, создаваемой диссоциа-

цией молекул кислоты, и концентрации, обусловленной присутствием в растворе соли. Общая концентрация ионов HCOO^- равна, следовательно, $(0,1+x)$. Подставляем в формулу константы равновесия:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \frac{x(0,1+x)}{(0,2-x)} = 1,8 \cdot 10^{-4},$$

откуда $x = 3,6 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Сравнивая исходную концентрацию ионов водорода с найденной, находим, что прибавление соли HCOONa вызвало уменьшение

концентрации ионов $[\text{H}^+]$ в $\frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}}{3,6 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}} = 16,67$ раз

Пример 3. Чему равна концентрация $[\text{OH}^-]$ в растворе, рН которого равен 10,8?

Решение: Из соотношения $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ имеем $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 3,20$. Отсюда $-\lg[\text{OH}^-] = 3,2$. Этому значению логарифма соответствует значение $[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/л

5.1 Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислить степень её диссоциации в 0,005 М растворе.

5.2 Найти степени диссоциации в 0,2 н. растворах: а) HClO ; б) HF ; в) HCN ; г) CH_3COOH .

5.3 При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0,2?

5.4 В 0,1 н. растворе степень диссоциации уксусной кислоты равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же?

5.5 Найти молярную концентрацию ионов H^+ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$.

5.6 Найти молярную концентрацию ионов OH^- в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна: а) 10^{-3} ; б) $6,5 \cdot 10^{-8}$; в) $1,4 \cdot 10^{-12}$.

5.7 Вычислить рН 0,01 н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

5.8 Вычислить рН следующих растворов слабых электролитов: а)

0,02 М NH_4OH ; б) 0,1 М HCN ; в) 0,05 н. HCOOH ; г) 0,01 М CH_3COOH .

5.9 Рассчитать рН раствора, полученного смешением 25 мл 0,5 М раствора HCl , 10 мл 0,5 М раствора NaOH и 15 мл воды. Коэффициенты активности ионов принять равными единице.

5.10 Как изменится рН, если вдвое разбавить водой: а) 0,2 М раствор HCl ; б) 0,2 М раствор CH_3COOH ; в) раствор, содержащий 0,1 моль/л CH_3COOH и 0,1 моль/л CH_3COONa ?

5.11 Указать, какие из рядов перечисленных ниже кислот соответствуют возрастанию рН в растворах одинаковой молярной концентрации: а) HCN , HF , HOCl , HCOOH , CH_2ClCOOH ; б) HNO_3 , HNO_2 , CH_3COOH , HCN ; в) HCl , CH_2ClCOOH , HF , H_3BO_3 .

5.12 Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:

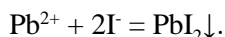
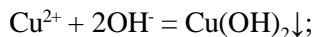
а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$; б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$; г) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$; д) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$; е) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$; ж) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3$.

5.13 Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малодиссоциированных соединений: а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{FeS} + \text{HCl}$; в) $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3$; г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$; д) $\text{NaOCl} + \text{HNO}_3$.

5.14 Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций нейтрализации: а) $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{HF} + \text{KOH}$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$; г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$; д) $\text{HNO}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$; е) $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{OH}$.

Указать, какие из этих реакций протекают обратимо, а какие – необратимо.

5.15 Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

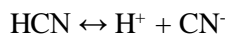


6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз. Катионный механизм гидролиза. Анионный механизм гидролиза. Константа гидролиза. Степень гидролиза.

Пример 1. Вычислить степень гидролиза цианида калия при концентрации 0,1 и 0,001 г-экв/л, если константа диссоциации HCN = $7,2 \cdot 10^{-10}$.

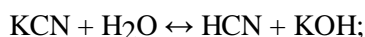
Решение: Запишем уравнение диссоциации HCN:



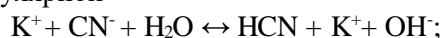
$$K_{d\text{HCN}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 7,2 \cdot 10^{-10}$$

Запишем уравнение гидролиза KCN в 3-х формах:

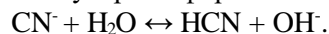
а) молекулярной



б) ионно-молекулярной



в) в краткой ионно-молекулярной форме



Подставляем данные значения в формулу определения степени гидролиза для концентрации 0,1 н.:

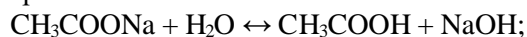
$$\beta = \sqrt{\frac{K_w}{C \cdot K_{d\text{HCN}}}} \cdot 100\% = \sqrt{\frac{10^{-14}}{0,1 \cdot 7,2 \cdot 10^{-10}}} \cdot 100\% = 1,18\%$$

Для концентрации 0,001 н. получаем:

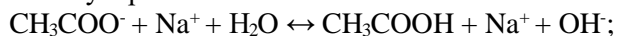
$$\beta = \sqrt{\frac{K_w}{C \cdot K_{d\text{HCN}}}} \cdot 100\% = \sqrt{\frac{10^{-14}}{0,001 \cdot 7,2 \cdot 10^{-10}}} \cdot 100\% = 1,18\%$$

Пример 2. Вычислить константу гидролиза K_h , степень гидролиза β и pH 0,1 моль/л раствора CH_3COONa .

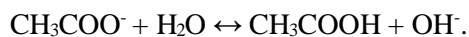
Решение: Запишем уравнение гидролиза CH_3COONa в 3-х формах: а) молекулярной



б) ионно-молекулярной



в) краткой ионно-молекулярной



$$K_{d\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5}, K_{d\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_d} = \frac{10^{-14}}{1,74 \cdot 10^{-5}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

Степень гидролиза определяем по формуле:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_w}{C \cdot K_{d\text{HCN}}}} \cdot 100\% = \sqrt{\frac{10^{-14}}{0,1 \cdot 1,74 \cdot 10^{-5}}} \cdot 100\% = 0,0076\%$$

$$[\text{OH}^-] = C \cdot \beta = 0,1 \cdot 7,6 \cdot 10^{-6}$$

ионное произведение воды $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$, отсюда

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,1 \cdot 7,6 \cdot 10^{-6}}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg\left[\frac{10^{-14}}{0,1 \cdot 7,6 \cdot 10^{-6}}\right] \approx 6,88$$

6.1 Написать ионно-молекулярные уравнения реакции гидролиза с указанием pH при растворении в воде следующих солей: сульфата цинка, нитрата калия, хлорида цезия, сульфата хрома(III).

6.2 Написать в ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза следующих солей: K_2S , K_2CO_3 , Li_2S , K_3PO_4 , K_2SO_3 .

6.3 Написать в молекулярно-ионной форме уравнение гидролиза солей и указать реакцию их водных растворов: ZnCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , AlCl_3 , CrCl_3 .

6.4 Написать молекулярно-ионные формы уравнений гидролиза (отдельно для катиона и аниона) и указать реакцию водных растворов солей: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

6.5 Написать молекулярно-ионные формы уравнений гидролиза и указать реакцию водных растворов солей:

а) NH_4HS ; б) NH_4HSO_3 ; в) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

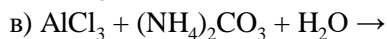
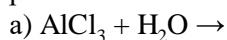
6.6 Вычислить pH 0,02 н. раствора соды Na_2CO_3 , учитывая только первую ступень гидролиза.

6.7 При 60 °C ионное произведение воды $K_w = 10^{-12}$. Считая, что константа диссоциации хлорноватистой кислоты не изменяется с

температурой, определить pH 0,001 н. раствора HClO при 25 и 60 °С.

6.8 Вычислить константу гидролиза ортофосфата калия. Каков pH в 2,4 М растворе Na₃PO₄? Определить степень гидролиза.

6.9 Составьте уравнение реакций, протекающих в водных растворах:



6.10 Вычислите pH раствора, в 5 л которого содержится 20 г NH₄Cl, если $K_{\text{д, NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

6.11 Вычислите константу диссоциации $\text{BeOH}^+ = \text{Be}^{2+} + \text{OH}^-$ исходя из того, что pH 2 · 10⁻² М раствора BeCl₂ составляет 4,2.

6.12 Вычислите pH 0,2 М раствора NaHCOO, если $K_{\text{д, HCOOH}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

6.13 Напишите сокращенное молекулярно-ионное уравнение реакций гидролиза следующих солей (если возможно): NaClO₄, NH₄ClO₄, Na₂S.

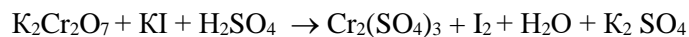
6.14 Напишите сокращенное молекулярно-ионное уравнение реакций гидролиза следующих солей: NaCH₃COO, NH₄CH₃COO, FeOH₂SO₄.

6.15 Напишите сокращенное молекулярно-ионное уравнение реакций гидролиза следующих солей: Fe(NO₃)₃, Fe(OH)₂NO₃, Cu(NO₃)₂.

7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислитель. Восстановитель. Окисление. Восстановление. Окислительно-восстановительные процессы

Пример 1. Уравнять реакцию методом ионно-электронного баланса:



Записываем исходные вещества и продукты полуреакций окисления и восстановления (сильные электролиты записывают в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, газы, осадки - в виде молекул):



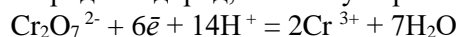
Уравниваем количество атомов элемента, изменяющего степень окисления:



По изменению степени окисления подсчитываем количество отданных или принятых электронов:

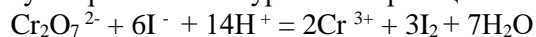


Уравниваем кислород и водород, используя правила среды:

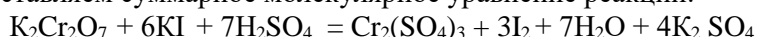


Проверяем суммарный заряд ионов и электронов левой и правой части уравнения.

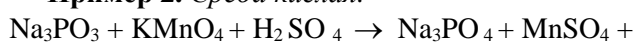
Составляем суммарное ионное уравнение реакции:



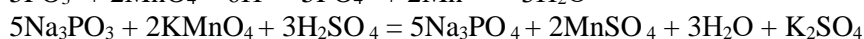
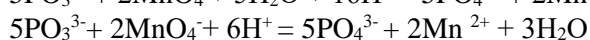
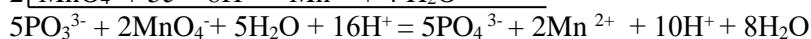
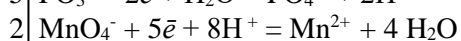
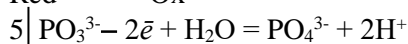
Составляем суммарное молекулярное уравнение реакции:



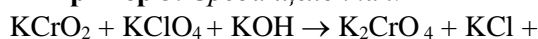
Пример 2. Среда кислая.



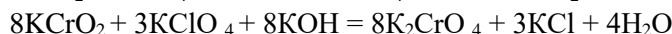
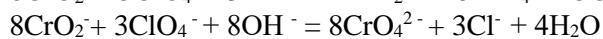
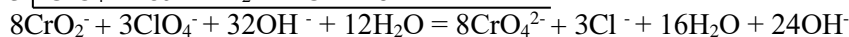
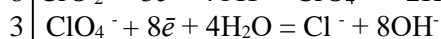
Red Ox



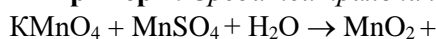
Пример 3. Среда щелочная.



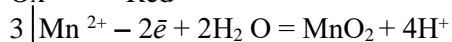
Red Ox

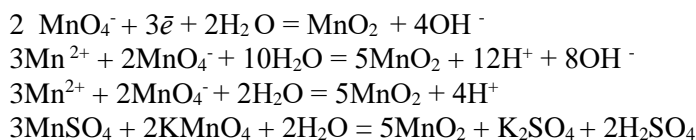


Пример 4. Среда нейтральная.

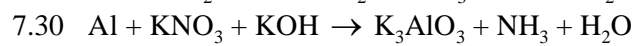
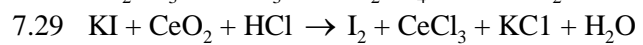
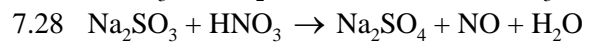


Ox Red





- 7.1 $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.2 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
- 7.3 $\text{NO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 7.4 $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 7.5 $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.6 $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.7 $\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.8 $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.9 $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.10 $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.11 $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- 7.12 $\text{ClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.13 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.14 $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.15 $\text{NiS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.16 $\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HNO}_3$
- 7.17 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.18 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.19 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- 7.20 $\text{P} + \text{KIO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.21 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{O}_2 + \text{Ag} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.22 $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3$
- 7.23 $\text{CoBr}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{KBr}$
- 7.24 $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.25 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7.26 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

- 1 Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. для вузов / Н.Л. Глинка. - Л.: Химия, 2006. - 712 с.
- 2 Карапетьянц М. Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. - М: Химия, 1993. - 592 с.
- 3 Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 1994. - 608 с.
- 4 Коровин Н.В. Общая химия: учебник для студ. Вузов, обучающихся по техн. направлениям и спец. - М.: Высшая школа, 2005. - 559 с.
- 5 Ахметов Н.С., Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 1998. - 743 с.
- 6 Павлов Н.Н. Неорганическая химия. - М: Высш. шк., 1986. - 336 с.
- 7 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. - М.: 2005. - 278 с.
- 8 Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Высшая школа, 1991. - 288 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	5
2. СТРОЕНИЕ АТОМА	8
3. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	10
УРАВНЕНИЕ МЕНДЕЛЕЕВА-КЛАПЕЙРОНА	14
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗОВ	15
ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ	17
ТЕКСТОВЫЕ ЗАДАЧИ НА «ИЗБЫТОК-НЕДОСТАТОК»	18
4. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ	20
5. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	30
6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	33
7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	35