

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ
АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧЕРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
**УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ПЕРВОГО
ПРЕЗИДЕНТА Б.Н.ЕЛЬЦИНА**
СПЕЦИАЛИЗИРОВАННЫЙ УЧЕБНО-
НАУЧНЫЙ ЦЕНТР

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Пособие для 9 класса

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Пособие для 9 класса

Екатеринбург 2018

Подготовлено на кафедре
химии и биологии СУНЦ УрФУ
Составитель: Климова Л.И.

Рецензент: Ермишина Е.Ю. , кандидат химических
наук ассистент кафедры общей химии УГМА

Общая химия. Учебное пособие для 9 класса: Екатеринбург
УрФУ, 2018 - 125с

Пособие предназначено для учащихся 9 классов, а также
будет полезно учащимся 11 классов при повторении изученного
ранее материала и подготовке к единому государственному
экзамену по химии.

Пособие направлено на формирование у школьников
систематических знаний по общей химии. Большое внимание
уделено разбору заданий ЕГЭ и решению задач.

© Л.И.Климова 2012
© СУНЦ УрФУ 2012

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемое пособие создано с учетом тех трудностей, с которыми часто сталкиваются учителя и учащиеся при изучении основ общей химии.

Сложность изучения общей химии заключается в том, что часть материала рассматривается в курсе неорганической химии 8 класса, а часть материала в курсе 9 класса.

Данное пособие предназначено для учащихся 9 классов, а также может быть использовано для самостоятельной работы учащихся 11 классов для выявления уровня подготовленности по предмету при подготовке к ЕГЭ.

Предлагаемое пособие также тесты ЕГЭ по отдельным темам, которые могут быть использованы для самостоятельной работы выпускников для выявления уровня подготовленности по предмету

Пособие состоит из следующих разделов:

- Глава 1 Основные классы неорганических соединений (определения, классификация, химические свойства и методы получения).
- Глава 2 Строение атома. Периодическая система (ПС) Д. И. Менделеева. Характеристика элемента по ПС.
- Глава 6 посвящена основам теории электролитической диссоциации, обменным реакциям и гидролизу солей.
- Глава 7 Окислительно-восстановительные реакции (использование метода электронного баланса при расстановке коэффициентов). Электролиз.

Особое внимание следует обратить на главы 3-5, в которых рассмотрены основные законы и понятия химии, приведены решения типовых и комбинированных задач.

Для каждой главы приводятся упражнения для самостоятельной работы и примеры вариантов заданий ЕГЭ по отдельным темам.

ГЛАВА 1 СВОЙСТВА ОКСИДОВ, ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ

Все вещества можно разделить на две группы: простые и сложные. К простым относят вещества, состоящие из атомов одного элемента. Например: углерод, натрий, сера. Сложное вещество образовано атомами разных элементов. Например: оксид меди, серная кислота и т.п. В свою очередь простые и сложные вещества делятся на классы:



Рассмотрим классификацию, химические свойства и методы получения сложных веществ.

1.1. ОКСИДЫ

ОКСИД – это сложное вещество, состоящее из двух элементов, один из которых кислород, находящийся в степени окисления -2.

Исключения составляют:

- 1) соединения кислорода и фтора – фториды: например, фторид кислорода OF₂ (степень окисления кислорода в этом соединении +2)
- 2) пероксиды (соединения некоторых элементов с кислородом, в которых имеется связь между атомами кислорода), например:

H-O-O-H
пероксид водорода H₂O₂

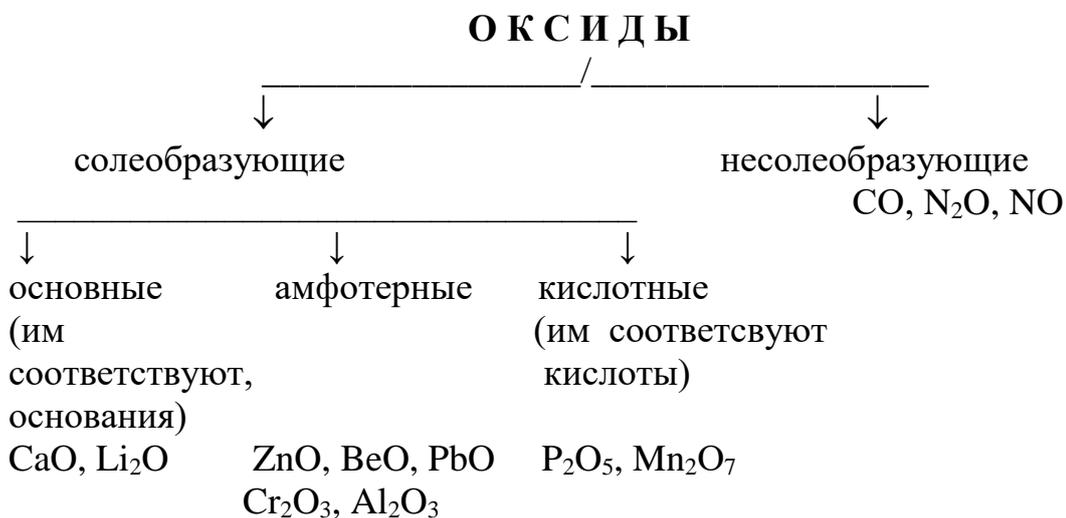
K-O-O-K
пероксид калия K₂O₂

Примеры оксидов: оксид кальция - CaO, оксид бария - BaO. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названии в скобках

указывается римской цифрой валентность элемента, например: оксид серы (IV) - SO_2 , оксид серы (VI) - SO_3 .

Все оксиды можно разделить на две большие группы: солеобразующие (образующие соли) и несолеобразующие.

Солеобразующие подразделяют на три группы: основные, амфотерные и кислотные.



Неметаллы образуют кислотные оксиды, например: оксид азота (V) – N_2O_5 , оксид углерода (IV) - CO_2 . Металлы с валентностью меньше трех, как правило, образуют основные оксиды, например: оксид натрия - Na_2O , оксид магния – MgO ; а с валентностью больше четырех – кислотные оксиды, например, оксид марганца (VII) - Mn_2O_7 , оксид вольфрама (VI) - WO_3 .

Рассмотрим химические свойства кислотных и основных оксидов.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

ОСНОВНЫХ

КИСЛОТНЫХ

1. Взаимодействие с водой

Продуктом реакции является:

основание
(если, в состав оксида
входит активный металл,
 $\text{Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ba, Ca}$)

кислота
 $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
 $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$

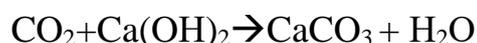
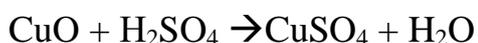
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$

2. Взаимодействие друг с другом, образуя соли



**3. Взаимодействие с гидроксидами:
с растворимыми кислотами, с растворимыми основаниями**

в результате реакции образуются соль и вода



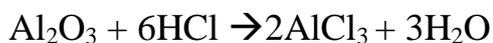
**4. Менее летучие оксиды
вытесняют более летучие
из их солей:**



К числу амфотерных оксидов относят: оксиды металлов с валентностью, равной трем, например: оксид алюминия - Al_2O_3 , оксид хрома (III) - Cr_2O_3 , оксид железа (III) - Fe_2O_3 , а также несколько исключений, в которых металл двухвалентен, например: оксид бериллия BeO , оксид цинка ZnO , оксид свинца (II) - PbO .

Амфотерные оксиды обладают двойственной природой: они одновременно способны к реакциям, в которые вступают как основные и как кислотные оксиды

Докажем амфотерный характер оксида алюминия. Приведем уравнения реакций взаимодействия с соляной кислотой и щелочью (в водном растворе и при нагревании). При взаимодействии оксида алюминия и соляной кислоты, образуется соль - хлорид алюминия. В этом случае оксид алюминия выступает в роли основного оксида.



как основной

В водном растворе происходит образование комплексной соли - тетрагидроксиалюмината натрия:



как кислотный

При сплавлении со щелочами образуется метаалюминаты.

Представим молекулу гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ в форме кислоты, т.е. на первом месте запишем все атомы водорода, на втором кислотный остаток:



H_3AlO_3 - алюминиевая кислота

Для трехвалентных металлов из формулы кислоты вычтем 1 H₂O, получив метаалюминиевую кислоту:



МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ:

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
2. Горение или обжиг сложных веществ:
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{ZnO}$
3. Разложение при нагревании нерастворимых гидроксидов:
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Разложение при нагревании средних и кислых солей:
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $2\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $4\text{AgNO}_3 \rightarrow 4\text{Ag} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

1.2. ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды подразделяют на три группы: основания, кислоты и амфотерные гидроксиды (проявляющие свойства, как оснований, так и кислот).

ОСНОВАНИЕ – это сложное вещество, состоящее из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп (– OH).

Например: гидроксид натрия - NaOH, гидроксид бария Ba(OH)₂. Количество гидроксогрупп в молекуле основания равно валентности металла.

КИСЛОТА – это сложное вещество, которое состоит из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотного остатка.

Например: серная кислота – H_2SO_4 , фосфорная кислота - H_3PO_4 . Валентность кислотного остатка определяется количеством атомов водорода. В химических соединениях сохраняется валентность кислотного остатка (см. таблицу 1).

ТАБЛИЦА 1 ФОРМУЛЫ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ И КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ

Название кислоты	Формула	Кислотный остаток	Валентность кислотного остатка	Название соли, образованной этой кислотой
Плавиковая	HF	F	I	фторид
Соляная	HCl	Cl	I	хлорид
Бромоводородная	HBr	Br	I	бромид
Йодоводородная	HI	I	I	йодид
Азотная	HNO_3	NO_3	I	нитрат
Азотистая	HNO_2	NO_2	I	нитрит
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO	I	ацетат
Серная	H_2SO_4	SO_4	II	сульфат
Сернистая	H_2SO_3	SO_3	II	сульфит
Сероводородная	H_2S	S	II	сульфид
Угльная	H_2CO_3	CO_3	II	карбонат
Кремневая	H_2SiO_3	SiO_3	II	силикат
Фосфорная	H_3PO_4	PO_4	III	фосфат

По растворимости в воде гидроксиды делятся на две группы: растворимые (например, KOH, H_2SO_4) и нерастворимые (H_2SiO_3 , $Cu(OH)_2$). Растворимые в воде основания называются **щелочами**.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРИМЫХ ГИДРОКСИДОВ

ЩЕЛОЧИ		КИСЛОТЫ
	1. Действие на индикаторы	
малиновый	<i>фенолфталеин</i>	бесцветный
синий	<i>лакмус</i>	красный
желтый	<i>метиловый оранжевый</i>	красный



6. Некоторые щелочи способны реагировать с неметаллами:

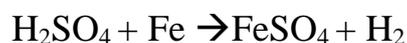


ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С СЕРНОЙ И АЗОТНОЙ КИСЛОТАМИ

Рассмотрим, как реагируют металлы с разбавленными концентрированными азотной HNO_3 и серной H_2SO_4 кислотами.

ОСОБЕННОСТИ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Разбавленная серная кислота растворяет металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжения металлов до водорода.



Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, с разбавленной серной кислотой не реагируют.

Концентрированная кислота при обычной температуре со многими металлами не реагирует. Поэтому безводную серную кислоту можно хранить в железной таре. Однако при нагревании концентрированная кислота реагирует почти со всеми металлами (кроме Pt, Au). При этом кроме соли и воды, возможно образование сероводорода, серы, или оксида серы (IV). Образование последних продуктов зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений и от концентрации кислоты.

Если металл активный (Li, K, Na, Ca, Ba, Mg), то наиболее вероятно образование сероводорода:



При взаимодействии **металла средней активности** – наиболее вероятно **образование серы**:



При взаимодействии **неактивного металла** (Cu, Hg, Ag) – **образуется оксид серы (IV)**:



ОСОБЕННОСТИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

При обычной температуре азотная концентрированная кислота не взаимодействует с алюминием, хромом и железом. Она переводит их в пассивное состояние. Азотная кислота не реагирует с платиной, таллием, золотом, вольфрамом. Платина и золото растворяются в “царской водке” – смеси 3 объемов концентрированной соляной кислоты и 1 объема концентрированной азотной кислоты:

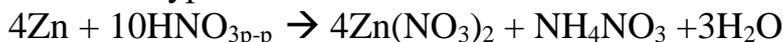


При взаимодействии азотной кислоты с металлами кроме соли и воды возможно образование различных оксидов азота N₂O, NO, NO₂, а также азота N₂ и аммиака NH₃. Образование последних, зависит от того какова концентрация кислоты, и какой металл подвергается воздействию.

При действии **разбавленной** кислоты на **активный** металл, стоящий в ряду напряжений металлов до алюминия, а также цинк и железо, первоначально образуется аммиак, который,

реагируя с азотной кислотой, образует нитрат аммония NH_4NO_3 :
 $\text{NH}_3 + \text{HNO}_{3\text{p-p}} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

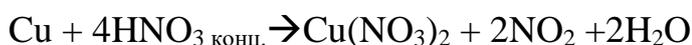
Итоговое уравнение имеет вид:



При взаимодействии **неактивного металла**, стоящего в ряду напряжений после водорода, – образуется оксид азота (II)



При действии **концентрированной кислоты на неактивные металлы**, как правило, образуется оксид азота (IV)



При действии **концентрированной кислоты на активные металлы**, как правило, образуется оксид азота (I)



НЕРАСТВОРИМЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Нерастворимые основания образованы металлами, стоящими в ряду активности, начиная с магния:

$\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$	$\text{CuOH}\downarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$	$\text{Co}(\text{OH})_2\downarrow$
осадок	осадок	осадок	осадок	осадок	осадок
белого	коричневого	синего	оранжевого	зеленого	розового
цвета	цвета	цвета	цвета	цвета	цвета

Рассмотрим химические свойства и способы получения нерастворимых гидроксидов.

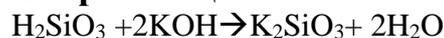
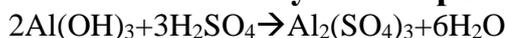
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕРАСТВОРИМЫХ ГИДРОКСИДОВ

ОСНОВАНИЙ

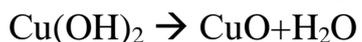
КИСЛОТ

1. Не изменяют окраски индикаторов

2. Вступают в реакции нейтрализации



3. Разлагаются при нагревании



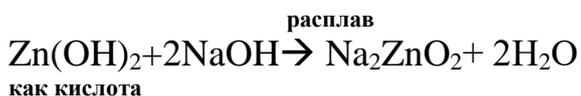
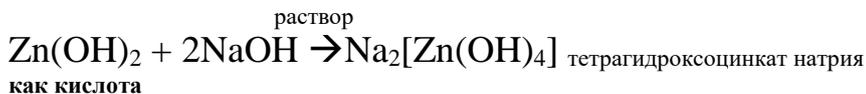
АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Амфотерный характер проявляют некоторые соединения, в которых металл имеет валентность, равную трем: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, а также в качестве исключения, гидроксиды, содержащие двухвалентные металлы: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

Амфотерность – это способность проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от условий реакции, т.е. вступать в химические реакции и с кислотами и со щелочами. Например, гидроксид цинка при взаимодействии с соляной кислотой ведет себя как основание, при взаимодействии со щелочью как кислота:



как основание



Рассмотрим, как можно получить основания, кислоты и амфотерные гидроксиды.

ОСНОВНЫЕ СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ

ОСНОВАНИЙ

КИСЛОТ

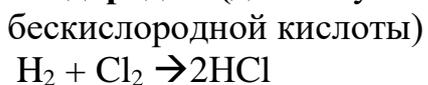
1. Взаимодействие активного металла с водой:



Малоактивные и неактивные металлы с водой не реагируют:



1. Взаимодействие неметалла с водородом (для получения бескислородной кислоты)



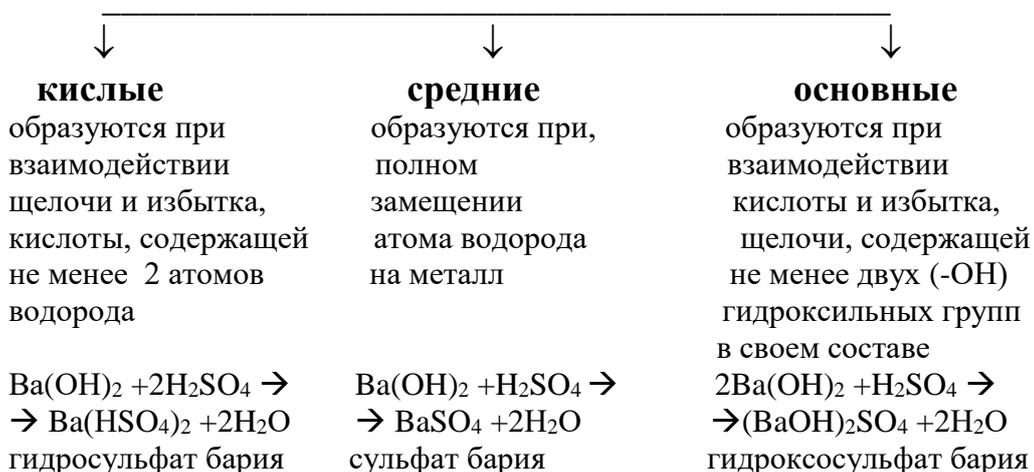
остатки различных кислот. Например: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – соль содержит металл и кислотные остатки двух кислот HCl и HClO .

СОЛИ

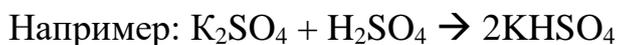


Рассмотрим подробнее свойства и получение средних, кислых и основных солей.

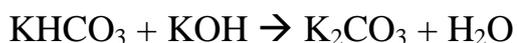
ТИПЫ СОЛЕЙ



Приведем примеры перевода **средней соли в кислую**, и наоборот. Чтобы перевести среднюю соль в кислую нужно добавить *ту кислоту, чей кислотный остаток входит в данную соль*.



Чтобы перевести **кислую соль в среднюю** нужно добавить *щелочь (образованную металлом, входящим в состав соли)*.
Например:

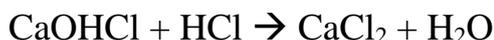


При переводе **средних солей в основные** производят противоположные действия: теперь для перевода средней соли в основную *нужно добавлять основание* (то основание, в состав которого, входит металл, входящий в данную соль).

Например:



Чтобы перевести **основную соль в среднюю** нужно *добавить кислоту* (ту, чей кислотный остаток находится в составе основной соли). Например:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СРЕДНИХ СОЛЕЙ

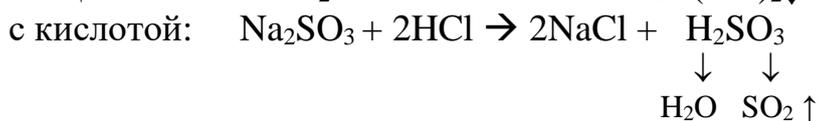
1. Взаимодействие с металлами (металл будет реагировать с солью в том случае, если он более активен, чем металл, входящий в состав соли)



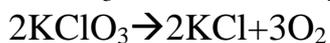
2. Взаимодействие с растворимой солью (признак реакции – образование осадка, газа или воды):



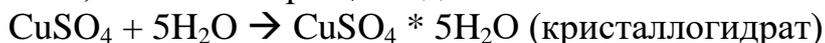
3. Взаимодействие с растворимыми гидроксидами (признак реакции - образование осадка, газа или воды):



4. Некоторые соли (карбонаты, гидрокарбонаты, нитраты, хлораты) разлагаются при нагревании:



5. При взаимодействии с водой образуют кристаллогидраты-соли, состав которых, входит химически связанная вода:



белый порошок

голубой

УПРАЖНЕНИЯ

1. Приведите формулы следующих соединений: фосфат кальция, оксид рубидия, уксусная кислота, оксид молибдена (VI), фтороводородная кислота, нитрит алюминия, сернистая кислота, гидросиликат калия, оксид меди (I), карбонат серебра, хлорид железа (II), оксид углерода (II), гидроксид цинка, нитрат хрома (II), соляная кислота, фосфорная кислота, сульфит магния, оксид селена (VI), сульфид железа (III), гидрокарбонат франция, кремневая кислота, ацетат натрия, азотистая кислота, оксид марганца (VII).

2. Приведите названия следующих соединений: Mn_2O_7 , $MgOHJ$, BaO , HNO_2 , $LiOH$, $Ba(HS)_2$, $Al(OH)_3$, N_2O_5 , NiS , $AlONSO_4$, SiO_2 , $Be(OH)_2$, $CuOH$, K_2HPO_4 , $BaCO_3$, Cl_2O_3

3. Определите класс неорганических веществ (кислотный оксид, основной оксид, амфотерный оксид, несолеобразующий оксид, кислородсодержащая кислота, бескислородная кислота, щелочь, нерастворимое основание, амфотерный гидроксид, кислая соль, основная соль, средняя соль, комплексная соль): $K_2Cr_2O_7$, H_2Se , MnO , $Be(OH)_2$, H_2CrO_4 , $(CuOH)_2SO_4$, $Fe(OH)_2$, $KMnO_4$, Al_2O_3 , NaH_2PO_4 , $KAlO_2$, $Na_2[Zn(OH)_4]$, $KHTeO_4$, $CsOH$, CO , $Ba(OH)_2$, H_2SO_3 , NO , $Zn(OH)_2$, HF , CuO , $Ca(OH)_2$, K_2S , $NaHSO_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, $BaOHBr$, Mn_2O_7 , $Ba(HS)_2$, $Cr(OH)_3$.

4. Для перечисленных ниже оксидов написать формулу соответствующего гидроксида и указать его характер: MnO , Al_2O_3 , CO_2 , ZnO , SO_3 , N_2O_5 , CaO , Fe_2O_3 .

5. Для перечисленных ниже гидроксидов написать формулу соответствующего оксида и указать характер оксида: H_2SO_3 , $Be(OH)_2$, $CsOH$, H_3PO_4 , $Fe(OH)_2$, $HClO_4$, HNO_2

6. Выбрать из предложенных веществ те, с которыми может реагировать серная кислота:
 MnO , Al_2O_3 , CO_2 , ZnO , SO_3 , N_2O_5 , CaO , Fe_2O_3 , H_2SO_3 , $Ba(OH)_2$, $CsOH$, H_3PO_4 , $Fe(OH)_2$, $HClO_4$, K_2S , Na_2SO_3 , $NaNO_3$, $BaCl_2$, Cu , Fe , $CuSO_4$. Приведите уравнения реакций.

7. Из предложенных в задании № 6 веществ выбрать те, которые взаимодействуют с гидроксидом натрия. Приведите уравнения реакций.

8. Выбрать из предложенных веществ те, с которыми может реагировать сульфат меди (II): BaCl_2 , HCl , Fe , $\text{Al}(\text{OH})_3$, N_2O_5 , K_2S , Ag , CsOH , ZnO , H_3PO_4 . Приведите уравнения реакций.

9. Из каких веществ в одну стадию можно получить

а) оксид (кроме воды):

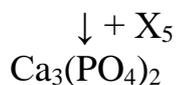
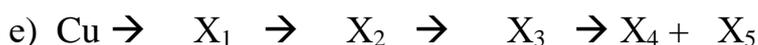
сера, хлорид натрия, карбонат кальция, серная кислота, литий, медь, гидроксид калия, сульфид цинка, кремневая кислота, серная кислота

б) гидроксид:

-медь, оксид железа (II), оксид бария, оксид азота (I), оксид кремния (IV), карбонат магния, натрий, сульфат цинка, оксид азота (V), хлорид калия.

10. Приведите 10 способов получения средних солей.

11. Осуществите превращения:



12. Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами в водном растворе, не повторяя пары веществ:

а) карбонат кальция, цинк, гидроксид калия, серная кислота.

б) раствор хлорида железа (III), оксида меди (II), гидроксида цезия, оксида фосфора (V), вода.

в) алюминий, оксид фосфора (V), гидроксид рубидия, азотная разбавленная кислота

г) карбонат калия, оксид алюминия, разбавленная серная кислота, магний

2) KHSO_4 и NaOH

4) Al(OH)_3 и HNO_3

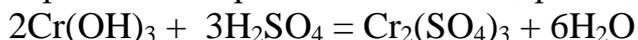
Решение. Кислоты состоят из атомов водорода и групп атомов, которые называются кислотным остатком. В данном случае это H_2SO_4 и HNO_3 . Амфотерные гидроксиды образуют некоторые металлы в степенях окисления от +2 до +4. В школьную программу входит знание следующих амфотерных гидроксидов: Zn(OH)_2 , Be(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 . Таким образом, условию задания отвечает четвертый вариант: Al(OH)_3 - амфотерный гидроксид и HNO_3 - кислота.

//Ответ: 4

4. Гидроксид хрома взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) CO_2 и HCl 2) H_2 и NaOH 3) NO и NaNO_3 4) H_2SO_4 и NaOH

Решение. Гидроксид хрома – амфотерный гидроксид. Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами и щелочами, с кислотными и основными оксидами. Поэтому нам подходит вариант 4 – серная кислота и гидроксид натрия (щелочь):



//Ответ: 4

5. Уксусная кислота **не взаимодействует** с:

1) CuO 2) Na_2SO_4 3) Cu(OH)_2 4) Na_2CO_3

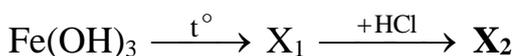
Решение. Уксусная кислота, как и все кислоты, взаимодействует с основаниями, основными оксидами, солями. Взаимодействие с солями возможно, если в результате реакции образуются осадок, газ или вода. CuO – основной оксид, Cu(OH)_2 – основание, с ними уксусная кислота взаимодействует. Ответы 1 и 3 не подходят. Вещества, формулы которых под номерами 2 и 4, - соли. С Na_2CO_3 уксусная кислота будет взаимодействовать, так как в результате реакции образуются углекислый газ и вода:



С Na_2SO_4 уксусная кислота не будет взаимодействовать, так как не выполняются условия, если в результате реакции не образуются осадок, газ или вода.

//Ответ: 2

6. В схеме превращений



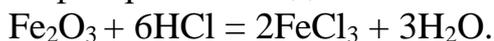
веществом «X₂» является

- 1) Fe₂O₃ 2) FeO 3) FeCl₃ 4) FeCl₂

Решение. Все гидроксиды, кроме гидроксидов щелочных металлов, разлагаются при нагревании. Гидроксид железа (III) разлагается при нагревании на оксид железа (III) и воду:



Из двух образовавшихся веществ с хлороводородом (или его водным раствором – соляной кислотой) реагирует Fe₂O₃ - амфотерный оксид:



Таким образом, вещество X₂ - FeCl₃.

//Ответ: 3

7. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать в водном растворе.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- A) Al(OH)₃
Б) CO₂
B) H₂SO₄
Г) NaOH

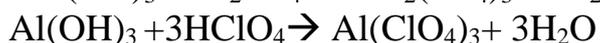
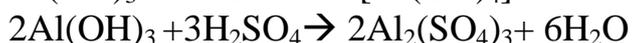
РЕАГЕНТЫ

- 1) KOH, CuO, H₂O
2) NaNO₃, Ca(OH)₂, ZnCl₂
3) Ba(OH)₂, Cu, BaCl₂
4) NaOH, H₂SO₄, HClO₄
5) LiOH, MgO, K₂CO₃
6) CO₂, HBr, FeCl₃

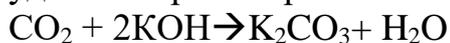
А	Б	В	Г

Решение. Гидроксид алюминия – амфотерный гидроксид. Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами и щелочами, с кислотными и основными оксидами. Поэтому нам подходит вариант 4:

раствор



Оксид углерода (IV) – кислотный оксид. Он реагирует с основными оксидами и щелочами. Кроме того, некоторые кислотные оксиды реагируют с водой. Этому условию удовлетворяет вариант 1:

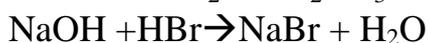


Серная кислота, как и все кислоты, взаимодействует с

основаниями, основными оксидами, солями. Взаимодействие с солями возможно, если в результате реакции образуются осадок, газ или вода. Походит вариант 5



Гидроксид натрия – щелочь, может реагировать с кислотными оксидами и кислотами. Взаимодействие с солями возможно, если в результате реакции образуются осадок, газ или вода. В 6 варианте приведен именно такой набор:



//Ответ: 4156

ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

Задания уровня А

Инструкция для учащихся: Выберите один правильный ответ, из предложенных, и обведите его номер кружком. За каждый верный ответ вы получите 1 балл.

A1. Несолеобразующим оксидом является

- 1) N_2O_5 2) N_2O 3) N_2O_3 4) NO_2

A2. Амфотерным является оксид, формула которого

- 1) Cl_2O 2) CaO 3) Al_2O_3 4) CO

A3. Только кислотные оксиды указаны в ряду

- 1) ZnO , CO_2 , NO 2) CrO_3 , N_2O_5 , SiO_2
3) CO , SiO_2 , SnO_2 4) N_2O_5 , P_2O_3 , Cs_2O

A4. Оксид хрома (III) относится к оксидам

- 1) кислотным 2) амфотерным
3) основным 4) несолеобразующим

A5. Только кислоты расположены в ряду

- 1) HNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NO_2 2) KHCO_3 , $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, ZnOHCl

3) HNO_2 , HNO_3 , CH_3COOH 4) H_2S , Na_2SO_3 , SO_2

A6. Какие из приведенных утверждений верны?

А. Основным оксидам соответствуют основания.

Б. Основные оксиды образуют только металлы.

- 1) верно только А 2) верны оба утверждения
3) верно только Б 4) оба утверждения неверны

A7. Число гидроксидов среди перечисленных веществ: H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, SO_2 , KOH , NaCl , H_3PO_4

- 1) 5 2) 4 3) 3 4) 2

A8. Оксиды марганца: А) Mn_2O_7 Б) MnO В) MnO_2 Г) MnO_3 расположены в порядке усиления кислотных свойств в ряду

- 1) АБВГ 2) БВГА 3) ВГАБ 4) АГВБ

A9. К средним солям относится каждое из двух веществ

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ 2) MgCl_2 и $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$
3) KHCO_3 и NaHSiO_3 4) K_3PO_4 и BaSiO_3

A10. Среди перечисленных веществ кислой солью является

- 1) гидрид магния 2) гидроксид кальция
3) гидрокарбонат натрия 4) гидроксокарбонат меди

A11. Формулы только основных солей указаны в ряду

- 1) KHCO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, ZnS , $(\text{FeOH})\text{Cl}$
3) CuCl_2 , NaHSO_4 , $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$ 4) $(\text{FeOH})\text{NO}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, MgOHCl

A12. Оксид углерода (IV) реагирует с каждым из веществ пары

- 1) водой и оксидом кальция
2) сульфатом калия и гидроксидом натрия
3) ортофосфорной кислотой и водородом
4) кислородом и оксидом серы (IV)

A13. Раствор гидроксида натрия взаимодействует с каждым веществом, указанным в ряду:

- 1) оксид кремния, сульфат натрия, хлорид калия, гидроксид алюминия
2) оксид железа (II), медь, серная кислота, гидроксид алюминия
3) оксид фосфора (V), алюминий, соляная кислота, гидроксид цинка
4) оксид железа (VI), медь, карбонат кальция, гидроксид хрома (II)

A14. С раствором соляной кислоты взаимодействует каждое из двух веществ

- 1) хлорид бария и оксид углерода (IV)
2) магний и нитрат серебра
3) хлорид натрия и фосфорная кислота

4) медь и гидроксид калия

A15. Гидроксид цинка реагирует с каждым веществом пары

- 1) сульфат кальция и оксид серы (VI)
- 2) гидроксид натрия (р-р) и соляная кислота
- 3) вода и хлорид натрия
- 4) сульфат бария и гидроксид железа (III)

A16. При взаимодействии лития с водой образуется водород и

- 1) оксид
- 2) пероксид
- 3) гидрид
- 4) гидроксид

17. Химическая реакция возможна между

- 1) Cu и HCl
- 2) Ag и Mg(NO₃)₂
- 3) Fe и Na₃PO₄
- 4) Zn и FeCl₂

A18. Реагирует с раствором HCl, но не реагирует с раствором NaOH .

- 1) ZnO
- 2) N₂O
- 3) SO₃
- 4) FeO

A19. Вещество, которое может реагировать с водородом, серной кислотой и алюминием, имеет формулу

- 1) P₂O₅
- 2) CuO
- 3) Ba(NO₃)₂
- 4) K₂O

A20. С каждым из перечисленных веществ: H₂S, KOH, Zn взаимодействует

- 1) Pb(NO₃)₂
- 2) ZnSO₄
- 3) Na₂CO₃
- 4) HCl

A21. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с

- 1) CuO
- 2) H₂SO₄
- 3) CO₂
- 4) NaOH

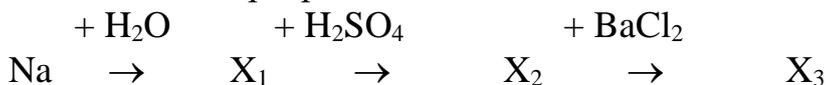
A22. В схеме превращений



веществами «X₁», «X₂» являются соответственно

- 1) Ca(OH)₂, CaCO₃
- 2) CaO, CaCO₃
- 3) Ca(OH)₂, CaO
- 4) Ca(OH)₂, CaC₂

A23. В схеме превращений:



веществами X₁, X₂, X₃ являются соответственно:

- 1) Na₂O, Na₂SO₄, NaOH
- 2) Na₂O, Na₂SO₄, BaSO₄
- 3) Na₂O₂, NaOH, BaSO₄
- 4) NaOH, Na₂SO₄, BaSO₄,

реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать в водном растворе.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) CrO_3
 Б) CuSO_4
 В) LiOH
 Г) HBr

РЕАГЕНТЫ

- 1) KOH , CaO , H_2O
 2) NaHCO_3 , N_2O_3 , KOH
 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaOH , Fe
 4) Al_2O_3 , HI , LiHCO_3
 5) LiOH , MgO , AgNO_3

А	Б	В	Г

В4. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать в водном растворе.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) P_2O_5
 Б) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 В) Na_2O
 Г) CuO

РЕАГЕНТЫ

- 1) реагирует с H_2O и HCl , не реагирует с KOH
 2) реагирует с H_2O , HCl и KOH
 3) реагирует с KOH и HCl , не реагирует с H_2O
 4) реагирует с KOH , не реагирует с H_2O и HCl
 5) реагирует с H_2O и KOH , не реагирует с HCl
 6) реагирует с HCl , не реагирует с H_2O и KOH

А	Б	В	Г

В заданиях В5-В8 выпишите цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.

В5. Какие оксиды при взаимодействии с водой образуют гидроксиды:

- 1) FeO 2) BaO 3) P_2O_5 4) SiO_2 5) SO_3

Ответ: _____

В6. Кислые соли могут образовывать следующие соединения:

- 1) CH_3COOH 2) H_3PO_4 3) H_2CO_3 4) H_2S 5) HCl

Ответ _____

В7. Основные соли могут образовывать следующие соединения:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2) KOH 3) NaOH 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 5)
 $\text{Al}(\text{OH})_3$

Ответ _____

В8. Какие гидроксиды не взаимодействуют со щелочами

1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 5)
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Ответ: _____

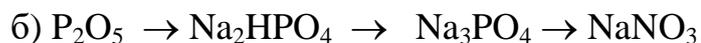
Часть С

Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво. За задание части С1- 4 балла, С2- 5 баллов С3 - 9 баллов.

С1. Даны вещества: алюминий, гидроксид натрия, водный раствор сульфата меди и соляная кислота. Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами, не повторяя пары веществ.

С2. Приведите 5 магнийсодержащих веществ, из которых можно в одну стадию получить сульфат магния. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

С3. Осуществите превращения:



ГЛАВА 2 СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА (ПС) Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

АТОМ – это электронейтральная частица, которая состоит положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Охарактеризуем элемент с порядковым номером 17 по Периодической Системе (ПС) по плану:

1. Нахождение в Периодической системе: период, группа, подгруппа.
2. Строение атома (заряд ядра, число электронов, протонов, нейтронов).
3. Распределение электронов. Электронная и графическая формула. Возможные степени окисления.
4. Характеристика соединений (водородное соединение, формулы высшего оксида и гидроксида, их тип и химические свойства).

1. Нахождение в ПС

Элемент с порядковым номером 17 - это хлор. Он находится в 3 периоде, 7 группе, главной подгруппе.

ПЕРИОД – это горизонтальный ряд, в котором свойства элементов изменяются последовательно от металла к инертному газу.

НОМЕР периода указывает число энергетических уровней.

Хлор находится в 3 периоде, следовательно, у него 3 энергетических уровня.

ГРУППА – это вертикальный ряд элементов, сходных по свойствам.

НОМЕР ГРУППЫ указывает на количество электронов на последнем уровне (только для главных подгрупп) и на высшую валентность в соединениях (кроме фтора, кислорода, азота, неона и гелия).

Хлор находится в 7 группе, значит высшая валентность и

количество валентных электронов у него равно семи.

Различают главную и побочную подгруппы. В главную подгруппу входят элементы как малых (1, 2, 3) периодов так и больших (4, 5, 6, 7). В состав побочных входят только элементы больших периодов. Например: в 1 группе Cu, Ag, Au - элементы побочной подгруппы, а Li, K, Na, Rb, Cs, Fr - элементы главной. Хлор находится в главной подгруппе.

2. *Строение атома:*

Порядковый номер элемента - 17, следовательно, заряд ядра + 17. Число электронов - 17. (Их число равно заряду ядра, так как в целом атом нейтрален).

Ядро состоит из протонов и нейтронов. Количество протонов соответствует заряду ядра, а количество нейтронов вычисляют по формуле: относительная атомная масса минус заряд ядра. Для хлора состав ядра следующий: 17 протонов и 18 нейтронов.

3. *Распределение электронов*

Электроны располагаются на 3 уровнях.

+ 17)))
2 8 7

Максимальное количество электронов на каждом уровне можно рассчитать, используя формулу $N = 2 \cdot n^2$, где N - количество электронов, а n - номер уровня.

- для первого уровня $2 \cdot 1^2 = 2$
- для второго уровня $2 \cdot 2^2 = 8$
- для третьего уровня $2 \cdot 3^2 = 18$
- для четвертого уровня $2 \cdot 4^2 = 32$
- для пятого уровня $2 \cdot 5^2 = 50$

Для хлора: - на первом уровне 2 электрона, на втором 8 электронов. Для последнего уровня $17 - (2+8) = 7$. Для элементов главных подгрупп **номер группы совпадает с количеством электронов на последнем уровне.**

Каждый уровень делится на подуровни и обозначается латинскими буквами:

1 уровень имеет s подуровень

2 уровень: s и p подуровни

3 - s, p, d подуровень
 4 - s, p, d, f подуровень и т.п.

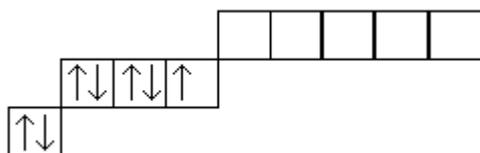
Полная электронная конфигурация имеет вид:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$

При сокращенной форме записываем только последний уровень:
 $3s^2 3p^5 3d^0$

При графической форме электроны изображают с помощью стрелок \uparrow , а орбиталь в виде клетки \square . s-орбитали соответствует одна клетка, для p-орбитали - три клетки, для d-орбитали 5 клеток. Согласно принципу Паули, на любой орбитали могут находиться не более 2 электронов. Таким образом, на s-подуровне - 2 электрона, на p-подуровне - 6 электронов, на d-подуровне - 10 электронов, на f-подуровне - 14.

В пределах одного подуровня атом имеет максимально возможное число неспаренных электронов.

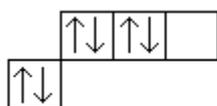
Для хлора графическая формула имеет вид:



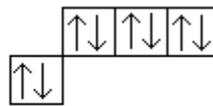
степень окисления хлора равна 0

Количество неспаренных электронов указывает на возможные степени окисления данного элемента.

У хлора 1 неспаренный электрон, значит, он может отдать 1 электрон и тогда степень окисления станет +1, и принять 1 электрон соответственно степень окисления -1.

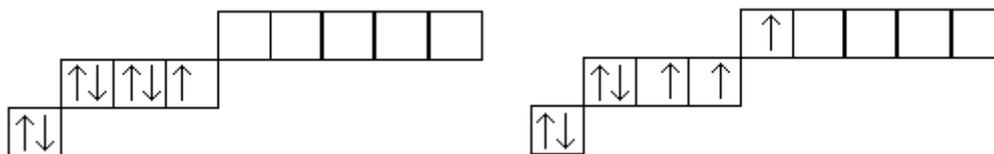


степень окисления +1

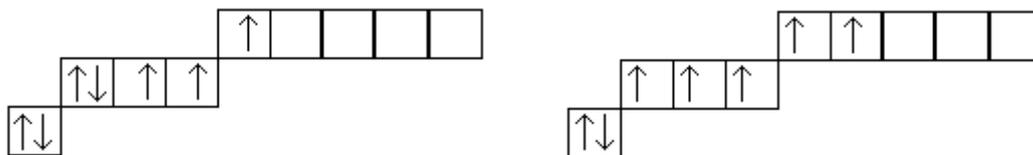


степень окисления -1

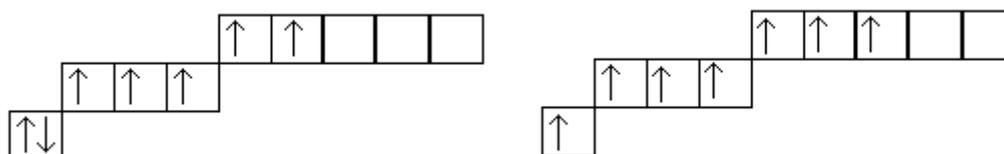
Другие степени окисления возникают в так называемом возбужденном состоянии, когда происходит распаривание электронов на свободный подуровень. При этом образуются только положительные степени окисления. Покажем, какие степени окисления, кроме 0, +1, -1 характерны для хлора:



теперь неспаренных электронов стало 3, значит степень окисления +3

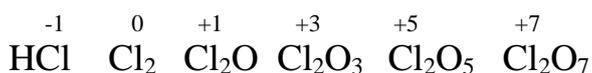


степень окисления +5



степень окисления +7

Итак, у хлора возможны следующие степени окисления:



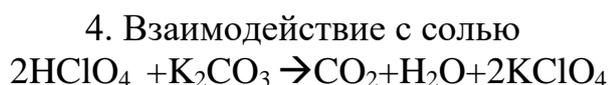
4. Свойства соединений:

Летучее водородное соединение хлороводород – HCl.

Максимальная валентность (степень окисления), которую может элемент проявлять в соединениях, равна номеру группы. Хлор находится в седьмой группе, значит, в соединении с кислородом его максимальная валентность равна семи. Формула высшего оксида имеет вид: Cl_2O_7 . Тип оксида – кислотный. Ему соответствует гидроксид в виде кислоты $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8$ или HClO_4 .

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Cl_2O_7	HClO_4
1. Взаимодействие с водой $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBrO}_4$	1. Взаимодействие с металлами $2\text{HClO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2$
2. Взаимодействие с основным оксидом $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$	2. Взаимодействие с основным оксидом $\text{CuO} + 2\text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. Взаимодействие с основанием	



ПЕРИОДИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Поскольку электронные конфигурации атомов химических элементов изменяются периодически с ростом заряда ядра, все свойства, определяемые электронным строением, закономерно изменяются по периодам и группам. К таким свойствам относится радиус атома, электроотрицательность, степень окисления, металлические и неметаллические свойства и т.д. Периодически изменяются также многие химические и физические свойства простых и сложных веществ.

Радиус атома. В периоде по мере роста порядкового номера, а следовательно и заряда ядра, радиусы атомов уменьшаются.

В группах с ростом заряда ядер радиусы атомов увеличиваются.

Электроотрицательность (ЭО) - это условная величина, характеризующая способность притягивать к себе электронную плотность. Введена условная шкала ЭО. По такой шкале самыми электроотрицательными являются элементы 7А группы: фтор (4,1); хлор (2,83); бром (2,74); йод (2,21). Наименее электроотрицательные – элементы 1А группы: франций (0,86); цезий (0,86); рубидий (0,89); калий (0,91); натрий (1,01); литий (0,97).

Таким образом, с ростом заряда ядра ЭО в периоде увеличивается, а в группе – уменьшается.

Металлические свойства в периоде уменьшаются, а в группе увеличиваются.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Дать полную характеристику натрию, селену, фосфору, алюминию по плану:

1.1. Металл или неметалл

1.2. Положение в таблице Менделеева (номер период, номер группы, название подгруппы)

1.3. Заряд ядра, количество электронов в атоме, протонов и нейтронов в ядре

зарядом $2+$ содержит на два электрона меньше, т.е. 24 электрона.

//Ответ: 4

2. Формула высшего оксида азота:

- 1) N_2O 2) NO_2 3) N_2O_5 4) NO_3

Решение. Азот находится в VA группе, поэтому высшая степень окисления азота $+5$. Высший оксид – это оксид, в котором элемент проявляет свою высшую степень окисления. Так как у кислорода в оксидах степень окисления -2 , легко находим, что высший оксид - N_2O_5 .

//Ответ: 3

3. Химический элемент образует высший оксид RO_3 . Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома этого элемента в невозбужденном состоянии:

- 1) ns^2np^2 2) ns^2np^4 3) ns^2np^6 4) ns^2np^5

Решение: Определим степень окисления элемента в оксиде RO_3 – она равна $+6$, и поскольку для элементов главных подгрупп максимальная степень окисления равна номеру группы и совпадает с количеством электронов на внешнем уровне, следовательно, этот элемент находится в 6 группе и на внешнем уровне находится 6 электронов.

//Ответ: 2

4. Пять завершенных подуровней имеют атомы и ионы элементов:

- 1) Ne, Na^+ , F 2) K, Ar, Cl^- 3) O^{2-} , Mg, Al^{3+} 4) Al, Mg^{2+} , Ne

Решение: На s-подуровне максимально располагаются 2 электрона, на p- подуровне 6 электронов, на d- подуровне 10 электронов. Для определения количества завершенных подуровней приведем электронные формулы для каждого варианта:

- 1) Ne $1s^22s^22p^6$; 3 завершенных подуровня

- | | | |
|--------------------|---|---------------------------|
| Na ⁺ | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ | 3 завершенных подуровня, |
| F | 1s ² 2s ² 2p ⁵ | 2 подуровня; |
| 2) K | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ ; | 5 завершенных подуровней; |
| Ar | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ ; | 5 завершенных подуровней; |
| Cl ⁻ | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ | 5 завершенных подуровней; |
| 3) O ²⁻ | 1s ² 2s ² 2p ⁶ , | 3 завершенных подуровня; |
| Al ³⁺ | 1s ² 2s ² 2p ⁶ | 3 завершенных подуровня; |
| Mg | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² | 4 завершенных подуровня; |
| 4) Al | 1s ² 2s ² 2p ¹ | 2 завершенных подуровня; |
| Mg ²⁺ | 1s ² 2s ² 2p ⁶ , | 3 завершенных подуровня; |
| Ne | 1s ² 2s ² 2p ⁶ | 3 завершенных уровня. |

// Ответ: 2

5. Среди элементов VIA группы максимальный радиус атома имеет:

- 1) кислород 2) сера 3) теллур 4) полоний

Решение. В главной подгруппе сверху вниз возрастает число электронных слоев, а значит, увеличивается радиус. В VIA группе радиус возрастает в ряду кислород – сера – селен – теллур – полоний. Самый большой радиус имеет полоний.

// Ответ: 4

6. В каком ряду химические элементы расположены в порядке усиления металлических свойств

- 1) Na, Mg, Al 2) Al, Mg, Na 3) Ca, Mg, Be 4) Mg, Be, Ca

Решение. В Периодической системе в периоде слева направо ослабевают металлические свойства, а в группах сверху вниз металлические свойства усиливаются. Таким образом, чем ниже и левее в Периодической системе находится металл, тем он активнее (это относится только к металлам главных подгрупп). Проще всего сравнивать металлические свойства элементов, расположенных в одном периоде или в одной группе. В первом варианте в одном периоде расположены магний и алюминий, причем от магния к алюминию металлические свойства убывают, так что этот вариант сразу можно отбросить. Во втором варианте, от алюминия к магнию металлические свойства возрастают (т.к. в периоде справа налево металлические свойства возрастают). От

магния к натрию металлические свойства также возрастают, т.к. натрий находится левее и ниже магния. Таким образом, правильный ответ – 2. В третьем варианте от кальция к бериллию радиус уменьшается, металлические свойства убывают. Этот вариант не подходит. В четвертом варианте от магния к бериллию радиус уменьшается, металлические свойства убывают, а от бериллия к кальцию радиус увеличивается, металлические свойства возрастают. Этот ответ тоже неправильный.

//Ответ: 2

7. Высшая степень окисления +5 характерна для всех элементов с порядковыми номерами:

- 1) 35, 51 и 23 2) 7, 15 и 23 3) 15, 23 и 53 4) 7, 23 и 25

Решение: используя Периодическую систему, определяем группу, в которой находится элемент:

1) 35 – это бром Br - 7 группа; 51- сурьма Sb - 5 группа; 23- ванадий V - 5 группа

2) 7 - это азот N – 5 группа, 15- это фосфор P - 5 группа; 23- ванадий V - 5 группа

3) 15 - это фосфор P - 5 группа; 23- ванадий V - 5 группа , 53 – это йод I – 7 группа

4) 7 – азот N – 5 группа, 23- ванадий V – 5 группа, 25 – марганец Mn – 7 группа

// Ответ: 2

8. Кислород в соединениях всегда двухвалентен, а максимальная валентность серы равна шести, так как:

1) Электроотрицательность атома кислорода больше, чем атома серы

2) На внешнем энергетическом уровне атома кислорода в отличие от атома серы отсутствуют свободные орбитали

3) Атом серы содержит больше электронов, чем кислород

4) Окислительная активность атома серы меньше, чем кислорода

//Ответ: 2

ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

Инструкция для учащихся: Выберите один правильный ответ, из предложенных, и обведите его номер кружком. За каждый верный ответ вы получите 1 балл.

A1. Номер группы указывает на:

- 1) количество энергетических уровней 2) номер периода
3) количество электронов 4) высшую степень окисления

A2. Из каких частиц состоит атомное ядро?

- 1) из протонов и электронов 2) только из протонов -
3) нейтронов и протонов 4) только из нейтронов

A3. Заряд ядра атома калия равен

- 1) 19 2) 20 3) 39 4) 58

A4. Число электронов и число нейтронов равно в ядре атома

- 1) натрия 2) углерода 3) калия 4) бора

A5. Число электронов в ионе S^{2-} равно

- 1) 14 2) 16 3) 18 4) 32

A6. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6$ соответствует частице

- 1) Li^+ 2) K^+ 3) Cs^+ 4) Na^+

A7. На третьем энергетическом уровне имеется по 8 электронов у каждой из частиц:

- 1) Na^+ и Ar 2) S^{2-} и Ar 3) F^- и Ne 4) Mg^{2+} и S

A8. Число неспаренных электронов в атоме алюминия в основном состоянии равно

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 0

A9. Для какого химического элемента максимальная степень окисления не равна номеру группы, в которой этот элемент находится:

- 1) C 2) F 3) Na 4) P

A10. Фтор в соединениях проявляет степени окисления:

- 1) -1, 0, +1, 2) -1, 0
3) -1, +1, +3, +5 4) +1, +3, +5, +7

В) $11p^+ + 12n^0$
 Г) $9p^+ + 10n^0$

3) $2s^2 2p^2$

б) $2s^2 2p^5$

А	Б	В	Г

В2. Установите соответствие между частицей и числом электронов s , содержащихся в ней.

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ

А) 18
 Б) 10
 В) 19
 Г) 12

ЧАСТИЦА

1) Al^{+3}
 2) Mg^0
 3) P^{-3}
 4) K^0
 5) Al^0

А	Б	В	Г
3			

В3. Установите соответствие между названием химического элемента и возможными значениями его степеней окисления

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

А) хлор
 Б) фтор
 В) фосфор
 Г) сера

ЗНАЧЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ

1) -2; -1; 0; +2
 2) -2; 0; +2; +4; +6
 3) -3; 0; +3; +5
 4) -1; 0
 5) -1; 0; +1; +3; +5; +7
 6) -4; -2; 0; +2; +4

А	Б	В	Г

В4. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА

А) S^{+4}
 Б) S^{-2}
 В) S^0
 Г) S^{+6}

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6$

А	Б	В	Г

В5. Установите соответствие между сокращенной электронной формулой элемента и формулой его водородного соединения.

*СОКРАЩЕННАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ
ФОРМУЛА*

*ФОРМУЛА ВОДОРОДНОГО
СОЕДИНЕНИЯ*

- А) $4s^24p^3$
 Б) $3s^23p^5$
 В) $4s^24p^2$
 Г) $2s^22p^4$

- 1) ЭН
 2) ЭН₂
 3) ЭН₃
 4) ЭН₄

А	Б	В	Г

В6. Установите соответствие между сокращенной электронной формулой элемента и формулой его высшего оксида

*СОКРАЩЕННАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ
ФОРМУЛА*

ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА

- А) $4s^2$
 Б) $3s^24p^5$
 В) $2s^22p^3$
 Г) $4s^24p^1$

- 1) Э₂О₅ 5) Э₂О₇
 2) ЭО₂ 6) Э₂О₃
 3) ЭО₃
 4) ЭО

А	Б	В	Г

В заданиях В7-В9 выпишите цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.

В7. Какие из атомов в основном (невозбужденном) состоянии содержат два неспаренных электрона на внешнем уровне?

- 1) Кислород 2) Гелий 3) Углерод
 4) Магний 5) Хром 6) Теллур

Ответ: _____

В8. Для элементов 6 группы главной подгруппы характерно:

- 1) валентными являются электроны внешнего энергетического уровня
 2) тип высших оксидов - основной

- 3) могут проявлять следующие степени окисления: -2; 0, +4,+6
- 4) формула летучего водородного соединения ЭН₃
- 5) все элементы этой группы находятся в шестом периоде
- 6) формула высшего гидроксида ЭОН

Ответ: _____

В9. В ряду химических элементов $N \rightarrow P \rightarrow As$

- 1) увеличивается радиус атома
- 2) уменьшается число электронов во внешнем электронном слое атомов
- 3) усиливаются неметаллические свойства
- 4) уменьшается электроотрицательность
- 5) характер высших оксидов - амфотерный

Ответ: _____

ЧАСТЬ С Дополните:

Элемент с порядковым номером _____ имеет на 4p-подуровне 4 электрона. Его сокращенная электронная формула имеет вид: _____ Этот элемент находится в _____ периоде, в _____ подгруппе, _____ группе и относится к семейству _____ - элементов. Графическая формула внешнего уровня имеет вид:

Высшую валентность элемента в соединениях можно определить по _____. В невозбужденном состоянии для этого элемента возможны следующие степени окисления _____, с учетом возбуждения: _____. Формула его высшего оксида _____, он относится к _____ типу. Соответствующий ему гидроксид _____ (формула) проявляет _____ (кислотные, основные, амфотерные) свойства.

ГЛАВА 3 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

3.1 ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия изучает строение, свойства и взаимопревращения веществ. Вещество и поле - две формы существования материи.

ВЕЩЕСТВО – это совокупности атомов и молекул, находящаяся в определенном агрегатном состоянии.

АТОМ - мельчайшая частица элемента, сохраняющая его свойства.

АТОМ - это электронейтральная частица элемента, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

По структуре атом - сложная частица, но при химических превращениях он не делится на части, не укрупняется, не исчезает, а атом одного вида не превращается в атом другого вида.

Имеющиеся методы исследования позволяют установить, на какие именно атомы распадается вещество. Так, с помощью прибора масс-спектрофотометра смесь атомов разделяют по массам. Явление рассеяния (дифракции) рентгеновских лучей на атомах используется для определения расположения атомов в твердом веществе. В природе существует 80 различных видов атомов и еще около 20 видов получено в физических лабораториях.

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Каждый химический элемент имеет название и сокращенное обозначение – символ. Символ представляет собой первую букву или две начальные буквы его латинского названия.

Поэтому в ряде случаев символ не имеет никакой связи с русским названием элемента.

Значения масс атомов, выраженных в стандартных единицах массы (m_A) очень малы. Например, масса атома углерода равна $1,991 \cdot 10^{-26}$ кг, поэтому для удобства пользуются относительными атомными массами.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА (A_r) химического элемента - величина, равная отношению средней

массы атома к 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C .

$$A_r = \frac{m_{\text{атома}}}{1/12 m^{12}\text{C}}$$

1/12 массы атома углерода ^{12}C принята за единицу атомной массы (а.е.м.)

$$\text{а.е.м.} = 1/12 m^{12}\text{C} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительные атомные массы элементов приводятся в Периодической Системе (ПС) Д.И. Менделеева. При решении задач их округляют до целых.

Средняя абсолютная масса атома равна относительной атомной массе, умноженной на а.е.м.:

$$m(\text{Cl}) = 35,5 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-27} = 5,89 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

МОЛЕКУЛА – это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Молекулы изображают формулами, которые состоят из символов химических элементов и индексов, обозначающих число атомов каждого элемента.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА M_r вещества - это величина, равная отношению средней массы молекулы к 1/12 массы атома изотопа углерода – ^{12}C

$$M_r = \frac{m_{\text{молекулы}}}{1/12 m^{12}\text{C}}$$

Относительную молекулярную массу можно рассчитать, сложив относительные массы всех атомов, входящих в состав молекулы.

Задача 3.1.1

Рассчитайте относительную молекулярную массу сульфата алюминия.

Решение. Используя периодическую систему Менделеева, находим значение относительной атомной массы алюминия, серы кислорода:

$$A_r(\text{Al}) = 27, \quad A_r(\text{S}) = 32, \quad A_r(\text{O}) = 16.$$

Относительная молекулярная масса сульфата алюминия будет равна:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{S}) + 12A_r(\text{O}).$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 369$$

Число атомов и молекул в образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения - моль.

МОЛЬ – это такое количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Рассчитаем число атомов углерода в 12 г углерода, учитывая, что $1,991 \cdot 10^{-26}$ кг – масса атома углерода.

$N_A = 12 / 1,991 \cdot 10^{-26} = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль показывает число структурных единиц в одном моль любого вещества и называется **постоянной Авогадро**.

Если известно число структурных единиц вещества n , то количество этого вещества ν (читается “ню”) определяется по формуле:

$$\nu = n / N_A \quad (1)$$

МОЛЯРНАЯ МАССА (M) – это масса одного моль. Ее можно рассчитать, зная массы вещества m и его количество ν :

$$M = m / \nu \quad (2)$$

Единица измерения молярной массы вещества – г/моль.

Например, молярная масса воды равна 18 г/моль.

Задача 3.1.2

Рассчитайте абсолютную молекулярную массу (массу одной молекулы) для серной кислоты.

Дано:



Найти:

$m_{\text{молекулы}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ - ?

Решение:

Учитывая, что молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль, определяем массу

по формуле $m = M / N_A$ (3)

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 6,02 \cdot 10^{23} = 16 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Задача 3.1.3

Гормон инсулина имеет относительную молекулярную массу 5734. Вычислите массу (г) одной молекулы.

Дано:

$$M_r = 5734$$

Решение:

1. Относительная атомная масса

_____ по определению $M_r = m / (1/12 m^{12}\text{C})$,
 где $1/12 m^{12}\text{C} = 1,661 \cdot 10^{-27}$ кг

Найти $m_{\text{молекулы}}$? 2. Масса молекулы равна:
 $m = 1,661 \cdot 10^{-27} \cdot 5734 \cdot 10^3 = 9,5210^{-21}$ г

Задача 3.1.4

Рассчитайте число молекул Br_2 в броме массой 6,4 г.

Дано:

$m(\text{Br}_2) = 6,4$ г

Решение:

1. Учитывая, что молярная масса брома равна 160 г/моль ($2A_r(\text{Br})$) вычисляем количество вещества по формуле (2):

$$\nu(\text{Br}_2) = m(\text{Br}_2) / M(\text{Br}_2)$$

Найти:

$n(\text{Br}_2) - ?$

$$\nu(\text{Br}_2) = 6,4 / 160 = 0,04 \text{ моль}$$

2. Используя формулу (1) подставляем значение $n = \nu \cdot N_A$, $n = 0,04 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{22}$

3.2 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

(М.В. Ломоносов, 1748 – 1756 г, А. Лавуазье, 1777 г.)

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ образующихся в результате реакции.

Закон сохранения массы является следствием закона сохранения энергии. Он дает материальную основу для составления уравнений химических реакций. Опираясь на него можно производить расчеты по химическим уравнениям.

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

(Ж.Л. Пруст 1801 г.)

Состав соединений молекулярной структуры является постоянным и не зависит от способа получения.

Например, оксид углерода (IV) состоит из углерода и кислорода (качественный состав). Массовая доля углерода в CO_2 72,72%, массовая доля кислорода 27,27% (количественный состав). Получить углекислый газ можно разными способами, но во всех случаях он будет иметь тот же состав, независимо от способа получения.

Состав соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ:

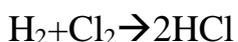
Газообразное состояние изучено наиболее полно по сравнению с другими состояниями веществ.

Большинство законов газообразного состояния установлено для так называемых идеальных газов – некоторой модели газа, которая предполагает, что взаимодействие между частицами газа отсутствует или оно незначительно.

ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов как небольшие целые числа.

1 литр водорода реагирует с 1 литром хлора. В результате образуется 2 литра хлороводорода.



ЗАКОН АВОГАДРО

(А. Авогадро, 1811 г.)

В одинаковых объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число частиц.

Из этого закона вытекают два следствия:

Следствие 1: 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л/моль. Этот объем называется молярным и обозначается V_m

$$v = V/V_m \tag{4}$$

Если условия нормальные (н.у.), то есть температура равна 0⁰С (или 273,15 К – читается Кельвина), а давление 101,3 кПа, то молярный объем равен 22,4 л/моль.

Задача 3.2.1

Вычислите объем, который займет при нормальных условиях (н. у.) хлороводород массой 48.6 г

Дано:

$$m(\text{HCl}) = 48,6 \text{ г}$$

Найти: $V(\text{HCl})$ - ?

хлороводород при н.у., используя формулу $V = \nu * V_m$
 $V(\text{HCl}) = 1,33 * 22,4 = 27,79 \text{ л}$

Решение:

1. Находим количество вещества хлороводорода по формуле (2)

$$\nu = m(\text{HCl}) / M(\text{HCl})$$

$$\nu = 48,6 / 36,5 = 1,33 \text{ моль}$$

2. Рассчитываем объем, который займет

Задача 3.2.2

Определите число частиц, которое содержится в 2,8 л оксида серы (IV).

Дано:

$$V(\text{SO}_2) = 2,8 \text{ л}$$

Найти: $n(\text{SO}_2)$ -?

Решение:

1. Определяем количество вещества:

$$\nu = V / V_m, \quad \nu = 2,8 / 22,4 = 0,125 \text{ моль}$$

2. Рассчитываем число молекул SO_2

$$\text{по формуле: } n = \nu * N_A,$$

$$n = 0,125 * 6,02 * 10^{23} = 7,5 * 10^{22}$$

Следствие 2: Плотность одного газа (D) относительно другого равна отношению молярных масс этих газов:

$$D = M(\text{неизвестного газа}) / M(\text{известного газа}) \quad (5)$$

Наиболее часто пользуются значениями относительных плотностей газов по водороду и по воздуху:

$$D_{\text{H}_2} = M / M(\text{H}_2) = M / 2$$

$$D_{\text{воздуху}} = M / M(\text{воздуха}) = M / 29.$$

Задача 3.2.3

Определите плотность углекислого газа по воздуху и кислороду.

Дано:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

Найти: $D_{\text{воздуху}}(\text{CO}_2)$ -?

Решение:

$$1. D_{\text{воздуху}}(\text{CO}_2) = 44/29 = 1,52$$

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 44/32 = 1,375$$

Дано:

$M(\text{MeI}_3) > M(\text{MeF}_3)$
в 3,972 раза

Найти: $M(\text{Me})$ - ?

Решение

1. Пусть M - молярную массу неизвестного металла. Тогда, молярная масса иодида $M + (127 \cdot 3) = M + 381$ г/моль
Молярная масса фторида $M + (18 \cdot 3) = M + 54$ г/моль
2. $M + 381 / M + 54 = 3,972$
Решая уравнение, получаем $M = 52$, это хром.

Задача 4.1.2

В смеси карбида кальция CaC_2 и карбоната кальция содержится по $1,81 \cdot 10^{24}$ атомов кальция и кислорода. Вычислите массу этой смеси.

Дано:

$\text{CaC}_2, \text{CaCO}_3$
 $n(\text{Ca}) = n(\text{O}) = 1,81 \cdot 10^{24}$

Найти:
 m - ?

Решение:

1. Пусть x - количество моль CaC_2 ,
 y - количество моль CaCO_3
2. Количество вещества кальция в смеси - $x + y$,
количество моль кислорода в смеси - $3y$
3. Найдем количества вещества, используя формулу: $n = \nu \cdot N_A$
 $\nu_{\text{Ca}} = \nu_{\text{O}} = 1,81 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 3$ моль
4. Составляем систему уравнений: количество моль кальция в смеси $x + y = 3$, количество моль кислорода $3y = 3$

$$\begin{cases} x + y = 3 \\ 3y = 3 \end{cases}$$

Решая систему, получаем $x = 2, y = 1$.

5. Массу карбида кальция и карбоната кальция рассчитываем по формуле: $m = \nu \cdot M$
 $m(\text{CaC}_2) = 2 \cdot 64 = 128 \text{ г}$ $m(\text{CaCO}_3) = 1 \cdot 100 = 100 \text{ г}$

Масса смеси $(128 + 100) = 228 \text{ г}$

МАССОВАЯ ДОЛЯ ЭЛЕМЕНТА в сложном веществе W – это отношение массы данного элемента $m_{\text{эл-та}}$ к массе всего вещества $m_{\text{в-ва}}$.

Массовая доля – безразмерная величина. Ее выражают в долях, от нуля до единицы или в %.

$$\omega = m_{\text{эл-га}} / m_{\text{в-ва}} \quad (7)$$

Задача 4.1.3

Вычислите массовую долю алюминия в карбиде алюминия.

Дано:



Найти:

$\omega(\text{Al})$ - ?

Решение:

1. Пусть количество вещества карбида алюминия равно 1, тогда масса карбида будет равна: $m = 1 * M = M$

$$M(\text{Al}_4\text{C}_3) = ((27 \times 4) + (12 \times 3)) = 144 \text{ г / моль}$$

$$m(\text{Al}_4\text{C}_3) = 144 \text{ г}$$

2. Из формулы карбида Al_4C_3 следует, что количество моль алюминия в карбиде равно 4, тогда масса атомного алюминия, который содержится в карбиде:

$$m(\text{Al}) = \nu(\text{Al}) * M(\text{Al}), m(\text{Al}) = 4 * 27 = 108 \text{ г.}$$

3. Массовую долю алюминия в карбиде можно найти, используя формулу (7): $\omega(\text{Al}) = m(\text{Al}) / m(\text{Al}_4\text{C}_3)$,

$$\omega(\text{Al}) = 108 / 144 \times 100\% = 75 \%$$

Задача 4.1.4

Вычислите массовую долю натрия в кристаллогидрате гидрофосфата натрия, в котором число атомов водорода в 1,364 раза больше числа атомов кислорода.

Дано:



$$n(\text{H})/n(\text{O}) = 1,364$$

Найти:

$\omega(\text{Na})$ - ?

Решение:

1. Кристаллогидраты - это соли, в состав которых входит химически связанная вода.

Пусть x - это число молекул воды в кристаллогидрате.

2. Число атомов водорода в кристаллогидрате $1+2x$, а число атомов кислорода - $4+x$

3. По условию задачи $n_{\text{H}}/n_{\text{O}} = 1,364$, составляем уравнение $1,364 = (1+2x) / (4+x)$

Решая это уравнение, находим $x = 7$.

Значит формула кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

3. Пусть количество вещества кристаллогидрата - 1 моль, тогда масса кристаллогидрата равна:

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1 * M$$

$$M(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 268 = 268 \text{ г.}$$

4. Из формулы $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует, что количество моль натрия в кристаллогидрате равно 2, тогда масса атомного натрия равна:

$$m(\text{Na}) = \nu \cdot M(\text{Na}), m(\text{Na}) = 2 \cdot 23 = 46 \text{ г.}$$

5. Массовую долю натрия в кристаллогидрате можно найти, используя формулу (7): $\omega(\text{Na}) = m(\text{Na}) / m(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$

$$\omega(\text{Na}) = m(\text{Na}) / m(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$$

$$\omega(\text{Na}) = 46 / 268 \cdot 100\% = 17,2\% \text{ (или } 0,172 \text{ - в долях).}$$

Задача 4.1.5

В смеси оксида меди (I) и оксида меди (II) на 4 атома меди приходится 3 атома кислорода. Вычислите массовые доли веществ в такой смеси

Дано:



$$N/n(\text{Cu}) = 4/3$$

$$\omega(\text{CuO}) - ?$$

$$\omega(\text{Cu}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

1. Пусть x – это количество моль Cu_2O

y – количество моль CuO

Количество моль меди в смеси $2x+y$,

а количество моль кислорода $x+y$

2. По условию задачи: $4/3 = 2x + 4/x + y$.

Преобразуя это выражение, получаем $y = 2x$

3. Масса оксида меди (I) равна $144x$ ($m = \nu \cdot M$), масса оксида меди (II) равна $80y$. Масса смеси оксидов составляет $144x + 80y$

4. Массовая доля меди в смеси равна:

$$w(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) / m(\text{Cu}_2\text{O} + \text{CuO}),$$

$$w(\text{Cu}) = 144x / (144x + 80y)$$

Подставляя выражение $y = 2x$, получаем уравнение с одной переменной:

$$144x / (144x + 80 \cdot 2x) = 0,4737 \text{ (или } 47,37\%).$$

$$\text{Массовая доля оксида меди (II)} = 100\% - 47,37\% = 52,63\%$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{Cu}_2\text{O}) = 47,37\% , \omega(\text{CuO}) = 52,63\%$$

Задача 4.1.6

В каком соотношении (моль) смешаны гидрофосфат кальция $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ и дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_2$, если массовая доля кальция в смеси составляет 20%.

Дано:



$$\omega(\text{Ca}) = 20\%$$

Найти:



Решение:

1 Пусть x - количество моль CaHPO_4 ,

y - количество моль $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$,

тогда массы гидрофосфата и дигидрофосфата кальция рассчитываем

по формуле $m = v \cdot M$

$$m(\text{CaHPO}_4) = 136x$$

$$m(\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2) = 234y$$

2. Суммарное количество (моль) кальция в солях $x+y$, масса $m(\text{Ca}) = v \cdot M$, $m(\text{Ca}) = (x+y) \cdot 40$

3. Массовая доля кальция в смеси будет равна

$$\omega(\text{Ca}) = m(\text{Ca}) / m\text{CaHPO}_4 + m\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$$

$$\omega(\text{Ca}) = 40(x+y) / 136x + 234y = 0,2$$

Преобразуя это выражение, получаем $y/x = 1,87$, то есть

$$v\text{CaHPO}_4 / v\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2 = 1:1,87$$

4.2 ВЫВОД ФОРМУЛ СОЕДИНЕНИЙ

Химические формулы отражают количественный и качественный состав соединения.

В качестве примера рассмотрим сульфит натрия Na_2SO_3 . Качественный состав показывает, какие элементы образуют соединение: в состав сульфита натрия входят: кислород, сера и натрий. Количественный состав: в этом соединении 2 моль натрия, 1 моль серы и 3 моль кислорода.

Задача 4.2.1

В состав соединения входят натрий, фосфор и кислород. Массовые доли элементов составляют: натрия – 34,6 % (в долях – 0,346), фосфора – 23,3 % (в долях – 0,233), кислорода – 42,1 % (в долях 0,421). Определите формулу соединения.

Дано:

$$\omega(\text{Na}) = 34,6\%$$

$$\omega(\text{P}) = 23,3\%$$

$$\omega(\text{O}) = 42,1\%$$

Найти:

формулу

Решение:

1. Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда по формуле (3) масса натрия, фосфора и кислорода составляют:

$$m(\text{Na}) = 100 \cdot W(\text{Na}), \quad m(\text{Na}) = 100 \cdot 0,346 = 34,6 \text{ г}$$

$$m(\text{P}) = 100 \cdot W(\text{P}), \quad m(\text{P}) = 100 \cdot 0,233 = 23,3 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = 100 \cdot W(\text{O}), \quad m(\text{O}) = 100 \cdot 0,421 = 42,1 \text{ г}$$

2. Определяем количество вещества атомных натрия, фосфора и кислорода:

$$\nu(\text{Na}) = m(\text{Na})/M, \nu(\text{Na}) = 34,6/23 = 1,50 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{P}) = m(\text{P})/M(\text{P}), \nu(\text{P}) = 23,3/31 = 0,75 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{O}) = m(\text{O})/M(\text{O}), \nu(\text{O}) = 42,1/16 = 2,63 \text{ моль.}$$

СОКРАЩАЕМ ДО СОТЫХ.

3. Количество вещества натрия относится к количеству вещества фосфора и относится к количеству вещества кислорода как:

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = 1,50 : 0,75 : 2,63$$

ДЕЛИМ НА МЕНЬШЕЕ ЧИСЛО.

В данном примере: разделим на 0,75

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{O}) : \nu(\text{P}) = 1,50/0,75 : 0,75/0,75 : 2,63/0,75 = 2 : 1 : 3,5$$

Так как в формулах соединений обычно используют целочисленные коэффициенты, то необходимо умножить это отношение на множитель, так, чтобы получилось целое число. В данном случае, умножаем на 2.

$$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = 4 : 2 : 7.$$

Следовательно, формула соединения, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

Задача 4.2.2

Молярная масса соединения азота с водородом равна 32 г/моль. Определите формулу этого соединения, если массовая доля азота в нем составляет 87,5 %.

Дано:

$$M(\text{N}_x\text{H}_y) = 32 \text{ г/моль}$$

$$\omega(\text{N}) = 87,5 \%$$

Найти: N_xH_y

Решение:

1. Обозначим x – количество моль азота

y – количество моль водорода.

2. Т.к. соединение содержит два элемента, то массовая доля водорода составляет 12,5%

(все соединение 100 %, а азота в нем 87,5 %, значит массовая доля водорода равна $(100 - 87,5 = 12,5\%)$)

3. Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда по формуле (3) масса азота и водорода составляют:

$$m(\text{N}) = m * \omega(\text{N}), m(\text{N}) = 100 * 0,875 = 87,5 \text{ г}$$

$$m(\text{H}) = m * \omega(\text{H}), m(\text{H}) = 100 * 0,125 = 12,5 \text{ г}$$

4. Определяем количество вещества атомных азота и водорода

(используем формулу 2):

$$v(\text{N}) = m(\text{N}) / M(\text{N}), v(\text{N}) = 87,5 / 14 = 7,29 \text{ моль.}$$

$$v(\text{H}) = m(\text{H}) / M(\text{H}), v(\text{H}) = 12,5 / 1 = 12,5 \text{ моль.}$$

5. Находим отношение количеств веществ:

$$v(\text{N}) : v(\text{H}) = 7,29 : 12,5$$

ДЕЛИМ НА МЕНЬШЕЕ ЧИСЛО.

В данном случае разделим на 7,29.

Получаем: $v(\text{N}) : v(\text{H}) = 7,29 / 7,29 : 12,5 / 7,29$,

$$v(\text{N}) : v(\text{H}) = 1 / 2.$$

Следовательно, простейшая формула соединения NH_2 .

6. Проверим, соответствует ли молярная масса NH_2 молярной массе, предложенной в условии задачи.

Молярная масса (NH_2) = (14+2)=16. Для того, чтобы получить истинную формулу соединения, необходимо все умножить на два. Значит, формула единения – N_2H_4 .

Задача 4. 2.3

В состав соли входят: железо, азот, кислород и химически связанная вода. Определите формулу соли, если массовая доля железа составляет 13,86 %, массовая доля азота – 10,4%, кислорода – 35,64%, воды – 40,1%.

Дано:

$$\omega(\text{Fe}) = 13,86 \%$$

$$\omega(\text{N}) = 10,4 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 35,64\%$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 40,1\%$$

Найти: формулу

Решение:

1. Пусть масса соли равна 100 г

Подставляя это значение в формулу 4

$$\omega(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / 100 * 100\% = 13,86\%$$

получаем массу железа - $m(\text{Fe}) = 13,68\text{г}$,

Аналогично определяем массу азота

кислорода и воды:

$$m(\text{N}) = 10,4 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = 35,64 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40,1\text{г}$$

3. Определим количества вещества железа, азота, кислорода и воды соответственно, используя формулу (2):

$$v(\text{Fe}) \quad : \quad v(\text{N}) \quad : \quad v(\text{O}) \quad : \quad v(\text{H}_2\text{O})$$

$$13,86 / 56 \quad : \quad 10,4 / 14 \quad : \quad 35,64 / 16 \quad : \quad 40,1 / 18$$

4. Получим соотношение:

$\nu(\text{Fe}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{O}) : \nu(\text{H}_2\text{O})$
0,25 : 0,74 : 2,23 : 2,23.

Разделим на наименьшее значение, получаем

$\nu(\text{Fe}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{O}) : \nu(\text{H}_2\text{O})$
1 : 2,96 : 8,92 : 8,92

округляем: 1 : 3 : 9 : 9

Формула соли – $\text{Fe N}_3\text{O}_9(\text{H}_2\text{O})_9$. Преобразуя, получаем:
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$

Задача 4.2.4

Выведите формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если известно, что массовая доля кристаллизационной воды в нем равна 55,9 %.

Дано:

$\omega(\text{xH}_2\text{O}) = 55,9\%$

Решение

1. Массовая доля воды в кристаллогидрате равна:

$$\omega(\text{xH}_2\text{O}) = m(\text{xH}_2\text{O}) / m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{xH}_2\text{O}) = 0,559$$

2. Возьмем 1 моль кристаллогидрата, тогда

$$m = 1 \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{xH}_2\text{O}) = (142 + 18x) \text{ г}$$

$$m = M(\text{xH}_2\text{O}) = (18 \cdot x) \text{ г}$$

Найти:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{xH}_2\text{O}$?

Подставляем в формулу (7) значения и получаем уравнение:

$$0,559 = 18x / 142 + 18x, \text{ решая его, получаем } x = 10$$

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - это глауберова соль.

Задача 4.2.5

Массовая доля кислорода в кристаллогидрате нитрата железа (III) равна 0,713. Установите формулу кристаллогидрата.

Дано:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \text{xH}_2\text{O}$

$\omega(\text{O})_{\text{в кристал.}} = 0,713$

Решение:

1. Пусть количество моль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \text{xH}_2\text{O} = 1$, тогда масса кристаллогидрата по формуле:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \text{xH}_2\text{O}) = 242 + 18x$$

Найти формулу

кристаллогидрата - ?

2. Количество моль кислорода в кристаллогидрате: $9+x$, тогда массу кислорода рассчитываем по формуле: $m(\text{O}) = \nu \cdot M$

$$m(\text{O}) = (9+x) \cdot 16 \text{ г}$$

3. Массовая доля кислорода в кристаллогидрате:

$$\omega(\text{O}) = m(\text{O}) / m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \text{xH}_2\text{O})$$

$$w(O) = (9+x) \cdot 16 / 242 + 18x$$

Решая это уравнение, находим $x = 9$.

Значит, формула кристаллогидрата - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$

4.3. РАСТВОРЫ

Растворами называют однородные системы переменного состава, состоящие из двух или более, компонентов. Состав растворов обычно выражают в массовых долях растворенного вещества.

МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА ω – это отношение массы данного компонента $m(x)$ к массе раствора $m_{\text{р-ра}}$

$$\omega(X) = m(x) / m_{\text{р-ра}} \quad (8)$$

Массу раствора можно найти, если известна плотность (г/мл) и объем раствора (мл): $m_{\text{р-ра}} = (V \cdot \rho)_{\text{р-ра}}$, тогда формула (8) примет вид:

$$\omega(x) = m(x) / (V \cdot \rho)_{\text{р-ра}} \quad (9)$$

Задача 4.3.1

В воде массой 800 г растворили оксид серы (IV) объемом 7.84 л (н.у.)
Вычислите массовую долю SO_2 в растворе.

Дано:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 800 \text{ г}$$

$$V(\text{SO}_2) = 7,84 \text{ л}$$

Найти:

$$\omega(\text{SO}_2) \text{ в р-ре-?}$$

3. Масса полученного раствора равна:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{SO}_2) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

$$m_{\text{р-ра}} = 22,4 + 800 = 822,4 \text{ г}$$

Решение:

1. Находим по формуле количество вещества

$$v(\text{SO}_2) = V / V_m,$$

$$v(\text{SO}_2) = 7,84 / 22,4 = 0,35 \text{ моль}$$

2. Масса оксида серы по формуле (2) равна:

$$m(\text{SO}_2) = 64 \cdot 0,35 = 22,4 \text{ г}$$

4. Массовую долю растворенного оксида серы (IV) можно рассчитать по формуле (6):

$$\omega(\text{SO}_2) \text{ в р-ре} = 22,4 / 822,4 \cdot 100 \% = 2,72 \%$$

$$\omega(\text{SO}_2) = 2,72\%$$

Задача 4.3.2

Определите массу соли и массу воды, которые потребуются для

приготовления раствора объемом 120 мл (плотностью 1,1 г/мл) с массовой долей 0,15 (15 %).

Дано:

$$V_{\text{р-ра}} = 120 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$\omega = 15 \%$$

Найти: $m_{\text{соли}}$ -?

Решение:

1. Массу раствора можно определить, используя формулу: $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho$

$$m_{\text{р-ра}} = 120 \cdot 1,1 = 132 \text{ г}$$

2. Используя формулу (6), рассчитываем массу соли $m(\text{соли}) = \omega \cdot m(\text{р-ра})$,

$$m(\text{соли}) = 0,15 \cdot 132 = 19,8 \text{ г}$$

Задача 4.3.3

Какой объем раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/мл с массовой долей 88 % H_2SO_4 надо взять для приготовления 300 мл и плотностью 1,3 г/мл с массовой долей кислоты H_2SO_4 40%.

Дано:

$$V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 300 \text{ мл}$$

$$\omega_2 = 40 \%$$

$$\rho_2 = 1,3 \text{ г/мл}$$

$$\rho_1 = 1,8 \text{ г/мл}$$

$$\omega_1 = 88 \%$$

Найти

$$V_{\text{р-ра}} \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -?}$$

Решение:

1. Определяем массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления второго раствора

$$m_{\text{в-ва}} = V \cdot \rho \cdot \omega$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 300 \cdot 1,3 \cdot 0,4 = 156 \text{ г}$$

2. Подставляем это значение для расчета объема первого раствора:

$$156 = 88 \% \cdot 1,8 \cdot V(\text{р-ра}),$$

$$V(\text{р-ра}) = 156 / (0,88 \cdot 1,8) = 98,48 \text{ мл}$$

Задача 4.3.4

Определите массу воды, которую надо добавить к 20 г 70%-ного раствора уксусной кислоты для получения 3%-ного раствора уксуса.

Дано:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 20 \text{ г}$$

$$\omega_1 = 70 \%$$

$$\omega_2 = 3 \%$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ -?}$$

Решение

1. Найдем массу уксусной кислоты, содержащаяся в 70%-ном растворе:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = m(\text{раствора 1}) \cdot \omega_1$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 20 \cdot 0,7 = 14 \text{ г.}$$

2. Масса 3%-ного раствора уксуса

$m(\text{раствора 2})$ складывается из

массы 70%-ного раствора и массы воды (x), которую надо добавить к этому раствору:

$$m(\text{раствора } 2) = m(\text{раствора } 1) + x = 20 + x.$$

$$\omega_2 = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{m(\text{раствора } 2)}; 0,03 = \frac{14}{20 + x}, \text{ откуда } x = 447 \text{ г}$$

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ (молярность) С – показывает количество моль растворенного вещества, содержащееся в 1л раствора.

$$C = \nu/V \quad (10)$$

Где, С - молярная концентрация, моль/л
V - объем раствора, л

Задача 4.3.5

Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении сульфита натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.

Дано:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 42,6 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г}$$

$$\rho = 1,12 \text{ г/мл}$$

Решение

1. Найдем массу раствора

$$m(\text{р-р}) = m(\text{Na}_2\text{SO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}):$$

$$m(\text{р-р}) = 42,6 + 300 = 342,6 \text{ г}$$

Найти

С-?

2. Рассчитаем объем раствора:

$$V_{\text{р-р}}(\text{Na}_2\text{SO}_3) = m_{\text{р-р}} / \rho_{\text{р-р}}$$

$$V_{\text{р-р}} = 342,6 / 1,12 = 305,89 \text{ мл}$$

3. Найдем количество моль сульфита натрия

$$\nu = m / M(\text{Na}_2\text{SO}_3)$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 42,6 / 126 = 0,34 \text{ моль}$$

4. Молярная концентрация соли в растворе:

$$C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu / V$$

$$C = 0,34 / 305,89 \cdot 10^{-3} = 1,11 \text{ моль/л}$$

УПРАЖНЕНИЯ

1. Масса молекулы хлорофилла равна $1,485 \cdot 10^{-18}$ мг. Вычислите молярную массу хлорофилла

2. Молярная масса оксида двухвалентного металла в 3,928 раз меньше молярной массы фосфата этого же металла. Определите металл.

3. Плотность по воздуху хлорида и бромида одного и того же элемента равна соответственно 5,31 и 11,45. Какой элемент образует указанные галогениды ?
4. Рассчитайте массовую долю элементов в $K_4[Fe(CN)_6]$
5. Органическое соединение содержит углерод (массовая доля 84,21 %) и водород. Определите формулу этого соединения, если плотность паров этого соединения по воздуху равна 3,93
6. Массовые доли элементов, входящих в состав некоторого химического соединения, составляют железа – 23,1%, азота – 17,4 %, кислорода – 59,5% . Определите химическую формулу этого соединения.
7. Выведите формулу кристаллогидрата нитрата кальция, если известно, что массовая доля воды в нем равна 30,5 %
8. В смеси хлоридов железа (II) и (III) на 5 атомов железа приходится 13 атомов хлора. Вычислите массовые доли веществ в такой смеси
9. В смеси карборунда (SiC) и кварца (SiO₂) содержится по $3,01 \cdot 10^{24}$ атомов кремния и кислорода. Вычислите массу смеси.
10. В каком соотношении (моль) были смешаны гидросульфит и гидросульфид натрия, если массовая доля серы в смеси составила 45% .

ЗАДАЧИ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

1. Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора хлорида кальция с 65,6 г раствора фосфата натрия с массовой долей растворенного вещества 10%.
2. Массовые доли кислорода, фосфора и водорода в кислоте составляют соответственно 62,92%, 34,83% и 2,25%. Определите формулу кислоты.
3. Найти массу сульфида железа (II), вступающего в реакцию с 8,4 л (н.у.) кислорода.
4. К 200 г 10%-ного раствора хлорида калия добавили 50 г воды. Чему равна массовая доля KCl в получившемся растворе?
5. Найти массу соли, которая водится в организм при вливании 353 г физиологического раствора, содержащего 0,85% NaCl.
6. Определите массу карбоната натрия, которую надо добавить к 120 г 12%-ного раствора карбоната натрия для получения 20%-ного раствора.
7. Смешали 120 г раствора серной кислоты с массовой долей 20 % и

40 г 50% раствора того же вещества. Определить массовую долю кислоты в полученном растворе.

8. Определите массу серной кислоты, содержащейся в 196 мл 10 % раствора серной кислоты (плотностью 1,07 г.мл)

9. Найти массу 30%-ного раствора серной кислоты, которую необходимо прибавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-ный раствор серной кислоты.

10. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 9,3% (плотность 1,05 г/мл) потребуется для приготовления раствора с молярной концентрацией 0,35 моль/л серной кислоты объемом 40 мл

ГЛАВА 5 РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

5.1 РАСЧЕТЫ, СВЯЗАННЫЕ С ВЫХОДОМ ПРОДУКТА ОТ ТЕОРЕТИЧЕСКИ ВОЗМОЖНОГО

Расчеты по химическим уравнениям основаны на законе сохранения массы. Однако в реальных условиях из-за неполного протекания реакций и различных потерь веществ, масса образующихся продуктов часто бывает меньше той, которая должна образоваться в соответствии с законом сохранения.

ВЫХОД ПРОДУКТА реакции от теоретически возможного (n) – это отношение массы (объема), реально полученного продукта, ($m_{\text{практич.}}$) к массе (объему), которая должна образоваться в соответствии с теоретическим расчетом ($m_{\text{теорет.}}$):

$$n = m_{\text{практич.}} / m_{\text{теорет.}} * 100 \% \quad (11)$$

$$n = V_{\text{практич.}} / V_{\text{теорет.}} * 100 \%$$

Рассмотрим несколько примеров:

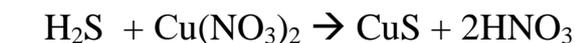
Задача 5.1.1

При пропускании сероводорода объемом 2,8 л при нормальных условиях через избыток раствора нитрата меди (II) образовался осадок массой 11,4 г. Определите выход (%) продукта реакции.

Дано:

Решение:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 2,8 \text{ л}$$
$$m_{\downarrow} = 11,4 \text{ г}$$



1. Находим количество вещества сероводорода по формуле: $v = V/V_m$
 $v(\text{H}_2\text{S}) = 2,8 / 22,4 = 0,125 \text{ моль}$

Найти: n-?

2. Так как из 1 моль сероводорода образовалось 1 моль сульфида меди, то $v(\text{CuS}) = 0,125 \text{ моль}$, тогда масса осадка $m = v * M$, $m \text{ CuS} = 0,125 * 96 = 12 \text{ г}$

3. Выход продукта рассчитываем по формуле $n = m_{\text{практ.}}/m$
 $11,4 / 12 * 100 \% = 95 \%$

Задача 5.1.2

При нагревании спирта $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ массой 60 г в присутствии серной кислоты образовалась вода и газообразное органическое соединение вида C_nH_{2n} , объемом 16,8 л. Определите формулу органического соединения, если выход реакции составил 75%.

Дано:

$$V(\text{C}_n\text{H}_{2n})_{\text{практич}} = 16,8 \text{ л}$$
$$m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}_{\text{спирта}}) = 60 \text{ г}$$

Решение:



1. Находим количество вещества спирта по формуле: $m = v * M$
 $v(\text{спирта}) = 60 / 12n + 1 + 16 + 1 = 60 / 12n + 18$

2. Используя формулу $n = V_{\text{практич.}} / V_{\text{теоретич.}}$ найдем теоретический объем:

$$75\% = 16,8 / V_{\text{теоретич.}}$$

$$V_{\text{теоретич}} 16,8 / 0,75 = 22,4 \text{ л}$$

3. Количество вещества спирта рассчитываем по формуле: $v = V/V_m$
 $v(\text{спирта}) = 22,4 / 22,4 = 1 \text{ моль}$

4. Так как из 1 моль спирта образовалось 1 моль органического соединения C_nH_{2n} , можно составить уравнение:

$$60 / 12n + 18 = 1$$

$$12n + 18 = 60$$

$$n = 3$$

Формула органического соединения C_3H_6 , формула спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ПРОДУКТА РЕАКЦИИ, ЕСЛИ ИЗВЕСТНЫ МАССЫ ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ, ОДНО ИЗ КОТОРЫХ ВЗЯТО В ИЗБЫТКЕ

Задача 5.2.1

Какая масса хлорида аммония образуется при взаимодействии 4,48 л хлороводорода и 5,1 г аммиака.

Дано:

$$V(\text{HCl}) = 4,48 \text{ л}$$

$$M(\text{NH}_3) = 5,1 \text{ г}$$

Найти: m - ?

Решение:



1. Находим количество вещества

хлороводорода по формуле: $\nu = V/V_m$

$$\nu(\text{HCl}) = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

2. Находим количество вещества аммиака по формуле: $\nu = m / M$

$$\nu(\text{NH}_3) = 5,1 / 17 = 0,3 \text{ моль}$$

3. По уравнению реакции 1 моль аммиака реагирует с 1 моль хлороводорода, следовательно, 0,2 моль HCl прореагирует с 0,2 моль NH₃. А фактически аммиака прореагировало 0,3 моль, следовательно, аммиак взят в избытке. **Считаем по недостатку**, т.е. $\nu(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,2$ моль

4. Находим массу хлорида аммония $m(\text{NH}_4\text{Cl}) = M \cdot \nu$

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \cdot 0,2 = 10,7 \text{ г}$$

Задача 5.2.2

Железо сплавили с серой массой 6,4 г. К полученному продукту добавили избыток соляной кислоты. Выделяющийся газ пропустили через раствор массой 200 г с массовой долей хлорида меди (II) 15%. Определите, какая масса осадка образовалась.

В данной задаче используются понятия массовая доля растворенного вещества и избыток одного из исходных веществ

Дано:

$$m(\text{S}) = 6,4 \text{ г}$$

$$m(\text{CuCl}_2 \text{ р-р}) = 200 \text{ г}$$

$$W(\text{CuCl}_2) = 15\%$$

Найти - $m \downarrow$ - ?

Решение:

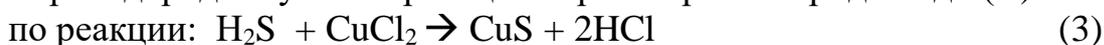
1. При сплавлении серы и железа образуется сульфид Fe (II)



при взаимодействии сульфида железа (II) с соляной кислотой образуется



Сероводород вступает в реакцию с раствором хлорида меди (II)



2. Определим массу хлорида меди, используя формулу:

$$W(\text{CuCl}_2) \text{ в р-ре} = m \text{ CuCl}_2 / m \text{ CuCl}_2 \text{ р-ра} \cdot 100 \% \\ m(\text{CuCl}_2) = 200 \cdot 0,15 = 30 \text{ г}$$

3. Находим количество вещества хлорида меди (II)

$$\nu(\text{CuCl}_2) = 30 / 135 = 0,22 \text{ моль}$$

4. Находим количество вещества серы, вступившей в первую реакцию

$$\nu(\text{S}) = 6,4 / 32 = 0,2 \text{ моль.}$$

5. По уравнению (1) 1 моль S реагирует с железом с образованием 1 моль FeS. 1 моль FeS реагирует с соляной кислотой (по уравнению 2) с образованием 1 моль H₂S. Значит, в реакцию с CuCl₂ вступит 1 моль H₂S.

$$\nu(\text{S}) = \nu(\text{FeS})_{\text{реакция 1}} = \nu(\text{FeS})_{\text{реакция 2}} = \nu(\text{H}_2\text{S})_{\text{реакция 2}} = \nu(\text{H}_2\text{S})_{\text{реакция 3}} = \\ = 0,2 \text{ моль}$$

6. В третьей реакции отношение между H₂S и хлоридом меди (II) 1:1, значит, если 0,2 моль H₂S должен прореагировать с 0,2 моль хлорида меди (II), а фактически прореагировало 0,22 моль, следовательно, хлорид меди взят в избытке.

7. Отношение между сероводородом и сульфидом меди (2) тоже 1:1, поэтому количество вещества сульфида меди равно 0,2 моль.

$$m(\text{CuS}) = \nu \cdot M$$

$$m(\text{CuS}) = 0,2 \cdot 96 = 18,2 \text{ г}$$

5.3 МАССОВАЯ ДОЛЯ ВЕЩЕСТВА В СМЕСИ

При решении задач этого типа используют формулу для вычисления массовой доли вещества в смеси:

$$\omega(\text{в-ва в смеси}) = m \text{ чистого в-ва} / m \text{ смеси} \cdot 100\% \quad (12)$$

Для газообразных продуктов используют понятие объемной доли φ , которая рассчитывается по формуле 13:

$$\varphi(\text{газа в смеси}) = V_{\text{газа}} / V_{\text{смеси}} \cdot 100\% \quad (13)$$

Задача 5.3.1

11,9 г смеси алюминиевых и медных опилок обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 8,96 л газа. Определите массовую долю медных стружек в смеси.

Дано:

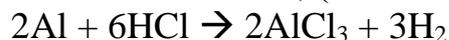
$$m_{\text{смеси}} = 11,9 \text{ г}$$

$$V_{\text{газа}} = 8,96 \text{ л}$$

Найти: ω_{Cu} - ?

Решение:

1. С соляной кислотой будет реагировать только алюминий, (медь не реагирует)



2. Находим количество вещества водорода по формуле: $v = V/V_m$

$$v(\text{H}_2) = 8,96/22,4 = 0,4 \text{ моль}$$

3. По уравнению реакции из 2 моль алюминия образуется 3 моль водорода, следовательно, для образования 0,4 моль водорода нужно 0,27 моль алюминия

$$2 \text{ моль Al} - 3 \text{ моль H}_2 \quad x = 2*0,4/3 = 0,27$$

$$x \text{ моль Al} - 0,4 \text{ моль H}_2$$

4. Находим массу алюминия по формуле: $v = m / M$

$$m(\text{Al}) = 0,27 * 27 = 7,29 \text{ г}$$

5. Массовую долю меди в смеси находим по формуле 11:

$$\omega(\text{Cu в смеси}) = 11,9 - 7,29 / 11,9 * 100 \% = 38,64 \%$$

Задача 5.3.2

Хлороводород, полученный из образца технического хлорида натрия массой 12 г, использовали для получения концентрированной соляной кислоты. Вся полученная кислота вступила в реакцию с оксидом марганца (IV). При этом образовался газ объемом 1,12 л. Определите массовую долю NaCl в исходном образце.

Дано:

$$m_{\text{NaCl}_{\text{тех}}} = 12 \text{ г}$$

$$V_{\text{газа}} = 1,12 \text{ л}$$

Найти:

$\omega(\text{NaCl})_{\text{тех. образце}}$ - ?

Решение:

1. Хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на твердый хлорид натрия:



2. При взаимодействии соляной кислоты с оксидом марганца (IV) образуется газообразный хлор (один из лабораторных способов получения хлора):



3. Находим количество вещества хлора по формуле: $v = V/V_m$,

$$v(\text{Cl}_2) = 1,12/22,4 = 0,05 \text{ моль}$$

4. Так как коэффициенты между хлором и соляной кислотой 1: 4, то $\nu(\text{Cl}_2) = 0,2$ моль



5. Для получения хлора использовали весь хлороводород, полученный в первой реакции, значит, $\nu(\text{Cl}_2) = \nu(\text{HCl})_{\text{реакция 1}} = 0,2$ моль = $\nu(\text{HCl})_{\text{реакция 1}}$

6. Количество вещества хлорида натрия равно 0,2 моль, так как в соответствии с уравнением реакции (1) из 1 моль хлорида натрия образуется 1 моль хлороводорода.

$$\nu(\text{NaCl}) = \nu(\text{HCl})_{1 \text{ реакции}} = 0,2 \text{ моль}$$

7. Находим массу хлорида натрия по формуле: $\nu(\text{NaCl}) = m / M$
 $m(\text{NaCl}) = 0,2 * 58,5 = 11,7$ г

8. Массовая доля NaCl в техническом образце:

$$\begin{aligned} \omega(\text{NaCl})_{\text{в тех. образце}} &= m_{\text{NaCl}} / m_{\text{тех. образца}} * 100 \% , \\ \omega(\text{NaCl})_{\text{в тех. образце}} &= 11,7 / 12 * 100 \% = 97,5 \% \end{aligned}$$

Задача 5.3.3

При сгорании смеси силана SiH_4 и метана CH_4 выделяется углекислый газ, а масса твердых продуктов реакции составляет 6 г. После пропускания углекислого газа через избыток гидроксида натрия образовалось соединение массой 31,8 г. Определите массовые доли силана и метана в смеси.

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{SiO}_2) &= 6 \text{ г} \\ m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 31,8 \text{ г} \end{aligned}$$

Решение:

1. При горении силана и метана образуются оксиды и вода:



Твердым остатком может быть только оксид кремния, значит его масса 6 г.

2. Так как оксид углерода (4) пропускают через избыток щелочи, то образуется средняя соль - карбонат натрия:



3. Найдем количество вещества Na_2CO_3 по формуле: $\nu = m/M$

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 31,8/106 = 0,3 \text{ моль}$$

4. Так как коэффициенты перед CO_2 и Na_2CO_3 (реакция 3) и коэффициенты перед CH_4 и CO_2 (реакция 2) одинаковы, то $\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{CO}_2)_{\text{реакция 3}} = \nu(\text{CO}_2)_{\text{реакция 2}} = \nu(\text{CH}_4)_{\text{реакция 2}} = 0,3$ моль

5. Находим объем метана, используя формулу: $\nu = V/V_m$
 $\nu(\text{CH}_4) = 0,3 * 22,4 = 6,72$ л

6. Определяем количество моль оксида кремния: $\nu(\text{SiO}_2) = m/M$,
 $\nu(\text{SiO}_2) = 6/60 = 0,1$ моль = $\nu(\text{SiH}_4)$
(так как коэффициенты перед SiH_4 и SiO_2 равны 1).

7. Объем силана рассчитываем по формуле: $\nu = V/V_m$
 $V(\text{SiO}_2) = 0,1 * 22,4 = 2,24$ л

8. Объемная доля φ равна отношению объема газа к объему смеси
 $\varphi = V/V(\text{смеси})$:

$$\varphi(\text{SiH}_4) = 2,24/2,24+6,72 = 0,25$$
$$\varphi(\text{CH}_4) = 6,72/2,24+6,72 = 0,75$$

5.4 ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СИСТЕМЫ УРАВНЕНИЙ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ

Задача 5.4.1

После полного термического разложения 2,0 г смеси карбонатов кальция и стронция получили 1,23 г смеси оксидов этих металлов. Вычислите массу карбоната стронция в исходной смеси.

Дано:

$$m_{\text{смеси карбонатов}} = 2 \text{ г}$$
$$m_{\text{смеси оксидов}} = 1,23 \text{ г}$$

Найти: $m(\text{SrCO}_3)$ - ?

-

Решение:

1. При разложении карбонатов кальция и стронция образуются оксиды и углекислый газ
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrO} + \text{CO}_2$

2. Пусть x – масса карбоната кальция, а y – масса карбоната стронция
тогда масса смеси $x+y=2$

3. Количество молей карбонатов определяем по формуле:

$$\nu = m/M$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = x/100, \nu(\text{SrCO}_3) = y/148$$

4. Так как из одного моль CaCO_3 образуется 1 моль CaO , то:

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaO}) = x/100,$$

Аналогично, из 1 моль карбоната стронция SrCO_3 образуется 1 моль SrO оксида стронция, следовательно:

$$\nu(\text{SrCO}_3) = \nu(\text{SrO}) = y/148$$

5. Массы оксидов можно рассчитать по формуле: $m = \nu * M$

$$m(\text{CaO}) = 56x/100,$$

$$m(\text{SrO}) = 104y/148.$$

$$\text{Получаем второе уравнение: } 56x/100 + 104y/148 = 1,23$$

6. Решаем систему: $x + y = 2$

$$56x/100 + 104y/148 = 1,23,$$

$$\text{Получаем: } x = 1,21, y = 0,79$$

Масса карбоната кальция 1,21 г, масса карбоната стронция 0,79 г.

Задача 5.4.2

При действии соляной кислоты на смесь железа и алюминия массой 16,6 г выделился водород объемом 10,13 л. Объем измерен при температуре 0С и давлении 112 кПа. Определите массовую долю железа в смеси. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 20% и плотностью 1,1 г/мл использовали для реакции.

Дано:

$$m(\text{Fe}+\text{Al}) = 16,6 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 10,13 \text{ л}$$

$$P = 112 \text{ кПа}$$

$$t = 0^\circ\text{C}$$

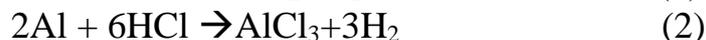
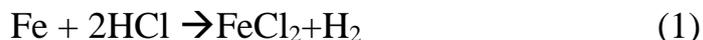
$$\omega(\text{HCl}_{\text{p-p}}) = 20\%$$

$$\rho(\text{HCl}_{\text{p-p}}) = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{HCl}_{\text{p-p}}) - ?$$

$$\omega(\text{Fe}) - ?$$

Решение:



1. Так как условия отличаются от нормальных, воспользуемся уравнением Менделеева - Клапейрона для расчета количества выделившегося водорода $P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T$, где P – давление, Па, V – объем, м^3 , R – газовая постоянная, $\text{кДж/моль} \cdot \text{К}$, T – температура, $\text{К}(t+273)$

2. Рассчитываем суммарное количество вещества водорода по формуле: $\nu = P \cdot V / R \cdot T$

$$\nu(\text{H}_2) = 112 \cdot 10^3 \cdot 10,13 \cdot 10^{-3} / 8,31 \cdot 273 = 0,5 \text{ моль}$$

3. Пусть x – количество вещества железа

y – количества вещества алюминия, тогда масса железа и алюминия:

$$m(\text{Fe}) = M \cdot \nu \quad m(\text{Fe}) = 56 \cdot x$$

$$m(\text{Al}) = M \cdot \nu \quad m(\text{Al}) = 27 \cdot y$$

4. Масса смеси, состоящей из алюминия и железа равна 16,6 г

$$m(\text{Fe}) + m(\text{Al}) = 16,6$$

$$56x + 27y = 16,6 - \text{масса смеси}$$

5. Рассчитываем количество вещества водорода, образовавшегося по реакции 1 и 2:

Так как из 1 моль железа образуется 1 моль водорода, то из x моль железа образуется x моль водорода (реакция 1):

$$\nu(\text{H}_2)_{\text{реакция 1}} = x \text{ моль}$$

По уравнению реакции (2): из 2 моль алюминия образуется 3 моль водорода. Составим пропорцию:

$$2 \text{ моль Al} - 3 \text{ моль H}_2$$

$$y \text{ моль Al} - ? \text{ моль H}_2$$

$$? = 3y/2 = 1,5y$$

Значит, водорода во второй реакции образовалось $1,5 \cdot y$. Суммарное количество водорода равно 0,5 моль:

$$\nu(\text{H}_2)_{1+2} = x + 1,5y = 0,5$$

6. Составляем систему уравнений:

$$56x + 27y = 16,6$$

$$x + 1,5y = 0,5$$

Решая систему, получаем: $x = 0,2$ $y = 0,2$

7. Рассчитываем массы железа и алюминия:

$$m(\text{Fe}) = 0,2 \cdot 56 = 11,2 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}) = 0,2 \cdot 27 = 5,4 \text{ г}$$

8. Массовые доли металлов в смеси:

$$\omega(\text{Fe}) = 11,2/16,6 \cdot 100 \% = 67,47\%$$

$$\omega(\text{Al}) = 5,4/16,6 \cdot 100 \% = 32,53\%$$

9. Рассчитываем суммарное количество вещества соляной кислоты:

По 1 уравнению реакции: один моль железа реагирует с 2 моль соляной кислоты (коэффициенты 1 : 2), значит, 0,2 моль железа прореагируют с 0,4 моль соляной кислоты

$$\nu = (\text{HCl})_{\text{реакция}} = 0,4 \text{ моль}$$

Согласно 2 уравнению: 2 моль алюминия реагируют с 6 молями соляной кислоты (коэффициенты 2:6), значит 0,2 моль алюминия прореагирует с 0,6 моль соляной кислоты

$$v = (\text{HCl})_{2\text{реакция}} = 0,6 \text{ моль}$$

Суммарное количество вещества соляной кислоты - $(0,4+0,6) = 1$ моль

10. Масса соляной кислоты

$$m(\text{HCl}) = M \cdot v$$

$$m(\text{HCl}) = 36,5 \cdot 1 = 36,5 \text{ г}$$

11. Для расчета объема раствора соляной кислоты воспользуемся формулой:

$$\omega(\text{HCl}) = m / V \rho$$

$$V = m / \rho \cdot \omega(\text{HCl})$$

$$V(\text{HCl}) = 36,5 / 1,1 \cdot 0,2 = 166 \text{ мл}$$

5.5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОСТАВА СОЛИ

Задача 5.5.1

При сжигании метана 2,24 л CH_4 весь углекислый газ пропустили через 19,1 мл 32% раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,35 г/мл). Определите состав соли и ее массовую долю в растворе.

Дано:

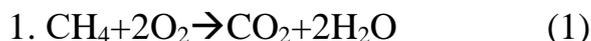
$$V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 19,1 \text{ мл}$$

$$V(\text{CH}_4) = 2,24 \text{ л}$$

$$\rho_{\text{р-ра}} \text{NaOH} = 1,35 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 32 \%$$

Решение



2. Найдем количество моль метана:

$$v(\text{CH}_4) = V / V_m,$$

$$v(\text{CH}_4) = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль}$$

Найти:

ω - ?

m соли - ?

3. Так как из 1 моль метана образуется 1 моль газа, то $v(\text{CH}_4) = v(\text{CO}_2) = 0,1$ моль

4. При взаимодействии CO_2 и NaOH возможно образование двух видов солей: средней (2) и кислой (3):



Тип соли будет зависеть от количества вещества исходных веществ: при взаимодействии 1 моль CO_2 с 2 моль NaOH , образуется средняя соль; если количества вещества NaOH равно количеству вещества CO_2 , то – образуется кислая соль.

$v(\text{CO}_2) : v(\text{NaOH})$ как 1: 2 соль средняя

$v(\text{CO}_2) : v(\text{NaOH})$ как 1: 1 соль кислая

5. Найдем массу и количество вещества щелочи: $m_{\text{в-ва}} = V \cdot \rho \cdot \omega$

$$m(\text{NaOH}) = 19,1 \cdot 1,35 \cdot 0,32 = 8,25 \text{ г}$$

$$v = m(\text{NaOH}) \setminus M(\text{NaOH})$$

$$m(\text{в-ва}) = 8,25 / 40 = 0,21 \text{ моль}$$

6. Определим, какая соль образуется. Для получения средней соли по уравнению (2) 1 моль CO_2 реагирует с 2 моль NaOH , значит, с 0,1 моль газа прореагирует 0,2 моль щелочи и еще 0,01 моль щелочи не прореагирует. То есть образуется средняя соль.

Так как щелочь взята в избытке, то количество моль соли будет равно количеству моль углекислого газа:

$$v(\text{CO}_2)_{\text{реакция 1}} = v(\text{CO}_2)_{\text{реакция 2}} = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ моль}$$

7. Находим ее массу: $vM = m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 106 = 10,6 \text{ г}$

8. Массовая доля соли в растворе: $\omega(X) = m(x) / m_{\text{р-ра}}$

Масса раствора = масса щелочи + масса углекислого газа

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V_{\text{р-р}}(\text{NaOH}) + v \cdot M(\text{CO}_2)$$

$$m_{\text{р-ра}} = 19,1 \cdot 1,35 + 0,1 \cdot 44 = 30,19 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3)_{\text{в р-ре}} = 10,6 / 30,19 \cdot 100\% = 35\%$$

Задача 5.5.2

При взаимодействии водного раствора гидроксида натрия, содержащего 40 г NaOH , с оксидом фосфора (V), получившимся при сгорании 15,5 г красного фосфора образовалась соль. Определите тип соли и ее массу.

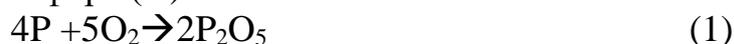
Дано:

$$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ г}$$

$$m(\text{P}) = 15,5 \text{ г}$$

Решение

1. Фосфор сгорает с образованием оксида фосфора (V)



Найти m -?

m -?

2. При взаимодействии оксида фосфора (V) и щелочи возможно образование трех видов солей: средней (фосфата натрия) и двух кислых (гидрофосфат и дигидрофосфат натрия)



Тип соли зависит от количества исходных веществ:

- средняя соль (фосфат натрия) образуется, если 1 моль оксида

прореагирует с 6 моль щелочи;

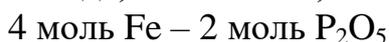
- кислая соль (гидрофосфат натрия) образуется, если 1 моль оксида прореагирует с 4 моль щелочи;

- при взаимодействии 1 моль оксида и 2 моль щелочи образуется дигидрофосфат натрия (кислая соль).

3. Найдем количество фосфора: $\nu(\text{P}) = m / M$

$$\nu(\text{P}) = 15,5 / 31 = 0,5 \text{ моль}$$

4. По уравнению реакции (1) из 4 моль фосфора образуется 2 моль оксида, значит из 0,5 моль фосфора образуется 0,25 моль оксида



$$0,5 \text{ моль} - ?$$

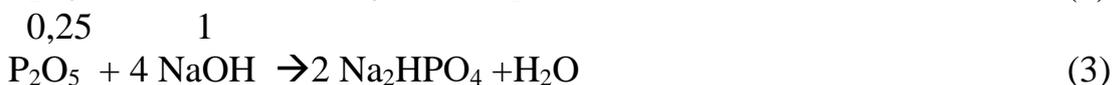
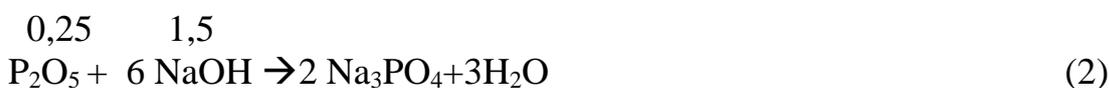
$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,25 \text{ моль}$$

5. Для определения типа соли, находим количество вещества щелочи:

$$\nu(\text{NaOH}) = m / M$$

$$\nu(\text{NaOH}) = 40 / 40 = 1 \text{ моль,}$$

Получаем, что, 0,25 моль щелочи реагирует с 1 моль оксида фосфора, следовательно, образуется кислая соль - гидрофосфат натрия.



6. Находим массу соли

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = M \cdot \nu$$

Количество вещества соли в 2 раза больше, чем количество вещества оксида (коэффициенты 1 : 2) и равно 0,5 моль

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 142 \cdot 0,5 = 71 \text{ г}$$

УПРАЖНЕНИЯ

1. При взаимодействии алюминия с серной кислотой получено 5,38 л водорода, что составило 80% от теоретически возможного. Рассчитайте массу алюминия и объем 10 % раствора серной кислоты (плотностью 1,07 г/мл), потребовавшегося для взаимодействия с алюминием.

2. Смешали 59 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 10% и 100 г гидрокарбоната натрия с массовой долей 5%. Рассчитайте массовую долю соли в новом растворе
3. Смешали 50 мл раствора хлорида кальция с концентрацией 2 моль/л и 80 мл раствора фосфата калия с концентрацией 1 моль/л. Определите массу осадка.
4. Песок массой 2 кг сплавили с гидроксидом калия. Определите выход продукта, если массовая доля оксида кремния (IV) в песке составляет 90%.
5. 40 г карбоната кальция прореагировали с избытком соляной кислоты. Полученный газ поглотили раствором гидроксида натрия (массовая доля 20%, плотностью 1,22 г/мл). Определите объем раствора щелочи, который потребовался для поглощения всего газа.
6. Какая масса вольфрама может быть получена при восстановлении водородом концентрата руды массой 145 г, содержащего оксид вольфрама (VI) и невосстанавливающиеся примеси, массовая доля которых, равна 20 %. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для осуществления процесса.
7. Образец сплава цинка, алюминия и меди массой 20 г обработали избытком щелочи. При этом выделился газ объемом 7,1 л (н.у.). Масса нерастворимого остатка составила 2 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.
8. Объем смеси азота и углекислого газа равен 14 л (при нормальных условиях). Масса этой смеси составляет 25,5 г. Найти объемную долю углекислого газа в смеси.
9. В токе хлора сожгли 1,76 г смеси медных и железных опилок, в результате получилось 4,6 г смеси хлоридов этих металлов. Определите массовые исходных веществ.
10. При взаимодействии водного раствора гидроксида натрия, содержащего 35,6 г NaOH, с оксидом серы (IV), получившимся при обжиге пирита (FeS_2) массой 53,5 г образовалась соль. Определите ее массу и тип.

ЗАДАЧИ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

1. Аммиак объемом 4,48 л (н.у.) пропустили через 200 г 4,9%-го раствора ортофосфорной кислоты. Определите массу соли, образующуюся в результате реакции.
2. Рассчитайте массовую долю соли в растворе при растворении 1,3 г цинка в 36,5 г 10% раствора соляной кислоты.
3. Найти объем воздуха, необходимый для полного сгорания 32 л (н.у.) угарного газа CO.
4. Сероводород объемом 5,6 л (н.у.) прореагировал без остатка с 59,02 мл 20%-ного раствора KOH (плотность 1,186 г/мл). Определите массу соли, полученной в результате этой химической реакции

5. В результате пропускания углекислого газа через 70,83 мл 20 %-раствора гидроксида калия (плотность 1,186 г/мл) было получено 97,2 г раствора соли. Определите массу соли, полученной в результате этой химической реакции.
6. Газ, выделившийся при обработке 26,1 г сульфида марганца (II) соляной кислотой, пропустили через 120 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю соли, образовавшейся при этой химической реакции.
7. Технический сульфид железа (II) массой 33,5 г, содержащий 8% нерастворимых примесей, обработали горячим раствором соляной кислоты, масса которого 219 г и массовая доля HCl 15% . Вычислите массовую долю соли в полученном растворе. Растворением сероводорода в воде пренебречь.
8. Гидрид кальция обработали соляной кислотой массой 200 г с массовой долей HCl 15%; при этом выделилось 11,2 л газа (н.у.). Рассчитайте массовую долю хлороводорода в получившемся растворе.
9. Через 100 мл раствора гидроксида натрия с плотностью 1,1г/мл пропустили 4,928 л углекислого газа (н.у.), в результате чего образовалось 22,88 г смеси двух солей. Определите массы веществ в полученном растворе.
10. В закрытом сосуде сожгли 2,31 л (н.у.) сероводорода, содержащего 3% негорючих примесей в 5,6 л (н.у.) кислорода. Образовавшийся SO₂ газ охладили до комнатной температуры и поглотили 157,6 мл воды. Определите массовую долю вещества, образовавшегося при этом в растворе.

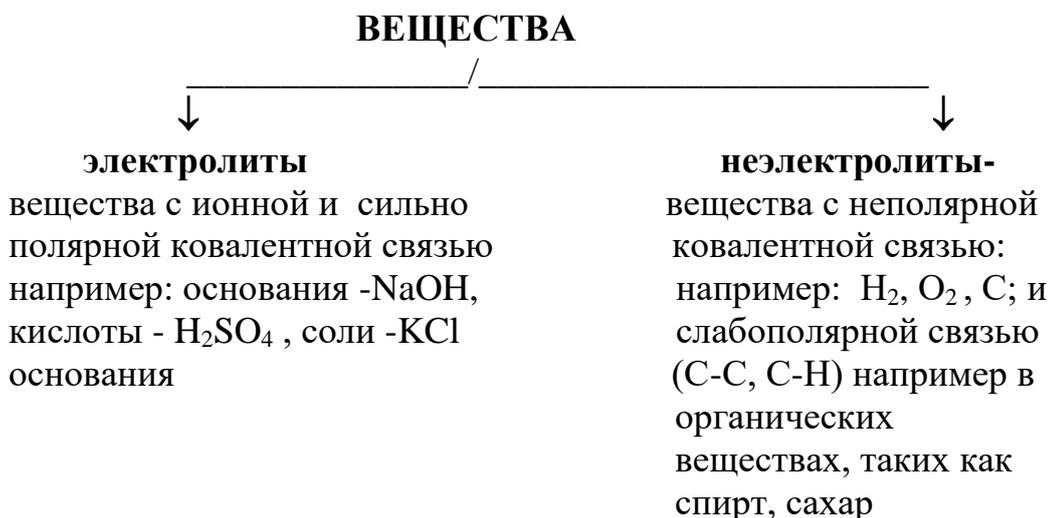
ГЛАВА 6 ОСНОВЫ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Все вещества принято условно делить по их поведению в растворах на две группы:

а) вещества - растворы или расплавы, которых проводят электрический ток (**ЭЛЕКТРОЛИТЫ**)

б) вещества - растворы или расплавы, которых не проводят электрический ток (**НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ**).

К электролитам относятся большинство неорганических кислот, солей, оснований. К неэлектролитам – многие органические соединения (например, углеводы).

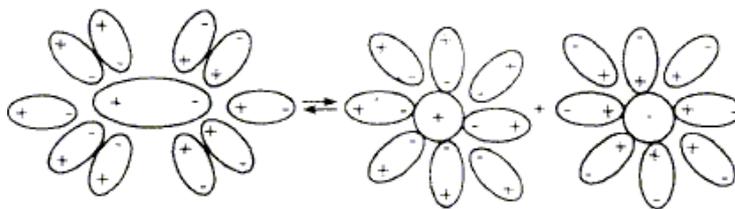


ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ – это процесс распада вещества на ионы при растворении в воде или расплавлении.

Явление электролитической диссоциации объясняется тем, что взаимодействие полярных молекул воды с молекулами растворенного вещества с ковалентной полярной связью, например, хлоридом водорода, приводит к ослаблению связи между атомами, и их распаду на ионы (см. рис.1).

Ионная кристаллическая решетка разрушается полярными молекулами воды за счет электростатического взаимодействия с ионами, из которых построены твердые соли, т.е. растворение ионного кристалла всегда сопровождается электролитической диссоциацией.

Рис. 1 Схема диссоциации полярной молекулы на ионы в растворе:



Для объяснения особенностей растворов электролитов шведским ученым Аррениусом в 1887г была предложена теория электролитической диссоциации.

Основные положения теории:

1. При растворении в воде молекулы электролита распадаются (диссоциируют) на "+" заряженные ионы (катионы) и "-" заряженные ионы (анионы).

Ионы металлов имеют положительный заряд, ионы кислотных остатков - отрицательный. Величины зарядов соответствуют (по модулю) валентности.

Например: K^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: катионы двигаются к катоду ("-" заряженному электроду), а анионы двигаются к аноду ("+" заряженному электроду).

3. Диссоциация обратимый процесс: параллельно протекает процесс соединения ионов (ассоциация).

В водных растворах ионы химически связаны с молекулами воды, т.е. они гидратированы. Так как число молекул воды, которое присоединяет ион, в большинстве случаев неизвестно, то уравнения процессов электролитической диссоциации изображают упрощенно, например:



6.1 СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Количественно процесс электролитической диссоциации характеризуется степенью диссоциации.

α - (СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ) - величина, показывающая отношение числа распавшихся на ионы молекул (n), к числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = n/N$$

Степень диссоциации является безразмерной величиной и выражается в долях или в процентах. Если $\alpha = 100\%$, то вещество полностью распадается на ионы.

Различные электролиты имеют различную степень диссоциации. Опыт показывает, что степень диссоциации зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от концентрации электролита и от температуры. С уменьшением концентрации, то есть при разбавлении его водой и повышении температуры, α увеличивается.

По степени диссоциации электролиты делятся на три группы: сильные, средней силы и слабые.

Если $\alpha > 30\%$, то такие электролиты называют **сильными**. К ним относятся: **растворимые соли** (например: NaCl, KCl), **основания щелочных и щелочноземельных металлов** (например: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂), многие неорганические кислоты (например: HNO₃, HCl, HBr, HI, HClO₄, H₂SO₄,)

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

↓	↓	↓
сильные	средние	слабые
$\alpha > 30\%$	$3\% < \alpha < 30\%$	$\alpha < 3\%$
полностью распадаются на ионы	частично распадаются	на ионы

У **средних** электролитов $3\% < \alpha < 30\%$. Примером такого электролита может служить ортофосфорная кислота - H₃PO₄ ($\alpha = 26\%$)

К **слабым** электролитам относятся соединения, имеющие степень диссоциации меньше 30%. **Слабыми электролитами** являются

органические кислоты, например: CH_3COOH – уксусная кислота, HCN - синильная кислота, а также неорганические вещества: **нерастворимые соединения**, например: $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$, $\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$, **некоторые неорганические кислоты**: H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2S , а также **некоторые соли**, такие как: хлорид ртути (II) - HgCl_2 , роданид ртути - $\text{Hg}(\text{SCN})_2$, роданид железа (III) - $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Слабыми электролитами также является **гидроксид аммония** NH_4OH и вода.

Опытным путем установлено, что в одном литре воды при $t = 25^\circ\text{C}$ диссоциации подвергается лишь 10^{-7} моль воды и образуется 10^{-7} моль/л ионов H^+ и 10^{-7} моль/л ионов OH^-

Концентрацию ионов водорода в водных растворах принято выражать через **ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ** символом **pH** (читается пэ-аш).

С помощью pH характеризуют среду растворов:

pH = 7 - среда нейтральная

pH > 7 - среда щелочная

pH < 7 - среда кислая

6.2 КИСЛОТЫ, ОСНОВАНИЯ, СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (ТЭД).

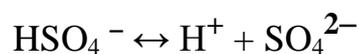
КИСЛОТА с точки зрения ТЭД - электролит, который в растворе диссоциирует на катион водорода и анион кислотного остатка.

Например, при диссоциации бромоводородной кислоты образуется катион водорода (протон): $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. (постепенно). При диссоциации серной кислоты по первой ступени сначала происходит отрыв одного катиона водорода (протона) и образуется гидросульфат-анион, а затем по второй ступени от гидросульфат-аниона отрывается второй катион водорода и образуется сульфат – анион:



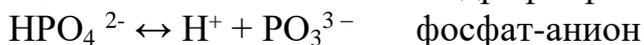
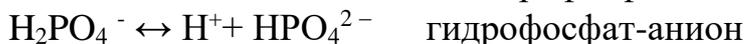
1 ступень



2 ступень

Преимущественно протекает диссоциация по 1 степени.

При диссоциации фосфорной кислоты образуется три вида анионов:



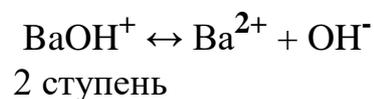
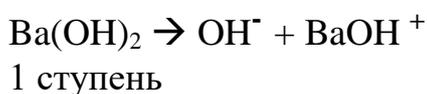
Преимущественно протекает диссоциация по 1 степени и частично по второй.

ОСНОВАНИЯ с точки зрения ТЭД - электролиты, которые диссоциируют на катион металла и анион гидроксильной группы.

Например: при диссоциации КОН образуется гидроксид-анион:
 $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

Основания, содержащие несколько гидроксильных групп, диссоциируют ступенчато.

При диссоциации $\text{Ba}(\text{OH})_2$ по первой степени сначала отрывается одна гидроксильная группа, а затем по второй степени вторая гидроксильная группа:



СРЕДНИЕ СОЛИ с точки зрения ТЭД - это сложные вещества, которые при диссоциации распадаются на катион металла и анион кислотного остатка.

Например: при диссоциации NaNO_3 образуется нитрат-анион и катион натрия: $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

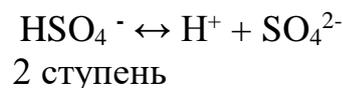
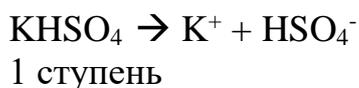
При диссоциации средних солей перед ионом ставят коэффициент, соответствующий индексу в формуле соли:



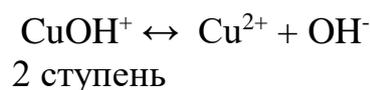
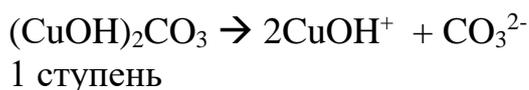
Кислые соли и основные соли диссоциируют ступенчато.

При этом у кислой соли по первой степени сначала отрывается

катион металла, а по второй катион водорода. Например: по первой ступени у KHSO_4 происходит отрыв катиона калия, а по второй отрыв катиона водорода:



При диссоциации $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ по первой ступени происходит отрыв карбонат-аниона, по второй ступени отрыв гидроксид-аниона:



6.3 ИОНООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

При взаимодействии электролитов соединяются только противоположно заряженные ионы. Если при этом образуется новое вещество в виде осадка, газа или слабого электролита, то такие реакции считаются необратимыми, то есть идущими в одну сторону, практически до конца.

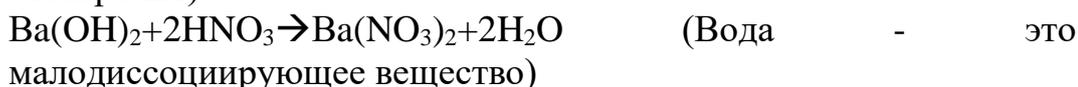
Реакции между двумя сложными веществами, в результате которых происходит обмен ионами, называются ИОНООБМЕННЫМИ.

Признаки необратимости реакций:

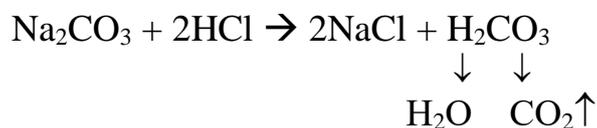
1. Если выделяется осадок или малорастворимое вещество:



2. Если образуется слабый электролит или малодиссоциирующее вещество:



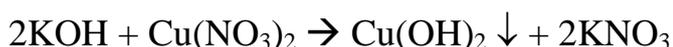
3. Если образуется газ:



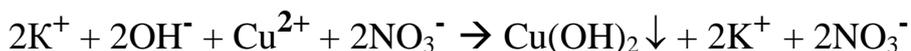
(Угольная кислота нестойкая, она распадается на углекислый газ CO_2 и воду H_2O)

Рассмотрим несколько примеров:

Пример 1. Проведем реакцию между растворами гидроксида калия KOH и нитрата меди (II) - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Используя таблицу растворимости можно предсказать образование осадка гидроксида меди (II). Действительно, при смешивании этих растворов образуется синий осадок гидроксида меди (II).



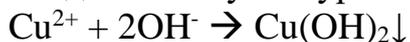
Если формулы растворимых сильных электролитов записать в виде тех ионов, на которые они диссоциируют в растворе, а формулы слабых электролитов, осадков, газов, оксидов в молекулярной форме, то уравнение примет вид:



это уравнение называется уравнением **в полной ионной форме**.

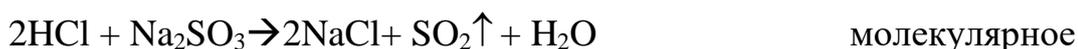
Поскольку справа и слева есть одинаковые ионы, то их можно исключить (с точки зрения ТЭД в реакции участвуют лишь катионы меди и гидроксид - анионы).

Тогда мы получим уравнение в **сокращенной ионной форме**:

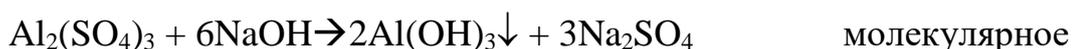


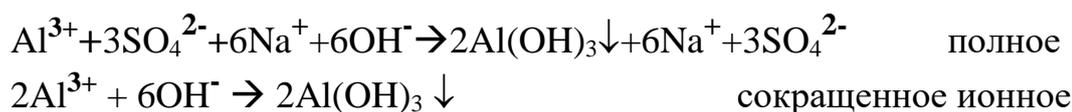
Признаком реакции является образование осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ -голубого цвета, следовательно, реакция прошла до конца.

Пример 2. В результате взаимодействия растворов соляной кислоты HCl и сульфита натрия Na_2SO_3 образуется хлорид натрия и нестойкая сернистая кислота, которая распадается на сернистый газ SO_2 и воду:

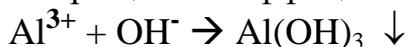


Пример 3. В результате взаимодействия растворов сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и гидроксида натрия NaOH образуется гидроксид алюминия в виде осадка и сульфат натрия:

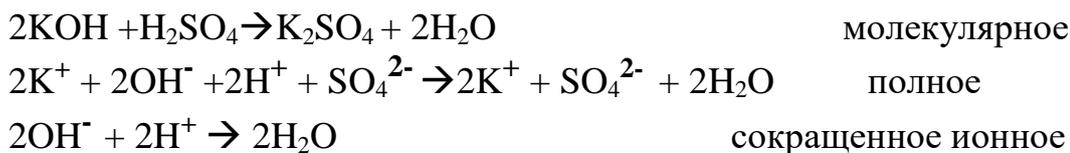




Сокращаем коэффициенты на два, получим:



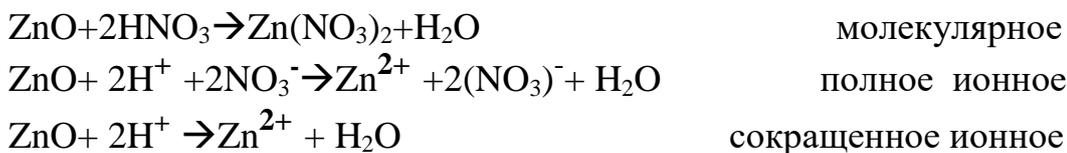
Пример 4. При реакции взаимодействия растворов гидроксида калия KOH и серной кислоты H₂SO₄ образуется малодиссоциирующее вещество – вода:



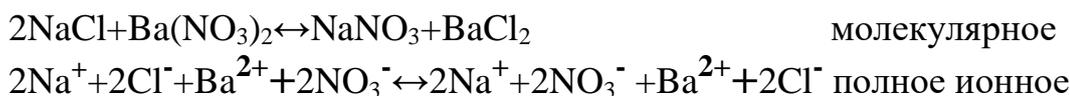
Сокращаем коэффициенты на два, получим:



Пример 5. При взаимодействии раствора азотной кислоты и оксида цинка образуется нитрат цинка и вода:



Пример 6. Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата бария:



Если продукты реакции хорошо растворимы в воде и не уходят из сферы реакции, то такая реакция является обратимой и с точки зрения теории электролитической диссоциации, не протекает.

Иногда, используя сокращенные уравнения, требуется составить молекулярные уравнения. В этом случае нужно взять в качестве исходных веществ, такие растворимые соединения, которые содержат ионы, представленные в левой части краткого ионного уравнения. Если левая часть уравнения содержит катион водорода, то следует в качестве исходного вещества взять одну из кислот - сильных электролитов. Если в левой части даны катионы

металлов или анионы кислотных остатков, рациональнее в качестве исходных веществ, взять их растворимые соли. Рассмотрим такие случаи.

Приведите молекулярное уравнение, используя сокращенное ионное:

Пример 1:



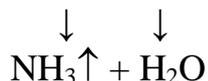
По таблице растворимости выбираем любую растворимую соль, (сильный электролит), содержащую катион свинца и любое растворимое вещество (сильный электролит), содержащее анион иода. Например: нитрат свинца и иодоводородную кислоту.



Пример 2:

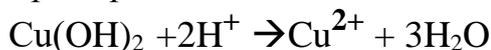


По таблице растворимости находим растворимую соль (сильный электролит), содержащие катион аммония NH_4^+ и щелочь: например, хлорид аммония и сильный электролит - гидроксид калия:



(гидроксид аммония NH_4OH распадается на аммиак NH_3 и воду)

Пример 3:

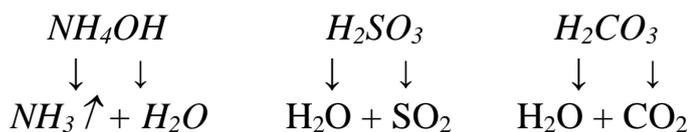


Гидроксид меди (II) является нерастворимым основанием, поэтому в сокращенном ионном уравнении он записывается в молекулярном виде. Катион водорода содержит любая растворимая кислота, (сильный электролит) например, соляная:



Следует помнить, что

- образующиеся в правой части гидроксид аммония NH_4OH , угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3 кислоты - нестойкие соединения и записываются в виде:



- в молекулярном виде записываются формулы оксидов, газов, осадков и слабых электролитов и малодиссоциирующих веществ, например воды.

6.4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

ГИДРОЛИЗ – это процесс взаимодействия ионов соли, приводящий к образованию слабого электролита.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания. Рассмотрим возможные способы образования солей.

Случай 1. Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то среда раствора - щелочная (pH >7).

К таким солям относятся соли щелочных и щелочноземельных металлов (IA- IIА группы) и анионом слабых кислот, таких как уксусная, сероводородная, угольная. Фосфорную кислоту хотя и относят к кислотам средней силы, но это касается только ее диссоциации по первой ступени. Остальные ее кислые ионы, такие как HPO_4^{2-} и H_2PO_4^- , являются слабыми электролитами.

Рассмотрим примеры:

Гидролиз раствора соли - ацетата натрия. Как сильный электролит, ацетат натрия при растворении в воде диссоциирует на катион натрия и ацетат - анион.

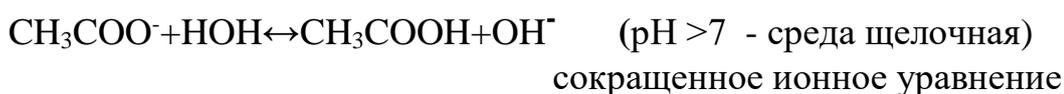
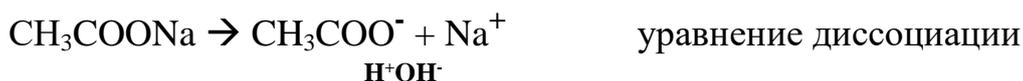


Последний взаимодействует с водой, так как, только ацетат-анион с протоном водорода образует слабый электролит. Катионы натрия не могут связать гидроксид-ионы в молекулы, так как гидроксид натрия является сильным электролитом, и существует в растворе только в виде ионов. В результате образования слабого электролита – уксусной кислоты - смещается равновесие - создается избыток гидроксид-ионов и поэтому раствор

приобретает щелочную реакцию.

Запишем уравнения в молекулярной и ионной формах.

Сначала записываем уравнение диссоциации, затем уравнение в сокращенной форме (только те ионы, которые ведут к образованию слабого электролита). Затем справа и слева добавляем противоионы – те ионы, которые не образуют слабый электролит - ионы натрия. И, наконец, молекулярное уравнение.



гидролиз

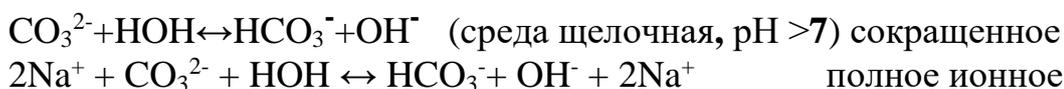
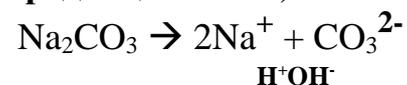


Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями протекает ступенчато.

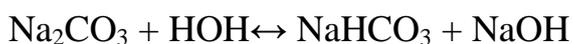
Рассмотрим гидролиз раствора карбоната натрия.

При диссоциации этой соли образуются катионы натрия и карбонат-анионы. Последний, при взаимодействии с водой, дает угольную кислоту, которая является слабым электролитом.

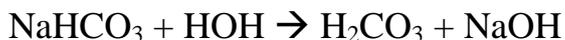
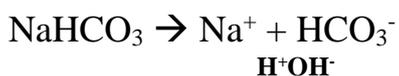
В результате образуется избыток гидроксид-ионов (**pH > 7 - среда щелочная**):



По первой ступени гидролиза образуется кислая соль – гидрокарбонат натрия:



По второй ступени незначительно, но идет гидролиз кислой соли. При диссоциации образуется катион натрия и гидрокарбонат-анион, последний при взаимодействии с водой образует слабую угольную кислоту



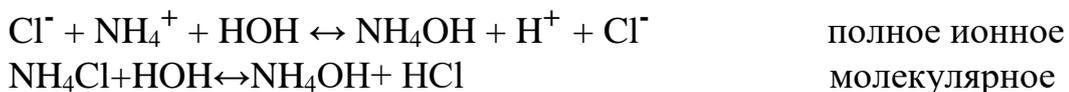
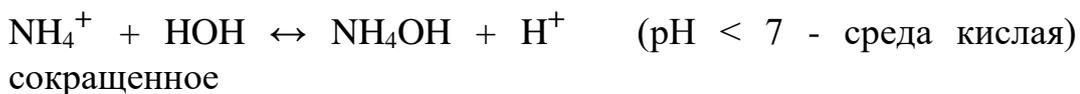
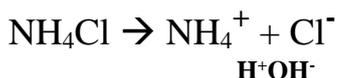
Практически идет только первая ступень гидролиза, так как ионы HCO_3^- диссоциируют труднее, чем молекулы H_2CO_3 .

Случай 2. Если соль, образована сильной кислотой и слабым основанием, то среда раствора кислая среда (pH <7).

Примеры таких солей хлориды, сульфаты, нитраты аммония, алюминия, бериллия, цинка, железа и других многозарядных катионов.

В качестве примера рассмотрим хлорид аммония, который образован сильной кислотой и слабым основанием. При растворении в воде соль, как сильный электролит, диссоциирует на катион аммония и анион хлора. Ионы аммония взаимодействуют с гидроксид-ионами, так как образуют слабый электролит - гидроксид аммония. А хлорид-ионы не могут связать ион водорода, так как HCl – сильный электролит и существует в растворе только в виде ионов.

В результате образования слабого электролита - гидроксида аммония – смещается равновесие и создается избыток протонов водорода, что способствует образованию кислой среды раствора:



Гидролиз солей, образованных слабым многокислотным (то есть имеющим несколько гидроксильных групп) основанием протекает ступенчато.

В качестве примера рассмотрим гидролиз раствора хлорида алюминия. При диссоциации образуются катион алюминия и анион - хлора. При взаимодействии катиона алюминия с водой образуется слабый электролит:



H^+OH^-

1 ступень $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ (pH < 7 - среда кислая)

гидролиза $3\text{Cl}^- + \text{Al}^{3+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ + 3\text{Cl}^-$

$\text{AlCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$

$\text{AlOHCl}_2 \xrightarrow{\text{H}^+\text{OH}^-} \text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

2 ступень $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al(OH)}_2^+ + \text{H}^+$
(pH < 7 - среда кислая)

гидролиза $2\text{Cl}^- + \text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al(OH)}_2^+ + \text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$

идет частично $\text{AlOHCl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl}$

$\text{Al(OH)}_2\text{Cl} \xrightarrow{\text{H}^+\text{OH}^-} \text{Al(OH)}_2^+ + \text{Cl}^-$

3 ступень $\text{Al(OH)}_2^+ + \text{HOH} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{H}^+$
(pH < 7 - среда кислая)

практически не идет $\text{Al(OH)}_2 + \text{Cl}^- + \text{HOH} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Случай 3. Если соль образована сильным основанием и сильной кислотой, то такие соли не подвергаются гидролизу, а среда раствора будет нейтральная (pH = 7)

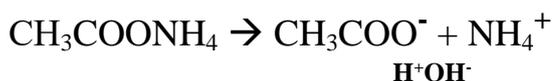
К таким солям относят соли щелочных и щелочноземельных металлов и сильных кислот, например соляной, серной, азотной. Поскольку кислоты и основания, образующие такие соли, являются сильными электролитами, ионы водорода и гидроксиды не будут связываться катионами и анионами соли с образованием слабых электролитов, т.е. концентрация ионов H^+ и OH^- останутся неизменными и равными между собой. Растворы таких солей будут нейтральными, и pH их будет равняться 7.

Случай 4. Если соль образована слабой кислотой и слабым основанием, то среда раствора зависит от степени диссоциации продуктов гидролиза - кислоты или основания

К солям этого типа относятся карбонаты, ацетаты, сульфиды, фосфаты аммония, цинка, алюминия, железа и бериллия и т. п.

Если степень диссоциации основания больше степени диссоциации кислоты, то среда будет щелочной. Если соотношение обратное, то – кислой. В случае соизмеримых значений, среда будет близка к нейтральной. Примерами могут служить растворы сульфида аммония (среда щелочная), ацетата аммония (среда нейтральная).

В качестве примера рассмотрим гидролиз раствора ацетата аммония:



H^+OH^-



$\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,3\% \quad \alpha(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,3\% \quad (\text{pH} = 7 - \text{среда нейтральная})$



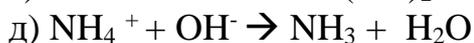
Некоторые соли полностью разлагаются водой, то есть их гидролиз является необратимым процессом. В таблице «Растворимость кислот, оснований и солей в воде» есть примечание: «в водной среде разлагается» - это значит, что такие соли подвергаются необратимому гидролизу. Например: сульфид алюминия Al_2S_3 . Появляющиеся при гидролизе по катиону ионы H^+ связываются образующимися при гидролизе по аниону OH^- . Это усиливает гидролиз и приводит к образованию нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:



УПРАЖНЕНИЯ

1. Раствор проводит электрический ток, фенолфталеин в этом растворе меняет цвет на малиновый, но данное вещество не вступает в реакции нейтрализации. Определите класс данного соединения
2. Определите соединение, при диссоциации 1 моль которого образуется максимальное количество ионов: фосфат калия, сульфат алюминия, сульфат натрия, гидроксид бария
3. Среди перечисленных, выберите пары, которые будут взаимодействовать между собой в растворе: нитрат меди (II), бромид аммония, ацетат свинца, йодид кальция, нитрат серебра. Ответ поясните, приведя молекулярные и ионные уравнения.

4. Для следующих ионных уравнений составьте молекулярные уравнения



5. Приведите примеры средних солей, водные растворы которых окрашивают лакмус а) в синий б) красный цвет. Подтвердите свой ответ уравнениями гидролиза.

6. Имеются водные растворы сульфата аммония, хлорида натрия, нитрата алюминия, ацетата калия, йодида бария, ацетата аммония. Какую соль можно обнаружить с помощью только лакмуса. Поясните свой ответ.

7. Водный раствор соли А окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет, а раствор соли В не изменяет окраску фенолфталеина. При смешивании растворов этих солей образуется осадок. Приведите пример соли А и В и уравнения реакции между ними.

РАЗБОР ЗАДАНИЙ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

1. Неэлектролитами являются все вещества, указанные в ряду:

1) этиловый спирт, хлорид калия, сульфат бария

2) растительное масло, гидроксид калия, ацетат натрия

3) сахар, эфир, спирт

4) сульфат натрия, глюкоза, уксусная кислота

Решение. Электролиты – это вещества, которые в водном растворе или расплаве распадаются на ионы. К электролитам относятся кислоты, основания и соли. Оксиды, а также неполярные органические вещества молекулярного строения не являются электролитами.

В первом варианте ответа неэлектролитом является этиловый спирт. Это спирт, органическое вещество молекулярного строения, в водном растворе не распадается на ионы. Хлорид калия и сульфат бария – соли, являются электролитами. Таким образом, первый вариант не подходит.

Во втором варианте гидроксид калия (щелочь) и ацетата натрия (соль) – электролиты, растительное масло – органическое вещество молекулярного соединения – неэлектролит. Второй вариант также не подходит.

В третьем варианте все вещества – органические, молекулярного строения, не являются электролитами. Этот ответ подходит.

В четвертом варианте неэлектролитом является глюкоза – органическое вещество, не диссоциирующий в водном растворе. Этот вариант неверный.

//Ответ: 3

2. Слабый электролит образуется в реакциях ионного обмена между водными растворами каждой пары веществ:

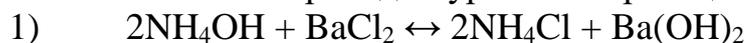
1) гидроксида аммония и хлорида бария; гидроксида бария и хлорида аммония;

2) нитрата аммония и гидроксида калия; ацетата натрия и серной кислотой;

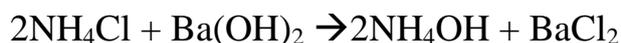
3) нитрата кальция и бромида натрия; карбоната натрия и гидроксида кальция;

4) хлорида аммония и нитрата серебра; сульфат натрия и соляной кислотой

Решение. Приведем уравнения реакции



И NH_4Cl , и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – растворимые вещества, сильные электролиты. следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

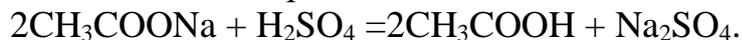


NH_4OH – слабый электролит

следовательно, этот вариант ответа не подходит.



NH_4OH – слабый электролит

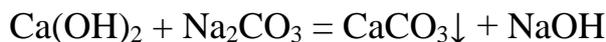


CH_3COOH – слабый электролит

следовательно, этот ответ правильный.



И CaBr_2 , и NaNO_3 – соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца



$\text{CaCO}_3\downarrow$ - слабый электролит



Слабый электролит- $\text{AgCl}\downarrow$



Продукты реакции -растворимые вещества, сильные электролиты. следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

//Ответ: 2

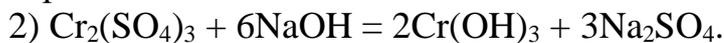
3. С выпадением осадка протекает реакция ионного обмена между растворами

- 1) гидроксида натрия и хлорида бария
- 2) сульфата хрома (III) и гидроксида калия
- 3) нитрата кальция и бромида натрия
- 4) хлорида аммония и нитрата алюминия

Решение. Для ответа на этот вопрос надо составить уравнения реакций ионного обмена и посмотреть по таблице растворимости, в каком случае выпадает осадок.



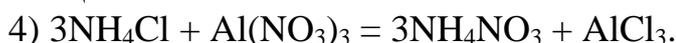
И NaCl , и Ba(OH)_2 – растворимые вещества, следовательно, этот вариант ответа не подходит.



Cr(OH)_3 – осадок, следовательно, этот ответ правильный.



И CaBr_2 , и 2NaNO_3 – соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.



И NH_4NO_3 , и AlCl_3 – соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

//Ответ: 2

4. Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:

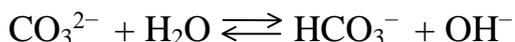
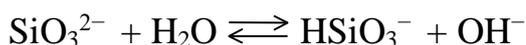
- | | |
|---|--|
| 1) KCl и Na_2S | 2) K_2SiO_3 и Na_2CO_3 |
| 3) FeCl_2 и NH_4Cl | 4) CuSO_4 и Na_2SO_4 |

Решение. Щелочная реакция среды обусловлена присутствием в растворах гидроксид-ионов (OH^-). Раствор соли имеет щелочную среду, если соль в водном растворе гидролизуеться по аниону. Это происходит в том случае, если соль образована сильным основанием и слабой кислотой.

В первом варианте ответа соль KCl образована сильным основанием гидроксидом калия (KOH) и сильной соляной кислотой (HCl). Эта соль не гидролизуеться, ее раствор имеет нейтральную среду. Данный ответ не подходит.

Во втором варианте соль силикат калия образована сильным основанием – гидроксидом калия (KOH) и слабой кремниевой кислотой (H_2SiO_3). Карбонат натрия также является солью, образованной сильным основанием – гидроксидом натрия (NaOH) и слабой угольной кислотой (H_2CO_3). Поэтому в водном растворе

обе эти соли гидролизуются по аниону с образованием ионов OH^- :



Среда щелочная, что удовлетворяет условию задания.

В третьем варианте хлорид железа (II) – соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием. Эта соль гидролизуеться по катиону с образованием ионов водорода. Среда кислая, вариант 3 не подходит.

В четвертом варианте сульфат меди – соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием. Эта соль гидролизуеться по катиону с образованием ионов водорода. Среда кислая, вариант 4 не подходит.

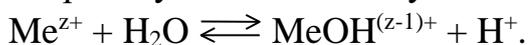
//Ответ: 2

5. Установите соответствие между названием соли и её способностью к гидролизу.

	НАЗВАНИЕ СОЛИ		НАЗВАНИЕ СОЛИ
А	карбонат натрия	1	гидролиз по катиону
Б	хлорид аммония	2	гидролиз по аниону
В	сульфат калия	3	гидролиз по катиону и аниону
Г	сульфид алюминия	4	гидролизу не подвергается

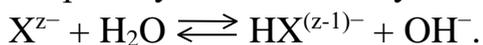
Решение. Гидролиз – это обратимое взаимодействие соли и воды, приводящее к образованию слабого электролита и изменению кислотности среды. Соли гидролизуются в следующих случаях.

1) Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуеться по катиону:



В этом случае реакция среды раствора соли – кислая.

2) Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуеться по аниону:



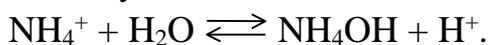
В этом случае реакция среды раствора соли – щелочная.

3) Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуеться и по катиону, и по аниону. В данном случае реакция среды может быть и кислой, и щелочной, и нейтральной. Это зависит от того, какой из двух слабых электролитов (кислота или основание) сильнее.

Карбонат натрия (Na_2CO_3) – соль, образованная сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H_2CO_3). В данном случае

соль гидролизуеться по аниону: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.
Среда щелочная.

Хлорид аммония (NH_4Cl) – соль, образованная слабым основанием (NH_4OH) и сильной кислотой (HCl), гидролизуеться по катиону:



В этом случае реакция среды раствора соли – кислая.

Сульфат калия (K_2SO_4) – соль, образованная сильным основанием (KOH) и сильной кислотой (H_2SO_4), гидролизу не подвергается.
Среда раствора – нейтральная.

Сульфид алюминия (Al_2S_3) – соль, образованная слабой кислотой (H_2S) и слабым основанием ($\text{Al}(\text{OH})_3$). Гидролизуеться и по катиону, и по аниону:



//Ответ: 2143

ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

Инструкция для учащихся: Выберите один правильный ответ, из предложенных, и обведите его номер кружком. За каждый верный ответ вы получите 1 балл.

A1. Электрический ток проводит:

- 1) спиртовой раствор щелочи 2) расплав парафина
3) расплав ацетата натрия 4) водный раствор глюкозы

A2 Электролитом является каждое вещество в ряду:

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, C_6H_6 , CuSO_4 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NaNO_3 , CH_3COONa
3) P_4 , H_3PO_4 , K_3PO_4 4) CH_3OH , NaCl , H_2SO_4

A3. Неэлектролитами являются все вещества, указанные в ряду:

- 1) спирт, хлорид калия, сульфат бария
2) растительное масло, гидроксид калия, ацетат натрия
3) сахароза, глицерин, сера
4) сульфат натрия, глюкоза, уксусная кислота

A4. Сильными электролитами являются все вещества, указанные в ряду:

- 1) сахар, хлорид калия, сероводородная кислота
- 2) гидроксид калия, ацетат натрия, угольная кислота
- 3) уксусная кислота, глицерин, серная кислота
- 4) сульфат натрия, азотная кислота, гидроксид бария

A5. Слабый электролит образуется в реакциях ионного обмена между водными растворами каждой пары веществ:

- 1) гидроксида аммония и хлорида бария; гидроксида бария и хлорида аммония;
- 2) нитрата аммония и гидроксида калия; ацетата натрия и серной кислотой;
- 3) нитрата кальция и бромида натрия; карбоната натрия и гидроксида кальция;
- 4) хлорида аммония и нитрата серебра; сульфида натрия и соляной кислотой

A6. Наибольшее количество хлорид-ионов образуется при диссоциации 1 моль:

- 1) NaClO_3
- 2) AlCl_3
- 3) KClO
- 4) AgCl

A7. Диссоциация по трем ступеням возможна в растворе:

- 1) хлорида алюминия
- 2) нитрата алюминия
- 3) ортофосфата калия
- 4) фосфорной кислоты

A8. Какие из утверждений о диссоциации оснований в одном растворе верны?

А- Основания в воде диссоциируют на катионы металла (или подобный им катион аммония- NH_4^+) и гидроксид-анионы OH^-

Б - Никаких других анионов, кроме OH^- , основания не образуют:

1. Верно только А
2. Верно только Б
3. Верны оба утверждения
4. Оба утверждения неверны

A9. В качестве катионов только ионы H^+ образуются при диссоциации

- 1) NaOH
- 2) NaH_2PO_4
- 3) H_2SO_4
- 4) NaHSO_4

A10. Вещество, при диссоциации которого образуются катионы Na^+ и H^+ , а также анионы SO_4^{2-} является:

- 1) кислотой
- 2) щелочью
- 3) средней солью
- 4) кислой солью

A11. В качестве анионов только ионы OH^- образуются при диссоциации:

- 1) этиловый спирт
- 2) ZnOHBr
- 3) NaOH
- 4) CH_3COOH

A20. Гидролизу не подвергается соль:

- 1) AlCl_3 2) NaCl 3) Na_2CO_3 4) CuCl_2

A21. Полному и необратимому гидролизу подвергается соль

- 1) сульфат натрия 2) сульфит калия
3) сульфид алюминия 4) хлорид меди (II)

A22. Кислая среда раствора характерна для:

- 1) FeSO_4 2) KNO_3 3) NaCl 4) Na_2CO_3

A23. Нейтральную среду имеет раствор

- 1) хлорида алюминия 2) сульфата железа
3) сульфата натрия 4) нитрита натрия

A24. Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:

- 1) KCl и Na_2S 2) K_2SiO_3 и Na_2CO_3
3) FeCl_2 и NH_4Cl 4) CuSO_4 и Na_2SO_4

A25. Красный цвет лакмус приобретает в растворе только второй соли в наборе:

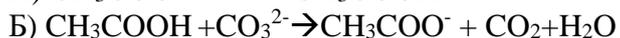
- 1) хлорид меди (II), хлорид алюминия;
2) хлорид аммония, сульфат калия;
3) хлорид цезия, хлорид железа (III);
4) хлорид цинка, сульфат алюминия;

ЧАСТЬ В

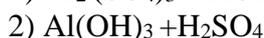
Инструкция для учащихся: В заданиях В1-В3 на установление соответствия запишите в таблицу цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.

В1. Установите соответствие между исходными веществами и сокращенными ионными уравнениями:

СОКРАЩЕННОЕ УРАВНЕНИЕ



ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА



А	Б	В	Г

В2. Установите соответствие между названиями реагентов и

сокращенными ионными уравнениями:

	НАЗВАНИЯ РЕАГЕНТОВ		СОКРАЩЕННЫЕ УРАВНЕНИЯ
А	хлорид цинка и сероводород	1	$Zn^{2+} + S^{2-} = ZnS$
Б	карбонат кальция и соляная кислота	2	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$
В	хлорид лития и нитрат серебра	3	$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$
Г	сульфат алюминия и гидроксид калия	4	$Zn^{2+} + H_2S = ZnS + 2H^+$
		5	$Cl^- + Ag^+ = AgCl$
		6	$CaCO_3 + 2H^+ = H_2O + CO_2 + Ca^{2+}$

А	Б	В	Г

В3. Установите соответствие между формулой соли и сокращенным ионным уравнением гидролиза

ФОРМУЛА СОЛИ

А) $CuSO_4$

Б) K_2CO_3

В) CH_3COONa

Г) $(NH_4)_2SO_4$

УРАВНЕНИЕ ГИДРОЛИЗА

1) $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$

2) $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O + H^+$

3) $Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow CuOH^+ + H^+$

4) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

5) $Cu^{2+} + 2H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 + H^+$

А	Б	В	Г

В4. Установите соответствие между названием процесса: сокращенное ионное уравнение:

ПРОЦЕСС

А) реакция нейтрализации

Б) гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты

В) гидролиз кислой соли

Г) реакция окисления-восстановления

УРАВНЕНИЯ

1) $OH^- + H^+ \leftrightarrow H_2O$

2) $CO_3^{2-} + 2H^+ \leftrightarrow H_2O + CO_2$

3) $Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow CuOH^+ + H^+$

4) $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$

5) $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$

6) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

А	Б	В	Г

В5. Установите соответствие между формулой соли и средой его водного раствора

ФОРМУЛА СОЛИ

СРЕДА РАСТВОРА

- А) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ 1) нейтральная
 Б) NaCl 2) кислая
 В) K_2S 3) щелочная
 Г) BeSO_4

А	Б	В	Г

В6. Установите соответствие между названием соли и типом гидролиза

- | <i>НАЗВАНИЕ СОЛИ</i> | <i>ТИП ГИДРОЛИЗА</i> |
|------------------------|------------------------------------|
| А) сульфид хрома (III) | 1) гидролизу не подвергается |
| Б) нитрат железа (II) | 2) гидролиз по аниону |
| В) сульфид калия | 3) гидролиз по катиону и по аниону |
| Г) нитрат кальция | 4) гидролиз по катиону |

	Б	В	Г

В7. Установите соответствие между названием соли и значением pH его раствора

- | <i>НАЗВАНИЕ</i> | <i>ЗНАЧЕНИЕ pH</i> |
|--------------------|--------------------|
| А) сульфит натрия | 1) < 7 |
| Б) нитрат натрия | 2) > 7 |
| В) сульфид натрия | 3) $= 7$ |
| 4) хлорид алюминия | |

А	Б	В	Г

В задании В8 выпишите цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.

В8. Фенолфталеин становится малиновым в растворе следующих солей:

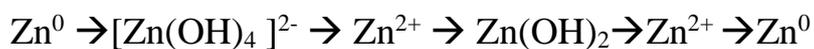
- 1) сульфат калия 2) карбонат лития 3) хлорида марганца (II)
 4) сульфида алюминия 5) ацетата натрия 6) нитрата рубидия

Ответ: _____

ЧАСТЬ С

Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво. За задание части С1- 10 баллов , С2- 5 баллов

С1. Приведите уравнения реакций в молекулярной форме, позволяющих осуществить цепочку превращений:



С2. Водный раствор соли А окрашивает лакмус в синий цвет, а раствор соли К в красный. При смешении растворов этих солей образуется осадок. Приведите возможные формулы солей и уравнение реакции между ними.

ГЛАВА 7 ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ, называются реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

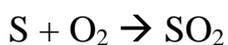
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ – это тот условный заряд, вычисленный исходя из предположения, что все связи в веществе ионные.

Степени окисления некоторых элементов имеют постоянное значения:

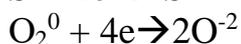
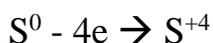
ТАБЛИЦА 2 ПОСТОЯННЫЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

значение		примеры
- 2	кислород в соединениях: (кроме OF ₂ , H ₂ O ₂)	⁻² BaO, ⁻² KOH
-1	- галогены в соединениях с водородом и металлами - водород в гидридах: - перекиси	⁻¹ KF, ⁻¹ HCl, ⁻¹ AlBr ₃ , NaH ⁻¹ , CaH ₂ ⁻¹ , H ₂ O ₂ перекись водорода Na ₂ O ₂ пероксид натрия
0	простые вещества	⁰ O ₂ , ⁰ Cl ₂ , ⁰ S, ⁰ P, ⁰ N ₂
+1	- щелочные металлы (1А группы) в соединениях - водород в соединениях с неметаллами	⁺¹ LiCl, ⁺¹ KCl ⁺¹ H ₂ O, ⁺¹ H ₂ S, ⁺¹ NH ₃
+2	- кислород в соединениях со фтором - металлы щелочно-земельные (2А группа) в соединениях	⁺² OF ₂ ⁺² CaCl ₂ , ⁺² MgO, ⁺² Ba(OH) ₂ ,
+ 3	- элементы 3А группы в соединениях	³ AlCl ₃

Рассмотрим реакцию между серой и кислородом:



Изменяют степень окисления сера и кислород, покажем переход электронов:



Процесс отдачи электронов называется ОКИСЛЕНИЕМ. Процесс принятия электронов – называется ВОССТАНОВЛЕНИЕМ.

Вещество, которое отдает электроны, называется ВОССТАНОВИТЕЛЕМ (Red).

Вещество, которое принимает электроны, называется ОКИСЛИТЕЛЕМ (Ox).

ПРИМЕРЫ НЕКОТОРЫХ ОКИСЛИТЕЛЕЙ И ВОССТАНОВИТЕЛЕЙ

окислители	восстановители
<u>1. Простые вещества</u>	
неметаллы: Cl ₂ , Br ₂ , J ₂ , O ₂ , O ₃ ,	неметаллы: H ₂ , C , металлы - Zn, Na ,
<u>2. Перекись водорода H₂O₂</u>	
в зависимости от условий может проявлять и те и другие свойства	
<u>3. Оксиды</u>	
оксиды, в состав которых входят металлы в высоких степенях окисления: CrO ₃ , Mn ₂ O ₇ ,	оксиды CO, NO,
<u>4. Кислородсодержащие кислоты и их соли</u>	
HNO ₃ и ее соли, H ₂ SO ₄ конц. Марганцовая кислота HMnO ₄ и Ее соль перманганат калия KMnO ₄ Соли хрома K ₂ CrO ₄ - хромат калия, K ₂ Cr ₂ O ₇ - дихромат калия Кислородные кислоты хлора и их соли	HNO ₂ , и ее соли
<u>5. Бескислородные кислоты и их соли</u>	
	H ₂ S, HCl, HBr
	<u>6. NH₃</u> аммиак

7.1 МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА (МЭБ)

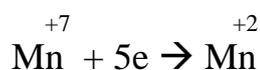
Для расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях применяют метод электронного баланса (МЭБ). Он основан на сравнении степени окисления элементов в исходных и конечных продуктах, исходя из правила – *число электронов, отданное восстановителем должно равняться числу электронов принятых окислителем.*

Рассмотрим примеры:



1. Находим элементы, которые изменяют в ходе реакции степень окисления. В данном случае - это марганец и хлор. Составляем уравнения полуреакций (электронные схемы) окисления и восстановления

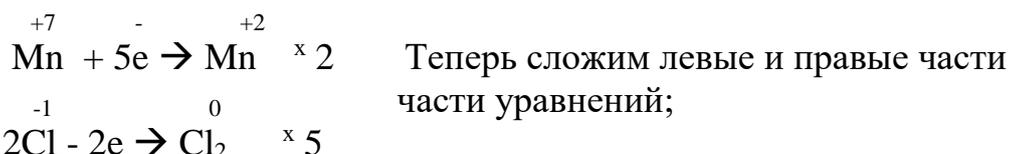
Чтобы из $\overset{+7}{\text{Mn}}$ перейти к $\overset{+2}{\text{Mn}}$ нужно принять 5 электронов. Степень окисления марганца понижается – марганец (+7) - окислитель (Ox).



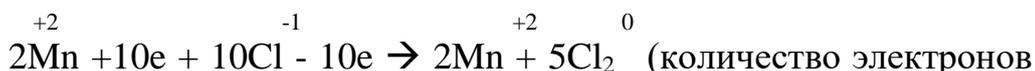
Хлор изменяет степень окисления с -1 до 0 . (Записываем Cl_2^0 , так как хлор – простое вещество). Чтобы уравнять левую часть уравнения, нужно поставить коэффициент 2 перед Cl^{-1} . Тогда в левой части общий заряд -2 , а в правой 0 , следовательно, отдаем 2 электрона. Степень окисления хлора повышается – хлор (-1) – восстановитель (Red).



2. Так как число электронов, отданное восстановителем, должно равняться числу электронов принятых окислителем, то каждое уравнение нужно умножить на коэффициент: первое на два, а второе на пять:



Получаем:



сокращается).

Полученные множители ставим в правую часть уравнения
Правая часть уравнения: ставим коэффициент 5 перед хлором (0), коэффициент 2 перед марганцем (+2).



Левая часть уравнения: перед марганцем (+7) нужно поставить коэффициент 2, но тогда калия в правой части тоже стало два, значит и в левой части должно быть столько же (ставим коэффициент 2 перед хлоридом калия).



Общее количество хлора справа $16 = (4+10+2)$. Ставим перед соляной кислотой коэффициент 16, атомов водорода в правой части стало тоже 16, следовательно, перед водой нужно поставить коэффициент 8. *В последнюю очередь проверяем кислород* в левой и правой частях уравнения: $(8 = 8)$

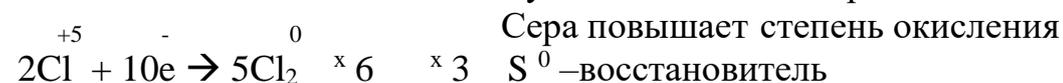
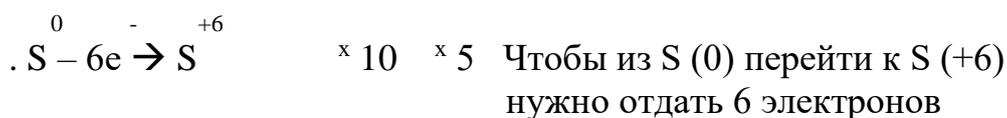
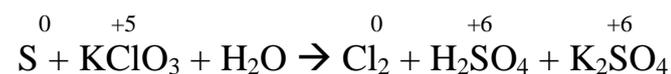


Пример 2

С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении:



1. Сера и хлор изменяют степени окисления

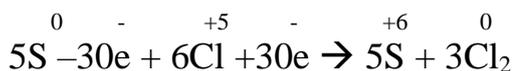


Справа 2 атома хлора, значит, слева ставим коэффициент 2 перед Cl (+5). Теперь в левой части суммарный заряд (+10), значит нужно принять 10 электронов, чтобы в правой части степень окисления оказалась равной нулю.

Хлор понижает свою степень окисления (принимает 10 электронов), хлор (+5) – окислитель (Ох).

2. Умножаем первое уравнение на 5, а второе на 3 (наименьший общий множитель равен 15) и суммируем правые части 1 и 2 уравнения и левые части 1 и 2 уравнения.

Получаем:



2. Расставляем коэффициенты, начиная с продуктов реакции: Ставим коэффициент 3 перед Cl_2 , коэффициент 5 перед S^{+6} поставить пока не можем, поскольку и серная кислота и сульфат калия содержат S^{+6} . В левой части ставим коэффициент 5 перед S^0 и перед $KClO_3$, так как в правой части хлора шесть атомов.



В левой части калия шесть атомов, значит, в правой части, должно быть столько же – ставим коэффициент 3 перед сульфатом калия.

В левой части перед S^0 коэффициент 5, значит в правой части коэффициент 2 перед серной кислотой (всего должно быть $5S^{+6}$, из них 3 приходится на сульфат калия).

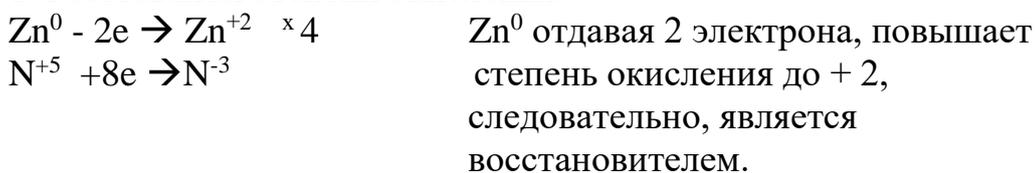
5. Проверяем баланс по кислороду: в правой части (18+2), в левой части (8+12)



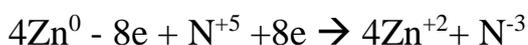
Пример 3



1. Расставляем степени окисления.

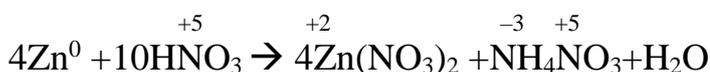


N^{+5} принимая 8 электронов, понижает степень окисления до -3, является окислителем.



Складываем первое уравнение (предварительно умножив на 4) со вторым.

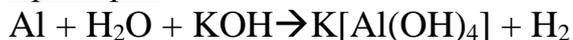
3. Подставляем коэффициенты, начиная с продуктов реакции: ставим коэффициент 4 перед Zn^{+2} , тогда в правой части 10 атомов азота (8+2), поэтому в левой части перед азотной кислотой ставим коэффициент – 10; ставим коэффициент 4 перед Zn^0 .



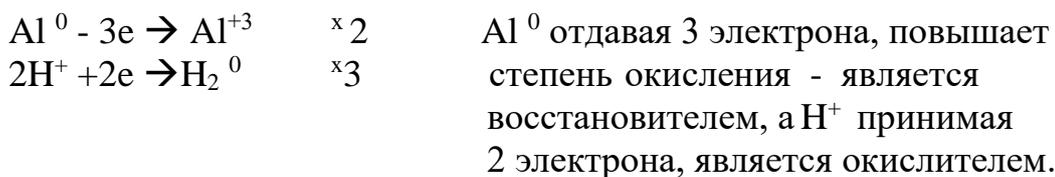
Проверяем водород: всего 10 атомов в правой части, но в левой части уже есть 4 атома в нитрате аммония, значит, перед водой ставим коэффициент 3. Проверяем кислород: 30 атомов в левой части, в правой - (24+3+3).



Пример 4



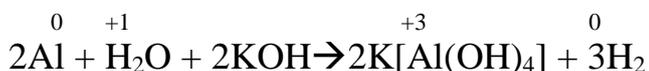
1. Расставляем степени окисления:



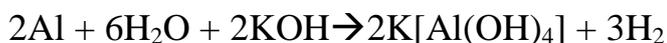
Умножаем первое уравнение на два, второе на три, и складываем, левые и правые части:



2. Подставляем коэффициенты, начиная с продуктов реакции: ставим коэффициент 2 перед Al³⁺ и Al⁰, тогда в правой части стало 2 калия, поэтому в левой части перед гидроксидом калия ставим тоже коэффициент 2.



Перед водородом (0) ставим коэффициент 3. В правой части его стало 14, но в левой части уже есть 2 в гидроксиде калия, значит, перед водой ставим 6. Проверяем кислород: 6+2=8 в левой части, в правой 8.



7.2 ЭЛЕКТРОЛИЗ

В растворах и расплавах электролитов имеются разноименные по знаку ионы (катионы и анионы), которые находятся в хаотическом движении. Если в такой раствор или расплав электролита (например, NaCl) погрузить инертные (угольные электроды) и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться к электродам: катионы натрия к катоду, анионы хлора к аноду (рис.1).

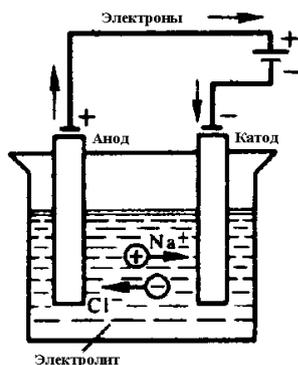
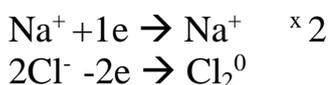
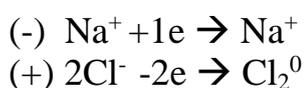


Рис.1 Схема электролиза хлорида натрия

Ионы Na^+ , приняв электроны, восстановятся, а Cl^- хлорид ионы, отдав электроны аноду, окислятся.



Сложим оба уравнения электродных реакций, (предварительно умножив на 2 первое уравнение), получим суммарное уравнение электролиза.

В итоге на катоде выделится натрий, на аноде молекулярный хлор:



Эта реакция является окислительно-восстановительной: на аноде протекает окисление, на катоде - восстановление.

ЭЛЕКТРОЛИЗ – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

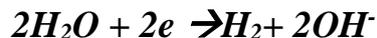
Сущность электролиза состоит в осуществлении за счет электрической энергии химических реакций – восстановления на катоде и окисления на аноде. В отличие от обычных ОВР, полуреакции разделены в пространстве.

В водном растворе на катоде могут протекать следующие процессы:

А) Если металл стоит в ряду напряжений металла правее водорода, то на катоде восстанавливается металл, например:



Б) Если металл стоит в ряду напряжений левее алюминия (включительно), Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al то на катоде восстанавливается вода с выделением водорода:



В) Если металл стоит в ряду напряжений правее алюминия, но левее водорода, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, то на катоде происходят одновременно два процесса восстановление катионов металла и молекул воды:



Г) В растворе кислоты происходит восстановление ионов водорода с образованием молекулы H₂:



Процессы, протекающие на аноде, определяются материалом анода. На инертном или нерастворимом аноде (графит, платина) возможны два процесса:

А) Если ионы кислотного остатка не содержат атомов кислорода, то окисляются они сами: $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0$

Б) Если ионы кислотного остатка содержат кислород, то окисляется вода: $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

В) В щелочах $4\text{OH}^- - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

(Случаи с растворимыми анодами, при котором происходит окисление материала анода здесь не рассматриваются.)

Электролиз нашел широкое применение в промышленности и в первую очередь используется для получения металлов и газов.

Рассмотрим примеры: 1) CuCl₂, 2) Hg(NO₃)₂, 3) KOH (расплав), 4) MgI₂, 5) Na₂SO₄ 6) H₂SO₄

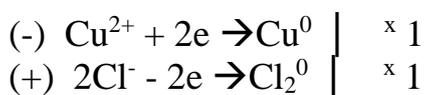
Пример 1. Составьте схемы электролиза раствора хлорида меди (II) с инертными электродами

В растворе хлорид меди диссоциирует на ионы:

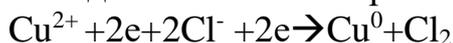


При пропускании электрического тока к отрицательному электроду (катоде) будут перемещаться катионы меди Cu²⁺ и

принимать электроны (восстанавливаться). К положительному электроду (аноду) будут подходить анионы хлора и отдавать электроны (окисляться). Таким образом, схема электролиза такова:



Складываем левые и правые части:



электролиз

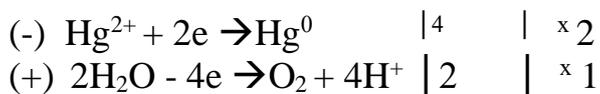


Пример 2. Составьте схемы электролиза раствора нитрата ртути (II) с инертными электродами

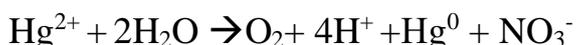
В растворе нитрат ртути диссоциирует на ионы:



При пропускании электрического тока на катоде восстанавливаются ионы ртути, а на аноде окисляется вода:

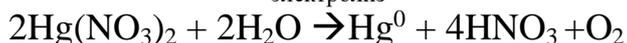


так как количество электронов, отданное восстановителем должно равняться количеству электронов принятых окислителем, то первое уравнение нужно умножить на 2. Складываем левые и правые части двух уравнений:



В растворе катионы водорода и нитрат-анионы соединятся, и образуется азотная кислота. Суммарное уравнение электролиза имеет вид:

электролиз

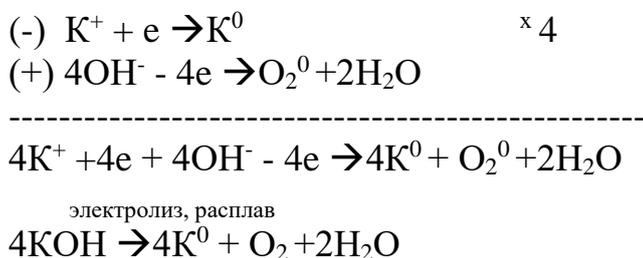


Пример 3. Составьте схемы электролиза расплава гидроксида калия с инертными электродами.

Уравнение диссоциации расплава гидроксида калия имеет вид:
 $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

При пропускании электрического тока к отрицательному

электроду (катоде) будут перемещаться катионы калия K^+ и принимать электроны (восстанавливаться). К положительному электроду (аноду) будут подходить гидроксид-анионы и отдавать электроны (окисляться). Таким образом, схема электролиза такова:

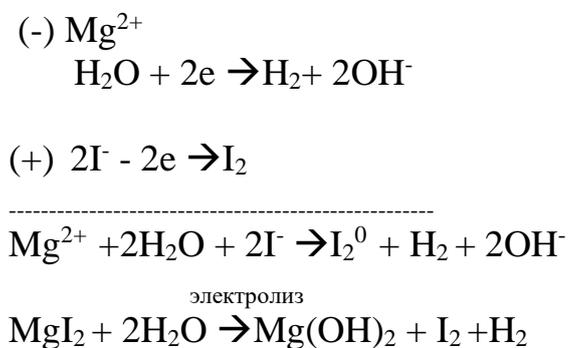


Пример 4. Составьте схемы электролиза раствора йодида магния с инертными электродами.

В растворе йодид магния диссоциирует на ионы:



Ионы магния Mg^{2+} не могут восстанавливаться (восстанавливается вода), к положительному электроду (аноду) будут подходить анионы иода и отдавать электроны (окисляться). Схема электролиза такова:

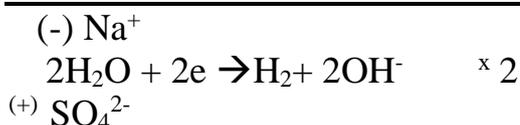


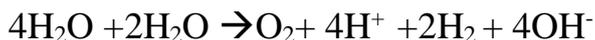
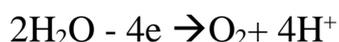
Пример 5. Составьте схемы электролиза раствора сульфата натрия с инертными электродами .

При диссоциации водного раствора сульфата натрия образуются следующие ионы:



Ионы натрия и сульфат-ионы не могут разряжаться на электродах, поэтому на катоде восстанавливается, а на аноде окисляется, вода:





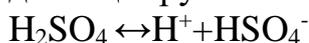
или, (учитывая, что при перемешивании протон водорода и гидроксид-ионы образуют воду, получаем: $4\text{H}^+ + 4\text{OH}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}$)

электролиз

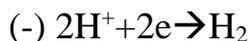


Пример 6. Составьте схемы электролиза раствора серной кислоты (инертные электроды)

В водном растворе серная кислота практически полностью диссоциирует на ионы по двум ступеням:



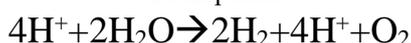
При пропускании через раствор постоянного электрического тока к катоду будут перемещаться ионы водорода, которые и восстанавливаются:



Вблизи анода скапливаются сульфат-ионы которые, однако, не окисляются в водных растворах, так как легче окисляется вода:



Электролиз



электролиз



Количества веществ, выделившихся на электродах, определяют по уравнениям электродных реакций. Зависимость количества вещества, образовавшегося при электролизе, от времени и силы тока описывается законом Фарадея:

$$v = I \tau / F, \quad \text{где } I - \text{ сила тока (А),}$$

τ - продолжительность электролиза (с)

$F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите степени окисления выделенных элементов в следующих соединениях:

Mn₂O₇, KMnO₄, HNO₂, Ba(HS)₂, Al(OH)₃, N₂O₅, AlOHSO₄, SiO₂, KClO₃, Be(OH)₂, CuOH, K₂HPO₄, BaCO₃, Cl₂O₃, K₂Cr₂O₇, H₂Se, MnO, H₂CrO₄, Fe(OH)₂, KAlO₂, Na₂[Zn(OH)₄], KHTeO₄, CO, NH₄NO₃, HF, CuO, K₂MnO₄, Ca(OCl)₂, K₂S, NaHSO₃, Ba₃(PO₄)₂, KClO₄, SO₃, Fe₂O₃, NaNO₂, H₃PO₄, FePO₄, HClO.

2. Закончите уравнения реакций. Укажите окислительно-восстановительные. Определите окислитель и восстановитель

- а) ZnS + O₂ →
- б) NH₃ + O₂ → NO +
- в) Al₂(SO₄)₃ + 6NaOH →
- г) CuO + HNO₃ →
- д) FeCl₃ + K₂S →
- е) KClO₃ → KCl + O₂

3. Приведите уравнения реакции, соответствующие схеме:



4. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель

- а) K₂MnO₄ + CO₂ → K₂CO₃ + MnO₂ + KMnO₄
- б) Cl₂ + KOH → KCl + KClO₃ + H₂O
- в) H₂O₂ + HJO₃ → O₂ + J₂ + H₂O
- г) K₂Cr₂O₇ + KJ + H₂SO₄ → J₂ + Cr₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + H₂O
- д) Na₂SO₃ + K₂Cr₂O₇ + HNO₃ → Cr(NO₃)₃ + KNO₃ + Na₂SO₄ + H₂O
- е) KMnO₄ + NH₃ + KOH → KNO₃ + K₂MnO₄ + H₂O
- ж) CuO + NH₃ → Cu + N₂ + H₂
- з) Zn + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ → ZnSO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + H₂O
- и) KMnO₄ + K₂S + H₂SO₄ → S + K₂SO₄ + MnSO₄ + H₂O
- к) Hg + HNO₃ → Hg(NO₃)₂ + NO + H₂O

РАЗБОР ЗАДАНИЙ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ

1. В какой реакции оксид серы (IV) является восстановителем?

- 1) SO₂ + 2NaOH = Na₂SO₃ + H₂O
- 2) SO₂ + 2H₂S = 3S + 2H₂O
- 3) SO₂ + H₂O ⇌ H₂SO₃
- 4) 2SO₂ + O₂ ⇌ 2SO₃

Решение. Восстановитель – это вещество, отдающее электроны. При протекании окислительно-восстановительной реакции степень окисления одного из элементов, входящего в состав вещества, повышается.

Для ответа на вопрос задания необходимо определить степень

окисления серы до и после реакции. Степень окисления серы в SO_2 равна +4. В первом варианте степень окисления серы в продукте реакции Na_2SO_3 также равна +4, т.е. реакция не является окислительно-восстановительной.

Во втором варианте степень окисления простого вещества серы равна нулю, т.е. осуществляется процесс: $\text{S}^{+4} + 4\text{e} \rightarrow \text{S}^0$. Это процесс восстановления, сера (+4) выполняет функцию окислителя. Следовательно, этот вариант не подходит.

В третьем случае степень окисления серы в сернистой кислоте равна +4, т.е. такая же, как была до реакции. Этот вариант также не подходит.

В четвертом варианте степень окисления серы в SO_3 равна +6. В ходе реакции осуществляется процесс окисления серы: $\text{S}^{+4} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}^{+6}$. Сера (+4) отдает электроны, а значит, SO_2 является восстановителем. Это удовлетворяет условиям задания.

//Ответ: 4

2. Наибольшую степень окисления сера проявляет в соединении

- 1) CaS 2) Li_2SO_3 3) CaSO_4 4) H_2S

Решение. Степень окисления (с.о.) – это формальный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит из ионов. Некоторые атомы имеют постоянную степень окисления в соединениях. Это металлы I-IIА групп и алюминий, степень окисления которых в соединениях равна номеру группы, т.е. +1 для металлов IA группы, +2 для металлов IIА группы, +3 у алюминия. У кислорода степень окисления чаще всего равна -2. Это объясняется тем, что кислород находится в VIA группе и на внешней оболочке содержит 6 электронов, и до завершения электронной оболочки ему не хватает два электрона. Принимая два электрона, кислород приобретает устойчивую 8-электронную оболочку и заряд -2. Атом водорода чаще всего в соединениях проявляет степень окисления +1. Это объясняется тем, что водород находится в IA группе, на внешней оболочке у него всего один электрон, который водород легко отдает, переходя в степень окисления +1. Многие элементы имеют переменную степень окисления, например, сера. Она находится в VIA группе и может в соединениях проявлять степени окисления от -2 до +6. Наибольшая степень окисления серы равна номеру группы (+6).

Определить, какую степень окисления сера проявляет в конкретном соединении можно, исходя из степеней окисления других элементов. Сумма степеней окисления всех элементов в соединении с учетом стехиометрических индексов равна нулю, т.к. молекула нейтральна. Составив простое математическое

уравнение, можно вычислить степень окисления данного элемента при условии, что степени окисления других элементов известны. Например, для CaS с.о. Ca = +2 (кальций находится во IIА группе, следовательно, на внешней оболочке у него два электрона, которые он, как металл, легко отдает, переходя в степень окисления +2). Обозначим степень окисления серы “x”, тогда: $2 + x = 0$, откуда $x = -2$. Аналогично для Li_2SO_3 : $2\text{Ч}1 + x + 3\text{Ч}(-2) = 0$, откуда $x = +4$. Для CaSO_4 : $2 + x + 4\text{Ч}(-2) = 0$, откуда $x = +6$. Это высшая степень окисления серы. Следовательно, третий ответ верный. Для H_2S : $2\text{Ч}1 + x = 0$, откуда $x = -2$. Так как правильный ответ всего один, то четвертый случай можно не рассматривать.

//Ответ: 3

2. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на катоде в результате электролиза его водного раствора.

	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА		ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1	металл
Б	AgNO_3	2	водород
В	CaCl_2	3	кислород
Г	Na_2SO_4	4	хлор
		5	оксид серы (IV)

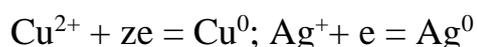
А	Б	В	Г

Решение: При электролизе растворов солей на катоде происходят следующие процессы. Малоактивные металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, разряжаются:



Активные металлы, стоящие в ряду напряжений левее алюминия (и сам алюминий) при электролизе водных растворов не разряжаются.

Решение. При электролизе растворов солей на катоде малоактивные металлы, в нашем случае медь и серебро, стоящие в ряду напряжений после водорода, разряжаются:



A10. Верны ли следующие суждения об окислительно-восстановительных реакциях:

А) Окисление- это процесс отдачи электронов

Б) Восстановитель всегда понижает степень окисления1. Верно только А

2.Верно только Б3. Верны оба

утверждения

4. Оба утверждения неверны

A11.Формула вещества, в котором сера может проявлять только окислительные свойства, следующая:

1) SO₃

2) K₂S₂O₃

3) H₂S

4) Na₂SO₃

A12. Окислительно-восстановительной не является реакция

1) Na + Cl₂ = NaCl

2) NaCl+ H₂SO₄ = NaHSO₄ + HCl↑

3) ZnS+O₂→SO₂+ ZnO

4) NH₃+ CuO→N₂+ Cu +H₂O

A13. Восстановительные свойства Fe⁺² проявляет в реакции:

1) FeO + H₂SO₄ = FeSO₄ + H₂O

2) Fe(OH)₂ + 2HCl = FeCl₂ + 2H₂O

3) 2FeCl₂ + Cl₂ = 2FeCl₃

4) FeCl₂ + 2NaOH = Fe(OH)₂ + 2NaCl

A14. В уравнении реакции KMnO₄ + HCl = Cl₂ + MnCl₂ + KCl + H₂O

коэффициент перед формулой вещества, являющегося окислителем:

1) 2

2) 16

3) 10

4) 1

A15. Реакции, уравнение которой MnO₂ + HCl = MnCl₂ + Cl₂ +H₂O соответствует процесс восстановления:

1) Cl⁰ → Cl⁻

2) Cl⁻ → Cl⁰

3) Mn⁺⁴ → Mn⁺²

4) O₂ → 2O

A16. Верны утверждения:

А) При электролизе растворов соединений, содержащих металлы, стоящие в ряду напряжений левее алюминия, на катоде выделяется сам металл.

Б) На катоде протекают процессы окисления.

1.Верно только А

2.Верно только Б

3. Верны оба утверждения

4. Оба утверждения неверны

A17. При электролизе водного раствора какой соли на катоде и аноде будут выделяться газообразные вещества:

1) AgNO₃

2) KNO₃

3) CuCl₂

4) SnCl₂

В2. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления **окислителя**.

	<i>СХЕМА РЕАКЦИИ</i>		<i>ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ</i>
А	$\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{CO}_2$	1	$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Б	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$	2	$\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
В	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$	3	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$
Г	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	4	$\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
		5	$\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
		6	$\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}$

А	Б	В	Г

В3. Установите соответствие между формулой иона и его способностью проявлять окислительно-восстановительные свойства

	<i>ФОРМУЛА ИОНА</i>		<i>ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА</i>
А	S^{2-}	1	только окислитель
Б	NO_2^-	2	только восстановитель
В	NO_3^-	3	и окислитель, и восстановитель
Г	Fe^{2+}	4	ни окислитель, ни восстановитель

А	Б	В	Г

В4. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней **восстановителем**.

	<i>СХЕМА РЕАКЦИИ</i>		<i>ВОССТАНОВИТЕЛЬ</i>
А	$4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1	NH_3
Б	$\text{NO}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{N}_2$	2	NO
В	$\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$	3	Mg

Г	$\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$	4	NO_2
		5	SO_2
		6	O_2

А	Б	В	Г

В5. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора или расплава на инертных электродах.

	<i>ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА</i>		<i>ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА</i>
А	BaBr_2 (раствор)		H_2, O_2
Б	AgNO_3 (раствор)		Ba, Br_2
В	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (раствор)		$\text{Ba}(\text{OH})_2, \text{HBr}$
Г	BaBr_2 (расплав)		$\text{Ag}, \text{O}_2, \text{HNO}_3$
			Ag, NO_2
			$\text{Ba}(\text{OH})_2, \text{Br}_2, \text{H}_2$

А	Б	В	Г

В6. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на аноде в результате электролиза его водного раствора.

	<i>ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА</i>		<i>ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА</i>
А	Na_2SO_4	1	натрий
Б	KI	2	бром
В	NaBr	3	кислород
Г	KOH	4	водород
		5	йод
		6	калий

А	Б	В	Г

В7. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на катоде в результате электролиза его водного раствора.

	<i>ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА</i>		<i>ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА</i>
А	AgNO_3	1	алюминий
Б	AlBr_3	2	бром
В	Na_2SO_4	3	натрий

Г	AuCl ₃	4	водород
		5	серебро
		6	золото

А	Б	В	Г

ЧАСТЬ С

Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво. За задание части С1- 3 балла, С2 максимально по 5 баллов, С3- 8 баллов

С1. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.



С2. При полном электролизе 7143 мл (плотность 1,12 г/мл) раствора сульфата двухвалентного металла, массовая доля соли в котором 5% было получено 160 г металла. На катоде газов не образовалось. Определите металл.

С3. После завершения электролиза хлорида неизвестного металла на катоде выделилось 1,3177 г металла. При растворении этой массы металла в концентрированной азотной кислоте образовалось 224 мл бурого газа (н.у.) Определите состав хлорида и его массу в растворе.

ЛИТЕРАТУРА

1. ГИА- 2011: Экзамен в новой форме: Химия: 9-й
Кл.: Тренировочные варианты экзаменационных работ для проведения государственной итоговой аттестации в новой форме/ авт. –сост. Д. Ю. Добротин, А. А. Каверина. –М.: АСТ: Астрель, 2010- ФИПИ
2. Самое полное издание типовых вариантов реальных заданий ЕГЭ 2011 \Химия\ авт.- сост. А. С. Корощенко, М. Г. Снатина М.: АСТ: Астрель, 2009- ФИПИ
3. Оржековский П.А. ЕГЭ 2012. Химия: сборник заданий / П. А. Оржековский, Н. Н. Богданова, Е. Ю. Васюкова и др.-М.: Эксмо, 2011-
4. ЕГЭ 2010.Химия: сборник экзаменационных заданий / авт. – сост. А. А. Каверина, Ю. Н. Медведев, Д. Ю. Добротин –М.: Эксмо, 2009- Федеральный банк экзаменационных материалов
4. ЕГЭ 2009. Химия. Методическое пособие для учителей химии/ авт.- сост. Гусева А. Ф., Черемичкина И. А., Балдина Л. И. - Екатеринбург, изд-во Уральского государственного университета, 2009
5. ЕГЭ 2009. Химия. Методическое пособие для учеников/ авт.- сост. Гусева А. Ф., Черемичкина И. А., Балдина Л. И. – Екатеринбург, изд-во Уральского государственного университета, 2009
6. Кузменко Н. Е. , Еремин В. В. , Попков В. А.
Начала химии. Современный курс для поступающих в ВУЗы: в 2 томах.: Федеративная Книготорговая компания. 1997
7. Пузаков С.А. , Попков В. А.
Пособие по химии для поступающих в вузы. Программы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов: Учеб. пособие. - М.: Высш. шк. 2001
8. Кузменко Н. Е. , Еремин В. В.
Сборник задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов.- М.: Дрофа, 2001
9. Лилле В. П.
Химия: Решение задач – СПб.: Издательский дом «Литера», 2004.

10. Хомченко Г. П., Хомченко И. Г.
Сборник задач по химии для поступающих в ВУЗы: М.:
Издательство Новая Волна, 2000
11. Хомченко Г. П.
Химия для поступающих в ВУЗы. -М.: Высшая школа, 1993
12. Рудзитис Г. Е.
Химия: неорганическая химия. Органическая химия: учеб. Для 9 кл.
общеобразоват. Учреждений М.: Просвещение, 2008
13. Габриелян О. С. Лысова Г. Г.
Химия. 11 класс: учеб для общеобразоват. учреждений.-М:
Дрофа, 2005

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	
Глава 1. Свойства оксидов, гидроксидов, солей	
1.1 Оксиды	5
1.2 Гидроксиды	8
1.3 Соли	15
Упражнения	17
Разбор заданий ЕГЭ	19
Тренировочный тест ЕГЭ	23
Глава 2. Строение атома. Периодическая система Д. И. Менделеева	28
Упражнения	33
Разбор заданий ЕГЭ	34
Тренировочный тест ЕГЭ	37
Глава 3. Основные законы и понятия химии	44
Глава 4. Основные типы расчетных задач	50
Упражнения	60
Разбор заданий ЕГЭ	61
Глава 5. Расчеты с использованием химических реакций	62
Упражнения	73
Разбор заданий ЕГЭ	74
Глава 6. Основы теории электролитической диссоциации	76
3.1 Степень диссоциации. Сильные, слабые электролиты	77
3.2 Кислоты, основания, соли с точки зрения ТЭД	79
3.3 Ионообменные реакции	82
3.4 Гидролиз солей	85
Упражнения	89
Разбор заданий ЕГЭ	90
Тренировочный тест ЕГЭ	94
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции	101
7.1 Метод электронного баланса	71
7.2 Электролиз	106
Упражнения	111
Разбор заданий ЕГЭ	112
Тренировочный тест ЕГЭ	115
Литература	123