|  |  |
| --- | --- |
|  | ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧЕРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО 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 2021

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, 2021 - 162с

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 и устойчивых навыков выполнения базового и повышенного уровня сложности по общей химии, а также для тематического и текущего контроля.

© Л.И.Климова 2021

© СУНЦ УрФУ 2021

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемое пособие подготовлено на кафедре химии и биологи СУНЦ УрФУ и создано с учетом тех трудностей, с которыми часто сталкиваются учителя и обучающиеся 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.

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).

Глава 8 Электролиз.

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

Каждая тема пособия начинается с краткого теоретического введения, затем приводятся примеры решения как типовых задач, так и задач повышенного уровня сложности. Далее предлагаются задания для самостоятельной работы обучающихся в формате упражнений и тренировочных заданий ОГЭ и ЕГЭ по отдельным темам.

Данное пособие предназначено для учащихся 9ых классов, а также может быть использовано для самостоятельной работы учащихся 11ых классов при подготовке к ЕГЭ.

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:

**В Е Щ Е С Т В А**

простые сложные

металлы неметаллы оксиды гидроксиды соли

К, Ва S, P Р2О5 H2SO4 Cu(NO3)2

Na2O Вa(ОH)2 Na2CO3

ZnO Al(OH)3

\*В этой классификации нет аммиака, соединений металлов с водородом, азотом, углеродом, фосфором, соединений неметаллов с другими неметаллами.

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 ( степень кислорода в таких соединения равна -1), например:

H-O-O-H K-O-O-K

пероксид водорода Н2О2  пероксид калия K2O2

Примеры оксидов: оксид кальция - СаО, оксид бария - ВаО. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названии в скобках указывается римской цифрой валентность элемента, например: оксид серы (IV) - SO2, оксид серы (VI) - SO3.

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

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

**О К С И Д Ы**

солеобразующие несолеобразующие

СО, N2O, NO

основные амфотерные кислотные

CaO, Li2O ZnO, BeO, PbO P2O5, Mn2О7

Cr2O3, Al2O3

**Основные оксиды** — это оксиды, которые проявляют характерные основные свойства. К ним относят оксиды, образованные атомами **металлов** со **степенью окисления +1 и +2**. **Например,** Li2O - оксид лития, FeO -.оксид железа (II) .

**Кислотные оксиды** — это оксиды, которые проявляют кислотные свойства. К ним относят оксиды, образованные атомами **металлов со степенью окисления +5, +6 и +7**, а также атомами неметаллов с**любой степенью окисления**. **Например,** Cl2O -оксид хлора (I), CrO3 - оксид хрома (VI).

**Амфотерные** оксиды, могут проявляют и основные, и кислотные свойства. Это оксиды **металлов со степенью окисления +3 и +4; например,** Al2O**3**-оксид алюминия; Cr2O3 -оксид хрома (III),а также некоторые оксиды со степенью окисления +2: **ZnO, PbO, SnO и BeO**.

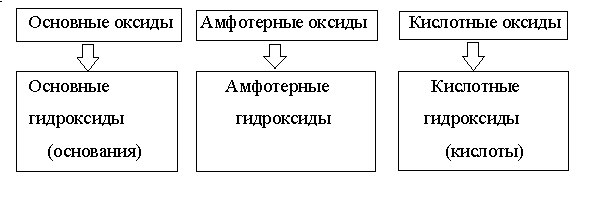
Встречаются д**войные** **оксиды** — это некоторые оксиды,

образованные элементом с разными степенями

окисления. **Например,** FeO·Fe2O3- оксид железа (II), (III).

**Алгоритм определения типа оксида:** **сначала определяем, какой элемент образует оксид – металл или неметалл**.  Если это металл, то определяем степень окисления, затем определяем тип оксида. Если это неметалл, то оксид кислотный (исключение - несолеобразующие оксиды).

Солеобразующим оксидам соответствуют гидроксиды:



**Например**, CrO - оксид хрома (II) — основный, ему соответствует гидроксид основание. Формулу гидроксида легко получить, просто добавив к металлу гидроксидную группу OH с учетом степени окисления металла: Cr(OH)2.

Оксид хрома (VI) — кислотный, ему соответствует гидроксид в виде кислоты H2CrO4 (CrO3+H2O)и кислотный остаток CrO42-- хромат-ион.

Если все индексы кратны 2, то мы делим все индексы на 2.

Например: N2O5 + H2O → H2N2O6, делим на 2, получаем HNO3. Для фосфора, мышьяка возможны образование в зависимости от условий мета и орто- форм. При добавлении одной молекулу воды образуется мета форма, а если добавить еще одну молекулу воды получим орто-форму кислоты. Например: оксид P2O5, мета-форма: HPO3. Добавляем воду, орто-форма: H3PO4. Орто-форма более устойчива.

Cr2O3 -оксид хрома (III) — амфотерный, ему соответствует амфотерный гидроксид, который может выступать и как основание, и как кислота: Cr(OH)3 = HCrO2,  кислотный остаток имеет вид: CrO2— .

Рассмотрим химические свойства кислотных и основных оксидов.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

ОСНОВНЫХ КИСЛОТНЫХ

**1. Взаимодействие с водой**

Продуктом реакции является:

основание кислота

(если, в состав оксида P2O5 + 3H2O 🡪 2H3PO4

входит активный металл, SiO2 +H2O ≠

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ba, Ca)

CaO + H2O 🡪 Ca(OH)2

CuO+ H2O ≠

**2. Взаимодействие друг с другом, образуя соли** CuO + SO3 🡪 CuSO4

3. **Взаимодействие с гидроксидами:**

**с растворимыми кислотами, с растворимыми основаниями**

**в результате реакции образуются соль и вода**

CuO + Н2SO4 🡪CuSO4 + H2O CO2+Ca(OН)2🡪CaCO3 + Н2О

**4. Менее летучие оксиды**

**вытесняют более летучие**

**из их солей**:

K2CO3 + SiO2 🡪 K2SiO3 + CO2

Большинство основных оксидов не разлагается при нагревании, исключения составляют оксиды ртути и благородных металлов.

2HgO 🡪 2Hg + O2

2Ag2O 🡪 4Ag +O2

Оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:

Fe2O3+2Al 🡪 Al2O3+ 2Fe

3CuO + 2NH3 🡪 3Cu + N2 + 3H2O

CO2 + C🡪2CO

2SO2 +O2🡪2SO3

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.

Al2O3 + 6HCl 🡪2AlCl3 + 3H2O

как основный

В водном растворе происходит образование комплексной соли -

тетрагидроксоалюмината натрия:

Al2O3 + 2NaOH + 3H2O🡪 2Na[Al(OH)4] тетрагидроксоалюминат натрия

как кислотный

При сплавлении со щелочами образуется метаалюминаты.

Представим молекулу гидроксида алюминия Al(OH)3в форме кислоты, т.е. на первом месте запишем все атомы водорода, на втором кислотный остаток:

Al(OH)3

H3AlO3  - алюминиевая кислота

Для трехвалентных металлов из формулы кислоты вычтем 1 Н2О, получив метаалюминиевую кислоту:

H3AlO3

- Н2 О

HAlO2  - метаалюминиевая кислота. Кислотный остаток AlO2-

образует соли - алюминаты

сплавление

Al2O3 +2NaOH🡪 2NaAlO2 + Н2О метаалюминат натрия

как кислотный

***МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ*:**

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:

4Al + 3O2🡪 2Al2O3

S + O2 🡪 SO2

2. Горение или обжиг сложных веществ:

CH4 + 2O2 🡪 CO2 + 2H2O

2ZnS + 3O2 🡪 2SO2+ 2ZnO

1. Разложение при нагревании нерастворимых гидроксидов:

Cu(OH)2 🡪 CuO + H2O H2SiO3🡪 SiO2 + H2O

4. Разложение при нагревании средних и кислых солей:

CaCO3 🡪 CaO + CO2

2КHCO3🡪K2CO3 + CO2 +H2O

4AgNO3 🡪4Ag + 4NO2+ O2

**1.2. ГИДРОКСИДЫ**

****ГИДРОКСИДЫ**** — это сложные вещества, в составе которых есть группа Э-O-H. К гидроксидам относятся основания, амфотерные гидроксиды (проявляющие свойства, как оснований, так и кислот) и кислородсодержащие кислоты.

**ОСНОВАНИЕ – это сложное вещество, состоящее из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп**

**(– ОН).**

Например: гидроксид натрия - NaOH, гидроксид бария - Ва(ОН)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 – H2SO4, фосфорная кислота - Н3РО4.

Валентность кислотного остатка определяется количеством атомов водорода. В химических соединениях сохраняется валентность кислотного остатка (см. таблицу 1).

По содержанию атомов кислорода кислоты бывают  **бескислородные**(**например**, соляная кислота  HCl)  и **кислородсодержащие**(**например,** серная кислота H2SO4).

По количеству атомов водорода, которые можно заместить на металл кислоты делятся на о**дноосновные** (HNO3), двух**основные**  (H2SO4),  **трехосновные** (H3PO4) .

По растворимости в воде гидроксиды делятся на две группы: растворимые (например, КОН, H2SO4) и нерастворимые (H2SiO3, Сu(OH)2).

Растворимые в воде основания называются **ЩЕЛОЧАМИ.**

**К неустойчивым (разлагающимся в воде) основаниям относят** гидроксид аммония, гидроксид серебра (I), гидроксид меди (I). В водном растворе такие соединения практически необратимо распадаются:

**NH4OH → NH3 + H2O**

**2AgOH → Ag2O + H2O**

**2CuOH → Cu2O + H2O**

**Таблица 1 ФОРМУЛЫ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ И**

КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Название кислоты | Формула | Кислотный остаток | Валентность кислотного остатка | Название соли, образованной этой кислотой |
| Плавиковая | НF | F | I | фторид |
| Соляная | НCl | Cl | I | хлорид |
| Бромоводородная | НBr | Br | I | бромид |
| Йодоводородная | НI | I | I | йодид |
| Азотная | HNO3 | NO3 | I | нитрат |
| Азотистая | HNO2 | NO2 | I | нитрит |
| Уксусная | СН3COOH | СН3COO | I | ацетат |
| Серная | H2SO4 | SO4 | II | сульфат |
| Сернистая | H2SO3 | SO3 | II | сульфит |
| Сероводородная | H2S | S | II | сульфид |
| Угольная | H2CO3 | CO3 | II | карбонат |
| Кремневая | H2SiO3 | SiO3 | II | силикат |
| Фосфорная | H3PO4 | PO4 | III | фосфат |

Рассмотрим химические свойства растворимых кислот и оснований.

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРИМЫХ ГИДРОКСИДОВ**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

***ЩЕЛОЧИ КИСЛОТЫ***

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. **Изменение окраски индикаторов**

малиновый *фенолфталеин*  бесцветный

синий *лакмус*  красный

желтый *метиловый оранжевый* красный

**2. Взаимодействуют друг с другом, с образованием соли и воды**

2KOH + H2SO4 🡪 K2SO4 + 2H2O

3***.* Взаимодействуют с оксидами**

**- кислотными и амфотерными основными и амфотерными**

**с образованием соли и воды**

2NaOH+SO2🡪Na2SO3+H2O 2HNO3 + CuO🡪Cu(NO3)2+H2O

кислотный оксид основной оксид

сплавление

2NaOH+ ZnO 🡪 Na2ZnO2 +H2O 2HNO3 +ZnO🡪Zn(NO3)2 +H2O

амфотерный оксид амфотерный оксид

раствор

ZnO+2NaOH+H2O🡪Na2[Zn(OH)4]

тетрагидроксоцинкат натрия

1. **Взаимодействуют с растворимыми солями** (признак реакции - образование осадка или газа):

2KOH+CuCl2🡪Cu(OH)2↓+2KCl Н2SO4р-р+BaCl2р-р🡪BaSO4↓+ 2HCl

CO2

2НCl+K2CO3🡪2KCl+ H2CO3

H2O

H2SO4(концентр.)+KCl(тверд.)🡪K2SO4+HCl↑

**5. Взаимодействуют с металлами**

**Некоторые металлы (Al, Zn, Be)** **А)** Разбавленные кислоты

**реагируют с растворами** реагируют с металлами,

**щелочей,** образуя комплексные стоящими до водорода в

соли: в электрохимическом ряду

раствор

2Al+2NaOH+6H2O 🡪 напряжения металлов: 🡪 2Na[Al(OH)4] + 3H2 *K Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb Н*

тетрагидроксоалюминат натрия  При этом образуется средняя

раствор соль и выделяется водород:

2Zn+2NaOH+2H2O🡪 Mg + 2HCl 🡪 MgCl2 + H2

🡪Na2[Zn(OH)4]+H2

Б) с металлами, стоящими

после водорода разбавленные

кислоты НЕ РЕАГИРУЮТ

в расплаве

2Al+2NaOH+2H2O🡪 В) о взаимодействии с

🡪2NaAlO2 + 3H2 концетрированными

алюминат натриякислотами см. далее

в расплаве

2Zn+2NaOH🡪Na2ZnO2 + H2

**6**. **Некоторые щелочи способны**

**реагировать с неметаллами:**

(галогенами, серой, кремнием)

6NaOH + 3Cl2 горячий р-р.🡪

🡪5NaCl + NaClO3 + 3H2O

2NaOH +Cl2.холодный раствор🡪

🡪NaCl + NaClO + H2O

6NaOH + 3S.🡪Na2SO3+ 2Na2S + 3H2O

2NaOH + Si + H2O.🡪Na2SiO3 + 2H2

**7**. **Щелочи могут вступать в реакции**

**с кислыми солями**

2NaHSO3 + 2KOH.🡪Na2SO3+ K2SO3+ 2H2O

Ca(HCO3)2+ Ba(OH)2🡪 BaCO3+ CaCO3+2H2O

**ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С СЕРНОЙ И АЗОТНОЙ КИСЛОТАМИ**

Рассмотрим, как реагируют металлы с разбавленными концентрированными азотной HNO3 и серной Н2SO4 кислотами.

***ОСОБЕННОСТИ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ***

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

H2SO4 + Fe 🡪FeSO4 + H2

**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).

**6H2SO4(конц при нагреваниее.)  + 2Fe 🡪  Fe2(SO4)3+ 3SO2 + 6H2O**

**6H2SO4(конц.при нагревании) + 2Al 🡪 Al2(SO4)3 + 3SO2 + 6H2O**

При этом кроме соли и воды, возможно образование сероводорода, серы, или оксида серы (IV). Образование последних продуктов зависит от положения металл в электрохимическом ряду напряжений и от концентрации кислоты.

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

5H2SO4 + 4Mg 🡪 4MgSO4 + H2S + 4H2O

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

4H2SO4 +2Сr 🡪 Сr2(SO4)3 + S + 4H2O

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

2H2SO4 + Cu🡪CuSO4 + SO2 +2H2O

***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:

Au +3HCl +3HNO3🡪AuCl3 + 3NO2+ 3H2O

Pt +4HCl +4HNO3🡪PtCl4 + 4NO2+ 4H2O

**HNO3**

**разбавленная концентрированная**

с щелочно- с другими не действует со щелочноземельными с другими

земельными тяжелыми на металлы: металлами тяжелыми

металлами металлами Au, Pt, Al металлами

+Zn, Fe Fe, Cr,

**NH4NO3  NO ≠ N2O NO2**

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, образуетнитрат аммония NH4NO3:

NH3 + HNO3р-р 🡪 NH4NO3

Итоговое уравнение имеет вид:

4Zn + 10HNO3р-р 🡪 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 +3H2O

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

3Cu + 8HNO3 р-р🡪3Cu(NO3)2 + 2NO +4H2O

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

Cu + 4HNO3 конц.🡪Cu(NO3)2 + 2NO2 +2H2O

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

8Na + 10HNO3 конц.🡪8NaNO3 + N2O +5H2O

***НЕРАСТВОРИМЫЕ ГИДРОКСИДЫ***

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

Mg(OH)2↓, Fe(OH)3↓ Cu(OH)2↓ СuOH↓, Fe(OH)2↓Сo(OH)2↓

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**

1. **Вступают в реакции нейтрализации**

2Al(OH)3+3H2SO4🡪Al2(SO4)3+6H2O H2SiO3 +2KOH🡪K2SiO3+ 2H2O

**3. Разлагаются при нагревании**

Сu(OH)2 🡪 СuO+H2O H2SiO3 🡪SiO2 +H2O

**АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ**

Амфотерный характер проявляют некоторые соединения, в которых металл имеет степень окисления +3;+4:

Al(OH)3 – гидроксид алюминия; Cr(OH)3 – гидроксид хрома (III), Fe(OH)3 – гидроксид железа (III). а также в качестве исключения, гидроксиды, содержащие двухвалентные металлы: Be(OH)2 , Zn(OH)2 , Pb(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:

Zn(OH)2 + 2HCl 🡪ZnCl2 + 2HCl

как основание

раствор

Zn(OH)2 + 2NaOH 🡪Na2[Zn(OH)4] тетрагидроксоцинкат натрия

**как кислота**

**расплав**

Zn(OH)2+2NaOH🡪 Na2ZnO2+ 2Н2О

**как кислота**

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

**ОСНОВНЫЕ СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ**

***ОСНОВАНИЙ КИСЛОТ***

**1.Взаимодействие активного 1. Взаимодействие неметалла металла с водой: с водородом (**для получения

2Na + 2H2O 🡪 2NaOH + H2 бескислородной кислоты)

H2 + Cl2 🡪2НCl

Малоактивные и неактивные

металлы с водой не реагируют:

Cu +H2О ≠

**2. Взаимодействие оксидов с водой**:

**основных кислотных**

в реакцию вступают только P2O5 +3H2O 🡪2H3PO4

те оксиды, в состав которых SiO2 + H2O≠

входят активные металлы-

*Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ba, Ca) –*

K2O + H2O 🡪 2KOH

CuО +H2О ≠

**3. Взаимодействие гидроксидов с растворимыми солями**

(признак реакции – образование осадка или газа)

2KOH + CuCl2🡪Cu(OH)2↓ + 2KCl H2SO4 + Ba(NO3)2 🡪BaSO4↓ + 2HNO3

2НCl + K2CO3🡪2KCl + H2CO3

↓ ↓

CO2 H2O

**4. Электролиз водных растворов солей**

*электролиз электролиз*

2NaCl +2H2O🡪2NaOH +H2 +Cl2 2Cu(NO3)2 + 2H2O🡪2Cu+4HNO3 +O2

5. Карбиды, нитриды, фосфиды

разлагаются водой:

Al4C3+ 12H2O🡪4Al(OH) 3 + 3CH4

Mg3N2 + 6H2O🡪3Mg(OH)2 + 2NH3

Ca3P2 + 6H2O🡪3Ca(OH)2 + 2PH3

**1.3 СОЛИ**

**СОЛЬ – это сложное вещество, состоящее из атомов металла и кислотного остатка.**

Соли можно разделить на следующие типы: средние, кислые, основные, комплексные, двойные, смешанные.

**Двойные соли** содержат два разных металла и кислотный остаток. Например: KAl(SO4)2 – двойной сульфат калия-алюминия (алюмокалиевые квасцы).

В состав **комплексных** солей входит центральный атом и связанные с ним молекулы, и ионы - лиганды. Центральный атом и лиганды образуют комплекс, который при записи заключают в квадратные скобки. Например: Na[Al(OH)4] – тетрагидроксоалюминат натрия.

**Смешанные** соли содержат один металл и кислотные остатки различных кислот. Например: Ca(OCl)Cl – соль содержит металл и кислотные остатки двух кислот HCl и HClO.

**Кристаллогидраты** образуются благодаря взаимодействию катионов (положительно заряженный ион) кристаллической решётки вещества с молекулами воды. Это возможно, если связь между катионами и анионами (отрицательно заряженный ион) кристалла более слабая.

Формула кристаллогидрата состоит из двух частей. Сначала записывают формулу соли, а затем через точку указывают количество воды. Например CuSO4·5H2O – пятиводный сульфат меди (II).

**СОЛИ**

**средние кислые основные**

Na2СO3 KHS CuOHCl

карбонат натрия гидроcульфид калия гидроксохлорид меди (II)

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

**ТИПЫ СОЛЕЙ**

**кислые средние основные**

образуются при образуются при, образуются при

взаимодействии полном взаимодействии

щелочи и избытка, замещении кислоты и избытка,

кислоты, содержащей атома водорода щелочи, содержащей

не менее 2 атомов на металл не менее двух (-ОН)

водорода гидроксильных групп

в своем составе

Ва(ОН)2 +2H2SO4 🡪 Ba(OH)2 +H2SO4 🡪 2Ba(OH)2 +H2SO4 🡪

🡪 Ba(НSO4)2 +2H2О 🡪 BaSO4 +2Н2О 🡪(BaOH)2SO4 +2Н2О

гидросульфат бария сульфат бария гидроксосульфат бария

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*.

Например: К2SO4 + H2SO4 🡪 2KHSO4

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

KHCO3 + KOH 🡪 K2CO3 + H2O

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

CaCl2 + Ca(OH)2 🡪 2CaOHCl

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

CaOHCl + HCl 🡪 CaCl2 + H2O

**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)

Fe+ CuSO4 🡪Сu + FeSO4

Cu + FeSO4 ≠

1. **Взаимодействие с растворимой солью** (признак реакции –

образование осадка, газа или воды):

BaCl2 + K2SO4 🡪 BaSO4↓+ 2KCl

1. **Взаимодействие с растворимыми гидроксидами** (признак

реакции - образование осадка, газа или воды):

со щелочью: CuCl2 + 2KOH 🡪 2KCl + Cu(OH)2↓

с кислотой: Na2SO3 + 2HCl 🡪 2NaCl + H2SO3

H2O SO2 ↑

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

2KHCO3🡪K2CO3 + CO2 +H2O

CaCO3 🡪 CaO + CO2

2KClO3🡪2KCl+3O2

2KNO3🡪2KNO2+O2

2Cu(NO3)2🡪2CuO + O2  +4NO2

2AgNO3🡪2Ag + 2NO2 + O2

1. При взаимодействии с водой образуют кристаллогидраты-

соли, состав которых, входит химически связанная вода:

CuSO4 + 5H2O 🡪 CuSO4 \* 5H2O (кристаллогидрат)

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), гидроксид бария, гидроксокарбонат меди (II).

**2**. Приведите названия следующих соединений: Cl2O3, MgOHI, ВaO, НNO3, LiOН, Ba(HS)2, Al(ОН)3, N2O5, NiS, AlOHSO4, SiO2, Be(ОН)2, CuOH , K2HPO4, , KH2PO4, BaCO3, MnO.

**3**. Определите класс неорганических веществ (кислотный оксид, основный оксид, амфотерный оксид, несолеобразующий оксид, кислородсодержащая кислота, бескислородная кислота, щелочь, нерастворимое основание, амфотерный гидроксид, кислая соль, основная соль, средняя соль, комплексная соль):

K2Cr2O7, H2Se, FeO, Pb(OH)2, H2CrO4, (CuOH)2SO4, Fe(OH)2, KMnO4, Al2O3, NаH2PO4, KAlO2, Na2[Zn(OH)4], KHTeO4, CsOH, CO, Ва(OH)2, H2SO3, NO, Zn(OH)2, HBr, CuO, Ca(OH)2, K2SO4, NaHSO3, Ba3(PO4)2, BaOHBr, Mn2O7, Ba(HS)2, Сr(ОН)3.

**4**. Для перечисленных ниже оксидов написать формулу соответствующего гидроксида и указать его характер: MnO, Al2O3, CO2, ZnO, SO3, N2O5, CaO, Fe2O3.

**5.** Для перечисленных ниже гидроксидов написать формулу соответствующего оксида и указать характер оксида:

H2SO3, Be(OH)2, CsOH, H3PO4, Fe(OH)2, HClO4, HNO2.

1. Выбрать из предложенных веществ те, с которыми может

реагировать серная кислота:

MnO, Al2O3, CO2, ZnO, SO3, N2O5, CaO, Fe2O3, H2SO3, Bа(OH)2, CsOH, H3PO4, Fe(OH)2, HClO4, K2S, Na2SO3, NaNO3, BaCl2, Cu, Fe, CuSO4. 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): BaCl2, HCl, Fe, Al(OH)3,N2O5, K2S, Ag, CsOH, ZnO, H3PO4. 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:

а) K🡪KOH 🡪 K2SO4 🡪 KHSO4 🡪K2SO4 🡪 KOH🡪 K2CO3

б) Al → AlCl3 → Al(OH)3 → K[Al(OH)4] → AlCl3

в) Zn → K2[Zn(OH)4] → Zn(OH)2 → ZnO → Zn

г) CaO → CaCO3 → Ca(HCO3)2 → CaCO3 → CO2

д) Р 🡪P2O5 🡪Ca3(PO4)2🡪 H3PO4🡪K2HPO4 🡪K3PO4

+O2 +HNO3 +NaOH t

е) Cu 🡪 Х1 🡪 Х2 🡪 Х3  🡪 Х4 + Х5

+O2 +H2O+NaOHизбыток +FeCl3

ж) P 🡪 Х1  🡪 Х2 🡪 Х3 🡪 Х4

↓ + Х5

Сa3(PO4)2

**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

**13**. Предложить 5 способов получения сульфата цинка, 4 способа получения хлорида железа (III), 4 способа получения хлорида железа (II).

**14.** Кальций растворили в воде. При пропускании через полученный раствор сернистого газа образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. Добавление к полученного раствору щелочи приводит к образованию осадка белого цвета. Приведите уравнения 4 описанных реакций.

**15.** Оксид цинка растворили в растворе хлороводородной кислоты. Раствор нейтрализовали, добавляя раствор гидроксид калия. Выделившееся студенистое вещество белого цвета отделили и обработали избытком раствора щелочи, при этом осадок полностью растворился. К полученному раствору добавили немного азотной кислоты, получив при этом снова студенистый осадок. Приведите уравнения 4 описанных реакций.

**РАЗБОР ЗАДАНИЙ ТЕСТОВ ИЗ ЕГЭ**

**1.** Оксид кальция взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) кислород, вода 3) соляная кислота, оксид бария

2) оксид магния, оксид серы (IV) 4) вода, оксид фосфора (V)

*Решение.* Оксид кальция – основный оксид. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами. Кроме того, оксиды самых активных металлов - щелочных (металлов IA группы) и щелочноземельных (металлов IIA группы: Ca, Sr, Ba) - реагируют также с водой. Кальций относится к щелочноземельным металлам.

Поэтому CaO реагирует с кислотами, кислотными оксидами и водой. Этому условию удовлетворяет вариант 4 – оксид кальция реагирует с водой и оксидом фосфора.

//Ответ: 4

**2**. Карбонат кальция реагирует с:

1) HCl 2) MgO 3) Pb 4) H2O

*Решение.* Карбонат кальция (CaCO3) – соль. Общие свойства солей – взаимодействие с кислотами, солями, щелочами в водном растворе, при условии, если образуется осадок, газ или вода. Растворимые соли также реагируют с металлами: при этом более активный металл вытесняет менее активный металл из соли. Карбонат кальция – нерастворимая соль (см. таблицу растворимости), поэтому взаимодействие с металлами можно не рассматривать.

Из всех предложенных веществ подходит соляная кислота, так как при взаимодействии с карбонатом кальция по уравнению:

CaCO3 + 2HCl = CaCl2 + H2O + CO2

образуется углекислый газ и вода.

//Ответ: 1

**3**. Амфотерным гидроксидом и кислотой соответственно являются

1) H2SO4 и Zn(OH)Cl 3) Ca(OH)2 и Be(OH)2

2) KHSO4 и NaOH 4) Al(OH)3 и HNO3

*Решение.* Кислоты состоят из атомов водорода и групп атомов, которые называются кислотным остатком. В данном случае это H2SO4 и HNO3. 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 HNO3 - кислота.

//Ответ: 4

**4**. Гидроксид хрома взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) СО2 и HCl 2) Н2 и NaOH 3) NО и NaNO3 4) H2SO4 и NaOH

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

2Cr(OH)3 + 3H2SO4 = Cr2(SO4)3 + 6H2O

Cr(OH)3 + NaOH = Na[Cr(OH)4]

//Ответ: 4

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

1) CuO 2) Na2SO4  3) Cu(OH)2  4)Na2CO3

*Решение.* Уксусная кислота, как и все кислоты, взаимодействует с основаниями, основными оксидами, солями. Взаимодействие с солями возможно, если в результат реакции образуются осадок, газ или вода. CuO – основный оксид, Сu(OH)2 – основание, с ними уксусная кислота взаимодействует. Ответы 1 и 3 не подходят. Вещества, формулы которых под номерами 2 и 4, - соли. С Na2CO3 уксусная кислота будет взаимодействовать, так как в результате реакции образуются углекислый газ и вода:

Na2CO3 + 2СН3СООН → 2СН3СООNa + H2O + CO2↑

С Na2SO4 уксусная кислота не будет взаимодействовать, так как не выполняются условия, если в результат реакции не образуются осадок, газ или вода.

//Ответ: 2

1. В схеме превращений

Fe(OH)3  X1  **X2**

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:

2Fe(OH)3 = Fe2O3 + 3H2O

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

Fe2O3 + 6HCl = 2FeCl3 + 3H2O

Таким образом, вещество X2  - FeCl3.

//Ответ: 3

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

*формула вещества рЕАГЕНТЫ*

А) Al(OH)3 1) KOH, CuO, H2O

Б) CO2 2) NaNO3, Ca(OH)2, ZnCl2

В) H2SO4 3) Ba(OH)2, Cu, BaCl2

Г) NaOH 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*

Al(OH)3 + NaOH = Na[Al(OH)4]

2Al(OH)3 +3H2SO4🡪 2Al2(SO4)3+ 6H2O

Al(OH)3 +3HClO4🡪 Al(ClO4)3+ 3H2O

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:

СО2 + 2КОН🡪K2CO3+ H2O

CO2  + CuO🡪CuCO3

CO2 + H2O↔H2CO3

Серная кислота, как и все кислоты, взаимодействует с основаниями, основными оксидами, солями. Взаимодействие с солями возможно, если в результат реакции образуются осадок, газ или вода. Походит вариант 5

H2SO4 +2LiOH 🡪Li2SO4+ 2H2O

H2SO4 +MgO🡪MgSO4+ H2O

H2SO4 +K2CO3  🡪 K2SO4 + H2O + CO2↑

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

2NaOH+ СО2 🡪Na2CO3+ H2O

NaOH +HBr🡪NaBr + H2O

3NaOH+ FeCl3🡪Fe(OH)3+ 3NaCl

//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.*** |

**А1.** Несолеобразующим оксидом является

I) N2O5 2) N2O 3) N2O3 4) NO2

**А2**. Амфотерным является оксид, формула которого

I) Cl2O2) CaO 3) Al2O3 4) СO

**А3**. Только кислотные оксиды указаны в ряду

1) ZnO, CO2, NO 2) CrO3, N2O5, SiO2

3) СО, SiO2, SnO2 4) N2O5, P2O3, Cs2O

**А4**. Оксид хрома (III) относится к оксидам

1) кислотным 2) амфотерным

3) основным 4) несолеобразующим

**А5.** Только кислоты расположены в ряду

1) HNO3, Ca(NO3)2, NO2  2) KHCO3, Ва(НSО4)2, ZnOHCl

3) HNO2, HNO3, CH3COOH 4) H2S, Na2SO3, SO2

**А6**. 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: H2SO4, Ba(OH)2, Al2(SO4)3, Zn(OH)2, SO2, KOH, NaCl, H3PO4

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

**А8.**  Оксиды марганца: А) Mn2O7 Б)MnO В) MnO2 Г) MnO3  расположены в порядке усиления кислотных свойств в ряду

1) АБВГ 2) БВГА 3) ВГАБ 4) АГВБ

**А9**. К средним солям относится каждое из двух веществ

1) Fe(OH)2Cl и Fе(НSО4)2 2) MgCl2 и Mg(OH)NO3

3) KHCO3 и NaHSiO3 4) K3PO4 и BaSiO3

**А10**. Среди перечисленных веществ кислой солью является

1) гидрид магния 2) гидроксид кальция

3) гидрокарбонат натрия 4) гидроксокарбонат меди

**А11**. Формулы только основных солей указаны в ряду

1) KHCO3, Na2Cr2O7, (CuOH)2SO4

2) Ca(HCO3)2, ZnS, (FeOH)Cl

3) CuCl2, NaHSO4, (AlOH)Cl2

4) (FeOH)NO3, (CuOH)2CO3, MgOHCl

**А12**. 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)

**А13**. 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)

**А14**. 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

**А15**. 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)

**А16**. 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) Ва(NO3)2 4) K2O

**А20**. С каждым из перечисленных веществ: H2S, KOH, Zn взаимодействует

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

**А21**. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с

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

**А22**.В схеме превращений

Ca  X1  X2

веществами «**X1**», «**X2**» являются соответственно

1) Ca(OH)2, CaCO3 2) CaO, CaCO3

3)Ca(OH)2, CaO 4) Ca(OH)2, CaC2

**А23**. В схеме превращений:

+ H2O + H2SO4 + BaCl2

Na → X1 → X2 → X3 веществами X1, X2, X3 являются соответственно:

1) Na2O, Na2SO4, NaOH 2) Na2O, Na2SO4, BaSO4

3) Na2O2, NaOH, BaSO4  4) NaOH, Na2SO4, BaSO4,

**А24**. В схеме превращений

+ HCl + Na2CO3

CaCO3 → X1 → X2 + NaCl веществом X2 является

I) CaCO3 2) CaCl2 3) CaO 4) Ca(OH)2

**А25**. В схеме превращений FeCl3 → X1 → X2 → Fe(OH)3 веществами X1 и X2 могут быть соответственно

1) Fe2(SO4), и Fe2O3 2) Fe(NO3)3 и Fe2O3

3) FePO4 и Fe3O4 4) Fe(OH)3 и Fe2(SO4)3

**ЧАСТЬ В**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся: В заданиях В1-В2 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.*** |

**B1 (2б)**. Установите соответствие между названием вещества и классом (группой) неорганических соединений, к которому оно относится.

*НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА КЛАСС (ГРУППА) СОЕДИНЕНИЙ*

А) гидрокарбонат натрия 1) основание 4) средняя соль

Б) гидроксид меди (II) 2) кислота 5) основная соль

В) гидроксохлорид хрома (III) 3) двойная соль 6) кислая соль

Г) сульфат хрома (III)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В2 (2б)**. Установите соответствие между солью и классом (группой) солей, к которому она принадлежит.

*ФОРМУЛА СОЛИ КЛАСС (ГРУППА) СОЛЕЙ*

А) CH3COONa 1) основные

Б) MgCl2 2) кислые

В) Ca(HCO3)2 3) средние

Г) (CuOH)2CO3 4) двойные

5) комплексные

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В3 (2б)**. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать в водном растворе.

*формула вещества рЕАГЕНТЫ*

А) CrО3 1) KOH, CаO, H2O

Б) СuSO4 2) NaHCO3, N2О3, KOH

В) LiOН3) Ba(NO3)2, NaOH, Fe

Г) HBr 4) Al2O3, HI, LiHCO3

5) LiOH, MgO, AgNO3

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В4 (2б)**. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать в водном растворе.

*формула вещества рЕАГЕНТЫ*

А) P2O5 1) реагирует с H2O и HCl, не реагирует с KOH

Б) Al(OH)3 2)реагирует с H2O, HCl и KOH

В) Na2O 3)реагирует с KOH и HCl, не реагирует с H2O

Г) CuO 4) реагирует с KOH, не реагирует с H2O и HCl

5) реагирует с H2O и KOH, не реагирует с HCl

6) реагирует c HCl, не реагирует с H2O 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*.** |

**B5** **(2б)**. Какие оксиды при взаимодействии с водой образуют гидроксиды:

1) FeO 2) ВaO 3) Р2O5 4) SiO2 5) SO3

Ответ: \_\_\_\_\_\_\_\_\_

**B6** **(2б)**. Кислые соли могут образовывать следующие соединения:

1) СН3СООН 2) Н3РО4 3) Н2СО3  4) H2S 5) HCl

Ответ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**B7** **(2б)**. Основные соли могут образовывать следующие соединения:

1) Cu(OH)2 2) KOH 3) NаOH 4) Ba(OH)2 5) Al(OH)3

Ответ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**B8** **(2б)**. Какие гидроксиды не взаимодействуют со щелочами

1) Fe(OH)2 2) Ca(OH)2 3) Cr(OH)3 4) Zn(OH)2 5) Mg(OH)2

Ответ: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

***Часть С***

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво. За задание части С1, С2 – максимально по 4 балла, С2- 5 баллов, С3 - 7 баллов*.** |

**С1.** **(4б)**. Вещество красного цвета, которое используется при производстве спичек, сожгли в избытке кислорода, а продукт реакции растворили в большом количестве воды. К полученному продукту добавили сначала раствор карбоната натрия, а затем раствор нитрата серебра.

Приведите 4 уравнения описанных реакций.

**С2.** **(4б)**. В раствор, полученный при взаимодействии алюминия и раствора серной кислоты, по каплям добавляли раствор гидроксида натрия до образования осадка. Выпавший осадок отделили и прокалили. Полученное вещество сплавили с карбонатом натрия.

Приведите 4 уравнения описанных реакций.

**С3**. **(5б)**. Приведите 5 магнийсодержащих веществ, из которых можно в одну стадию получить сульфат магния. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

**С4.** **(7б)**. Осуществите превращения:

а) Al→K[Al(OH)4]→ Al(OH)3→NaAlO2→ AlCl3

б) P2O5 → Na2HPO4 → Na3PO4 → NaNO3

**ЛАВА 2 СТРОЕНИЕ АТОМА.**

**ПЕРИОДИЧЕСКАЯСИСТЕМА (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 ГРУПЫ 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 электронов, которые находятся на внешнем энергетическом уровне 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.

1. *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\*n2 , где N -количество электронов, а n - номер уровня.

- для первого уровня 2\*12 = 2

- для второго уровня 2\*22 = 8

- для третьего уровня 2\*32 = 18

- для четвертого уровня 2\*42 = 32

-для пятого уровня 2\*52 = 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:

1s22s22p63s23p53d0

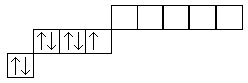
При сокращенной форме записываем только последний уровень: 3s23p5 3d.0

При графической форме электроны изображают с помощью стрелок ↑, а орбиталь в виде клетки . s-орбитали cоответствует 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 р-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



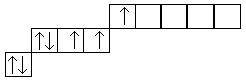
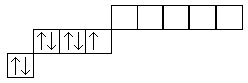
**Количество неспаренных электронов указывает на возможные степени окисления данного элемента***.*

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.

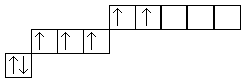
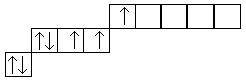
степень окисления +1 степень окисления -1



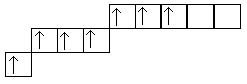
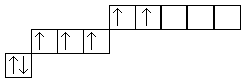
Другие степени окисления возникают в так называемом возбужденном состоянии, когда происходит распаривание электронов на свободный подуровень. При этом образуются только положительные степени окисления. Покажем, какие степени окисления, кроме 0, +1, –1 характерны для хлора:



теперь неспаренных электронов стало 3, значит степень окисления +3



степень окисления +5



степень окисления +7

Итак, у хлора возможны следующие степени окисления:

-1 0 +1 +3 +5 +7

HCl Cl2  Cl2O Cl2O3 Cl2O5 Cl2O7

1. *Свойства соединений:*

Летучее водородное соединение хлороводород – НСl.

Максимальная степень окисления, которую может элемент проявлять в соединениях, равна номеру группы (для элементов главных подгрупп). Хлор находится в седьмой группе, значит, в соединении с кислородом его максимальная степень окисления +7.

Формула высшего оксида имеет вид: Cl2O7 . Тип оксида – кислотный. Ему соответствует гидроксид в виде кислоты H2Cl2O8 или HClO4.

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Cl2O7 HClO4

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_

1. Взаимодействие с водой 1. Взаимодействие с металлами

Cl2O7 + H2O 🡪2HBrO4 2HClO4 + Zn🡪Zn(ClO4)2 + H2

2. Взаимодействие с основным оксидом

Cl2O7+CuO🡪Cu(ClO4)2 CuO+2HClO4🡪Cu(ClO4)2+H2O

3. Взаимодействие с основанием

Cl2O7 + 2KOH 🡪K2ClO4 + H2O КOH + HClO4 🡪 КClO4 + H2O

4. Взаимодействие с солью

2HClO4  +K2CO3 🡪CO2+H2O+2KClO4

**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 ( см стр.49). 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

1.4. Электронно-графическая схема

1.5. Полная и сокращенная электронные формулы

1.6. Возможные степени окисления

1.7. Формула высшего оксида

1.8. Формула высшего гидроксида

1.9. Семейство элементов

**2.** Определить химический элемент, если известна его полная электронная формула:

а)1s22s22p63s23p2 б) 1s22s22p63s23p64s1

в)1s22s22p63s23p64s2 г) 1s22s22p63s2

**3.** Определить химический элемент, если известна его сокращенная электронная формула:

а) 3s23p4 б) 4s2 в) 2s22p6 г) 3s2 3р1 д) 5s25р3

**4**. Написать полную электронную формулу частиц:

а) Be б) Cl- в) S2- г) Mg2+  д) F

**5**. Расположить элементы в порядке возрастания электроотрицательности:

а) As, P, Bi, N б) Cl, Si, Mg, Al, S

**6**. Расположить элементы в порядке возрастания радиуса атома:

а) Cl, Si, Mg, Al, S б) C, B, N, О, Li

**7**. Расположить элементы в порядке возрастания металлических свойств:

а) Sr, Ba, Be, Mg, Ca б) Cs, Rb, K, Li

**8**. Расположить элементы в порядке возрастания неметаллических свойств:

а) селен, теллур, полоний, сера, кислород

б) алюминий, сера, кремний, фосфор, аргон

**РАЗБОР ЗАДАНИЙ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ**

**1**. Число электронов в ионе железа Fe2+ равно

1) 54 2) 28 3) 58 4) 24

*Решение.* Железо имеет порядковый номер 26 в Периодической системе, следовательно, заряд ядра железа = +26. Заряд ядра атома равен числу отрицательно заряженных электронов, т.е. в атоме железа 26 электронов. Ион железа с зарядом 2+ содержит на два электрона меньше, т.е. 24 электрона.

//Ответ: 4

**2**. Формула высшего оксида азота:

1) N2O 2) NO2 3) N2O5 4) NO3

*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 - N2O5.

//Ответ: 3

**3.** Химический элемент образует высший оксид RO3. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома этого элемента в невозбужденном состоянии:

1) ns2np2 2) ns2np4 3) ns2np6 4)ns2np5

*Решение:* Определим степень окисления элемента в оксиде RO3 – 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) O2-, Mg, Al3+  4) Al, Mg2+, Ne

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

1. Ne 1s22s22p6; 3 завершенных подуровня

Na+ 1s22s22p63s1  3 завершенных подуровня,

F 1s22s22p5 2 подуровня;

2) K 1s22s22p63s23p6 4s1;5 завершенных подуровней;

Ar 1s22s22p63s23p6;5 завершенных подуровней;

Cl- 1s22s22p63s23p6 5 завершенных подуровней;

3) O2- 1s22s22p6, 3 завершенных подуровня;

Al3+ 1s22s22p6  3 завершенных подуровня;

Mg1s22s22p63s2  4 завершенных подуровня;

4) Al 1s22s22p1 2 завершенных подуровня;

Mg2+ 1s22s22p6, 3 завершенных подуровня;

Ne 1s22s22p6 3 завершенных уровня.

// Ответ: 2

**5.** Среди элементов VIА 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 VIА 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) Cа, Mg, Be 4) Mg, Be, Cа

*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, те 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 Р - 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 нейтронов 4) высшую степень окисления

**А2.** Из каких частиц состоит атомное ядро?

1. из протонов и электронов 2) только из протонов -

3) нейтронов и протонов 4) только из нейтронов

**А3**. Заряд ядра атома калия равен

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

**А4.** Число электронов и число нейтронов равно в ядре атома

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

**А5**. Число электронов в ионе S2- равно

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

**А6**. Электронная конфигурация 1s22s22p6 соответствует частице

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

**А7**. На третьем энергетическом уровне имеется по 8 элек­тронов у каждой из частиц:

1) Na+ и Ar 2) S2- и Ar 3) F- и Ne 4) Mg2+ и S

**А8**. Число неспаренных электронов в атоме алюминия в ос­новном состоянии равно

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

**А9.** Для какого химического элемента максимальная степень окисления **не равна** номеру группы, в которой этот элемент находится:

1) С 2) F 3) Na 4) P

**А10.** Фтор в соединениях проявляет степени окисления:

1) – 1, 0, +1, 2) – 1, 0

3) – 1, +1, +3, +5 4) +1, +3, +5, +7

**А11**. Какие из приведенных утверждений верны?

А. Номер периода указывает на количество валентных электронов.

Б. Высшая степень окисления для элементов главных подгрупп можно определить по номеру группы.

1) верно только А 2) верны оба утверждения

3) верно только Б 4) оба утверждения неверны

**А12.** У атомов стронция Sr и олова Sn одинаковы

1) радиусы 2) количества электронных слоев

3) высшие степени окисления 4) восстановительные свойства

**А13**. В периодической системе уменьшается (-ются) в периоде

1) высшая положительная степень окисления элементов

2) кислотные свойства гидроксидов

3) электроотрицательность атомов

4) металлические свойства простых веществ

**А14**. В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?

1) Na, Mg, Al, Si 2) Cs, Rb, K, Na 3) P, S, Cl, Ar 4) F, O, N, C

**А15**. Наименьшей электроотрицательностью обладает элемент

1) бериллий 2) бор 3) углерод 4) азот

**А16**. В каком ряду простые вещества расположены в порядке усиления металлических свойств?

**1)**  Se, Te, Po 2) Na, Mg, Al 3) Mg, Ca, Be 4) Bi, Sb, As

**А17**. B ряду: Na → Mg → Al →Si

1) увеличивается число энергетических уровней в атомах

2) усиливаются кислотные свойства высших оксидов, образованных этими элементами

3) уменьшается высшая степень окисления элементов

4) ослабевают не металлические свойства элементов

**А18.** У элементов подгруппы азота с увеличением атомно­го номера уменьшается:

1) уменьшаются металлические свойства

2) заряд ядра атома

3) число валентных электронов в атомах

4) электроотрицательность

**А19.** Атом элемента, максимальная степень окисления кото­рого +4, в основном состоянии имеет электронную конфигу­рацию внешнего энергетического уровня

1) 3s23р4 2) 2s22р2 3) 2s22р4 4) 2s22р6

**А20**. Химический элемент расположен в четвертом периоде, в IA группе. Распределению электронов в атоме этого элемен­та соответствует ряд чисел:

1) 2,8,8,2 2) 2,8,8,1 3) 2,8,18,1 4) 2,8,18,2

**А21**. Распределению электронов по энергетическим уровням в атоме элемента соответствует ряд чисел: 2, 8,18, 6. В Перио­дической системе этот элемент расположен в группе

1)VA 2) VIA 3)VB 4)VIB

**А22**. Химический элемент, формула высшего оксида которо­го R2O, имеет электронную конфигурацию атома

1) 1s2 2s22р63s1 2) 1s22s22р63s23р5 3) 1s2 2s22р63s23р3 4) 1s2 2s2

**А23**. Формула высшего оксида хлора

1)Cl2O 2) ClO2 3) Cl2O5 4) Cl2O7

**А24**. В ряду оксидов SiO2 — P2O5 — SO3 — Cl2O7 кислотные свойства

1) не изменяются 2) возрастают

3) убывают 4) сначала уменьшаются, потом увеличиваются

**А25.** Водородное соединение состава Н2Э образует

1) углерод 2) селен 3) бор 4) азот

**Часть В**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся: В заданиях В1-В6 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.*** |

**B1**. **(2б)**. Установите соответствие между строением атомных ядер и строением внешних электронных оболочек атомов. (p- протон, n – нейтрон)

*СТРОЕНИЕ АТОМНОГО ЯДРА СТРОЕНИЕ ВНЕШНИХ ЭЛЕКТРОННЫХ*

*ОБОЛОЧЕК*

A) 16р+ +16n° 1) 3s1 4) 3s23p4

Б) 5р+ + 6п° 2) 2s22p1 5)2s22p1

В) 11р+ +12n° 3) 2s22p2 6) 2s22p5

Г) 9р+ + 10n°

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**B2 (2б)**. Установите соответствие между частицей и числом электронов, содержащихся в ней.

*ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ ЧАСТИЦА*

А) 18 1) Al+3

Б) 10 2) Mg0

В) 19 3) P-3

Г) 12 4) K0

5) Al0

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**B3 (2б)**. Установите соответствие между названием химического элемента и возможными значениями его степеней окисления

*НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА ЗНАЧЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ*

А) хлор1) -2; -1; 0; +2

Б) фтор2) -2; 0; +2; + 4; +6

В) фосфор 3) -3; 0; +3; +5

Г) сера4) -1; 0

5) -1; 0;+1; +3; +5; +7

6) -4; -2; 0; +2; +4

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В4 (2б)**. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

*ЧАСТИЦА ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ*

А) S+4 1) 1s22s22р63з23р4

Б) S-2 2) 1s22s22р63s23р6

В) S° 3) 1s22s22р6Зs2

Г) S+6 4) 1s22s22р6

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В5** **(2б)**. Установите соответствие между сокращенной электронной формулой элемента и формулой его водородного соединения.

*СОКРАЩЕННАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА ВОДОРОДНОГО*

*ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ*

А) 4s24р3 1) ЭН

Б) 3s23р5 2) ЭН2

B) 4s24p2 3) ЭН3

Г) 2s22p4 4) ЭН4

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В6** **(2б)**. Установите соответствие между сокращенной электронной формулой элемента и формулой его высшего оксида

*СОКРАШЕННАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА ФОРМУЛА*

А) 4s2 1) Э2О5 5) Э2О7

Б) 4s24p5 2) ЭО2 6) Э2О3

B) 2s22p3 3) ЭО3

Г) 4s24p1 4) ЭО

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

|  |
| --- |
| ***В заданиях В7-В8 выпишите цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.*** |

**В7** **(2б)**. 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** **(2б)**. 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: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**ЧАСТЬ С**  **(15б)**.

|  |
| --- |
| **Д*ля выполнения заданий №С1-С3 используйте следующий***  ***ряд химических элементов***   1. ***Bi 2) C 3) N 4) Sb 5) O*** |

**С1(1б)** Определите, атомы, каких из указанных в ряду элементов имеют два неспаренных электрона.

**С2** **(1б**) Из указанных в ряду химических элементов, выберите три элемента, которые в ПС Д. И. Менделеева находятся в ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЕ ОДНОЙ ГРУППЫ.

Расположите эти элементы в порядке ВОЗРАСТАНИЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ.

**С3**.(**1б**) Из указанных в ряду элементов выберите два, которые имеют могут образовывать несолеобразующие оксиды

С4.(15б) Дополните:

Элемент с порядковым номером \_\_\_\_\_ имеет на 4р-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 состояние 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. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ**

**ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ -** это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в молекулы.

Основным условием образования химической связи является понижение полной энергии многоатомной системы по сравнению с энергией изолированных атомов. При этом происходит перекрывание электронных облаков, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы.

Различают несколько типов химических связей: ковалентная, ионная, металлическая, водородная.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Ковалентная Ионная Металлическая

между неметаллами металл и неметалл металлы

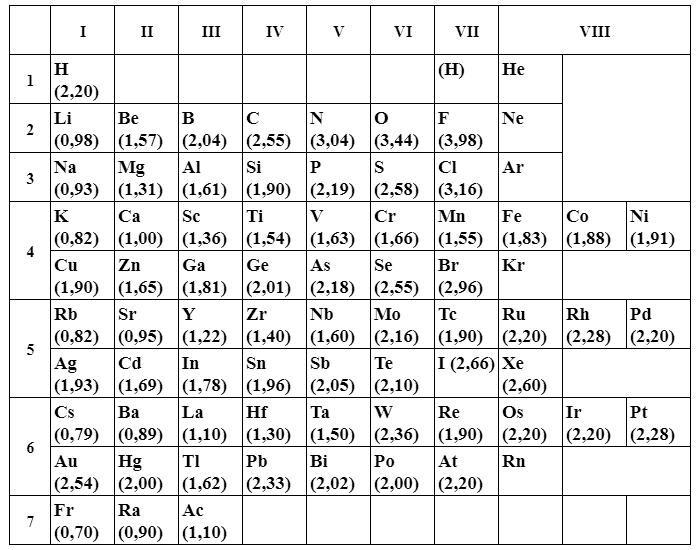
Понятие электроотрицательности появилось в химии в первой половине 20 века, его ввел великий американский химик Л. Полинг\*.

**ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ**(ЭО) **– это способность атома притягивать внешние (валентные) электроны.**

Это очень важная концепция, хорошо объясняющая многие вещи: от энергии химических связей до стабильности или нестабильности химических соединений, а также цвета и твердости кристаллов. Данные электроотрицательности широко используются, в том числе, при создании новых материалов, а также для химических процессов в микроэлектронике.

\*Химиками было создано множество определений и шкал электроотрицательности. Шкала Полинга оказалась самой первой и наиболее часто используемой. Значения электроотрицательности Полинг вывел, используя энергии химических связей: что большая разница в электроотрицательности между вступающими в связь атомами существенно стабилизирует связь, и Полинг предложил простейшую формулу, с помощью которой можно это рассчитать. Но позже выяснилось, что предсказания, сделанные на основе шкалы Полинга, обладают довольно низкой точностью.

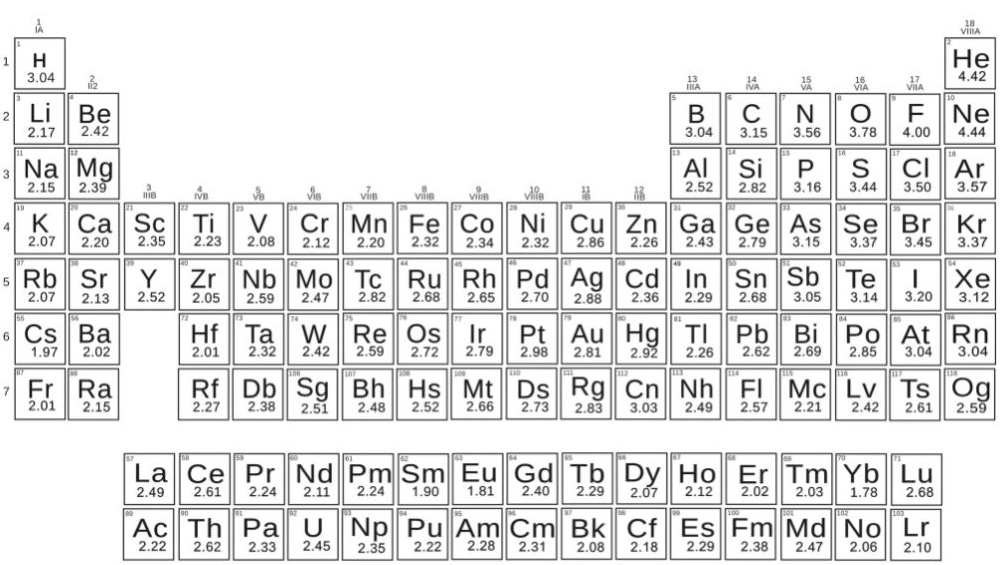
**Таблица 2 ТАБЛИЦА ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЕЙ ПО Л.ПОЛИНГУ**



 В 2021 году российские ученые Сколковского института науки и техники (Сколтех) разработали новую шкалу электроотрицательности атомов (см таблицу 3). В новой шкале электроотрицательность - это безразмерная величина (что очень удобно), и хорошо воспроизводятся энергии как молекул, так и химических реакций.

В отличие от шкалы Л.Полинга, новая шкала корректно отражает то, как ведут себя разные атомы при высоких давлениях или большой энергии связей между ними.

**Таблица 3 СОВРЕМЕННАЯ ТАБЛИЦА ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЕЙ**



ЭО – количественная характеристика элемента, которая характеризует способность удерживать валентные электроны на внешнем энергетическом уровне и зависит, преимущественно, от радиуса атома и заряда ядра.

Возможность отдавать или принимать электроны определяет принадлежность элементов к металлам или неметаллам. Ярко выраженными металлическими свойствами обладают элементы, легко отдающие электроны. Элементы, принимающие электроны проявляют неметаллические свойства.

Наибольшей ЭО обладают окислители и галогены. Значение их электроотрицательности больше двух. Рекордсменом является фтор с электроотрицательностью 4.

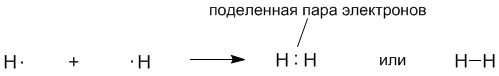
Наименьшую ЭО имеют металлы первой группы периодической таблицы. Активными металлами считаются натрий, литий, калий, т.к. им легче расстаться с единственным валентным электроном, чем принять недостающие электроны.

В неметаллических соединениях притягивают электроны элементы с большей ЭО. Кислород с электроотрицательностью 3,78 притягивает атомы углерода (3,15) и серы с электроотрицательностью 3,44.

**3.1 КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ**

**КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ** – **это связь между атомами неметаллов, возникающая при взаимодействии электронов с образованием общих электронных пар.**

Американский химик Дж. Льюис в 1916 году предложил обозначать электроны *точками* рядом с символами элементов. Одна точка обозначает один электрон. В этом случае образование молекулы водорода из атомов записывается так:



Различают два вида ковалентной связи: полярная и неполярная:

**ВИДЫ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ**

КН КП

**Ковалентная неполярная Ковалентная полярная**

**образуется между образуется между**

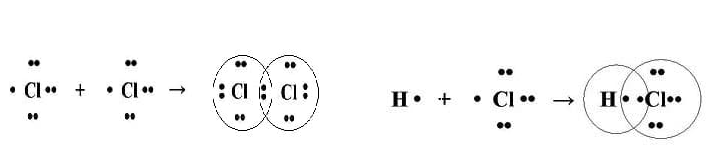
**неметаллами неметаллами**

**ОДИННАКОВОЙ ЭО РАЗНОЙ ЭО.**

**Например: N2; H2; O2; Пример: HCl, H2O**

Общее электронное облако Общее электронное облако расположено симметрично в смещено в сторону более в пространстве между ядрами электроотрицательного

Cl (:) Cl элемента. H(:Cl



**МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ**

Различают 2 механизма образования ковалентной связи:

1. **ОБМЕННЫЙ** механизм образования ковалентной химической связи – это когда каждая частица предоставляет для образования общей электронной пары один неспаренный электрон:

· A +· A = A : A

**2. ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ механизм** образования ковалентной связи – это такой механизм, при котором одна из частиц предоставляет не поделенную электронную пару **(ДОНОР)**, а другая частица предоставляет вакантную орбиталь для этой электронной пары (**АКЦЕПТОР)**:

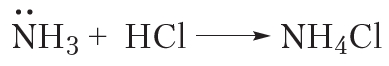
А: +  B □ = А:В

В результате образования связи оба энергия электронов уменьшается, т.е. это выгодно для атомов.

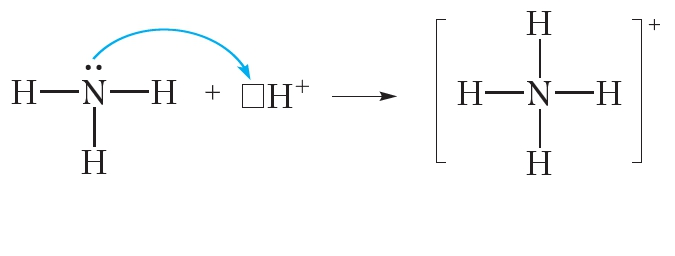
Ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, **не отличается** по свойствам от других ковалентных связей, образованных по обменному механизму.

***Примеры веществ, в которых ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму образуется:***

– в молекуле **угарного газа CO** (связь в молекуле – тройная, 2 связи образованы по обменному механизму, одна – по донорно-акцепторному): C≡O; – в **ионе аммония** NH4+,



*Рис. 1 Схема образования хлорида аммония*



Катион аммония NH4+

*Рис. 2 Схема образования катиона аммония*

– в **комплексных соединениях**, химическая связь между центральным атомом и группами лигандов, например, в тетрагидроксоалюминате натрия Na[Al(OH)4] связь между алюминием и гидроксид-ионами;

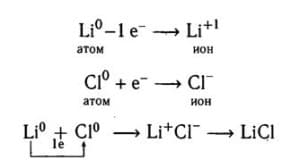
– в **азотной кислоте и ее солях** — нитратах: HNO3, NaNO3, в некоторых других соединениях азота;

**Физические свойства соединений с ковалентной связью:**

* Ковалентные соединения летучи
* Имеют низкие температуры плавления и кипения.
* Электрический ток не может проходить через эти соединения, следовательно, они плохие проводники и хорошие изоляторы.
* При подводе тепла, многие соединения с ковалентной связью, загораются. В большей части это [углеводороды](http://zadachi-po-khimii.ru/organic-chemistry/stroenie-i-fizicheskie-svojstva-alkanov.html), а также оксиды, сульфиды, галогениды неметаллов и переходных металлов.

**3.2. ИОННАЯ СВЯЗЬ**

В случае если разница электроотрицательностей элементов будет велика, произойдет не просто смещение электронной плотности, а полная передача электрона от одного атома к другому. Рассмотрим это на примере хлорида лития. Так, при встрече атома лития (ЭО = 2,17) с атомом хлора (ЭО = 3,15) происходит переход атомов в ионы. Литий отдает свои электроны хлору, превращаясь в катион лития Li+. Атом хлора превращается в анион хлора Cl—.



*Рис. 3 Схема образования ионной связи в хлориде лития*

**ИОНЫ – это атомы и группы атомов, несущие на себе заряд.**

**Атомы, захватившие электроны, имеют отрицательный заряд и называются АНИОНЫ.**

**Атомы, потерявшие электрон, имеют положительный заряд и называются КАТИОНАМИ.**

В образовавшейся молекуле — хлориде натрия — связь осуществляется— катионов за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов и анионов. Такую связь называют **ИОННОЙ.** Она реализуется между типичными металлами и неметаллами, то есть между атомами с сильно различающимися значениями электроотрицательности (как правило, более, чем 1,7).

Физические свойства соединений с ионной связью

1.Поскольку притяжение катионов и анионов между собой в ионном соединении очень сильное, то для их разделения потребуется большое количество энергии. Поэтому часто они **имеют высокие температуры кипения** и плавления, намного большие, чем другие соединения.

2.Имеют **ионную кристаллическую решетку**. В узлах решетки находятся ионы.

3.Ионные соединения ч**резвычайно твердые**, т.к. в кристалле трудно отделить ионы друг от друга, но при этом они очень **хрупкие.**

4.Расплавленные или растворенные в воде они проводят электрический ток, являются[**электролитами**](http://zadachi-po-khimii.ru/obshaya-himiya/rastvory-elektrolitov.html)**.**

**3.3. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ**

Большинство  металлов имеют общие свойства, которые отличны от свойств других простых или сложных веществ. Это такие свойства как:

* повышенные температуры плавления,
* значительные электро- и теплопроводность,
* способность отражать свет
* способность прокатываться в листы
* характерный металлический блеск.

Эти свойства связаны с существованием в металлах металлической связи:

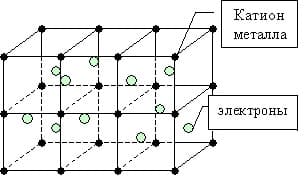
**МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ — это связь между положительно заряженными ионами и атомами металлов и свободно движущимися по кристаллу электронами.**

Простое вещество — металл существует в виде кристалла, имеющим металлическую кристаллическую решетку, в узлах которой находятся атомы или ионы металлов.

Валентные атомные орбитали каждого атома металла в кристалле перекрываются сразу с орбиталями нескольких близлежащих соседей, и число этих атомных орбиталей чрезвычайно велико. Поэтому число возникающих [молекулярных орбиталей](http://zadachi-po-khimii.ru/obshaya-himiya/metod-molekulyarnyx-orbitalej.html) тоже велико.

Число валентных электронов атомов металлов небольшое, к тому же они достаточно слабо связаны с собственными ядрами и могут легко отрываться. Поэтому электроны заполняют всю зону взаимодействующих орбиталей образуя металлическую связь. Т.о. в кристаллической решетке металла перемещение электронов происходит свободно.

Такие особенности, как тепло- и электропроводность металлов связано с существованием свободно движущихся электронов в кристаллической решетке.



*Рис.4 Схема образования металлической связи*

Особенности металлической связи

Отличие металлической связи от ковалентной

* Несмотря на то, что металлическая связь как и [ковалентная связь](http://zadachi-po-khimii.ru/obshaya-himiya/kovalentnaya-ximicheskaya-svyaz.html) образована посредством обобществления электронов, однако в металлической связи **электроны принадлежат всему множеству ионов/атомов металлов,** а в ковалентной только двум атомам неметаллов.
* Прочность металлической связи также отличается: ее энергия в 3-4 раза меньше энергии ковалентной связи.

Отличие металлической связи от ионной

В образовании как [ионной связи](http://zadachi-po-khimii.ru/obshaya-himiya/ionnaya-ximicheskaya-svyaz.html), так и металлической принимают участие ионы — катионы. Однако ионная связь — это связь между катионами и анионами, а в металлической связи анионы отсутствуют, зато имеются электроны, свободно движущиеся между катионами/атомами металлов.

Прочность металлической связи

* Если рассмотреть [щелочные металлы](http://zadachi-po-khimii.ru/neorganicheskaya-ximiya/i-gruppa-glavnaya-podgruppa-periodicheskoj-sistemy-mendeleeva-shhelochnye-metally.html), то наиболее активный среди них – цезий, легче всего будет отдавать свои валентные электроны, а труднее всего – рубидий, наименее активный среди щелочных металлов.

Чем легче атом металла переходит в состояние иона, т.е. отдает электроны, тем менее прочна его решетка, вследствие отталкивания положительно заряженных ионов.

В связи с этим металл будет обладать пониженной температурой плавления и становится более мягким.

* *Чем больше валентных электронов имеет атом металла, тем более прочна его кристаллическая решетка, и тем выше его температуры кипения и плавления*

Таким образом, **металлическую связь склонны образовывать элементы, атомы которых на внешних оболочках имеют мало валентных электронов**. Эти валентные электроны, осуществляющие металлическую связь, обобществлены настолько, что могут перемещаться по всему металлическому кристаллу и обеспечивают высокую электропроводность металла.

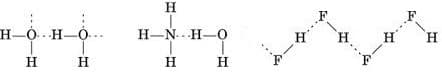
**3.4 ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ**

В**ОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ***—* это внутри- или межмолекулярная связь, которая образуется в соединениях между атомами водорода и атомами, имеющими большую электроотрицательность (N, O, F).

**Механизм образования**  водородной связи смешанный: вследствие электростатического притяжения атомов — электростатический; но частично он также носит [донорно–акцепторный](http://zadachi-po-khimii.ru/obshaya-himiya/donorno-akceptornaya-svyaz.html) характер.

Образуемые соединения имеют большую полярность, возникает диполь. Атом водорода находится на положительном конце диполя. Этот диполь может взаимодействовать с не поделенной электронной парой кислорода (и азота, и фтора), который принадлежит другой или этой же молекуле. Таким образом, донором электронной пары являются атомы F, O или N, а акцептором — атомы водорода.

Графически, на рисунках, водородная связь обозначается тремя точками:



*Рис. 5 Водородная связь*

Виды водородной связи

* **МЕЖМОЛЕКУЛЯРНАЯ** водородная связь образуется между различными молекулами веществ. Обязательным условием образования такого вида водородной связи — **это наличие водорода в одной молекуле и одного из элементов с высокой электроотрицательностью в другой молекуле** (например, F, O, N, Cl, S). Связь может возникать как между одинаковыми молекулами, так и между разными. Например, это могут быть молекулы аммиака, воды, фтороводорода, спиртов (например, метанол, этанол), [карбоновых кислот](http://zadachi-po-khimii.ru/organic-chemistry/karbonovye-kisloty-i-slozhnye-efiry) (например, муравьиная, уксусная кислоты), аминокислот в молекуле белка.
* **ВНУТРИМОЛЕКУЛЯРНАЯ** водородная связь образуется внутри одной молекулы. Условие образования внутримолекулярной водородной связи — **это наличие в одной молекуле и атомов водорода и атома с высокой электроотрицательностью.** Такая связь может возникнуть, например, у [многоатомных спиртов](http://zadachi-po-khimii.ru/organic-chemistry/svojstva-i-poluchenie-mnogoatomnyx-spirtov.html) (этиленгликоль, глицерин), белков, углеводов, оксикислот (салициловая кислота) и других органических соединений.

**3.5 КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ.**

В зависимости от расположения частиц друг

относительно друга свойства образуемых ими веществ могут очень сильно различаться.

Газы – частицы расположены друг от друга **далеко** (расстояние между частицами намного больше размеров самих частиц), между собой практически не взаимодействуют, перемещаются в пространстве хаотично и непрерывно.

 Жидкости – частицы расположены **близко** друг к другу, но **хаотично**, больше **взаимодействуют между собой**, совершают интенсивные колебательные движения в одном положении, но могут перескакивать в другое положение.

Твердые вещества – частицы расположены **близко** к друг другу, но более **упорядоченно**, и **больше взаимодействуют** между собой, а двигаются только в пределах одного положения равновесия, практически не перемещаясь в другие положения.

Большинство известных химических веществ и смесей могут существовать в твердом, жидком и газообразном состояниях. Самый простой пример – это *вода*. При нормальных условиях она **жидкая**, при 0 оС она замерзает – переходит из жидкого состояния в **твердое**, и при 100 оС закипает – переходит в **газовую фазу** – водяной пар.



*Рис. 6 Агрегатное состояние веществ*

Очень многие свойства индивидуальных веществ и смесей объясняются **взаимным расположением частиц в пространстве друг относительно друга!**

Основные физические свойства твердых веществ: температура плавления, электропроводность, теплопроводность, механическая прочность, пластичность и др.

**Температура плавления** – это такая температура, при которой вещество переходит из твердой фазы в жидкую, и наоборот.

**Температура плавления** – это такая температура, при которой вещество переходит из твердой фазы в жидкую, и наоборот.

**Пластичность** – это способность вещества деформироваться без разрушения.

**Электропроводность** – это способность вещества проводить ток.

**Ток – это упорядоченное движение заряженных частиц**. Таким образом, ток могут проводить только такие вещества, в которых присутствуют **подвижные заряженные частицы**. По способности проводить ток вещества делят на проводники и диэлектрики.

ПРОВОДНИКИ – это вещества, которые могут проводить ток (т.е. содержат подвижные заряженные частицы).

ДИЭЛЕКТРИКИ – это вещества, которые практически не проводят ток.

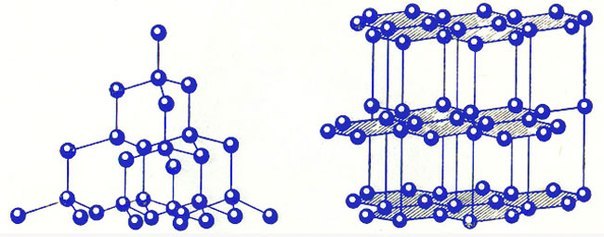
В твердом веществе частицы вещества могут располагаться **хаотично**, либо **более упорядоченн**о. Если частицы твердого вещества расположены в пространстве **хаотично**, вещество называют АФМОРФНЫМ. Примеры аморфных веществ – уголь, стекло, воск, пластмасса, шоколад.

Если частицы твердого вещества расположены в пространстве упорядоченно, т.е. образуют повторяющиеся трехмерные геометрические структуры, такое вещество называют **кристаллом**, а саму структуру – **кристаллической решеткой**. Большинство известных нам веществ – кристаллы. Сами частицы при этом расположены в **узлах** кристаллической решетки.

**КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЕТКОЙ называют пространственное расположение атомов или ионов в кристалле**.

По **типу химической связи между частицами** в кристалле различают следующие типы кристаллических решеток: атомные, молекулярные, металлические, ионные;

**АТОМНАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА**

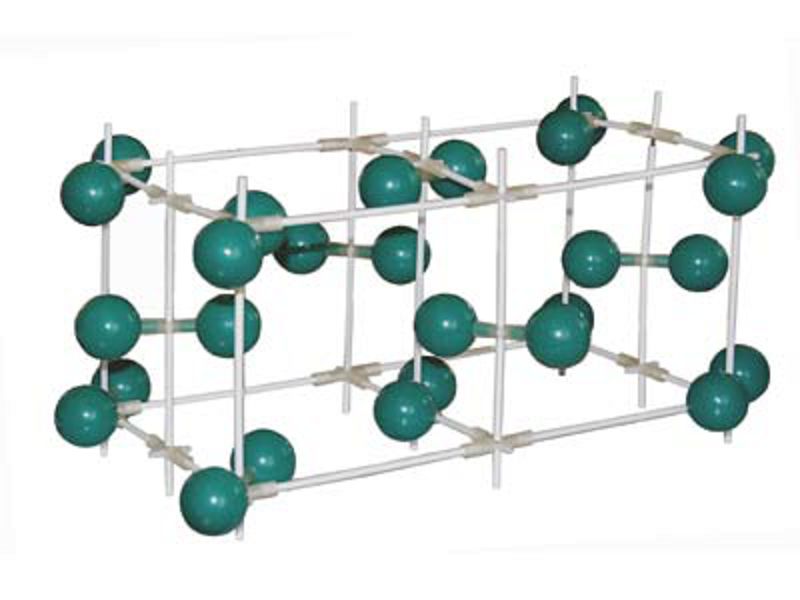


А) алмаз Б) графит

*Рис.7 Атомная кристаллическая решетка*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Связь между частицами | Ковалентно -полярная | ковалентно-неполярная |
| В узлах | атомы | атомы |
| Агрегатное состояние | твердое | твердое |
| Примеры | SiO2 кремнезем  SiC карбид кремния (корунд) | С, В, Si |
| Физические свойства | - прочность;  - тугоплавкость (высокая температура плавления);  - низкая электропроводность;  - низкая теплопроводность;  - химическая инертность (неактивные вещества);  - нерастворимость в растворителях | |

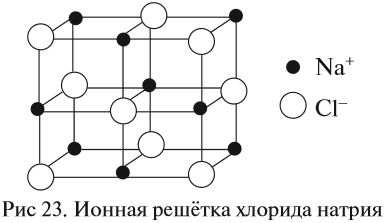
**МОЛЕКУЛЯРНАЯ КРИСТАЛЛИЧЕКАЯ РЕШЕТКА**



*Рис. 8 Атомная кристаллическая решетка*

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Связь между частицами | межмолекулярные [водородные связи](http://chemege.ru/chembonds/),  электростатические или межмолекулярные силы притяжения | | |
| В узлах | молекулы | | |
| Агрегатное состояние | газы | жидкости | твердое |
| Примеры | 1)O2, N2, H2 ,  2)метан - CH4,  3)Одноатомные инертные газы (гелий, неон, аргон, криптон и др.);  Тип связи ковалентно-неполярная | H2O, SO3 ,  Тип связи- ковалентно-полярная | S8  Тип связи- ковалентно-неполярная |
| Физические свойства | -легкоплавкость (низкая температура плавления):  - высокая сжимаемость;  - не проводят ток;  - высокая летучесть;  - малая твердость | | |

**ИОННАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА**

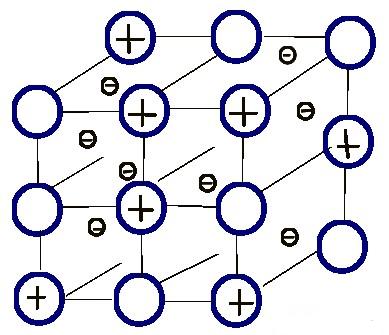


*Рис. 9 Ионная решетка хлорида натрия*

|  |  |
| --- | --- |
| Связь между частицами | ионная |
| В узлах | ионы |
| Агрегатное состояние | твердое |
| Примеры | 1.Соли (органические и неорганические), в том числе соли аммония  (например, хлорид аммония NH4Cl);  2. Основания;  3.Оксиды металлов;  4.Бинарные соединения, в составе которых есть металлы и неметаллы. |
| Физические свойства | высокая температура плавления (тугоплавкость);  растворы и расплавы ионных кристаллов – проводники тока;  большинство соединений растворимы в полярных растворителях (вода);  твердое фазовое состояние у большинства соединений при нормальных условиях. |

**МЕТАЛЛИЧЕКАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА**

  Металлы характеризуются особым видом пространственной структуры – **металлической  кристаллической решеткой**, которая обусловлена **металлической химической связью**. Атомы металлов довольно слабо удерживают валентные электроны. В кристалле, образованном металлом, происходят одновременно следующие процессы: *часть атомов отдает электроны и становится положительно заряженными ионами*; *эти* *электроны хаотично перемещаются в кристалле*; *часть электронов притягивается к ионам*. Эти процессы происходят одновременно и хаотично. Таким образом, **возникают ионы**, как при образовании ионной связи, и **образуются общие электроны**, как при образовании ковалентной связи. Свободные электроны перемещаются хаотично и непрерывно по всему объему кристалла, как газ. Поэтому иногда их называют «**электронным газом**». Из-за наличия большого числа подвижных заряженных частиц металлы **проводят ток, тепло**. Температура плавления металлов сильно варьируется. Металлы также характеризуются **своеобразным металлическим блеском, ковкостью**, т.е. способностью изменять форму без разрушения при сильном механическом воздействии, т.к. химические связи при этом не разрушаются.



*Рис. 10 Металлическая кристаллическая решетка*

|  |  |
| --- | --- |
| Связь между частицами | Металлическая |
| В узлах | Катионы металлов и нейтральные атомы |
| Агрегатное состояние | твердое  (исключение — ртуть, жидкость при обычных условиях). |
| Примеры | металлы |
| Физические свойства | высокая тепло- и электропроводность;  ковкость и пластичность;  металлический блеск;  металлы, как правило, нерастворимы в растворителях; |

**УПРАЖНЕНИЯ**

1 В каких из перечисленных соединений присутствуют:

1) только ионные связи 2) только ковалентные связи

RbСl, МgСl2, Сa(OH)2, Н2О, BaSO4, Fe(NO3)2, N2

2.Изобразите структурные формулы следующих веществ, укажите тип каждой химической связи:

а) PH3, Н3PO4, Na2НPO4, NaН2PO4, P2O5

б) NaНS, SO2, SO3

в) НМnО4, Н2CrО4,

г) NaН2AsO4, НAsO2, Н2SeO4, NaНSeO3

3.Установите соответствие между физическими свойствами и типом кристаллической решетки.

*ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ТИП КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ*

*РЕШЕТКИ*

А) твердые, тугоплавкие, хорошо 1) Молекулярные растворяются в воде, проводят 2) Атомные электрический ток 3) Ионные

Б) хрупкие, легкоплавкие, не проводят 4. Металлические

электрически ток

В) пластичные, имеют различные

температуры плавления, проводят тепло

Г) газообразные, имеют низкие

температуры кипения, плохо растворяются

в воде

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**РАЗБОР ЗАДАНИЙ ТЕСТОВ ИЗ ЕГЭ**

1. Выберите два соединения, в которых присутствует ионная химическая связь

1) CaCl2  2) HClO3  3)NH4Cl 4) Cl2O7  5) Н2

*Решение.* Определяем тип химической связи:Хлорид кальция – образован металлом и неметаллом. Тип связи - ионный. 2)HClO3 – связи Н-О и Cl-O – ковалентно полярные. 3) NH4Cl связь между катионом аммония NH4+и анионом хлора Cl- \_ ионная, а между Cl-O и H-Cl ковалентно-полярная. В Cl2O7 связь между Cl-O ковалетно-полярная.

//Ответ: 1,3

**2**. Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых между молекулами образуется водородная связь.

1) водород 2) спирт 3) бензол С6Н6 4)водород

5) азотная кислота

*Решение.* Водородная связь образуется между молекулами веществ, в которых атом водорода связан с атомом с высокой электроотрицательностью (фтором, кислородом, азотом). Поэтому верный ответ — спирт и азотная кислот, в которых есть группа –ОН.

//Ответ: 2,5

**3**. Из предложенного перечня выберите два вещества молекулярного строения, которые содержат ковалентную неполярную связь.

1) хлороводород 2) бром 3) метанол 4) кремний

5) хлорид аммония

*Решение.* Ковалентная неполярная связь — связь, возникающая в результате образования общих электронных пар между атомами одного и того же элемента — неметалла. В своем составе ковалентную неполярную связь имеет бром (связь Br-Br в двухатомной молекуле), а также кремний (связь Si-Si).

//Ответ: 2,4

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.** |

**А1**. За счет электростатического притяжения ионов химическая связь об­разована в соединении

1) НI 2) Н2O 3) Br2 4) NaBr

**А2**. В каком ряду записаны формулы веществ только с ковалентной неполярной связью?

1) Cl2, NH3, HCl 2) I2, С, P4 3) HBr, NO, Br2  4)H2S, H2O, CO

**А3**. Двумя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекуле

1) аммиака 2) азота 3) кислорода 4) хлора

**А4.** В каком соединении ковалентная связь между атомам и образуется по донорно-акцепторному механизму?

1)СО 2) NH3 3) КОН4) ВaCl2

**А5**. Молекулы находятся в узлах кристаллической решетки:  
1) железа 2) алмаза 3) хлорида натрия 4) углекислого газа

**А6.** Ионную кристаллическую решетку имеет каждое из ве­ществ, расположенных в ряду

1) цинк, хлорид натрия, гидрид натрия

2) кальций, оксид кальция, карбонат кальция

3) сульфид кальция, сульфат калия, оксид железа(II)

4) сульфат магния, хлорид кальция, оксид азота(V)

**А7**. Вещества, обладающие малой твердостью, низкой температурой плавления, мало или совсем не растворимые в воде, не проводящие электрический ток, как правило, имеют кри­сталлическую решетку

1) молекулярную 2) ионную 3) атомную 4) металлическую

**А8**. Какие из приведенных утверждений верны?

А. Вещества с металлической кристаллической решеткой обладают высокой электро- и теплопроводностью.

Б. Вещества с атомной решеткой кристаллической решеткой тугоплавки и не растворяются в воде.

1) верно только А 2) верно только Б

3) верны оба утверждения 4) оба утверждения неверны

**ЧАСТЬ В**

***В заданиях В1 на установление соответствия запишите в таблицу цифры выбранных вами ответов. (Цифры в ответе могут повторяться.)***

**В1(2б).** Установите соответствие между видом связи в веществе и формулой химического соединения.

*ВИД СВЯЗИ СОЕДИНЕНИЕ*

1) ионная А)HF

2) металлическая Б) KI

3) ковалентная полярная В) O2

4) ковалентная неполярная Г) Са3P2

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**Запишите несколько правильных ответов:**

**В2**.(2б) Из предложенного списка выберите формулы веществ,

имеют немолекулярное строение

1) оксид железа (III) 2) хлороводород 3) ацетат свинца

4) нитрат бария 5) вода

Ответ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**В3**(2б). Из предложенного списка выберите формулы веществ, которые имеют молекулярную кристаллическую решетку

1) гидроксид кальция 2) сульфит калия 3) сероводород 4) бром 5) графит

Ответ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**Часть С Приведите полное решение заданий части С**

**C1** (4б). Изобразите структурные формулы следующих соединений:

NH3, H2SO4, K2CO3, H3PO4.

**С2** (2б). Почему для хлора максимальная валентность совпадает с номером группы Периодической системы, а для фтора она меньше номера группы.

**С3**. (2б) Приведите пример, когда один и тот же элемент может образовывать различные типы химической связи: ионную, ковалетно-полярную и ковалентно-неполярную.

**С4**(3б). Изобразите образование иона гидроксония [H3О+] из катиона водорода и воды. Укажите тип и механизм образования связи.

**ГЛАВА 4 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ**

**4.1 ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ**

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

**ВЕЩЕСТВО**– **это любая 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 (mА) очень малы. Например, масса атома углерода равна 1,991\*10-26 кг, поэтому для удобства пользуются относительными атомными массами.

**ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА (Аr) химического элемента - величина, равная отношению средней массы атома к 1/12 массы атома изотопа углерода 12 С.**

m атома\_\_\_\_\_

**Аr =** 1/12 m 12С

1/12 массы атома углерода 12С принята за единицу атомной массы (а.е.м.)

а.е.м. =1/12 m 12С=1,66057 ·10-27кг

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 (Cl) = 35,5· 1,66057 ·10-27 = 5,89 10-23 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 Мr вещества - это величина, равная отношению средней массы молекулы к 1/12 массы атома изотопа углерода – 12 (С12)**

mмолекулы

**Мr =** 1/12 m 12С

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

*Задача 4.1.1*

Рассчитайте относительную молекулярную массу сульфата алюминия.

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

Аr(Al) = 27, Ar (S) = 32, Ar (O) = 16.

Относительная молекулярная масса сульфата алюминия будет равна:

Mr (Al2(SO4)3 ) = 2Ar · (Al) + 3· Ar(S) + 12·Ar (O).

Mr (Al2(SO4)3 ) = 2·27 + 3·32 + 12·16 = 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 12С**.

Рассчитаем число атомов углерода в 12 г углерода, учитывая, что 1,991·10-26 кг – масса атома углерода.

NА =12/ 1,991·10-26 = 6,02·1023 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 v (читается “ню”) определяется по формуле:

ν **= n\NA *(1****)*

**МОЛЯРНАЯ МАССА (М) – это масса одного моль.** Ее можно рассчитать**, з**ная **массы вещества m и его количество** ν**:**

**M = m\**ν ***(2)***

Единица измерения молярной массы вещества – г/моль.

Например, молярная масса воды равна 18 г/моль.

*Задача 4.1.2*

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

Дано: Решение:

H2SO4 Учитывая, что молярная масса H2SO4

\_\_\_\_\_\_\_\_ равна 98 г/моль, определяем массу

Найти: по формуле **m = M / NA *(3)***

mмолекулы (H2SO4) - ? m (H2SO4) = 98 / 6,02·1023 = 16·10-23 г

*Задача 4.1.3*

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

Дано: Решение:

Mr = 5734 1. Относительная атомная масса

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ по определению Mr = m/1/12 m 12C,

где 1/12 m 12С = 1,661·10 –27 кг

Найти mмолекулы ? 2. Масса молекулы равна:

m = 1,661\*10 –27·5734· 103 = 9,5210-21г

*Задача 4.1.4*

Рассчитайте число молекул Br2 в броме массой 6,4 г.

Дано: Решение:

m (Br2) = 6,4 г 1. Учитывая, что молярная масса брома равна

160 г/моль (2Ar(Br)) вычисляем количество

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ вещества по формуле (2):

Найти: ν (Br2) = m (Br2) / M (Br2)

n (Br2) - ? ν (Br2) = 6,4 / 160 = 0, 04 моль

2. Используя формулу (1) подставляем значение n = ν · NA , n = 0,04 · 6,02 · 1023 = 2,4·1022

**4.2 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 СО2 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.

H2+Cl2🡪2HCl

**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 Vm**

ν = **V/Vm *(4)***

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

*Задача 4.2.1*

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

Дано: Решение:

m (HCl) = 48,6 г 1. Находим количество вещества

хлороводорода по формуле (2)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν = m (HCI) \ M(HCl)

Найти:V (HCl) - ? ν = 48,6 \ 36,5 = 1,33 моль

2. Рассчитываем объем, который займет

хлороводород при н.у., используя формулу V = ν ·Vm

V(HCl) = 1,33·22,4 = 27,79 л

*Задача 4.2.2*

Определите число частиц, которое содержится в 2,8 л оксида

серы (IV).

Дано: Решение:

V (SO2) = 2,8 л 1. Определяем количество вещества:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν = V \Vm , V = 2,8 \ 22,4 = 0,125 моль

Найти: n (SO2)-? 2. Рассчитываем число молекул SO2

по формуле: n = ν·NA ,

n = 0,125 · 6,02· 1023 = 7,5·1022

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

**D=M(неизвестного газа)/M(известного газа*) (5)***

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

**D H2** = M / M (H2) = M /2

**D возд**уху = M / M (воздуха) = M / 29.

*Задача 4.2.3*

Определите плотность углекислого газа по воздуху и кислороду.

Дано: Решение:

М (СО2) = 44 г/моль 1. D воздуху (СO2) = 44/29 = 1,52

D H2 (СО2**)** = 44/32 = 1,375

М (О2) = 32 г/моль

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Найти: Dвоздуху (СO2) -?

D H2 (СО2**)**

Для идеального газа применимо***уравнение Менделеева - Клапейрона*,** которое является математическим выражением объединенного газового закона и позволяет перейти от нормальных условий к условиям эксперимента*:*

***P·V= v·R·T (6)***

Где, Р – давление, Па, V - объем, м3,

R - газовая постоянная = 8,31 кДж/моль,

***v*** - количество вещества, моль

T- температура, К (читается кельвин)

*Задача 4.2.4*

Какой объем занимает при температуре 200С и давлении 250 кПа аммиак массой 51 г.

Дано: Решение:

t = 200 С 1. Температура T(K)=273+ 20 =293К

P = 250 КПа. 2. Находим количество вещества NH3

m (NH3) = 51г ν = m (NH3) \ M(NH3)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν (NH3) = 51/17 = 3 моль

V- ? 3. Используя уравнение Менделеева-

Клапейрона рассчитываем объем:

V = νRT/P

V = 3·8,31·296/250 = 0,03 м3

ГЛАВА 5 ОСНОВНЫЕ ТИПЫ РАССЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

5.1 РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЕ

Формула химического вещества показывает его стехиометрический состав. Например, формула воды Н2О показывает, что один моль этого вещества образован из 2 моль атомного водорода и 1 моль атомного кислорода. Это позволяет проводить различные расчеты, используя формулы химических соединений.

*Задача 5.1.1*

Определите металл, если молярная масса иодида трехвалентного металла в 3,972 раза больше молярной массы фторида этого же металла.

Дано: Решение

M (MeJ3)>M (MeF3)1. Пусть М - молярную массу

неизвестного металла.

в 3,972 раза Тогда, молярная масса иодида

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ М+(127·3) = М+381 г/моль

Найти: М (Ме)- ? Молярная масса фторида:

М+(18·3) = М +54 г/моль

2. М+381/М+54 = 3,972

Решая уравнение, получаем М = 52,

это хром.

## *Задача 5.1.2*

В смеси карбида кальция СаС2 и карбоната кальция содержится по 1,81·1024 атомов кальция и кислорода. Вычислите массу этой смеси.

Дано: Решение:

СаС2, СаСО3 1. Пусть *х* - количество моль СаС2 ,

n(Ca)=n(O)=1,81\*1024  *у -* количество моль СаСО3

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Найти: m-? 2. Количество вещества кальция в смеси

(*х +у*) моль, а количество моль

кислорода в смеси - 3*у*

3. Найдем количества вещества, используя формулу: n=ν·NA

νCа = νо = 1,81·1024/6,02·1023 = 3 моль

4.Составляем систему уравнений: количество моль кальция в смеси *х*+*у* =3, количество моль кислорода 3у = 3

х+у = 3

{3у = 3 Решая систему, получаем х. = 2, у = 1.

1. Массу карбида кальция и карбоната кальция рассчитываем по формуле: m = ν·M

m (CaC2) = 2·64 = 128г m (CaCO3) =1·100 = 100 г

Масса смеси (128 +100) = 228 г

МАССОВАЯ ДОЛЯ ЭЛЕМЕНТА в сложном веществе W – это отношение массы данного элемента m эл-та  к массе всего вещества mв-ва.

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

ω = mэл-та / m в-ва *(7)*

*Задача 5.1.3*

Вычислите массовую долю алюминия в карбиде алюминия.

Дано: Решение:

Al4C3 1. Пусть количество вещества Al4C3

\_\_\_\_\_\_\_ равно 1, тогда масса карбида

Найти: ω (Al) - ? будет равна: m=1·M = М

M(Al4C3) = ((27·4) + (12·3) = 144г /моль

m (Al4C3) = 144 г

2. Из формулы карбида Al4C3 следует, что количество вещества

алюминия в карбиде равно 4, тогда масса атомного алюминия, который содержится в карбиде:

m (Al) = ν (Al) · M (Al), m (Al) = 4· 27 = 108 г.

3. Массовую долю алюминия в карбиде можно найти, используя

формулу (7): ω (Al) = m (Al) / m (Al4C3),

ω (Al) = 108 / 144 · 100% = 75 %

*Задача 5.1.4*

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

Дано: Решение:

Na2HPO4\*хH2O 1. Кристаллогидраты - это соли, в состав

n (H)/n(O)=1,364 которых входит химически связанная

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ вода.

Найти: Пусть *х* – это число молекул воды в

ω(Na)-? кристаллогидрате.

2. Число атомов водорода в кристаллогидрате 1+2*х*, а число атомов кислорода – 4+*х*

3. По условию задачи nH/no=1,364, составляем уравнение 1,364 = 1+2х/ 4+*х.* Решая это уравнение, находим х = 7.

Значит формула кристаллогидрата Na2HPO4·7H2О

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

m (Na2HPO4 ·7H2О) = 1·M

M (Na2HPO4 ·7H2О) =1·268 = 268 г.

4. Из формулы Na2HPO4·7H2О следует, что количество моль натрия в кристаллогидрате равно 2, тогда масса атомного натрия равна:

m (Na) = ν· M (Na), m (Na) = 2· 23 = 48 г.

5. Массовую долю натрия в кристаллогидрате можно найти, используя формулу (7): ω (Na) = m (Na) / m (Na2HPO4·7H2О)

ω (Na) = m (Na) / m (Na2HPO4·7H2О)

ω (Na) = 46 / 268· 100% = 17,2 % (или 0,172 - в долях).

*Задача 5.1.5*

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: Решение:

Cu2O 1. Пусть

СuO *х* – это количество вещества Cu2O

*y -* количество моль СuO

N /n (Cu) = 4/3 Количество моль меди в смеси 2х + у,

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ а количество моль кислорода х + у

ω (CuO)- ?

ω (Сu2O)-? 2. По условию задачи: 4/3= 2х+4/ х+у.

Преобразуя это выражение, получаем

*у* = 2*х*

3. Масса оксида меди (1) равна 144 х (m = ν·M), масса оксида меди (II) равна 80*у*. Масса смеси оксидов составляет 144х + 80у

4. Массовая доля меди в смеси равна:

w (Сu) = m (Сu)/m (Сu2О + СuО),

w (Сu) = 144*x* /144*x*+80*у*

Подставляя выражение *у* = 2*х*, получаем уравнение с одной переменной:

144*х*/144*х* + 80·2*х* = 0,4737 (или 47,37%).

Массовая доля оксида меди (II) =100% - 47,37% = 52,63%

Ответ: ω(Сu2O) = 47,37 % , ω(CuO) = 52,63 %

*Задача 5.1.6*

В каком молярном соотношении смешаны гидрофосфат кальция и

дигидрофосфата кальция, если массовая доля кальция составляет

20%.

Дано: Решение:

СаНРО4 1. Пусть *х* - количество моль СаНРО4,

Са(НРО4)2  *у* - количество моль Са(НРО4)2 ,

ω (Са) = 20 % тогда массы гидрофосфата и

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ дигидрофосфата кальция рассчитываем

Найти: по формуле m = ν ·M

νСаНРО4 /νСа(НРО4)2 m (СаНРО4) = 136*х* г

m (Са(НРО4)2 *=* 234*у* г

2.Суммарное количество (моль) кальция в солях *х*+*у*, масса m (Са) = ν·M , m (Ca) = (*х*+*у*) ·40

3. Массовая доля кальция в смеси будет равна

ω(Сa)= m(Сa)/ m СaHPO4 + m Сa(HPO4)2

ω (Сa) = 40(*х*+*у)* / 136*х*+ 234*у* = 0,2

Преобразуя это выражение, получаем *у/х* = 1,87, то есть

νСаНРО4 /νСа(НРО4)2 = 1: 1,87

### 5**.2 ВЫВОД ФОРМУЛ СОЕДИНЕНИЙ**

Химические формулы отражают количественный и качественный состав соединения.

В качестве примера рассмотрим сульфит натрия Na2SO3. 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 5.2.1*

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: Решение:

ω (Na) = 34,6 % 1 . Пусть масса вещества равна 100 г.

ω (Р) = 23,3 % Тогда по по формуле (3) масса

ω (О) = 42,1 % формуле (3) масса натрия, фосфора и

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ кислорода составляют:

Найти: формулу m(Na) =100·W(Na),

m(Na) =100·0,346 = 34,6 г

m(P) = 100·W (P) ,

m(P) = 100·0,233 = 23,3 г.

m(O) = 100·W(O), m(O) = 100· 0,421= 42,1 г.

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

ν (Na) = m(Na)/M, ν (Na) = 34,6/23 = 1,50 моль.

ν (P) = m(P)/M(P), ν(P) = 23,3/31 = 0,75 моль.

ν (O) = m (O)/M(O), ν(O) = 42,1/16 = 2,63 моль.

CОКРАЩАЕМ ДО СОТЫХ.

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

ν (Na) : ν (P) : ν (O) = 1,50 : 0,75 : 2,63

ДЕЛИМ НА МЕНЬШЕЕ ЧИСЛО.

В данном примере: разделим на 0,75

ν (Na) : ν (O) : ν (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.

ν (Na) : ν (P) : ν (O) = 4 : 2 : 7.

Следовательно, формула соединения, Na4P2O7.

*Задача 5.2.2*

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

Дано: Решение:

M (NХHУ) = 32 г/моль 1. Обозначим х – количество моль азота

ω (N) = 87,5 %  *у -* количество моль водорода.

ω (N) = 87,5 % 2. Т.к. соединение содержит два

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ элемента, то массовая доля водорода

составляет (100 – 87,5 = 12,5%)

Найти: NхHу  3. Пусть масса вещества равна 100 г.

Тогда по формуле (3) масса азота и водорода составляют:

m (N) = m · ω (N), m (N) = 100 · 0,875 = 87,5 г

m (H) = m · ω (H), m (Н) = 100 · 0,125 = 12,5 г

4. Определяем количество вещества атомных азота и водорода (используем формулу 2):

ν(N) = m (N) / M (N), ν (N) = 87,5 / 14 = 7,29 моль.

ν (H) = m (H) / M (H), ν (H) = 12,5 / 1 = 12,5 моль.

5. Находим отношение количеств веществ:

ν (N) : ν (H) = 7,29 : 12,5

ДЕЛИМ НА МЕНЬШЕЕ ЧИСЛО.

В данном случае разделим на 7,29.

Получаем: ν (N) : ν (H) = 7,29 / 7,29 : 12,5 / 7,29 ,

ν (N) : ν (H) = 1 / 2.

Следовательно, простейшая формула соединения NH2.

1. Проверим, соответствует ли молярная масса NH2 молярной массе, предложенной в условии задачи.

Молярная масса (NH2) = (14+2)=16. Для того, чтобы получить истинную формулу соединения, необходимо все умножить на два. Значит, формула единения – N2H4.

*Задача 5. 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: Решение:

ω (Fe) = 13,86 % 1. Пусть масса соли равна 100 г

ω (N) = 10,4 % Подставляя это значение в формулу 4

ω (O) = 35,64% ω (Fe) = m(Fe) /100 ·100% = 13,86%

ω (H2O) = 40,1% получаем массу железа –

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ m (Fe) = 13,68 г,

Найти: формулу Аналогично определяем массу азота

кислорода и воды:

m (N) = 10,4 г ; m (O) = 35,64 г; m (H2O) = 40,1 г

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

ν (Fe) : ν(N) : ν(O) : ν (H2O)

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

4. Получим соотношение:

ν (Fe) : ν(N) : ν(O) : ν(H2O)

0,25 : 0,74: 2,23 : 2,23.

Разделим на наименьшее значение, получаем

ν (Fe) : ν (N) : ν (O) :ν (H2O)

1 : 2,96 : 8,92 : 8,92

округляем: 1 : 3 : 9 : 9

Формула соли – Fe N3О9(H2O)9 . Преобразуя, получаем:

Fe(NО3)3  ·9H2O

*Задача 5.2.4*

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

Дано: Решение

ω (\**х* H2O)=55,9 % 1. Массовая доля воды в кристаллогидрате

равна:

ω(*Х*Н2O) = m ((х Н2O)/m (Na2SO4·хH2O) = 0,559

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 2. Возьмем 1 моль кристаллогидрата, тогда

Найти: m = 1·М (Na2SO4 ·хН2О) = (142+ 18*х*) г

Na2 SO4 \*х H2 O ? m = М (х H2O) = (18·*х*) г

Подставляем в формулу (7) значения и получаем уравнение:

0,559 = 18*х*/142+18*х*, решая его, получаем х = 10

Na2SO4·10H2O - это глауберова соль.

*Задача 5.2.5*

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

Дано: Решение:

Fe (NO3)3\**x* H2O 1. Пусть количество вещества

ω(O)в кристал.=0,713 Fe(NO3)3·xH2О = 1 моль,

ω(O)в кристал.=0,713 тогда масса кристаллогидрата

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ m (Fe(NO3)3·x H2O) = 242+ 18*х*

Найти формулу

кристаллогидрата - ? 2. Количество моль кислорода в

кристаллогидрате: 9+*х,* тогда массу кислорода рассчитываем по формуле: m (О) = ν ·M

m (О) = (9+*х*) ·16 г

3. Массовая доля кислорода в кристаллогидрате:

w (О) = m (О) / m Fe(NO3)3 ·H2O

w (О) = (9+*х*) ·16/242+ 18*х*

Решая это уравнение, находим х = 9.

Значит, формула кристаллогидрата - Fe(NO3)3·9 H2O

**5.3. 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 (х) к массе раствора m p-pa

ω**(Х) = m (х)/m p-pa (8)**

Массу раствора можно найти, если известна плотность (г/мл) и объем раствора (мл)**:** m p-pa = (V·р) р-ра **,** тогда формула (8) примет вид:

ω**(х) = m(х)/(V**·**р) р-ра (9)**

*Задача 5.3.1*

В воде массой 800 г растворили оксид серы (IV) объемом 7.84 л (н.у.) Вычислите массовую долю SO2 в растворе.

Дано: Решение:

M (H2O) = 800 г 1. Находим количество вещества

V (SO2) = 7,84 л оксда серы (IV), используя

формулу: ν (SO2)=V/Vm ,

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν (SO2) = 7,84 / 22,4 = 0,35 моль

Найти:

ω(SO2) в р-ре-? 2. Масса оксида серы по формуле (2)

равна:

m (SO2) = 64· 0, 35 = 22,4 г

3. Масса полученного раствора равна:

m (p-pa) = m (SO2) + m (H2O);

m (p-pa) = 22,4 + 800 = 822,4 г

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

ω (SO2) в р-ре = 22,4 / 822,4·100 % = 2,72 %

ω (SO2) = 2,72%

*Задача 5.3.2*

Определите массу соли и массу воды, которые потребуются для

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

Дано: Решение:

V p-pa=120 мл 1. Массу раствора можно определить,

р р-ра = 1,1 г/мл используя формулу: m p-pa = V· p

ω = 15 % m p-pa = 120·1,1 = 132 г

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Найти: mсоли  -? 2. Используя формулу (6), рассчитываем

массу соли

m (соли) = ω · m (p-pa) ,

m (соли) = 0,15·132 = 19,8 г

3. Определяем массу воды:

132-19,8 = 112,2 г

*Задача 5.3.3*

Какой объем раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/мл c массовой долей 88 % H2SO4 надо взять для приготовления 300 мл и плотностью 1,3 г/мл с массовой долей кислоты H2SO4 40%.

Дано: Решение:

V2 p-pa (H2SO4)=300 мл 1. Определяем массу H2SO4 ,

ω2 = 40 % необходимую для приготовления

р2 = 1,3 г/м второго раствора

ω 1 = 88% m в-ва = V·p·ω

р1 = 1,8 г/мл m (H2SO4) = 300·1,3·0,4 = 156 г

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Найти 2. Подставляем это значение для расчета

V p-pa H2SO4 -? объема первого раствора:

156 = 88 %· 1,8· V (p-pa) ,

V (p-pa) = 156/0,88·1,8 = 98,48 мл

*Задача 5.3.4*

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

Дано: Решение

m р-ра(СН3СООН) = 20 г 1. Найдем массу уксусной кислоты,

ω1 = 70 % содержащаяся в 70%-ном растворе:

ω2 = 3 %  m(CH3COOH) = m(раствора 1)∙ω1

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_m(CH3COOH = 20∙0,7 = 14 г.

Найти:

m (Н2О) -? 2. Масса 3%-ного раствора уксуса

m (раствора 2) складывается из массы 70%-ного раствора и массы воды (*x*), которую надо добавить к этому раствору:

m(раствора 2) = m(раствора 1) + *x* = 20 + *x*.

ω2 = ; 0,03 = , откуда x = 447 г

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

**C = ν/V (10)**

Где, С - молярная концентрация, моль/л

V - объем раствора, л

*Задача 5.3.5*

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: Решение

m (Na2SO3) = 42,6 г 1. Найдем массу раствора

m (Н2О) = 300г m (p-p) = m (Na2SO3)+m (H2O):

р = 1,12 г/мл m (p-p) = 42,6+300 = 342,6 г

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Найти 2. Рассчитаем объем раствора:

С-? V p-p (Na2SO3) = mр-р /pр-р

Vр-ра = 342,6/1,12 = 305,89 мл

3. Найдем количество моль сульфита натрия

ν = m /М (Na2SO3)

ν (Na2SO3) = 42,6/126 = 0,34 моль

4 . Молярная концентрация соли в растворе:

С (Na2CO3) = ν/V

C = 0,34/305,89·10-3 = 1,11 моль/л

**УПРАЖНЕНИЯ**

**1**. Масса молекулы хлорофилла равна 1,485·10-18 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 K4[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 химическуого 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\*1024 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

11. В 200 г воды растворили 75 г декагидрата сульфата натрия. Рассчитайте массовую долю сульфата натрия (в %) в полученном растворе.

12.Сколько граммов медного купороса CuSO4⋅5H2O надо растворить в 200 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор сульфата меди?

13.Сколько граммов железного купороса FeSO4⋅7H2O надо растворить в 210 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор сульфата железа(II)?

**ГЛАВА 6 РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ**

**ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

**6.1 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 (**η**) – это отношение массы (объема), реально полученного продукта, (m практич.) к массе (объему), которая должна образоваться в соответствии с теоретическим расчетом ( mтеорет.):**

η  **= mпрактич. / m теорет.** · **100 % *(11)***

η **=Vпрактич. / V теорет.** · **100 %**

Рассмотрим несколько примеров:

*Задача 6.1.1*

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

Дано: Решение:

V(H2S) = 2,8 л H2S + Сu(NO3)2 🡪 CuS + 2HNO3

m↓. = 11,4 г 1. Находим количество вещества H2S

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ по формуле: ν = V/Vm

Найти: η (CuS -)?  ν (H2S) = 2,8/ 22,4 = 0,125 моль

2. Так как из 1 моль сероводорода

образовалось 1 моль сульфида меди, то

ν (CuS) = 0,125 моль, тогда масса осадка

m = ν· M , m CuS = 0,125· 96 = 12 г

3. Выход продукта рассчитываем по формуле η = mпракт./m

η (CuS) = 11,4 /12· 100 % = 95 %

*Задача 6.1.2*

При нагревании спирта СnH2n+1OH массой 60 г в присутствии серной кислоты образовалась вода и газообразное органическое соединение вида СnH2n, объемом 16,8 л. Определите формулу органического соединения, если выход реакции составил 75%.

Дано: Решение:

V(СnH2n) практич = 16,8 л СnH2n+1OH 🡪 СnH2n + H2О

m(СnH2n+1OHспирта)= 60 г 1. Находим количество вещества спирта

η = 75% формуле: m = ν · M

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν (спирта) = 60/12n+1+16+1

Найти формулу ν (спирта) =60/12n+18

спирта

2. Используя формулу:

η=Vпрактич./VТтеоретич,

75% = 16,8/Vтеоретич.

Vтеоретич16,8/0,75 = 22,4л

3.Количество вещества спирта рассчитываем по формуле:

ν = V/Vm

ν (спирта) = 22,4/22,4 =1 моль

4. Так как из 1 моль спирта образовалось 1 моль органического

cоединения СnH2n, можно составить уравнение:

60/12 n + 18 =1

12 n +18 = 60

n = 3

Формула органического соединения С3Н6, формула спирта С3Н7ОН.

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

*Задача 6.2.1*

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

Дано: Решение:

V(HCl) = 4,48 л HCl + NH3 🡪 NH4Cl

M(NH3.)=5,1г 1. Находим количество вещества

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ хлороводорода по формуле: ν = V/Vm

Найти: m- ? ν(HCl) = 4,48/ 22,4 = 0,2 моль

2. Находим количество вещества аммиака по формуле: ν = m / M ν (NH3) = 5,1 / 17 = 0,3 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. ν (NH4Cl) = 0,2 моль

4. Находим массу хлорида аммония m (NH4Cl) = M· ν

m (NH4Cl) = 53,5·0,2 =10,7 г

*Задача 6.2.2*

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: Решение:

m (S) = 6,4 г 1. При сплавлении серы и железа

m (CuCl2 p-p) = 200 г образуется сульфид Fe (II)

W(CuCl 2 ) = 15% S + Fe 🡪FeS (1)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ при взаимодействии сульфида железа (II)

Найти - m↓- ? с соляной кислотой образуется

сероводород:

2HCl+FeS🡪H2S + FeCl2 (2)

Сероводород вступает в реакцию с раствором хлорида меди (II)

по реакции:

H2S + CuCl2 🡪 CuS + 2HCl (3)

2. Определим массу хлорида меди, используя формулу:

W(СuCl2 ) в р-ре = m СuCl.2 / m CuCl2 р-ра. · 100 %

m (СuCl.2)= 200 · 0,15 = 30 г

3. Находим количество вещества хлорида меди (II)

ν (CuCl2) = 30/ 135 = 0,22 моль

4. Находим количество вещества серы, вступившей в первую реакцию ν (S) = 6,4/ 32 = 0,2 моль.

5. По уравнению (1) 1 моль S реагирует с железом с образованием 1моль FeS. 1 моль FeS реагирует с соляной кислотой (по уравнению 2) с образованием 1 моль Н2S. Значит, в реакцию с CuCl2  вступит 1 моль Н2S.

ν (S) = ν (FeS)реакция 1= ν (FeS)реакция 2 = ν (Н2S)реакция 2 = ν(Н2S)реакция3=

= 0,2 моль

6. В третьей реакции отношение между Н2S и хлоридом меди (II) 1:1, значит, если 0,2 моль Н2S 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 (II) тоже 1:1 , поэтому количество вещества сульфида меди равно 0,2 моль.

m (CuS) = ν·M

m (CuS) = 0,2·96 = 18,2 г

**6.3 МАССОВАЯ ДОЛЯ ВЕЩЕСТВА В СМЕСИ**

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

ω (**в-ва в смеси)= m чистого в-ва./m смеси·100% (12)**

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

(**газа в смеси)= V газа/V смеси**·**100% (13)**

*Задача 6.3.1*

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: Решение:

mсмеси = 11,9 г 1. С соляной кислотой будет реагировать

Vгаза  = 8,96 л только алюминий, (медь не реагирует)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 2Al + 6HCl 🡪 2AlCl3 + 3H2

Найти: ωCu  - ? Cu + HCl ≠

2.Находим количество вещества водорода по формуле: ν = V/Vm

ν (Н2**)**= 8,96/22,4 = 0,4 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 моль Al - 3 моль H2 *х* = 2·0,4/3 = 0,27

*х*  моль Al - 0,4 моль H2

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

m (Al) = 0,27 ·27 = 7,29 г

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

ω (Cu в смеси)= 11,9-7.29 / 11,9· 100 % = 38,64 %

*Задача 6.3.2*

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: Решение:

mNaCтех = 12 г 1. Хлороводород получают действием

концентрированной серной кислоты на

Vгаза  = 1,12 л твердый хлорид натрия:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ NaCl + H2SO4 🡪HCl + NaHSO4  (1)

Найти: ]

ω (NaCl)тех. образце -? 2. При взаимодействии соляной кислоты

с оксидом марганца (IV) образуется газообразный хлор (один из лабораторных способов получения хлора):

4HCl + MnO2 🡪 MnCl2 + Cl2 + 2H2O (2)

3. Находим количество вещества хлора по формуле: ν = V/Vm ,

ν (Сl2) = 1,12/22,4 = 0,05 моль

4. Так как коэффициенты между хлором и соляной кислотой 1: 4, то

то ν(Сl2) = 0,2 моль

4 моль HCl - 1 моль Cl2 х = 4·0,05 = 0,2

х моль HCl - 0,05 моль Cl2

5. Для получения хлора использовали весь хлороводород, полученный в первой реакции, значит, ν(Cl2) = ν(HCl)реакция 1 =

= 0,2 моль = ν(HCl)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.

ν(NaCl) = ν(HCl)1 реакции = 0,2 моль

7. Находим массу хлорида натрия по формуле: ν(NaCl)== m / M

m (NaCl)= 0,2 \*58,5 = 11,7 г

8. Массовая доля NaCl в техническом образце:

ω (NaCl) в тех. образце = mNaCl /mтех. образца \* 100 % ,

ω (NaCl) в тех. образце = 11,7 / 12\* 100 % = 97,5 %

*Задача 6.3.3*

При сгорании смеси силана SiH4 и метана CH4 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: Решение:

m(SiO2 ) = 6 г 1. При горении силана и метана

m.(Na2CO3) = 31,8 г образуются оксиды и вода:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ SiH4 + 2O2 🡪SiO2 + 2H2O (1)

Найти:φ (SiH4)-? CH4 + 2O2🡪 CO2+ 2H2O (2)

φ (CH4)-?

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

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

CО2 + 2NaOH🡪 Na2CO3 + 2H2O (3)

3. Найдем количество вещества Na2CO3 по формуле: ν = m/M

ν (Na2CO3) = 31,8/106 = 0,3 моль

4. Так как коэффициенты перед СО2 и Na2CO3 (реакция 3) и коэффициенты перед СН4 и СО2 (реакция 2) одинаковы, то

ν (Na2CO3) = ν(СО2)реакция 3 = ν(СО2)реакция 2 = ν(СН4)реакция 2 =0,3 моль

5. Находим объем метана, используя формулу: ν = V/Vm

ν (CH4) = 0,3·22,4 = 6,72 л

6. Определяем количество моль оксида кремния: ν(SiO2) = m/M,

ν(SiO2) = 6/60 = 0,1моль = ν(SiH4)

(так как коэффициенты перед SiH4 и SiO2 равны 1).

7. Объем силана рассчитываем по формуле: ν = V/Vm

V(SiO2) = 0,1·22,4 = 2,24 л

8. Объемная доля φ равна отношению объема газа к объему смеси

φ =V/V(смеси):

φ (SiH4) = 2,24/2,24+6,72 = 0,25

φ (CH4) = 6,72/2,24+6,72 = 0,75

**6.4** **ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СИСТЕМЫ УРАВНЕНИЙ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ**

*Задача 6.4.1*

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: Решение:

m смеси карбонатов = 2 г 1. При разложении карбонатов

m смеси оксидов  = 1,23 г кальция и стронция образуются

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ оксиды и углекислый газ

Найти: m (SrCO3)- ? CaCO3 🡪CaO + CO2

SrCO3 🡪SrO + CO2

2. Пусть *х* – масса карбоната кальция, а *у* – масса карбоната стронция тогда масса смеси *х+у* =2

3. Количество молей карбонатов определяем по формуле:

ν= m/M

ν (CaCO3) = *х*/100, ν(SrCO3) = *y*/148

4. Так как из одного моль CaCO3 образуется 1 моль CaO, то:

ν(CaCO3)= ν (CaO)= *х/*100,

Аналогично, из 1 моль карбоната стронция SrCO3 образуется 1 моль SrO оксида стронция, следовательно:

ν (SrCO3)=ν (SrO)= *y*/148

5. Массы оксидов можно рассчитать по формуле: m =ν· M

m (CaO)= 56*х* /100,

m (SrO)= 104*y*/148.

Получаем второе уравнение: 56*х* /100 + 104*y*/148 = 1,23

6. Решаем систему: *х +y* = 2

56 *х*/100 + 104*y*/148 = 1,23,

Получаем: *х* = 1,21, *y* = 0,79

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

*Задача 6.4.2*

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: Решение:

m (Fe+Al) = 16,6 г Fe + 2HCl 🡪FeCl2+H2 (1)

V(H2) = 10,13 л 2Al + 6HCl 🡪AlCl3+3H2 (2)

P = 112 кПа

t = 00С 1. Так как условия отличаются от

ω (HCl p-p) = 20% нормальных, воспользуемся

р (HCl p-p) = 1,1г/мл уравнением Менделеева - Клапейрона

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ для расчета количества

ω (Fe)- ? выделившегося водорода

V(HCl p-р) -? P·V= ν·R·T,

где Р – давление, Па

V- объем, м3

R- газовая постоянная, кДж/моль\*К

T – температура, К(t+273)

2. Рассчитываем суммарное количество вещества водорода по формуле: ν = P·V/R·T

ν (Н2) = 112·103·10,13·10-3/8,31·273 = 0,5 моль

3. Пусть *х* – количество вещества железа

*у* – количества вещества алюминия, тогда масса железа и алюминия:

m(Fe)= М·ν m(Fe)= 56·*x*

m(Al)= М·ν m(Al)= 27·*y*

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

m(Fe) + m(Al) = 16,6

56*х* +27*у* =16,6 г - 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 *х* моль железа образуется *х* моль водорода (реакция 1):

ν(Н2) реакция 1 = *х* моль

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

2 моль Al - 3 моль Н2

у моль Al - ? моль Н2

? = 3у/2 = 1,5*у*

Значит, водорода во второй реакции образовалось 1,5*\*у.* Суммарное количество водорода равно 0,5 моль:

ν(Н2)1+2 = *х* +1,5*у* = 0,5

6. Составляем систему уравнений:

56 *х* + 27у =16,6

*х* +1,5*у* = 0,5

Решая систему, получаем: *х* = 0,2 *у* = 0,2

7. Рассчитываем массы железа и алюминия:

m (Fe) = 0,2·56 = 11,2 г

m (Al) = 0,2·27 = 5,4 г

8. Массовые доли металлов в смеси:

ω (Fe)= 11,2/16,6· 100 % = 67,47%,

ω (Al)= 5,4/16,6·\* 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

ν = (HCl)1реакция = 0,4 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

ν = (HCl)2реакция = 0,6 моль

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

10. Масса соляной кислоты

m(HCl)= М·ν

m(HCl)= 36,5·1 = 36,5 г

11. Для расчета объема раствора соляной кислоты воспользуемся формулой:

ω (НСl) = m /V р

V = m / р· ω (НСl)

V (НСl) = 36,5 /1,1·0,2 = 166 мл

* 1. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОСТАВА СОЛИ**

*Задача 6.5.1*

При сжигании метана 2,24 л СН4 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: Решение

Vp-pa (NaOH) =19,1мл 1. СH4+2O2🡪CO2+2H2O (1)

V(CH4) = 2,24л

рр-ра NaOH = 1,35 г/мл 2. Найдем количество моль метана:

ω(NaOH) = 32 % ν(СН4) = V/Vm ,

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ν(СН4) = 2,24/22,4 = 0,1 моль

Найти:

m соли-? 3. Используя уравнение видим, что

ω -? 1 моль метана образует 1 моль газа

ν(СН4) = ν(СО2) = 0,1 моль

4.При взаимодействии СО2 и NaOH возможно образование двух

видов солей: средней (2) и кислой (3):

СO2+2NaOH🡪Na2CO3+2H2O (2) СО2+NaOH🡪NaHCO3+2H2O (3)

Тип соли будет зависеть от количества вещества исходных веществ: при взаимодействии 1 моль СO2 с 2 моль NaOH, образуется средняя соль; если количества вещества NaOH равно количеству вещества СO2, то – образуется кислая соль.

ν (СO2) : ν (NaOH) как 1: 2 соль средняя

ν (СO2) : ν (NaOH) как 1: 1 соль кислая

5. Найдем массу и количество вещества щелочи: m в-ва = V\*p\*ω

m (NаОН)= 19,11·,350·,32 = 8,25г

ν = m (NаОH) \ M (NаОH)

m (в-ва) = 8,25/40 = 0,21моль

6. Определим, какая соль образуется. Для получения средней соли по уравнению (2) 1 моль СO2 реагирует с 2 моль NаОH, 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:

ν(CO2) реакция 1 = ν(CO2)реакция 2 = ν(Na2CO3) = 0,1 моль

7. Находим ее массу: νМ = m (Na2CO3) = 0,1·106 = 10,6 г

8. Массовая доля соли в растворе: ω (Х) = m (х) / m p-pa

Масса раствора = масса щелочи + масса углекислого газа

m p-pa= p·Vp-p(NaOH) + ν·М (CO2)

m p-pa= 19,1·1,35 + 0,1·44 = 30,19 г

ω (Na2CO3)в р-ре = 10,6 / 30,19\*100% = 35%

*Задача 6.5.2*

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

Дано: Решение

m (NaOH) = 40 г 1.Фосфор сгорает с образованием оксида

m (P)=15,5 г фосфора (V)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 4P +5O2🡪2P2O5 (1)

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)

P2O5+6NaOH🡪2Na3PO4+3H2O (2)

Фосфат

P2O5 + 4NaOH🡪2Na2HPO4+H2O (3)

гидрофосфат

P2O5 +2NaOH +2H2O🡪2NaH2PO4 (4)

Дигидрофосфат

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: ν (Р) = m/ М

ν (Р) = 15,5/31 = 0,5 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

4 моль Fe – 2 моль P2O5

0,5 моль - ?

ν(Р2О5) = 0,25 моль

Для определения типа соли, находим количество вещества щелочи: ν (NaOH) = m/ Мν (NaOH) = 40/40 =1 моль,

Получаем, что, 0,25 моль щелочи реагирует с 1 моль оксида фосфора, следовательно, образуется - гидрофосфат натрия Na2HPО4 - кислая соль.

0,25 1,5

P2O5 + 6NaOH🡪2Na3PO4+3H2O (2)

0,25 1

P2O5 + 4 NaOH🡪2Na2HPО4+H2O (3)

0,25 0,5

P2O5 + 2 NaOH+2H2O🡪2NaH2PО4 (4)

6. Находим массу соли

m(NaH2PО4)= М·ν

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

m(NaH2PО4)= 142·0,5 = 71 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.

.

1. 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 выходпродукта, если массовая доля оксида кремния (IV) в песке составляет 90%.

1. 40 г карбоната кальция прореагировали с избытком соляной кислоты. Полученный газ поглотили раствором гадроксида 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 невосстанавливающиесяпримеси, 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 газ 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 результатеполучилось 4,6 г смеси хлоридов этих металлов. Определите массовые исходных веществ.

**10**. При взаимодействии водного раствора гидроксида натрия, содержащего 35,6 г NaOН, с оксидом серы (IV), получившимся при обжиге пирита (FeS2) 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 СО.

**4**. Сероводород объемом 5,6 л (н.у.) прореагировал без остатка с 59,02 мл 20%-ного раствора КOH (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.

.

**ГЛАВА 7 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).

**ВЕЩЕСТВА**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_/\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**↓ ↓**

**электролиты** **неэлектролиты**

вещества с ионной и сильно вещества с неполярной

полярной ковалентной связью ковалентной связью:

например: основания -NaOH, например: Н2, О2 , С; и кислоты - H2SO4 , соли -KCl слабополярной связью

основания (С-С, С-Н) например в

органических

веществах, таких как

спирт, сахар

**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.

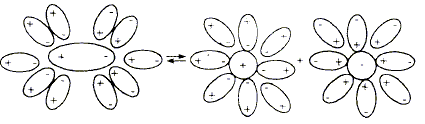


Рис. 11 Схема диссоциации полярной молекулы на ионы в растворе:

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-, SO42-, PO43-

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

NaCl 🡪Na**-** + Cl**+**

**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):**

α = n/N

Cтепень диссоциации является безразмерной величиной и выражается в долях или в процентах. Если α = 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 α > 30%, то такие электролиты называют **сильными**. К ним

относятся: **растворимые соли** (например: NaCl, КCl), **основания щелочных и щелочноземельных металлов** (например: LiOH, NaOH, KOH, Са(ОН)2, Sr(ОН)2, Ва(ОН)2), многие неорганические кислоты (например: **HNO3, HCl, HBr, HJ, HСlO4, H2SO4**,,)

**ЭЛЕКТРОЛИТЫ**

**сильные средние слабые**

α > 30% 3% <α < 30% α < 3 %

полностью частично распадаются на ионы

распадаются

на ионы

У **средних** электролитов 3% <α < 30%. Примером такого электролита может служить ортофосфорная кислота - Н3РО4 (α = 26%)

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

**CH3COOH** – уксусная кислота, **HCN** - синильная кислота, а также неорганические вещества: **нерастворимые соединения,** например: Сu(OH)2↓,Al(OH)3**↓**, **некоторые неорганические кисло**ты: **Н2CO3, H2SiO3, H2S**, а также **некоторые соли**, такие как: хлорид ртути (II) - **HgCl2**, роданид ртути - **Hg(SCN)2,** роданид железа (III) - **Fe(SCN)3.** Слабыми электролитами также является **гидроксид аммония****NH4OH** и вода.

Опытным путем установлено, что в одном литре воды при t = 250С диссоциации подвергается лишь 10**-7** моль воды и образуется10**-7** моль/л ионов Н**+** и 10-7 моль/л ионов ОН**-**

**Концентрацию ионов водорода** в водных растворахпринято выражать через **ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ** символом **рН (**читается пэ-аш).

С помощью рН характеризуют среду растворов**:**

**рН = 7 - среда нейтральная**

**рН >7 - среда щелочная**

**рН< 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): HBr 🡪 H+ + 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:

H2SO4 →Н**+** + HSO4**−**  HSO4 **−** ↔ H**+** + SO4**2−**

1 ступень 2 ступень

Преимущественно протекает диссоциация по 1 ступени.

При диссоциации фосфорной кислоты образуется три вида анионов:

H3PO4 ↔ H+ + H2PO4 − дигидрофосфат-анион

H2PO4 - ↔ H++ НPO42− гидрофосфат-анион

НРО4 2- ↔ Н+ + РО33− фосфат-анион

Преимущественно протекает диссоциация по 1 ступени и частично по второй.

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

Например: при диссоциации KOH образуется гидроксид-анион: KOH 🡪 K+ + OH-

*Основания, содержащие несколько гидроксильных групп, диссоциируют ступенчато.*

При диссоциации Ba(OH)2 по первой ступени сначала отрывается одна гидроксильная группа, а затем по второй ступени вторая гидроксильная группа:

Ba(OH)2 🡪 OH**-** + BaOH **+** BaOH**+** ↔ Ba**2+** + OH**-**

1 ступень 2 ступень

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

Например: при диссоциации NaNO3 образуется нитрат-анион и катион натрия: NaNO3 🡪 Na**+** + NO3**-**

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

K2SO4 🡪 2K**+** + SO4 **2-**

Ba(NO3)2  🡪Ba **2**++ 2NO3 **-**

Cr2(SO4)3  🡪2Cr **3**++ 3SO4**2-**

**Кислые соли и основные соли диссоциируют ступенчато**.

При этом у кислой соли по первой ступени сначала отрывается катион металла, а по второй катион водорода. Например: по первой ступени у KHSO4 происходит отрыв катиона калия, а по второй отрыв катиона водорода:

KHSO4 🡪 K+ + HSO4- HSO4 **-** ↔ H+ + SO42-

1 ступень 2 ступень

При диссоциации (СuOH)2CO3 по первой ступени происходит отрыв карбонат-аниона, по второй ступени отрыв гидроксид-аниона:

(СuOH)2CO3 🡪 2CuOH+ + CO32- CuOH+ ↔ Cu2+ + OH-

1 ступень 2 ступень

**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.

В ходе реакции ионного обмена не происходит изменение степеней окисления элементов, поэтому такие реакции не являются окислительно-восстановительными.

Критерием необратимости реакций ионного обмена служит образование слабого электролита.

Реакции ионного обмена протекают практически необратимо в случае, если один из образующихся продуктов реакции "уходит" из сферы реакции в виде:

* газа,
* осадка
* или слабодиссоциирующего электролита (например, воды).

При составлении реакции ионного обмена **следует помнить**, что

**1) Вода, металлы, оксиды, газы, осадки на ионы не распадаются и записываются во всех уравнениях в молекулярном виде;**

**2) - образующиеся в правой части гидроксид аммония NH4OH,**

**угольная Н2CO3 и сернистая Н2SO3 кислоты - являются неустойчивыми и при образовании практически мгновенно разлагаются:**

**NH4OH H2SO3 H2CO3**

**NH3↑ + H2O H2O + SO2 H2O + CO2**

### **Алгоритм составления реакций ионного обмена**

1. Записывают молекулярное уравнение и  расставляют коэффициенты. При записи химических формул продуктов реакции важно помнить, что сумма зарядов в молекуле  должна быть равна нулю.
2. Составляют полное ионное уравнение, в котором учитывают результат диссоциации и исходных веществ, и продуктов реакции обмена. В  виде ионов записывают все растворимые соединения  (обозначенные в таблице растворимости буквой «Р» (хорошо растворимые в воде), исключение – гидроксид кальция- сильный электролит). Формулы нерастворимых веществ, газов, оксидов, воды записывают в молекулярном виде. Подсчитывают **суммарный коэффициент реакции**, для чего складывают все коэффициенты в правой и левой части уравнения.
3. Для получения сокращенной ионной формы уравнения, приводят подобные, то есть сокращают одинаковые ионы до и после знака равенства  в уравнении.  Коэффициенты должны быть минимальны, а суммы зарядов в левой и правой части уравнения должны быть одинаковы. Подсчитывают суммарный коэффициент в сокращенной форме (аналогично полной форме).
4. Сокращенная ионная форма уравнения отражает суть прошедшей химической реакции.

*Признаки необратимости реакций*:

1. Если выделяется осадок или малорастворимое вещество:

ВaCl2 + K2SO4 🡪 ВaSO4 ↓ + 2KCl

2.Если образуется слабый электролит или малодиссоциирующее

вещество:

СН3СООК + НСl 🡪СН3СООН + КСl (Уксусная кислота – слабый электролит)

Вa(OH)2+2HNO3🡪Вa(NO3)2+2H2O (Вода - это малодиссоциирующее вещество)

3. Если образуется газ:

Na2CO3 + 2HCl 🡪 2NaCl + H2CO3

Н2О СО2↑

(Угольная кислота нестойкая, она распадается на углекислый газ СО2 и воду Н2О)

Рассмотрим несколько примеров:

Пример 1. Проведем реакцию между растворами гидроксида калия KOH и нитрата меди (II) - Cu(NO3)2. Используя таблицу растворимости можно предсказать образование осадка гидроксида меди (II). Действительно, при смешивании этих растворов образуется синий осадок гидроксида меди (II).

2KOH + Cu(NO3)2 🡪 Cu(OH)2 ↓ + 2KNO3

*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:*

2К**+** + 2OH**-** + Cu**2+** + 2NO3**-** 🡪 Cu(OH)2 ↓ + 2K**+** + 2NO3**-**

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:**

Cu2+ + 2OH- 🡪 Cu(OH)2↓

Признаком реакции является образование осадка Cu(OH)2↓-голубого цвета, следовательно, реакция прошла до конца.

*Пример 2*. В результате взаимодействия растворов соляной кислоты HCl и сульфита натрия Na2SO3 образуется хлорид натрия и нестойкая сернистая кислота, которая распадается на сернистый газ SO2 и воду:

2HCl + Na2SO3🡪2NaCl+ SO2↑+ H2O молекулярное

2H**+**+2Cl**-** +2Na**+**+ SO3**2-**🡪SO2↑+ H2O + 2Na**+**+2Cl**-** полное ионное

2Н**+** + SO3**2-**🡪 SO2↑ + H2O сокращенное ионное

*Пример 3*. В результате взаимодействия растворов сульфата алюминия Al2(SO4)3 и гидроксида натрия NaOH образуется гидроксид алюминия в виде осадка и сульфат натрия:

Al2(SO4)3 + 6NaOH🡪2Al(OH)3↓ + 3Na2SO4 молекулярное

Al**3++**3SO4**2-+**6Na**+**+6OH**-**🡪2Al(OH)3↓+6Na**+**+3SO4**2-** полное

2Al**3+** + 6OH**-** 🡪 2Al(OH)3 ↓ сокращенное ионное

Сокращаем коэффициенты на два, получим:

Al**3+** + OH**-** 🡪 Al(OH)3 ↓

 в кратком ионном уравнении коэффициенты должны быть минимальны. 

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

2KOH +H2SO4🡪K2SO4 + 2H2O молекулярное

2K**+** + 2OH**-** +2H**+** + SO4**2-**🡪2K**+** + SO4**2-** + 2H2O полное

2OH**-** + 2H**+** 🡪 2H2O сокращенное ионное

Сокращаем коэффициенты на два, получим:

OH**-** + H**+** 🡪 H2O

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

ZnO+2HNO3🡪Zn(NO3)2+H2O молекулярное

ZnO+ 2H**+** +2NO3**-**🡪Zn**2+**+2(NO3)-+ H2O полное ионное

ZnO+ 2H**+** 🡪Zn**2+**+ H2O сокращенное ионное

*Пример 6*. Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата бария:

2NaCl+Ba(NO3)2↔NaNO3+BaCl2 молекулярное

2Na**+**+2Cl**-**+Ba**2++**2NO3**-**↔2Na**+**+2NO3**-** +Ba**2++**2Cl**-** полное ионное

**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*:

Pb**2+** + 2J**-** 🡪 PbJ2

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.

Pb(NO3)2 + 2HJ 🡪 PbJ2↓ + 2HNO3 молекулярное уравнение

*Пример 2:*

NH4**+** + OH**-** 🡪 NH3↑ + H2O

По таблице растворимости находим растворимую соль (сильный электролит), содержащие катион аммония NH4+ и щелочь: например, хлорид аммония и сильный электролит - гидроксид калия:

NH4Cl + KOH 🡪 NH4OH + KCl

NH3↑ + H2O

(гидроксид аммония NH4OH распадается на аммиак NH3 и воду)

*Пример 3:*

Сu(OH)2 +2H**+** 🡪Cu**2+** + 3H2O

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:

Сu(OH)2  +2HCl🡪 СuCl2 +2H2O

**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

а) Me2+ + SO32-🡪MeSO3

б) Me2+ + S2-🡪MeS

в) 2H++ MeCO3 🡪 Me2+ + CO2 + H2O

г) Me2++ 2OH- 🡪 Me(OH)2

д) NH4 ++ OH- 🡪 NH3 + H2O

е) CH3COO-+ H+ 🡪 CH3COOH

ж) Me(OH)3+ 3H+ 🡪Me3+ + 3H2O

**5**. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает реакция ионного обмена. В ходе этой реакции наблюдается растворение осадка. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с использованием выбранных веществ.

Перечень веществ: сера, гидроксид цинка, азотная кислота, гидроксид натрия, нитрат бария, хромат калия. Допустимо использование водных растворов.

**6**. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми протекает реакция ионного обмена. В ходе этой реакции образуется сильная кислота. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с использованием выбранных веществ. Перечень веществ: цинк, серная кислота, ацетат свинца, азотная кислота, карбонат калия, хлорид бария. Допустимо использование водных растворов.

**7**. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми протекает реакция ионного обмена c образованием осадка. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с использованием выбранных веществ. *Перечень веществ: фторид натрия, дихромат калия, хлороводород, серная кислота, иодид лития, гидроксид железа (II).* Допустимо использование водных растворов.

**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 малополярные 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

1. 2NH4OH + BaCl2 ↔ 2NH4Cl + Ba(OH)2

И NН4Cl, и Ba(OH)2 – растворимые вещества, сильные электролиты. следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

2NH4Cl + Ba(OH)2 🡪2NH4OH + BaCl2

NH4OH – слабый электролит

следовательно, этот вариант ответа не подходит.

2) NH4 NO3 + KOH 🡪KNO3 + NH4OH

NH4OH – слабый электролит

NH3↑ + H2O

2CH3COONa + H2SO4 =2CH3COOH + Na2SO4.

CH3COOH – слабый электролит

следовательно, этот ответ правильный.

1. Ca(NO3)2 + 2NaBr = CaBr2 + 2NaNO3.

И CaBr2, и NaNO3 – соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца

Ca(OH)2 + Na2CO3 = CaCO3↓ + NaOH

CaCO3↓- слабый электролит

1. NH4Cl + AgNO3🡪NH4NO3+ AgCl↓

Слабый электролит- AgCl↓

Na2SО4+HCl🡪NaCl +H2SО4

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.

1. 2NaOH + BaCl2 = 2NaCl + Ba(OH)2

И NaCl, и Ba(OH)2 – растворимые вещества, следовательно, этот вариант ответа не подходит.

2) Cr2(SO4)3 + 6NaOH = 2Cr(OH)3 + 3Na2SO4.

Cr(OH)3 – осадок, следовательно, этот ответ правильный.

1. Ca(NO3)2 + 2NaBr = CaBr2 + 2NaNO3.

И CaBr2, и 2NaNO3 – соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

4) 3NH4Cl + Al(NO3)3 = 3NH4NO3 + AlCl3.

И NH4NO3, и AlCl3 - соли, растворимые в воде, сильные электролиты, следовательно, эта реакция не идет в растворе до конца.

//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.*** |

**А1**. Электрический ток проводит:

1) спиртовый раствор щелочи 2) расплав парафина

3) расплав ацетата натрия 4) водный раствор глюкозы

**А2.** Электролитом является каждое вещество в ряду:

1) Ba(OH)2, C6H6, CuSО4 2) Mg(OH)2, NаNO3, CH3COONa

3) P4, H3PO4, K3PO4 4) CH3OH, NaCl, H2SО4

А**3.** 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

**А4**. 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

**А5.** 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

**А6.** Наибольшее количество хлорид- ионов образуется при диссоциации 1 моль:

1) NaClO3 2) AlCl3 3) KClO 4) AgCl

**А7.** Диссоциация по трем ступеням возможна в растворе:

1) хлорида алюминия 2) нитрата алюминия

3) ортофосфата калия 4) фосфорной кислоты

**А8.** В качестве анионов только ионы ОН- образуются при диссоциации:

1) этиловый спирт 2) ZnOHBr 3) NaOH 4) CH3COOH

**А9.** В качестве катионов только ионы Н+ образуются при диссоциации

1) NaOH 2) NaH2PO4 3) H2SO4 4) NaHSO4

**А10**. В растворе могут совместно существовать

1) азотная кислота и карбонат калия

2) соляная кислота и нитрат калия

3) хлорид бария и нитрат серебра

4) ацетат натрия и соляная кислота

**А11**. Одновременно в водном растворе не могут находится:

1) K+ ; H+; NO3\_; SO42\_; 2) Ba2+ ;Ag+ ;OH\_; F\_ ;

3) Mg2+; H+ ;Br\_; Cl\_ ; 4) Ca2+; H+; NO3 \_; Cl\_

**А12**. Нерастворимое основание и соль образуются в реакции обмена между:

1) гидроксидом натрия и фосфорной кислоты

2)хлоридом железа (III) и гидроксидом калия

3) оксидом цинка и серной кислотой

4) карбонатом калия и гидроксидом бария

**А13**. С выделением газа протекает реакция между азотной кислотой и

1) Ba(OH)2 2) Na2SO4 3) CaCO3 4) MgO

**A14**. Осадок образуется при сливании растворов:

1) сульфата калия и азотной кислоты

2) хлороводородной кислоты и гидроксида калия

3) серной кислоты и сульфита калия

4) хлорида цинка и гидроксида бария

**А15**. Осадок образуется при сливании растворов:

1) сульфата калия и азотной кислоты

2) хлороводородной кислоты и гидроксида калия

3) серной кислоты и сульфита калия

4) хлорида цинка и гидроксида бария

**А16**. Какое молекулярное уравнение соответствует сокращенному ионному уравнению: H++ OH-🡪H2O

1) CuCl2 + 2NaOH🡪 Cu(OH)2 + 2NaCl

2) NaOH + HNO3🡪 NaNO3 +H2O

3) Al(OH)3 +NaOH🡪 Na[Al(OH)4 ]

4) H2SO4 + Cu(OH)2🡪 CuSO4 + 2H2O

**А17.** Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении взаимодействия растворов гидроксида калия и сульфата хрома (III)равна

1) 12 2) 10 3) 84) 5

**А18.** При сливании растворов ацетата натрия и серной кислоты

в реакции участвуют ионы

1) СO32- и Na+ 2) СН3СОО- и H+ 3) Na+ и SO42- 4) СН3СОО- и Na+

**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. (2б)**. Установите соответствие между исходными веществами и сокращенными ионными уравнениями:

*СОКРАЩЕННОЕ УРАВНЕНИЕ ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА*

А) CH3COO-+ H+ 🡪 CH3COOH 1) Al2 (SO4)3 + KOH

Б) CH3COOH+CO32-🡪CH3COO- + CO2+H2O 2) Al(OH)3 +H2SO4

В) 2Al 3++ 6OH- 🡪 2 Al (OH)3 3) CH3COOH +Na2CO3

Г) Al(ОН)3 + 3H+ 🡪 Al3+ +3Н2О 4) CH3COOK+HCl🡪

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В2**. **(2б)**. Установите соответствие между названиями реагентов и сокращенными ионными уравнениями:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *названия реагентов* |  | *СОКРАЩЕННЫЕ уравнения* |
| A | хлорид цинка и сероводород | 1 | Zn2+ + S2- = ZnS |
| Б | карбонат кальция и соляная кислота | 2 | Al3+ + 3OH- = Al(OH)3 |
| В | хлорид лития и нитрат серебра | 3 | CO32- + 2H+ = H2O + CO2 |
| Г | сульфат алюминия и гидроксид калия | 4 | Zn2+ + H2S = ZnS + 2H+ |
|  |  | 5 | Cl- + Ag+ = AgCl |
|  |  | 6 | СaCO3+2H+=H2O+CO2 + Ca2+ |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В3. (2б)**. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА* |  | *ПРИЗНАК РЕАКЦИИИ* |
| А | Na2SO3+ HCl | 1 | Образование газа |
| Б | NH4I+ KOH | 2 | Образования осадка |
| В | K2SiO3+ HCl | 3 | Растворение осадка |
| Г | Cu(OH)2+ HNO3 | 4 | Видимые признаки отсутствуют |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В4. (2б)**. Диссоциация каких двух из представленных веществ происходит ступенчато

1)Сульфат натрия 2) гидроксид бария 3) сероводородная кислота 3) нитрат натря 4) хлорная кислота

Ответ:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**В5** **(2б)**. Сокращенное ионное уравнение 2H+ + CO32- 🡪 CO2+ H2O соответствует взаимодействию веществ:

1) Азотной кислоты и карбоната натрия

2) Сероводородной кислоты и карбоната калия

3) Гидроксида кальция и углекислого газа

4) Серной кислоты и кальцинированной соды

5) Карбоната бария и кремневой кислоты

Ответ:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Часть С**

|  |
| --- |
| **Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на ‘этом листе. Ответы записывайте четко и разборчиво.** |

**С1.(12б)**Приведите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной формах, позволяющих осуществить цепочку превращений:

ZnО 🡪ZnCl2 🡪 Zn(OH)2🡪K2[Zn(OH)4]🡪 ZnSO4

**С2.(3б**) Из предложенного перечня выберите два гидроксида, между которыми протекает обменная реакция, которая протекает без видимых признаков реакции. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с использованием выбранных веществ.

**Перечень веществ: серная кислота, сероводород, оксид железа (II), дихромат калия, нитрат свинца, гидроксид лития.** Допустимо использование водных растворов.

**С3**.(**3б**)Из предложенного перечня веществ выберите кислую соль и вещество, между которыми протекает реакция ионного обмена, не сопровождающаяся выделением газа. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с использованием выбранных веществ.

**Перечень веществ: хлор, гидроксид натрия, нитрат бария, гидроксид хрома (III), гидросульфит калия, серная кислота.** Допустимо использование водных растворов

**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 (рН >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 HPO4**2-** и H2PO4- , 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.

CH3COONa 🡪 Na**+** + CH3COO**-**

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.

СН3COONa 🡪 CH3COO**-** + Na**+** уравнение диссоциации

**H+OH-**

CH3COO-+HOH↔CH3COOH+OH**-** **(**рН >7 - среда щелочная)

сокращенное ионное уравнение

Na++CH3COO-+ HOH↔CH3COOH+OH**-**+Na**+** полное ионное

гидролиз

CH3COONa+HOH↔CH3COOH+NaOH молекулярное

***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 **(рН >7 - среда щелочная**):

Na2CO3 🡪 2Na**+** + CO3**2-**

**H+OH-**

CO32-+HOH**↔**HCO3**-**+OH**-** (cреда щелочная**,** рН >**7**) сокращенное

2Na+ + CO32- + HOH **↔** HCO3-+ OH- + 2Na+ полное ионное

По первой ступени гидролиза образуется кислая соль – гидрокарбонат натрия:

Na2CO3 + HOH**↔** NaHCO3 + NaOH

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

NaHCO3 🡪 Na+ + HCO3-

**H+OH-**

HCO3- + H+OH- 🡪 H2CO3 + OH**-** (среда щелочная,рН >**7)**

NaHCO3 + HOH 🡪 H2CO3 + NaOH

Практически идет только первая ступень гидролиза, так как ионы НСО3-диссоциируют труднее, чем молекулы Н2СО3.

**Случай 2. Если соль, образована сильной кислотой и слабым основанием, то среда раствора кислая среда (рН <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:

NH4Cl 🡪 NH4**+** + Cl**-**

**H+OH-**

NH4**+** + HOH **↔** NH4OH + H**+** (рН < 7 - среда кислая) сокращенное

Cl**-** + NH4**+** + HOH **↔** NH4OH + H**+** + Cl**-** полное ионное

NH4Cl+HOH**↔**NH4OH+ HCl молекулярное

***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:

AlCl3 🡪 Al**3+** + 3Cl**-**

**H+OH-**

***1 ступень*** Al**3+** + HOH **↔** AlOH**2+** + H**+**  (рН< 7 - среда кислая)

***гидролиза***  3Cl**-** + Al**3+** + HOH **↔** AlOH**2+** + H**+** + 3Cl-

AlCl3 + HOH **↔** AlOHCl2 +HCl

AlOHCl2 🡪 AlOH**2+** + 2Cl**-**

**H+OH-**

***2 ступень*** AlOH**2+** + HOH **↔** Al(OH)2**+** + H**+**

(рН< 7 - среда кислая)

**г*идролиза***  2Cl**-** + AlOH**2+** + HOH **↔** Al(OH)2**+**+ H**+** + 2Cl**-**

***идет частично*** AlOHCl2 + HOH **↔** Al(OH)2Cl + HCl

Al(OH)2Cl 🡪 Al(OH)2**+** + Cl**-**

**H+OH-**

***3 ступень*** Al(OH)2**+** + HOH → Al(OH)3 + H**+**

(рН< 7 - среда кислая)

***практически***  Al(OH)2 + Cl**-** + HOH → Al(OH)3 + H**+** + Cl**-**

***не идет***

**Случай 3. Если соль образована сильным основанием и сильной кислотой, то такие соли не подвергаются гидролизу, а среда раствора будет нейтральная (рН = 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 гидроксила не будут связываться катионами и анионами соли с образованием слабых электролитов, т.е. концентрация ионов Н**+** и ОН**-** останутся неизменными и равными между собой. Растворы таких солей будут нейтральными, и рН 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:

СН3COONH4 🡪 CH3COO**-** + NH4**+**

**H+OH-**

СН3COO- + NH4+ + HOH **↔** CH3COOH + NH4OH

α (CH3COOH) = 1,3% α(NH4OH) = 1,3% (рН = 7 - среда нейтральная)

CH3COONH4 + HOH ↔ CH3COOH + NH4OH

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 Al2S3. Появляющиеся при гидролизе по катиону ионы Н+ связываются образующимися при гидролизу по аниону ОН-. Это усиливает гидролиз и приводит к образованию нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:

Al2S3+ 6HOH🡪2Al(OH)3 + 3H2S

**УПРАЖНЕНИЯ**

1. Выберите формулы слабых кислот: HMnO4 HNO2 H2CO3,

H2SO4, HF, H3PO4, HNO3, HNO2, H2SiO3, HClO4, HBr, HI

2.Выберите формулы слабых оснований: Сa(OH)2, KOH, Be(OH)2 Al(OH)3, CsOH, Ba(OH)2, LiOH, Fe(OH)2

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

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

**5**. 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**. Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:

1) КCl и Na2S 2) К2SiO3 и Na2CO3

3) FeCl2 и NН4Cl 4) CuSO4 и Na2SO4

*Решение.* Щелочная реакция среды обусловлена присутствием в растворах гидроксид-ионов (OH−). Раствор соли имеет щелочную среду, если соль в водном растворе гидролизуется по аниону. Это происходит в том случае, если соль образована сильным основанием и слабой кислотой.

В первом варианте ответа соль КCl образована сильным основанием гидроксидом калия (KOH) и сильной соляной кислотой (HCl). Эта соль не гидролизуется, 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 (H2SiO3). Карбонат натрия также является солью, образованной сильным основанием – гидроксидом натрия (NaOH) и cлабой угольной кислотой (H2CO3). Поэтому в водном растворе обе эти соли гидролизуются по аниону с образованием ионов OH−:

SiO32− + H2O  HSiO3− + OH−

CO32− + H2O  HCO3− + OH−

Среда щелочная, что удовлетворяет условию задания.

В третьем варианте хлорид железа (II) – соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием. Эта соль гидролизуется 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 гидролизуется по катиону с образованием ионов водорода. Среда кислая, вариант 4 не подходит.

//Ответ: 2

**2**.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, гидролизуется по катиону:

Mez+ + H2O  MeOH(z-1)+ + H+.

В этом случае реакция среды раствора соли – кислая.

2) Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется по аниону:

Xz− + H2O  HX(z-1)− + OH−.

В этом случае реакция среды раствора соли – щелочная.

3) Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуется 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 (Na2CO3) – соль, образованная сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H2CO3). В данном случае соль гидролизуется по аниону: CO32− + H2O  HCO3− + OH−. Среда щелочная.

Хлорид аммония (NH4Cl) – соль, образованная слабым основанием (NH4OH) и сильной кислотой (HCl), гидролизуется по катиону:

NH4+ + H2O  NH4OH + H+.

В этом случае реакция среды раствора соли – кислая.

Cульфат калия (K2SO4) – соль, образованная сильным основанием (KOH) и сильной кислотой (H2SO4), гидролизу не подвергается. Среда раствора – нейтральная.

Cульфид алюминия (Al2S3) – соль, образованная слабой кислотой (H2S) и слабым основанием (Al(OH)3). Гидролизуется и по катиону, и по аниону:

Al2S3 + 6H2O = 2Al(OH)3 + 3H2S.

//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.*** |

**А1**. Укажите формулу соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

1) KClO4; 2) Na2SiO3; 3) FeBr3; 4) Cs2SO4

**А2**. Кислая среда раствора характерна для:

1) FeSO4 2) KNO3 3) NaCl 4) Na2CO3

**А3**. Нейтральную среду имеет раствор

1) хлорида алюминия 2) сульфата железа

3) сульфата натрия 4) нитрита натрия

**А4**. Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:

1) КCl и Na2S 2) К2SiO3 и Na2CO3

3) FeCl2 и NН4Cl 4) CuSO4 и Na2SO4

**А5**. Гидролизу не подвергается соль:

1) AlCl3 2) NaCl 3) Na2CO3 4) CuCl2

**А6**. Полному и необратимому гидролизу подвергается соль

1) сульфат натрия 2) сульфит калия

3) сульфид алюминия 4) хлорид меди (II)

**А7**.Одиннаковую среду имеют растворы карбоната натрия и

1. нитрата меди 2) йодида кальция
2. хлорида магния 4) сульфида калия

|  |
| --- |
|  |

**А8**. Лакмус станет синим в растворе

1) сульфида калия    2) сульфата натрия

3) хлорида цинка       4) нитрата магния

**А9**. 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;

**А10**.По катиону гидролизуется соль:

1) сульфид натрия; 2) хлорид меди (II);

3) нитрат бария; 4) карбонат калия.

**ЧАСТЬ В**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся: В заданиях В1-В5 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. (2б)**Установите соответствие между формулой соли и сокращенным ионным уравнением гидролиза

*ФОРМУЛА ССОЛИ УРАВНЕНИЕ ГИДРОЛИЗА*

А) CuSO4  1) CH3COO- + H2O ↔CH3COOH+ OH-

Б) K2CO3  2) NH4+ + H2O ↔NH3 \*H2O+ H+

В) CH3COONа 3) Cu2+ + H2O ↔CuOH+-+ H+

Г) (NH4)2SO4 4) CO3 2- + H2O ↔HCO3 -+ OH-

5) Cu2+ + 2H2O ↔Cu(OH)2+ H+

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В2.** **(2б)**Установите соответствие между формулой соли и средой его водного раствора

*ФОРМУЛА СОЛИ СРЕДА РАСТВОРА*

А) (CH3COO)2Cа 1) нейтральная

Б) NaCl 2) кислая

В) K2S 3) щелочная

Г) BeSO4

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В3**. **(2б)** Установите соответствие между названием соли и типом гидролиза

*НАЗВАНИЕ СОЛИ ТИП ГИДРОЛИЗА*

А) сульфид хрома (III)1) гидролизу не подвергается

Б) нитрат железа(II)2) гидролиз по аниону

В) сульфид калия3) гидролиз по катиону и по аниону

Г) нитрат кальция 4) гидролиз по катиону

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В4**. **(2б)**Установите соответствие между названием соли и значением рН его раствора

*НАЗВАНИЕ ЗНАЧЕНИЕ рН*

А) сульфит натрия 1) < 7

Б) нитрат натрия 2) > 7

В) сульфид натрия 3) = 7

4) хлорид алюминия

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В5. (2б)**Установите соответствие между формулой  соли и окраской индикаторов в её водном растворе.

А) Лакмус фиолетовый, фенолфталеин бесцветный 1) KF

Б) Лакмус красный, фенолфталеин бесцветный           2)Ba(NO3)2 В) Лакмус синий, фенолфталеин малиновый 3) Na3PO4

Г) Лакмус синий, фенолфталеин бесцветный 4) (NH4)2SO4 5) CuS

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

|  |
| --- |
| ***В задании В6-В7 выпишите цифры выбранных вами ответов. За правильный ответ вы получите 2 балла, за неполный правильный ответ -1 балл, за неправильный – 0 баллов.*** |

**А6 (2б).** Диссоциация каких двух из представленных веществ происходит ступенчато

1. Сульфат натрия 2) гидроксид бария 3) сероводородная

кислота 4) нитрат натря 5) хлорная кислота HClO4

Ответ:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**В7**. **(2б)** 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: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Для выполнения заданияй В8-В9 (используйте следующие справочные данные.

Шкала pH водных растворов электролитов

Среда раствора

pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

сильно кислая слабо кислая нейтральная

слабо щелочная сильно щелочная

**В8**.**(2б)** Для веществ, приведённых в перечне, определите характер среды их водных растворов, имеющих одинаковую концентрацию (моль/л).

* 1. гидросульфат натрия 2) гидросульфид калия

3) нитрат бария 4) гидроксид лития

Запишите номера веществ в порядке убывания значения pH их водных растворов.

Ответ: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**В9** (**2б**) Для веществ, приведённых в перечне, определите характер среды их водных растворов, имеющих одинаковую концентрацию (моль/л).

1. Na2SO4 2) Fe(NO3)2  3) K2SO3 4) НClO3

Запишите номера веществ в порядке возрастания значения pH их водных растворов.

**Ответ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**ЧАСТЬ С**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво.*** |

**С1**. **(6б)** Приведите уравнения гидролиза следующих солей (ТОЛЬКО ПО ПЕРВОЙ СТУПЕНИ). Укажите среду водных растворов.

А. Сульфата калия. Б. Хлорида алюминия. В. Карбоната калия.

**С2**. **(3б)** 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 3 ПОСТОЯННЫЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| значение |  | примеры |
| **-** 2 | кислород в соединениях: (кроме OF2 , H2O2) | -2 -2  ВаО, КОН |
| -1 | -галогены в соединениях  с водородом и металлами  -водород в гидридах:  -перекиси | -1 -1 -1  КF, НCl, AlBr3 ,  NaH-1 , CaH2-1  H2O2 перекись водорода  Na2O2 пероксид натрия |
| 0 | простые вещества | 0 0 0 0 0  O2, Cl2, S, P, N2 |
| +1 | -щелочные металлы  (1A группы) в соединениях  **-**водород в соединениях  с неметаллами | +1  +1  LiCl, KCl  +1  +1  +1  H2O, H2S, NH3 |
| +2 | - кислород в соединениях со фтором  - металлы щелочно-земельные (2А группа) в соединениях | +2  OF2  +2 +2  +2  CaСl2, MgO, Ba(OH)2, |
| + 3 | - элементы 3А группы в соединениях | +3  AlCl3 |

Рассмотрим реакцию между серой и кислородом:

S + O2 🡪 SO2

Изменяют степень окисления сера и кислород, покажем переход электронов:

S0 - 4e 🡪 S+4

О20 + 4e🡪2O-2

**Процесс отдачи электронов называется ОКИСЛЕНИЕМ. Процесс принятия электронов – называется ВОССТАНОВЛЕНИЕМ.**

**Вещество, которое отдает электроны, называется ВОССТАНОВИТЕЛЕМ (Red).**

**Вещество, которое принимает электроны, называется ОКИСЛИТЕЛЕМ (Ox).**

**Таблица 4 ПРИМЕРЫ НЕКОТОРЫХ ОКИСЛИТЕЛЕЙ И ВОССТАНОВИТЕЛЕЙ**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

окислители восстановители \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Простые вещества

неметаллы: неметаллы: H2, C ,

Cl2, Br2, J2, O2 ,O3, металлы - Zn, Na ,

2. Перекись водорода Н2О2

в зависимости от условий может проявлять и те и другие свойства

3. Оксиды

оксиды, в состав которых входят оксиды СО, NO,

металлы в высоких степенях

окисления: СrO3, Mn2O7,

4. Кислородсодержащие кислоты и их соли

HNO3 ,и ее соли, Н2SO4 конц. НNO2, и ее соли

Марганцовая кислота HМnO4 и

Ее соль перманганат калия KMnO4

Соли хрома К2CrO4 - хромат калия,

K2Cr2O7 - дихромат калия

Кислородные кислоты хлора и их соли

5. Бескислородные кислоты и их соли

H2S, HCl, HBr

6. NH3 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:

+7 - 1 +2 0 - 1

KMnO4 + HCl 🡪 MnCl2 + Cl2 + KCl + H2O

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

+7 +2

Чтобы из Мn перейти к Мn нужно принять 5 электронов. Степень окисления марганца понижается – марганец (+7) - окислитель (Ох).

+7 +2

Mn + 5e 🡪 Mn

Хлор изменяет степень окисления с –1 до 0. (Записываем Cl2 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).

2Cl-1 - 2e 🡪 Cl2 0

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:

+7 - +2

Mn + 5e 🡪 Mn х 2 Теперь сложим левые и правые части

-1 0 части уравнений;

2Cl - 2e 🡪 Cl2 х 5

Получаем:

+2 -1 +2 0

2Mn +10e + 10Cl - 10e 🡪 2Mn + 5Cl2 (количество электронов сокращается).

Полученные множители ставим в правую часть уравнения

*Правая часть* уравнения: ставим коэффициент 5 перед хлором (0), коэффициент 2 перед марганцем (+2).

2KMnO4 + HCl 🡪 2MnCl2 +5Cl2 + KCl + H2O

*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).

2KMnO4 + HCl 🡪 2MnCl2 +5Cl2 + 2KCl + H2O

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)

2KMnO4 + 16HCl 🡪2MnCl2 + 5Cl2 + 2KCl + 8H2O

*Пример 2*

С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении:

S + KClO3 + H2O 🡪 Cl2 + H2SO4 + K2SO4

1. Сера и хлор изменяют степени окисления

0 +5 0 +6 +6

S + KClO3 + H2O 🡪 Cl2 + H2SO4 + K2SO4

0 - +6

. S – 6е 🡪 S х 10 х 5 Чтобы из S (0) перейти к S (+6)

нужно отдать 6 электронов.

+5 - 0 Сера повышаетстепень окисления

2Cl + 10e 🡪 5Cl2 х 6 х 3 S 0 – восстановитель

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 (Оx).

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:

0 - +5 - +6 0

5S –30e + 6Cl +30e 🡪 5S + 3Cl2

1. Расставляем коэффициенты, начиная с продуктов реакции:

Ставим коэффициент 3 перед Cl2, 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 S0 и перед КClO3 , так как в правой части хлора шесть атомов.

5S + 6KClO3 + H2O 🡪 3Cl2 + H2SO4 + 3K2SO4

В левой части калия шесть атомов, значит, в правой части, должно быть столько же – ставим коэффициент 3 перед сульфатом калия.

В левой части перед S0 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)

5S + 6KClO3 +2H2O 🡪 3Cl2 + 2H2SO4 + 3K2SO4

*Пример 3*

+5 +2 –3 +5

Zn0 + HNO3 🡪 Zn(NO3)2 +NH4NO3+H2O

1. Расставляем степени окисления.

Zn0 - 2e 🡪 Zn+2 х 4 Zn0 отдавая 2 электрона, повышает

N+5 +8e 🡪N-3 степень окисления до + 2,

следовательно, является

восстановителем.

N+5 принимая 8 электронов, понижает степень окисления до -3,

является окислителем.

4Zn0 - 8e + N+5 +8e 🡪 4Zn+2+ N-3

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 Zn0 .

+5 +2 –3 +5

4Zn0 +10HNO3 🡪 4Zn(NO3)2 +NH4NO3+H2O

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).

4Zn0 + 10HNO3🡪4Zn(NO3)2 +NH4NO3+3H2O

*Пример 4*

Al + H2O + KOH🡪K[Al(OH)4] + H2

1. Расставляем степени окисления:

0 +1 +3 0

Al + H2O + KOH🡪K[Al(OH)4] + H2

Al 0 - 3e 🡪 Al+3 х 2 Al 0 отдавая 3 электрона, повышает

2H+ +2e 🡪H2 0 x3степеньокисления - является

восстановителем, аH+  принимая

2 электрона, является окислителем.

Умножаем первое уравнение на два, второе на три, и складываем, левые и правые части:

2Al0 - 6e + 6H+ +6e 🡪 2Al+3+ 3H2 0

2. Подставляем коэффициенты, начиная с продуктов реакции: ставим коэффициент 2 перед Al 3+ и Al 0, тогда в правой части стало 2 калия, поэтому в левой части перед гидроксидом калия ставим тоже коэффициент 2.

0 +1 +3 0

2Al + H2O + 2KOH🡪2K[Al(OH)4] + 3H2

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.

2Al + 6H2O + 2KOH🡪2K[Al(OH)4] + 3H2

**УПРАЖНЕНИЯ**

**1**. Определите степени окисления выделенных элементов в следующих соединениях:

**Mn**2O7, K**Mn**O4, Н**N**O2, Ba(H**S**)2, **Al**(ОН)3, **N**2O5, AlOH**S**O4, **Si**O2, K**Cl**O3, **Be**(ОН)2, **Cu**OH , K2H**P**O4, Ba**C**O3, **Cl**2O3, K2**Cr**2O7, H2**Se**, **Mn**O, H2**Cr**O4, **Fe**(OH)2, K**Al**O2, Na2[**Zn(**OH)4], KH**Te**O4, **C**O, **N**H4**N**O3, H**F**, **Cu**O, K2**Mn**O4,Ca(O**Cl**)2, K2**S**, NaH**S**O3, Ba3(**P**O4)2, K**Cl**O4 , **S**O3, **Fe**2O3 , Na**N**O2, H3**P**O4, **FeP**O4, H**Cl**O.

**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 + НNО3🡪

д) FeCl3+ K2S🡪

е) KClO3 🡪KCl+ O2

**3**. Приведите уравнения реакции, соответствующие схеме:

###### S-2🡪S-2🡪S0🡪S+4 🡪S+4🡪S+6🡪+6

**4**. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель

а) K2MnO4 +CO2🡪K2CO3 + MnO2 + KMnO4

б) Cl2 + KOH🡪KCl + KСlO3 + 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 + H2O

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 SO2 равна +4. В первом варианте степень окисления серы в продукте реакции Na2SO3 также равна +4, т.е. реакция не является окислительно-восстановительной.

Во втором варианте степень окисления простого вещества серы равна нулю, т.е осуществляется процесс: S+4 + 4e → S0 . 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 SO3 равна +6. В ходе реакции осуществляется процесс окисления серы: S+4 - 2e → S+6. Сера (+4) отдает электроны, а значит, SO2 является восстановителем. Это удовлетворяет условиям задания.

//Ответ: 4

**2.** Наибольшую степень окисления сера проявляет в соединении

1) CaS 2) Li2SO3 3)CaSO4 4) H2S

*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-IIA групп и алюминий, степень окисления которых в соединениях равна номеру группы, т.е. +1 для металлов IA группы, +2 для металлов IIA 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.o. 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 Li2SO3: 2Ч1 + *x* + 3Ч(-2) = 0, откуда *x* = +4. Для CaSO4: 2 + *x* + 4Ч(-2) = 0, откуда *x* = +6. Это высшая степень окисления серы. Следовательно, третий ответ верный. Для H2S: 2Ч1 + *x* = 0, откуда *x* = -2. Так как правильный ответ всего один, то четвертый случай можно не рассматривать.

//Ответ: 3

**ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ**

**ЧАСТЬ А**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся: В заданиях А1-А15 обведите номер только одного правильного ответа. За правильный ответ вы получите -1 балл, за неправильный – 0 баллов.*** |

**А1.** Степень окисления элемента равна +3 в ионе

1) NH4+  2) [Al(OH)4]- 3) HS- 4) NO3 –

**А2**. Высшую степень окисления хром проявляет в соединении:

1) Cr(OH)3 2) Cr2(SO4)3 3) CrSO4 4) K2Cr2O7

**А3**. Степень окисления + 2 кислород проявляет в следующем соединении:

1) H2O 2) H2O2 3) F2O2 4) OF2

**А4**. Как положительную, так и отрицательную степень окисления в соединениях может проявлять элемент:

1) цинк 2) хлор 3) фтор 4) криптон

**А5**.Атомы азота в нитрате аммония, находящиеся в составе катиона и аниона, проявляют степени окисления соответственно

1) +3 и +5 2) -3 и +5 3) +1 и +3 4) +5 и +3

**А6.** В какой молекуле степень окисления элемента равна нулю, а валентность равна единице?

1) O2 2) СаО 3) Cl2 4) СО2

**А7**. Азот проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:

1) NH3 и N2О3 2) НNО2 и К3N

3) Mg3N2 и NH3 4) NH3 и НNО2

**А8**. При взаимодействии кальция и фосфора образуется соединение, в котором фосфор проявляет следующую степень окисления:

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

**А9**. Реакции, уравнение которой 4NH3 +5O2 🡪 4NO + 6H2O соответствует схема превращения азота

1) N+3 🡪 N+2 2) N+3 🡪 N-3 3) N-3 🡪 N-2 4) N-3 🡪 N+2

**А10**. 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

**А11.**Формула вещества, в котором сера может проявлять только окислительные свойства, следующая:

1) SO3 2) К2S2О3 3) Н2S 4) Na2SО3

**А12.** 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

**А13**. 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

**А14**. В уравнении реакции KMnO4 + HCl = Cl2 + MnCl2 + KCl + H2O

коэффициент перед формулой вещества, являющегося окислителем:

1) 2 2) 16 3) 10 4) 1

**А15.** 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

**ЧАСТЬ В**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся: В заданиях В1-В5 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 формулой соединения и значением степени окисления хлора в нем.

*ВЕЩЕСТВО СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА*

А)Ca(OCl)2  1) +1 4) +5

Б) KClO3 2) +2 5) -1

В) HClO2 3) +3

Г) FeCl3

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В2.** Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления **окислителя.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *СХЕМА РЕАКЦИИ* |  | *ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ*  *ОКИСЛИТЕЛЯ* |
| А | MnCO3 + KClO3🡪MnO2 + KCl + CO2 | 1 | Сl2🡪2Cl- |
| Б | I2 + Cl 2+ H2O🡪 HCl + HJO3 | 2 | Mn+6 🡪Mn+4 |
| В | K2MnO4 + H2O🡪KMnO4+ MnO2+ KOH | 3 | Сl+5 🡪Cl- |
| Г | Na2SO3 + KMnO4+ KOH🡪Na2SO4+ K2MnO4+ H2O | 4 | Mn+7 🡪Mn+6 |
|  |  | 5 | Mn+2 🡪Mn+4 |
|  |  | 6 | S+4🡪S+6 |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В3**. Установите соответствие между формулой иона и его способностью проявлять окислительно-восстановительные свойства (цифры в ответе могут повторяться).

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *ФОРМУЛА ИОНА* |  | *ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА* |
| А | S2- | 1 | только окислитель |
| Б | NО2- | 2 | только восстановитель |
| В | NO3- | 3 | и окислитель, и восстановитель |
| Г | Fe2+ | 4 | ни окислитель, ни восстановитель |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В4**.Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней **восстановителем.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *СХЕМА РЕАКЦИИ* |  | *ОССТАНОВИТЕЛЬ* |
| А | 4NH3 + 6NO = 5 N2 + 6H2O | 1 | NH3 |
| Б | NO2 + Mg → MgO + N2 | 2 | NО |
| В | SO2 + O2 → SO3 | 3 | Mg |
| Г | NO2 + SO2 → SO3 + NO | 4 | NO2 |
|  |  | 5 | SO2 |
|  |  | 6 | O2 |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**ЧАСТЬ С**

|  |
| --- |
| ***Инструкция для учащихся. Запишите полное решение на отдельном листе. Ответы записывайте четко и разборчиво.*** |

**С1.** **(6б)** Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

а) KMnO4 +NO+ H2SO4🡪NO2+ K2SO4+MnSO4 +H2O

б) H2O2+ HJO3🡪O2+ J2+H2O

**С2(3б)** Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, приводящая к образованию двух солей и выделению бесцветного газа с резким запахом. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель

Перечень веществ: **гидрокарбонат калия, хлорат калия, гидросульфит натрия, соляная кислота, сероводород, перманганат калия**. Допустимо использование водных растворов веществ.

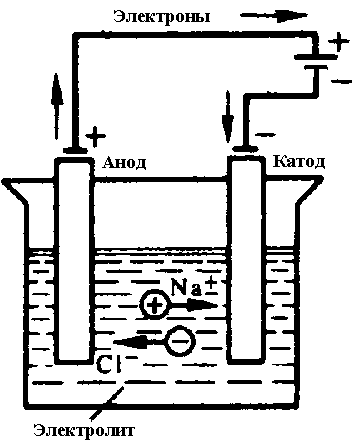
**С3** (3б) Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, приводящая к образованию двух солей и выделению бесцветного газа с резким запахом. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

Перечень веществ**: оксид меди(I), карбонат аммония, гипохлорит калия, серная кислота, хлорид железа(III), аммиак.** Допустимо использование водных растворов веществ

**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.13 Схема электролиза хлорида натрия



Ионы Na+, приняв электроны, восстановятся, а Cl- хлорид ионы, отдав электроны аноду, окислятся.

(-) Na+ +1e 🡪 Na0

(+) 2Cl- -2e 🡪 Cl20

Na+ +1e 🡪 Na0 x 2 Сложим оба уравнения электродных

2Cl- -2e 🡪 Cl20 реакций, (предварительно умножив

на 2 первое уравнение), получим

суммарное уравнение электролиза.

В итоге на катоде выделится натрий, на аноде молекулярный хлор:

2NaCl электролиз🡪2Na + Cl2

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 окислении 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:***

***Cu2+ +2e-🡪Cu0***

***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:***

***2H2O + 2e 🡪H2+ 2OH-***

***В) Если металл стоит в ряду напряжений правее алюминия, но левее водорода, Мn, Cr, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, то на катоде происходят одновременно два процесса восстановление катионов металла и молекул воды:***

***2H2O + 2e 🡪 H2 + 2OH- Ме0+ ne🡪Me+ne***

***Г) В растворе кислоты происходит восстановление ионов водорода с образованием молекулы Н2:***

***2Н+ + 2е 🡪 H2***

Процессы, протекающие на аноде, определяются материалом анода. На инертном или нерастворимом **аноде** (графит, платина) возможны два процесса:

А) **Если *ионы кислотного остат*ка не содержат атомов кислорода, то окисляются они сами**: 2Cl- -2e-🡪Cl20

Б) ***Если ионы кислотного остатка содержат кислород, то окисляется вода:*** 2H2O - 4e 🡪O2+ 4H+

В) В щелочах 4ОН- -4е🡪 О2 +2 Н2О

(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:

CuCl2🡪Cu2+ + 2Cl-

При пропускании электрического тока к отрицательному электроду (катоду) 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:

(-) Cu2+ + 2e 🡪Cu0 │  х 1

(+) 2Cl- - 2e 🡪Cl20 │ х 1

Складываем левые и правые части:

Cu2+ +2е+2Cl- +2е🡪Cu0+Cl2

электролиз

CuCl2🡪Cu + Cl2

*Пример 2.*  Составьте схемы электролиза раствора нитрата ртути (II) с инертными электродами

В растворе нитрат ртути диссоциирует на ионы:

Hg(NO3)2 🡪Hg2+ + 2NO3-

При пропускании электрического тока на катоде восстанавливаются ионы ртути, а на аноде окисляется вода:

(-) Hg2+ + 2e 🡪Hg0 │4 │ х 2

(+) 2H2O - 4e 🡪O2 + 4H+ │2 │ х 1

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:

Hg2+ +2H2O 🡪O2+ 4H+ +Нg0 + NO3-

В растворе катионы водорода и нитрат-анионы соединятся, и образуется азотная кислота. Суммарное уравнение электролиза имеет вид:

электролиз

2Hg(NO3)2 + 2H2O 🡪Hg0 + 4HNO3 +O2

*Пример 3.* Составьте схемы электролиза расплава гидроксида калия с инертными электродами.

Уравнение диссоциации расплава гидроксида калия имеет вид:

КОН🡪К+ + ОН-

При пропускании электрического тока к отрицательному электроду (катоду) будут перемещаться катионы калия К+ и принимать электроны (восстанавливаться). К положительному электроду (аноду) будут подходить гидроксид-анионы и отдавать электроны (окисляться). Таким образом, схема электролиза такова:

(-) К+ + e 🡪К0 х 4

(+) 4ОН- - 4e 🡪О20 +2Н2О

---------------------------------------------------

4К+ +4e + 4ОН- - 4e 🡪4К0 + О20 +2Н2О

электролиз, расплав

4КОН 🡪4К0 + О2 +2Н2О

*Пример 4*. Составьте схемы электролиза раствора йодида магния с инертными электродами.

В растворе йодид магния диссоциирует на ионы:

MgI2 🡪Mg2+ + 2I-

Ионы магния Mg2+ не могут восстанавливаться (восстанавливается вода), к положительному электроду (аноду) будут подходить анионы иода и отдавать электроны (окисляться). Схема электролиза такова:

(-) Mg2+

H2O + 2e 🡪H2+ 2OH-

(+) 2I- - 2e 🡪I2

-----------------------------------------------------

Mg2+ +2H2O + 2I- 🡪I20 + H2 + 2OH-

электролиз

MgI2 + 2H2O 🡪Mg(OH)2 + I2 +H2

*Пример 5.* Составьте схемы электролиза раствора сульфата натрия с инертными электродами.

При диссоциации водного раствора сульфата натрия образуются следующие ионы:

Na2SO4 🡪Na+ + 2SO42-

Ионы натрия и сульфат-ионы не могут разряжаться на электродах, поэтому на катоде восстанавливается, а на аноде окисляется, вода:

(-) Na+ -

2H2O + 2e 🡪H2+ 2OH- х 2

(+) SO42-

2H2O - 4e 🡪O2+ 4H+

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4H2O +2H2O 🡪O2+ 4H+ +2H2 + 4OH-

или, (учитывая, что при перемешивании протон водорода и гидроксид-ионы образуют воду, получаем: 4H+ +4OH- 🡪4H2O)

злектролиз

2H2O 🡪O2+ 2H2

*Пример 6*. Составьте схемы электролиза раствора серной кислоты (инертные электроды)

В водном растворе серная кислота практически полностью диссоциирует на ионы по двум ступеням:

H2SO4 ↔H++HSO4-

HSO4- 🡪H++SO42-

При пропускании через раствор постоянного электрического тока к катоду будут перемещаться ионы водорода, которые и восстанавливаются:

(-) 2H++2e🡪H2

Вблизи анода скапливаются сульфат-ионы которые, однако, не окисляются в водных растворах, так как легче окисляется вода:

(+) 2H2O-4e🡪4H++O2

(-) 2H++2e🡪H2 х 2

(+) 2H2O-4e🡪4H++O2

электролиз

4H++2H2O🡪2H2+4H++O2

электролиз

2H2O🡪2H2+O2

Количества веществ, выделившихся на электродах, определяют по уравнениям электродных реакций. Заввисимость количества вещества, образовавшегося при электролизе, от времени и силы тока описывается законом Фарадея:

***v = I* τ */ F* ,** где I - сила тока (А) ,

τ - продолжительность электролиза (с)

F = 96500 Кл/моль – постоянная Фарадея.

**УПРАЖНЕНИЯ**

1. Опишите процессы, происходящие на электродах при пропускании электрического тока через:

а) расплавы иодида железа(Ш),

б) растворы нитрата магния, сульфида калия, сульфата ртути (П), хлорида платины (IV)

2.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.

**3.** Через 680 г раствора с массовой долей нитрата серебра 20% пропустили электрический ток. Процесс приостановили, когда на катоде было собрано 32,4 г серебра. Определите массовую долю соли в новом растворе.

4. Через 742,5 г раствора сульфата ртути (II), с массовой долей соли 20% пропустили электрический ток. Ток отключили в тот момент, когда на аноде было собрано 3,36 л (н.у.) газа. Определите массовые доли веществ в растворе после электролиза и массу, выделившегося на катоде металла.

5. Через 300 г раствора с массовой бромида натрия 13% пропустили электрический ток. На электроде выделилось 3,2 г брома. Определите массу оставшейся соли в растворе после реакции.

**РАЗБОР ЗАДАНИЙ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ**

1.Установите соответствие между формулой вещества и

продуктом, который образуется на катоде в результате электролиза его водного раствора.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА* |  | *ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА* |
| А | Cu(NO3)2 | 1 | металл |
| Б | AgNO3 | 2 | водород |
| В | СaCl2 | 3 | кислород |
| Г | Na2SO4 | 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:

Мez+ + ze = Me.

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:

Cu2+ + ze = Cu0; Ag++ e = Ag0

Активные металлы, стоящие в ряду напряжений левее алюминия в нашем случае натрий и кальций при электролизе водных растворов не разряжаются. Вместо них разряжается вода с выделением молекулярного водорода:

2H2O + 2e = H2 + 2OH−.

//Ответ: 1122

**ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЗ ТЕСТОВ ЕГЭ**

**А1**. 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

**А2**. При электролизе водного раствора какой соли на катоде и аноде будут выделяться газообразные вещества:

1) AgNO3 2) KNO3 3) СuCl2 4) SnCl2

**А3.** Выделение кислорода происходит при электролизе соли:

1) FeBr2 2) NaBr 3) MgCl2 4) CuSO4

**А4**. Водород выделяется при электролизе соли:

1) CaCl2 2) CuSO4 3) AgNO3 4) AgNO3

**А5.**  Азотная кислота накапливается при пропускании электрического тока в электролизере раствора:

1) Са(NO3)2  2) AgNO3  3) Al(NO3)3 4) CsNO3

**А6.** Щелочь можно получить при электролизе:

1) нитрата бария 2) хлората калия

3) сульфата никеля 4) сульфида кальция

**А7**. При электролизе водного раствора соли **нельзя** получить

1) натрий и хлор 2) водород и кислород

3) серную кислоту и кислород 4) гидроксид калия и иод

**А8.** При электролизе раствора хлорида меди (II) на аноде преимущественно происходит

1) окисление ионов хлора 2) окисление воды

3) растворение меди 4) восстановление ионов меди

**А9.** Не выделяется на аноде кислород при электролизе раствора

1) сульфида калия 2) нитрата меди (II)

3) карбона натрия 4) сульфата алюминия

**А10**. Могут разряжаться на катоде и водород, и металл при электролизе:

1) сульфата алюминия 2) бромида меди (II)

3) хлорида цинка 4) нитрата серебра

|  |
| --- |
| **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. (Цифры в ответах могут повторяться)*** |

**В1(2б)** Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора или расплава на инертных электродах.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *формула Вещества* |  | *продукты ЭЛЕктролиза* |
| А | BaBr2 (раствор) | 1 | H2, O2 |
| Б | AgNO3 раствор) | 2 | Ba, Br2 |
| В | Ba(NO3)2 (раствор) | 3 | Ba(OH)2, HBr |
| Г | BaBr2 (расплав) | 4 | Ag, O2, HNO3 |
|  |  | 5 | Ag, NO2 |
|  |  | 6 | Ba(OH)2, Br2, H2 |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В2**. **(2б)** Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на аноде в результате электролиза его водного раствора.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА* |  | *ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА* |
| А | Na2SO4 | 1 | натрий |
| Б | KI | 2 | бром |
| В | NaBr | 3 | кислород |
| Г | KOH | 4 | водород |
|  |  | 5 | йод |
|  |  | 6 | калий |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| A | Б | В | Г |
|  |  |  |  |

**В3**. **(2б)** Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на катоде в результате электролиза его водного раствора.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | *ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА* |  | *ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА* |
| А | AgNO3 | 1 | алюминий |
| Б | AlBr3 | 2 | бром |
| В | Na2SO4 | 3 | натрий |
| Г | AuCl3 | 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.*** |

**С1.** (4б) При электролизе водного раствора нитрата одновалентного металла на катоде выделилось 1,08 г металла и на аноде 56 мл (н.у.) кислорода. Определите массу нитрата, который был взят для электролиза.

**С2.** (4б) При электролизе водного раствора сульфата ртути (II), на аноде выделилось 112 мл газа. Полученный раствор нейтрализовали 34,2 мл 10% раствора гидроксида натрия (плотностью 1,12 г/мл). Найти массу образовавшейся соли и массу металла, выделившегося на катоде.

**С3**. (4б) При электролизе 200 мл серной кислоты (массовая доля 20 % , плотность 1,114 г/мл) на катоде выделилось 3,2 г газа. Вычислите массовую долю находящегося в растворе вещества после электролиза.

**ЛИТЕРАТУРА**

1.Рудзитис Г. Е.

Химия. Неорганическая химия. Органическая химия 9 класс.

Учебник для общеобразовательных учреждений.-М.: Просвещение, 2020.

2. [Кузнецова Н. Е.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/kuznecova-n-e-), [Титова И. М.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/titova-i-m-), [Гара Н. Н.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/gara-n-n-)

Химия 9: учебник для учащихся общеобразовательных

организации /- М.: [Вентана-Граф, Росучебник](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/ventana-graf), 2019.

# 3. [Еремин В. В.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/eremin-v-v-)[Кузьменко, Н. Е.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/kuzmenko-n-e-)[Дроздов А. А.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/drozdov-a-a-)[Лунин В. В.](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/lunin-v-v-)

Химия 9: учебник для учащихся общеобразовательных

# организации /- М.: [ДРОФА, Росучебник](https://lecta.rosuchebnik.ru/shop/catalog/drofa), 2019.

4. ОГЭ- 2021: Типовые экзаменацироннные варианты∕ авт. –сост. Д. Ю. Добротин, А. А. Каверина. –М.: Национальное образование, 2021.

5. Кузменко Н. Е. , Еремин В. В. , Попков В. А.

Начала химии: Для поступающих в ВУЗЫ - М.: Лаборатория знаний, 2017.

# 6. Сборник тематических тестов по химии 9 класс Электронная версия учебника Центр электронного тсстирования, - М.: 2019.

7. Хомченко Г. П, Хомченко И. Г.

Сборник задач по химии для поступающих в ВУЗы: М.: Издательство Новая Волна, 2018.

# 8. Сборник интерактивных тестов по химии. 9 класс: Электронная версия учебника. Центр электронного тстирования - М.: 2016.

9. Доронькин В.Н. ОГЭ-2021 имия. Тематический тренинг – Учебно-методическое пособие – Ростовг/Дону: Легион, 2021.

:

# 10. 100 баллов по химии. Полный курс для поступающих в ВУЗы. Учебное пособие | Негребецкий В.В., Белавин И.Ю: - М.: Лаборатория знаний, 2021.

**СОДЕРЖАНИЕ**

Введение 4

**Глава 1.** **Свойства оксидов, гидроксидов, солей**

1.1Оксиды 5

1.2 Гидроксиды 10

1.3 Соли 18

Упражнения 21

Разбор заданий ЕГЭ 23

Тренировочный тест ЕГЭ 27

**Глава 2.** **Строение атома. Периодическая система**

**Д. И. Менделеева** 33

Упражнения 38

Разбор заданий ЕГЭ 39

Тренировочный тест ЕГЭ 42

**Глава 3 Химическая связь. Типы кристаллических решеток**

3.1 Ковалентная связь 52

3.2 Ионная связь 55

3.3 Металлическая связь 56

3.4 Водородная связь 58

3.5 Типы кристаллических решеток 60

Упражнения 67

Разбор заданий ЕГЭ 69

**Глава 4**. **Основные законы и понятия химии** 72 **Глава 5 Основные типы расчетных задач**

5.1Расчеты по химической формуле 79

5.2 Задачи на вывод формул 83

5.3 Растворы 87

Упражнения 90

Задачи из тестов ЕГЭ 91

**Глава 6. Расчеты с использованием химических реакций**

6.1 Расчеты, связанные с выходом продукта от

теоритически возможного 93

6.2 Вычисление массы продукта реакции, если известны массы исходных веществ, одно из которых взято в избытке. 94

6.3 Массовая доля вещества в смеси 96

6.4 Использование системы при решении задач 99

6.5 Определение состава соли 102

Упражнения 104

Задачи из тестов ЕГЭ 106

**Глава 7**. **Основы теории электролитической диссоциации**

7.1 Степень диссоциации. Сильные, слабые электролиты 107

7.2 Кислоты, основания, соли с точки зрения

ТЭД 111

7.3 Ионообменные реакции 112

Упражнения 117

Разбор заданий ЕГЭ 119

Тренировочный тест ЕГЭ 121

7.4 Гидролиз солей 126

Упражнения 130

Разбор заданий ЕГЭ 131

Тренировочный тест ЕГЭ 133

**Глава 8.** **Окислительно-восстановительные реакции**

8.1 Метод электронного баланса 140

Упражнения 144

Разбор заданий ЕГЭ 145

Тренировочный тест ЕГЭ 146

8.2 Электролиз 151

Упражнения 156

Разбор заданий ЕГЭ 157

Тренировочный тест ЕГЭ 158

Литература 162