**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ**

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ**

**ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ**

#### **СТАВРОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

**Некольченко Л.Н., Кривошеев Н.В.,**

**Безгина Ю.А., Шипуля А.Н.**

**ХИМИЯ**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ**

**Ставрополь**

**2009**

**УДК 54 (072)**

**ББК 24 (97)**

**Х 46**

#### Печатается по решению методической комиссии факультета защиты растений и методического совета ФГОУ ВПО «Ставропольский государственный аграрный университет»

**Составили:**

Некольченко Л.Н., кандидат сельскохозяйственных наук, доцент

Кривошеев Н.В., кандидат технических наук, доцент

Безгина Ю.А., кандидат сельскохозяйственных наук, доцент

Шипуля А.Н., кандидат химических наук, доцент

**Рецензенты:**

доктор химических наук, профессор Боровлёв И.В.

**Х 46**

**Химия** : Учебное пособие / Л.Н. Некольченко, Н.В. Кривошеев,

Ю.А. Безгина, А.Н. Шипуля. – Ставрополь, 2009. – 130 с.

*В учебном пособии в краткой и доступной форме изложен материал по основным разделам химии и задания для самостоятельной работы. Данное пособие позволит студентам получить основные знания по химии, может служить руководством для самостоятельного изучения материала при подготовке к зачёту или экзамену.*

*Учебное пособие предназначено для студентов очной и заочной формы обучения аграрных вузов.*

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Введение……………………………………………………………… |
| 1. | Основные понятия химии…………………………………………… |
| 2. | Основные законы химии…………………………………………..... |
| 3. | Расчеты по молекулярной формуле вещества и  уравнению химической реакции ………………………………….... |
| 4. | Краткое содержание основных понятий теории строения атома… |
| 5. | Периодический закон и периодическая система элементов……... |
| 6. | Химическая связь в методе валентных связей…………………….. |
| 7. | Валентность и степень окисления элементов в соединении,  заряд простых и сложных ионов………………………………….... |
| 8. | Составление молекулярных формул сложных неорганических  соединений ……………………………………………………….…. |
| 9. | Классы неорганических соединений……………………………..... |
| 10. | Тривиальные названия некоторых веществ ……………………..... |
| 11. | Классификация химических реакций……………………………… |
| 12. | Скорость химических реакций. Химическое равновесие……….... |
| 13. | Растворы……………………………………………………………... |
| 14. | Теория электролитической диссоциации………………………….. |
| 15. | Гидролиз солей……………………………………………………… |
| 16. | Предмет органической химии……………………………………… |
| 17. | Теория строения органических соединений а.м. бутлерова…..... |
| 18. | Классификация органических соединений………………………... |
| 19. | Классификация углеводородов…………………………………….. |
| 20. | Основное сырье для получения углеводородов…………………. |
| 21. | Полимерные материалы, их общая характеристика……………... |
| 22. | Организация самостоятельной работы …………………………... |
| 23. | Задания для самостоятельной работы……………………………. |
|  | Рекомендуемая литература………………………………………... |

**ВВЕДЕНИЕ**

В аграрном вузе химия является общетеоретической дисциплиной. Её основная задача дать студентам современное научное представление о строении, свойствах веществ и механизме химических процессов. Без знания основных понятий, законов и теоретических положений химии невозможно стать высококвалифицированным специалистом аграрного профиля.

Содержание курса при изучении химии определяется рабочей программой по конкретной специальности. Основными формами обучения являются лекции, практические, лабораторные занятия и самостоятельная работа студента. Помимо различных задач и функций, каждая из этих форм отличается уровнем усвоения изучаемого материала. Определяющую роль здесь играет самостоятельная работа. На каком бы высоком профессиональном уровне не проводились аудиторные занятия, усвоение предмета будет недостаточно высоким, если студент самостоятельно и творчески не изучает материала и не принимает активного участия в его разборе на практическом занятии.

Цель предлагаемого учебного пособия помочь студенту в самостоятельном изучении материала по химии. Опорные конспекты по основным вопросам представлены в данном пособии в удобной для восприятия форме.

1. **ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Понятие** | | **Определение понятия, пример, решение задачи** | | | | | | | |
| **Химия** | | – это наука о строении, свойствах веществ и их превращениях.  Предметом изучения химии являются химические явления, т.е. химические реакции. | | | | | | | |
| **Атомно-молекулярное учение** | | 1. Все вещества состоят из молекул. 2. Молекулы состоят из атомов элементов. 3. Молекулы и атомы находятся в постоянном движении. 4. В химических реакциях разрушаются молекулы, атомы не разрушаются; сколько атомов каждого элемента было до реакции, столько их останется после реакции. | | | | | | | |
| **Химический элемент** | | – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и одинаковыми химическими свойствами.  Изображается элемент химических символом (знаком), который указан в периодической системе элементов.  **Например:** S – элемент сера.  В настоящее время известно 110 химических элементов периодической системы (ПС). Из них в природе существует 88 и более 20-ти получены искусственным путем в процессах ядерных превращений элементов.  Все элементы делятся на металлы и неметаллы. Из 110 элементов только 22 относятся к неметаллам.  Если в периодической системе провести диагональ от бора (В) к астату (At), то к металлам будут относиться все элементы слева от диагонали и элементы побочных подгрупп. Все элементы справа от диагонали, за исключением побочных подгрупп, будут неметаллы.  В химии широко используются групповые названия элементов:  1. Благородные (инертные) газы – элементы VIII главной подгруппы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.  2. Галогены – элементы VII главной подгруппы – F, Cl, Br, I.  3. Халькогены – элементы VI главной подгруппы – O, S, Se, Te, Po.  4. Щелочные металлы – элементы I главной подгруппы – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.  5. Щелочноземельные металлы – элементы II главной подгруппы – Ca, Sr, Ba, Ra.  6. Лантаноиды и актиноиды указаны под периодической системой. | | | | | | | |
| **Атом** | | – это наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами.  Атом – электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Заряд ядра и число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента в периодической системе. Изображаетсяатом химическим символом элемента.  **Например:** S – атом серы. | | | | | | | |
| **Молекула** | | – это наименьшая, электронейтральная частица вещества, сохраняющая его химические свойства. | | | | | | | |
| **Молекулярная формула** | | – с помощью химических символов и числовых индексов показывает её качественный и количественный состав.  **Например:** Н3PO4 – ортофосфорная кислота.  Качественный состав: молекула состоит из атомов элементов водорода (Н), фосфора (Р), кислорода (О).  Количественный состав: 3 атома водорода, 1 атом фосфора (единица в формуле не пишется), 4 атома кислорода.  Кроме молекулярных существуют электронные и графические (структурные) формулы веществ. | | | | | | | |
| **Простое вещество** | | – это вещество, молекулы которого состоят из атомов одного элемента.  **Например:** Н2 – водород; О2 – кислород;  О3 – озон; Cu – медь | | | | | | | |
| **Аллотропия** | | – это явление образования одним элементом нескольких простых веществ, которые называются аллотропными модификациями.  Аллотропные модификации могут отличаться  составом**: например**, элемент кислород образует  O2 – кислород и O3 – озон  или структурой: **например**, элемент углерод образует алмаз и графит. | | | | | | | |
| **Сложное вещество** | | – это вещество, молекулы которого состоят из атомов разных элементов.**Например:** Н2О – вода, HNO3 – азотная кислота, Ca3(PO4)2 – фосфат кальция. | | | | | | | |
| **Абсолютная масса, *m*(X)**  (*Х* – символ элемента или формула простого, сложного вещества) | | – выражается в килограммах (кг), граммах (г), тоннах (т) и других единицах. Слово «абсолютная», как правило, опускают и говорят «масса вещества».  Масса атома водорода *m*(Н) = 1,674 · 10-27 кг = 1,674 ·10-24 г Масса атома углерода *m*(С) = 1,993 · 10-26 кг = 1,993 · 10-23 г  Так как массы атомов, молекул очень малы, в расчетах используют относительные массы атомов и молекул. Это массы атомов, молекул по отношению к атомной единице массы. | | | | | | | |
| **Атомная единица массы, а.е.м.** | | – это 1/12 часть массы изотопа углерода-12 ()  **а.е.м. = 1,6666** · **10-27 кг = 1,666** · **10-24 г**  Разделив массу атома или молекулы (кг) на **1,6666**·**10-27**кг, получим их относительные массы: атомную массу элемента, молекулярную массу соединения. | | | | | | | |
| **Относите-льная атомная масса элемента,**  ***Ar* (X)** | | – это безразмерная величина, равная отношению массы атома элемента к 1/12 массы изотопа углерода-12:    подстрочная буква *r* – от лат. relativus – относительный. Слово «относительная», как правило, опускают, говорят «атомная масса элемента». Атомная масса элемента указана в периодической системе элементов. Значения можно округлять.  **Например:** *Ar*(S) = 32,06 (округляют до 32);  *Ar*(О) = 15,99 (округляют до 16). | | | | | | | |
| **Относительная молекулярная масса простого или сложного вещества,** ***Mr* (X)** | | – это безразмерная величина, равная отношению массы молекулы соединения к 1/12 массы изотопа углерода-12. Молекулярная масса соединения равна сумме атомных масс элементов, входящих в молекулу, с учетом числа атомов каждого элемента.  **Например:**  *Mr* (H2SO4) = 1·2 + 32 + 16·4 = 98  *Mr* (CuSO4 · 5H2O) = 64 + 32 + 16·4 + 5(1·2+16) = 250 | | | | | | | |
| **Моль, *NА*** | | – это единица количества вещества, содержащая столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и других реальных и условных частиц), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода-12. В 0,012 кг изотопа углерода содержится 6,02·1023 атомов. Число 6,02·1023 называется **постоянной Авогадро** (обозначается *NА*).  *Таким образом, 1 моль любого вещества, в любом агрегатном состоянии (газ, жидкость, твердое) содержит 6,02·1023 соответствующих частиц.*  1 моль элемента содержит 6,02·1023 атомов,  1 моль простого или сложного вещества – 6,02·1023 молекул,  1 моль ионов – 6,02·1023 ионов и т.д.  *Число молей обозначается буквой «n», число частиц (атомов, молекул) – буквой «N».*  **Например:** *n*(Н2О) = 2 моля, *N*(Cl) = 12,04·1023 атомов;  *N*(H2O) = 3,01·1023 молекул. | | | | | | | |
| **Молярная масса вещества, *M*(**X) | | **–** это масса одного моля вещества.  Молярная масса вещества (элемента, простого, сложного) численно равна относительной атомной массе элемента или относительной молекулярной массе простого, сложного вещества и выражается в г/моль.  **Например:**  *Аr*(Na) = 23 (относительная атомная масса натрия), *M*(Na) = 23 г/моль (молярная масса натрия),  23 г Na это есть масса одного моля Na.  *Mr*(Н2SО4) = 1·2 + 32 + 16·4 = 98 (относительная молекулярная масса серной кислоты).  Молярная масса простого или сложного вещества равна сумме молярных масс элементов с учетом количества молей каждого элемента (на число молей элемента указывают числовые индексы в молекулярной формуле вещества)  *M*(Н2SО4) = 1 г/моль ·2 + 32 г/моль + 16 г/моль· 4 = 98 г/моль  Можно не указывать размерность г/моль для элементов и молярную массу записывать следующим образом:  *M*(Н2SО4) = 1·2 + 32 + 16·4 = 98 г/моль (молярная масса).  Это значит, что масса серной кислоты, взятой в количестве 1 моль равна 98 г или 0,098 кг  *M*(Н2SО4) = 98 г/моль = 0,098 кг/моль  Молярную массу вещества можно определить по формуле:    *m*(*X*) – масса вещества;  *n*(*X*) – числомолей вещества «*Х*».  ***Задача.***  ***Определить массу, число молекул углекислого газа, взятого в количестве 3 моль.***  ***Дано:*** ***Решение:***  *n*(СО2) = 3 моль 1. Определяем число молекул  ***Определить:*** в 3-х молях СО2:  *m*(СО2) *N(Х) = n · NA*  *N*(CO2) N(СО2) = 3· 6,02·1023 = 18,06·1023 молекул  2. Определяем массу СО2, взятого в количестве 3 моля:  *m(X) = n· M(X)*  *М*(СО2) = 12 + 16·2 = 44 г/моль;  *m*(СО2) = 3· 44 = 132 г.  ***Ответ:*** если *n*(СО2)=3 моля, то *N*(CO2)=18,06·1023молекул, *m*(СО2) = 132 г. | | | | | | | |
| **Молярный объем, *VM*** | | – это объем одного моля газообразного вещества при данной температуре и давлении. Выражается в л/моль.  *При нормальных условиях объем одного моля любого газообразного ве­щества составляет 22,4 л*  *VM* = 22,4 л/моль (н.у.) или *VM* = 0,0224 м3/моль (н.у.). | | | | | | | |
| **Нормальные условия (н.у.)** | | – это условия, когда температура (t) 00С или 273 К, давление (Р) 101,325 кПа  Р = 101,325 кПа = 1 атм. = 760 мм рт. ст. | | | | | | | |
|  | | ***Задача.*** ***Определить при нормальных условиях объем углекислого газа, взятого в количестве 3 моль.***  ***Дано:*  *Решение:***  *n*(CO2) = 3 моль *V(X) = n · VM*  ***Определить:*** *V*(CO2) = 3 · 22,4 = 67,2 л.  *V*(CO2)  ***Ответ:*** если *n*(CO2) = 3 моля, то при н.у. *V*(CO2) = 67,2 л. | | | | | | | |
| *Решение задач подобного типа целесообразно представить схемой:* | | | | | | | |
| Количество CO2  3 моля | | **→**  ↔ | Число  молекул CO2 18,06·1023 | →↔ | Масса CO2  132 г | **→**  ↔ | Объем  CO2  при н.у. 67,2 л |
| ***Необходимо помнить*** | | | Одно и тоже вещество можно характеризовать разными физическими величинами: количество, масса, объем.  Чтобы перейти от одной физической величины к другой *необходимо твердо знать:*   1. 6,02·1023 частиц составляют 1 моль вещества. 2. Молярная масса (масса 1 моля) численно равна относительной молекулярной массе вещества, выраженной в г/моль. 3. Молярный объем газа при н.у. составляет 22,4 л.   Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличных от нормальных (при данных условиях). Для измерения объема газа к нормальным условиям можно пользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:  , где  P, V, T- давление, объем, температура при данных условиях, а - при нормальных условиях.  Пользуясь уравнением состояния, идеального газа- уравнением Клапейрона- Менделеева можно определить любой показатель из этого уравнения, если известны все остальные.  где  Р- давление, V- объем газа, m(х)- масса газообразного вещества, M(х)- его молярная масса, Т- температура (Т= 273+ С), R- универсальная газовая постоянная. Если давление измеряется в Па, объем в , то R=8,314.  Если давление измеряется в атмосферах, объем в л, то R=0,082. | | | | | | |
| **Плотность вещества, *ρ*** | | – это масса единицы объема вещества.  *ρ = ,*  *m* – масса вещества в кг, г;  *V* – объем вещества в м3, см3;  Плотность выражается в кг/м3, г/см3. | | | | | | | |
| **Относительная плотность газа, *D*** | | – это безмерная величина, которая равна отношению молярной массы одного газа к молярной массе другого газа  *D =*  Чаще всего определяют плотность газа по отношению  к водороду (*DН2*) или к воздуху (*Dв*):  *DН*2 = , т.к. *М*(Н2) = 2 г/моль  *Dв* = , где 29 – средняя молярная масса воздуха.  Из приведенных равенств можно определить молярную массу газа *Мг*аза = 2*DН2*, *Мгаза* = 29*Dв* | | | | | | | |
| **Массовая доля компонента, *ω*** | | – величина безразмерная, равна отношению массы компонента к общей массе вещества    ***Задача 4.*** ***Определить массовую долю азота в аммиаке***.  ***Решение:***    Информацию об общей массе химического вещества и массе каждого элемента в ней дает молярная масса.  *M*(NH3) = 14 + 1·3 = 17 г/моль  Молярная масса показывает, что в 17 г аммиака содержится 14 г азота и 3 г водорода.  *ω* (N) = = 0,823  ***Ответ:*** в аммиаке *ω* (N) = 0,823. | | | | | | | |
| **Массовая доля компонента или процентное содержание компонента, *ω, %*** | | – равна массовой доле компонента умноженной на 100%, выражается в процентах    ***Задача Определить массовую долю в процентах азота в аммиачной селитре (NH4NO3).***  ***Решение:***  1. Определяем молярную массу NH4NO3:  *М*(NH4NO3) = 14+1·4+14+16·3 = 80 г/моль.  Из молярной массы следует, что 680г  содержится 28г N.  2. Определяем массовую долю азота в процентах по  расчетной формуле ω,%    ***Ответ***: в аммиачной селитре *ω*(N) = 35%. | | | | | | | |
| **Химический эквивалент** | | – это реальная или условная частица, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует 1 катиону водорода, а в ОВР 1 принятому или отданному *е*.   1. *Эквивалентная масса элемента* – это масса одного эквивалента элемента   ; ; | | | | | | | |
|  | | 1. *Эквивалентная масса кислоты:*       если по реакции:    **Например.**Определить эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции:  H3PO4 + NaOH → NaH2PO4 + H2O     1. *Эквивалентная масса основания:*       если по реакции:    **Например:** Al(OH)3 + HCl → Al(OH)2Cl + H2O     1. *Эквивалентная масса соли:*       если по реакции:    **Например:** Na2CO3 + HCl → NaHCO3 + NaCl     1. *Эквивалентная масса оксида:*   если по реакции:  **Например:** CO2 + 2NaOH = Na2CO3 + H2O   1. *Эквивалентная масса окислителя:*      1. *Эквивалентная масса восстановителя:* | | | | | | | |
| **Единицы физических величин в системе СИ** | | Единица количества вещества (*n*) – моль;  масса (*m*) – кг (1 кг = 1000 г, 1г = 1000 мг);  объем (*V*) – м3 (1м3 = 1000 л, 1000 мл = 1 л);  молярная масса (*М*) – кг/моль (1г/моль = 10-3 кг/моль);  молярный объем (*VM*) – м3/моль;  плотность (*ρ*) – кг/м3. | | | | | | | |
| **ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ** | | | | | | | | | |
| **Закон** | **Формулировка закона, пояснение** | | | | | | | | |
| **Закон сохранения массы вещества** *(М.В. Ломоносов, 1748)* | *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*  На основании этого закона при написании уравнений химической реакции с помощью коэффициентов перед молекулярными формулами необходимо слева и справа уравнять число атомов каждого элемента.  **Например:**  2KClO3 = 2KCl + 3O2  Слева: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода  Справа: 2 атома калия, 2 хлора, 6 кислорода | | | | | | | | |
| **Закон постоянства состава** *(Пруст, 1801)* | *всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.*  **Например**: состав углекислого газа выражается молекулярной формулой СО2 и он не зависит от способа получения:  С + О2 = **СО2**  СаСО3 = СаО + **СО2**  Из закона постоянства состава следует, что все вещества реагируют между собой в строго определенных массовых отношениях. Если вещество взято в избытке, то избыточная часть массы вещества остается не прореагировавшей.  **Например**:  56 г 32 г  Fe + S = FeS M (Fe) = 56 г/моль  7 : 4 M (S) = 32 г/моль  Только в таком массовом отношении железо и сера реагируют без остатка. | | | | | | | | |
| **Закон Авогадро** *(Авогадро, 1811)* | *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.*  ***Следствия из закона Авогадро***:   1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. 2. В 22,4 литрах любого газа при нормальных условиях содержится 6,02·1023 молекул. 3. Массы равных объемов двух газов, взятых при одинаковом давлении и температуре, относятся друг к другу как их молярные массы. | | | | | | | | |
| **Закон эквивалентов (В. Рихтер,**  **1793)** | Прежде чем сформулировать закон эквивалентов, дадим определение химическому эквиваленту и другим необходимым понятиям.  **Эквивалент-** это реальная или условная частица вещества, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует одному катиону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях одному отданному или принятому электрону.  **Моль эквивалента вещества**- это 6,0223 эквивалентов данного вещества.  **Молярная масса эквивалента(Мэ) вещества-** это масса 1 моль эквивалента вещества, она равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества:  **Мэ (в-ва) = fэ М (в-ва),.**  **Фактор эквивалентности (fэ)** – это число, которое показывает какая доля реальной частицы вещества соответствует одному катиону водорода в реакциях кислотно-основного обмена или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.  **Фактор эквивалентности-** это безразмерная величина, которую рассчитывают на основании стехиометрических коэффициентов данной реакции.  Фактор эквивалентности может быть равен единице (эквивалентом является реальная частица- молекула) или быть меньше единицы (эквивалентом будет условная частица- часть молекулы).  Фактор эквивалентности, а следовательно и молярная масса эквивалента одного и того же вещества, может быть величиной различной в зависимости от того, в какую реакцию это вещество вступает.  Например, в кислотно-основной реакции между серной кислотой и гидроксидом натрия  Н2SO4+2 NаОНNа2SО4+2Н2О  участвуют оба катиона водорода молекулы серной кислоты. В этом случае одному катиону Н+ соответствуют условия частицы- молекулы Н2SO4.  fэ (Н2SO4.) =  Мэ (Н2SO4) = fэ М(Н2SO4) =  98= 49 **.**  В реакции Н2SO4+ NаОНNа2SО4+Н2О в молекуле серной кислоты заменяется только один катион водорода. В этом случае одному катиону Н+ соответствует реальная частица- молекула Н2SO4.  fэ  = 1, аМэ (Н2SO4)= 1 98 =98 **.**  **Молярная масса эквивалента соли** в обменных реакциях равна отношению молярной массы соли к произведению числа катионов соли на его валентность.  Мэ (соли )= **,** fэ  =  **Молярная масса эквивалента кислоты** равна отношению малярной массы кислоты к числу замещенных катионов водорода (ч3Н+).  Мэ (кислоты )= **,** fэ  =  Для реакции полного обмена  Мэ (кислоты )= **.**  **Молярная масса эквивалента основания** равна отношению молярной массы основания к числу замещенных гидроксогрупп (ч3ОН-):  Мэ (основания )= **,** fэ  =  Для реакции полного обмена  Мэ (основания )=  **В окислительно-восстановительных реакциях:**  *Молярная масса окислителя* равна отношению молярной массы окислителя к числу электронов, принятых одной молекулой окислителя.  *Молярная масса восстановителя* равна отношению молярной массы восстановителя к числу электронов, отданных одной молекулой восстановителя.  Например, определить Мэ (КМnO4) – окислителя и  Мэ(Na2SO3) – восстановителя в реакции  2КМnO4 + 5Na2SO3 + 3H2SO4 → 2MnSO4 + 5Na2SO4 + K2SO4 + 3H2O  Мn+7 + 5ȇ → Мn+2 **2**  S+4 - 2ȇ → S+6 **5**  Мэ (КМnO4)= **= =** 31,6 **,**  fэ  =  Мэ(Na2SO3) = **= =** 63 **,**  fэ  =  **Молярная масса эквивалента элемента** равна отношению молярной массы элемента к его валентности.  Мэ (элемента )= **,** fэ  =  Если валентность у элемента постоянная, то и Мэ (элемента) есть величина постоянная.  Например, валентность водорода всегда равна единице, а кислорода – двум.  Мэ(Н) = **= =** 1 **,**  Мэ(О) = **= =** 8  Молярные массы эквивалента простых веществ водорода и кислорода постоянны и соответственно равны  1  и 8  Молярный объем эквивалента газообразного вещества (Vэ) – это объем одного моля эквивалента вещества.  Молярный объем эквивалента водорода – это объем 1 г водорода. При нормальных условиях 1 моль Н2, т. е. 2 г Н2, занимает объем 11,2 л. Следовательно,  Vэ (Н2) = 11,2 л/ моль (н.у.)  **Закон эквивалентов:** массы реагирующих и получаемых в результате реакции веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов.  Для реакции, в которой взаимодействуют вещества А и В математическое выражение закона эквивалентов имеет вид:  **=**  если вещества газообразные, то  **=**  ( все объемы должны быть взяты при одинаковых условиях). | | | | | | | | |

**3. РАСЧЕТЫ ПО МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЕ ВЕЩЕСТВА**

При решении задач по молекулярной формуле необходимо помнить, что молекулярной формуле соединения соответствует его количество в один моль. Знание молярной массы соединения и массы каждого элемента в ней позволяет рассчитать: массу вещества, если известна масса элемента; массу элемента, если известна масса вещества; массовую долю каждого элемента в соединении; для газообразных веществ – объем при нормальных условиях, если известна масса вещества, и массу вещества, если известен объем при нормальных условиях.

Задачи по молекулярной формуле можно решать путем логических рассуждений, составляя пропорции, или путем использования расчетных формул.

***Задача.*** ***Вычислить массу и объем при нормальных условиях кислорода количеством вещества 0,25 моль****.*

***Решение:***

1. Определяем молярную массу кислорода:

*М*(О2) = 16·2 = 32 г/моль

2. Определяем массу кислорода: *m*(O2) = *n*(O2)·*M*(O2)

*m* – масса вещества;

*n* – число молей;

*М –* молярная масса;

*M*(O2) = 16·2 = 32 г/моль

*n*(O2) = 0,25 моля

*m*(O2) = 0,25·32 = 8 г.

3. Определяем объем кислорода: *V*(O2) = *n*(O2)·*VM*

*V* – объем газа при н.у.;

*VM* – молярный объем газа при н.у;

*n* – число молей газа;

*VM* = 22,4 л/моль;

*V*(O2) = 0,25·22,4 = 5,6 л.

***Ответ***: если *n*(O2) = 0,25 моля, то *m*(O2) = 8 г, *V*(O2) = 5,6 л (н.у.).

***Задача.*** ***Определите массовую долю (%) кристаллизационной   
воды в кристаллогидрате сульфата меди******(II).***

***Решение:***

*M*(CuSO4·5H2O) = *M*(CuSO4) + 5M(H2O) =

*=*64 + 32 + 16·4 + 5 (1·2 + 16) = 250 г/моль

*ω*(H2O) =  =  = 36%.

***Ответ:*** *ω*(H2O) = 36%*.*

***Задача. В какой массе нитрата калия содержится столько же калия, сколько в хлориде калия количеством вещества 4 моль?***

***Решение:***

1. Определяем массу калия в хлориде калия (KCl) количеством 4 моля:

В четырех молях KCl содержаться 4 моля калия:

М (К) = 39 г/моль.

m (К) = n · M (K)= 4·39= 156 г К

2. Определяем массу нитрата калия, в которой содержится 156 г калия:

*М*(KNO3) = 39 + 14 + (16·3) = 101 г/моль

Составляем логическую пропорцию:

101 г KNO3 — 39 г К

*х* г KNO3 — 156 г К

*х* == 404 г KNO3

***Ответ:*** в 404 г KNO3 содержится столько же калия, сколько калия в КСl количеством 4 моля.

**4. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЮ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ**

При решении задач по уравнению химической реакции необходимо:

1. Правильно написать формулы исходных веществ и продуктов реакции.

2. Подобрать коэффициент перед молекулярными формулами в схеме реакций, т.е. уравнять реакцию. Коэффициент равный единице, в уравнении реакции не ставится.

3. Необходимо помнить, что в уравнении химической реакции коэффициенты перед формулами указывают на число молей соответствующих веществ, а для веществ в газообразном состоянии ещё и на число молярных объемов. Уравнение реакции показывает, в каких количествах исходные вещества реагируют без остатка и в каких количествах при этом образуются продукты реакции. Если количество одного из веществ в реакции изменить, то во столько же раз должны измениться количества всех остальных веществ в реакции. Данная прямопропорциональная зависимость лежит в основе составления логической пропорций при решении задач по уравнению реакции. Зная молярные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате её протекания. Если в реакции участвуют вещества в газообразном состоянии, то уравнение реакции позволяет найти их объемные отношения.

**Например: *какую информацию дает уравнение реакции получения аммиака из азота и водорода?***

N2 газ + 3H2 газ → 2NH3 газ

а) из уравнения реакции следует, что 1 моль азота без остатка взаимодействуют с 3 молями водорода и при этом образуется 2 моля аммиака;

б) определив молярные массы веществ,

*М*(N2) = 14·2 = 28 г/моль

*М*(Н2) = 1·2 = 2 г/моль

*М*(NH3) = 14 + 1·3 = 17 г/моль

с учетом коэффициентов перед формулами, то есть числа молей каждого вещества, из уравнения данной реакции следует, что 28 г азота (28·1) без остатка взаимодействует с 6 г водорода (2·3) и при этом образуется 34 г аммиака (17·2);

в) так как вещества находятся в газообразном состоянии, зная, что молярный объем газа при нормальных условиях составляет 22,4 л, из уравнения реакции следует, что 22,4 л азота (22,4·1) без остатка взаимодействуют с 67,2 л водорода (22,4·3) и приэтом образуется 44,8 л аммиака (22,4·2), т. е. объемы газообразных веществ в реакции относятся, как 1:3:2.

***Обобщим материал:***

N2 + 3H2 → 2NH3

1 моль N2 — 3 моля Н2 → 2 моля NH3

28 г N2 — 6 г Н2 → 34 г NH3

22,4 л N2 — 67,2 л Н2 → 44,8 NH3

***А какой объем аммиака при нормальных условиях образуется при взаимодействии 56 г азота с водородом?***

***Решение:*** из уравнения реакцииимеем, что

из 28 г N2 образуется 44,8 л NH3, а из 56 г N2 образуется *x* л NH3

28 г N2 — 44,8 л NH3

56 г N2 — *х* л NH3

*х* =  = 89,6 л NH3

***Ответ:*** 89,6 л.

***Обратите внимание!***

Логические рассуждения, предшествующие составлению пропорции, необходимо начинать с того, что следует из уравнения реакции, вещество давать в одной части пропорции (левой или правой) в одних и тех же единицах измерения (в нашем примере в левой части в граммах, в правой части – в литрах).

Уравнение химической реакции предполагает взаимодействие и получение абсолютно чистых веществ. Если по условию задачи исходное вещество содержит примеси, то необходимо определить в ней содержание чистого вещества, а затем только производить расчет по уравнению реакции.

***Задача..*** ***Определить объем углекислого газа (условия нормальные), который образуется при разложении 1 кг известняка, содержащего 10% примеси***.

***Решение:***

1. Определяем массу чистого известняка:

Примесь – 10%, следовательно СаСО3 – 90%

1000 г — 100%

*х* г — 90%

*х* =  = 900 г СаСО3

1. Определяем объем выделившегося СО2 при разложении

900 г СаСО3:

СаСО3 = СаО + СО2

1 моль 1 моль

*М*(СаСО3) = 40 + 12 + 16·3 = 100 г/моль.

Из уравнения реакции следует, чтоиз 100 г СаСО3 образуется при разложении 22,4 л (1 моль) СО2, а из 900 г СаСО3 — *х* л СО2:

100 г СаСО3 — 22,4 л СО2

900 г СаСО3 — *х* л СО2

*х* =  = 201,6 л СО2

***Ответ:*** выделилось 201,6 л СО2.

Если реакция протекает между растворами веществ, то необходимо помнить, что взаимодействуют между собой растворенные вещества, а не растворитель. Поэтому сначала определяем массу растворенного вещества в растворе, а затем выполняем расчет по уравнению реакции.

***Задача 17.*** ***Определить объем 20% раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/см3), который необходим для полной нейтрализации 500 мл 40% раствора едкого калия (плотность 1,4 г/см3).***

***Решение:***

1. Определим массу КОН, содержащего в 500 мл 40% раствора:



*m*(КОН) = , где

*ω* – процентная концентрация раствора;

*m*(КОН) – масса КОН в растворе;

*m*(раствора) – масса раствора.

Из формулы видно, что для определения *m*(КОН) необходимо знать массу раствора *m*(раствора), а в условии задачи дан объем раствора.

Необходимо помнить, что объем и масса одного и того же раствора численно не равны.

Массу раствора, еслиизвестен его объем и объем раствора, если известна егомасса**,** можно определить из формулы плотности раствора:

*ρ* (*раствора*) =

(*ρ* выражается в г/см3, а по системе Си – в кг/м3)

из формулы плотности определяем массу:

*m*(раствора) = *ρ·V*,

где *ρ* – плотность раствора,

*m* – масса раствора,

*V* – объем этого же раствора.

*m*(раствора КОН) = 1,4·500 = 700 г.

***Внимание:*** если *ρ* в г/см3 , то объем выражается в мл, если *ρ* в кг/м3, то объем в м3.

*m*(КОН) =  =  = 280 г КОН.

2. Определяем массу чистой НСl, которая необходима для полной нейтрализации 280 г КОН:

##### *М*(НСl) = 1 + 35,5 = 36,5 г/моль

###### *М*(КОН) = 39 + 16 + 1 = 56 г/моль

Из уравнения реакции видно, что для 1 моля НСl требуется 1 моль КОН, т.е. для 56 г КОН необходимо 36,5 г НСl, а для 280 г КОН — *х* г НСl:

56 г КОН — 36,5 г НСl

280 г КОН — *х* г НСl

*х* = = 182,5 г НСl

3. Определяем массу 20% раствора НСl, в котором будет содержаться 182,5 г НСl:

*m*(раствора) = ,

отсюда *m*(раствора) = = 912,5 г раствора НСl.

4. Определяем объем 20% раствора HCl , масса которого 912,5 г:

*ρ* (*раствора*) =

*V*(раствора) = =  = 829,5 см3 или 829,5 мл.

***Ответ:*** для полной нейтрализации 500 мл 40% раствора КОН необходимо 829,5 мл 20% раствора HCl.

Если в условии задачи даны количества взаимодействующих веществ, но не сказано, что в этих количествах они прореагировали (например, смешали два вещества …, слили два раствора …), то необходимо определить, какое вещество дано в избытке, а какое полностью пошло в реакцию, по количеству последнего вести дальнейший расчет по уравнению реакции.

***Задача.*** ***К раствору, содержащему 12,6 г HNO3, добавили раствор, содержащий 7,2 г NaOH. Определить среду полученного раствора и массу образовавшейся соли.***

***Решение.***

В зависимости от соотношения концентрации в растворе катионов водорода Н+ и анионов гидроксогруппы ОН− различают *нейтральную* среду, когда [Н+] = [ОН−], *кислую* среду, когда [Н+] > [ОН−], *щелочную* среду – когда [Н+]< [ОН−].

В условиях задачи не говорится, что в указанных массах вещества прореагировали, следовательно, необходимо определить, какое вещество дано в избытке.

Если в избытке дана кислота, то среда раствора после реакции будет кислая, если в избытке дана щелочь, то среда будет щелочная, если данные массы соответствуют взаимодействию веществ без остатка, то среда будет нейтральная.

Составляем уравнения реакции:

HNO3 + NaOН → NaNO3 + H2O

Подсчитываем молярные массы веществ:

*M*(HNO3) = 1 + 14 + 16·3 = 63 г/моль

*M*(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 г/моль

*M*(NaNO3) = 23 + 14 + 16·3 = 85 г/моль.

Определяем число молей, соответствующие массам по условию задачи:

*n*(HNO3) = =  = 0,2 моль

*n*(NaOH) = = = 0,18 моль

по уравнению реакции на 1 моль HNO3 требуется 1 моль NaOH, на 0,2 моль HNO3 необходимо 0,2 моль NaOH, а у нас 0,18 моль NaOH. Следовательно, в избытке дана HNO3. На 0,18 моль NaОН пойдет 0,18 моль HNO3, а 0,02 моль HNO3 останется непрореагированным. Среда раствора будет кислая.

Определяем массу образовавшейся соли NaNO3. Расчет необходимо вести по веществу, которое полностью пошло в реакцию, т.е. по NaОН. Из уравнения реакции имеем:

40 г NaОН — 85 г NaNO3

7,2 г NaОН — *х* г NaNO3

*х* =  = 15,3 г

***Ответ:*** *m*(NaNO3) = 15,3 г, среда раствора кислая, т.к. в избытке дана кислота.

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ самостоятельной работы**

1. Определите массу и объем при нормальных условиях хлора, взятого в количестве 10 молей.

2. Где больше молекул: в 1 г оксида железа (II) или в 1 г оксида меди (II)?

3. Сколько тонн аммиачной селитры нужно внести на 200 га, если норма азота на 1 га составляет 60 кг.

4. Сульфат марганца используется в качестве кормовой добавки животным, его доза в сутки составляет 5 мг. Определить эквивалентную (равноценную) по марганцу дозу хлорида марганца.

5. Определить массовую долю в % кальция и фосфора в костной муке (фосфат кальция).

6. Норма железа для животного составляет 70 мг на 1 кг корма. В 1 кг силоса содержится 45 мг железа. Определить дозу кристаллогидрата сульфата железа (II) на 1 кг силоса.

7. Для обработки 1 тонны соломы требуется 30 кг жженной ( негашеной) извести. Определить сколько потребуется известняка, содержащего 10 % примеси, для получения данного количества оксида кальция.

8. Для дезинфекции применяют раствор гипохлорита кальция с добавлением соляной кислоты. Реакция протекает по уравнению:

Ca(OCl)2 + 4HCl → 2Cl2 + 2H2O + CaCl2

Какой объем хлора выделиться из 200 г гипохлорита кальция, содержащего 10% примесей (условия нормальные)?

9.Определить массу 60 литров аммиака при температуре 220 С и давлении 730 мм. рт. ст.

10. при сгорании 5 г трехвалентного металла образуется 9,44 г оксида. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл.

**5. КРАТКОЕ СОДЕРЖАНИЕ**

**ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Понятие** | **Содержание понятия** | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Атом | – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Ядро атома** | – положительно заряженная часть атома, расположена в центре атома, состоит из протонов (p) и нейтронов (n).  Протон имеет относительную массу 1 и относительный заряд +1. Нейтрон имеет относительную массу 1 и заряд 0.  *Характеристика ядра:*  а) положительный заряд определяется числом протонов в нем и равен порядковому номеру элемента в периодической системе;  б) массовое число – А (относительная масса ядра) равно сумме протонов (Z) и нейтронов (N): A= Z + N, N = A – Z | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Изотопы** | – атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра и разное массовое число. У изотопов одного элемента одинаково число протонов, но разное число нейтронов. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Н – протий  Z = 1  N = 0 | | | | | | Н – дейтерий  Z = 1  N = 1 | | | | | | | | | | Н – тритий  Z = 1  N = 2 | | | | | | |
| Изотопы одного элемента имеют одинаковые химические свойства, обозначаются одним химическим символом, занимают одно место в периодической системе элементов. Так как масса атома практически равна массе ядра (масса электронов ничтожно мала), то каждый изотоп элемента характеризуется, как и ядро, массовым числом, а элемент – атомной массой.  *Атомная масса элемента* – это среднее арифметическое между массовыми числами изотопов элемента с учетом процентного содержания каждого изотопа в природе. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Электрон, *ē*** | – имеет двойственную природу, обладает свойствами волны и частицы. Масса *ē* = 1/1840 массы водорода, относительный заряд *ē* = –1.  Число *ē* в атоме равно порядковому номеру элемента. Электрон движется по всему объему атома, создавая электронное облако с неравномерной плотностью отрицательного заряда. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Электронная**  **орбиталь** | – это область наиболее вероятного нахождения электрона в атоме. Принято изображать только границы этой области. **Например:** | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Основная характеристика *ē* в атоме** | – энергия электрона.  Состояние электрона в атоме (энергия электрона, электронная орбиталь) характеризуют набором квантовых чисел. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Главное квантовое число «*n*»** | – характеризует энергию электрона в атоме и размер электронного облака.  Оно принимает целочисленные значения от 1 до бесконечно больших чисел *n=*1,2,3….  Состояние электрона, характеризующегося определенным значением «*n*» принято называть энергетическим уровнем или электронной оболочкой, или квантовым слоем.  Номер энергии уровня – это и есть значение главного квантового числа для электронов этого уровня. Первый энергетический уровень – (*n=1*), второй - (*n=2*) и т.д.  Количество энергетических уровней в атоме равно номеру периода периодической системы, в котором находится элемент. Максимальное число *ē* на уровне определяется по формуле 2*n*2, где *n* – номер уровня.  Уровни принято обозначать цифрами или буквами: | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| K  n = 1 | | | | | L  n = 2 | | | | | | | | M  n = 3 | | | | | | N  n = 4 | | | |
| mах *ē*  2 | | | | | 8 | | | | | | | | 18 | | | | | | 32 | | | |
| Наименьшей энергией обладает 1-й уровень от ядра, наибольшей – последний уровень. Распределяют электроны по уровням, начиная с 1-го уровня. Завершенный уровень имеет максимальное число электронов. На последнем уровне не может быть более 8*ē*.  **Пример.**  ***Записать электронную конфигурацию атома серы по энергетическим уровням (электронным оболочкам).*** Сера находится в III периоде, следовательно имеет 3 уровня, порядковый номер серы 16, следовательно имеет 16*ē*. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ***16S*** | | | | | K  n = 1  2 | | | | | | | | L  n = 2  8 | | | | | | M  n = 3  6 | | | |
| **Электронное**  **облако**  **Атомная**  **орбиталь**  **Орбитальное квантовое число «*l*»** | это область пространства, где наиболее вероятно нахождение электрона в атоме.  Электронное облако не имеет четких очертаний, однако схематично принято изображать его границы:  Квантовая механика, решение уравнений Шредингера (Н.Л. Глинка. Общая химия, 2007, с.47), позволяет описать электронное облако (размер, форму, ориентацию в пространстве) и соответствующую ему полную энергию.  Атомной орбиталью (АО) называется волновая функция, описывающее пространственное состояние электрона в атоме.  Ее обозначают в виде квадрата (*квантовой ячейки*), в виде окружности или черты.  Максимальное количество электронов для одной атомной орбитали – 2.  Распределение электрона в атоме по энергиям и в пространстве определяется тремя значениями волновой функции, которые называются квантовыми числами и обозначаются буквами: главное- *n*, орбитальное- *l,* магнитное*- m.* Было установлено, что электрон также характеризуется четвертым квантовым числом- спиновым (*m* ).  Квантовым числам *n*,  *l, m*одновременно отвечает определенная атомная орбиталь и полная энергия электрона. Спиновое квантовое число не влияет ни на атомную орбиталь, ни на полную энергию (*Е*).  – характеризует энергию электрона на подуровне (электронной подобложке) и форму электронного облака.  На энергетическом уровне «*n*» орбитальное квантовое число принимает целочисленные значения от 0 до *n*-1. Каждому значению е соответствует определенная форма электронного облака. Числовые значения *l* имеют буквенные обозначения (s, р, d, f ) и называются подуровнями. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| *l* = 0  s | | | | | *l* = 1  p | | | | | | | | *l* = 2  d | | | | | | *l* = 3  f  сложная форма | | | |
| Соответственно говорят о s, р, d, f- электронах, о s, р, d, f- орбиталях, о s, р, d, f- подуровнях. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Номер уровня | | | | | | | *n* = 1 | | | | | | | *n* = 2 | | | | | | *n* = 3 | | |
| Число  подуровней | | | | | | | один  1s | | | | | | | два  2s2p | | | | | | три 3s3p3d | | |
| Число подуровней на уровне равно номеру уровня:  Цифра перед подуровнем обозначает номер уровня, значение главного квантового числа.  Число электронов на подуровне указывают в виде степени буквенного обозначения. Максимальное число *ē* на подуровнях следующее:  s2 p6 d10 f14  На уровне энергия подуровня увеличивается от s → p → d → f  **Пример. *Записать электроэнергию конфигурации атома серы по энергетическим уровням и подуровням.*** | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ***16 S*** | | | |  | | | |  | |  | | | | | | |  | | | | | |
|  | | | |  | |  | | | | | | |  | | | | | |
| 1s2 | | | | 2s22p6 | | 3s23p43d0 | | | | | | | – по подуровням | | | | | |
| **Магнитное квантовое число «*m*»** | –определяет возможные ориентации электронного облака в пространстве.  Магнитное квантовое число на подуровне принимает целые значения от – *е*…*о…+е.*  Число таких значений, т.е. число возможных ориентаций электронных облаков, для конкурентного подуровня равно 2*l+1.*  Значение *m*для конкретного энергетического уровня и подуровня это и есть атомная орбиталь, которая графически изображается квадратом и называется квантовой ячейкой. Одну орбиталь (ячейку) максимально могут иметь 2 электрона, которые различаются спиновым квантовым числом.  **Например,** три ориентации р- электронных облаков в пространстве.  Число орбиталей (квантовых ячеек) на подуровнях следующее:  s2 – 1, p6 –3, d10 –5, f14 –7 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Спиновое квантовое число «*ms*»** | –отражает наличие у электрона собственного момента движения, не связанное с его движением вокруг ядра. Спиновое квантовое число принимает только два значения +1/2 и –1/2 , что в электронно-графических формулах обозначается ↑ или ↓.  ↑↓- спаренные электроны; ↑- неспаренный электрон.  **Пример. *Записать электронно- структурную конфигурацию атома серы.***  3d0  3d0 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3р4 | |  | | | |  | | |  | | | | | | | |  | | | | | |
| ↑↓ ↑ ↑ | | | |  | | | 3р4 ↑↓ ↑↑ | | | | | | | |  | | | | | |
| 3s2 | | ↑↓ | | | |  | | | 3s2 ↑↓ | | | | | | | |  | | | | | |
| 2р6  ↑↓ ↑↓ ↑↓ 2р6  ↑↓ ↑↓ ↑↓  2s2 ↑↓ 2s2 ↑↓  1s2  ↑↓ 1s2 ↑↓  Снизу вверх энергия возрастает или можно записать так:  1s2 2s2  2р6  3s2 3р4  3d0  ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓  Слева направо энергия возрастает.  Электроны заполняют энергетические уровни и подуровни в соответствии с принципом минимальной энергии, принципом Паули, правилом Хунда, правилом Клочковского. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Принцип**  **минимальной энергии** | – электрон занимает положение на уровне и подуровне с минимальным запасом энергии | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Принцип Паули** | – в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Правило Хунда**  **Правило Клечковского**  **s, p, d, f- элементы** | – орбитали подуровня заполняются электронами таким образом, чтобы суммарное спиновое число было максимально. Другими словами, квантовые ячейки одного подуровня заполняются сначала по одному электрону, а затем по второму с противоположно направленным спином.  **Например:**  р4 ↑↓ ↑ ↑ – **верно**  р4 ↑↓ ↑↓ – неверно  Подуровни в атоме заполняются в порядке увеличения энергии, т.е. в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел (*n* +*е*). Если суммы (*n* +*е*) имеют одинаковое значение, то сначала заполняется подуровень с меньшем значением «*n*».  В соответствии с этим правилом подуровни в атоме заполняются электронами в порядке увеличения энергии заполняются в следующей последовательности:  1s 2s 2р 3s 3р 4s 3d 4p 5s 4d 5р 6s 5d 4f 5d 6р 7s 6d 5f 6d 7р  различают в зависимости от того, какой подуровень в атоме заполняется последним в порядке увеличения энергии.  S элементы- последним заполняется S подуровень, номер уровня равен номеру периода, где находится элемент. К ним относится водород, гелий и все элементы первой и второй группы главных подгрупп, в каждом периоде по два таких элемента.  p элементы - последним заполняется р подуровень, номер уровня равен номеру периода, где находится элемент. Это элементы главных подгрупп с третьей по восьмую группы, в каждом периоде по шесть таких элементов.  d элементы - последним заполняется d подуровень, номер уровня на единицу меньше, чем номер периода. Это элементы побочных подгрупп, по десять элементов в каждом большом периоде.  f элементы- последним заполняется f подуровень, номер уровня на две единицы меньше, чем номер периода. Это лантаноиды (14 элементов в шестом периоде) и актиноиды (14 элементов в седьмом периоде).  Используя определения **s, p, d, f** элементов и учитывая то, | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Электронные конфигурации атомов** | что каждый последующий элемент от предыдущего отличается на один электрон, можно по периодической системе элементов составлять электронные конфигурации (электронные формулы) атомов по подуровням в порядке возрастания энергии.  – это распределение электронов в атоме по уровням, подуровням, орбиталям (квантовым ячейкам).  Электронная формула дает представление об энергии электронов и их орбиталях | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ***17Cl*** | K  *n* = 1 | | | | | | L  *n* = 2 | | | | M  *n* = 3 | | | | | | |  | | | | |
| 2 | | | | | | 8 | | | | 7 | | | | | | |  | | | | |
| 1s2 | | | | | | 2s22p6 | | | | 3s23p53d0 | | | | | | |  | | | | |
|  | ↑ | | | | | | ↑ ↑ | | | | ↑ | | | | | | |  | | | | |
| номер уровня характеризует энергию *ē* на уровне,  размер  электронного  облака | | | | | | подуровни характеризуют энергию *ē* на подуровне, форму электронного облака | | | | число электронов на подуровне | | | | | | |  | | | | |
| По квантовым ячейкам целесообразно расписывать только те уровни, на которых находятся валентные электроны (с. 33).  У хлора 7 валентных *ē*, которые находятся на последнем уровне:  *n* = 3 3s 3p  ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓  6 *ē* спаренных  1 *ē* неспаренный | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **Валентные электроны** | – это электроны, которые принимают участие в образовании химической связи. Это наиболее удаленные от ядра *ē*, наиболее подвижные. Для элементов главных подгрупп – это электроны последнего уровня, а для элементов побочных подгрупп – последнего уровня и d- подуровня предпоследнего уровня.  Число валентных электронов для большинства элементов равно номеру группы.  **Например:** | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **6*С*** | | *n* = 1 | | | | *n* = 2 | | |  | | | | | | | | | | | | | |
| 1s2 | | | | 2s22p2 | | | ← валентные электроны | | | | | | | | | | | | | |
| Углерод – элемент главной подгруппы 4-й группы, 4 валентных электрона находятся на последнем уровне. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **22*Ti*** | | | *n* = 1 | | | *n* = 2 | | | *n* = 3 | | | | | | *n* = 4 | | | | | |  | |
| 1s2 | | | 2s22p2 | | | 3s23p63d2 | | | | | | 4s2 | | | | | |  | |
|  | | | | | | | | | | | | ↑ ↑  валентные электроны | | | | | | | | | |  |
| Титан – элемент побочной подгруппы 4 группы, 4 валентных электрона: 2 электрона на предпоследнем и 2 электрона на последнем уровне. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

**6. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН**

**И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Периодический закон** (Д.И. Менделеев, 1869) | *Свойства элементов, а также формы и свойства их соедине­ний находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.* | | |
| **Почему свойства элементов**  **периодически**  **повторяются?** | С увеличением заряда ядра у элементов периодически повто­ряется количество и распределение валентных электронов, от которых в большой степени зависят свойства элементов. | | |
| **Периодическая система**  **элементов** | – это графическое изображение периодического закона. В периодической системе выделяют горизонтальное (период) и вертикальное (группа) направления. | | |
| **Период** | – горизонтальный ряд элементов, у которых заполняются элек­тронами одинаковое число энергетических уровней, равное номеру периода.  III период: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar – у атомов данных элементов заполняется 3 энергетических уровня.  В периодической системе 7 периодов:  1, 2, 3 – малые (состоят из одного ряда);  4, 5, 6, 7 – большие (имеют по два ряда);  7-й период – незаконченный. | | |
| **Группа** | – вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое, равное номеру группы, количество валентных электронов, одинаковую максимальную валентность (исключения есть).  В системе восемь групп. В зависимости от того, как распределяются валентные электроны у элементов, группа делится на две подгруппы: главную и побочную. | | |
| **Главная**  **подгруппа – группа «А»** | – вертикальный ряд элементов, у которых все валентные электроны расположены на последнем уровне.  В состав главной подгруппы входят элементы больших и малых периодов. Свойства элементов одной подгруппы сходны. | | |
| **Побочная**  **подгруппа «В»** | – вертикальный ряд элементов, у которых независимо от номера группы, на последнем, уровне находится не более 2-х электронов, остальные валентные электроны расположены на предпоследнем уровне d- подуровне.  В состав побочных подгрупп входят элементы только больших периодов. | | |
| **VI группа** | ***Главная подгруппа***  (6 А группа) | O, S, Se, Te, Po |
| ***Побочная подгруппа***  (6 В группа) | Cr, Mo, W |
|  |
| **Периодическая система и**  **строение атома** | 1. Порядковый номер элемента указывает на положительный заряд ядра, число протонов в ядре, число электронов в атоме.  2. Номер периода указывает на число энергетических уровней в атоме.  3. Номера групп для элементов главных подгрупп показывают количество электронов на последнем уровне (исключение водород и гелий). | | |

**ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ**

**В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ**

|  |  |
| --- | --- |
| **Радиус атома, r**  **(эффективный)** | – в периоде слева направо радиус атома несколько уменьшается, т.к. при одинаковом количестве энергетических уровней в результате увеличения заряда ядра электроны притягиваются сильнее.  В главной подгруппе сверху вниз, с увеличением числа энергетических уровней радиус атома возрастает. В побочной подгруппе он изменяется нелинейно. |
| **Энергия**  **ионизации** | – это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома. Выражается в электрон-вольтах.  В периоде слева направо с увеличением заряда ядра, количества электронов на последнем уровне, уменьшением радиуса атома энергия ионизации возрастает. В главной подгруппе с увеличением радиуса атома сверху вниз она убывает. |
| **Энергия сродства к электрону** | – энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона.  В периоде слева направо энергия сродства к электрону возрастает, в главной подгруппе сверху вниз убывает. |
| **Электроотрицательность** | – это способность атома данного элемента притягивать к себе общую электронную плотность (общие пары электронов с. 38, 39) при образовании химической связи.  В периоде слева направо электроотрицательность возрастает, в главной подгруппе сверху вниз убывает.  Наибольшее значение электроотрицательности имеет фтор. |

**МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Металлы | | – элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат небольшое число электронов - 1, 2, 3 ( исключение есть).  При образовании соединений металлы всегда отдают *ē* и имеют в соединениях положительный заряд.  К металлам относятся все s – элементы (исключение водород и гелий), d – элементы (элементы побочных групп), f – элементы (лантаноиды и актиноиды) и р – элементы, расположенные слева от диагонали «бор-астат» (Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po). | | | | | |
| **Неметаллы** | | – элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат 4-8 электронов.  При образовании соединений неметаллы могут как принимать электроны (возникает заряд отрицательный), так и отдавать электроны (возникает заряд положительный).  К неметаллам относятся элементы, расположенные справа от диагонали «бор-астат» за исключением элементов побочных подгрупп.  Четкой границы между металлами и неметаллами нет, более правильно говорить о металличности и неметалличности элемента. | | | | | |
| **Металличность** | | – способность атома элемента отдавать электроны. | | | | | |
| **Неметалличность** | | – способность атома элемента присоединять электроны.  **В периоде** слева направо увеличивается заряд ядра атома элемента, уменьшается радиус, увеличивается количество электронов на последнем подуровне, увеличивается способность принимать е и уменьшается способность отдавать е. *Следовательно, в периоде слева направо уменьшается металличность, увеличивается неметалличность, энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность.*  Каждый период (исключение первый) начинается активным металлом (щелочным металлом) и заканчивается активным неметаллом (галогеном) и инертным газом.  **В главной подгруппе** сверху вниз увеличивается радиус атома и способность атома отдавать е, т.е. *сверху вниз увеличивается металличность уменьшается неметалличность, энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность.*  Таким образом, самый активный элемент – металл – франций, а неметалл – фтор.  В побочной подгруппе четкой закономерности в изменении металличности нет. | | | | | |
| **Изменение свойств сложных соединений**  на примере элементов III периода | | | | | | | |
| **Na**  активный металл | **Mg** | | **Al**  амфо-терный металл | **Si** | **P** | **S** | **Cl**  активный неметалл |
| **металличность - уменьшается, неметалличность - увеличивается** | | | | | | | |
| **Na2О**  ярко выраженный характер основного  оксида | **MgО**  слабо  основной  оксид | | **Al2О3** амфо-терный оксид | **SiО2** слабо кислот. оксид | **P2О5** средне кислот. оксид | **SО3** сильно кислот. оксид | **Cl2О7** сильно кислот. оксид |
| **NaОН** сильное основание | **Mg(ОН)2**  слабое основание | | **Al(ОН)3**  амфо-терное основание | **Н2SiО3** слабая кислота | **Н3PО4** кислота средней силы | **Н2SО4**  сильная кислота | **НClО4** очень сильная кислота |

Подобно изменяются свойства соответствующих соединений в других периодах, т.е. свойства сложных соединений, как и свойства элементов, периодически повторяются.

**7. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В МЕТОДЕ ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ**

|  |  |
| --- | --- |
| **Механизм**  **образования**  **химической**  **связи** | Химическая связь возникает за счет пере­крывания электронных облаков (орбиталей). Между ядрами образуется область с повышенной плотностью отрицательного заряда, притягивающая ядра соединяющихся атомов.  **Например:**  Образование молекулы Н2  Н↑ + Н↓  Природа химической связи электростатическая (взаимодейст­вие разных по знаку зарядов).  в зависимости от того, где находиться область перекрывания электронных облаков по отношению к линии, соединяющей ядра атомов, различают π и σ химический связи.  **σ - связь** – область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов.  РИСУНКИ  **π – связь** - область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.  РИСУНКИ  σ - связь прочнее π – связи: |
| **Основные характеристики химической связи** | **Энергия химической связи** – это энергия, которая требуется для разрыва связи.  *Чем больше энергия химической связи, тем больше её прочность*.  **Длина связи** – это расстояние между ядрами атомов.  *Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина.* |

**ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ В МЕТОДЕ ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Ковалентная**  **связь** | – это химическая связь, которая осуществляется общими для двух атомов парами электронов.  На образование электронных пар атом неметалла отдает столько *ē*, сколько их не хватает на внешнем уровне до устойчивого 8-ми электронного состояния (для водорода 2-х электронного).  В зависимости от того, как располагаются общие пары электронов между атомами, различают ковалентную неполярную и полярную связь. |
| **Ковалентная**  **неполярная**  **связь** | – это ковалентная связь между атомами одного элемента, атомами с одинаковой электроотрицательностью, общие электронные пары которых располагаются симметрично между ядрами атомов.  В молекуле геометрические центры положительных и отрицательных зарядов совпадают, заряд у атомов равен нулю. Пара электронов графически изображается черточкой «–», которая обозначает одну химическую связь, единицу валентности.  **Например:**  1. Н2 Н (:) Н или Н – Н одинарная связь  2. О2 О (: :) О или О = О двойная связь  тройная связь |
| **Ковалентная**  **полярная**  **связь** | – это ковалентная связь между атомами разных элементов, общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому, в результате чего у него повышается плотность отрицательного заряда и возникает отрицательный заряд «–δ», а у другого атома – положительный заряд «+δ».  При определении величины заряда исходят из предположения, что один атом полностью отдает электроны, а другой их полностью принимает.  Полученные условные заряды ( степень окисления) будут иметь целые числовые значения. Чем больше разница в значениях электроотрицательности соединяющихся атомов, тем полярнее связь.  **Например:**  1. HCl {H (:)Cl} или H+ – Cl–  2. Н2О {Н (:)О(:) Н} или Н+– О–2 – Н+  Ковалентная связь характеризуется направленностью и насыщенностью. Электронные облака перекрываются в определенном направлении, что определяет значения валентных углов между связями и форму молекул.  Например,  HCl Н – Cl – линейная форма  Н2О О  Н Н - угловая форма  **Насыщаемость связи** – это способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. |
| **Ион­ная связь** | – предельный случай ковалентной полярной связи. Это химическая связь, образованная в результате электростатического притяжения разноименно заряженных ионов.  Посредством ионной связи соединяются атомы активных металлов 9щелочных и щелочноземельных) и активных неметаллов (галогенов). Одни легко отдают *ē*, другие их принимают, образуя при этом заряженные частицы – ионы.  **Например**: Образование NaCl  11Na0 )2 )8 )1 – 1 ē → 11Na+1 )2 )8  17Cl0 )2 )8 )7 +1 ē → 17Cl– )2 )8 )8  Na+ + Cl– → NaCl  С чисто ионной связью соединений нет. |
| **Донорно-акцепторная связь** | –разновидность ковалентной связи, в которой общую пару электронов предоставляет полностью один атом (донор), а другой атом предоставляет свободную орбиталь (акцептор).  **Например:** Образование катиона аммония [NH4]+  H H +  . . ⎜  H : N(:) + H+ → H−N→H  . . ⎜  H H  неподеленная  электронная свободная связь образована по  пара орбиталь донорно- акцепторному механизму  [NH4]+ – комплексный катион аммония  NH3 + HCl = NH4Cl |
| **Ме­талличе­ская связь** | – связь междукатионами металла, расположенных в узлах кристаллической решетки, и обобществленными для всего металла электронами.  Металлическая связь осуществляется в металлах.  nMe0 → nMex+ + nx ē |
| **Водородная связь (межмолекулярная)** | – это связь между молекулами соединений, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент (F, Cl, O, N). В органических соединениях эта связь имеет место и внутри молекул.  **Например:** *n* H2O  Н – О …Н – О …Н – О …Н – О …  ⎜ ⎜ ⎜ ⎜  Н Н Н Н  водородная связь |
| **Химическая связь и свойства веществ** | От типа химической связи и её прочности в сильной степени зависят свойства веществ. Вещества с ионной связью имеют высокие температуры плавления, с металлической – обладают высокой электро-, теплопроводностью, пластичностью. Благодаря водородной связи вода в обычных условиях жидкость, она имеет высокую  температуру кипения, является универсальным растворителем. Молекула азота (N2) химически инертна, т.к. образована посредством прочной, тройной связи N≡N, атомарный азот химически активен. |
| **Неполярные молекулы** | – в молекуле имеется центр симметрии. Центр положительных и отрицательных зарядов совпадает (±).  **Например:** H2, Cl2, O2, CO2 (O=C=O), CH4 и др. |
| **Полярные**  **молекулы** | – в общем молекула нейтральна, но центры положительных и отрицательных зарядов смещены относительно друг друга (Н2О, HCl и др.). Обозначаются полярные молекулы |

**8. ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ  
В СОЕДИНЕНИИ. ЗАРЯД ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ИОНОВ**

|  |  |
| --- | --- |
| **Валентность элемента в**  **соединении** | – это свойство элемента образовывать химические связи.  Валентность равна числу химических связей, образованных элементом в соединении. Обозначается валентность римскими цифрами.  Максимальная валентность элементов, за некоторым исключением, равна номеру группы. |
| **Почему кислород находясь в VI группе, всегда двухвалентен?** | Согласно спиновой теории валентности, в образовании химической связи принимают участие только неспаренные электроны. Валентность элемента определяется числом неспаренных электронов в нормальном и возбужденном состоянии атома. При возбуждении атома электроны переходят на свободные орбитали (квантовые ячейки). На 2-м (последнем) уровне 2-го подуровня, в  нормальном состоянии атом кислорода имеет 2 неспаренных электрона и нет свободных орбиталей (ячеек), куда бы переходили электроны при поглощении энергии, поэтому кислород всегда двухвалентен. |
| **Степень**  **окисления элемента**  **в соединении**  – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов. Степень окисления обозначается арабскими цифрами с указанием заряда «+» или «–».  **Положительная степень окисления**  – показывает, сколько *ē* нейтральный атом отдал при образовании химической связи:  S0 – 6ē = S+6  Максимальная положительная степень окисления обычно равна номеру группы.  **Отрицательная степень окисления**  – показывает, сколько электронов нейтральный атом присоединил при образовании химической связи:  S0 + 2ē = S-2 | |
| **При определении степени окислении элемента в соединении необходимо помнить**  1. Степень окисления водорода во всех соединениях, за исключением гидридов металлов (NaH-, LiH-, CaH2- и др.)равна «+1», Н+.  2. Степень окисления кислорода вo всех соединениях равна "–2", О-2 (исключение: O+2F2, H2O2-, Na2O2 и др. пероксиды).  3. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления, **например:**  – щелочные (Li, Na, K и др.) «+1» (Li+, Na+, K+);  – щелочноземельные (Са, Ва и др.) «+2» (Са+2, Ва+2);  – цинк «+2», алюминий «+3» *(*Zn+2, Al+3)  – железо «+2» и «+3» медь «+1», чаще «+2», (Fe+2, Fe+3, Cu+, Cu+2).  4. Степень окисления атомов в простых веществах равна всегда нулю (С0 , Н20 , Р0 и др.).  5. Зная в соединении степени окисления всех элементов, кроме одного, можно определить неизвестную степень окисления. При этом необходимо помнить, что *молекула любого вещества электронейтральна, т.е. алгебраическая сумма степеней окисления элементов в соединении (с учетом числа атомов) всегда равна нулю.*  **Например**, определим степень окисления серы в серной кислоте.  + *х* –2 ← известные степени окисления  H2 S O4  +2 + *х* – 8 = О  2·(+1) 4·(-2)  *х* = +8 –2 = +6  *х* = +6  HS+6O  6. Степень окисления не всегда численно совпадает с валентностью. Например, в N2 (N≡N) степень окисления азота равна нулю, а валентность трем; в H2О2 (Н–О–О–Н) степень окисления кислорода равна «–1», а валентность – двум. | |
| **Заряд простых и сложных ионов**  1. Заряд простого (одноатомного) иона – это степень окисления данного элемента в соединении.  **Например**, Na+Cl-, K2+S-2 состоят из простых ионов.  2. Общий заряд сложного иона, состоящего из атомов нескольких элементов, равен алгебраическойсумме зарядов всех атомов в ионе:  а) катион аммония (N-3H4+)+, NH4+  –3 + 4= +1  б) гидроксильная группа (О–2Н+)–, (ОН)–  в) при определении общего заряда кислотного остатка удобно пользоваться следующим эмпирическим  правилом: *общий заряд кислотного остатка всегда отрицательный и равен числу атомов водорода, которые необходимо отнять от молекулы кислоты до получения данного остатка.*  **Например**, фосфорная кислота H3PO4, образует следующие кислотные остатки:  (Н2РО4)-  отняли 1 атом водорода от кислоты, заряд 1–  (НРО4)2- отняли 2 атома водорода от кислоты, заряд 2–  (PO4)3- отняли 3 атома водорода от кислоты, заряд 3–  г) при определении общего заряда остатка от основания удобно пользоваться следующим эмпирический  правилом: *общий заряд остатка от основания всегда  положительный и равен числу гидроксильных групп,  которые необходимо отнять от молекулы основания до получения данного остатка.*  **Например**, гидроксид железа (III) Fe(OH)3 образует три остатка от основания:  [Fe(OH)2] + отняли одну гидроксогруппу от молекулы основания, заряд остатка «1+» Fe (OH)2+ отняли 2 гидроксогруппы, заряд «2+» Fe3+ отняли 3 гидроксогруппы, заряд «3+» | |

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ самостоятельной работы**

1. По электронной формуле 1s22s22p63s23p5 определите элемент, исходя из его положения в периодической системе, опишите свойства.

2. Укажите число протонов, нейтронов, электронов в изотопе натрия .

3. Какое максимальное количество электронов может находиться в атоме на последнем уровне?

4. Исходя из строения атомов объясните как изменяется прочность химических связей в соединениях HF, HCl, HBr, HI.

5. Определите типы химических связей в следующих соединениях:

Cl2, Cl2O7, KCl, H2O2

6. Определите степени окисления элементов в соединениях:

KMnO4, KClO3, P2O5, Cl2, Ca(PO4)2, HNO3

7. Напишите кислотные остатки серной, сероводородной кислот и определите их заряды.

8. Составьте электронные формулы атомов всех элементов 1, 2, 3 периодов.

**9. СОСТАВЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ФОРМУЛ**

**СЛОЖНЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

При составлении формул сложных соединений необходимо в формуле выделить ионы (реальные или условные):

**в оксидах** – катион элемента, образующего оксид и анион кислорода (условные ионы);

**в основаниях** – катион металла и анион гидроксогруппы (реальные ионы);

**в солях** – катион остатка от основания (в средних и в кислых солях катион металла) и анион кислотного остатка (реальные ионы).

Формулы и название кислот необходимо знать наизусть. Молекула любого вещества электронейтральна (суммарный заряд = 0).

Основной принцип составления формулы – подбор таких соотношений катиона и аниона, чтобы обеспечить электронейтральность молекулы.

**Последовательность составления**

**формул сложных соединений**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Последовательность****действия** | **Составить формулы** | | | | |
| оксид  фосфора (V) | гидроксид железа (III) | | | сульфат  алюминия |
| 1. По названию соединения записать ионы: катион и анион (изучить классы неорганических соединений, стр. 46). | PxOy | Fe(OH)x | | | Alx(SO4)y |
| 2. Определить заряды катиона и аниона (изучить правила определения заряда ионов, стр.42). | Px+5Oy-2 | Fe+3(OH)x- | | | Alx+3(SO4)y2- |
| 3. Если заряды численно не равны, то с помощью числовых индексов изменяем число катионов и анионов, чтобы абсолютная величина произведения заряда катиона на число катионов была равна абсолютной величине произведения заряда аниона на число анионов в молекуле. | P2+5O5-2 | Fe+3(OH)3 -  единица  не пишется | | | Al2+3(SO4)32- |
| Проверка: | | | | |
| катион:  2·(+5) = +10  анион:  5·(–2) = –10 | катион:  1·(+3) = +3  анион:  3·(–1) = –3 | | | катион:  2·(+3) = +6  анион:  3·(–2) = –6 |
| +10 – 10 = 0 | +3 – 3=0 | | | +6 – 6 = 0 |
| Условие электронейтральности при  составлении формул выполнено | | | | |
| P2O5 | | Fe(OH)3 | Al2(SO4)3 | |

*Примечание.* Иногда допускают ошибки в составлении формул,   
т.к. не понимают, какой числовой индекс указывает на число атомов элемента в сложном ионе, а какой на количество сложного иона в молекуле.

**Например**, карбонат алюминия Al2(СО**3**)**3**

Al2+3(СО**3**)**3**-2

число кислотных остатков в молекуле

число атомов кислорода

в одном кислотном остатке

**10. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные.

Простые вещества по свойствам делятся на ***металлы*** и ***неметаллы***.  
Металлы образованы элементами металлами (Cu, Al, Fe, Zn, К и др.), неметаллы образованы элементами неметаллами (H2, O2, O3, Cl2, N2, S, P и др.).

Сложные вещества по составу и свойствам делятся на четыре основных класса: ***оксиды*** (CO2, CaO, Al2O3), ***основания*** (NaOH, Ca(OH)2, Al(OH)3), ***кислоты*** (HCl, H2SO4, H3PO4), ***соли*** (NaCl, Al2(SO4)3, KHCO3, CaOHCl).

**НАЗВАНИЯ, СВОЙСТВА, ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ**

**КЛАССОВ СЛОЖНЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

|  |  |
| --- | --- |
| **Оксиды** | – молекулы состоят из двух элементов, один из которых кислород.  *Название*: к слову «оксид» прибавляют название элемента в родительном падеже и указывает валентность, если она у элемента переменная.  **Например**: МgО – оксид магния, SO2 – оксид серы (IV), SO3 *–* оксид серы (VI).  По химическим свойствам оксиды делят на солеобразующие (в химических реакциях образуют соли) и несолеобразующие (NO, N2O). Солеобразующие оксиды делят на основные, кислотные, амфотерные. |
| **Основные оксиды** | – им соответствуют основания; образуют основные оксиды только металлы Na2O → NaOH, CaO → Ca(OH)2.  *Химические свойства*  Основные оксиды взаимодействуют:  а) с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов) при этом *образуется щелочь*: Na2O + H2O = 2NaOH б) с кислотами, при этом *образуются соль и вода*:  BaO + 2HNO3 = Ba(NO3)2 + H2O  в) с кислотными оксидами, при этом *образуется соль*:  MgO + SO2 = MgSO3 |
| **Кислотные оксиды** | – им соответствуют кислоты; образуют кислотные оксиды неметаллы, а также металлы в высших степенях окисления.  **Например**: CO2 →H2CO3, SO3 → H2SO4, Cr+6O3 → H2CrO4,  Mn2O7 → HМnO4 (Cr, Mn – металлы)  *Химические свойства*  Кислотные оксиды взаимодействуют:  а) с водой, при этом *образуется кислота*: SO2 + H2O = H2SO3 некоторые оксиды, например SiO2 не взаимодействуют с водой  б) с основаниями, при этом *образуются соль и вода*:  SO2 + 2NaOH = Na2SO3 + H2O  в) с основными оксидами, при этом *образуется соль:*  SO2 + Na2O = Na2SO3 |
| **Амфотерные**  **оксиды** | – это оксиды некоторых металлов; проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов. К ним относятся оксиды: Al2O3, ZnO, MnO2, Cr2O3 и др.  *Химические свойства*  Амфотерные оксиды, в отличие от основных и кислотных, взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами: ZnO + 2HCl = ZnCl2 + H2O здесь ZnO проявляет характер основного оксида ZnO + 2NaOH = Na2ZnO2 + H2O цинкат натрия  здесь ZnO проявляет характер кислотного оксида |
|  | *Получение оксидов:*   1. При взаимодействии простых веществ с кислородом:   4Al + 3O2 = 2Al2O3  4P + 5O2 = 2P2O5   1. При взаимодействии сложных веществ с кислородом:   СН4 + 2О2 = СO2 + 2Н2О  2H2S + 3О2 = 2Н2О + 2SO2   1. При разложении сложных веществ (оснований, кислот, солей):  Са(ОН)2 = СаО + Н2О 2Н3РО4 = 3Н2О + Р2О5  СаСО3 = СаО + СО2 |
| **Основания** | – молекулы состоят и одного атома металла и гидроксогрупп (ОН)–.  *Название:* к слову «гидроксид» прибавляем название металла и валентность, если она у металла переменная.  **Например:** КОН – гидроксид калия,  Fe(OH)2 – гидроксид железа (II).  Кислотность основания определяется числом гидроксогрупп в молекуле.  Остаток от основания – это положительный по заряду ион, который остаётся после отрыва от молекулы основания одной или нескольких гидроксогрупп.  **Например**:  Ca(OH)2  остатки от основания: (СаОН)+ и Са2+.  Величина положительного заряда остатка от основания определяется числом оторвавшихся гидроксогрупп.  Щелочами называют растворимые в воде основания, это основания щелочных и щелочноземельных металлов (KOH, NaOH, Ca(OH)2, Ba(OH)2 и др.).  Гидроксиды всех других металлов нерастворимы в воде.  *Химические свойства:*  1. Основания взаимодействуют с кислотами, реакция нейтрализации:  2NaOH + H2SO4 = Na2SO4 + 2H2O  2. Щёлочи взаимодействуют с кислотными оксидами: Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3 + H2O 3. Щёлочи взаимодействуют с солями: 2NaOH + CuCl2 = Cu(OH)2↓ + 2NaCl 4. При нагревании основания (кроме NaOH и КОН) разлагаются на оксид металла и воду:  Са(ОН)2 = СаО + H2O  Амфотерные основания взаимодействуют как с кислотами, так и щелочами. **Например**, Al(OH)3, Zn(OH)2, Mn(OH)4, Cr(OH)3 и др. Zn(OH)2 + 2HCl = ZnCl2 + 2H2O Zn(OH)2 + 2NaOH = Na2ZnO2 + 2H2O  *Получение оснований:*  1. Щёлочи получают при взаимодействии металла или оксида с водой:  2Na + 2H2O = 2NaOH + H2  Na2O + H2O = 2NaOH  2. Нерастворимые в воде основания получают при взаи­модействии водного раствора соли со щёлочью:  BiCl3 + 3NaOH = Bi(OH)3↓ + 3NaCl |
| **Кислоты** | – молекулы состоят из атомов водорода и кислотного остатка.  Формулы, названия кислот и кислотных остатков  необходимо знать наизусть (таблица).  Различают кислоты:   * бескислородные (HCl, H2S, НВr, НI, НСN и др.); * кислородные (H2SO4, H2CO3, HNO3 и др.).   Основность кислоты определяется числом атомов водорода, способных замещаться на металл:   * одноосновные – HCl, HNO3, HCN; * двухосновные – H2S, H2CO3, H2SO4; * трёхосновные – H3PO4, H3AsO4.   Кислотный остаток – это отрицательно заряженный ион, который остаётся после отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких катионов водорода.  **Например**:  Н2SO4 – кислотные остатки (HSO4)–, (SO4)2–.  Величина отрицательного заряда остатка определяется числом оторвавшихся катионов водорода. |

**Название кислот и кислотных остатков**

**по международной номенклатуре**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Название кислоты** | **Формула** | **Кислотный**  **остаток**  **(анион)** | **Название**  **кислотного**  **остатка** |
| азотистая | HNO2 | NO2– | нитрит |
| азотная | HNO3 | NO3– | нитрат |
| бромистоводородная | HBr | Br– | бромид |
| йодистоводородная | HI | I– | иодид |
| кремниевая | H2SiO3 | SiO32– | силикат |
| марганцовая | HMnO4 | MnO4– | перманганат |
| серная | H2SO4 | SO42– | сульфат |
| HSO4– | гидросульфат  (бисульфат) |
| сернистая | H2SO3 | SO32– | сульфит |
| HSO3– | гидросульфит |
| сероводородная | H2S | S2– | сульфид |
| HS– | гидросульфид |
| соляная | HCl | Cl– | хлорид |
| угольная | H2CO3 | CO32– | карбонат |
| HCO3– | гидрокарбонат  (бикарбонат) |
| уксусная | CH3COOH | CH3COO– | ацетат |
| фосфорная | H3PO4 | PO43– | фосфат |
| HPO42– | гидрофосфат |
| H2PO4– | дигидрофосфат |
| фтористоводородная | HF | F– | фторид |
| хлорноватистая | HClO | ClO– | гипохлорит |
| хлористая | HClO2 | ClO2– | хлорит |
| хлорноватая | HClO3 | ClO3– | хлорат |
| хлорная | HClO4 | ClO4– | перхлорат |

*Химические свойства кислот:*

1. Кислоты взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации), *образуются соль и вода*:

H3PO4 + 3NaOH = Na3PO4 + 3H2O

2. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, *обра­зуются соль и вода*:

2HNO3 + CaO = Ca(NO3)2 + H2O

3. Кислоты взаимодействуют с солями, *образуются новая кислота, средняя или кислая соль, или только кислая соль*:

BaCl2 + H2SO4 = BaSO4 ↓+ 2HCl – средняя соль

NaCl + H2SO4 = NaHSO4 + HCl – кислая соль

СаСО3 + Н2СО3 = Са(HCO3)2 – кислая соль

4. Кислоты взаимодействуют с металлами. В зависимости от природы кислоты, её концентрации, активности металла (смотри ряд напряжений металлов) образуются разные продукта реакции:

2HCl + Zn = ZnCl2 + H2↑

Соляная кислота взаимодействует с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода, при этом образуется водород.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| H2SO4 + Zn = ZnSO4 + H2 ↑  разбавленная | взаимодействует так же, как HCl | |
| 2H2SO4 + Cu = CuSO4 + SO2 ↑ + 2H2O  концентр. | |  |

Концентрированная H2SO4 взаимодействует с металлами, расположенными в ряду напряжений до и после водорода, за исключением благородных, водород при этом не образуется.

Азотная кислота взаимодействует с металлами, расположенными   
в ряду напряжений, до и после водорода, за исключением благородных,   
водород при этом не образуется. Образуются разные продукты восстановления N+5 (N2O, NO, NO2, N2, NH3, NH4NO3):

|  |
| --- |
| 3Cu + 8HNO3 = 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O  разбавл. |
| Cu + 4HNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O  концентр. |

**Ряд напряжений металлов:**

***К, Ва, Са, Nа, Мg , Аl, Zn, Fe, Pb, Н, Сu, Нg, Аg, Рt, Аu***

*Получение кислот:*

1. При взаимодействии кислотного оксида с водой:

Р2О5 + 3Н2О = 2Н3РО4

2. Бескислородные кислоты – при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом:

|  |  |
| --- | --- |
| H2 + Cl2 = 2HCl | раствор хлороводорода в воде –  хлороводородная кислота |
| H2 + S = H2S | раствор сероводорода в воде –  сероводородная кислота |

3. При действии на соли других кислот (более сильных или менее летучих, чем кислоты, образующие соли):

## 3CH3COONa + H2SO4 = 2CH3COOH + Na2SO4

FeS + 2HCl = FeCl2 + H2S↑

NaCl + H2SO4 = NaHSO4 + HCl↑

**СОЛИ**

– сложные вещества, молекулы которых состоят из остатка от основания и кислотного остатка.

**Например:**

Na2 SO4 Ca HPO4 CaOH Cl

остаток от остаток от остаток от

основания кислоты основания кислоты основания кислоты

*Название солей:* к названию кислотного остатка добавляем название остатка от основания в родительном падеже и валентность металла, если она переменная:

Al2(CO3)3 – карбонат алюминия

Fe(H2PO4)3 – дигидрофосфат железа (III)

[Al(OH)2]2SO4 – сульфат дигидроксоалюминия

"ди" – два, "гидро" – водород, "гидроксо" – гидроксильная группа.

**Классификация солей**

|  |  |
| --- | --- |
| **Средние**  **соли** | – продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла: H3PO4 + 3NaOH = Na3PO4 + 3H2O Na3PO4 – фосфат натрия |
| **Кислые**  **соли** | – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла. Кислые соли образуют только многоосновные кислоты:  H3PO4 + NaOH = NaН2PO4 + H2O  NaН2PO4 – дигидрофосфат натрия  H3PO4 + 2NaOH = Na2НPO4 + 2H2O  Na2НPO4 – гидрофосфат натрия |
| **Основные**  **соли** | – продукт неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Основные соли образуют только многокислотные основания:  Cu(OH)2 + HCl = CuOHCl + H2O  CuOHCl – хлорид гидроксомеди |
| **Двойные**  **соли** | – атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы в основании замещаются различными кислотными остатками:  KAl(SO4)2, Ca(OCl)Cl |
| **Комплексные соли** | – в состав которых входит комплексный ион:  K4[Fe(CN) 6], [Fe(CN)6]4- – комплексный ион |

*Химические свойства солей*

Соли взаимодействуют:

1. Со щелочами:

## MgCl2 + 2NaOH = Mg(OH)2↓ + 2NaCl

2. С кислотами:

## Ba(NO3)2 + H2SO4 = BaSO4↓ + 2HNO3

3. Между собой (соль с солью):

CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3 + 2NaCl

4. С металлами (более активный металл вытесняет менее активный из соли):

## CuSO4 + Fe = FeSO4 + Cu

5. Некоторые соли разлагаются при нагревании:

## CaCO3 = CaO + CO2

*Получение солей:*

1. Металл + неметалл:

Fe + S = FeS

1. Металл + кислота:

Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2

1. Металл + соль:

Cu + Hg(NO3)2 = Cu(NO3)2 + Hg

1. Металл + основание:

Zn + 2NaOH = Na2ZnO2 + H2

1. Основной оксид + кислота:

CaO + HCl = CaCl2 + H2O

1. Основной оксид + кислотный оксид:

MgO + SiO2 = MgSiO3

1. Основание + кислота:

2KOH + H2SO4 = K2SO4 + 2H2O

1. Основание + кислотный оксид:

2NaOH + CO2 = Na2CO3 + H2O

1. Соль + основание:

CaCl2 + 2NaOH = Ca(OH)2 + 2NaCl

1. Соль + кислота:

BaCl2 + H2SO4 = BaSO4 + 2HCl

1. Соль + кислотный оксид:

CaCO3 + CO2 + H2O = Ca(HCO3)2

1. Соль + соль:

Ba(NO3)2 + Na2SO4 = BaSO4 + 2NaNO3

1. Соль + неметалл:

2KI + Cl2 = 2KCl + I2

Генетическая связь между основными классами

неорганических соединений

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Простое вещество(металл) | ↔ | Простое вещество(неметалл) |
| ↕ |  | ↕ |
| Основной оксид | ↔ | Кислотный оксид |
| ↕ |  | ↕ |
| Основание | ↔ | Кислота |
|  | Соль |  |

**11. ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ**

|  |  |
| --- | --- |
| Алюмокалиевые квасцы | **KAl(SO4)2**·**12H2O** |
| Бертолетова соль | **KClО3** |
| Гашеная известь | **Ca(OH)2** |
| Гипосульфит | **Na2S2O3**·**5H2O** |
| Гипс | **CaSO4**·**2H2O** |
| Глауберова соль | **Na2SO4**·**10H2O** |
| Глинозем | **Al2O3** |
| Едкий натр | **NaOH** |
| Едкое кали | **KOH** |
| Железный купорос | **FeSO4**·**7H2O** |
| Известняк, мел, мрамор | **CaCO3** |
| Кальцинированная сода | **Na2CO3** |
| Карбид кальция | **CaC2** |
| Карборунд | **SiC** |
| Каустическая сода | **NaOH** |
| Кремнезем | **SiO2** |
| Медный купорос | **CuSO4**·**5H2O** |
| Нашатырь | **NH4Cl** |
| Негашеная известь | **CaO** |
| Пергидроль – 30%-ный р-р | **H2O2** |
| Питьевая сода | **NaHCO3** |
| Поваренная соль | **NaCl** |
| Поташ | **K2CO3** |
| Плавиковая кислота | **HF** |
| Сода | **Na2CO3**·**10H2O** |
| Сулема | **HgCl2** |
| Соль Мора | **(NH4)2Fe(SO4)2**·**6H2O** |
| Сухой лед | **CO2 (тверд.)** |
| Углекислый газ | **CO2** |
| Угарный газ | **CO** |
| Хлорная известь | **CaOCl2** |

**УДОБРЕНИЯ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **1. Азотные** | Аммиак | **NH3** |
| Аммиачная вода | **NH3·H2O (NH4OH)** |
| Мочевина | **(NH2)2CO** |
| Аммиачная селитра | **NH4NO3** |
| Норвежская  (известковая ) селитра | **Ca(NO3)2·2H2O** |
| Чилийская селитра | **NaNO3** |
| Сульфат аммония | **(NH4)2SO4** |
| Хлорид аммония | **NH4Cl** |
| Азотная кислота | **HNO3** |
| **2. Фосфорные** | Фосфорит | **Ca3(PO4)2** |
| Простой суперфосфат | **Ca(H2PO4)2 + 2CaSO4** |
| Двойной суперфосфат | **Ca(H2PO4)2** |
| Преципитат | **CaHPO4·2H2O** |
| Фосфорная кислота | **H3PO4** |
| **3. Калийные** | Хлорид калия | **KCl** |
| Сульфат калия | **K2SO4** |
| Поташ | **K2CO3** |
| **4. Сложные**  **удобрения** | Калийная селитра | **KNO3** |
| Аммофос | **NH4H2PO4** |
| Диаммофос | **(NH4)2HPO4** |

**12. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Химические реакции классифицируют по различным признакам:

1. *По изменению числа исходных и конечных веществ* реакции подразделяют на следующие типы: соединения, разложения, замещения, обмена.

|  |  |
| --- | --- |
| **Реакции****соединения** | – реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.  **Например**, образование хлорида натрия из простых веществ:  2Na + Cl2 = 2NaCl  или образование карбоната кальция из сложных веществ:  СаО + СО2 = СаСО3 |
| **Реакции**  **разложения** | – реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ.  **Например**, разложение оксида ртути (II):  2HgO = 2Hg + O2  или разложение перманганата калия:  2KMnO4 = K2MnO4 + MnO2 + O2 |
| **Реакции**  **замещения** | – реакции между простыми и сложными веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.  **Например**, замещение меди железом в сульфате меди:  CuSO4 + Fe = Cu + FeSO4  или вытеснение водорода цинком из кислоты:  2HCl + Zn = ZnCl2 + H2 |
| **Реакции обмена** | – реакции, в результате которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.  **Например**, взаимодействие основания с кислотой: 2Al(OH)3 + 6HCl = 2AlCl3 + 6H2O или взаимодействие двух солей между собой:  BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4↓ + 2NaCl  или взаимодействие кислот с солями:  HCl + AgNO3 = AgCl↓ + HNO3 |

2. *По тепловому эффекту реакции.*

Химические реакции сопровождаются тепловым эффектом (выделением или поглощением теплоты), который обозначают ΔН (дельта «аш») и выражают в килоджоулях (кДж).

|  |  |
| --- | --- |
| **Экзотермические**  **реакции** | – реакции, протекающие с выделением теплоты  (ΔН < 0).  **Например**, реакция образования хлороводорода из водорода и хлора: H2 + Cl2 = 2HCl; ΔН = –184,6 кДж  Знак минус перед значением ΔН означает, что запас энергии (теплосодержание) в системе уменьшается в результате выделения теплоты во внешнюю среду. |
| **Эндотермические**  **реакции** | – реакции, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды (ΔН > 0).  **Например**, реакция образования оксида азота (II) идет при высокой температуре с поглощением тепла:  N2 + O2 = 2NO; ΔН = +180,8 кДж  Знак плюс перед значением ΔН указывает на то, что запас энергии или теплосодержание в системе увеличивается за счет поглощения теплотыиз внешней среды. |

3. *По обратимости* реакции делят на обратимые и необратимые:

|  |  |
| --- | --- |
| **Обратимые**  **реакции** | – реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях и не доходят до конца.  Например, образование аммиака из азота и водорода:  3H2 + N2 ↔ 2NH3  В уравнениях обратимых реакции между левой и правой частными ставятся две стрелки, направленные в противоположные стороны. |
| **Необратимые**  **реакции** | – реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением  исходных веществ в конечные продукты.  *Признаками необратимых реакций являются:* выпадение осадка, выделение газа, образование  слабодиссоциирующего вещества, например, воды.  **Например:** AgNO3 + NaCl = **AgCl↓** + NaNO3 Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + **CO2↑** + H2O  HCl + NaOH = **H2O** + NaCl |

4. *По изменению степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.*

**Окислительно-восстановительные реакции** – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Например**, при разложении бертолетовой соли атомы хлора и кислорода изменяют степень окисления:

2K+Cl+5O = 2K+Cl– + 3O20

Реакции могут идти и без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Например**, в уравнении реакции:

H+N+5O + Na+O–2H+ = Na+N+5O + H2+O–2

степень окисления каждого из атомов до и после реакции осталась без изменения. Подобные реакции не относятся к окислительно-восстанови-тельным и называются электроностатическими.

**Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций (ОВР)**

|  |  |
| --- | --- |
| **Окисление** | – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.  **Например**, Zn0 – 2ē = Zn+2  2Cl– – 2ē = Cl20  S–2 – 8ē = S+6 |
| **Восстановление** | – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.  **Например**, S0 + 2ē = S–2  Mn+7 + 5ē = Mn+2 |
| **Окислитель** | – атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. В ходе реакции они восстанавливаются.  **Например**, O20 + 4ē = 2O–2  S+6 + 6ē = S0  N+5 + 8ē = N–3 |
| **Восстановитель** | – атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.  В ходе реакции они окисляются.  **Например**, Na0 – 1ē = Na+  Fe0 – 3ē = Fe+3  N–3 – 5ē = N+2 |
| Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.  Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением. Поэтому окислительно-восстановительная реакция представляет единство противоположных процессов – окисления и восстановления. | |

**Важнейшие восстановители и окислители**

|  |  |
| --- | --- |
| **Восстановители** | **Окислители** |
| Металлы, водород, уголь | Галогены |
| H2S, SO2, H2SO3 и ее соли | KMnO4, K2MnO4 |
| HI, HCl, HBr | K2Cr2O7, K2CrO4 |
| CO | HNO3, O3, O2, H2O2 |
| HNO2, NH3, NO, H3PO4 | H2SO4(конц), CuO, Ag2O, PbO2 |
| Альдегиды, спирты, муравьиная и  щавелевая кислоты, глюкоза | Царская водка, гипохлориты, хлораты, перхлораты |
| Катод при электролизе | Анод при электролизе |

Металлы в химических реакциях только отдают электроны, следовательно, обладают только восстановительными свойствами.

В периодах с повышением порядкового номера восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные повышаются и становятся максимальными у галогенов. Например, натрий активный восстановитель, а хлор активный окислитель.

В главных подгруппах у элементов с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Элементы главных подгрупп IV–VII групп (неметаллы) могут как отдавать, так и принимать электроны, и проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Исключение составляет фтор, он проявляет только окислительные свойства, так как обладает наибольшей электроотрицательностью.

В побочных подгруппах элементы имеют металлический характер, так как внешнем уровне их атомов содержится 1-2 электрона.

В сложных веществах окислительно – восстановительные свойства зависят от степени окисления атома данного элемента.

Например, H2S+6O4 , S+4O2 , H2S–2. В первом соединении сера имеет максимальную степень окисления и может только принимать электроны, а значит быть только окислителем. Во втором соединении сера с промежуточной степенью окисления может принимать и отдавать электроны в зависимости от условий протекания реакции и взаимодействующих веществ. В третьем соединении у серы низшая степень окисления и она может быть только восстановителем.

**СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ**

Применяются два метода составления уравнений ОВР:

* метод электронного баланса;
* метод полуреакций (ионно-электронный).

Рассмотрим метод электронного баланса. В этом методе сравнивают степени окисления атомов исходных и конечных веществ, руководствуясь правилом: число электронов отданных восстановителем должно равняться числу электронов присоединенных окислителем.

**Расстановка коэффициентов методом электронного баланса в ОВР**

При составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо придерживаться следующей последовательности:

1. Составить схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ:

Cu + O2 → CuO

2. Определить степень окисления элементов в веществах правой и левой части схемы, отметить элементы, степень окисления которых изменяется:

Cu0 + O20 → Cu+2O–2

3. Составить электронное уравнение процессов окисления и восстановления:

Cu0 – 2ē = Cu+2 восстановитель – процесс окисления

O20 + 4ē = 2O–2 окислитель – процесс восстановления

Если в молекуле число атомов элемента отличается от единицы, оно сохраняется в электронном уравнении, например у атомов кислорода.

4. На основании закона сохранения массы и энергии с помощью   
дополнительных множителей уравнять число отданных и принятых   
электронов.

Cu0 – 2ē = Cu+2 (2·2ē = 4)

O20 + 4ē = 2O–2 (1·4ē = 4)

5. Определить коэффициенты в схеме реакции, умножив дополнительный множитель на коэффициенты перед атомами или ионами в соответствующем электронном уравнении

2Cu0 – 4ē = 2Cu+2

O20 + 4ē = 2O–2

6. Подставить найденные коэффициенты в уравнение реакции:

2Сu + О2 = 2СuО

7. Проверить правильность составленного уравнения, подсчитывая число атомов каждого элемента в его правой и левой части.

В некоторых реакциях могут протекать параллельно два процесса окислительно-восстановительный и кислотно-основного обмена, например:

3Cu + 2HNO3 + 6HNO3 = 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O

восстановитель Cu0 – 2ē = Cu+2 процесс окисления

окислитель N+5 + 3ē = N+2 процесс восстановления

солеобразование

3Cu + 2HNO3 + 6HNO3 = 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O

восстановление

## **Влияние среды на характер протекания ОВР**

ОВР могут протекать в различных средах: кислой, щелочной и нейтральной. От среды может изменяться и характер протекания реакций между одними и теми же веществами, так как она влияет на изменение степеней окисления атомов. Например: ион MnO4- в кислой средевосстанавливается до Mn2+, в нейтральной до MnO2, в щелочной до MnO42–.

Схематически это выглядит так:

ОН- MnO42–, раствор зеленого цвета

Н2О

MnO4–→ MnO2, бурый осадок

Н+

Mn+2, бесцветный раствор

Руководствуясь этой схемой составим методом электронного баланса реакции взаимодействия сульфита натрия (восстановитель) с перманганатом калия (окислитель) в различных средах:

*1. Кислая среда*

2KMn+7O4 + 3H2SO4 + 5Na2S+4O3 = Mn+2SO4 + K2SO4 + 3Na2S+6O4 + 3H2O

окислитель Mn+7 + 5*ē* = Mn+2 восстановление

восстановитель S+4 – 2*ē* = S+6 окисление

*2. Нейтральная среда*

2КMn+7O4 + H2O + 3Na2S+4O3 = 2Mn+4O2 + 2KOН + 3Na2S+6O4

окислитель Mn+7 + 3*ē* = Mn+4 восстановление

восстановитель S+4 – 2*ē* = S+6 окисление

*3. Щелочная среда*

2KMn+7O4 + 2KOН + Na2S+4O3 = 2K2Mn+6O4 + Na2S+6O4 + Н2О

окислитель Mn+7 + *ē* = Mn+6 восстановление

восстановитель S+4 – 2*ē* = S+6 окисление

### **Классификация окислительно-восстановительных реакций**

1. *Межмолекулярные реакции* – окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Рассмотренные выше примеры относятся к этому типу реакций. Сюда же относятся реакции между разными веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют различную степень окисления, например:

2H2S–2 + H2S+4O3 = 3S0 + 3H2O

1. *Внутримолекулярные реакции* – протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле, например:

2NaN+5O–23 = 2NaN+3O2–2 + O02

3. *Реакции диспропорционирования* – протекают с одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента, например:

3K2Mn+6O4 + 2H2O = 2KMn+7O4 + Mn+4O2 + 4KOН

Окислительно-восстановительные реакции самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. С ними связан обмен веществ и дыхание в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и кругооборота элементов в природе.

1. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

|  |  |
| --- | --- |
| Химические реакции протекают с различными скоростями. Известно много реакций, протекающих практически мгновенно – взрывы смесей газов, многие реакции в водных растворах. Существуют и медленно протекающие реакции – коррозия металлов в обычных условиях, химические реакции в почвах и т.д. | |
| **Гомогенные**  **реакции** | – реакции, протекающие в однородной среде или в одной фазе:  H2 + Cl2 = 2HCl или NaOH + HCl = NaCl + H2O  газ газ жидк. жидк.  Гомогенные реакции протекают во всём объёме смеси. |
| **Скорость гомогенной реакции** | – равна изменению концентрации исходных веществ или продуктов реакции в единицу времени при неизменном объёме системы.  Концентрацию реагирующих веществ выражают в моль/л, а время – в секундах или минутах.  Математическое выражение для скорости реакции:  (моль/л·с),  где Δс = с2 – с1  Δt = t2 – t1  с2 ис1 – концентрация исходного вещества в момент времени t2 и t1  «–» означает, что концентрация исходного вещества уменьшается |
| **Гетерогенные**  **реакции** | – реакции, протекающие на границе раздела фаз, например твёрдой и жидкой, твёрдой и газообразной:  Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2  тв. жидк. |
| **Скорость**  **гетерогенной**  **реакции** | – изменение количества исходного вещества, которое вступает в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единицу поверхности раздела фаз (S): |
| **Влияние факторов на скорость химической реакции** | |
| *Скорость любой химической реакции зависит*  *от следующих факторов:*   1. природа реагирующих веществ 2. концентрация реагирующих веществ 3. давление 4. температура 5. присутствие катализаторов 6. внешнее воздействие (излучение, пластическая деформация и т.д.)   *Скорость гетерогенных реакций зависит также от:*   1. величины поверхности раздела фаз (с увеличением поверхности раздела фаз скорость увеличивается) 2. скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от неё продуктов реакции | |
| **1. Природа**  **реагирующих веществ** | 1. Вещества с ионными и ковалентными полярными связями в водных растворах взаимодействуют с большой скоростью, так как они образуют ионы, которые легко взаимодействуют друг с другом. Так при обычных условиях реакция между HCl и NaOH протекает мгновенно. 2. Вещества с неполярными или малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью в зависимости от их активности.   **Например:**  в темноте со взрывом H2 + F2 =2HF скорость реакции  при освещении H2 + Cl2 =2HCl уменьшается, т.к.  медленно H2 + Br2 =2HBr уменьшается  H2 + I2 =2HI активность  галогенов |
| **2. Концентрация реагирующих веществ** | При увеличении концентрации реагирующих веществ скорость реакции увеличивается, так как при увеличении количества вещества в единице объёма увеличивается число столкновений между частицами реагирующих веществ.  Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается **законом действующих масс** (Гульдберг и Ваге, Норвегия, 1867) или основным законом химической кинетики:  *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степень их стехиометрических коэффициентов.*  Для реакции, протекающей по уравнению: *а*A + *b*B = *c*C + *d*D этот закон в общем виде будет записан:  *V* = *k*·CA*a*·CB*b* или *V* = *k·*[A]*a*·[B]*b,*  где СА, СВ или [А], [В] – концентрации веществ А и В в моль/л;  *k* – константа скорости реакции;  *a*, *b –* стехиометрические коэффициенты. |
| **Константа**  **скорости**  **реакции** | *k* – величина постоянная для каждой реакции при данной температуре. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации. Константа скорости численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л, т.е. *V* = *k*.  Основной закон химической кинетики не учитывает вещества, находящиеся в твёрдом состоянии, так как их концентрация постоянна и они реагируют лишь на поверхности, которая остаётся неизменной:  С + О2 = СО2  тв. газ  *V* = *k*·[О2]2  ***Задача 22.*** ***Записать выражение закона действующих масс для реакции синтеза аммиака.***  ***Решение:***  N2 + 3H2 = 2NH3  Закон действующих масс для данной реакции будет иметь вид:  *V* = *k*·[N2]·[H2]3 |
| **3. Давление** | Для газообразных веществ – при увеличении давления их объём пропорционально уменьшается, а концентрация пропорционально увеличивается, следовательно и скорость реакции будет увеличиваться. |
| **4. Влияние**  **температуры** | При увеличении температуры скорость большинства реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:  *при повышении температуры на каждые 10°С скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза.*  Математически эта зависимость выражается соотношением:  Vt2 = Vt1·γ  где Vt1 и Vt2 *–* скорости реакций при начальной t1 и конечной t2 температурах;  γ – температурный коэффициент показывает во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 100.  ***Задача 23.*** ***Определить, во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить от 20° до 60°С; температурный коэффициент равен 2.***  ***Решение.***  Vt2/ Vt1 = **γ** (t2-t1)/10 = 2(60-20)/10 = 24 = 16 раз.  ***Ответ:*** скорость увеличится в 16 раз. |
| **Уравнение**  **Аррениуса (1889г.)** | Зависимость скорости реакции от температуры более точно выражается уравнением Аррениуса:  , где  *k* – константа скорости  *A* – постоянная, не зависящая от температуры  *e* – основание натурального логарифма (2,71828)  *Eа* – энергия активации  *R* – газовая постоянная  *T* – абсолютная температура |
| **Теория**  **активации** | Сильное увеличение скорости реакции с возрастанием температуры объясняет *теория активации*, согласно которой теории в химическое взаимодействие вступают только *активные молекулы*, обладающие энергией, достаточной для осуществления реакции (энергией активации). |
| **Энергия**  **активации, *Eа*** (кДж/моль) | – это избыточная энергия по сравнению со средней энергией системы, которой достаточно для разрушения старых химических связей и образования новых.  Чем меньше значение энергии активации, тем больше молекул являются активными. Т.о., скорость реакции зависит от числа активных молекул.  Для активации часто применяют нагревание, облучение, катализаторы и т.д. В присутствии катализатора энергия активации уменьшается и скорость реакции увеличивается. |
| **5. Катализаторы** | – это вещества, изменяющие скорость химических реакций, но сами при этом не расходуются.  Изменение скорости реакции с помощью катализатора называется **катализо**м. Реакции, которые протекают с участием катализаторов, называются **каталитическими реакциями.**  Одни катализаторы сильно ускоряют реакцию –**положительный катализ**, другие – замедляют реакцию (ингибиторы) – **отрицательный катализ.**  Различают гомогенный и гетерогенный катализ. |
| **Гомогенный**  **катализ** | – реагирующие вещества и катализатор образуют однородную, однофазную систему. Например, окисление сернистого газа в серный ангидрид осуществляется с участием катализатора NO:  NO + O2 = 2NO2; SO2 + NO2 = SO3 + NO  В этом случае между катализатором и реагирующими веществами отсутствует поверхность раздела фаз.  Механизм гомогенного катализа *объясняет теория промежуточных соединений* (Сабатье П., Зеленс- кий Н.Д.):  *катализатор (К) сначала образует с одним из исходных веществ промежуточное соединение (АК), которое реагирует с другим исходным веществом с восстановлением катализатора.*  Схематически: А + В = АВ медленно  А + К = АК быстро  АК + В = АВ + К быстро |
| **Гетерогенный катализ** | – реагирующие вещества и катализатор образуют систему из разных фаз.  Между катализатором и реагирующими веществами существует поверхность раздела фаз. Обычно катализатор твёрдый, а реагирующие вещества – жидкости или газообразные.  Например, взаимодействие газообразных веществ  на поверхности твердого катализатора:  N2 + 3H2 ↔ 2NH3  (катализатор – пористое железо)  В гетерогенном катализе важнейшую роль играет **адсорбция** – концентрирование газообразных или растворённых веществ на поверхности других веществ (твёрдых или жидких). Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называют **адсорбентами**. Адсорбируемые вещества называют **адсорбтивами**. Адсорбция является стадией гетерогенного катализа.  Поверхность катализатора неоднородна. На ней имеются активные центры, на которых протекают каталитические реакции. При этом реагирующие вещества адсорбируются на этих центрах, в результате чего увеличивается концентрация их на поверхности катализатора, что приводит к ускорению реакции. Но главной причиной возрастания скорости реакции является сильное повышение химической активности адсорбированных молекул. Под действием катализатора у адсорбированных молекул ослабляются связи между атомами и они становятся более реакционоспособными.  *Т.о., как в гомогенном, так и в гетерогенном катализе действие положительных катализаторов сводится к уменьшению энергии активации реакции.* |
| **Биокатализаторы** | – это ферменты, которые ускоряют реакции в 1012-1013 раз, по своей природе являются белками. |

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Химическое**  **равновесие** | | – такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой(*V*1) и обратной реакции(*V*2) равны:  *V*1 = *V*2 | |
|  | | *Химическое равновесие характеризуется*  *следующими признаками:*  1) Прямая и обратная реакции не прекращаются,  скорости их равны.  2) Равновесие является подвижным и чутко реагирует на изменение внешних условий (концентрация,  температура, давление) и при новых условиях создается новое равновесие, отличное от прежнего.  3) При установившихся условиях (постоянной температуре, давлении) концентрации компонентов остаются неизменными как угодно долго, и называются **равновесными**. Обозначаются [Н2]. |
| **Константа**  **равновесия** | | **На примере** реакции:  Н2 + I2 ↔ 2НI  Для данной реакции: *V*прямой = *V*1, *V*обратной = *V*2  *V*1=*k*1·[Н2]· [I2]  *V*2=*k*2·[НI]2  При равновесии *V*1 = *V*2  *k*1·[Н2]· [I2]=*k*2·[НI]2    *k*1 и *k*2 – константы скорости прямой и обратной реакции; при одной и той же температуре являются постоянными величинами и  Обозначив , получаем  ***К*** – константа химического равновесия, количественная характеристика химического равновесия, показывающая во сколько раз скорость прямой реакции больше обратной.  В общем случае *константа равновесия равна отношению произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ возведенных в степени их стехиометрических  коэффициентов.*  Для обратимой реакции:  *m*A + *n*B ↔ *p*C + *q*D  Константа равновесия будет иметь вид:    Константа равновесия величина постоянная для  данной реакции при данной температуре; она зависит  от природы реагирующих веществ, но не зависит от  концентрации. |
| **Смещение**  **химического равновесия** | | Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий (концентрации, температуры, давления) скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает *смещение химического равновесия*.  Если в результате внешнего воздействия Vпрямой становится больше Vобратной реакции, то равновесие сместилось вправо (в сторону прямой реакции). Если Vобратной > Vпрямой, то равновесие сместилось влево (в сторону обратной реакции).  Направление смещение равновесия определяется **принципом (правилом) Ле–Шателье**:  *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается какое-либо внешнее воздействие (изменение С, t0 , р ), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует данному воздействию.* |
| **Влияние факторов на смещение химического равновесия**  На примере реакции N2 + 3H2 ↔ 2NH3, Δ H= – 46 кДж/моль | | |
| **1. Влияние концентрации** | При увеличении концентраций исходных веществ (N2 и H2) равновесие смещается в сторону прямой реакции; при увеличении концентраций продуктов реакции (NH3) – в сторону обратной реакции.  При уменьшении концентрации продуктов реакции (NH3) (выпадение осадка, выделение газа, образование малодиссоциируемого вещества) равновесие смещается в сторону прямой реакции, образования продуктов реакции. | |
| **2. Влияние температуры** | При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (в данной реакции влево); при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции (в данной реакции вправо). | |
| **3. Влияние**  **давления** | Давление влияет на равновесие реакций, в которых принимают участие газообразные вещества.  При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молекул (в данной реакции вправо); при уменьшении давления – в сторону большего числа молекул (в данной реакции влево).  Если число молекул в левой части уравнения равно числу молекул в правой части, то изменение давления не вызывает смещения равновесия. | |
| Способы смещения равновесия в желаемом направлении, основанные на принципе Ле-Шателье, играют важную роль в химии. Синтез NH3 и многие др. промышленные процессы были освоены благодаря применению способов смещения равновесия в направлении, обеспечивающем высокий выход получаемого вещества. Например, для увеличения выхода аммиака (смещение вправо) необходимо повысить концентрацию исходных веществ, понизить температуру, увеличить давление. | | |

## **Решение типовых задач**

***Задача 24. Как изменится скорость реакции*** 2SO2 + O2 ↔ 2SO3  ***если увеличить концентрацию реагирующих веществ в 3 раза?***

***Решение.***

Выразим начальные концентрации реагирующих веществ:

[SO2] = а и [O2] = b. Тогда по закону действующих масс скорость реакции в начальный момент равна:

*V* = *k*·[SO2]2·[O2] = *k*·a2·b

В результате увеличения концентраций реагирующих веществ в 3 раза они стали равны соответственно [SO2] = 3a; [O2] = 3b

При новых концентрациях скорость реакции стала равна:

*V* = *k*·[SO2]2·[O2] = *k*·[3a]2·3b = *k*·27·a2·b

# Находим отношение: = = 27.

***Ответ:*** скорость реакции возросла в 27 раз.

***Задача 25. Как повлияет на равновесие реакции***

**N2 + 3Н2 ↔ 2NН3, ΔH =** – **91,8 кДж**

***а) увеличение давления;***

***б)повышение температуры;***

***в) увеличение концентрации водорода;***

***г) катализатор.***

***Решение.***

а) Для газообразной системы N2 + 3Н2 ↔ 2NН3 имеем в левой части уравнения 4 молекулы, в правой – 2 молекулы. В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение давления будет смещать равновесие в сторону той реакции, которая идет с образованием меньшего числа молекул, т.е. в сторону образования аммиака.

б) Реакция образования аммиака экзотермическая (ΔH = –91,8 кДж), поэтому повышение температуры будет смещать равновесие в сторону эндотермической реакции, т.е. в сторону образования исходных веществ.

в) При увеличении концентрации водорода по закону действующих масс сразу возрастёт скорость прямой реакции, следовательно, равновесие сместится в сторону образования аммиака.

г) Присутствие катализатора на смещение равновесия не влияет, а лишь ускоряет наступление равновесия.

## **14. РАСТВОРЫ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Растворы**  **(истинные)** | – это однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия. | |
| **По агрегатному состоянию растворы делятся на:** | 1) жидкие (растворы солей в воде)  2) твердые (сплавы Ni и Cu, Ag и Au)  3) газообразные (воздух) | |
| Важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается концентрацией | | |
| **Концентрация раствора** | – характеризует содержание растворенного вещества в единице массы или объёма раствора или растворителя. | |
| **Способы выражения концентрации растворов** | | |
| **а) Массовая доля растворённого вещества, ω (%)** | – показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в 100 г данного раствора:    **Например**, 25% раствор NaОН означает, что в 100 г раствора содержится 25 г NaOH.  *m*(р-ра) = *ρ·V, ρ*(Н2О) = 1г/мл | |
| **б) Молярная концентрация,**  **С*М* (моль/л)** | – показывает, сколько молей растворённого вещества содержится в 1л раствора: | |
| **молярный**  **раствор, 1М** | – это раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворённого вещества.  **Например**, 1М раствор NaOH – 1 л такого раствора содержит 1 моль вещества или 1 моль· 40 г/моль =  = 40 г NaOH. | |
| **децимолярный раствор, 0,1М** | – это раствор, в 1 л которого содержится 0,1 моль растворённого вещества. | |
| **сантимолярный раствор, 0,01М** | – это раствор, в 1 л которого содержится 0,01 моль растворённого вещества. | |
| **в) Нормальная концентрация,**  **Сн (моль/л)** | – показывает, сколько молей эквивалента растворённого вещества содержится в 1л раствора: | |
| **Растворимость** | – это свойство вещества растворяться в воде или другом растворителе. | |
| **Коэффициент**  **растворимости** | – это максимальное количество вещества, которое может раствориться в 100 г чистого растворителя при данной температуре.  По растворимости в воде все вещества делятся на:  – хорошо растворимые (KNO3, NaOH);  – малорастворимые (Ca(OH)2, CaSO4);  – практически нерастворимые (BaSO4, AgCl).  Абсолютно нерастворимых веществ нет. | |
| **Факторы,**  **влияющие на**  **растворимость**  **веществ** | 1. Природа растворяемого вещества и природа растворителя – подобное хорошо растворяется в подобном: полярные вещества, как правило, хорошо растворяются в полярных молекулах, неполярные и малополярные – в неполярных растворителях. 2. Температура – растворимость твёрдых и жидких веществ с повышением температуры, как правило, возрастает, а газообразных – понижается. 3. Давление на растворимость твердых и жидких веществ практически не оказывает влияния; растворимость газов при повышении давления увеличивается. | |
| **Теории растворения** | | |
| **Процесс**  **растворения** | – это физико-химический процесс:  a) физический – разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя;  б) химический – в результате взаимодействия молекул растворённого вещества с молекулами растворителя образуются сольваты или гидраты (растворитель – вода). | |
| **Сольваты** | – это соединения переменного состава, которые образуются при взаимодействии растворённого вещества с молекулами растворителя. | |
| **Гидраты** | – продукты взаимодействия растворённого вещества с молекулами растворителя, если растворителем является вода. | |
| Процесс образования сольватов и гидратов называется **сольватацией** и **гидратацией** соответственно. | | |
| Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом: выделением или поглощением теплоты – в зависимости от природы вещества. При растворении в воде H2SO4 наблюдается сильное разогревание раствора, т.е. выделение теплоты, а при растворении NH4NO3 – сильное охлаждение, т.е. поглощение теплоты. В первом случае осуществляется **экзотермический** процесс (ΔН<0), во втором – **эндотермический** (ΔН>0).  **Теплота растворения** – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моль вещества | | |
| **Физическая теория растворов** | | развивалась трудами Вант-Гоффа, Рауля, Аррениуса. Исходное положение – утверждение об отсутствии взаимодействия растворённого вещества с растворителем; растворитель рассматривался как индифирентная среда. |
| **Химическая теория растворов** | | была создана Д.И.Менделеевым и обоснована многочисленными экспериментальными данными. |
| **Кристаллогидраты** | | – это кристаллические вещества, содержащие в составе молекулы воды.  Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной и удаляется при прокаливании.  **Например**, CuSO4·5H2O – медный купорос,  FeSO4·7H2O – железный купорос. |

**Решение типовых задач**

***Задача 26.*** ***В 200 г воды растворили 50 г NaCl . Определить массовую долю (%) NaCl в растворе.***

***Решение.***

1. Вычисляем общую массу раствора хлорида натрия:

*m*р-ра = (200 + 50) г = 250 г

1. Масса растворённого вещества (*m*в-ва) равна 50 г.
2. Массовую долю *ω*(%) в растворе рассчитываем по формуле:

 = 50·100/250 = 20%

***Ответ.*** Массовая доля NaCl в растворе равна 20%.

***Задача 27. Сколько потребуется гидроксида калия для приготовления 500 мл 10% раствора плотностью ρ=1,1 г/см3?***

***Решение.***

1. Определяем массу раствора, который необходимо приготовить:

*ρ* = *m/V*, откуда *m*р-ра = *ρ·V* = 1,1·500 = 550 г.

2. Рассчитываем массу гидроксида калия по формуле:

; *m*в-ва = = = 55 г КОН.

***Ответ.*** Потребуется 55 г КОН.

***Задача 28.*** ***Сколько надо взять медного купороса CuSO4***·***5H2O и воды для приготовления 200 г 10% раствора сульфата меди (II)?***

***Решение.***

1. Определяем, сколько CuSO4 потребуется для приготовления 200 г 10% раствора:

,

откуда *m*в-ва =  = 20 г CuSO4

2. Определяем, в какой массе CuSO4·5H2O будет содержаться 20 г CuSO4

М(CuSO4·5H2O) = 250 г/моль

М(CuSO4) = 160 г/моль

250 г CuSO4·5H2O — 160 г CuSO4

*х* г CuSO4·5H2O — 20 г CuSO4

*х* =  = 31,2 г CuSO4·5H2O

3. Определяем массу воды: 200 – 31,2 = 168,8 г Н2О.

Поскольку *ρ*(Н2О) = 1 г/см3, объём воды будет равен 168,8 мл.

***Ответ.*** Потребуется 31,2 г CuSO4·5H2O и 168,8 мл Н2О.

**15. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ**

По способности приводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

|  |  |
| --- | --- |
| **Электролиты** | – вещества, которые в растворах или расплавах распадаются на ионы, а потому проводящие электрический ток.  К электролитам относятся практически все кислоты, основания, соли. |
| **Неэлектролиты** | – вещества, которые в растворах или расплавах не распадаются на ионы и не проводят электрический ток.  К ним относится большинство органических соединений (сахар, бензол), оксиды, простые вещества. |
| Способность растворов электролитов проводить электрический ток объяснила *теория электролитической диссоциации*, предложенная шведским химиком С. Аррениусом (1887 г.) | |
| **Основные**  **положения**  **теории** | 1. Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются на положительные и отрицательные ионы.  *Электролитическая диссоциация* – это распад молекул электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя (воды).  Основной причиной электролитической диссоциации является взаимодействие молекул электролита с полярными молекулами растворителя. В воде силы взаимодействия между ионами уменьшаются в 81 раз, и перешедшие в раствор ионы будут образовывать гидраты ионов. Например, в растворах нет иона Н+, есть гидратированный протон Н+(Н2О), который называют ионом гидроксония и изображают Н3О+. Но для простоты написания ионов молекулы воды опускают.  2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные движутся к катоду и называются *катионы*, а отрицательно заряженные – к аноду и называются *анионы*.  3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (*ассоциация*), который принято выражать уравнением диссоциации.  **Например**,  HCl ↔ H+ + Cl-  катион анион |

**Диссоциация кислот, оснований и солей**

|  |  |
| --- | --- |
| **Диссоциация кислот** | **Кислоты** – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.  1. Одноосновные кислоты диссоциируют в одну ступень:  HNO3 ↔ H+ + NO3–  2. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (главным образом по первой ступени) в зависимости от основности:  Н3РО4 ↔ Н+ + Н2РО4– /первая ступень/  Н2РО4– ↔ Н+ + НРО42– /вторая ступень/  НРО42– ↔ Н+ + РО43– /третья ступень/ |
| **Диссоциация оснований** | **Основания** – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.  1. Однокислотные основания диссоциируют в одну ступень:  КОН ↔ К+ + ОН–  2. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:  Са(ОН)2 ↔ СаОН+ + ОН– /первая ступень/  СаОН+ ↔ Са+2 + ОН– /вторая ступень/  Диссоциация многокислотного основания протекает главным образом по первой ступени |
| **Амфолиты**  **(амфотерные**  **основания)** | – электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода и гидроксид-ионы.  **Например**,  Zn+2 + 2OH– ↔ Zn(OH)2 ↔ 2H+ + ZnO22–  (H2ZnO2) |
| **Диссоциация**  **солей** | **Соли** – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы остатка от основания и анионы кислотных остатков.   1. Средние соли диссоциируют в одну ступень:   Al2(SO4)3 ↔ 2Al+3 + 3SO42–   1. Кислые соли диссоциируют ступенчато:   NaHSO4 ↔ Na+ + HSO4–  HSO4– ↔ H+ + SO42–   1. Основные соли диссоциируют ступенчато:   Mg(OH)Cl ↔ MgOH+ + Cl–  MgOH+ ↔ Mg+2 + OH–   1. Двойные соли диссоциируют в одну ступень:   KAl(SO4)2 ↔ K+ + Al+3 +2SO42– |
|  | 1. Комплексные соли диссоциируют ступенчато:   [Ag(NH3)2]Cl ↔ [Ag(NH3)2]+ + Cl–  [Ag(NH3)2]+ ↔ Ag+ + 2NH3 |

**Степень и константа диссоциации**

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы, другие – частично, часть их молекул остаётся в растворе в недиссоциированном виде.

**Степень диссоциации** – это отношение числа распавшихся на ионы молекул *n* к общему числу растворённых молекул электролита *N*:

***α* = *n*/*N***

Степень диссоциации выражают в % от 0 до 100%.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и средней силы:

1. Сильные электролиты – при растворении в воде диссоциируют практически полностью. Степень диссоциации больше 30% (α >30%). К ним относятся почти все растворимые соли, сильные кислоты, щелочи:

HCl, HNO3, H2SO4, HMnO4 – кислоты;

NаОН, КОН, LiОН, Ba(ОН)2 – основания (щелочи);

NaCl, K2SO4, KNO3, KMnO4 – соли.

2. Слабые электролиты – при растворении в воде диссоциируют частично. Степень диссоциации меньше 30% (α*<* 30%). К ним относятся: Н2О, почти все органические кислоты (СН3CООН), слабые минеральные кислоты (H2S, Н2СО3, HF) и слабые основания (NH4ОН), труднорастворимые основания и соли.

3. Электролиты средней силы – степень диссоциации 3% <α*<* 30%. К ним относятся H2SO3,H3РO4.

**Факторы, влияющие на степень диссоциации:**

Степень диссоциации с уменьшением концентрации электролита (разбавление водой) и повышением температуры увеличивается.

**Константа диссоциации**

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации (Кд). Для слабого электролита общей формулы КА уравнение диссоциации имеет вид: КА ↔ К+ + А–.

Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

,

где [K+] , [A–] – равновесные концентрации ионов K+, A– , а [KA] равновесная концентрация недиссоциированных молекул КА. Константу равновесия в этом случае называют константой диссоциации (*Кд*) – характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем сильнее электролит.

**Ионные уравнения реакций**

### ТЭД показывает, что все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами.

Реакции в водных растворах электролитов изображаются в виде ионных уравнений.

### **Составление ионных уравнений реакции**

|  |  |
| --- | --- |
| **Последовательность составления ионных уравнений** | 1. Записать уравнение реакции в молекулярное форме:   BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4↓ + 2NaCl |
| 1. Переписать уравнение реакции как ионное, заменив молекулы сильных электролитов на ионы. В молекулярной форме записывают труднорастворимые, малодиссоциируемые (Н2О, СН3CООН, NH4ОН) и газообразные вещества:   Ba+2 + 2Cl– + 2Na+ + SO42– = BaSO4↓ + 2Na+ + 2Cl–  Это *полное ионное* уравнение реакции. |
| 1. Исключить из левой и правой части уравнения одинаковые ионы, как не участвующие в реакции, и переписать уравнение без этих ионов:   Ba+2 + SO42– = BaSO4↓  Это *сокращённое ионное* уравнение выражает сущность реакции, заключающейся во взаимодействии ионов Ba+2 и SO42–. |
| **Среда раствора** | В результате диссоциации воды (Н2О ↔ Н+ + ОН–) и соединений, содержащих Н+ и ОН– в водных растворах ве­ществ всегда присутствуют катионы Н+ и анионы ОН–.  В зависимости от соотношения между концентрациями этих ионов, различают:  1) нейтральную среду раствора [Н+] = [ОН–];  2) кислую среду раствора [Н+] > [ОН–];  3) щелочную среду раствора [Н+] < [ОН–];  [ ] – обозначение концентрации в моль/л. |

**16. Гидролиз солей**

Водные растворы солей имеют щелочную, кислую или нейтральную реакцию, хотя в своём составе не содержат ни водородных ионов, ни гидроксид-ионов. Например, водный раствор AlCl3 имеет кислую среду (рН<7), раствор К2СО3 – щелочную среду (рН>7), раствор NaCl – нейтральную (рН=7). Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу.

|  |  |
| --- | --- |
| **Гидролиз** **солей** | – взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.  Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами или катионами водорода из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо: Н2О ↔ Н+ + ОН–. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов Н+ или ОН–, и раствор соли показывает кислую или щелочную среду. |
| **Константа и степень гидролиза** | |
| **Константа гидролиза** | Гидролиз – процесс обратимый для большинства солей:  CH3COONa + Н2О ↔ CH3COOH + NaOH  CH3COONa ↔ CH3COO– + Na+  Н2О ↔ Н+ + ОН–  CH3COO– + Н+ ↔ CH3COOH  суммарно: CH3COO– + Н2О ↔ CH3COOH + OH–  Применив закон действующих масс к данному необратимому процессу получим:    [Н2О] в растворе соли постоянна, поэтому величину [Н2О] можно объединить с *К*:  ,  где К*г*– константа гидролиза, количественная характеристика процесса, зависит от природы соли, t; чем больше значение К*г*,тем в большей степени протекает гидролиз. |
| **Степень гидролиза, *h*** | – это отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу растворённых молекул    где *n* – число молекул соли, подвергшихся гидролизу;  *N* – общее число растворённых молекул соли.  *Степень гидролиза зависит от*:  1) природы соли: чем слабее кислота (основание), которая образуется в результате гидролиза, тем больше степень гидролиза;  2) концентрации соли: при разбавлении раствора, т.е. с уменьшением концентрации соли, степень гидролиза увеличивается;  3) температуры: при повышении температуры степень гидролиза увеличивается. |
| **Типичные случаи гидролиза солей** | |
| **Гидролиз по аниону** | – это гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием (Na2CO3, NaCN, CH3COOK).  Анион связывает Н+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).  1) Если соль образована слабой одноосновной кислотой, то гидролиз идёт в 1 ступень:  а) молекулярное уравнение:  СН3СООNa + НОН ↔ СН3СООН + NaОН  слабая кислота сильное основание  б) полное ионное уравнение:  СН3СОО– + Na+ + НОН ↔ СН3СООН + Na+ + ОН–  в) сокращённое ионное уравнение:  CH3COO– + Н2О ↔ CH3COOH + OH–    Среда щелочная, [ Н+ ] < [ ОН- ]; рН>7.    2) Гидролиз солей, образо­ванных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями (Na2CО3, К3РО4), протекает ступенчато, при этом получаются кислые соли.  Так, гидролиз карбоната натрия Na2CО3 может быть выражен уравнениями:  1 ступень а) молекулярное уравнение гидролиза:  Na2CО3 + H2О ↔ NaHCO3 + NaOH  б) ионное уравнение гидролиза:  2Na+ + CO32– + H2О ↔ Na+ + НСО3– + Na+ + ОН–  в) сокращенное ионное уравнение гидролиза:  CO32– + H2О ↔ НСО3– + ОН–  2 ступень:  а) NaHCО3 + H2О ↔ H2CО3 + NaOH  б) Na+ + HCО3– + H2О ↔ H2CО3 + Na+ + OH–  в) HCО3– + H2О ↔ H2CО3 + OH–  Таким образом, при гидролизе солей двух- и многоосновных кислот образуются кислые соли. Гидролиз протекает главным образом по первой ступени. И лишь при сильном разбавлении и нагревании сле­дует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли.  рН>7, растворы проявляют щелочную среду |
| **Гидролиз по катиону** | – это гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (CuCl2, NH4Cl, FeSO4).  Катион соли связывает гидроксид-ион воды, образуя слабый электролит (основание).  1) Если соль образована слабым однокислотным основанием, то гидролиз протекает в 1 ступень:  NH4Cl + HOH **↔** NH4OH + HCl  слабое основание сильная кислота  NH4+ + Cl- + HOH **↔** NH4OH + Н+ + Cl-  NH4+ + HOH **↔** NH4OH + Н+  Среда кислая [ ОН- ] < [ Н+ ]; рН<7.  2) Если соль образована слабым многокислотным основанием (MgSO4, Al2(SO4)3, Fe(NO3)3 и т.д.), то гидролиз соли протекает ступенчато, через стадию образования основных солей.  **Например**, гидролиз AlCl3  1 ступень:  а) А1С13 + Н2О ↔ АlОНСl2 + НСl  б) Аl+3 + 3Сl- + Н2O ↔ АlOН2+ + 2Сl– + Н+ +Сl–  а) Аl+3 + Н2О ↔ АlOН2+ + Н+  2 ступень:  в) Аl(ОН)Cl2 + H2O ↔ Al(ОН)2Сl + НСl  б) АlOН2+ + 2Сl– + H2O ↔ Аl(OН)2+ + Сl– + Н+ + Сl–  a) AlOH2+ + H2O ↔ Al(OH)+ + H+  3 ступень:  в) Аl(ОН)2Cl + H2O ↔ Al(ОН)3 + НСl  б) Аl(ОН)2+ + Сl– + H2O ↔ Аl(OН)3+ Н+ + Сl–  a) Аl(ОН)2+ + H2O ↔ Al(OH)3 + H+  Среда кислая [ ОН- ] < [ Н+ ]; рН<7.  Третья ступень – реакция практически не протекает (ввиду накопления ионов водорода процесс смещается в сторону исходных веществ). Однако разбавление раствора, повышение температуры усиливают гидролиз. В этом случае можно писать уравнения гидролиза и по третьей ступени. |
| **Гидролиз по катиону и аниону** | – это гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.  Катион слабого основания связывает ОН– и образуется слабое основание, анион слабой кислоты связывает Н+ и образуется слабая кислота. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной в зависимости от константы диссоциации слабой кислоты или слабого основания, которые образуются в результате гидролиза. |
|  | **Например**,  СН3СООNH4 + НОН ↔ СН3СООН + NH4ОН  слабая кислота слабое основание  СН3СОО– + NH4+ + НОН ↔ СН3СООН + NH4ОН  Среда близкая к нейтральной [Н+] ≈ [ОН–].  Гидролиз идет полностью. |
| **Гидролизу не подвергаются** | соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, т.к. образуются в растворе сильное основание и сильная кислота.  **Например:** NaCl + HOH ↔ NaOH + HCl  Na+ + Cl– + HOH ↔ Na+ + OH– + H+ + Cl–  HOH ↔ H+ + OH–  Среда нейтральная [Н+] = [ОН–]. |
| **Роль**  **гидролиза** | Гидролиз в широком смысле – это реакция обменного разложения между различными веществами и водой. Такое определение охватывает и гидролиз органических соединений – сложных эфиров, жиров, углеводов, белков, и гидролиз неорганических ве­ществ – солей, карбидов, галогенов и т. д.  В больших масштабах осуществляется гидролиз древесины. Растущая быстрыми темпами гидролизная промышленность вырабатывает из непищевого сырья (древесины, хлопковой шелухи, подсолнечной лузги, соломы, кукурузной кочерыжки) ряд ценных продуктов: этиловый спирт, белковые дрожжи, глюкозу, твердый оксид углерода (IV), фурфурол, скипидар, метиловый спирт, лигнин и многие другие.  В результате гидролиза минералов – алюмосиликатов – происходит разрушение горных пород. Гидролиз солей (например, Na3PО4, Na2CО3) применяют для очистки воды и уменьшения ее жесткости. На процессе гидролиза основаны важные химические производства: гидролиз древесины, осахаривание крахмала, получение мыла и многие другие. В живых организмах протекает гидролиз полисахаридов, белков и других органических соединений. |

**17. ПРЕДМЕТ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

*Органическая химия* изучает соединения углерода, назы­ваемые *органическими веществами*. В связи с этим органиче­скую химию называют также химией соединений углерода. Кроме этого, органическая химия может быть определена как химия углеводородов и их производных. Такое определе­ние более четко отражает содержание предмета органической химии.

Важнейшие причины выделения органической химии в отдельную науку заключаются в следующем.

1. Число известных органических соединений (около 6 млн.) значительно превышает число соединений всех остальных эле­ментов периодической системы Д.И. Менделеева. В настоящее время известно около 700 тыс. неорганических соединений, пример­но 150 тыс. новых органических соединений получают сейчас в один год. Это объясняется особой способностью элемента углеро­да давать соединения, содержащие практически неограничен­ное число атомов углерода, связанных в цепи и циклы.

2. Органические вещества имеют исключительное значение вследствие их крайне многообразного практического примене­ния, а особенно потому, что они играют важную роль в процес­сах жизнедеятельности организмов.

3. Имеются существенные отличия в свойствах и реакцион­ной способности органических соединений от неорганических, вследствие чего возникла необходимость в развитии многих спе­цифических методов исследования органических соединений.

**18. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**А.М. БУТЛЕРОВА**

Основой для правильного и глубокого понимания химической природы органических веществ служит *теория химического строения А.М. Бутлерова.* Основные положения теории строения:

1. В молекулах соединений существует определенный порядок связи атомов, который и носит название строения.
2. Химические свойства соединения определяются составом и строением его молекул.
3. Различное строение при одном и том же составе и молекулярной массе вещества обуславливает явление изомерии.
4. Атомы в молекуле вещества оказывают взаимное влияние друг на друга, что определяет реакционную способность вещества.

Положения теории А.М. Бутлерова объясняют причины многообразия органических соединений, явление изомерии и решают проблемы объяснения основы взаимного влияния.

**19. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Наиболее прочной и малоизменяемой частью сложного органического вещества является его углеводородная часть и особенно углеродная цепь − углеродный скелет. В зависимости от структуры углеродного скелета все органические вещества классифицируют следующим образом:

1. *Ациклические (алифатические) соединения.*

Скелет составлен из непосредственно связанных атомов углерода в виде неразветвленной



или разветвленной цепи



2. *Карбоциклические соединения.*

В их молекулах углеродные цепи замкнуты в цикл. Карбоциклические органические соединения включают два ряда: алициклический и ароматический. Ароматический ряд объединяет ароматические углеводороды – бензол, нафталин и их производные:



К алициклическим углеводородам относятся циклопропан, циклобутан, циклопентан, а также их производные:



3. *Гетероциклические соединения.*

В циклы молекул наряду с атомами углерода входят атомы и других химических элементов. К ним относятся тиофен, пиримидин, пиридин и т.д.:



В каждом из данных рядов все соединения подразделяются по классам в зависимости от состава и строения, функциональных групп.

*Функциональная группа* – это атом или группа атомов, обуславливающая особенности химического поведения данной группы органических соединений и определяющая принадлежность этой группы соединений к соответствующему классу.

Все классы органических соединений включают как насыщенные веще­ства, так и ненасыщенные, содержащие кратные связи. Существуют органиче­ские соединения со смешенными функциями, т.е. имеющие в молекуле различ­ные функциональные группы.

**Основные классы органических соединений**

|  |  |
| --- | --- |
| **Название класса** | **Общая формула** |
| **Углеводороды** | R–H |
| **Галогенопроизводные углеводородов** | R–Hal |
| **Спирты и фенолы** | R–OH; Ar–OH |
| **Простые эфиры** | R–O–R′ |
| **Сложные эфиры** |  |
| **Карбонильные соединения:**  **альдегиды, кетоны** |  |
| **Карбоновые кислоты** |  |
| **Амиды** |  |
| **Галогенангидриды** |  |
| **Меркаптаны** | R–SH |
| **Амины** | R–NH2; R2NH; R3N |
| **Нитросоединения** | R–NO2 |
| **Нитрилы** | R–CN |
| **Сульфокислоты** | R–SO3H |
| **Металлоорганические соединения** | R–Me |

**20. КЛАССИФИКАЦИЯ УГЛЕВОДОРОДОВ**

**Углеводороды** – это органические соединения, состоящие из атомов углерода и водорода.

В зависимости от строения углеродного скелета углеводороды можно разделить на ациклические, среди которых различают предельные углеводороды (алканы) и непредельные (алкены и алкины), и циклические, включающие ароматические (арены) и алициклические соединения:

**Циклические**

**Ациклические**

**Углеводороды СхНу**

**Алициклические**:

1. Предельные (циклоалканы)



2. Непредельные (циклоалкены, циклоалкины)



**Ароматические** (арены)

;



**Непредельные:**

1. Этиленовые (алкены)

СН2=СН2;

СН3–СН=СН2

2. Ацетиленовые (алкины)

CH≡CH;

СН3–С≡СН

**Предельные** (алканы)

СН4;

СН3–СН3; СН3–СН2–СН3

**ПРЕДЕЛЬНЫЕ АЦИКЛИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

**(АЛКАНЫ)**

**Предельные углеводороды (алканы)** – это углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой одинарными связями, а все остальные единицы валентности насыщены атомами водорода.

Общая формула алканов **С*n*Н2*n*+2**, где *n* ≥ 1. Например, СН4 – метан, С2Н6 – этан, С3Н8 – пропан и т. д. В этом ряду каждый член ряда отличается от своего соседа на атомную группу СН2, которая называется гомологической разностью, сам ряд – гомологическим рядом, а члены ряда – гомологами.

**Гомологический ряд метана**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Эмпирическая**  **формула** | **Упрощенная**  **структурная**  **формула** | **Международное**  **название** | **Одновалентный радикал**  **(–R)** | **Название**  **радикала** |
| СН4 | СН4 | метан | –СН3 | метил |
| С2Н6 | СН3–СН3 | этан | –С2Н5 | этил |
| С3Н8 | СН3–СН2–СН3 | пропан | –С3Н7 | пропил |
| С4Н10 | СН3–СН2–СН2–СН3 | бутан | –С4Н9 | бутил |
| С5Н12 | СН3–(СН2)3–СН3 | пентан | –С5Н11 | пентил (амил) |
| С6Н14 | СН3–(СН2)4–СН3 | гексан | –С6Н13 | гексил |
| С7Н16 | СН3–(СН2)5–СН3 | гептан | –С7Н15 | гептил |
| C8H18 | СН3–(СН2)6–СН3 | октан | –С8Н17 | октил |
| С9Н20 | СН3–(СН2)7–СН3 | нонан | –С9Н19 | нонил |
| С10Н22 | СН3–(СН2)8–СН3 | декан | –С10Н21 | децил |

Для названия органических соединений широко используют две номенклатуры: рациональную и систематическую (ИЮПАК). По *рациональной номенклатуре* углеводороды рассматриваются как производные метана. **Например**:



Согласно *систематической номенклатуре* за основу принимают наиболее длинную цепь углеродных атомов и нумеруют их с того конца, к которому ближе стоит углеводородный радикал, а затем называют номер углеродного атома, с которым связан радикал, затем радикал и углеводород, которому соответствует длинная цепь. **Например**:



2-метил-4-этилгептан

Для алканов характерна *изомерия углеродного скелета*. Первые три члена гомологического ряда алканов изомеров не имеют, а четвертый – бутан имеет два изомера:



СН3—СН2—СН2—СН3

бутан

2-метилпропан (изобутан)

У пентана – 3 изомера, у гексана – 5 и т. д.

**Строение молекулы метана и его структурная формула**

|  |
| --- |
| sp3-гибридизация    **С\*...2**    sp3- гибридизованные орбитали тетраэдр  атома углерода  **СН4 – метан**  структурная формула |

**Строение гомологов метана – этана и пропана и их**

**структурные формулы**

|  |
| --- |
| **С2Н6 – этан**    структурная формула  **С3Н8 – пропан**  структурная формула |

*Способы получения*:

1. Получение метана:

а) в лаборатории:

CH3COONa + NaOH CH4 + Na2CO3

Аl4С3 + 12Н2O  3СН4 + 4Аl(ОН)3

б) в промышленности:

С + 2Н2  СН4

СО + 3Н2  СН4 + Н2O

2. Общие способы получения алканов:

а) С*n*Н*2n* + Н2  С*n*Н*2n+2*

б) СН2=СН2 + Н2  С2Н6

в) С2Н5Вr + 2Na + C2H5Br  С4Н10 + 2NaBr

г) C2H5COONa + NaOH С2Н6 + Na2CO3

3. Пропан, пентан, бутан, получают из природных горючих и попутных нефтяных газов и газов нефтепереработки. Гексан получают из легких фракций нефти и из смеси продуктов, образующихся в реакции Фишера – Тропша.

*Физические свойства*:

Метан СН4 – газ без цвета и запаха, в 1,8 раза легче воздуха, малорастворим в воде. Этан, пропан, бутан – также газы. Пентан, гексан и далее – жидкости.

Углеводороды, начиная с С17Н36 – твердые вещества. Жидкие и твердые алканы легче воды и нерастворимы в ней. По мере роста числа атомов углерода возрастают плотность, температуры плавления и кипения алканов.

*Химические свойства*:

* + - 1. Реакции замещения:

а) галогенирование:

CH4 + Сl2  CH3Сl + HСl

хлорметан

CH3Сl + Сl2  CH2Сl2 + HСl

дихлорметан

CH2Сl2 + Сl2  CHСl3 + HСl

трихлорметан (хлороформ)

CHСl3 + Сl2  CСl4 + HСl

тетрахлорметан

(четыреххлористый углерод)

б) нитрование (*реакция Коновалова*):

CH4 + HNO3 CH3NO2 + H2O

нитрометан

в) сульфирование:

CH4 + H2SO4  CH3SO3H + H2O

метансульфокислота

2. Реакции окисления (горения):

СН4 + 2O2  СO2 + 2Н2O

3. Реакции неполного окисления:

алкан  спирт  альдегид  карбоновая кислота

4. Реакции термолиза:

а) 2СН4 С2Н2 + 3Н2

б) СН4 С + 2Н2

5. Реакции дегидрирования:

CH3–СН3  СН2=СН2 + Н2

6. Реакции изомеризации:

СН3–СН2–СН2–СН2–СН3 



пентан

изопентан

*Области применения:*

1. В качестве топлива, в том числе для двигателей внутреннего сгорания.

2. В органическом синтезе для получения хлорпроизводных, метилового спирта, формальдегида, органических кислот.

3. Для получения непредельных углеводородов, водорода и сажи методом дегидрирования.

**НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ АЦИКЛИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

**(АЛКЕНЫ, АЛКИНЫ)**

**Непредельные ациклические углеводороды** – это углеводороды с открытой цепью, в молекулах которых содержатся двойные и тройные связи.

Различают:

1) *этиленовые* углеводороды (алкены), в молекулах которых между атомами углерода имеется двойная связь ( ). Общая формула алкенов **С*n*Н*2n***, где *n* ≥ 2.

2) *ацетиленовые* углеводороды (алкины), в молекулах которых между атомами углерода имеется одна тройная связь (–С≡С–). Общая формула алкинов **С*n*Н*2n-2***, где *n* ≥ 2.

**Гомологические ряды алкенов и алкинов**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Эмпирическая**  **формула** | **Структурная формула** | **Международное**  **название** |
| **Этиленовые углеводороды (алкены)** | | |
| С2Н4  С3Н6  С4Н8  С5Н10  С6Н12 | Н2С=СН2  Н2С=СН–СН3  Н2С=СН–СН2–СН3  Н2С=СН–СН2–СН2–СН3  Н2С=СН–СН2–СН2–СН2–СН3 | этен (этилен)  пропен  бутен-1  пентен-1  гексен-1 |
| **Ацетиленовые углеводороды (алкины)** | | |
| С2Н2  С3Н4  С4Н6  С5Н8  С6Н10 | HC≡CH  НС≡С–СН3  НС≡С–СН2–СН3  НС≡С–СН2–СН2–СН3  НС≡С–СН2–СН2–СН2–СН3 | этин (ацетилен)  пропин  бутин-1  пентин-1  гексин-1 |

По *систематической номенклатуре* названия этиленовых (алкенов) и ацетиленовых (алкинов) углеводородов производят от названий предельных углеводородов, заменяя суффикс *ан* на *ен* и *ин* соответственно. При этом в качестве главной выбирают самую длинную углеродную цепь, содержащую кратные связи, а саму цепь нумеруют так, чтобы положению кратной цепи соответствовал меньший номер.

**Например**:

 

2,3-диметилбутен-1 3-метилбутин-1

**Строение молекулы этилена, его электронная и**

**структурная формулы и схемы образования *σ*- и *π*-связи**

|  |
| --- |
| 2 |

|  |
| --- |
| **1** |

**Строение молекулы ацетилена, его электронная и структурная формулы и схемы образования *σ*- и *π*-связи**

Таким образом, в молекуле этилена между атомами углерода имеется одна *σ*-связь и одна *π*-связь. В молекуле ацетилена гибридизованные *sp*-орбитали каждого атома углерода образуют *σ*-связи с атомами углерода и водорода, а негибридизованные *р*-орбитали перекрываются во взаимно перпендикулярных плоскостях и образуют *π* -связи.

Для алкенов и алкинов характерна изомерия двух видов:

1) изомерия углеродного скелета (а, б);

2) изомерия положения кратной связи (в, г).

Для этиленовых углеводородов возможна и пространственная изомерия (д).

**Изомерия алкенов и алкинов**

**С4Н8**

**а)**



2-метилпропен



бутен-1

**С5Н8**

**б)**



3-метилбутин



пентин-1

**в)**

**С4Н8**



бутен-1



бутен-2

**г)**

**С5Н8**



пентин-2



пентин-1



бутен-2

**д)**

*Способы получени*



транс-бутен-2



цис-бутен-2

*Способы получения:*

*В промышленности:*

1. При крекинге нефти и нефтепродуктов

a) C8H18  C4H10 + C4H8

б) C4H10  C2H6 + C2H4

2. При дегидрировании алканов:

CH3–СН3 СН2=СН2 + Н2

CH2=СН2 СН2≡СН2 + Н2

3. При взаимодействии карбида кальция с водой:

СаС2 + 2Н2О CH≡CH + Са(ОН)2

4. Термическим разложением метана:

2СН4  СН≡CН + 3Н2

*В лаборатории*:

1. Отщепление воды от спиртов (дегидратация спиртов):

СН3–СН2–ОНСН2=СН2 + Н2О

2. Отщепление галогена от галогенпроизводных углеводородов (реакции дегалогенирования):



а) + Zn СН2=СН2 + ZnBr2

б) СНВr2–СНВr2 + 2Zn СН≡СН + 2ZnBr2

3. Реакции дегидрогалогенирования:

a) CH3CH2Cl + NaOH СН2=СН2 + NaCl + Н2О

б) СН3–СНСl2 + 2NaOHСН≡СН + 2NaCl + 2Н2О

в) СН3СН2Вr + КОН СН2=СН2 + КВr + Н2О

*Физические свойства*:

Этилен (этен) – первый член гомологического ряда без цвета имеющий слабый запах, легче воздуха и малорастворим в воде. Растворим в спирте и хорошо растворим в эфире.

Алкены С3Н6 и С4Н8 – тоже газы. Алкены от С5Н10 до С18Н36 – жидкости, а начиная С19Н38 и далее – твердые продукты.

Ацетилен – бесцветный газ, легче воздуха и малорастворим в воде, растворим в ацетоне. Температура самовоспламенения 335 °С.

Алкины С3Н4 и С4Н6 – тоже газы. Алкены С5Н8 – С18Н34 – жидкости. С19Н36 и далее – твердые продукты.

*Химические свойства:*

I. Реакции присоединения:

1. Галогенирование:

а) СН2=СН2 + Вr2  СН2Вr–СН2Вr

1,2-дибромэтан

б) CH≡CH + 2Вr2  CHBr2–CHBr2

1,1,2,2-тетрабромэтан

Качественная реакция. В процессе обеих реакций происходит обесцвечивание бромной воды.

2. Гидрирование:

а) СН2=СН2 + Н2 CH3–CH3

этан

б) СН≡CНСН2=СН2CH3–CH3

этилен этан

3. Гидрогалогенирование:

а) СН2=СН2 + НСl  СН3–СН2Сl

хлорэтан

б) СН≡CН СН2=CHCl СН3–СН2Сl2

1,1-дихлорэтан

4. Гидратация:

а) СН2=СН2 + Н2ОСН3–СН2–ОН

этанол

б) СН≡СН + Н2О [СН2=СН–ОН] 

виниловый спиртуксусный альдегид

Реакция получения из ацетилена уксусного альдегида – *реакция Кучерова*.

II. Реакции окисления:

1. Окисление перманганатом калия:

а) 3СН2=СН2 + 2КМnО4 + 4Н2О 3 + 2MnO2 + 2KOH

этиленгликоль



б) 3CH≡CH + 8КМnО4 + 4Н2О  3 + 8MnO2 + 8KOH

щавелевая кислота

Качественная реакция; в процессе обеих реакций происходит обесцвечивание перманганата калия.

2. Горение:

а) СН2=СН2 + 3О2  2СО2 + 2Н2О

б) 2СН≡СН + 5О2  4СО2 + 2Н2О

*Области применения:*

1. В производстве пластмасс и каучуков (полиэтилен, полипропилен, этиленпропиленовый каучук).

2. Для получения спиртов (из этилена получают этанол).

3. Для получения этиленгликоля (из этилена).

4. Этилен применяют для ускорения созревания плодов, для получения окиси этилена, этанола, этилбензола, винилхлорида, дихлорэтана.

5. Ацетилен используется для получения ацетальдегида и уксусной кислоты, синтеза акрилонитрила, винилацетата, хлоропрена, тетрахлорэтана.

6. Этилен, ацетилен и их гомологи используют как химическое сырье для синтеза многих органических веществ, а продукт присоединения хлора к ацетилену – тетрахлорэтан СНСl2–СНСl2 служит хорошим растворителем жиров и многих органических веществ, являясь при этом безопасным в пожарном отношении.

**ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАДИЕНЫ)**

**Диеновые углеводороды** – это углеводороды с двумя двойными связями в молекуле.

Общая формула диеновых углеводородов **С*n*Н2*n*-2**.



Наибольший практический интерес из диеновых углеводородов представляют дивинил (I) и изопропен (II), являющиеся исходными материалами для получения каучуков:

СН2=СH–СН=СН2

дивинил

(бутадиен-1,3)

изопрен (2-метилбутадиен-1,3)

(I) (II)

Названия диеновых углеводородов производят от предельных углеводородов, в которых последняя буква заменяется окончанием *диен*, а цифрами указывается место расположения двойных связей в цепи. Международное название – алкадиены.

Отдельно следует отметить реакции получения из ацетилена винилацетилена (1), карбина (2) и бензола (3):

2СН≡СН  СН≡С–С=СН2 (1)

винилацетилен

(группа атомов СН2=СН— называется винилом)

2*n*СН≡СН  [–С≡С–С≡С–]n (2)

карбин



3СН≡СН  (3)

бензол

*Физические свойства:*

Бутадиен-1,3 (дивинил) – газ, сжижающийся при температуре - 4,5 °С, тяжелее воздуха и с неприятным запахом. Растворим в эфире и бензоле, плохо растворим в спирте и нерастворим в воде.

2-метилбутадиен-1,3 (изопрен) – бесцветная жидкость с характерным запахом и tкип = 34°С; хорошо растворим в органических растворителях, нерастворим в воде.

*Способы получения:*

1. Каталитическое дегидрирование бутана и пентана:

а) СН3–СН2–СН2–СН3  СН2=СН–СН=СН2 + 2Н2

б)  + 2Н2



2. Из этилового спирта (способ русского ученого *С. В. Лебедева*):

2СН3СН2ОН СН2=СН–СН=СН2 + 2Н2О + Н2

3. Из ацетилена:

2СН≡СН  СН≡С–С≡СН  СН2=СН–СН=СН2

4. В промышленности изопрен получают конденсацией изобутилена и формальдегида в присутствии серной кислоты:

+ СН2О  + Н2О



5. Метод *Фаворского*:

(СН3)2С=О + СН≡СН 



 + Н2О



*Химические свойства:*

1. Реакции присоединения:



а) СН2=СН–СН=СН2  СН2Вr–СНВr–СН=СН2

СН2Вr–СН=СН–СН2Вr

 СН2Вr–СНВr–СНВr–СН2Вr

 СН3–СН2–СН=СН2



б) СН2=СН–СН=СН2  СН3–СН=СН–СН3

 СН3–СН2–СН2–СН3

2. Реакции полимеризации:

а) *n* СН2=СН–СН=СН2  [–СН2–СН=СН–СН2–]*n*

бутадиен полибутадиен

б) 



полиизопрен

*Области применения:*

Основная область применения – получение синтетического каучука (бутадиенового каучука из бутадиена-1,3 и изопренового каучука из изопрена).

**Каучук.** Различают природный (натуральный) каучук и синтетический. Природный каучук представляет собой полимер, имеющий формулу (С5Н8)*n*, где *n* = 2000-4000. Установлено, что природный каучук является полимером изопрена:



Натуральный каучук получают из сока каучуковых растений, например из гевеи (Бразилия).

Синтетический каучук впервые был получен в 1926г. русским ученым С. В. Лебедевым из дивинила СН2=СН—СН=СН2 (бутадиен-1,3). В настоящее время находит широкое применение множество различных синтетических каучуков, которые являются сополимерами, например бутадиен-стирольный и этиленпропиленовый каучуки. Изопреновый каучук определенного (стереорегулярного) строения аналогичен по структуре натуральному каучуку и близок к нему по своим свойствам.

**Резина.** Каучуки в чистом виде имеют весьма ограниченное применение. Для улучшения потребительских свойств каучуков их подвергают процессу вулканизации – нагревание каучука с серой с добавлением та­ких наполнителей, как сажа, мел, глина и др. В процессе вулканизации атомы серы соединяют молекулы каучука в местах двойных связей и получается упругий эластичный продукт, называемый резиной (при небольшом содержании серы) или эбонитом (содержание серы в каучуке составляет 25–30 % по массе).

В настоящее время разработаны способы получения износостойкой, температуро- и вакуумостойкой резины, которая, являясь прочной, эластичной, нерастворимой в большинстве растворителей массой, используется для изготовления различных шин, камер, лодок, шлангов, обуви, одежды, широкой номенклатуры медицинских изделий, предметов домашнего обихода и т. п.

Эбонит получил свое признание как хороший изоляционный материал.

**АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

**(АРЕНЫ)**

**Ароматические углеводороды (арены)** – это углеводороды, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец, представляющих собой циклическую группу из шести атомов углерода с особым характером связи.

Общая формула аренов **С*n*Н*2n-6***, где *n* ≥ 6.

Название ароматические углеводороды получили из-за приятного запаха ароматных бальзамов, из которых они были впервые получены.

**Классификация ароматических углеводородов**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| |  | | --- | | **Ароматические углеводороды (арены)** |  |  | | --- | | Полициклические |  |  | | --- | | Моноциклические  (арены ряда бензола) |  |  | | --- | | Арены с  изолированными циклами |     толуол бензол   |  | | --- | | Арены с  конденсированными циклами |       дифенил нафталин      антрацен |

**Изомерия и номенклатура гомологов бензола**

1. Изомерия строения заместителя:



пропилбензол изопропилбензол

|  |
| --- |
| 2. Изомерия положения заместителей:    орто-ксилол мета-ксилол пара-ксилол  (1,2-диметилбензол) (1,3-диметилбензол) (1,4-диметилбензол)  3. Изомерия числа заместителей:    этилбензол орто-ксилол |

**Строение молекулы бензола и его структурная формула**

Молекула бензола представляет собой правильный плоский шестиугольник. Все атомы углерода в бензоле находятся в состоянии sp2-гибридизации. Каждый атом имеет один *р*-электрон, который не участвует в гибридизации. Облака этих р-электронов находятся в плоскостях, перпендикулярных плоскости σ-связей. Каждое *р*-облако перекрывается с двумя соседними р-облаками, и в результате образуется единая сопряженная π-система.

Цикл из шести атомов углерода, связанных с шестью σ-связями и единой шестиэлектронной π-системой, называется *бензольным ядром*. Длина связи между атомами углерода 0,140 нм.

Бензольное ядро обладает определенной совокупностью свойств, которую принято называть *ароматичностью*.

|  |
| --- |
| 4 |

*Способы получения*

*В промышленности:*

1. Из продуктов пиролиза каменного угля.

2. Процесс ароматизации нефти, содержащей алканы и циклоалканы:

а) Реакции дегидроциклизации алканов:



С6Н14+ 4Н2

б) Реакции дегидрирования циклоалканов:



 + 3Н2

*В лаборатории:*

1. Пропускание ацетилена через нагретую до 600° трубку, заполненную активированным углем:



3СН≡CН 

2. Реакция соли ароматической кислоты со щелочью:



+ NaOH + Na2CO3

натриевая соль

бензойной кислоты

3. Десульфирование бензолсульфокислоты:



+ Н2О+ Н2SO4

*Физические свойства:*

Бензол – это бесцветная, летучая жидкость с характерным запахом и нерастворимая в воде, но сам бензол является прекрасным растворителем многих органических веществ. Плотность 0,88г/см3, tкип = 80,1°С, tпл= 5,5 °С. С увеличением относительных молекулярных масс аренов температуры их кипения повышаются. Все арены – жидкости или твердые вещества. Многие арены токсичны, а некоторые – канцерогены.

*Химические свойства:*

1. Реакции замещения:

а) Галогенирование:



+ Br2   + HBr

бромбензол

б) Сульфирование:



+ Н2SО4(конц) + Н2О

бензолсульфокислота

в) Нитрование:



+ НNО3 + Н2О

нитробензол

г) Алкилирование по Фриделю – Крафтсу



+ CH3Cl + HCl

2. Реакции присоединения:

а) Хлорирование на свету:



+ 3Cl2 

гексахлорциклогексан

б) Каталитическое гидрирование:



+ 3H2 

циклогексан

Бензол устойчив к окислителям и в отличие от непредельных углеводородов (алкенов и алкинов) он не обесцвечивает бромную воду и раствор КМnО4.

3. Реакция горения бензола на воздухе:

2С6Н6 + 15O2  12СО2 + 6Н2О

Гомологи бензола по химическим свойствам сходны с бензолом, но имеют некоторые свои особенности, обусловленные взаимным влиянием бензольного кольца и заместителя. Например, благодаря взаимному влиянию атомов в молекуле толуола атомы водорода метильной группы –СН3 становятся гораздо более подвижными, чем атомы водорода аналогичной группы в алканах. В связи с этим толуол легко окисляется раствором КМnО4 в кислой среде:



+ 3[O]  + H2O

толуол бензойная кислота

По этой же причине атомы водорода в *орто-* и *пара*-положениях ароматического кольца толуола становятся более подвижными, чем в молекуле бензола, вследствие чего толуол гораздо более активен в реакциях замещения в ароматическом ядре, чем бензол:



+ 3HNO3  + 3H2O

2,4,6-тринитротолуол

Кроме того, в толуоле реакция замещения может идти путем замещения водорода в алкильной группе в отличие от бензола, в котором замещение происходит в бензольном кольце:



+ 2Cl2  + HCl

*Области применения:*

Бензол и его производные используются в качестве растворителей, для получения красителей, взрывчатых веществ, ядохимикатов. В частности, гексахлорциклогексан (гексахлоран) С6Н6Сl6 применяется для борьбы с насекомыми, С6Н5Сl – растворитель, тринитротолуол – взрывчатое вещество, ксилол – растворитель для лакокрасочной промышленности, этилбензол – растворитель и сырье для синтеза стирола, который используется для получения полистирола и бутадиен-стирольного каучука. Бензол применяется также для получения фенола, анилина, *α*-капролактама, нитробензола, циклогексана и гексахлорциклогексана.

**21. ОСНОВНОЕ СЫРЬЕ ДЛЯ ПОЛУЧЕНИЯ УГЛЕВОДОРОДОВ**

**НЕФТЬ И ПРИРОДНЫЕ ГАЗЫ**

Основными сырьевыми материалами для получения углеводородов являются нефть и природные газы. В природе залежи нефти находятся на разной глубине в недрах Земли. Россия по запасам нефти занимает первое место в мире.

**Нефть** – это маслянистая жидкость от светло-коричневого до темно-бурого цвета (плотность 0,70-0,97 г/см3) с характерным запахом и нерастворимая в воде. По составу нефть – это смесь различных углеводородов, вид и содержание которых зависят от ее месторождения: бакинская нефть богата циклоалканами (с пяти- и шестичленными кольцами), грозненская нефть содержит больше предельных углеводородов, уральская – ароматических. В нефти содержатся также примеси кислородных, сернистых и азотистых органических соединений. Сырая нефть, как правило, не используется в хозяйственных нуждах, а подвергается первичной и вторичной переработке для получения ценных продуктов – бензина, керосина, различных масел и т.п.

Первичной переработкой нефти является перегонка, производимая на нефтеперерабатывающих заводах и позволяющая получать следующие продукты: бензин (tкип= 40-200°С), состоящий из углеводородов, содержащих от 5 до 12 атомов углерода (C5÷C12), лигроин (tкип = 120-240°С), включающий углеводороды C8÷C14; керосин (tкип= 150-300°С), преимущественно включающий углеводороды C9÷C16; газойль (tкип = 200-500°С), включающий углеводороды C12÷C35. Газойль подразделяется на две фракции: легкий газойль (tкип = 200-360°С) и тяжелый газойль (tкип = 360-500°С), который отгоняется при пониженном давлении. В остатке остается мазут – черная вязкая жидкость. Мазут перегоняют под пониженным давлением и выделяют из него смазочные масла (машинное, веретенное и др.), вазелин – смесь жидких и твердых углеводородов, парафин. В остатке после перегонки мазута получают гудрон – темную нелетучую массу.

Полученные при первичной переработке продукты используют следующим образом: бензин – в авиационном и автомобильном транспорте, лигроин – топливо в дизельных двигателях и растворитель лаков и красок, керосин – горючее для тракторов, реактивных двигателей и бытовых нужд, легкий газойль – дизельное топливо, смазочные масла, получаемые из газойля и мазута, – для смазки различных механизмов, вазелин – для защиты металлов от коррозии и в медицине, парафин – в производстве свечей, спичек, для получения высших карбоновых кислот и др., гудрон – для получения асфальта, мазут и тяжелый газойль – жидкое котельное топливо.

Среди вторичных методов переработки нефти, приводящих к изменению структуры углеводородов, входящих в ее состав, наибольшее зна­чение имеет термический крекинг углеводородов нефти. Сущность термического крекинга, открытого русским инженером В. Г. Шуховым в 1891 г., заключается в нагревании исходного сырья (мазута и др.) до температуры 450-550°С при давлении 2-7 МПа (20-70 атм) с целью увеличения выхода бензиновой фракции. При крекинге углеводороды с большим числом атомов углерода расщепляются на более мелкие молекулы предельных и непредельных углеводородов. **Например:**

С16Н34  С8Н18 + С8Н16

С8Н18  С4Н10 + С4Н8

С12Н26  С6Н14 + С6Н12

Термическим крекингом достигают повышения выхода бензина. Помимо термического крекинга существует еще и каталитический крекинг, идущий в присутствии катализаторов (алюмосиликатов) при 450°С и атмосферном давлении. Каталитическому крекингу подвергаются керосиновая и газойлевая фракции нефти.

**Природный газ** содержит примерно 85-95% метана, 2-10% его гомологов (этана, пропана, бутана) и малые примеси (СО2, N2, H2S, H2О).

К природным газам относят также и попутные газы, выделяемые при добыче нефти. Главное назначение природного газа – дешевое топливо и сырье для химической промышленности. Различают природные газы, добываемые из чисто газовых месторождений, не содержащих нефти, и газы, растворенные в нефти или существующие в виде газо-конденсатных месторождений, залегающих в пластах горных пород.

**КАМЕННЫЙ УГОЛЬ, ТОРФ И СЛАНЦЫ**

Как нефть и природные газы, так и каменный уголь, торф и сланцы являются ценным химическим сырьем и источником энергии. Из **каменного угля** методом коксования (сухая перегонка) путем нагрева до 1000-1200°С без доступа воздуха получают такие продукты, как кокс, каменноугольная смола, аммиачная вода, коксовый газ состава (% объемн.): 60 – водород, 25 – метан, 5 – СО, 4 – азот, 2 – СО2, 2 – этилен, 2 – прочие газы. Основное применение коксового газа – топливо для промышленных печей и источник водорода для синтеза аммиака. Каменноугольную смолу подвергают перегонке и получают бензол и другие ароматические углеводороды. После перегонки каменноугольной смолы остается густая черная масса, называемая пеком, который используется для изготовления графитированных изделий и получения пекового кокса.

**Торф** – это осадочная порода растительного происхождения, образовавшаяся в результате отложения на дне болот остатков отмерших растений и продуктов их разложения под действием микроорганизмов в условиях повышенной влажности и затрудненного доступа воздуха.

Торф применяется в основном как топливо, антисептический подстилочный материал на животноводческих и птицеводческих фермах, как удобрение, а также для химической переработки полукоксованием.

**Сланцы** – это горные породы, отличающиеся ориентированным расположением породообразующих минералов и способностью раскалываться на плоские пластины. Различают горючие, битумные, углистые и другие сланцы. Существует сланцевая промышленность, являющаяся отраслью топливной промышленности, которая занимается добычей, обогащением и переработкой горючих сланцев.

**22. ПОЛИМЕРНЫЕ МАТЕРИАЛЫ, ИХ ОБЩАЯ**

**ХАРАКТЕРИСТИКА**

**Полимеры** – высокомолекулярные соединения, которые характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до многих миллионов. Молекулы полимеров, называемые также макромолекулами, состоят из большого числа повторяющихся звеньев. Вследствие большой молекулярной массы макромолекул полимеры приобретают некоторые специфические свойства. Поэтому они выделены в особую группу химических соединений.

Отдельную группу также составляют **олигомеры**, которые по значению молекулярной массы занимают промежуточное положение между низкомолекулярными и высокомолекулярными соединениями.

Различают неорганические, органические и элементоорганические полимеры. Органические полимеры в свою очередь подразделяются на природные и синтетические.

**Методы получения полимеров**

Полимеры получают методами полимеризации или поликонденсации.

**Полимеризация**– это реакция образования полимеров путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера). При полимеризации не образуются побочные продукты и соответственно элементный состав макромолекул не отличается от состава молекул мономер. В качестве мономеров используются соединения с кратными связями: С=С, C=N, C=C, C=О, C=N, либо соединения с циклическими группировками, способными раскрываться, например:



В процессе полимеризации происходит разрыв кратных связей или раскрытие циклов у мономеров и возникновение химических связей между группами с образованием макромолекул, **например:**

*п*СН2=СН2 → (—СН2—СН2—)*п*

этилен полиэтилен

*п*Н2С=СН—СН=СН2 → (—СН2—СН=СН—СН2—)*п*

бутадиен полибутадиен

(бутадиеновый каучук)

*п*СН≡СН → (—СН=СН—)*п*

ацетилен полиацетилен

**Поликонденсация** – это реакция синтеза полимера из соединений, имеющих две или более функциональные группы, сопровождаю­щаяся образованием низкомолекулярных продуктов (Н2О, NН3, НСl, СН2О и др.). Поликонден­сация бифункциональных соединений получила название линей­ной, **например**:

2NH2– (СН2)5 –СООН → NH2–(СН2)5–СО–NH–(СН2)5–СООН + Н2О

аминокапроновая кислота

NH2–(CH2)5–CO–NH–(СН2)5–COOH + NH2–(СН2)5–СООН →

→ NH2–(СН2)6–СО–NH–(CH2)5–CO–NH–(СН2)5–СООН + Н2О и т.д.

Конечным продуктом будет поли-*ε*-капроамид (капрон) [–СО–NH–(СН2)5–]*п*.

**Строение полимеров**

Макромолекулы полимеров могут быть линейными, разветвленными и сетчатыми. *Линейные полимеры* образуются при полимеризации мономеров или линейной поликонденсации. *Разветвленные полимеры* могут образоваться как при полимеризации, так и при поликонденсации. Разветвление полимеров при полимеризации может быть вызвано передачей цепи на макромолекулу, росте боковых цепей за счет сополимеризации и другими причинами. Разветвленные полимеры образуются при поликонденсации многофункциональных соединений, а также в результате прививки к макромолекулам боковых цепей. Прививку проводят либо путем взаимодействия полимеров с олигомерами или мономерами, либо путем физического воздействия (например, γ-облучения) на смесь полимера и мономеров*. Сетчатые* полимеры образуются в результате сшивки цепей при вулканизации, образовании термореактивных смол и т. д. Форма макромолекул влияет на структуру и свойства полимеров.

Линейные макромолекулы могут иметь *регулярную и нерегулярную структуру*. В полимерах регулярной структуры отдельные звенья цепи повторяются в определенной последовательности и располагаются в пространстве в определенном порядке. Полимеры регулярной структуры получили название *стереорегулярных*. Полимеры, у которых отдельные звенья расположены в пространстве бессистемно, имеют нерегулярную структуру. В качестве примера приведем полипропилен нерегулярной (а) и регулярной (б) структуры:

а)



б)

Стереорегулярной структурой обладают натуральный каучук, а также некоторые синтетические полимеры, например полиизобутилен, полиэтилен, полипропилен. Стереорегулярность структуры изменяет тепловые и механические свойства полимеров.

**Свойства полимеров**

Химические свойства полимеров зависят от их состава, молекулярной массы и структуры. Полимерам свойственны реакции соединения макромолекул поперечными связями, взаимодействия функциональных групп друг с другом и низкомолекулярными веществами и деструкции. Наличие у макромолекул двойных связей и функциональных групп обусловливает повышение реакционной способности полимеров.

Вследствие наличия двойных связей и функциональных групп отдельные макромолекулы могут сшиваться поперечными связями. Примерами образования таких поперечных связей могут быть вулканизация и перевод линейных макромолекул термореактивных полимеров в сетчатые структуры. При вулканизации происходит взаимодействие каучука с вулканизующим агентом, обычно с серой, с образованием резины (0,5-5% серы) или эбонита (20% и более серы), **например**



2[–CH2–CH=CH–CH2–]*n*  + *n*S →

Полимеры могут подвергаться деструкции, т. е. разрушению под действием кислорода, света, теплоты и радиации. Нередко деструкция вызывается одновременным воздействием нескольких факторов. В результате деструкции уменьшается молекулярная масса макромолекул, изменяются химические и физические свойства полимеров, в конце концов полимеры становятся непригодными для дальнейшего применения. Процесс ухудшения свойств полимеров во времени в результате деструкции макромолекул называют старением полимеров. Для замедления деструкции в состав полимеров вводят стабилизаторы, чаще всего антиоксиданты, т. е. ингибиторы реакции окисления (фосфиты, фенолы, ароматические амины). Стабилизация обычно обусловлена обрывом цепи при взаимодействии антиоксидантов со свободными радикалами, образующимися в процессе реакции окисления.

Механические свойства полимеров определяются элементным составом, молекулярной массой, структурой и физическим состоянием макромолекул.

Для полимеров характерны некоторые особенности, такие, как высокоэластическое состояние в определенных условиях, механическое стеклование, способность термореактивных макромолекул образовывать жесткие сетчатые структуры. Механическая прочность полимеров возрастает с увеличением их молекулярной массы, при переходе от линейных к разветвленным и далее сетчатым структурам. Стереорегулярные структуры имеют более высокую прочность, чем полимеры с разупорядоченной структурой. Дальнейшее увеличение механической прочности полимеров наблюдается при их переходе в кристаллическое состояние. На­пример, разрывная прочность кристаллического полиэтилена на 1,5-2,0 порядка выше, чем прочность аморфного полиэтилена. Удельная прочность на единицу площади сечения кристаллических полимеров соизмерима, а на единицу массы на порядок превышает прочность легированных сталей.

Механическая прочность полимеров может быть также повышена путем добавления наполнителей, например сажи и мела, армированием волокнами, например стекловолокном.

**Применение полимеров**

*Материалы, получаемые на основе полимеров*

Ha основе полимеров получают волокна, пленки, лаки, клеи, резины, пластмассы и т.д.

**Волокна** получают путем продавливания растворов или расплавов полимеров через тонкие отверстия (фильеры) в пластине с последующим затвердеванием. К волокнообразующим полимерам относятся полиамиды, полиакрилонитрилы и др.

**Полимерные пленки** получают из расплавов полимеров методом продавливания через фильеры с щелевидными отверстиями или методом нанесения растворов полимеров на движущуюся ленту, или методом каландрования полимеров. Пленки используют в качестве электроизоляционного и упаковочного материала, основы магнитных лент и т. д.

**Лаки** – растворы пленкообразующих веществ в органических растворителях. Кроме полимеров лаки содержат вещества, повышающие пластичность (пластификаторы), растворимые красители, отвердители и др. Применяются для электроизоляционных покрытий, а также в качестве основы грунтовочного материала и лакокрасочных эмалей.

**Клеи** – композиции, способные соединять различные материалы вследствие образования прочных связей между их поверхностями и клеевой прослойкой. Синтетические органические клеи составляются на основе мономеров, олигомеров, полимеров или их смесей. В состав композиции входят отвердители, наполнители, пластификаторы и др.

**Пластмассы** – это материалы, содержащие полимер, который при формировании изделия находится в вязкотекучем состоянии, а при его эксплуатации – в стеклообразном. Все пластмассы подразделяются на реактопласты и термопласты. При формовании реактопластов происходит необратимая реакция отвердевания, заключающаяся в образовании сетчатой структуры. К реактопластам относятся материалы на основе фенолоформальдегидных, мочевиноформальдегидных, эпоксидных и других смол. Термопласты способны многократно переходить в вязкотекучее состояние при нагревании и стеклообразное – при охлаждении. Форма изделия из термопласта фиксируется при охлаждении. К термопластам относятся материалы на основе полиэтилена, политетрафторэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, полистирола, полиамидов и других полимеров.

**Применение полимеров**

В настоящее время широко применяется большое число различных полимеров.

**Полиэтилен** [–СН2–СН2–]*п* – термопласт, получаемый методом радикальной полимеризации при температуре до 320°С и давлении 120-320 МПа (полиэтилен высокого давления) или при давлении до 5 МПа с использованием комплексных катализаторов (полиэтилен низкого давления). Полиэтилен низкого давления имеет более высокие прочность, плотность, эластичность и температуру размягчения, чем полиэтилен высокого давления. Полиэтилен характеризуется устойчивостью к агрессивным средам (кроме окислителей), влагонепроницаем, набухает в углеводородах и их галогенопроизводных. Хороший диэлектрик, может эксплуатироваться в пределах температур от -20 до +100 °С. Облучением можно повысить теплостойкость полимера. Из полиэтилена изготавливают трубы, электротехнические изделия, детали радиоаппаратуры, изоляционные пленки и оболочки кабелей (высокочастотных, телефонных, силовых).

**Полипропилен** [–СН(СН3)–СН2–]*п* – кристаллический термопласт, получаемый методом стереоспецифической полимеризации. Обладает более высокой термостойкостью (до 120-140 °С), чем полиэтилен. Имеет высокую механическую прочность, стойкость к многократным изгибам и истиранию, эластичен. Применяется для изготовления труб, пленок, аккумуляторных баков и др.

**Полистирол**



термопласт, получаемый радикальной полимеризацией стирола. Устойчив к действию слабых растворов кислот и щелочей, алифатических углеводородов, растворим в спиртах, ароматических углеводородах и кетонах. Полистирол обладает высокой механической прочностью и диэлектрическими свойствами и используется как высококачественный электроизоляционный, а также конструкционный и декоративно-отделочный материал в приборостроении, электротехнике, радиотехнике. Гибкий эластичный полистирол, получаемый вытяжкой в горячем состоянии, применяется для оболочек кабелей и проводов.

**Поливинилхлорид** [–СН2–CHCl–]*п* – термопласт, изготовленный полимеризацией винилхлорида. Устойчив к действию растворов кислот, щелочей и солей. Растворим в циклогексаноне, тетрагидрофуране, ограничено – в бензоле и ацетоне. Трудногорюч, механически прочен. Диэлектрические свойства хуже, чем у полиэтилена. Применяется как изоляционный материал проводов и кабелей, а также как химически стойкий конструкционный материал, который можно соединять сваркой.

**Политетрафторэтилен** *(фторопласт)* [–CF2–CF2–]*n* – термопласт, получаемый методом радикальной полимеризации тетрафторэтилена. Обладает исключительной химической стойкостью к кислотам, щелочам и окислителям. Прекрасный диэлектрик. Имеет очень широкие температурные пределы эксплуатации (от -270 до +260°С) (при 400°С разлагается с выделением фтора). Не растворяется в органических растворителях, не смачивается водой. Фторопласт используется как химически стойкий конструкционный материал в химической промышленности. Как лучший диэлектрик применяется в условиях, когда требуется сочетание электроизоляционных свойств с химической стойкостью. Кроме того, его используют для нанесения антифрикционных, гидрофобных и защитных покрытий.

**Полиамид**– термопласт, содержащий в основной цепи амидогруппу –NH–СО–, например поли-ε-капромид (капрон) [–NH–(СН2)5–СО–]*n*, полигексаметиленадипинамид (найлон [–NH–(CH2)5–NH–СО–(СН2)4–СО–]n, полидодеканамид [–NH–(СН2)11–СО–]n, и др. Характеризуются высокой прочностью, износостойкостью, диэлектрическими свойствами. Устойчивы в маслах, бензине, разбавленных кислотах и концентрированных щелочах. Применяются для получения волокон, изоляционных пленок, конструкционных, антифрикционных и электроизоляционных изделий.

**Синтетические каучуки** (эластомеры) получают эмульсионной или стереоспецифической полимеризацией. При вулканизации превращаются в резину, для которой характерна высокая эластичность. Промышленность выпускает большое число различных синтетических каучуков (СК), свойства которых зависят от типа мономеров. Многие каучуки получают совместной полимеризацией двух и более мономеров. Различают СК общего и специального назначения. К СК общего назначения относят бутадиеновый [–СН2–СН=СН–СН2–]*n* и бутадиен-стирольный [–СН2–СН=СН–СН2–]*n*–[–СН2–CH (С6Н5)–] *n* . Резины на их основе используются в изделиях массового назначения (шины, защитные оболочки кабелей и проводов, ленты и т.д.). Из этих каучуков также получают эбонит, широко используемый в электротехнике. Резины, получаемые из СК специального назначения, кроме эластичности харак­теризуются некоторыми специальными свойствами, напри­мер бензо- и маслостойкостью (бутадиен-нитрильный СК–[–СН2 –

–СН=СН–СН2–]*n*– [–СН2–CH(CN) –]*n*), износостойкостью (полиуретановый и др.).

**Феноло- и аминоформальдегидные смолы** полу­чают поликонденсацией формальдегида с фенолом или аминам. Это термореактивные полимеры, у которых в ре­зультате образования поперечных связей образуется сетчатая пространственная структура, которую невозможно превратить в линейную структуру, т.е. процесс идет необратимо. Их исполь­зуют как основу клеев, лаков, ионитов и пластмасс.

Пластмассы на основе фенолоформальдегидных смол получи­ли название фенопластов, на основе мочевино-формальдегидных смол – аминопластов. Наполнителями фенопластов и аминопластов служат бумага или картон (гетинакс), ткань (текстолит), древесина, кварцевая и слюдяная мука и др. Фенопласты стойки к действию воды, растворов кислот, солей и оснований, органи­ческих растворителей, трудногорючи, атмосферостойки, являются хорошими диэлектриками. Используются в производстве печатных плат, корпусов электротехнических и радиотехнических изделий, фольгированных диэлектриков. Аминопласты характеризуются высокими диэлектрическими и физико-механическими свойствами, устойчивы к действию света и УФ-лучей, трудногорючи, стойки к действию слабых кислот и оснований и многих растворителей.

**23. ОРГАНИЗАЦИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ**

Самостоятельная работа студентов включает подготовку к лекциям, практическим и лабораторным занятиям по учебной, методической литературе и конспектам.

Важным моментом при этом является умение работать с книгой. Рекомендуется читать одни и те же разделы учебника по два раза: первый раз – быстро, для ознакомления с материалом, второй – медленно, для более вдумчивого изучения и лучшего запоминания. Ни в коем случае нельзя просто читать учебник. Обязательно нужно вести конспект, самостоятельно повторяя написание формул, химических соединений и уравнений реакций.

Составляя конспект, надо выделять заголовки, абзацы, подчеркивать важные места. Для этой цели полезно использовать цветные карандаши.

Основные законы и формулы химических соединений необходимо прежде всего понять и запомнить наизусть.

Известно, что прочно усвоить что-либо можно только при многократном повторении; поэтому необходимо важнейшие законы и определения систематически повторять на протяжении изучения всего курса.

Изучив определенную тему курса химии, студент обязан самостоятельно в отдельной тетради для индивидуальной работы ответить на контрольные вопросы, упражнения и решить задачи, которые имеются в данном методическом указании.

При решении задач обучаемый лучше усваивает материал, глубже понимает теоретические положения; материал обобщается, взаимосвязывается, предоставляется возможность практического применения полученных знаний.

# **24. ЗАДАНИЯ ДЛЯ самостоятельной работы**

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ**

Контрольные вопросы:

1. Дайте формулировку понятиям: атом, молекула, химический элемент.

2. В каких единицах выражается количество вещества?

3. Что называется относительной молекулярной массой, молярной массой?

4. В каких единицах выражается молярная масса?

5. Назовите основные законы химии и дайте их формулировки.

6. Что такое молярный объем газа и в каких единицах он выражается?

7. Чему равно число Авогадро?

Задачи:

1. Определите, объем 3,01 · 1023 молекул СО2*,* (н.у.).

2. Определите массу 3,01 · 1023 молекул СО2 (н.у.).

3. Сколько молекул содержится в 5 молях хлорида натрия?

4. Сколько молей составляют 72 г воды?

5. Какова масса 3,01 · 1023 молекул H2SO4?

6. Сколько атомов составляют 64 г кислорода?

7. Определите массу одной молекулы хлора.

8. Определите массу 67,2 л хлора (н.у.).

9. Определитеобъем 8 г кислорода (н.у.).

10. Определите число атомов водорода в 34 г NH3 (н.у.).

11. Определите объем 34 г аммиака (н.у.).

12. Определите массу 11,2 л кислорода (н.у.).

13. Определите массу 12,04 · 1023 молекул водорода (н.у.).

14. Сколько молекул содержится в 1 моле Н2О, 1 моле NH3, 1 моле СаСО3?

15. Сколько атомов в 46 г Na?

16. Сколько атомов в 64 г серы?

17. Чему равна молярная масса СаСО3?

18. Определите массу одного атома кислорода.

19. Определите молекулярную массу СО2 зная, что 1 л имеет массу 1,98 г.

20. Найти простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4% хрома.

21. Определите молекулярную массу газа, если 0,824 г его занимают объем 0,260 л (н.у.).

22. Определите плотность хлороводорода по водороду и по воздуху.

23. Вычислите во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха.

24. Вычислите какой объем (н.у.) займут 2 моля азота, 1 моль хлора и 0,5 моля кислорода.

25. Определите массу 10 л хлора (н.у.).

26. Какой объем водорода выделится при взаимодействии 20 г кальция с фосфорной кислотой (н.у.)?

27. Вычислите массовую долю (%) железа в сульфате железа (II).

28. Определите формулу химического соединения, если массовые доли (%) элементов равны: H– 1,59%, N – 22,22%, O – 76,19%.

29. Определите простейшую формулу соединения, содержащего 32,43% Na; 22,55% S; 45,02% О.

30. Вычислить массовые доли (%) действующих веществ: N, K2O, P2O5 в удобрениях: NH4NO3, KCl, Ca(H2PO4)2 соответственно.

31. Через раствор, содержащий 10 г едкого натра пропустили сероводород. Какая соль и сколько грамм образовалось?

32. Какой объем углекислого газа образуется при сгорании 50 г угля (н.у.)?

## **КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Контрольные вопросы:

1. Что называется оксидом? Приведите примеры.

2. В чем отличиехимических свойств основных и кислотных оксидов? Приведите примеры.

3. Что называется амфотерными оксидами? Приведите примеры.

4. Что называется основаниями? Приведите примеры.

5. Составьте уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оснований: Pb(OH)2, Al(OH)3.

6. С какими из перечисленных веществ будут взаимодействовать гидроксид кальция: K2O, P2O5, H3PO4, BaO, Zn(OH)2, CuSO4. Напишите уравнения реакций.

7. Что называется кислотами? Приведите примеры одно-, двух-, трехосновных кислот.

8. Как называется реакция взаимодействия кислоты с основанием?

9. Что называется солями?

10. Какова классификация солей?

11. Назовите по международной номенклатуре: KH2PO4, Fe(OH)2NO3, (MgOH)2CO3, K2HPO4, Fe(HSO4)3, Ca3(PO4)2.

Упражнения:

1. Основные оксиды, получение, свойства.

2. Дайте названия следующим соединениям: Na2SO4, NaHCO3, (CuOH)2CO3 и составьте графические формулы.

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно   
осуществить превращения:

Fe → FeCl2 →Fe(OH)2 → FeSO4

↓

Fe(HSO4)2

4. Кислотные оксиды, получение, свойства.

5. Напишите формулы соединений: сульфат алюминия, гидросульфат алюминия, сульфат гидроксоалюминия и составьте графические формулы.

6. Напишите уравнения реакций при помощи которых можно осуществить превращения:

CuO → CuSO4 → Cu(OH)2 → CuCl2 → Cu

↓

CuOHCl

7. Амфотерные оксиды, получение, свойства.

8. Напишите формулы соединений; фосфат кальция, гидрофосфат кальция, дигидрофосфат кальция и составьте графические формулы.

9. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: Na2O → NaOH → Na2SO4 → NaHSO4

10. Кислоты, классификация, получение, свойства.

11. Напишите формулы соединений: гидросульфат магния, гидрокарбонат магния, нитрат гидроксомагния и составьте графические формулы.

12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществись превращения: P2O5 → H3PO4 → Ca(H2PO4)2 → Ca3(PO4)2

13. Основания, получение, свойства.

14. Дайте названия следующим соединениям: Cr2(SO4)3, Cr(HSO4)3, СrOHSO4 и составьте графические формулы.

15. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно   
осуществить превращения:

Ca3(PO4)2 → H3PO4 → Ca(H2PO4)2

↓

CaHPO4

16. Соли, классификация, способы получения.

17. Напишите формулы следующих соединений: гидрофосфат кальция, сульфат алюминия, карбонат гидроксомеди. Составьте графические формулы.

18. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: SO3 → H2SO4 → Al2(SO4)3 → Al(OH)3 → Na[Al(OH)4]

**СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. По электронной формуле 1s22s22p63s23p63d54s2 назовите элемент; объясните, что обозначают цифры и буквы в формуле; определите к какой группе, подгруппе периодической системы относится элемент; сколько валентных электронов у атомов данного элемента, сколько электронов на внешнем уровне; какими свойствами (металлов или неметаллов) обладает этот элемент. Дайте пояснение.

2. Какой состав имеет ядро изотопа натрия 24Na? Укажите число протонов и нейтронов. Чем отличаются изотопы одного элемента? Почему они занимают одну клетку в периодической системе?

3. Дайте определение понятиям «массовое число» и «атомная масса». Что они характеризуют? Приведите пример.

4. Напишите электронные формулы лития, натрия, калия и объясните причину сходства их свойств.

5. Почему в фотоэлементах преимущественно используют цезий, а не литий?

6. С точки зрения теории строения атома, объясните, что объединяет элементы в один период, одну группу, в одну подгруппу. Почему марганец и хлор, находясь в одной группе обладают разными свойствами?

7. На примере элементов третьего периода объясните, как изменяются свойства их оксидов и гидроксидов.

8. Дайте ответ, на что указывают в строении атома цифровые обозначения в периодической системе элементов?

9. К какому электронному семейству относится элемент с порядковым номером 43?

10. Укажите самый активный металл и неметалл в третьем периоде. Чем определяется металличность и неметалличность элемента?

11. Какой из элементов Na, Cl или Ar обладает наибольшей энергией ионизации?

12. Для какого галогена F или I характерно большое сродство к электрону?

13. Назовите элементы с наименьшим и наибольшим значением электроотрицательности.

14. Почему свойства элементов периодически повторяются?

15. Какое максимальное число электронов в атоме может находиться на последнем энергетическом уровне?

16. Какие квантовые числа характеризуют атомную орбиталь?

17. Объясните, почему элемент «азот» активнее фосфора, а простое вещество «азот» менее активно?

18. С точки зрения спиновой теории валентности объясните, почему фтор, находясь в VII группе периодической системы, в соединениях только одновалентен, а кислород, находясь в VI группе, только двухвалентен?

19. Определите типы химических связей между атомами в следующих соединениях и ионах: H2, HCl, NH4+, NH3, H2O2, Na2SO4, H2SO4, NaOH.

20. Как изменяется прочность химической связи в следующих соединениях: HF, HCl, HBr, HI? Как это сказывается на свойствах данных веществ? Ответ объясните.

21. Как изменяется прочность химической связи между металлом и кислородом в следующих основаниях: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH? Ответ объясните.

22. Почему вода в обычных условиях жидкость?

23. Какой тип химической связи объясняет такие свойства металлов, как электропроводность, теплопроводность, пластичность?

**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.**

**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятию «скорость химической реакции». В каких единицах она измеряется?

2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

3. Сформулируйте закон действия масс.

4. Запишите математическое выражение закона действия масс для реакций, прошедших в гомогенной и гетерогенной системах:

H2 + Cl2 = 2HCl

CaO + CO2 = CaCO3

5. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?

6. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

7. Чем характеризуется состояние химического равновесия?

8. Приведите примеры обратимых и необратимых процессов.

9. Какие факторы влияют на положение равновесия и гомогенных жидких и газообразных системах?

10. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение давления, концентрации реагирующих веществ на положение равновесия в системе: 2SO2 + O2 ↔ 2SO3

Задачи:

1. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если в системе 2СО + О2 ↔ 2СО2 давление увеличить в 2 раза, концентрацию исходных продуктов увеличить в 3 раза.

2. Температурный коэффициент скорости реакции 2,0. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 60°С?

**РАСТВОРЫ**

Контрольные вопросы:

1. Какие дисперсные системы называются истинными растворами?

2. Приведите примеры, доказывающие, что растворение веществ является физико-химическим процессом?

3. Дайте определение следующим понятиям: сольватация, гидратация, сольваты, гидраты, кристаллогидраты.

4. Существуют ли абсолютно нерастворимые вещества?

5. Почему вода обладает высокой растворяющей способностью?

6. Из гидроксидов металлов и солей важнейших минеральных кислот (H2SO4, H2S, HCl, HNO3, H3PO4, H2CO3) выделите группу преимущественно растворимых соединений и нерастворимых.

7. Почему из газированной воды интенсивно выделяется газ?

8. Почему в момент закипания воды выделяются пузырьки газа?

9. Может ли один и тот же раствор быть насыщенным, ненасыщенным, пересыщенным? Объясните, при каких условиях?

10. Назовите виды численного выражения состава раствора.

11. Что выражает молярная концентрация раствора?

12. Что выражает массовая доля вещества в растворе (процентная концентрация раствора)?

Задачи:

1. Определите молярную концентрацию 20% раствора NaOH (ρ=1,19 г/см3).

2. К 400 г 20% раствора соли прилили 50 мл воды. Определите массовую дола (%) соли в растворе.

3. К 20 % раствору поваренной соли массой 50 г прилили воду массой 200 г. Найдите массовую долю (%) поваренной соли в полученном растворе.

4. Определите молярную концентрацию 50% раствора NaCl (ρ=1,4 г/см3).

5. Определите молярную концентрацию 30% раствора гидроксида калия

(ρ=1,21 г/cм3)

6. Найдите массовую долю (%) вещества в растворе, если в 500 мл раствора NaCl содержится 40 г соли (ρ = 1,05 г/см3).

7. Определите молярную концентрацию 10% раствора соляной кислоты

(ρ = 1,05 г/cм3).

8. Рассчитайте массу хлорида калия для приготовления 200 мл 16 % раствора плотностью 1,12 г/см3.

9. К 900 мл 4,5% раствора глюкозы ρ = 1,2 г/см3 прилили 300 мл воды. Какова массовая доля (%) глюкозы после разбавления?

10. Какова масса соли и воды потребуется для приготовления 300 г 22 % раствора соли.

11. К 300 г 20% раствора соли NaCl прилили 100 г воды, определите массовую долю (%) хлорида натрия в растворе после разбавления.

12. Определите молярную концентрацию 5% раствора хлорида натрия

(ρ = 1,05 г/cм3).

13. В 200 г вода растворено 15 г NaOH. Определите массовую долю (%) вещества и молярную концентрацию раствора ρ = 1,1 г/см3.

14. Дано 50 мл 0,5% раствора хлорида натрия. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора (ρ = 1,0 г/см3).

15. Дано 50 мл 10% раствора хлорида натрия (ρ = 1,1 г/см3). Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.

16. 12 г Na2SO4 растворено в 175 г H2O. Определите массовую долю (%) вещества в растворе и молярную концентрацию раствора (ρ= 1,05 г/см3).

**ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Что называется электролитической диссоциацией?

2. Что является переносчиком электрического тока:

а) в металле; б) в растворе электролитов?

3. Почему электролиты проводят электрический ток?

4. Приведите примеры катионов и анионов.

5. Чем отличаются ионы от нейтральных атомов или молекул?

6. Какие из следующих ионов (назовите их) являются катионами   
и какие анионами: NO2–, Mg+2, SO42–, Ca+2, CO32–, Ag+, PO43–.

7. Каков механизм электролитической диссоциации электролитов? Что является причиной распада электролита в растворе на ионы?

9. Напишите диссоциацию растворов электролитов:

а) сульфата натрия; б) сульфита натрия; в) сульфида натрия.

10. Напишите диссоциацию растворов электролитов:

а) нитрата калия; б) Na2SO4.

11*.* Напишите диссоциацию карбоната натрия, гидрокарбоната натрия.

12. Напишите диссоциацию хлорида магния и хлорид гидроксомагния.

13. Кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Примеры.

14. Основания с точки зрения теории электролитической диссоциации.

15. Приведите пример диссоциации многоосновной кислоты и кислой соли.

16. Приведите пример диссоциации многокислотного основания и основной соли.

**ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Что называется гидролизом?

2. Какие соли подвергаются гидролизу?

3. Из списка солей выпишите те, которые подвергается гидролизу: Ca(NO3)2, BaCl2, Na2SО3, PbCl2, K2CO3, KNO3, FeCl3. Составьте уравнения реакций гидролиза.

4. Составьте ионные уравнения гидролиза:

а) карбоната калия; б) сульфата натрия;

в) хлорида меди (II); г) нитрата аммония;

д) карбоната аммония; е) хлорида железа (III).

5. Составьте ионные уравнения гидролиза нитрата висмута (III). Какова реакция среды?

6. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза:

а) хлорида цинка; б) хлорида железа (II).

Какова реакция среды?

7. Выразите молекулярными и ионными уравнениями гидролиз ацетата натрия, сульфата калия.

8. Как будут действовать на лакмус растворы солей:

а) нитрат аммония, сульфат натрия;

б) нитрат калия, сульфид аммония, цианид калия.

9. Какую реакцию на лакмус имеют растворы солей:

а) нитрат натрия; сульфид аммония;

б) нитрат железа (III); хлорид хрома (III);

в) фторид калия; сульфид натрия.

10. Какую реакцию на лакмус имеют растворы солей:

а) нитрат цинка, хлорид бария;

б) сульфид калия, бромид натрия;

в) хлорид аммония, сульфат алюминия.

**ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

2. Что такое степень окисления?

3. Какой процесс называется процессом окисления?

4. Какой процесс называется процессом восстановления?

5. Какое вещество называется окислителем, какое - восстановителем?

6. Могут ли реакции окисления и восстановления протекать раздельно?

7. Могут ли положительно заряженные ионы быть восстановителями? Окислителями?

8. Может ли одно и тоже вещество быть окислителем и восстановителем?

9. Назовите в периодической системе элементы, обладающие наиболее сильными восстановительными и окислительными свойствами.

10. Правила составления электронных уравнений реакций методом электронного баланса.

11. Какие существуют типы окислительно-восстановительных реакции?

12. Уравняйте окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса:

1. NaNO2 + NaI + H2SO4 → Na2SO4 + NO + I2 + H2O
2. KMnO4 + KNO2 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + KNO3 + H2O
3. Br2 + HNO2 + H2O → HBr + HNO3
4. Br2 + CrCl3 + NaOH → NaBr + Na2CrO4 + H2O +NaCl
5. NaNO2 + NH4Cl → NaCl + N2 + H2O
6. HNO3 + As2S3 + H2O → NO + H3AsO4 + H2SO4
7. HNO3 + As2S5 + H2O → NO + H3AsO4 + H2SO4
8. HClO3 + As2S3 + H2O → HCl + H3AsO4 + H2SO4
9. KMnO4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + H3PO4 + H2O
10. AsH3 + HNO3 → H3AsO4 + NO2 + H2O
11. K2Cr2O7 + HCl → CrCl3 + Cl2 + KCl + H2O
12. Cu + HNO3(р) → Ca(NO3)2 + NO + H2O
13. KMnO4 + Cr2(SO4)3 + KOH → K2Cr2O7 + K2MnO4 + K2SO4 + H2O
14. FeSO4 + HIO3 + H2SO4 → I2 + Fe2(SO4)3 + H2O
15. KOH + Br2 → KBrO3 + KBr + H2O
16. H2S + H2SO3 → S + H2O
17. KNO2 + KMnO4 + H2SO4 → KNO3 + MnSO4 + K2SO4 + H2O
18. Cl2 + H2O → HCl + HСlO
19. P + HNO3 + H2O → H3PO4  + NO
20. HI + H2SO4 → I2 + H2S + H2O
21. KMnO4 + HNO2 + H2SO4 → MnSO4 + HNO3 + K2SO4 + H2O
22. HClO3 + H2SO3 → HCl + H2SO4
23. Mg + HNO3 → NH4NO3 + Mg(NO3)2 + H2O
24. KMnO4 + KI + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + I2 + H2O
25. KNO3 + Al + KOH + H2O → NH3 + KАlO2
26. K2Cr2O7 + H2S + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + S + K2SO4 + H2O
27. H2S + O2 → SO2 + H2O
28. Na2SO3 + KMnO4 + H2O → MnO2 + Na2SO4 + KOH
29. KI + KIO3 + H2SO4 → I2 + K2SO4 + H2O
30. KMnO4 + H2S + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + S + H2O
31. MnSO4 + PbO2 + HNO3 → HMnO4 + Pb(NO3)2 + H2SO4 + H2O
32. Cu + HNO3(конц.) → Cu(NO3)2 + NO2 + H2O

**АЛКАНЫ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Напишите структурные формулы всех возможных изомеров пентана, назовите их по международной номенклатуре и укажите число первичных, вторичных, третичных и четвертичных атомов углерода в каждом из них.

2. Напишите уравнения реакций получения по реакции Вюрца следующих углеводородов: а) *н*-гексана; б) 2-метилбутана.

3. Какие вещества образуются при нагревании с натронной известью следующих соединений:

а) натриевой соли пропионовой кислоты;

б) натриевой соли 3-метилбутановой кислоты.

4. Напишите уравнения нитрования: а) 2-метилпропана; б) гексана.

Назовите полученные вещества.

**НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Напишите структурные формулы всех возможных изомеров веществ молекулярной формулы: С5Н8, С6Н12, С7Н14 .

2. Составьте уравнения сернокислотной дегидратации следующих спиртов: а) пропанол-1; б) 2-метилпропанол-2. Назовите получаемые этиленовые углеводороды по международной номенклатуре.

3. Напишите уравнения полимеризации ацетилена и метилацетилена, приводящие к образованию ароматических соединений.

**АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

Контрольные вопросы и упражнения:

1. Напишите структурные формулы всех возможных изомеров ароматических углеводородов общей формулы C8H10, C9H12. Назовите соединения по международной номенклатуре.

2. Какие ароматические углеводороды образуются при каталитической полимеризации ацетилена, метилацетилена, диметилацетилена. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

3. Приведите примеры заместителей первого и второго рода и охарактеризуйте их ориентирующее влияние в реакциях электрофильного замещения у ароматических углеводородов. Приведите уравнения соответствующих реакций.

**ПОЛИМЕРЫ**

Контрольные вопросы:

1. Напишите структурную формулу винилацетата. Приведите схему полимеризации этого соединения.

1. Напишите схему реакции радикальной полимеризации стирола. Какими свойствами обладает полученный продукт и где он применяется?

3. Составьте схему реакции полимеризации, в результате которой получают бутадиеновый каучук.

4. Напишите структурную формулу изопренового каучука регулярной и нерегулярной структуры.

5. Напишите схему реакции получения ацетилена. Составьте схему реакции его полимеризации. Какими специфическими свойствами обладает полиацетилен?

6. Составьте схемы реакций получения капрона методами полимеризации и поликонденсации.

7. Составьте схему реакции полимеризации, в результате которой получается бутадиен-стирольный каучук.

8. Составьте схему реакции полимеризации хлоропрена. Что такое вулка­низация? Поясните на примере вулканизации хлоропренового каучука.

9. Составьте схему реакции радикальной полимеризации этилена. Какими свойствами обладает полученный продукт и где он применяется?

**25. РЕКОМЕДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА**

1. Артеменко, А.И. Органическая химия : Учеб. пособие для нехимич. спец. вузов / А.И. Артеменко. – М.: Высш. шк., 2003
2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : Учебник для студентов химико-технол. спец. вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2006
3. Бабков, А.В., Попков, В.А. Общая и неорганическая химия / А.В. Бабков, В.А. Попков. – М.: Изд.МГУ, 1998
4. Большая советская энциклопедия / Ред.Прохоров А.М. . – М.: Сов. энцикл., 1974
5. Габриелян, О.С. Химия в тестах, задачах и упражнениях : Учеб. пособие для студентов СПО / О.С. Габриелян. – М.: Академия, 2007
6. Глинка, Н.Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка . – М.: ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2007
7. Голиков, Г.А. Руководство по физической химии / Г.А. Голиков. – М.: Высшая школа, 1988
8. Грандберг, И.И. Органическая химия / И.И. Грандберг . – М.: Дрофа, 2001
9. Егоров, А.С., Аминова, Г.Х. Экспресс-курс по неорганической и органической химии / А.С. Егоров, Г.Х. Аминова. – Ростов н/Д: изд-во «Феникс», 2002
10. Карапетьянц, М.Х., Дракин, С.И. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 2000
11. Коровин, Н.В. Общая химия : Учебник для вузов по технич. спец. / Н.В. Коровин. – М.: Химия, 1998,2000
12. Кузьменко, Н.Е., Еремин, В.В., Попков, В.А. Начала химии / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. – М.: Экзамен, 1999
13. Лукьянов, А.Б. Физическая и коллоидная химия / А.Б. Лукьянов . – М.: Химия, 1988
14. Платонов, Ф.П., Дейкова, З.Е. Практикум по неорганической химии : Учеб. пособие для вузов / Ф.П. Платонов, З.Е. Дейкова. – М.: В.Ш.,1985
15. Пузаков, С.А., Попков, В.А. Пособие по химии / С.А. Пузаков, В.А. Попков – М.: Высшая школа, 1999
16. Слесарев, В.И. Химия. Основы химии живого / В.И. Слесарев. – СПб.: Химиздат, 2001
17. Современное естествознание: Энциклопедия Т.10. Современные технологии / Гл. ред. В.Н. Сойфер. – М.: Магистр – пресс, 2001
18. Современное естествознание: Энциклопедия Т.6. Общая химия / Гл. ред. В.Н. Сойфер. – М.: Магистр – пресс, 2000
19. Угай, А.Я. Общая и неорганическая химия : Учеб. для студентов вузов / А.Я.Угай. – М.: В.Ш., 1984, 1997, 2000
20. Угай, А.Я. Неорганическая химия / А.Я. Угай. – М.: Высшая школа, 2002
21. Химическая энциклопедия: Даффа – Меди / Ред. Кнунянц И.Л. и др. – М.: Сов. энцикл., 1990
22. Хомченко, И.Г. «Общая химия» / И.Г. Хомченко. – М.: «Новая волна», 2001

**Некольченко Людмила Николаевна**

**Кривошеев Николай Валентинович**

**Безгина Юлия Александровна**

**Шипуля Анна Николаевна**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ**

**ХИМИЯ**