государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение

«Златоустовский индустриальный колледж им. П.П.Аносова»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

для проведения практических занятий

по дисциплине Химия

для студентов специальности

23.02.03 « Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта»

13.02.11 «Техническая эксплуатация и обслуживание электрического и электромеханического оборудования (по отраслям) »

15.02.08. «Технология машиностроения»

09.02.03 « Программирование в компьютерных системах»

Методические указания для проведения практических занятий

по дисциплине­­­­­­­­­­­­­­­­­­­­­ химия

для студентов специальности:

13.02.11 -«Техническая эксплуатация и обслуживание электрического и электромеханического оборудования (по отраслям)»,

15.02.08 - «Технология машиностроения»,

09.02.03 - «Программирование в компьютерных системах»,

23.02.03-«Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта»

Составитель: Ширяева Е.А., преподаватель химии, биологии

Рекомендовано к использованию решением методического совета ГБПОУ «ЗлатИКим.П.П. Аносова»

(протокол №1от 03.09.2015)

Пояснительная записка

Практические занятия - важнейшая составная часть обучения химии. Методические указания по выполнению практических занятий по химии разработаны в соответствии с программой учебной дисциплины «химия».

Содержание методических указаний по выполнению практических занятий по химии соответствует требованиям ФГОС среднего общего образования в соответствии с Рекомендациями по организации получения среднего общего образования в переделах освоения образовательных программ СПО с учётом требований ФГОС и получаемой специальности СПО (письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Минобрнауки России от 17.03.2015 №06-259).

По учебному плану в соответствии с программой на изучении химии студентами предусмотрено всего 78 часов аудиторных занятий, практических и лабораторных занятий 20 часов.

Руководство включает 2 практические работы

В описании практических занятий указан алгоритм их проведения.

Выполнение практических работ направлены на формирование у студентов следующих умений и навыков:

1. проводить расчёты по химическим формулам и уравне­ниям реакций и написанием химических формул и уравнений;
2. уметь выделять главное, существенное в изученном материале, сравнивать, обобщать изученные факты, логически излагать свои мысли при решении задач.
3. использовать приобретённые знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

В практических работах уделено внимание вопросам, которые находят применение в будущей профессиональной деятельности студентов. Учебная дисциплина «Химия» является связующим звеном между общеобразовательными и общетехническими дисциплинами. При выполнении практических работ необходимо соблюдать единство терминологии и обозначений в соответствии с действующими стандартами, применять обозначения Международной системы единиц измерений(СИ).

Методические указания к практическим занятиям рекомендуются преподавателям, студентам дневного обучения по специальностям СПО.

Перечень практических:

П.Р.№1Построение электронных конфигураций атомов химических элементов. Характеристика химических элементов по положению в Периодической системе Д.И. Менделеева

П.Р.№2Окислительно-восстановительные реакции

**Общая часть**

Практические работы должны проводиться осознанно, а не механически. Перед каждым практическим занятием студент должен дома изучить параграф учебника по соответствующей теме. Непосредственно перед работой ознакомиться с теоретическим введением и прочитать описание техники выполнения предстоящей работы.

**Составление отчёта к практическим работам.**

Записи в отчёте должны быть аккуратно выполнены.

Отчёт должен включать в себя следующие обязательные части:

1. дату;
2. номер и наименование темы практической работы; цель работы.
3. условие задания в кратной форме;
4. при решении расчетных задач следует записать условие задачи и вопрос в кратной форме (дано, найти), привести все необходимые для расчетов уравнения реакций, записать все необходимые рассуждения и расчеты, указать ответ.
5. химизм процесса (условия протекания химических реакций, химические уравнения в молекулярном и ионном виде, электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций и т.д.);
6. общий вывод к выполненной практической работе;
7. ответы на контрольные вопросы.

По окончании каждой работы студент должен представить отчёт преподавателю для проверки и подписи.

**Зачёт по практическим работам.**

Выполнив все лабораторные работы, предусмотренные программой, студент сдаёт зачёт.

**При сдаче зачёта студен должен знать/уметь:**

1. . Объяснять физический смысл символики периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева (номеров эле­мента, периода, группы) и установка причинно-следственной связи между строением атома и закономерностями изменения свойств элементов и образованных ими веществ в периодах и группах
2. Составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса.

После сдачи зачёта лабораторные работы подшиваются к титульному листу установленного образца и сдаются преподавателю.

**Оценивание работы студентов.**

Оценка ставиться на основании наблюдения за учащимися и письменного отчёта за работу:

**Оценка «5»**- работа выполнена полностью и правильно составлены химические уравнения, правильно и грамотно произведены расчёты, если требуется в практической работе, правильно выполнено контрольное задание,

**Оценка «4»**-работа выполнена полностью и правильно отсутствует контрольное задание или выполнено не полностью;

**Оценка «3»**-работа выполнена не менее чем на половину или допущена существенная ошибка в оформлении работы, которая исправляется по требованию преподавателя;

**Оценка «2»**-допущены две (и более) существенные ошибки оформлении работы, которые студент не может исправить по требованию преподавателя.

**Практическая работа №1**

«Построение электронных конфигураций атомов химических элементов. Характеристика химических элементов по положению в Периодической системе Д.И. Менделеева»

**Домашняя подготовка:** Хомченко § 2.1-2.6

**Теоретическое введение:**

***Электронная структура атомов****.*

В одномерной модели атома энергия электрона может принимать только определенные значения, иначе говоря – она *квантована.* Для полного описания состояния электрона в реальном атоме необходимо указать значения четырех квантовых чисел.

*Главное квантовое число* определяет возможные энергетические состояния электрона в атоме. Обозначается –*n*, может принимать положительные целочисленные значения: 1,2,3,4……и т.д. Наименьшей энергией электрон обладает при *n*= 1, с увеличением n энергия электрона возрастает. Поэтому состояние электрона, характеризующееся определенным значением главного квантового числа, принято называть *энергетическим уровнем электрона в атоме,* т. е. если. n = 1, то электрон находится на первом энергетическом уровне, при *n* = 3 – на третьем и т. д.

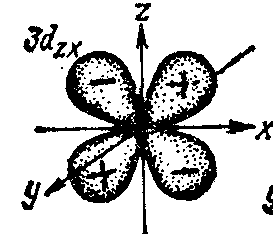
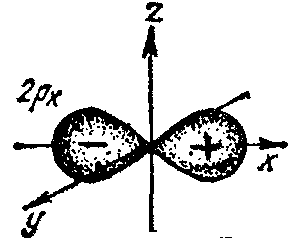
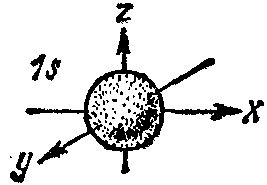
Форма электронного облака определяется *орбитальным квантовым числом – l*, которое может принимать целочисленные значения от 0 до (n – 1), где *n* – главное квантовое число. Разным значениям n отвечает разное число возможных значений *l.* Так, при *n* = 1 возможно только одно значение *l*равное 0, при *n* = 2 возможны значения *l,* равные 0,1 и 2. Вообще, данному значению главного квантового числа *n* соответствует *n* различных возможных значений орбитального квантового числа.

Состояния электрона, характеризующиеся различными значениями *l*, принято называть *энергетическими подуровнями электрона в атоме*. Этим подуровням присвоены следующие буквенные значения:

*Орбитальное квантовое число 0 1 2 3*

*Обозначение энергетического подуровня spdf*

Форма электронных облаков s-, p- и d-электронов схематически изображается так:



s-электроны p-электроны d-электроны

Ориентация электронного облака в пространстве не может быть произвольной: она определяется значением третьего *– магнитного квантового числа – m.*

Магнитное квантовое число может принимать любые целочисленные значения – как положительные, так и отрицательные в пределах от +*l* до –*l*, таким образом, для разных значений *l* число возможных комбинаций *m* различно. Так для:

*l*= 0 возможно одно значение *m* = 0

*l* = 0 возможны три различных значения *m*(-1; 0; +1)

*l* = 2 *m* может принимать пять различных значений (-2; -1; 0; +1; +2)

Вообще, некоторому значению *l*соответствует (2*l* + 1) возможных значений магнитного квантового числа или возможных расположений электронного облака в пространстве.

Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными значениями квантовых чисел *n, l,* и*m,* т. е. определенными размерами, формой и ориентацией электронного облака в пространстве, получило название ***атомной электронной орбитали.***

Существует еще одна квантовая величина, не связанная с движением электрона вокруг ядра, а определяющая его собственное состояние. Эта величина называется ***спиновым квантовым числом или просто спином*** (от английского spin – кручение, вращение).

Обозначают спин буквой *s.* Спин электрона может иметь только два значения +1/2 или -1/2, т. о., как и в случае орбитальных квантовых чисел, возможные значения спинового квантового числа различаются на единицу.

Четыре квантовых числа – *n, l, m*и *s –*  полностью определяют состояние электрона в атоме.

Возрастание энергии по энергетическим подуровням происходит примерно в следующем порядке:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f ≈ 5d < 6p < 7s < 5f ≈ 6d < 7p

Для определения состояния электрона в атоме важное значение имеет ***принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.***

Из этого следует, что каждая атомная орбиталь, характеризующаяся определенными значениями *n, l* и *m,* может быть занята не более чем двумя электронами спины которых имеют противоположные знаки. Два таких электрона, находящихся на одной орбитали и обладающие противоположно направленными спинами, называются спаренными, в отличие от одинарного (т. е. неспаренного) электрона, занимающего какую-либо орбиталь.

Пользуясь принципом Паули можно рассчитать максимальное число электронов на уровнях и подуровнях в атоме. Если*l* = 0, то m = 0, следовательно имеется одна орбиталь, обозначаемая клеткой (“квантовая ячейка“), где могут расположиться два электрона, спины которых противоположно направлены:

если *l* =1, то m (-1; 0; +1), следовательно

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |

если *l* = 2, то m (-2; -1; 0; +1; +2), следовательно

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |

если *l* = 3, то m (-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3), следовательно

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |

Максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне равно 2n2, где n – главное квантовое число, значит при n = 1 N = 2\*12 = 2, при n = 2 N = 8, при n = 3 N = 18 и т. д. Полученные числа совпадают с числами элементов в периодах периодической системы.

Наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимальному возможному значению его энергии.

*Максимальное число электронов на атомных энергетических уровнях и подуровнях*

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Энергетический  уровень | | Энергетический  Под уровень | Возможные значения магнитного квантового числа m | Число орбиталей | | Максимальное число электронов | |
| На  п/ур | на  уров. | на  п/ур. | на  уровне |
| n = 1 |  | s ( *l* = 0 ) | 0 | 1 | 1 | 2 | 2 |
| n= 2 |  | s (*l* = 0 )  p ( *l* = 1 ) | 0  -1; 0; +1 | 1  3 | 4 | 2  6 | 8 |
| n = 3 |  | s ( *l* = 0 )  p ( *l* = 1 )  d ( *l* = 2 ) | 0  -1; 0; +1  -2;-1;0;  +1;+2 | 1  3  5 | 9 | 2  6  10 | 18 |
| n = 4 |  | s ( *l* = 0 )  p ( *l* = 1 )  d ( *l*= 2 )  f ( *l* = 3 ) | 0  -1; 0; +1  -2; -1; 0;  +1; +2  -3; -2; -1; 0;  +1; +2; +3 | 1  3  5  7 | 16 | 2  6  10  14 | 32 |
|  | | | | | | | |

Последовательность заполнения электронных орбиталей в зависимости от значений главного и орбитального квантовых чисел происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и обритального квантовых чисел (n + *l*) к орбиталям с большим значением этой суммы (первое правило Клечковского).

Например, электронное строение атомов калия и кальция соответствует этому правилу. Действительно, для 3d- орбиталей (n = 3, *l* = 2) сумма ( n + *l* ) = 5, для 4s- орбитали (n = 4, *l* = 0) – равна 4. Следовательно, 4s – подуровень должен заполняться раньше, чем подуровень 3d, что в действительности и происходит.

При одинаковых величинах суммы (n + *l*) энергия электрона тем выше, чем больше значение главного квантового числа n. Порядок заполнения будет определяться вторым правилом Клечковского: *при одинаковых значениях суммы (n + l) заполнение происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа n.*

Например, у атома кальция завершается построение 4s- подуровня и при переходе к скандию – возникает вопрос: какой из подуровней с одинаковой суммой (n + *l*) – 3d (n = 3, *l* = 2); 4p (n = 4, *l*= 1) или 5s (n = 5,*l* = 0) – должен заполняться? Согласно правила (2): сначала 3d, затем 4p и лишь потом 5s.

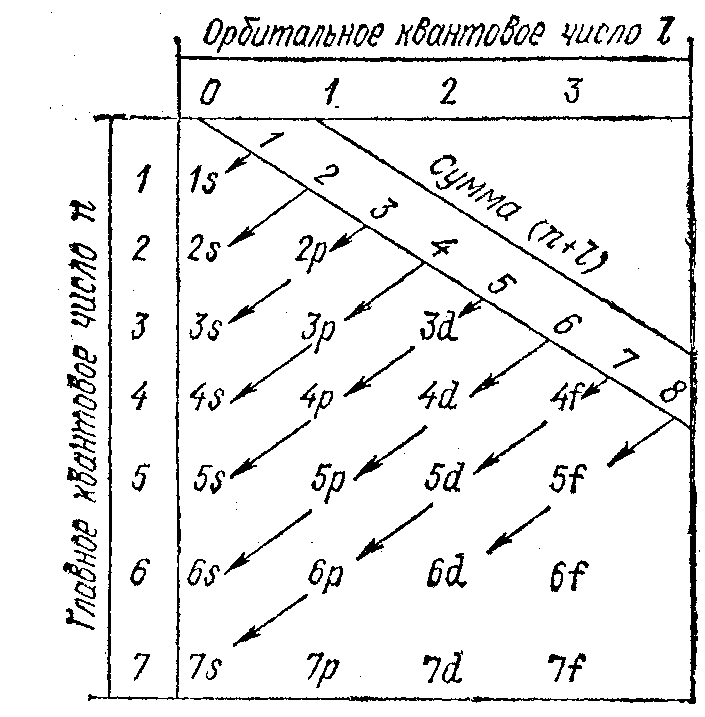


Рис. Схема последовательности заполнения электронных энергетических подуровней в атоме.

Существуют, однако, частные особенности электронной структуры атомов некоторых элементов. Например, при переходе от атома никеля к атому меди число 3d- электронов увеличивается не на один, а сразу на два за счет «проскока» одного из 4s- электронов на подуровень 3d. Таким образом, электронное строение атома меди выражается формулой 1s22s22p63s23p63d104s1.

Переход электрона в атоме меди с подуровня 4s на подуровень 3d (и аналогичные переходы в атомах серебра и золота) приводит к образованию целиком заполненного d-подуровня и, поэтому оказывается энергетически выгодным.

Повышенной энергетической устойчивостью обладают и электронные конфигурации с ровно наполовину заполненным подуровнем (например, структуры, содержащие три p-электрона во внешнем слое, пять d-электронов в предвнешнем слое или семь f-электронов в еще более глубоко расположенном слое). Этим объясняется «проскок» одного 4s-электрона в атоме хрома на 3d-подуровень, аналогично у атома молибдена.

У элементов шестого и седьмого периода «проскок» электрона, объясняется следующим. При увеличении заряда ядра электростатическое притяжение к ядру электрона, находящегося на данном энергетическом подуровне, становится более сильным, и энергия электрона уменьшается. При этом энергия электронов, находящихся на разных подуровнях, изменяется неодинаково, поскольку по отношению к этим электронам заряд ядра экранируется в разной степени. В частности, энергия 4f-электронов уменьшается с ростом заряда ядра более резко, чем энергия 5d-электронов. Поэтому оказывается, что у лантана энергия 5d-электронов ниже, а у церия выше, энергия 4f-электронов. В соответствии с этим, электрон, находившийся у лантана на подуровне 5d, переходит у церия на подуровень 4f.

Строение атома любого элемента можно выразить электронной формулой, состоящей из перечисления имеющихся в атоме подуровней и количества электронов, находящихся на них.

Например, d-элементы: рений Re, порядковый номер 75; n = 6.

Re 1s22s22p63s23p63d104s24p64d104f145s25p65d55f05g06s2

Общая формула группы электронных аналогов относится ко всем d-элементам Vll группы (Mn, Tc, Re): d5s2.

Если изобразить условно квадратиками электронные орбитали, а стрелками – электроны, то электронная структура, например, атома алюминия будет выглядеть следующим образом:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓ |  |  |

1s 2s 2p 3s 3p

Такое условное изображение электронного слоя атома называется изображением *электронной конфигурации атомов.*

Для любого атома можно изобразить распределение электронов по энергетическим уровням, например:

33Ge)2)8)18)4

Для характеристики элемента по его положению в таблице Д.И. Менделеева следует придерживаться данного алгоритма:

1. название элемента, его порядковый номер и относительная атомная масса.
2. период, группа и подгруппа, в которых находится элемент.
3. какие свойства (металлические или неметаллические) проявляет и почему, высшая положительная степень окисления.
4. формула высшего кислородного соединения.
5. низшая степень окисления, формула летучего водородного соединения (если есть).
6. формула основания или кислоты, образуемых данным элементом.
7. электронная формула и распределение электронов по энергоуровням.
8. количество электронов, протонов и нейтронов.

Рассмотрим характеристику атома хлора:

1. Хлор - элемент под № 17, относительная атомная масса составляет 35,4 а.е.м.
2. Хлор находится в 3ем периоде, VII группе, главной подгруппе.
3. Так как на внешнем электронном слое хлора имеется 7 электронов , то до завершённого восьмиэлектронного состояния не хватает 1 электрона, т.е. способность принимать электроны выражена сильнее, чем отдавать, следовательно, хлор - неметалл.
4. Высшая положительная степень окисления совпадает с номером группы и равна +7, кислородное соединение Cl2O7 .
5. Летучее водородное соединение HCl, где степень окисления хлора равна -1.

6. Как неметалл хлор образует кислоту состава HClO4.

7. Cl+17)2)8)7; 1S22S22P63S23P5

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↑ | ↑ | ↑ |

1s 2s 2p 3s 3p

8. У хлора 17 электронов, 17 протонов и 18 нейтронов.

**Практическая работа**

**Цель:** сформировать умения характеризовать химические элементы и их соединения по положению в периодической системе Д. И. Менделеева.

**Оборудование:** таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Ход работы:

1. Используя периодическую систему Д.И. Менделеева, найдите по порядковому номеру элементы своего варианта, дайте им характеристику по прилагаемому плану.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | порядковый номер элемента (Z) в Периодической системе. | | |
| металл | неметалл | металл побочной подгруппы. |
| 1 | 12 | 33 | 26 |
| 2 | 13 | 6 | 23 |
| 3 | 19 | 17 | 27 |
| 4 | 3 | 34 | 28 |
| 5 | 11 | 14 | 22 |
| 6 | 37 | 7 | 30 |

1. Выбрать из каждого периода по одному химическому элементу, написать для них все виды изображения строения атома (электронная схема, электронная формула, электронно-графическая формула)
2. Сделать вывод по практической работе, раскрыв значение периодической системы Д.И. Менделеева для характеристики химических элементов, их соединений.

**Практическая работа №2**

«**Окислительно-восстановительные реакции»**

**Домашняя подготовка:** Хомченко §5.8 стр 92-94

**Теоретическое введение:**

Современная теория окисления-восстановления основана на следующих основных положениях:

***Окисление*** – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом отдаёт свои электроны, то он приобретает положительный заряд, например

**Ca0- 2e-→Ca2+**

Если отрицательно заряженный ион, напримерS2-, отдаёт 2 электрона, то он становится нейтральным атомом.

**S2- - 2e- →S0**

Если положительно заряженный ион отдаёт электроны, то величина его заряда увеличивается соответственно числу отдаваемых электронов:

**Sn2+- 2e- → Sn4+**

***Восстановление*** – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом присоединяет электроны, то он превращается в отрицательно заряженный ион:

**S0 + 2e- →S2-**

Если положительно заряженный ион принимает электроны, то величина его заряда уменьшается, например,

**Fe3+ + e- → Fe2+**

Или он переходит в нейтральный атом:

**Fe3+ + 3e-→ Fe0**

***Окислителем*** является атом, молекула или ион, принимающий электроны.

***Восстановителем*** является атом, молекула или ион, отдающий электроны.

Окислитель во время реакции восстанавливается, а восстановитель окисляется. Оба эти процесса взаимосвязаны и невозможны друг без друга.

Для успешного выполнения Практической работы №3 следует овладеть методом электронного баланса. Алгоритм выполнения электронного баланса рассмотрен ниже.

**Метод электронного баланса.**

1. Написать схему процесса

**KMnO4 + HCl → KCl + MnCl2 + H2O + Cl2**

1. Определить элементы, степени окисления которых меняется в ходе реакции.

**K+1Mn+7O-24 + H+Cl-1 → K+1Cl-1 + Mn+2Cl-12 + H2+1O-22 + Cl02**

Из указанного видно, что это

**Mn+7→Mn+2**

**Cl- →Cl02**

Расставляя значения степеней окисления следует помнить, что *алгебраическая сумма степеней окисления равна нулю;заряд простых веществ равен нулю (Cl2,,Na, S, Fe и прочие).*

1. Составить электронные уравнения, т.е. изобразить процесс отдачи и присоединения электронов:

**Mn7+ + 5e- → Mn2+**

Чтобы не запутаться со знаком (приём или отдача электронов) следует к степени окисления полученной в результате реакции прибавить или вычесть столько электронов, чтобы получилось значение степени окисления элемента до реакции, в данном случае

**+2 +х = +7**

**х= +5**

Второй элемент, изменивший степень окисления Cl, но здесь при переходе электронов нужно учесть, что в результате получится двухатомная молекула Cl2

Поэтому следует удвоить количество ионов Cl:

**2Cl- - 2e- → Cl20**

Из электронных управлений видно, что принято Mn 5e- , а Cl отдано 2е-, значит нужно установить баланс между отданными и принятыми электронами:

Mn+7 +5e- → Mn+2 2

2Cl- - 2e- →Cl20 5

Данная черта называется чертой баланса, за ней указывают множители, выравнивающие количество отданных и принятых электронов.

1. Укажем окислители и восстановители, а также где проходит процесс окисления, а где восстановления.

окислитель восстанавливается Mn+7 +5e-→ Mn+2 2 восстановление

восстановитель окисляется 2Cl- -2e- →Cl20 5 окисление

1. С учётом полученных за чертой баланса множителей произведём суммирование левых частей электронных уравнений и правых частей.

Mn+7**+**5e- → Mn+2 2 восстановление

2Cl- - 2e- →Cl20 5 окисление

**2Mn+7 + 10Cl- → 2Mn+2 + 5Cl20**

Полученные перед ионами и веществами коэффициенты перенесём в схему реакции, однако, нужно помнить, что хлор изменил степень окисления только в соединении Cl2 , а в KCl и MnCl2 остался без изменений, поэтому перед HCl следует поставить коэффициент, учитывающий все атомы хлора в правой части:

**2KMnO4 + 16HCl → 5Cl2 + 8H2O + 2KCl + 2MnCl2**

- до реакции 2 атома калия, значит, после реакции тоже должно быть 2.

- всего атомов хлора – 16, следовательно, перед HCl нужно поставить коэффициент 16.

-уравнять количество водорода до и после реакции.

Реакции, которые проходят в какой – либо среде (кислой, щелочной, нейтральной) можно уравнять методом полуреакций.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА

**Цель:** сформировать умения определять степень окисления химических элементов, окислитель восстановитель, расставлять коэффициенты в уравнениях химических реакций методом электронного баланса.

**Задание 1**

Определите степень окисления у химических элементов и простых веществ

**Задание2**

Определите окислитель и восстановитель, процесс окисления и восстановления.

**Задание 3**

Используя метод электронного баланса, найдите коэффициенты и закончите уравнения химических реакций.

**Вариант 1.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

FeO + CO Fe + CO2

CrCl2 + O2 + HCl CrCl3 + H2O

Al + HNO3 Al(NO3)3 + N2O + H2О

H2S + O2 H2O + SO2

K2Cr2O7 + KI + H2SO4 I2 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

\*MnSO4 + NaNO3 + Na2CO3 Na2MnO4 + CO2 + NaNO2  + Na2SO4

**Вариант 2.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

KClO3 KCl + KCLO4

F2 + H2O HF + O2

Cl2 + H2S + H2O HCl + H2SO4

KMnO4 + MnSO4 + H2O MnO2 + K2SO4 + H2SO4

Mg + H2SO4 MgSO4 + S + H2O

\*K2Cr2O7 + H2S + H2SO4 Cr2(SO4)3 + S+ K2SO4 + H2O

**Вариант 3.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

NH3 + CuO N2 + Cu + H2O

S + HNO3 H2SO4 + NO

KMnO4 K2MnO4 + MnO2 + O2

Fe + HNO3 Fe(NO3)3 +NH4NO3 +H2O

Cl2 + KOH KClO3 + KCl + H2O

\*FeCl2 + KMnO4 + HCl FeCl3 + MnCl2 +KCl + H2O \_

**Вариант 4.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

FeCl2 + Cl2 FeCl3

Fe2O3 + C Fe + CO2

MnO2 + H2SO4  MnSO4 + O2 + H2O

Na2SO3 +KIO3 +H2SO4 I2 + Na2SO4 + K2SO4 + H2O

K2Cr2O7 + C Cr2O3 + K2CO3 + CO2

\*As2S3 + HNO3 + H2O H3AsO4 + NO + H2SO4

**Вариант 5.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

NH3 +O2 N2 + H2O

FeSO4 + H2SO4 + HNO3 Fe2(SO4)3 +NO + H2O

HClO3 ClO2 + HClO4

Ag2O Ag +O2

Zn + K2Cr2O7 + H2SO4 ZnSO4 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

\*CrO3 + Br2 + NaOH Na2CrO4 + NaBr + H2O

**Вариант 6.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

H2 + Br2 HBr

AgNO3 Ag + NO2 +O2

FeSO4 + O2 + H2O FeOHSO4

MnO2 + FeSO 4 +H2SO4  MnSO4 + Fe2(SO4)3 + H2O

Mg + HNO3  Mg(NO3)2 +N2 +H2O

\*Al + HNO3 Al(NO3)3 + NH4NO3 + H2O

**Вариант 7.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Al + HCl AlCl3 + H2

I2 + Cl2 + H2O HIO3 + HCl

P + HNO3 H3PO4 + NO2 + H2O

KMnO4 + HNO2 Mn(NO3)2 +KNO3 + KNO2 + H2O

Zn + HNO3  Zn(NO3)2 + N2 + H2O

\*N2H4 + AgNO3 + KOH N2 +Ag + KNO3 +H2O

**Вариант 8.**

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

SnCl2 + Cl2 SnCl4

C + Na2CrO4 CO + Na2O + Cr2O3

Cu + H2SO4 CuSO4 + SO2 + H2O

KBrO + MnCl2 +KOH KBr + MnO2 + KCl + O2

NaNO2 + NaI + H2SO4  NO + I2 + Na2SO4 + H2O

\*KMnO4 + H2O2  MnO2 + KOH + O2 + H2

**Литература:**

1.Хомченко И.Г. Общая химия: : учеб. для студ. проф. учеб. заведений –М., 2014

2.Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений /О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов.-М.,2014

4.Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учеб. Пособие для студ. сред. проф. учеб. заведений / Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Дорофеева Н.М.-2014

5.Габриелян О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений.- М.,2013

6.Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений.- М.,2014

7.Ерохин Ю.М. Химия. - М., 2013

**Интернет-ресурсы:**

1.http://ru.wikipedia.org/wiki

2.http://interneturok.ru/ru/school/химия/10-11-klass

3.http://school-collection.edu.ru/ - Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов

4.http://www.alhimik.ru/ - Алхимик. Электронный журнал для преподавателей, школьников и студентов.

5.http://www.chemistry.narod.ru/ - Мир химии

6.http://hemi.wallst.ru/ - Химия. Образовательный сайт для школьников и студентов.

7.http://www.college.ru/chemistry/ - Открытый Колледж: Химия. http://www.chemistry.ssu.samara.ru/ - Органическая химия - учебник для средней школы.

8.http://www.informika.ru/text/database/chemy/Rus/chemy.html - Электронные учебники по общей химии, неорганической химии, органичес