**Практические задания по дисциплине Химия с основами биологии**

для групп колледжа: СВ-11к, СВ-12к, СМ-1к; ЭО-1к, ОП-11к, ОП-12к Преподаватель ***Романова Мария Викторовна***

**Практическое занятие № 12**

ТЕМА: Решение расчётных задач по термохимическим уравнениям

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, расстановка коэффициентов методом электронного баланса

**Задачи практической работы:**

1. Прочитать теоретический материал (лекция 3.12 – «Химические реакции», в данном файле прочитать п.2, рассмотреть примеры решения задач №1,2).
2. Решить задачи п.2 №3,4 (выделено желтым).
3. Ответить на контрольные вопросы п.3 (выделено желтым).

1. Цель работы:

* решение расчётных задач по термохимическим уравнениям;
* составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, расстановка коэффициентов методом электронного баланса;
* обобщение, систематизация, углубление и расширение полученных теоретических знаний;
* формирование умений применять полученные теоретические знания на практике;
* выработка при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность;
* развитие познавательных способностей и активности курсантов: творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
* формирование самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации.

2. Общие сведения:

Термохимические уравнения включают в себя кроме химических формул тепловой эффект реакции. Числовое значение в уравнении реакции строго соответствует количествам веществ, участников реакции, т.е.  коэффициентам. Благодаря этому соответствию, можно установить пропорциональные отношения между количеством вещества или массой и количеством теплоты в этой реакции.

Например:  Термохимическое уравнение разложения малахита

(CuOH)2 CO3  =      2CuO + H 2 O  + CO 2 - 47 кДж

На разложение 1 моля малахита необходимо израсходовать 47 кДж, при этом образуется 2 моля оксида меди, 1 моль воды и 1 моль углекислого газа. Если мы затратим энергии в 2 раза больше, мы сумеем разложить 2 моля малахита, при этом получим 4 моля оксида меди, 2 моля воды и 2 моля углекислого газа.

Аналогично можно установить пропорциональные отношения,  используя коэффициенты и молярные массы участников реакции.  47 кДж энергии затратится на разложение 94 г малахита, при этом выделится 160 г оксида меди, 18 г воды и 44 г углекислого газа. Пропорция несложная, но,  используя массовые числа, учащиеся часто допускают расчетные ошибки, поэтому я рекомендую решать задачи с пропорциями через количество вещества.

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. С ними связаны процессы обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез. Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щёлочи, кислоты и другие ценные продукты. Они лежат в основе преобразования энергии взаимодействующих химических веществ в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах. Человечество давно пользовалось ОВР, вначале не понимая их сущности. Лишь к началу 20-го века была создана электронная теория окислительно-восстановительных процессов.

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов - окисления и восстановления. В этих реакциях число электронов, отдаваемых восстановителями, равно числу электронов, присоединяемых окислителями. При этом независимо от того, переходят ли электроны с одного атома на другой полностью или лишь частично, оттягиваются к одному из атомов, условно говорят только об отдаче или присоединении электронов.

В любой ОВР один из участников – *восстановитель*отдает электроны, окисляется, то есть повышает свою степень окисления, а другой – *окислитель*принимает электроны, восстанавливается, то есть понижает степень окисления. Поэтому, если оба её участника находятся в высшей (окислители: КМn+7О4 + HN+5O3) или низшей степени окисления (восстановители: H2S-2 + HCl-1), то реакция невозможна.. Если же один из участников может повысить, а другой понизить свои степени окисления, реакция в принципе возможна (HCl-1 + HN+5O3—>).

**Типичными окислителями являются:**

1. Простые вещества, атомы которых обладают большой электроотрицательностью. Это, в первую очередь, элементы главных подгрупп VI и VII групп периодической системы: кислород, галогены. Из простых веществ самый сильный окислитель – фтор.

2. Соединения, содержащие некоторые катионы металлов в высоких степенях окисления: Pb4+, Fe3+, Au3+ и др.

3. Соединения, содержащие некоторые сложные анионы, элементы в которых находятся в высоких положительных степенях окисления: [Cr26+O7]2– , [Mn7+O4,]– [N5+O3]– и др.

Восстановители:

1. Простые вещества, атомы которых обладают низкой электроотрицательностью – активные металлы. Восстановительные свойства могут проявлять и неметаллы, например, водород и углерод.

2. Некоторые соединения металлов, содержащие катионы (Sn2+, Fe2+, Cr2+), которые, отдавая электроны, могут повышать свою степень окисления.

3. Некоторые соединения, содержащие такие простые ионы как, например I–, S2– .

4. Соединения, содержащие сложные ионы (S4+O3)2– , (НР3+O3)2– , в которых элементы могут, отдавая электроны, повышать свою положительную степень окисления.

В лабораторной практике наиболее часто используются следующие окислители:

* перманганат калия (KMnO4);
* дихромат калия (K2Cr2O7);
* азотная кислота (HNO3);
* концентрированная серная кислота (H2SO4);
* пероксид водорода (H2O2);
* оксиды марганца (IV) и свинца (IV) (MnO2, PbO2);
* расплавленный нитрат калия (KNO3) и расплавы некоторых других нитратов .

К восстановителям, которые применяются в лабораторной практике относятся:

* магний (Mg), алюминий (Al) и другие активные металлы;
* водород (Н2) и углерод (С);
* иодид калия (KI);
* сульфид натрия (Na2S) и сероводород (H2S);
* сульфит натрия (Na2SO3);
* хлорид олова (SnCl2).

Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления в исходных и конечных веществах, когда известны все исходные вещества и продукты реакции.

Алгоритм составления уравнений ОВР методом электронного баланса.

1. Записать схему реакции:

2. Определить, атомы, каких элементов изменяют степень окисления:

3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:

4. Умножить полученные электронные уравнения на наименьшие множители для установления баланса по электронам:

5. Перенести множители из электронных уравнений в молекулярное уравнение реакции:

6. Проверить выполнение закона сохранения массы (число атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения должно быть одинаковым) и, если требуется, ввести новые или изменить полученные коэффициенты:

Вывод: Данным способом расстановки коэффициентов удобно пользоваться, если известны исходные вещества и продукты реакции, т.е. даны полные схемы реакций.

Ионно-электронный метод составления уравнений ОВР.

Если ОВР протекает в водных растворах и участники реакции не очевидны, то удобнее использовать метод электронно-ионного баланса (другое название – метод полуреакций). Метод полуреакций, или ионно-электронный метод составления ОВР заключается в том, что для окислительных и восстановительных процессов в отдельности записываются уравнения полуреакций. Затем их уравнивают отдельно, умножают на коэффициенты, чтобы получить общее уравнение, в котором соблюдены законы сохранения массы и заряда, и складывают.

Алгоритм составления уравнения ОВР методом электронно-ионного баланса

* Составить перечень веществ и частиц, присутствующих в системе до начала реакции.
* Найти среди них окислитель и восстановитель; определить реакцию среды.
* Составить уравнение полуреакции окислителя.
* Составить уравнение полуреакции восстановителя.
* Уравнять число принятых и отданных электронов.
* Составить ионное уравнение.
* Составить молекулярное уравнение.

Составляя этим методом уравнений ОВР, необходимо учитывать следующие основные правила:

1) при составлении уравнений полуреакций можно использовать только те вещества и частицы, которые присутствуют в данной системе;

2) продуктами полуреакций могут быть только те вещества и частицы, которые устойчивы в данной системе;

3) при составлении уравнения полуреакции окислителя нельзя использовать частицы восстановителя и, наоборот, при составлении уравнения полуреакции восстановителя нельзя использовать частицы окислителя.

Рассмотрим взаимодействие дихромата калия К2Сг207 с соляной кислотой.

1. Запишем в левой части уравнения формулы исходных веществ.

Для создания в растворах кислой среды обычно пользуются серной кислотой. Соляная и азотная кислоты применяются редко, так как первая (НСl) способна окисляться, а вторая (НNО3) сама — сильный окислитель.

2. Определим окислитель и восстановитель.

Ион Сг2072-, содержащий хром в его высшей степени окисления, может быть только окислителем. В кислой среде степень окисления хрома понижается — он восстанавливается в Сг3+. Ионы С1-могут только окисляться – он восстановитель.

3. Составим схемы электронно-ионных уравнений полуреакций для процессов окисления и восстановления.

Полуреакция окисления: 2Сl - *2е =*С12.

Полуреакция восстановления. Начинать подбор ее коэффициентов следует с уравнивания числа атомов элемента, который меняет свою степень окисления, в данном случае - хрома: Сг2072-—> 2Сг3+.

4. Проверим число атомов кислорода в каждом уравнении полуреакции слева и справа и уравняйте их. Уравниваем число атомов кислорода. Они превращаются в молекулы воды, степень окисления кислорода в которых та же, что и в Сг2072-. Для этого необходимо в левую часть добавить ионы Н+, которые заведомо имеются в растворе (среда кислая): Сг2072- + 14Н+= 2Сг3+ + 7Н20.

Одновременно с атомами кислорода при этом уравнивается и число атомов водорода.

5. Проверим число атомов каждого элемента в левой и правой частях схем уравнений окисления и восстановления.

6. Проверим равенство сумм зарядов до и после реакции, в соответствии с законом электронейтральности — суммарное число зарядов продуктов реакции должно быть равно

суммарному числу зарядов исходных веществ.

В нашей записи суммарный заряд всех ионов слева +12, а справа +6, поэтому для баланса нужно добавить в левую часть нашего выражения 6 электронов, каждый из которых несет заряд — 1. В результате получим уравнение: Сг2072- + 14Н++ бе = 2Сг3+ + 7Н20.

7. Подберем коэффициенты для окислителя и восстановителя согласно закону сохранения энергии (материи) - общее число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем, должно быть равным.

Сг2072- + 14H+ + 6e= 2Cr3+ + 7Н20     1

2С1- - *2е*= С12                                     3

8. Суммируйте правые и левые части электронно-ионных уравнений, предварительно умножив соответствующие части на подобранные коэффициенты. Сг2072- + 14Н+ + 6СГ = 2Cr3++ 7Н20 + ЗС12,

9. Сократим подобные члены в правой и левой частях уравнения.

10. Перепишем ионное уравнение.

11. По ионному уравнению составим молекулярное, для этого необходимо в правой и левой частях уравнения каждому аниону приписать соответствующее число катионов, а

каждому катиону приписать соответствующее число анионов. Скомпонуйте ионы в молекулы.

В данном случае источником ионов Сг2072- была соль К2Сг207, поэтому с каждым молем Сг2072-в раствор попадает 2 моль ионов К+. В реакции они участия не принимают, поэтому в неизмененном виде должны перейти в правую часть. Вместе с 14 моль ионов Н+ в раствор вносится 14 моль ионов СГ. Из них 6 участвует в реакции в качестве восстановителя, а остальные 8, как и ионы К+, в неизмененном виде остаются после реакции, т. е. дописываются в правую часть. Проделав это, получим:

Сг2072- + 14Н+ + 6СГ + 2К+ + 8С1- = 2Сг3+ + 7Н20 + ЗС12 + 2К+ + 8С1-

После этого можно объединить ионы в формулы реальных веществ:

К2Сг207 + 14НС1 = 2СгС13 + ЗС12 + 2КС1 + 7Н20.

*Правила уравнивания атомов кислорода и водорода при составлении полуреакций:*

Преимущества электронно-ионного метода:

1. Рассматриваются реально существующие ионы:

2. Не нужно знать все получающиеся вещества, они появляются при его выводе.

3. При использовании этого метода нет необходимости определять степени окисления атомов отдельных элементов, что особенно важно в случае ОВР, протекающих с участием органических соединений, для которых подчас очень сложно сделать это.

4. Этот метод дает не только сведения о числе электронов, участвующих в каждой полуреакции, но и о том, как изменяется среда.

5. Сокращенные ионные уравнения лучше передают смысл протекающих процессов и позволяют делать определенные предположения о строении продуктов реакции.

6. Видна роль среды как активного участника всего процесса.

***Задание:***

**Задача 1.**

Какое количество теплоты выделится при сгорании метана объемом 4,48 л (н.у.) в соответствии с термохимическим уравнением t

СН4+2О2 = СО2+2Н2О+878 кДж

Кратко записать условие задачи

Дано:Q = +878 кДж

V (СН4) = 4,48л

Найти: Q1 - ?

Записать уравнение реакции, подчеркнуть формулы тех веществ, которые используются в решении t

СН4+2О2 = СО2+2Н2О + Q

Записать данные задачи и искомые над формулами, под формулами – количественные характеристики, необходимые для расчетов в соответствии с уравнением

4,48л Q1

t

СН4+2О2 = СО2+2Н2О + Q

1 моль 878кДж

22,4л/моль

Найти количество вещества метана, занимающего объем 4,48 л

n=V**/**Vm

n(CH4)= 4,48л**/**22,4л/моль = 0,2 моль

Вычислить количество теплоты, выделившейся при сгорании метана количеством вещества 0,2 моль

По уравнению:

878 кДж – 1 моль СН4

По условию:

Q1 – 0,2 моль СН4

Q1= 175,6 кДж

Сформулировать ответ

При сгорании метана объемом 4,48 л (н.у.) выделится 175,6 кДж теплоты

**Задача 2.**

При сжигании 1 моля ацетилена выделяется 2700 кДж теплоты. Рассчитать количество теплоты, которое выделяется при сжигании 224 л ацетилена.

Решение:

Дано:Q = +2700 кДж

V (С2Н2) = 224 л

Найти: Q1 - ?

Записать уравнение реакции, подчеркнуть формулы тех веществ, которые используются в решении

2C2Н2 + 5О2 = 4CО2 + 2Н2O + Q

Записать данные задачи и искомые над формулами, под формулами – количественные характеристики, необходимые для расчетов в соответствии с уравнением

224л Q1

2C2Н2 + 5О2 = 4CО2 + 2Н2O + Q

1 моль 2700кДж

44,8л/моль

Найти количество вещества ацетилена, занимающего объем 224 л

n=V**/**Vm

n(C2H2)= 224л**/**44,8/моль = 5 моль

Вычислить количество теплоты, выделившейся при сгорании ацетилена количеством вещества 5 моль

По уравнению:

2700 кДж – 1 моль С2Н2

По условию:

Q1 – 5 моль С2Н2

Q1= 13500 кДж

Сформулировать ответ

При сгорании ацетилена объемом 224 л (н.у.) выделится 13500 кДж теплоты

Задача 3.

При сжигании уксусной кислоты выделилось 1642 кДж теплоты. Рассчитать массу уксусной кислоты и объем оксида углерода (IV) выделяющийся в ходе реакции?

Задача 4.

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций с участием металлов:

а) Ag + HNO3 → AgNO3 + NO + H2O

б) Ca +H2SO4 → CaSO4 + H2S + H2O

в) Be + HNO3 → Be(NO3)2 + NO + H2O

 3. Контрольные вопросы:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

2. Что такое степень окисления атома? Как она определяется?

3. Чему равна степень окисления атомов в простых веществах?

4. Чему равна сумма степеней окисления всех атомов в молекуле?

5. Какой процесс называется процессом окисления?

6. Какие вещества называются окислителями?

7. Как меняется степень окисления окислителя в окислительно-восстановительных реакциях?

8. Приведите примеры веществ, являющихся в окислительно-восстановительных реакциях только окислителями.

9. Какой процесс называется процессом восстановления?

10. Дайте определение понятию «восстановитель».

11. Как меняется степень окисления восстановителя в окислительно-восстановительных реакциях?

12. Какие вещества могут быть только восстановителями?

13. Какой элемент является окислителем в реакции взаимодействия разбавленной серной кислоты с металлами?

14. Какой элемент является окислителем при взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами?

15. Какую функцию выполняет азотная кислота в окислительно-восстановительных реакциях?

16. Какие соединения могут образоваться в результате восстановления азотной кислоты в реакциях с металлами?

17. Какой элемент является окислителем в концентрированной, разбавленной и очень разбавленной азотной кислоте?

18. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях может выполнять пероксид водорода?

19. Как классифицируются все окислительно-восстановительные реакции?