|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса**В простых уравнениях коэффициенты подбирают **поэлементно** в соответствии с формулой конечного продукта:http://www.alhimik.ru/teleclass/pictures/ovr2.gif2Al + 3S = Al2S3В более сложных уравнениях окислительно-восстановительных реакций подбор коэффициентов проводят методом **электронного баланса**. **Метод электронного баланса** складывается из следующих этапов:а) записывают схему реакции (формулы реагентов и продуктов), а затем находят элементы, которые повышают и понижают свои степени окисления, и выписывают их отдельно:MnCO3 + KClO3 → MnO2 + KCl + CO2ClV → Cl−IMnII → MnIVб) составляют **уравнения полуреакций восстановления и окисления**, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции: ***полуреакция восстановления*** ClV + 6*e*− = Cl−I***полуреакция окисления*** MnII − 2*e*− = MnIVв) подбирают **дополнительные множители** для уравнения полуреакций так, чтобы закон сохранения заряда выполнялся для реакции в целом, для чего **число принятых электронов в полуреакциях восстановления** делают равным **числу отданных электронов в полуреакции окисления**:ClV + 6*e*− = Cl−I     \* 1MnII − 2*e*− = MnIV     \* 3г) **проставляют** (по найденным множителям) **стехиометрические коэффициенты** в схему реакции (коэффициент 1 опускается):3MnCO3 + KClO3 = 3MnO2 + KCl + CO2д) **уравнивают** числа атомов тех элементов, которые **не изменяют своей степени окисления** при протекании реакции (если таких элементов два, то достаточно уравнять число атомов одного из них, а по второму провести проверку). Получают уравнение химической реакции:3MnCO3 + KClO3 = 3MnO2 + KCl + 3CO2е) **проводят проверку** по элементу, который не менял свою степень окисления (чаще всего это кислород):слева 9 + 3 = 12 атомов O справа 6 + 6 = 12 атомов OПодбор коэффициентов проведен правильно.**Другие примеры** подбора коэффициентов:а) (NH4)2Cr2O7 = Cr2O3 + N2 + 4H2O 2CrVI + 6*e*− = 2CrIII     \* 12N−III − 6*e*− = N20     \* 1(для реакций **внутримолекулярного окисления-восстановления**, когда в одном и том же веществе атомы одного элемента окисляются, а атомы другого элемента восстанавливаются, расчет ведут на число атомов в одной формульной единице реагента - 2N−III и 2CrVI; простые вещества указывают формулами молекул - N20).б) 2H2O2 = 2H2O + O2O−I + *e*− = O−II     \* 22 O−I − 2*e*− = O20     \* 1(для реакций **дисмутации**, или *диспропорционирования*, самоокисления самовосстановления, в которых атомы одного и того же элемента в реагенте окисляются и восстанавливаются, дополнительные множители проставляют **вначале в правую часть уравнения**, а затем находят коэффициент для реагента).в) 2H2S + SO2 = 3S + H2OS−II − 2*e*− = S0     \* 2SIV + 4*e*− = S0     \* 1(в случае реакций **конмутации**, или *синпропорционирования*, в которых атомы одного и того же элемента разных реагентов в результате их окисления и восстановления получают одинаковую степень окисления, дополнительные множители проставляют **вначале в левую часть уравнения**).г) 3Zn + 8HNO3 = 3Zn(NO3)2 + 2NO + 4H2OZn0 − 2*e*− = ZnII     \* 3NV + 3*e*− = NII     \* 2(коэффициенты для HNO3 находят суммированием числа атомов *азота* N в правой части уравнения) д) Zn + 2H2O + 2NaOH = Na2[Zn(OH)4] + H2Zn0 − 2*e*− = ZnII 12HI + 2*e*− = H20 1(здесь Zn - восстановитель, H2O - окислитель; в молекуле воды восстанавливается один атом водорода из двух: HIOH → H0). Следует подчеркнуть, что подбор коэффициентов не предполагает установления вида продукта; наоборот, вначале составляют схему реакции, то есть устанавливают формулы продуктов, исходя из химических свойств реагентов, а затем подбирают коэффициенты в уравнении реакции. | http://www.alhimik.ru/teleclass/img/1.gif |  |

# Метод электронного балланса

В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно рав­няться числу электронов, присоединенных окислителем. Для составле­ния уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путем, либо на осно­ве известных свойств элементов. Рассмотрим применение этого метода на примерах.

Пример 1. Составление уравнения реакции меди с раствором нитрата палладия (II). Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции и покажем изменения степеней окисления:



Медь, образуя ион меди, отдает два электрона, ее степень окисления повы­шается от 0 до +2. Медь - восстановитель. Ион палладия, присоединяя два электрона, изменяет степень окисления от +2 до 0. Нитрат палладия (II) -окислитель. Эти изменения можно выразить электронными уравнениями



из которых следует,  что при восстановителе  и окислителе коэффициенты равны 1. Окончательное уравнение реакции:

Cu + Pd(NO3)2 = Cu(NO3)2 + Pd

Как видно, в суммарном уравнении реакции электроны не фигурируют.

Чтобы проверить правильность составленного уравнения, подсчитываем число атомов каждого элемента в его правой и левой частях. Например, в правой части 6 атомов кислорода, в левой также 6 атомов; палладия 1 и 1; меди тоже 1 и 1. Значит, уравнение составлено правильно.

Переписываем это уравнение в ионной форме:

Cu + Pd2+ + 2NO3- = Cu2+ + 2NO3- + Рd

И после сокращения одинаковых ионов получим

Cu + Pd2+ = Cu2+ + Pd

Пример 2.  Составление уравнения реакции взаимодействия оксида марганца (IV) с концентрированной соляной кислотой (с помощью этой реакции в лабораторных условиях получают хлор).

Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции:

НCl + МnО2 → Сl2 + MnСl2 + Н2О

Покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:



Эта реакция окислительно-восстановительная, так  как изменяются степени окисления атомов хлора и марганца. НCl - восстановитель, MnО2 — окисли­тель. Составляем электронные уравнения:



и находим коэффициенты при восстановителе и окислителе. Они соответствен­но равны 2 и 1. Коэффициент 2 (а не 1) ставится потому, что 2 атома хлора со степенью окисления -1 отдают 2 электрона. Этот коэффициент уже стоит в электронном уравнении:

2НСl + MnO2 → Сl2 + MnСl2 + Н2О

Находим коэффициенты для других реагирующих веществ. Из электрон­ных уравнений видно, что на 2 моль HCl приходится 1 моль MnО2. Однако, учитывая, что для связывания образующегося двухзарядного иона марганца нужно еще 2 моль кислоты, перед восстановителем следует поставить коэффициент 4. Тогда воды получится 2 моль. Окончательное уравнение имеет вид

4НCl + МnО2 = Сl2 + MnСl2 + 2Н2О

Проверку правильности написания уравнения можно ограничить подсчетом числа атомов одного какого-либо элемента, например хлора: в левой части 4 и в правой 2 + 2 = 4.

Поскольку в методе электронного баланса изображаются уравнения реакций в молекулярной форме, то после составления и проверки их следует написать в ионной форме.

Перепишем составленное уравнение в ионной форме:

4Н+ + 4Сl- + МnО2 = Сl2 + Мn2+ + 2Сl- + 2Н2О

и после сокращения одинаковых ионов в обеих частях уравнения получим

4Н+ + 2Cl- + MnO2 = Сl2 + Mn2+ + 2Н2О

Пример 3. Составление уравнения реакции взаимодействия сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия.

Напишем схему реакции - формулы исходных и полученных веществ:

Н2S + КМnO4 + Н2SО4 → S + МnSО4 + К2SO4 + Н2О

Затем покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:



Изменяются степени окисления у атомов серы и марганца (Н2S - восстанови­тель, КМnО4 - окислитель). Составляем электронные уравнения, т.е. изображаем процессы отдачи и присоединения электронов:



И наконец, находим коэффициенты при окислителе и восстановителе, а затем при других реагирующих веществах. Из электронных уравнений видно, что надо взять 5 моль Н2S и 2 моль КМnО4, тогда получим 5 моль атомов S и 2 моль МnSО4. Кроме того, из сопоставления атомов в левой и правой частях уравнения, найдем, что образуется также 1 моль К2SО4 и 8 моль воды. Окончательное уравнение реакции будет иметь вид

5Н2S + 2КМnО4 + ЗН2SО4 = 5S + 2МnSО4 + К2SО4 + 8Н2О

Правильность написания уравнения подтверждается подсчетом атомов одного элемента, например кислорода; в левой части их 2.4 + 3.4 = 20 и в правой части 2.4 + 4 + 8 = 20.

Переписываем уравнение в ионной форме:

5Н2S + 2MnO4- + 6H+ = 5S + 2Мn2+ + 8Н2О

Известно, что правильно написанное уравнение реакции является выражением закона сохранения массы веществ. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым. Должны сохраняться и заряды. Сумма зарядов исходных веществ всегда должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции.

# Метод полуреакций

Как показывает само название, этот метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и  процесса восстановления с последующим  суммированием их в общее уравнение. В  качестве примера составим уравнение той же реакции, которую использовали  при объяснении метода  электронного баланса. При пропускании сероводорода Н2S через подкисленный раствор перманганата калия КМnО4 малиновая окраска исчезает и раствор мутнеет. Опыт показывает, что помутнение раствора происходит в результате образова­ния элементной серы, т.е. протекания процесса:

Н2S → S + 2H+

Эта схема уравнена по числу атомов. Для уравнивания по числу зарядов надо от левой части схемы отнять два электрона, после чего можно стрелку заменить на знак равенства:

Н2S - 2е- = S + 2H+

Это первая полуреакция - процесс окисления восстановителя Н2S.

Обесцвечивание раствора связано с переходом иона MnO4- (он имеет малиновую окраску) в ион Mn2+ (практически бесцветный и лишь при большой концентрации имеет слабо-розовую окраску), что можно выразить схемой

MnO4- → Mn2+

В кислом растворе кислород, входящий в состав ионов МnО4, вместе с ионами водорода в конечном итоге образует воду. Поэтому процесс перехода записыва­ем так:

MnO4- + 8Н+→ Мn2+ + 4Н2О

Чтобы стрелку заменить на знак равенства, надо уравнять и заряды. Посколь­ку исходные вещества имеют семь положительных зарядов (7+), а конечные - два положительных (2+), то для выполнения условия сохранения зарядов надо к левой части схемы прибавить пять электронов:

MnO4- + 8Н+ + 5e-= Mn2+ + 4Н2О

Это вторая полуреакция - процесс восстановления окислителя, т.е. перманганат-иона

Для составления общего уравнения реакции надо уравнения полуреакций почленно сложить, предварительно уравняв числа отданных и полученных электронов. В этом случае по правилам нахождения наименьшего кратного определяют соответствующие множители, на которые умножаются уравнения полуреакций. Сокращенно запись проводится так:



И, сократив на 10Н+, окончательно получим

5Н2S + 2MnO4- + 6H+ = 5S + 2Mn2+ + 8Н2О

Проверяем правильность составленного в ионной форме уравнения: число атомов кислорода в левой части 8, в правой 8; число зарядов: в левой части (2-)+(6+) = 4+, в правой 2(2+) = 4+. Уравнение составлено правильно, так как атомы и заряды уравнены.

Методом полуреакций составляется уравнение реакции в ионной форме. Чтобы от него перейти к уравнению в молекулярной форме, поступаем так: в левой части ионного уравнения к каждому аниону подбираем соответствующий катион, а к каждому катиону - анион. Затем те же ионы в таком же числе записываем в правую часть уравнения, после чего ионы объединяем в молеку­лы:



Таким образом, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода полуреакций приводит к тому результату, что и метод электронного баланса.

Сопоставим оба метода. Достоинство ыметода полуреакций по срав­нению с методом электронного баланса в том. что в нем применяются не гипотетические ионы, а реально существующие. В самом деле, в растворе нет ионов а есть ионы 

При методе полуреакций не нужно знать степень окисления атомов. Написание отдельных ионных уравнений полуреакций необхо­димо для понимания химических процессов в гальваническом элементе и при электролизе. При этом методе видна роль среды как активного участника всего процесса. Наконец, при использовании метода полуреакций не нужно знать все получающиеся вещества, они появляются в уравнении реакции при выводе его. Поэтому методу полуреакций следует отдать предпочтение и применять его при состав­лении уравнений всех окислительно-восстановительных реакций, про­текающих в водных растворах.