

МИНИСТЕРСТВО РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ПО ДЕЛАМ ГРАЖДАНСКОЙ ОБОРОНЫ, ЧРЕЗВЫЧАЙНЫМ СИТУАЦИЯМ
И ЛИКВИДАЦИИ ПОСЛЕДСТВИЙ СТИХИЙНЫХ БЕДСТВИЙ

Академия Государственной противопожарной службы

В. Я. Аджемян, В. С. Падалкина, А. П. Андреев, С. С. Воевода

ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Допущено Министерством Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий
в качестве учебного пособия для курсантов, студентов и слушателей
образовательных учреждений МЧС России

Москва 2011

УДК 54 + 546(075.4)
ББК 24.1
О50

Рецензенты:

Доктор химических наук,
профессор РХТУ им. Д. И. Менделеева
В. Ф. Жилин

Доктор технических наук
заслуженный деятель науки РФ профессор
зав. кафедрой химии и материаловедения АГЗ МЧС РФ
И. А. Пушкин

Доктор технических наук
начальник научно-технического управления МЧС РФ
В. П. Молчанов

Окислительно-восстановительные реакции: Учеб. пособие /
О50 В. Я. Аджемян, В. С. Падалкина, А. П. Андреев, С. С. Воевода. – М.:
Академия ГПС МЧС России, 2011. – 108 с.

ISBN 97-5-9229-0044-7

Учебное пособие предназначено для курсантов, слушателей и адъюнктов образовательных учреждений МЧС России пожарно-технического профиля.

УДК 54 + 546(075.4)
ББК 24.1

ISBN 978-5-9229-0044-7

© Академия Государственной противопожарной
службы МЧС России, 2011

ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ

АККУМУЛЯТОР – гальванический элемент многоразового и обратимого действия.

АНОД – электрод, на котором идет процесс окисления. При пропускании внешнего электрического тока (электролизе) анод заряжен положительно.

АНОДНАЯ ПОЛЯРИЗАЦИЯ – смещение потенциала анода в область положительных значений.

АНИОН – ион, который несет на себе отрицательный заряд.

ВАЛЕНТНОСТЬ – способность атома соединяться с другими атомами.

ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ – электроны, принадлежащие внешней электронной оболочке атома, используемые для образования связей.

ГАЛЬВАНОСТЕГИЯ – нанесение на поверхность изделия тонких, обычно до нескольких десятков микрометров, металлических покрытий.

ГАЛЬВАНОПЛАСТИКА – способ изготовления и размножения металлических копий.

ГОМОПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ – связь, образованная одинаковыми атомами; электронная плотность между ними распределяется равномерно.

ГЕТЕРОПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ – связь, образованная между разными атомами; электронная плотность между ними распределяется неравномерно.

ВОССТАНОВЛЕНИЕ – понижение степени окисления (валентности) химического элемента в соединении за счет присоединения электронов.

ВОССТАНОВИТЕЛЬ – химический элемент, повышающий свою степень окисления в процессе химического превращения за счет отдачи электронов окислителю.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ – химический источник электрического тока; принцип работы – протекание окислительно-восстановительных реакций, разделенных в пространстве.

ИОН – атом или многоатомная частица, имеющие заряд.

КАТОД – электрод, на котором происходит процесс восстановления. При электролизе катод заряжен отрицательно, в гальваническом элементе – положительно.

КОРРОЗИЯ – самопроизвольное разрушение твердых материалов, вызванное химическими и электрохимическими процессами.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (обозначается знаком + или – перед цифрой) – под степенью окисления понимают заряд атома элемента в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов. Степень окисления – понятие, имеющее физический смысл эквивалента валентности, которая обладает электрическим зарядом.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ – реакции, в которых происходит изменение степени окисления (валентности) элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

ОКИСЛЕНИЕ – отдача веществом (атомом, ионом, молекулой) электронов, сопровождающаяся повышением степени окисления.

ОКИСЛИТЕЛЬ – вещество, вызывающее процесс окисления. В процессе реакции окислитель восстанавливается, т. е. понижает свою степень окисления.

ОРБИТАЛЬ – волновая функция, описывающая возможное состояние отдельного электрона в многоэлектронной системе (атоме, молекуле, кристалле). Необходимо различать атомные и молекулярные орбитали.

ПРОТОН – элементарная, положительно заряженная частица, служащая ядром атома водорода и составной частью всех атомных ядер. Число протонов в ядре определяет порядковый номер химического элемента.

ПОЛУРЕАКЦИЯ – половина полного уравнения окислительно-восстановительной реакции, соответствующая только окислительному или только восстановительному процессу.

ПОЛЯРИЗАЦИЯ ЭЛЕКТРОДНАЯ – разность между значениями электродных потенциалов при равновесии и при пропускании через электрод внешнего электрического тока.

РАВНОВЕСНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ – потенциал электрода, соответствующий его состоянию в условиях равновесия электродной реакции.

СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ E^0 , В – восстановительный потенциал полуреакции, в которой все растворенные частицы имеют концентрацию 1 моль/л, а все газообразные вещества обладают парциальным давлением 1 атм; измеряется относительно водородного электрода, для которого E^0 полагается равным точно 0 В.

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ ЭЛЕМЕНТА – количество атомов, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает такое же количество водорода в его соединениях.

ЭЛЕКТРИЧЕСКИЙ ТОК – направленное движение электрических зарядов.

ЭЛЕКТРИЧЕСКОЕ НАПРЯЖЕНИЕ U , В – физическая величина, численно равная работе, совершаемой при перемещении положительного одиночного заряда на участке цепи, на которой измеряется электрическое напряжение.

ЭЛЕКТРОЛИТ – жидкие или твердые вещества, обладающие ионной проводимостью (проводники второго рода).

ЭЛЕКТРОДЫ – электронно-проводящие фазы (металлы или неметаллы), контактирующие с ионным проводником (электролитом).

ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ – разность потенциалов, или напряжение, возникающее при погружении металла в раствор, который содержит ионы этого металла.

ЭЛЕКТРОДВИЖУЩАЯ СИЛА (ЭДС) – максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД (НАПРЯЖЕНИЙ) – последовательность расположения химических элементов по величине их стандартных электродных потенциалов.

ЭЛЕКТРОЛИЗ – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении внешнего электрического тока через раствор или расплав электролита.

ЭЛЕКТРОНВОЛЬТ, эВ – внесистемная единица энергии, равная кинетической энергии электрона, ускоренного разностью потенциалов в 1 В.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ χ , эВ – способность атома к поляризации ковалентных связей.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ – процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии.

ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ $E_{и}$, Дж – энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, находящегося в основном состоянии.

ЭНЕРГИЯ СРОДСТВА К ЭЛЕКТРОНУ $E_{э}$, Дж – энергия, поглощаемая или выделяемая при присоединении электрона к нейтральному атому, который переходит в однозарядный ион.

ЭЛЕКТРОН e^{-} – отрицательно заряженная частица, входящая в состав всех атомов.

ЭЛЕКТРОННЫЙ БАЛАНС – электронный баланс характеризуется коэффициентами, подбираемыми согласно правилу: общее число электронов, отданных восстановителем, должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем.

ЧИСЛО ФАРАДЕЯ F равно 96 500 Кл/моль – суммарный заряд одного моля электронов.

ЭЛЕКТРОННЫЕ УРАВНЕНИЯ – уравнения, в которых указывают количество отданных или принятых электронов.

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ

ВВ – взрывчатые вещества

(в) – водный раствор

(вос) – восстановитель

(г) – газообразное состояние

(ж) – жидкое состояние

КБ – кислородный баланс

конц. – концентрированный

ОВР – окислительно-восстановительные реакции

(ок) – окислитель

(т) – твердое состояние

оч. разб. – очень разбавленный

ЭДС – электродвижущая сила

ВВЕДЕНИЕ

Вся наша жизнь связана с химическими превращениями. Неорганические, органические, биологические процессы и любые другие взаимодействия веществ с образованием новых продуктов есть не что иное, как химические реакции. Их великое множество, все они подчиняются определенным законам и подлежат той или иной классификации.

В химических реакциях исходные соединения (реагенты) взаимодействуют друг с другом, в результате чего получают новые вещества (продукты реакции), зачастую кардинально отличающиеся от реагентов свойствами или (и) строением. Протекание химических процессов является следствием обмена между веществами атомно-молекулярными частицами, протонами (ионами водорода), электронными парами и электронами. Всегда, кроме случаев с участием электронов, у атомов, входящих в состав соединений и участвующих в химических превращениях, не изменяется состав внешнего электронного слоя. И только при переносе электронов от одних атомов к другим нарушается электронный баланс. Согласно существующим представлениям, элементы, между которыми происходит обмен электронами, изменяют степени окисления. Исходя из сказанного, самой первой классификацией химических реакций может быть их разделение на реакции, которые протекают без изменения электронного баланса валентных электронных слоев атомов (обменные, радикальные), и реакции, в которых это изменение происходит (окислительно-восстановительные).

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – самые распространенные реакции, играющие основополагающую роль в природе и во многих сферах деятельности человека. Благодаря им протекает вся жизнедеятельность живых организмов: процессы фотосинтеза, дыхания, пищеварения, горения, брожения, гниения. ОВР осуществляют круговорот элементов в природе, позволяют получать практически все виды энергии, служат основой экологических мер охраны окружающей среды. Они способствуют коррозии металлов и лежат в основе всех металлургических процессов. Это далеко не полный перечень процессов, которые протекают с участием данных реакций, но и его достаточно, чтобы понять, что ОВР заслуживают самого серьезного изучения.

Глава 1

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ В СОЕДИНЕНИЯХ

Важнейшей характеристикой окислительно-восстановительных реакций является понятие «*степень окисления*».

Простые вещества образуют соединения в соответствии с их валентностью. Количественной характеристикой этого понятия служит общее число орбиталей, которые принимают участие в образовании химических связей.

Химическая связь, объединяющая атомы, представляет собой концентрацию электронной плотности (обобщенных электронов) в межъядерном пространстве. Образование связей сопровождается общим понижением энергии системы. Чем интенсивнее это понижение, тем прочнее связь. Если связь образована одинаковыми атомами (*гомополярная связь*), то электронная плотность распределяется равномерно и сама связь носит истинно ковалентный характер. В большинстве случаев в образовании химической связи участвуют различные элементы. Такая связь называется *гетерополярной*. Для данного типа связи характерна конкуренция между атомами за общую электронную плотность. У гетерополярных молекул наблюдается большее или меньшее смещение общей электронной плотности в сторону одного из атомов, в результате чего молекула становится *диполем*, т. е. ее части приобретают отличные по знаку эффективные заряды (меньше единицы)¹. Важно отметить, что при смещении электронной плотности общая энергия системы понижается в большей степени, чем при ее равномерном распределении. Таким образом, образование диполя повышает прочность химической связи и благоприятствует образованию молекулы. *Способность атома в соединении притягивать к себе общую электронную плотность называют электроотрицательностью (χ)*. Именно так это понятие было сформулировано Л. Полингом в 1932 г.

Способность атомов притягивать или отдавать электронную плотность может быть определена, исходя из таких фундаментальных понятий, как *энергия ионизации I* и *энергия сродства к электрону $E_{э}^2$* . Следует понимать, что каждый атом имеет собственные и энергию ионизации, и энергию сродства к электрону. Вопрос состоит в том, какая из этих энергий является определяющей в каждом конкретном случае. При преобладании

¹ Общая электронная плотность по-прежнему принадлежит обоим атомам, но «центр тяжести» ее смещен в сторону одного из них. Чем больше смещение, тем выше эффективный заряд: положительный у атома, обедненного электронами, и отрицательный у атома, притягивающего общее электронное облако.

² *Энергия ионизации* – минимальная энергия, которую нужно затратить на отрыв одного электрона от атома с образованием положительного иона. Энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к атому или затраченная на такое присоединение с образованием отрицательного иона, называется *энергией сродства к электрону*.

энергии ионизации – атом склонен к «отторжению» электронов, при главенстве энергии сродства к электрону – атом притягивает общее электронное облако. Исходя из этих соображений, Р. Малликен для количественного определения электроотрицательности элемента предложил формулу

$$\chi = (I + E_0)/2,$$

где χ – электроотрицательность; I – энергия ионизации; E_0 – энергия сродства к электрону.

К сожалению, формула Р. Малликена оказалась применимой к очень ограниченному числу веществ. Дело в том, что если энергия ионизации определяется сравнительно легко, то величину энергии сродства к электрону определить гораздо труднее, а для многих элементов она просто не известна. Некоторые исследователи, исходя из собственных методов расчета, предложили таблицы со значениями электроотрицательностей элементов. Наиболее употребимой и распространенной является таблица электроотрицательностей, составленная Л. Полингом, в которой он приводит значения, вычисленные на основании предложенного им эмпирического метода, в основу которого положены значения энергий связей между элементами в соединениях. В табл. 1 приведены сравнительные значения электроотрицательностей некоторых элементов, полученных Р. Малликеном и Л. Полингом. У Л. Полинга значения электроотрицательностей, так же как и в расчетах по формуле Р. Малликена, выражаются в электронвольтах. Электроотрицательность фтора условно принята равной 4.

Таблица 1

Электроотрицательность атомов по Малликену и Полингу [1]

Метод расчета	H	Li	Be	B	C
по Малликену	7,17	2,96	2,86	3,83	5,61
по Полингу	2,10	1,00	1,50	2,00	2,50
	N	O	F	Na	Mg
по Малликену	7,34	9,99	12,32	2,94	2,47
по Полингу	3,00	3,50	4,00	0,90	1,20
	Al	Si	P	S	Cl
по Малликену	2,97	4,35	5,72	7,60	9,45
по Полингу	1,50	1,80	2,10	2,50	3,00

Как видно, общая тенденция изменения электроотрицательности элементов у обоих авторов сохраняется, хотя имеются и некоторые отличия. В дальнейшем для определения электроотрицательности будем пользоваться данными Л. Полинга, поскольку они наиболее полные и общепотребляемые. В табл. 2 сведены величины χ для элементов основных подгрупп таблицы Д. И. Менделеева.

Электроотрицательность элементов по Л. Полингу [2]

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
H 2,1	–	–	–	–	–	–
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Pb 0,8	Sr 1,0	Jn 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pd 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Если электронная плотность распределена равномерно (или почти равномерно) между ядрами двух атомов, то объединение этих атомов происходит за счет сил взаимного притяжения обобществленных электронов и атомных ядер. В том случае, когда электронная плотность смещается к одному из атомов и атомы приобретают некие эффективные заряды, взаимодействие между ядрами и электронным облаком уменьшается, но одновременно начинает проявляться электростатическое взаимодействие между заряженными частицами (атомами, получившими эффективные заряды). Чем больше смещение электронной плотности, тем больше значение эффективного заряда на атомах, объединенных этой плотностью. Доля электростатики, естественно, будет тем больше, чем полярнее молекула. Наконец, при достижении определенной величины эффективного заряда (порядка 70 % от целочисленного) электростатическое взаимодействие станет главенствующим и ковалентная связь трансформируется в ионную.

Чем выше значение χ , тем больше склонность элемента притягивать электронную плотность.

Электроотрицательность не является альтернативой понятию «валентность». Она его дополняет, так как характеризует химическую связь не только с позиций обобществления валентных электронов, но и как взаимодействие заряженных частиц. В том случае, когда движущей силой реакции служит обмен электронами между реагирующими соединениями, на первый план выходит изменение заряда элементов, и тогда используют понятие «*степень окисления*», которое является важнейшей характеристикой окислительно-восстановительного процесса.

Следует отметить, что в оценке степени окисления того или иного элемента имеется существенное допущение: заряды на атомах считают не эффективными, а целочисленными. Однако это не противоречит здравому

смыслу. Принимаем же мы допущение о существовании «чисто» ионной связи, хотя подобное объединение химических элементов просто невозможно, так как любой тип химической связи характеризуется тем, что общие электроны находятся одновременно вблизи двух или более ядер атомов, объединенных химической связью. Следовательно, ионное соединение – соединение, в котором электронное распределение сильно смещено к одному из атомов ($\Delta\chi \geq 2,8-3,0$), и эффективные заряды на концах диполя становятся близкими к целочисленным.

Учитывая все сказанное выше, степень окисления атома в соединении может быть рассчитана, исходя из следующих правил:

1. В соединении атомам приписывают целочисленные заряды: более электроотрицательным – отрицательные, а менее электроотрицательным – положительные. Например, оксид магния MgO . В этом соединении магнию присваивается степень окисления +2, а кислороду – степень окисления –2.

Часто величина электроотрицательности совпадает по абсолютному значению с валентностью элемента, хотя существуют и исключения (например, в соединении CO степень окисления углерода +2, а валентность равна 3, в молекуле азота валентность атомов равна 3, а степень окисления 0).

2. Степени окисления атомов, т. е. веществ в элементарном состоянии, равны нулю, поскольку их электроны, образующие связи, обобществляются атомами равноценно, например: Br_2 , H_2 , N_2 , Pb , P_4 , S_8 .

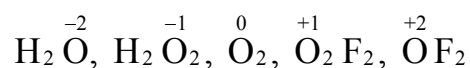
3. Степень окисления любого одноатомного иона равна его заряду; так, степень окисления K^+ равна +1, степень окисления Cl^- –1, а Cr^{3+} +3.

4. Степень окисления водорода во всех соединениях, исключая бинарные соединения с металлами (гидриды металлов типа NaH , AlH_3), равна +1, например, в HCl степень окисления водорода равна +1, а хлора –1. В бинарных гидридах степень окисления водорода равна –1, например, в NaH степень окисления натрия равна +1, а водорода –1.

5. Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна –2.

В пероксидных соединениях, где есть связь $O-O$ (H_2O_2 , Na_2O_2), степень окисления кислорода равна –1.

В соединениях с фтором степень окисления кислорода равна +1 и +2:



Фтор, как наиболее электроотрицательный элемент, всегда имеет степень окисления –1.

6. Металлы не имеют отрицательных степеней окисления.

7. В соединениях неметаллов, не содержащих водорода и кислорода, отрицательно заряженным считается элемент, обладающий большей электроотрицательностью, например трихлорид бора BCl_3 . Степень окисления бора равна +3, а у хлора степень окисления, соответственно, –1.

Если в такие соединения входит водород, то даже при очень близких значениях электроотрицательностей элементов ему приписывается степень окисления +1.

Таким образом, у органических соединений при наличии чисто ковалентной связи C–H можно считать углерод элементом с отрицательным зарядом (так, в метане CH_4 степень окисления углерода с большой степенью допущения можно считать равной -4 , а в этилене C_2H_4 , соответственно, -2).

8. В любой молекуле сумма степеней окисления всех атомов равна нулю; в молекулярном ионе она равна заряду иона.

9. Многие атомы имеют переменную степень окисления. Например, степень окисления серы в сероводороде H_2S равна -2 , а в оксиде серы (IV) SO_2 равна $+4$.

10. Высшая степень окисления атома обычно совпадает с номером группы, в которой находится элемент в периодической системе элементов.

Например, магний Mg находится во второй группе и его высшая степень окисления равна $+2$, а марганец Mn находится в седьмой группе и его высшая степень окисления равна $+7$.

Из вышеизложенного можно сделать вывод, что большинство химических связей более или менее поляризовано. При очень сильной поляризации связь между атомами в молекуле можно считать ионной. Для большинства соединений, отнесенных к неорганической химии, характерным свойством является наличие полярных связей. Следовательно, каждое из них можно, при достаточном допущении, рассматривать как сумму электрических зарядов различных знаков, которая у молекулы будет равна нулю, а у иона – его заряду. Поэтому в рамках неорганических соединений степень окисления может служить эквивалентом валентности, но, в отличие от «истинной» валентности, объединяющиеся части имеют заряд – положительный или отрицательный. Понятие степени окисления существенно упрощает способ построения соединения даже в том случае, когда валентность атомов, входящих в него, и их степени окисления вступают в противоречие. Например, это имеет место у монооксида углерода CO (валентность углерода равна 3, степень окисления $+2$) или азотной кислоты HNO_3 (степень окисления азота $+5$, в то время как его валентность не может быть выше четырех).

Итак, степень окисления следует рассматривать не как формальное понятие, а как понятие, имеющее физический смысл эквивалента валентности, которая обладает электрическим зарядом. Этот заряд определяется избытком или недостатком электронной плотности у атомов, объединенных в соединения. Его величина определяется разностью электроотрицательностей между

интересующим нас атомом и его окружением. Отсюда следует, что степень окисления может рассматриваться только для атомов, входящих в соединение. Для изолированных атомов она не имеет смысла. Если соединение образуется из одинаковых атомов, то степень окисления каждого из них равна нулю.

Возможные степени окисления элементов можно оценить, пользуясь таблицей Д. И. Менделеева. Наиболее четко они прослеживаются у *s*- и *p*-элементов, т. е. элементов, образующих основные подгруппы (подгруппа «А») этой таблицы. У таких элементов, расположенных в трех первых группах, существует только одна, причем положительная, степень окисления, равная номеру группы (исключение составляет таллий, у которого возможны две степени окисления: +3 и +1).

В четвертой, пятой и шестой группах элементы подгруппы «А» могут иметь две положительные степени окисления: максимальную, равную номеру группы, и меньшую на две единицы (углерод +4 и +2; сера +4 и +6).

Начиная с четвертой группы, мы переходим к элементам, которые приобретают способность кроме положительной иметь и отрицательную степень окисления, равную номеру группы минус число восемь (максимально возможное число электронов на внешнем валентном слое)¹.

Сложнее обстоит дело с элементами седьмой группы. Здесь, кроме максимальной степени окисления, равной, как обычно, номеру группы, атомы могут иметь ряд промежуточных степеней окисления, каждая из которых отличается от предыдущей на две единицы: +7, +5, +3, +1. Для элементов этой группы возможна и отрицательная степень (-1).

Все сказанное не относится к водороду, кислороду и фтору, так как об их степенях окисления было сказано раньше.

У двух элементов первой группы (медь и золото) максимальная степень окисления больше номера группы и соответственно равна +2 и +3, а у всех элементов восьмой группы она ниже номера группы. Все эти элементы относятся к металлам и не имеют отрицательных степеней окисления.

У элементов побочных подгрупп не наблюдается четкой связи между номером группы и степенью окисления. Однако для элементов побочных подгрупп второй – седьмой групп характерно соответствие положительной максимальной степени окисления номеру группы.

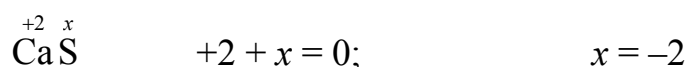
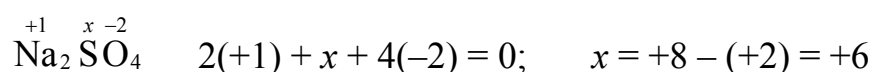
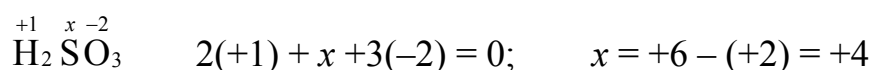
¹ Следует отметить, что если положительных степеней окисления у элементов может быть несколько, то отрицательная (если она имеется) – всегда одна, равная разности между номером группы (высшей положительной степенью окисления) и числом 8, которое представляет октет электронов – максимально возможное заполнение электронами внешнего уровня атома.

Элементы побочных подгрупп не имеют определенных закономерностей в изменении степеней окисления внутри групп, поэтому целесообразно запомнить возможные степени окисления у некоторых из них, наиболее часто встречающихся в реакциях:

Cr (+6; +3);
Mn (+7; +6; +4 +2);
Fe (+2; +3; очень редко +6);
Co (+2; редко +3);
Ni (+2, чрезвычайно редко +3);
Cu (+2; +1);
Zn (+2);
Ag (+1);
Au (+3; +1);
Cd (+2);
Hg (+2; +1).

Степени окисления указываются над символом атома. В отличие от истинных зарядов, например, заряда иона, у которого знак плюс или минус ставится после числа, указывающего на количество зарядов, для обозначения степени окисления принят обратный порядок: знак-число.

Расчет степени окисления любого атома в соединении не представляет особого труда. В качестве примера определим их значения для серы в соединениях H_2SO_3 , Na_2SO_4 , и CaS . Зная, что водород имеет степень окисления +1, кислород – степень окисления –2, натрий (группа 1 «А») +1 и кальций (группа 2 «А») +2, а также учитывая, что молекулы электронейтральны, составим элементарные уравнения:



В первом случае сера имеет степень окисления +4, во втором +6, а в третьем – степень окисления –2.

Итак, степень окисления определяется избытком или дефицитом электронов, а ее изменение связано с перераспределением электронной плотности на внешней орбитали элемента. Следовательно, движущей силой, определяющей протекание ОВР, является обмен электронами, приводящий к изменению степеней окисления атомов, участвующих в реакции.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ.....	3
СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ.....	5
ВВЕДЕНИЕ.....	6
Глава 1. Степени окисления атомов в соединениях	7
Глава 2. Окислители и восстановители.....	14
Глава 3. Типы окислительно-восстановительных реакций	21
Глава 4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	23
4.1. Метод электронного баланса	25
4.2. Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).....	29
Глава 5. Электродные потенциалы – мера окислительно- восстановительной способности веществ.....	37
Глава 6. Некоторые специфические окислительно-восстановительные реакции	62
Глава 7. Коррозия металлов	76
Глава 8. Гальванические элементы, применяемые на практике	80
Глава 9. Электролиз	85
ЗАКЛЮЧЕНИЕ	93
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	94
Приложение 1. Примеры реакций для самостоятельного решения.....	94
Приложение 2. Возможные степени окисления элементов.....	96
Приложение 3. Ответы на вопросы самостоятельной работы	104
ЛИТЕРАТУРА	106

Учебное издание

Аджемян Владимир Яковлевич
Падалкина Валентина Стефановна
Андреев Александр Петрович
Воевода Сергей Семенович

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

Редактор *Е. В. Ермакова*
Технические редакторы *Г. А. Габдулина*
Е. А. Пушкина
Корректор *Н. В. Федькова*

Подписано в печать 18.04.2011. Формат 60×90 1/16.
Печ. л. 6,75. Уч.-изд. л. 4,9. Бумага офсетная.
Тираж 400 экз. Заказ 146

Академия ГПС МЧС России
129366, Москва, ул. Бориса Галушкина, 4